

EKSPERIMENTHÆFTE

Energi på lager

Følg forskernes jagt på ren energi og fremtidens brændstoffer

CASE

Catalysis for Sustainable Energy



EKSPERIMENTHÆFTE



Energi på lager

Følg forskernes jagt på ren energi og fremtidens brændstoffer

Elisabeth Wulffeld
Anne Hansen



CASE

Catalysis for Sustainable Energy

Energi på lager

DTU

1. udgave, 1. oplag, 2011

Oplag: 2.250

978-87-87669-33-7

Eksperimenthæfte kan frit hentes som pdf-fil på www.energipaalager.dk.

Ansv. redaktør: Anne Hansen, CASE

Forfattere: Elisabeth Wulffeld, Anne Hansen, CASE

Fagredaktører:

Erik Both, lærebogsforfatter

Henning Henriksen, lærebogsforfatter

Dorthe Adamsen, skolekonsulent og lærer, Tårnby Kommune

Charlotte Degn Bauner, lærer, Tårnby Kommune

Elzebeth Wøhlk, skolekonsulent og lærer, Tårnby Kommune

Knud Skov, skolekonsulent, Gladsaxe Kommune

Ole Trinhammer, cand. scient., chefnanotekar, DTU Fysik

samt forskere fra CASE, DTU

En stor tak til alle for omhyggelig gennemgang af materialet og for mange gode råd og vejledning.

Grafisk design og tilrettelæggelse: Grethe Kofoed

Illustrator: Martin Ørsted Rasmussen

Korrektur: Lene Bengtsen

Tryk: Trykcentret

Bogen er trykt på FSC-mærket papir.

Undervisningsmaterialet er produceret og udgivet af forskningsinitiativet Catalysis for Sustainable Energy (CASE) ved Danmarks Tekniske Universitet.

Undervisningsmaterialet er udgivet med støtte fra Nordea-fonden og Familien Hede Nielsens Fond.

NORDEA
FONDEN

Eksterne samarbejdspartnere:

CONCITO – Danmarks grønne tænketank

Haldor Topsøe A/S

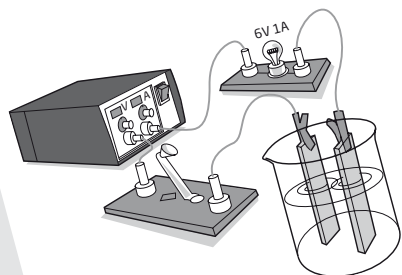
Scan koden med din mobil, og besøg www.energipaalager.dk.
Sms 'scan' til 1220 for at hente program (almindelig smstakst).



Indhold

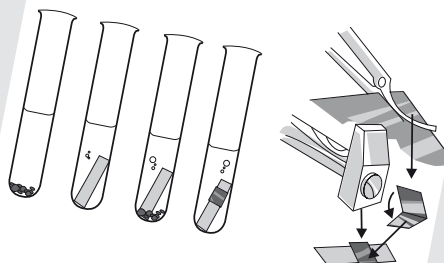
1.1: Energi gemt i batterier	5
1.2: Kobber styrer reaktionen	9
1.3: En overfladisk reaktion	12
1.4: Biologiske og ikke-biologiske katalysatorer	15
1.5: Colaspringvand	18
2.1: Hvor meget CO ₂ kan en cola frigive?	22
2.2: Forbrændingsprodukter	25
2.3: Vand uden brus	28
2.4: Surt vand	32
2.5: Kvæl flammen	36
2.6: Gas i vand	39
3.1: Lysets energi	43
3.2: Fotosyntese	47
3.3: Brændselscelle	50
3.4: Elektrolyse	54
3.5: Fotokemi	57
3.6: Redoxreaktioner	61
4.1: Brænd en nød	65
4.2: Biobrændstoffer	69
4.3: Carbon i hverdagen	73
4.4: Plastik fra mælk	77
Klasseopgaven: Kan du arbejde som forsker?	80
5.1: Test din ånde	82
5.2: Kunstige lyn spalter nitrogen	84
5.3: Kemisk analyse	88
5.4: Ammoniak i piller	92

Kapitel 1: Fra sort til gul energi



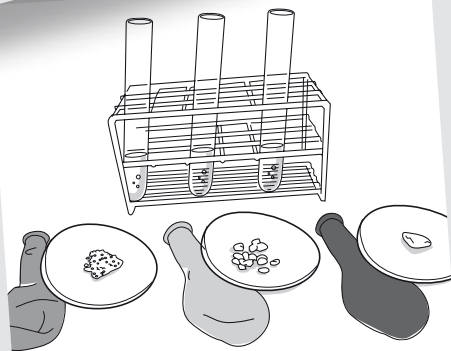
Eksperiment 1.1:
Energi gemt i batterier

5



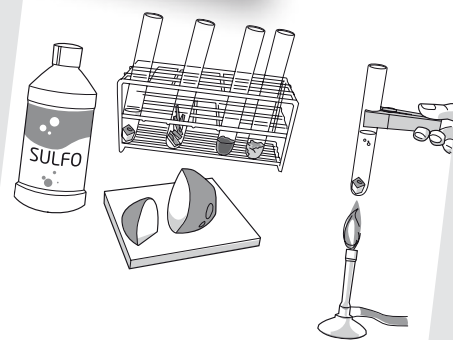
Eksperiment 1.2:
Kobber styrer reaktionen

9



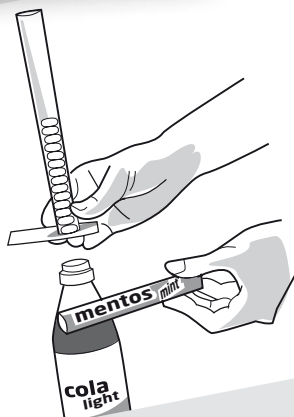
Eksperiment 1.3:
En overfladisk
reaktion

12



Eksperiment 1.4:
Biologiske og ikke-bio-
logiske katalysatorer

15



Eksperiment 1.5:
Colaspringvand

18



Eksperiment 1.1: Energi gemt i batterier

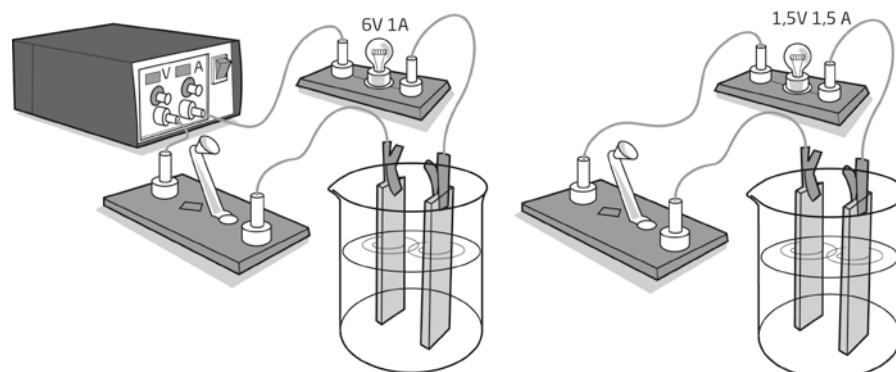
Eksperiment om opladning og afladning af en blyakkumulator

Formål

I skal bygge en akkumulator. I skal oplade den og derefter vise, at den nu indeholder energi.

I skal bruge

Fortyndet svovlsyre (H_2SO_4) (1 M)
 Afbryder (kontakt)
 Bægerglas (250 ml)
 Jævnstrømsforsyning
 Lampefatning
 Lysdioder (evt. med forskellig farve)
 Stopur
 To blyplader
 To pærer: 6 V 1 A og 1,5 V 1,5 A
 To krokodillenæb
 Tre ledninger
 Voltmeter



Oplæg

Batterier bruges til at gemme elektrisk energi, så man kan bruge den, når og hvor det er nødvendigt. I biler findes et batteri, der kaldes en akkumulator. Når bilen skal starte, er det strøm fra akkumulatoren, der drejer motoren rundt, til den kommer i gang. I en bilakkumulator er der seks celler i serie, der hver kan oplagre en vis mængde energi. Fordelen ved at koble flere celler sammen er, at man opbygger en større spændingsforskel, der passer til det apparat eller den motor, der skal drives. Spændingsforskellen over en bilakkumulator er 12 V. I dette eksperiment skal I dog blot opbygge en enkelt celle.

Sådan gør I

Opladning

1. Byg opstillingen som vist på tegningen øverst til venstre. De to blyplader i bægerglasset må ikke røre hinanden. Sæt et rødt krokodillenæb på den plade, der er forbundet til plus på strømforsyningen.
2. Fyld fortyndet svovlsyre i bægerglasset, til to tredjedele af pladerne er dækket. Sæt spændingsforskellen på strømforsyningen til 6 V. Hold kontakten nede, og oplad i et minut.

Afladning

3. Byg opstillingen som vist på tegningen øverst til højre. Mål med et voltmeter spændingsforskellen mellem de to blyplader: _____ V
4. Hold kontakten nede, og tag tid. Hvor længe lyser pæren? _____

Yderligere eksperimenteren

5. Prøv at oplade i to minutter og se, hvor længe pæren derefter lyser ved afladning. _____
6. Oplad akkumulatoren i tre minutter, og mål tiden, pæren lyser ved afladning. _____
 Hvilken sammenhæng er der mellem opladningstid og afladningstid?

7. Hvad sker der med blypladerne under opladningen?

8. Udskift glødepæreopstillingen med en lysdiode. Kan akkumulatoren få dioden til at lyse?

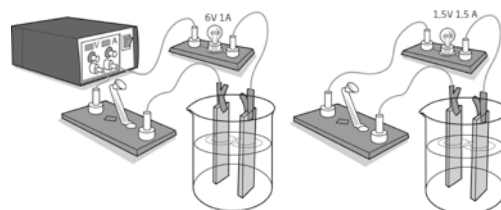
9. Undersøg, om akkumulatoren kan få en lille motor til at køre. Måske skal I sætte flere akkumulatorer i serie for at få motoren til at køre? Hvor mange celler skal der til?

Ekspæriment 1.1: Energi gemt i batterier

Ekspæriment om opladning og afladning af en blyakkumulator

Baggrundstekst

Afsnittet 'Forskerne dyrker Solen'



Beskrivelse

Eleverne oplader og aflader en elektrokemisk celle opbygget af to blyplader og svovlsyre. I elevteksten bruges betegnelsen akkumulator for denne opstilling, selvom dette navn kun er korrekt, hvis der er to eller flere celler sat sammen. Eleverne undersøger derefter energiindholdet i cellen, og om spændingsforskellen over cellen er tilstrækkelig til at få en motor til at køre.

Forklaringer

Opladning og afladning

Ved den første opladning af to rene blyplader sker der følgende: Ved blypladen forbundet til den positive pol på strømforsyningen dannes to oxygenatomer gennem spaltning af vand. Disse to atomer reagerer med blypladens overflade, så der dannes blydioxid (PbO_2). Ved blypladen forbundet til strømforsyningens negative pol dannes der hydrogen, der bobler op af opløsningen. Her sker der intet med blypladen.

Efter opladningen er de to plader forskellige, og med svovlsyren virker de som et galvanisk element (elektrokemisk celle) med PbO_2 -pladen som den positive pol. Ved afladningen dannes der hydrogenioner ved PbO_2 -pladen. Hydrogenionerne reagerer med PbO_2 , så der dannes blymonooxid (PbO) og vand. PbO reagerer med svovlsyren, så der dannes blyulfat (PbSO_4). Processerne kan skrives som:

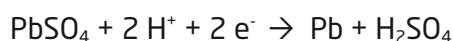


Ved den anden blyplade, den negative pol ved afladningen, reagerer vand med blypladen og danner PbO , som derefter omdannes til PbSO_4 på samme måde som vist ovenfor. Når cellen er helt afladet, er overfladerne på begge blyplader omdannet til PbSO_4 og således helt ens. Derfor er der ikke længere nogen spændingsforskel mellem dem.

Ved den anden opladning er de to blyplader dækket med PbSO_4 , der oplades. Ved den plade, hvor strømmen løber ind i cellen, reagerer vand med PbSO_4 på følgende måde:



De to hydrogenioner angriber PbSO_4 på den plade, hvor strømmen løber væk, på denne måde:



Ved denne anden opladning omdannes pladerne altså til henholdsvis PbO_2 og rent bly. Ved opladningen forbruges vandmolekyler, og der dannes svovlsyremolekyler. Cellen indeholder derfor mest svovlsyre, når den er fuldt opladet. Vandet gendannes under afladningen under forbrug af svovlsyre.

Der oplagres mere energi i cellen, jo længere tid den oplades. Den tilførte energi er for en kortere tid propor-

tional med opladningstiden. Elevernes målinger af tiden, som pæren lyser ved afladningen, vil derfor også være proportional med opladningstiden. Hvis eleverne ved afladningen finder på at sætte flere pærer ind, vil cellen blive hurtigere afladet. Under opladning eller afladning bliver det aktive overfladeareal mindre. Det bevirker, at hastigheden af de ovenstående reaktioner falder for til sidst at gå i stå. Denne ændring vil være særlig mærkbar, jo mindre aktiv overflade der er tilbage

Spændingsforskellen over cellen er 2 V. En bilakkumulator har en spændingsforskel på 12 V, fordi der sidder seks celler i serie.

Batterier som energilagre

Batterier bliver brugt i stor udstrækning til at gemme elektrisk energi og findes i dag i et utal af elektriske apparater som biler (akkumulatoren), mobiltelefoner, computere og kameraer. Batterier har dog den svaghed, at de ikke er velegnede til at lagre meget store mængder elektricitet, og at selv de genopladelige har en relativ kort levetid. Det sidste kender de fleste sikkert fra batterierne i deres bærbare computere. Disse svagheder betyder, at batterier ikke er egnet til at gemme overskydende strøm fra vindmøller eller solceller. Mængden og prisen på batterierne vil blive for stor og levetiden for kort til, at det er økonomisk rentabelt. Af de samme årsager er udbredelsen af elbiler stadig meget begrænset, og når det drejer sig om at skaffe energi til supertankere, flyvemaskiner og lastbiler, er det nødvendigt at arbejde med andre energibærere end batterier. I CASE arbejder forskerne derfor med at gemme overskydende vedvarende energi på kemisk form som ethanol, hydrogen og ammoniak.

Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Man kunne tænke sig, at man ved at rense blypladerne inden opladningen kunne måle en spændingsforskel på nul mellem pladerne. Det er dog meget vanskeligt at rense blypladerne så godt, at voltmetret ikke giver udslag.
2. Batteriet skal oplades med 6 volt jævnstrøm. Husk at forbinde den positive pol på strømforsyningen til den samme plade, hver gang der oplades.
3. Opladestrømmen må ikke være for kraftig, da man ellers risikerer, at en væsentlig del af energitilførslen bruges til spaltning af vand i stedet for til at omdanne pladerne. Pæren i kredsløbet hindrer, at opladningsstrømstyrken bliver for stor. Opladningen må heller ikke vare for længe. Når pladen forbundet til den positive pol er blevet fuldstændig dækket af det brune lag blydioxid (PbO_2), kan man ikke oplade batteriet mere, og yderligere energitilførsel går blot til spilde.
4. Det anbefales, at eleverne bruger beskyttelsesbriller under eksperimentet. En 1 M svovlsyre er mærket med faresymbolet Xi, lokalirriterende. Irriterer øjnene og huden. Opbevares utilgængeligt for børn. Kommer stoffet i øjnene, skylles straks grundigt med vand, og læge kontaktes.

Ekspæriment 1.2: Kobber styrer reaktionen

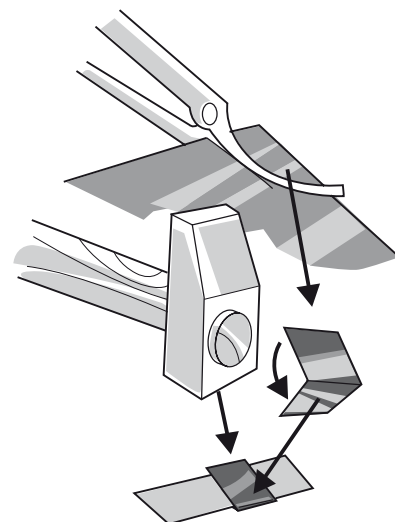
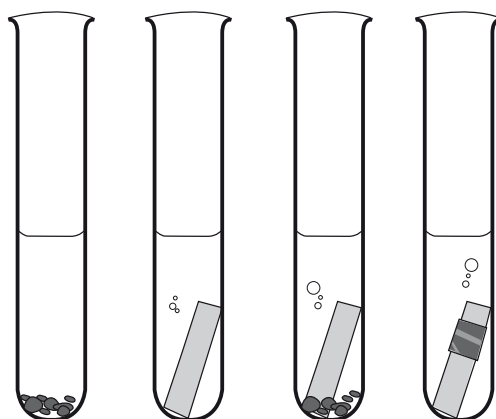
Kobber som katalysator

Formål

I skal undersøge, hvordan kobber påvirker hastigheden af en kemisk reaktion uden selv at blive forbrugt.

I skal bruge

Svovlsyre (H_2SO_4) (1 M)
 Beskyttelsesbriller
 Fire reagensglas
 Hammer
 Kobberblik
 Kobberspåner
 Måleglas (10 ml)
 Pladesaks eller kraftig saks
 Reagensglasstativ
 Tre zinkstykker



Oplæg

Metallet zink (Zn) reagerer med svovlsyre (H_2SO_4), så der dannes hydrogen (H_2). Denne reaktion går hurtigere, hvis man bruger kobber som katalysator. En katalysator er nemlig et materiale, der sætter fart på kemiske reaktioner uden selv at blive forbrugt i reaktionen. Man kan måle reaktionshastigheden ved at iagttage, hvor hurtigt der dannes bobler. Husk at bruge beskyttelsesbriller.

Sådan gør I

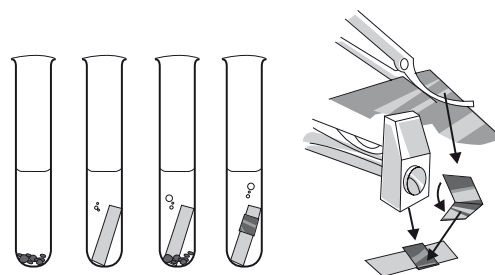
1. Sæt fire reagensglas i et reagensglasstativ.
2. Læg nogle kobberspåner i det første glas: glas 1.
3. Læg et stykke ubrugt zink ned i glas 2 og glas 3.
4. Læg så mange kobberspåner ned i glas 3, at der er god kontakt mellem kobberet og den nederste del af zinkstykket.
5. Klip et lille stykke kobberblik ud med en pladesaks, og buk det omkring den ene ende af et stykke ubrugt zink. Bank kobberet fast på zinkstykket med en hammer. Læg zink-kobberstykket ned i glas 4, så kobberet sidder øverst.
6. Hæld 5 ml fortyndet svovlsyre ned i hvert af de fire glas.
7. Sammenlign efter et stykke tid, hvor meget hydrogen der udvikles i de fire glas. Giv en forklaring på jeres iagttagelser:

Ekspæriment 1.2: Kobber styrer reaktionen

Kobber som katalysator

Baggrundstekst

Afsnittet 'Kemiske katte'



Beskrivelse

Eleverne undersøger kobbers effekt på hastigheden af den kemiske reaktion mellem zink og svovlsyre. Effekten vurderes ud fra mængden af hydrogenbobler i opløsningen. Desuden undersøger eleverne kobbers katalytiske virkning ved forsøg med zink og kobber.

Forklaringer

Reaktion mellem zink og svovlsyre

Dannelse af hydrogen gennem reaktionen mellem zink og svovlsyre forløber kun meget langsomt. Hydrogendannelsen sker ved følgende reaktion:



I glas 1 sker der ingen udvikling af hydrogen. I glas 2 bør det gå langsomt. I glas 3 og glas 4 vil kobberet, hvor det er i kontakt med zinkoverfladen, virke som en katalysator, og reaktionerne bør derfor forløbe hurtigere end i glas 2. Det skyldes, at hydrogen lettere dannes på kobberoverfladen end på zink.

Den største mængde hydrogen dannes, hvor kobberet er i direkte kontakt med zinkstykket. Dette ses særlig tydeligt i glas 4, hvor hydrogenudviklingen sker på den øverste del af zinkstykket. Ved at sammenligne glas 3 og 4 kan eleverne altså konkludere, at kontaktfladen mellem kobber og zink er bestemmende for, hvor reaktionen finder sted.

Heterogen og homogen katalyse

I dette eksperiment, hvor katalysatoren er på fast form, og reaktanterne er på henholdsvis fast og flydende form, er der tale om såkaldt heterogen katalyse. Hvis katalysatoren derimod er på samme form som reaktanterne (typisk gasform), er der tale om homogen katalyse. I elevbogen refererer katalysatorer oftest til heterogene katalysatorer, da disse er omdrejningspunktet for forskningen i CASE.

Kobber som katalysator i industrien

Ønsket om at fremstille ethanol eller længere alkoholer med CO₂ som carbonkilde er i dag mere relevant end nogensinde på grund af verdens stigende behov for CO₂-neutrale brændstoffer. Kobber har været kendt i mere end 20 år som den bedste katalysator til fremstillingen af methanol fra CO₂. Desværre har kobber en lav effektivitet som katalysator og en ringe selektion imod dannelsen af ethanol og længere alkoholer. I CASE har forskerne nærstuderet kobbers egenskaber som katalysator for at kortlægge bindingsværdierne mellem kobber og CO₂ i alle de mellemstadier, der skal til for at danne en alkohol. Undersøgelserne gør forskerne klogere på, hvorfor katalysatoren styrer reaktionen mod methanol som produkt frem for ethanol. Resultaterne er vigtige for udviklingen af nye, mere effektive ethanolkatalysatorer, og for første gang i over 20 år er det faktisk lykkedes at finde et materiale med gode katalysatoregenskaber til dannelsen af ethanol. Katalysatoren, der består af en legering af nikkelgallium (NiGa), skal udforskes yderligere, men den er et vigtigt skridt på vejen til effektive ethanolkatalysatorer.

Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Det er vigtigt, at eleverne bruger nye zinkstykker. Hvis zinkstykkerne tidligere har været brugt til eksperimenter med en kobbersulfatopløsning, kan de se helt blanke ud. Disse brugte zinkstykker har imidlertid små mængder kobber på overfladen, så hydrogenudviklingen går hurtigere på disse zinkstykker end på helt ubrugte zinkstykker.
2. Hvis man vil vise, at kobberet ikke bliver forbrugt ved reaktionen, kan det for eksempel gøres ved at tilsætte så meget syre, at hele zinkstykket oxideres. Herved vil man se, at kobberet er fuldt og helt bevaret. Et normalt stykke zink vejer typisk maksimalt 1,8 g. For at alt zink skal reagere, skal der bruges 28 ml 1 M svovlsyre. Det er for meget til, at det kan være i et reagensglas. Hvis man derimod bruger en 2 M svovlsyre, skal der kun bruges 14 ml. Det er en passende mængde til et reagensglas. Man skal regne med at lade reagensglasset stå i mere end en time, før alt zink har reageret.
3. En 1 M svovlsyre er mærket med faresymbolet Xi, det vil sige lokalirriterende. Syren irriterer øjnene og huden og skal opbevares utilgængeligt for børn. Kommer stoffet i øjnene, skylles straks grundigt med vand, og læge kontaktes.
4. En 2 M svovlsyre er mærket med faresymbolet C, det vil sige alvorlig ætsningsfare. Syren opbevares under lås og utilgængeligt for børn. Kommer stoffet i øjnene, skylles straks grundigt med vand, og læge kontaktes. Hæld aldrig vand på eller i produktet. Ved ulykkestilfælde eller ved ildebefindende er omgående lægebehandling nødvendig; vis etiketten, hvis muligt.

Eksperiment 1.3: En overfladisk reaktion

Eksperiment om partikelstørrelsens betydning for kemiske reaktioner

Formål

I skal undersøge, hvordan overfladearealets størrelse påvirker hastigheden af kemiske reaktioner.

I skal bruge

Marmorklumper (CaCO_3)

Saltsyre (HCl) (1 M)

Beskyttelsesbriller

Filterpapir

Hammer

Måleglas (10 ml)

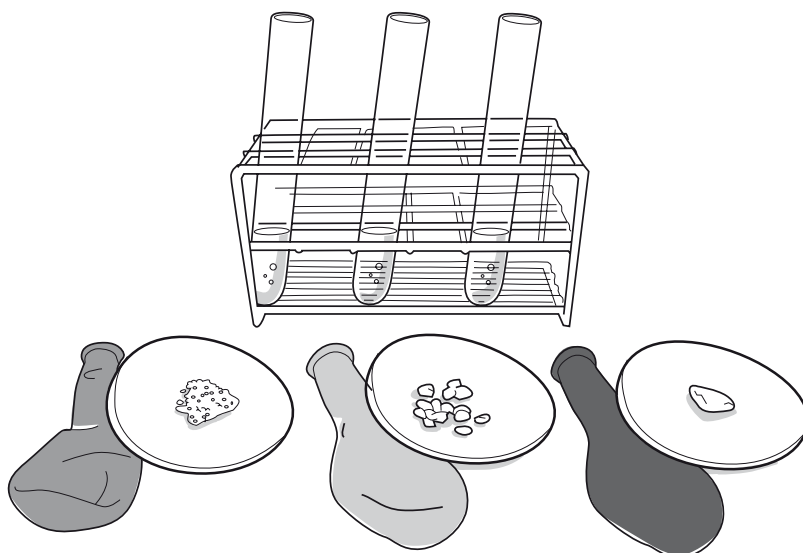
Tragt

Tre balloner i forskellige farver

Tre reagensglas

Reagensglasstativ

Vægt



Oplæg

Kemiske reaktioner sker altid på overfladen af et eller flere af de faste materialer, der reagerer med hinanden. Det er nemlig her, de reagerende stoffer kommer i kontakt med hinanden. Derfor har størrelsen af overfladen betydning for, hvor hurtigt en reaktion forløber. I dette eksperiment skal I undersøge betydningen af overfladearealets størrelse for hastigheden af reaktionen mellem det faste stof calciumcarbonat (CaCO_3) og saltsyre (HCl). Når CaCO_3 og HCl reagerer med hinanden, bliver der dannet vand (H_2O), saltet calciumchlorid (CaCl_2) og gassen carbondioxid (CO_2):



Sådan gør I

1. Læg tre forskelligt farvede balloner oven på hinanden, og stræk dem flere gange.
2. Fold et filterpapir to gange, og åbn det igen. Læg det på vægten, og nulstil (tarer).
3. Afvej 1 g marmorklumper (1-2 klumper).
4. Hæld marmorklumperne ned i den ene ballon. Noter farven på ballonen i skemaet.
5. Hæld et par nye marmorklumper ud på bordet. Tag beskyttelsesbriller på, og slå klumperne i mindre stykker med hammeren.
6. Gentag punkt 2-4. Afvej denne gang 1 g marmorstykker på størrelse med riskorn. Sæt eventuelt en tragt i ballonen for lettere at få marmoret ned i den anden ballon.
7. Gentag punkt 2-4, men afvej nu 1 g groft pulveriseret marmor. Hæld pulveret ned i den tredje ballon.
8. Stil tre reagensglas i stativet, og hæld 5 ml saltsyre i hvert reagensglas.
9. Sæt ballonerne på reagensglasset, uden at marmoret kommer ned i glasset. Lad ballonerne hænge ned langs glasset, mens I sætter dem på. Sørg for, at hver ballon sidder godt 1 cm ned over mundingen på glasset og ikke sidder skævt mod den ene side.
10. Rejs alle balloner op på én gang, så marmoret falder samtidigt ned i glassene. Slip derefter ballonerne.
11. Noter rækkefølgen af ballonerne, der rejser sig op.

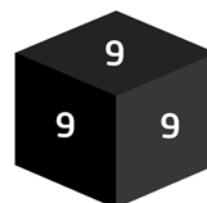
12. Læg mærke til, hvor længe væsken bruser i hvert glas, og noter forskelle.

	Ballonfarve	Rækkefølge	Brusets varighed
Store marmorklumper			
Mellem marmorstykker ('riskorn')			
Groft marmorpulver			

Efterbehandling

1. Hvad får ballonerne til at rejse sig? _____

2. Til højre ses en terning, hvor arealet af hver side er 9. Beregn terningens totale overfladeareal. _____



3. Til højre ses en terning af samme størrelse brudt op i mindre terninger. Her er arealet af hver lille side 1. Beregn den lille ternings overfladeareal. _____



4. Udregn, hvor mange små terninger der går på en stor, og beregn de små terningers samlede overfladeareal. _____

5. Sammenlign overfladearealet af den store terning med summen af de små terningers overfladeareal. Hvilket er størst? _____

6. Ud fra dit resultat i spørgsmål 5 hvilken af de tre portioner marmor tror du så har det største overfladeareal? _____

7. Ud fra rækkefølgen af ballonerne, der rejser sig, og størrelsen af marmorstykkerne i de tre eksperimenter hvilken betydning vil I så vurdere, at overfladearealet har på reaktionshastigheden? _____

8. Hvordan stemmer svaret i spørgsmål 5 overens med, hvor længe væsken i hvert af de tre glas var om at bruse af? _____

Ekspæriment 1.3: En overfladisk reaktion

Ekspæriment om partikelstørrelsens betydning for kemiske reaktioner

Baggrundstekst

Afsnittet 'Kemiske katte'

Beskrivelse

Eleverne påviser, at den kemiske reaktion mellem det faste stof calciumcarbonat og saltsyre forløber hurtigere, jo større overfladen af calciumcarbonat er.

Forklaringer

Når saltsyre (HCl) og calciumcarbonat (CaCO₃) reagerer, sker følgende reaktion:



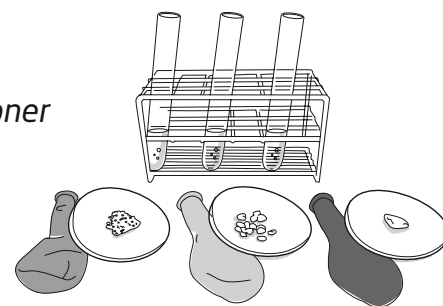
Eleverne kan iagttage og vurdere reaktionens hastighed på forskellene mellem, hvor hurtigt de tre balloner på reagensglassene rejser sig. Trykket af dannet CO₂ i ballonerne er dog ikke stort nok til at puste ballonerne op, så ekspærimentet giver ikke et mål for, hvor meget CO₂ der dannes. Gasudviklingen sker hurtigst i reagensglasset med de mindste stykker calciumcarbonat. Her findes det største overfladeareal af det faste stof og dermed også den største kontaktflade mellem de to reaktanter. Af samme årsag løber reaktionen i dette glas også først til ende, hvilket eleverne konstaterer ved, at dannelsen af CO₂-bobler i væsken ophører.

Sammenligningen af den store ternings samlede overfladeareal, når den er henholdsvis intakt og brudt op i mindre terninger, skal illustrere for eleverne, at mange små partikler har en større samlet overflade end en større partikel med samme masse. Heraf kan de konkludere, at de mindste stykker marmor ligeledes har et større samlet overfladeareal end de større stykker, da de bruger samme masse (1 g) i alle tre ekspærimenter.

Calciumcarbonat er en reaktant og omdannes i reaktionen i modsætning til en katalysator, der er kendetegnet ved at øge hastigheden af kemiske reaktioner uden selv at blive forbrugt. Overfladearealet på en fast katalysator har dog lige så stor betydning for dennes effektivitet, da den katalytiske reaktion også sker på overfladen af katalysatoren. Dette ekspæriment kan derfor bruges i forbindelse med det afsnit og de af kapitlets øvrige ekspærimenter, der fokuserer på funktionen og brugen af katalysatorer. Virkelighedens katalysatorer fremstilles ofte i nanostørrelse, netop for at hæve deres virkningsgrad.

Gode råd til ekspærimentets udførelse

1. Brug eventuelt et skærebræt eller en voksdug for at skåne bordfladen, når eleverne knuser marmorstykker.
2. Efterbehandlingen kan udbygges til at handle om variabler i ekspærimentet. Start med at forklare, at overfladearealet er en variabel, det vil sige en faktor, der kan påvirke ekspærimentet. Det er den eneste variabel, eleverne ændrer på. Spørg så eleverne, hvilke andre variabler de tror kan påvirke hastigheden af reaktionen. For eksempel kunne de ændre mængden af calciumcarbonat, koncentrationen og mængden af saltsyre eller den omgivende temperatur.



Eksperiment 1.4: Biologiske og ikke-biologiske katalysatorer

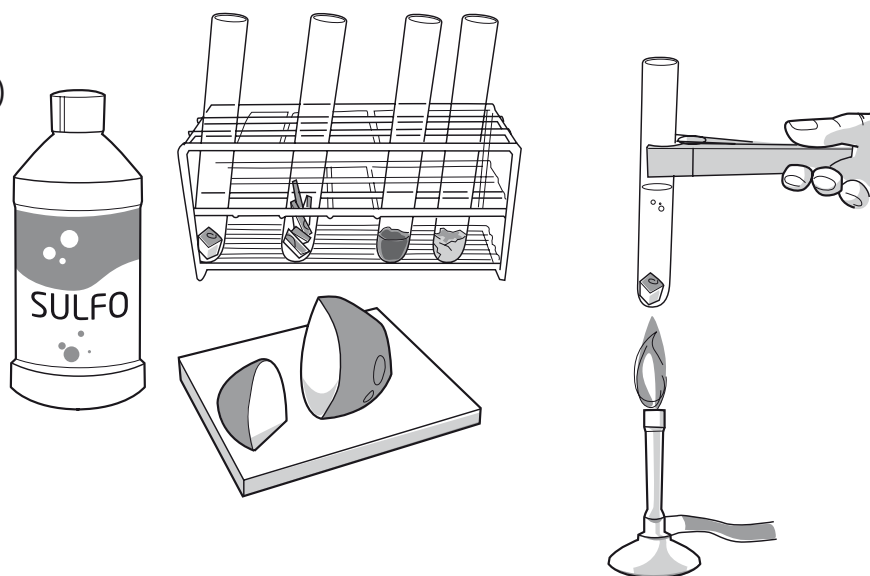
Spaltning af hydrogenperoxid med et enzym og en laboratorieskabt katalysator

Formål

I skal udføre et eksperiment, hvor I undersøger effektiviteten af enzymer og ikke-biologiske katalysatorer.

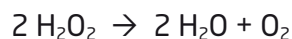
I skal bruge

Brunsten (MnO_2)
 Hydrogenperoxid (brintoverilte, H_2O_2) (3 %)
 Lever fra kylling eller andet dyr
 Rå kartoffel
 Sulfosæbe (opvaskemiddel)
 Bunsenbrænder
 Fem store reagensglas
 Kniv
 Reagensglasstativ
 Spatel
 Træklemme
 Træpind



Oplæg

Hydrogenperoxid har formlen H_2O_2 . Det findes opløst i vand. H_2O_2 er ustabil og spaltes langsomt til oxygen (O_2) og vand. Tilsætningen af enten en biologisk katalysator, det vil sige et enzym, eller en ikke-biologisk katalysator kan sætte fart på reaktionen. Spaltningen af H_2O_2 kan skrives som:



Sådan gør I

1. Stil fem reagensglas i et reagensglasstativ. Hæld nogle dråber sulfosæbe ned i hvert glas.
2. Skær tre lige store, terningformede stykker ud af en rå kartoffel. Undgå skrællen. Sidelængden af terningerne skal være, så et kartoffelstykke kan glide ned i et reagensglas.
3. Læg et stykke kartoffel ned i det første reagensglas, og fyld det halvt op med vand. Sæt en træklemme omkring glasset. Tænd en bunsenbrænder, og hold glasset ind i flammen. Pas på stødkogning.
4. Hæld vandet ud i vasken, når vandet har kogt cirka et minut. Lad det kogte kartoffelstykke blive i glasset.
5. Læg et stykke rå kartoffel i det andet glas.
6. Hak det tredje stykke kartoffel, og læg stykkerne ned i det tredje glas.
7. Hak leveren fint, og læg en halv teskefuld ned i det fjerde glas.
8. Hæld en halv spatelfuld brunsten (mangandioxid, MnO_2) ned i det femte glas.
9. Hæld hydrogenperoxid i alle fem glas, til glassene er halvt fyldt. Når det bruser kraftigt i et af glassene, skal I tænde en træpind. Når den har brændt et stykke tid, skal I puste flammen ud, så der kun er gløder tilbage på spidsen af pinden. Hold det glødende træ helt hen til skummet, dog uden at pinden rører det. Hvad ser I? Giv en forklaring på det observerede:

Hvordan var reaktionshastigheden i de fem glas?

Forklar, hvorfor reaktionshastigheden er forskellig i glassene:

Forklaring

I kartofler og lever findes enzymet katalase. Enzymer er biologiske katalysatorer, der sætter skub i eksempelvis kroppens kemiske reaktioner. Enzymer kan ikke tåle høje temperaturer, derfor ødelægges katalasen, når I koger kartofflen. Brunsten (mangandioxid, MnO_2) er ligesom katalase en katalysator. Brunsten stammer dog ikke fra en levende organisme, men er fremstillet i laboratoriet, derfor kaldes det for en ikke-biologisk eller uorganisk katalysator.

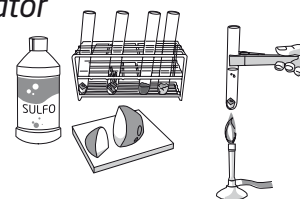
Jo større kontaktflade enzymet eller katalysatoren har, jo flere molekyler kan den komme i kontakt med, og jo mere effektiv er den.

Ekspæriment 1.4: Biologiske og ikke-biologiske katalysatorer

Spaltning af hydrogenperoxid med et enzym og en laboratorieskabt katalysator

Baggrundstekst

Afsnittet 'Kemiske katte'



Beskrivelse

Eleverne eksperimenterer med spaltningen af hydrogenperoxid (H_2O_2) ved hjælp af enzymet katalase fra kartofler og lever og ved hjælp af den uorganiske katalysator brunsten (MnO_2). De konkluderer, at begge stoffer øger hastigheden på reaktionen, og at enzymet ødelægges, når kartofflen koges.

Forklaringer

Reaktionen

I det første glas dannes der ingen O_2 -gas, fordi katalasen i kartofflen er blevet ødelagt ved kogning. I det andet glas er der en behersket reaktion, mens reaktionen i det tredje glas er kraftigere, fordi den findelte kartoffel har en større kontaktoverflade med væsken. I glassene med hakket lever og brunsten har henholdsvis katalasen og katalysatoren endnu bedre kontakt til væsken, og reaktionerne er derfor kraftigere. Sæbeskummet bliver pustet op af den dannede oxygen, hvilket eleverne får bekræftet ved at stikke en glødende træpind hen til skummet (uden at pinden rører det). Skummet falder sammen, fordi glødepinden forbruger O_2 .

Hydrogenperoxid

H_2O_2 bruges blandt andet som desinfektionsmiddel. For eksempel findes det i lægemidlet Oxydol, der bruges til at rense sår på huden for bakterier, som dræbes af det frigivne oxygen. Ved udvendige sår kan man se, at det bruser på såret, fordi der frigives oxygen. Hydrogenperoxid er blandt verdens 15 mest producerede kemikalier. Den industrielle produktion er en kompliceret proces, der involverer hydrogenering af en såkaldt anthraquinon ved hjælp af en nikkel- eller palladiumkatalysator frem for direkte oxidering af hydrogen. En rentabel produktion kræver derfor fremstilling i tonsvis i store, centraliserede anlæg, hvorfra H_2O_2 distribueres. Under tsunamien i det Indiske Ocean i 2004 løb man i Thailand tør for desinfektionsmiddel på grund af det store forbrug og den lange distributionsvej fra H_2O_2 -fabrikkerne. Hvis man kunne fremstille hydrogenperoxid direkte fra hydrogen og oxygen, ville det være muligt at producere det i mindre skala på lokale fabrikker og dermed spare både tid og store mængder energi på fremstilling og transport. Forskerne har ledt efter katalysatorer til direkte oxidering af hydrogen i over 100 år, men endnu uden held. Den nyeste forskning tyder dog på, at man kan lave en egnet katalysator af guld og palladium.

Katalase

Kartofler indeholder enzymet katalase. Det samme gør dyr og mennesker. Enzymet omdanner det hydrogenperoxid, der ved forskellige processer dannes i cellerne. Hydrogenperoxid er nemlig en kraftig cellegift, der skal fjernes så hurtigt som muligt. Katalase er da også det mest effektive af alle kendte enzymer og kan omsætte 10 millioner H_2O_2 -molekyler/sek. Andre enzymer omsætter typisk 1.000-10.000 molekyler i sekundet. Katalasen spalter hydrogenperoxid til vand og oxygen. Man kan vise spaltning af hydrogenperoxid ved at tilsætte en dråbe blod fra et menneske eller et stykke kyllingelever, som begge indeholder katalase. Katalysatorer er uorganiske stoffer, mens enzymer er organiske. Sidstnævnte er desuden proteiner og ødelægges derfor ved høj temperatur.

Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Koncentreret hydrogenperoxid er en 30 %-opløsning. Den må eleverne ikke bruge. I stedet fremstiller læreren en 3 %-opløsning (kan også købes på apoteket).
2. I eksperimentet bruges brunsten som katalysator. Man kunne også bruge pulveriseret kul, for eksempel trækul. Katalysatorer bruges ofte som findelt pulver, for at overfladen skal blive så stor som mulig.

Eksperiment 1.5: Colaspringvand

Eksperiment med katalysatorer

Formål

I skal vise, at en kemisk reaktion forløber hurtigere, når I tilsætter en katalysator. Derefter skal I opstille og afprøve hypoteser for, hvordan I kan påvirke reaktionen.

I skal bruge

En pakke Smarties (14 pastiller)
 To ruller mint Mentos (28 pastiller)
 En flad halvliters sukkerfri Cola (åbnet dagen forinden)
 To friske halvliters sukkerfri Cola
 Karton
 Målebæger (500 ml)
 Saks
 Si
 Tape

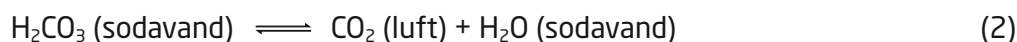


Oplæg

Sodavand indeholder kulsyre (H_2CO_3), som er dannet ved at opløse carbondioxid (CO_2) i væsken under tryk:



Når låget skrues af sodavandsflasken, omdannes noget af H_2CO_3 hurtigt til bobler af CO_2 , der bruser op af væsken og ud af flasken. Det sker, fordi trykket inde i flasken falder til trykket i luften udenfor. Resten af H_2CO_3 bliver derefter langsomt omdannet til CO_2 , indtil der opstår en ligevægt mellem mængden af CO_2 , der er opløst som H_2CO_3 i sodavanden, og mængden af fri CO_2 i luften:



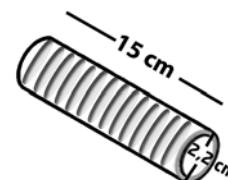
Dannelsen af CO_2 (2) sker ikke så let frit i væsken. Boblen skal helst have en overflade, som den kan dannes på, eksempelvis en lille urenhed eller en ujævnhed på indersiden af flasken. Hvis vi gerne vil have reaktionen til at løbe hurtigere, kan vi tilsætte en katalysator. En katalysator er nemlig et materiale, der sætter fart på kemiske reaktioner.

I dette eksperiment er katalysatoren en Mentos. Mentospastillen har en meget ru overflade, og når vi smider den ned i sodavanden, øger den arealet af den samlede overflade, som CO_2 kan dannes på.

Sådan gør I

Eksperiment 1

1. Lav et rør af karton, cirka 2,2 cm i diameter og 15 cm i højden. Kontroller rørets diameter ved at skubbe en uåbnet pakke Mentos ned i røret. Den skal let falde igennem, dog uden for meget luft mellem pakken og røret.



2. Hold et stykke karton under røret, og fyld røret med 14 mint Mentos. Pastillerne skal ligge stablet i én søjle. Hvis nogle af pastillerne ligger side om side, blokerer de flaskens åbning, når de falder ned.
3. Stil en halvliteres sukkerfri Cola udendørs eller i en stor vask.
4. Åbn flasken, og hold røret med Mentos lige over flaskens åbning som vist på tegningen på forrige side. Fjern hurtigt kartonen under røret, og fjern hurtigt hånden, når pastillerne er faldet ud af røret.
5. Si den tilbageværende væske fra flasken over i et målebæger. Noter mængden i skemaet herunder.

Eksperiment 2 og 3

I skal nu lave to eksperimenter mere. Først skal I opstille to hypoteser, det vil sige prøve at forudsige, hvordan reaktionen forløber, når:

A. Der er mindre H_2CO_3 i colaen (sodavanden er 'flad'). Hypotese: _____

B. Katalysatoren har en mindre overflade. Hypotese: _____

Væske	Katalysator	ml væske tilbage
Frisk sukkerfri Cola	14 mint Mentos	
Flad sukkerfri Cola	14 mint Mentos	
Frisk sukkerfri Cola	14 Smarties	

6. Gentag punkt 2-5 med en 'flad' Cola.
7. Gentag punkt 2-5 med 14 Smarties.
8. Beskriv, hvad der skete i punkt 6 og 7. _____

Passer jeres hypoteser med det, I observerede?

9. Diskuter i klassen, hvilket eksperiment der virkede bedst, det vil sige, hvor der brusede mest cola og dermed CO_2 ud af flasken. Hvorfor var dette forsøg bedst? _____

10. Hvilke fejlkilder kan have påvirket eksperimenterne? _____

11. Hvorfor tror I, det er vigtigt, at alle klassens hold bruger colaer med samme udløbsdato, når I sammenligner jeres resultater? _____

Eksperiment 1.5: Colaspringvand

Eksperiment med katalysatorer

Baggrundstekst

Afsnittet 'Kan du arbejde som forsker?'



Beskrivelse

Eleverne tilsætter Mentospastiller og Smarties til friske og 'flade' sodavand og iagttager reaktionen. Undervejs opstiller og afprøver de hypoteser om pastillernes virkning.

Forklaringer

Ideen bag dette eksperiment er at illustrere virkningen af en katalysator. En katalysator er et materiale, der øger hastigheden af en kemisk reaktion. I dette eksperiment er katalysatoren Mentospastillerne. Kendeteggende for en katalysator er, at den ikke selv forbruges i reaktionen og derfor kan bruges gentagne gange. Da Mentospastillerne over tid opløses i colaen, er sammenligningen med en katalysator med hensyn til denne egenskab en forenkling.

Reaktionen

I sodavand er CO_2 opløst som kulsyre (H_2CO_3), og omdannelsen til gassen CO_2 sker ikke så let frit i væsken. Der skal helst være en overflade, som bryder væskens overfladespænding, og som boblerne derved kan dannes på, eksempelvis indersiden af flasken. Ved at tilsætte Mentospastiller øges overfladearealet kraftigt og udløser en næsten eksplosiv frigivelse af CO_2 fra colaen. I eksperimentet skal eleverne bruge mint Mentos frem for frugt Mentos, da de førstnævnte har en mere ru overflade. Gummi arabicum på Mentosoverfladen nedsætter ligeledes overfladespændingen. Endelig kan sammensætningen af andre overfladeingredienser også påvirke væskens overfladespænding og dermed reaktionshastigheden.

Densiteten af pastillerne påvirker også reaktionshastigheden. Mentospastiller har en større densitet end vand og synker derfor hurtigt til bunden af flasken. Undervejs danner de bobler, der fungerer som endnu en overflade, hvorpå der dannes yderligere CO_2 . Smarties sætter derimod mindre fart på reaktionshastigheden, fordi de har et mindre overfladeareal, og fordi de synker langsommere. Man bør være opmærksom på, at Smartiespastillernes overfladeingredienser er forskellige fra Mentospastillernes. Dette er således også en variabel, der kan påvirke reaktionshastigheden. Denne er dog ikke medtaget i elevforsøget.

Sukkerfri cola er bedre til eksperimentet end almindelig cola, fordi de sukkerfrie varianter indeholder sødemidlet aspartam og konserveringsmidlet kaliumbenzoat. Begge stoffer nedsætter overfladespændingen i væsken, så reaktionen forløber hurtigere.

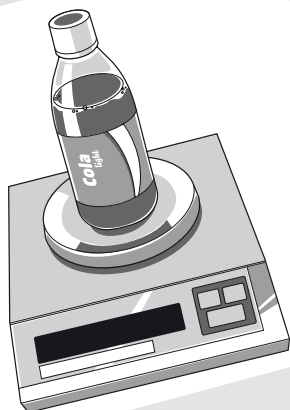
Gode råd til eksperimenternes udførelse

1. Eksperimentet hører til udendørs eller kræver en stor vask, da det sviner meget.
2. Brug sukkerfri cola, da det klistrer mindre og virker bedre end almindelig cola.
3. CO_2 diffunderer igennem plastikflasker, så over tid mister colaen sin brus. Brug derfor colaer med samme udløbsdato, så mængden af dannet CO_2 bedst kan sammenlignes.
4. Brug colaer med samme temperatur. Som alle andre gasser er CO_2 mindre opløselig i varmt vand. Varm cola frigiver derfor mere gas end kold cola.

Fejlkilder

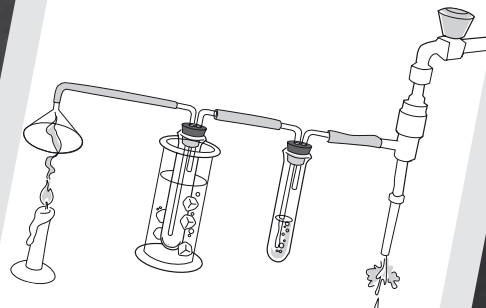
1. Mængden af CO_2 kan variere fra cola til cola. Det samme gælder temperaturen.
2. Mentospastillerne kan ligge forskelligt fra rør til rør og dermed falde ned i colaerne med forskellige hastigheder.
3. Noget af væsken fra springvandet kan falde tilbage i flasken.

Kapitel 2: Fra miljøsynder til eftertragtet råstof



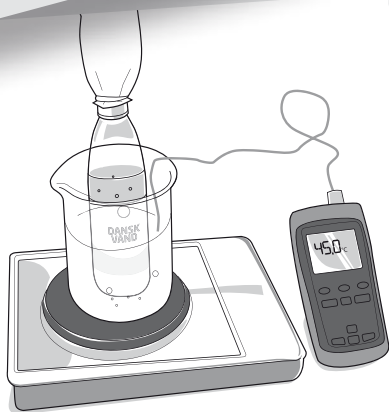
Eksperiment 2.1:
Hvor meget CO₂
kan en cola frigive?

22



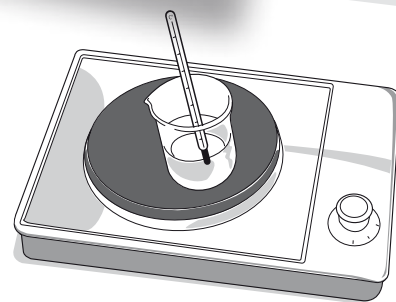
Eksperiment 2.2:
Forbrændings-
produkter

25



Eksperiment 2.3:
Vand uden brus

28



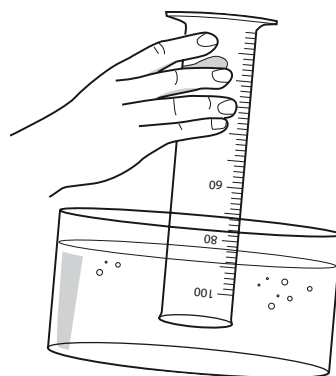
Eksperiment 2.4:
Surt vand

32



Eksperiment 2.5:
Kvæl flammen

36



Eksperiment 2.6:
Gas i vand

39



Eksperiment 2.1: Hvor meget CO₂ kan en cola frigive?

Eksperiment med CO₂ på gasform

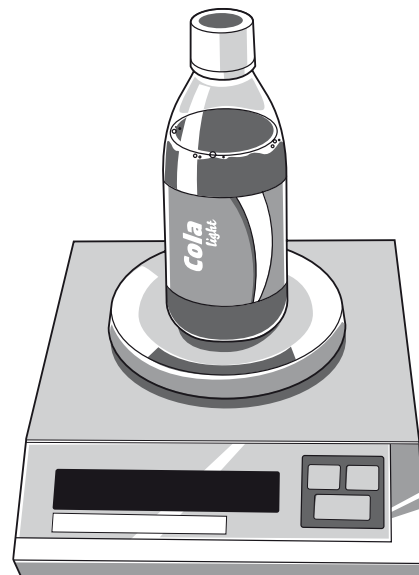
Formål

I skal finde massen af carbondioxid (CO₂), der bruser ud af en cola.

I skal bruge

En halv liter cola

Vægt (nøjagtighed 0,1 g, gerne 0,01 g)

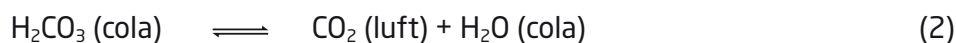


Oplæg

CO₂ er en gas, som altid findes omkring os. For eksempel udånder både dyr og mennesker CO₂. Gassen bruges også til mange formål i industrien, for eksempel til at lave brus i cola og andre sodavand. CO₂ opløses i cola under tryk og reagerer efterfølgende delvist med vandet i væsken og danner kulsyre (H₂CO₃):



Når låget skrues af colaflasken, falder trykket, og noget af det opløste CO₂ bruser op som bobler. Resten af H₂CO₃ bliver imens langsomt omdannet til CO₂, indtil der opstår en ligevægt mellem mængden af CO₂ i sodavanden og mængden af fri CO₂ i luften:



Sådan gør I

1. Stil den uåbnede cola på vægten, og nulstil (tarér). Noter massen i skemaet nedenfor.
2. Åbn forsigtigt flasken, og lad CO₂ sive ud. Undgå, at der løber væske ud af flasken.
3. Skru låget helt på igen, og vej flasken. Noter massen.
4. Vend roligt den lukkede flaske op og ned et par gange.
5. Skru forsigtigt (!) låget af igen, og lad CO₂ sive ud.
6. Skru låget helt på igen, og vej igen flasken. Noter massen.
7. Gentag punkt 4-7 cirka 30 gange, eller indtil massen ikke længere falder markant. I kan ryste flasken lidt kraftigere for hver gang.

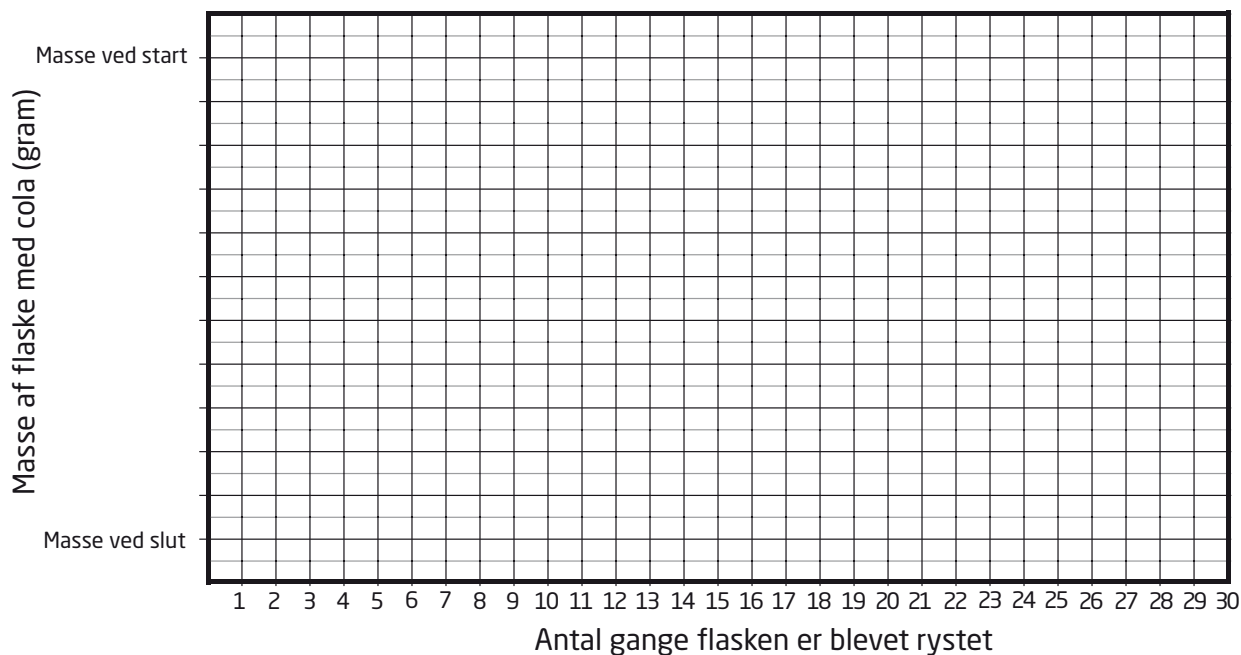
Ryst nummer	(Uåbnet cola)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Masse/g											

Ryst nummer	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Masse/g										

Ryst nummer	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Masse/g										

Efterbehandling

1. Indsæt jeres tal for massen af flaske og cola efter hvert ryst i grafen nedenfor.



2. Udregn det totale massetab i gram.

3. Et gram CO_2 fylder 0,55 liter (ved 20°C og normalt atmosfærisk tryk). Beregn, hvor mange liter den totale mængde CO_2 frigivet fra eksperimentet fylder.

4. Sammenlign jeres resultater med resten af klassens resultater.

5. Plastikflasker er ikke 100 % tætte. Derfor siver gassen over tid ud gennem flasken. Hvilken betydning har det for klassens resultater, hvis I bruger colaer med forskellig udløbsdato?

6. pH-værdien ændrer sig lidt i løbet af eksperimentet. Hvorfor ændres pH-værdien? Forventer I, at pH-værdien er steget eller faldet?

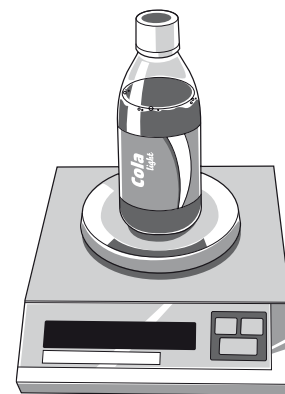
7. Hvordan tror I, jeres resultater ville blive, hvis I brugte en meget kold sodavand?
Tip: Prøv at læse afsnittet 'Kuk i carbonkredsløbet' i elevbogen.

Eksperiment 2.1: Hvor meget CO₂ kan en cola frigive?

Eksperiment med CO₂ på gasform

Baggrundstekst

Afsnittene 'Sodavandsbrus og is, der ikke smelter' og 'Kuk i carbonkredsløbet'



Beskrivelse

Eleverne skal finde mængden af den CO₂, som de kan få ud af colaen ved at ryste flasken. Ved løbende at veje colaen kan de konstatere, at massen falder, hvilket bekræfter, at der er CO₂ opløst i colaen, selvom gassen er usynlig.

Forklaringer

CO₂ er opløst i sodavand ved et tryk på ca. to atmosfære. Når flasken åbnes, bruser en del CO₂ ud, idet trykket i flasken udlignes med trykket udenfor. Efter det kortvarige, tydelige brus etablerer der sig en ligevægt mellem CO₂ opløst i væsken og CO₂ på gasform i luften. Ligevægten etableres kun langsomt, fordi dannelsen af CO₂ ikke sker så let frit i væsken. Boblen skal helst have en overflade, som den kan dannes på, eksempelvis en lille urenhed eller ujævnhed på indersiden af flasken. Når eleverne ryster colaflasken, ryster de flere luftbobler ned i væsken. Boblerne forøger den overflade, som CO₂ bliver dannet på. Dermed fremskynder eleverne frigivelsen af CO₂ fra colaen.

Elevernes grafer kan se forskellige ud, afhængigt af hvor kraftigt de ryster flaskerne og dermed, hvor meget CO₂ der slipper ud af flasken per ryst. Efter noget tid flader graferne ud, da der opstår en ligevægt mellem mængden af CO₂ i colaen og i luften.

Opløseligheden af CO₂ (g) i vand er 3,48 g/l ved 0 °C og 1,45 g/l ved 25 °C. Det vil sige, at kold cola (og andre sodavand) kan indeholde mere CO₂ end varm, så hvis eksperimentet blev gentaget med en iskold cola, ville eleverne ikke kunne ryste lige så meget CO₂ ud af colaen. pH stiger lidt under eksperimentet, da mængden af kulsyre falder. Det er dog ikke tilstrækkeligt til, at eleverne kan måle forskel før og efter eksperimentet.

Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Brug colaer med samme udløbsdato, så mængden af CO₂ er bedst sammenlignelig. CO₂ diffunderer igennem flasker af plastik, så over tid mister colaen noget af bruset.
2. Brug colaer med samme temperatur.
3. Sørg for, at hele klassen bruger samme værdier på y-aksen, så graferne let kan sammenlignes. Den bedste inddeling af akserne besluttet i fællesskab, når målingerne er overstået.
4. Som supplement kan eleverne bygge molekylmodeller af CO₂, H₂O og H₂CO₃ samt beskrive molekylerne, idet de forklarer, hvad de forskellige kugler og pinde repræsenterer.

Fejlkilder

1. CO₂-gassen, der undslipper fra flasken, kan være mættet med vanddamp og derved give et større vægttab. Dette er dog marginalt.
2. Eleverne kan komme til at spilde cola, når de ryster flasken.

Ekspiriment 2.2: Forbrændingsprodukter

Ekspiriment om forbrænding

Formål

I skal påvise, hvilke stoffer der dannes, når stearin brænder.

I skal bruge

Kobbersulfat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$)

Mættet kalkvand ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)

Isterninger

Bukkede glastrør

Bunsenbrænder

Cylinderglas (250 ml)

Glastragt

Keramisk net

Plastslanger

Porcelænseskål

To propper med to huller

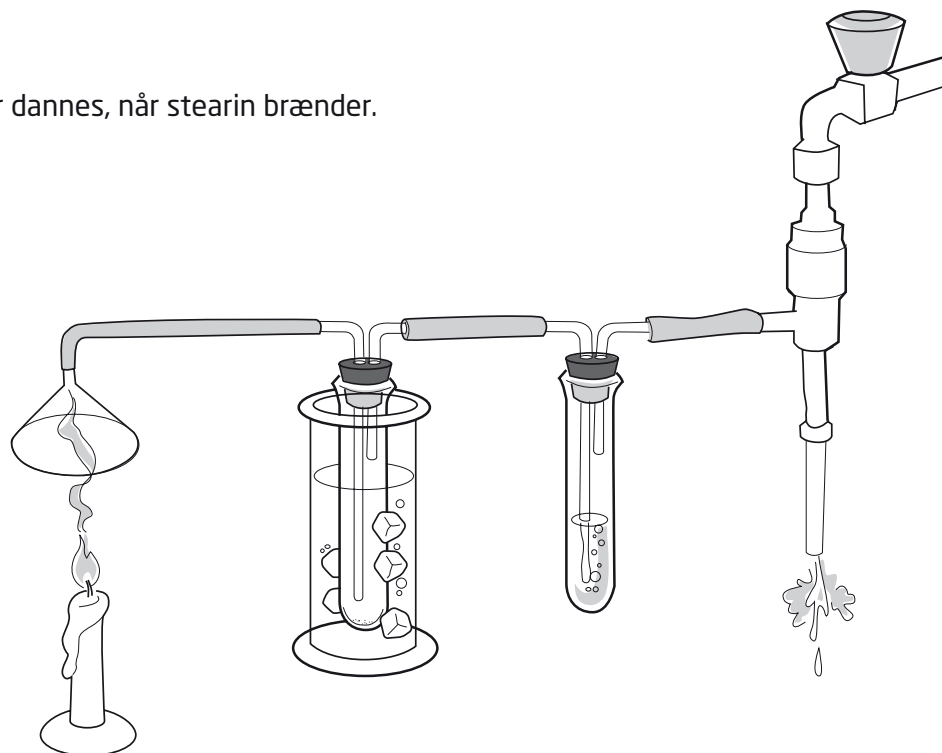
To reagensglas

Spatel

Stearinlys

Trefod

Vandluftpumpe



Oplæg

Stearin er en kemisk forbindelse, der blandt andet indeholder grundstofferne carbon (C) og hydrogen (H). Ved forbrænding reagerer stearin med oxygen. Carbonatomerne brænder til carbondioxid (CO_2), og hydrogenatomerne til vanddamp (H_2O). Det samme sker, når man brænder fossile brændstoffer af. De indeholder nemlig også masser af carbon og hydrogen og danner derfor også CO_2 , når de forbrændes.

I kan påvise CO_2 med mættet kalkvand. Når I bobler CO_2 gennem kalkvand, bliver det nemlig uklart. Vandet fra forbrændingen af stearin påviser I med afvandet kobbersulfat, der er gråt. Den grå farve kommer, når man fjerner vand fra det normale, blå kobbersulfat. Når det afvandede kobbersulfat kommer i kontakt med vand, bliver det blåt igen.

Sådan gør I

Fremstilling af afvandet kobbersulfat

1. Hæld et par spatelfulde blåt kobbersulfat i en porcelænseskål.
2. Sæt skålen på et keramisk net på en trefod, og opvarm skålen med en bunsenbrænder. Rør rundt i skålen med en spatel, til pulveret har mistet den blå farve.

Påvisning af CO_2 og H_2O

3. Hæld lidt afvandet kobbersulfat i et reagensglas.
4. Hæld mættet kalkvand i et andet reagensglas.
5. Byg den viste opstilling. Reagensglasset med kobbersulfat skal være i isvand i et cylinderglas.
6. Tænd stearinlyset, og start vandluftpumpen.

Herved suges forbrændingsprodukterne fra stearinlyset først gennem reagensglasset med afvandet kobbersulfat og derefter gennem glasset med mættet kalkvand. Vandampen fortætter i det kolde reagensglas.

Efterbehandling

1. Hvad ser I i de to reagensglas?

2. Forklar jeres iagttagelser:

3. Hvad er en forbrænding?

4. Prøv at afstemme den simple forbrændingsreaktion af methan (CH₄):



Tip: Princippet bag afstemning af reaktionsligninger er, at der altid skal være samme antal af hver type atom på begge sider af reaktionspilen. Hvis der for eksempel er fire hydrogenatomer på venstre side af pilen, det vil sige før reaktionen, skal der også være fire hydrogenatomer på højre side, altså efter reaktionen.

Ekspæriment 2.2: Forbrændingsprodukter

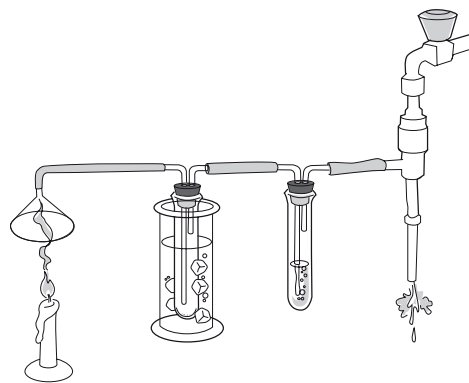
Ekspæriment om forbrænding

Baggrundstekst

Afsnittet 'Kuk i carbonkredsløbet'

Beskrivelse

Dette ekspæriment viser, at ved afbrænding af fossile brændstoffer, for eksempel stearin, dannes CO₂ og vand. Eleverne påviser CO₂ med mættet kalkvand, mens vandampen fortættes på et koldt reagensglas og påvises med kobbersulfat.



Forklaringer

Stearin indeholder foruden carbon og hydrogen også oxygen. Formlen er C₁₇H₃₅COOH. Forbrændingsreaktionen kan skrives som:



Mættet kalkvand fremstilles ved at opløse 1 g calciumoxid i 500 ml demineraliseret vand. Opløsningen filtreres efter nogle timer. Koncentrationen af opløsningen bliver ca. 0,02 mol/l. Når man bobler CO₂ gennem kalkvand, dannes det faste stof calciumcarbonat (CaCO₃) som et bundfald. Reaktionen kan skrives som:



Hvis CO₂ bobles gennem opløsningen i længere tid, kan bundfaldet genopløses som calciumhydrogencarbonat:



Kobbersulfat kan bruges til påvisning af vand. Rent kobbersulfat (CuSO₄) er gråt (hvidt), mens det blå kobbersulfat indeholder krystalvand. Formlen er CuSO₄•5 H₂O. Ved opvarmning af det blå kobbersulfat fordampes krystalvandet, og farven bliver hvidlig. Ved kontakt med vand kommer den blå farve igen.

Mængden af vand, der fortættes, er lille, da der ikke brændes så meget stearin af. Typisk dannes der blot nogle dråber på indersiden af det kolde reagensglas, som eleverne efterfølgende kan ryste ned på det afvandede kobbersulfat.

Gode råd til ekspærimentets udførelse

Ekspærimentet kan udvides med forbrænding af andre brændstoffer, eksempelvis et stykke træ, rapsolie (brug en forbrændingsske) eller sukker (dyppet i aske), eventuelt fordelt på de forskellige hold elever. Ved hver afbrænding kan eleverne konstatere dannelsen af CO₂ og vand og konkludere, at en forbrænding (med undtagelse af rent carbon, det vil sige kul, grafit og diamant) altid fører til dannelsen af disse to produkter. For vejledning omkring udførelsen af disse ekspærimenter se ekspæriment 4.3: Carbon i hverdagen.

Ekspertiment 2.3: Vand uden brus

Frivelse af CO_2 fra vand

Formål

I skal undersøge frivelsen af CO_2 fra dansk vand under opvarmning.

I skal bruge

To flasker dansk vand

Bægerglas (1 liter)

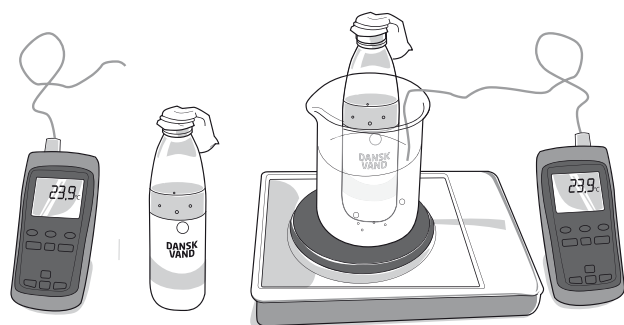
1-2 termometre

To elastikker

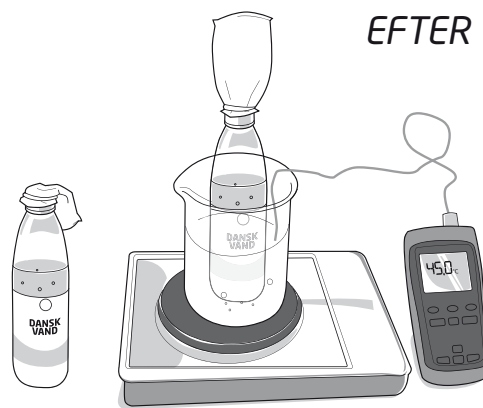
To plastikposer

Varmeplade

FØR



EFTER



Opstillingen ved eksperimentets start (venstre) og afslutning (højre)

Oplæg

Boblerne i dansk vand og andre sodavand er CO_2 på gasform. Under fremstillingen på fabrikken er CO_2 blevet opløst i vandet under tryk. Når kapslen skrues af flasken, falder trykket i flasken, og noget af gassen frigives. I kan drive mere CO_2 ud af væsken ved at varme den op. Under opvarmningen kan I opsamle den uddrevne gas i en pose, der sidder på flaskens åbning.

Sådan gør I

1. Åbn flaskerne med dansk vand. Sæt plastikposer fast omkring flaskernes åbninger med elastikker.
2. Fyld et bægerglas ca. halvt op med vand, og stil det på en varmeplade.
3. Stil den ene flaske i vandbadet. Plastikposen må ikke kunne nå ned på varmepladen.
4. Mål temperaturen i luften og i vandbadet. Helst med hvert sit termometer.
5. Varm vandbadet op til 40-50 °C ved **svag** varme. Hold hele tiden øje med temperaturen og poserne under opvarmningen. Hvad sker der? Skriv jeres observationer ned.

Forklaringer

Når CO₂ opløses i vand, reagerer noget af gassen med vandet, så der opstår en ligevægt:



Der er altså både CO₂ og kulsyre i vandet. Når vandet varmes op, falder opløseligheden af CO₂, så det frigives fra væsken som bobler. Under opvarmningen forskydes reaktionen derfor mod venstre, indtil der igen opstår en ligevægt mellem CO₂ og kulsyre, men nu med mindre kulsyre i vandet. Vandet er blevet 'fladt'.

Efterbehandling

1. Hvordan viser forsøget, at der frigives gas fra vandet?

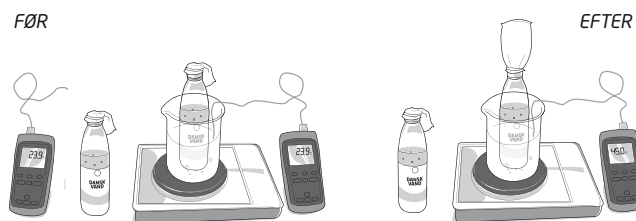
2. Hvis verdenshavene bliver varmere, hvordan vil det så påvirke mængden af CO₂ opløst i havene?

3. Nogle verdenshave optager typisk CO₂, mens andre typisk frigiver CO₂. Kan du forklare, hvorfor der er forskel? Og kan du give nogle eksempler? Du kan bruge et verdenskort til at finde ud af, hvor de forskellige verdenshave ligger.

4. Hvor ender CO₂ frigivet fra verdenshavene?

Eksperiment 2.3: Vand uden brus

Frigivelse af CO_2 fra vand



Baggrundstekst

Afsnittet 'Kuk i carbonkredsløbet' (Kulsyre i havvand)

Beskrivelse

Når eleverne varmer danskvand op i et vandbad, frigiver danskvandet hurtigere CO_2 end den kolde danskvand, som de sammenligner med. Forskellen måles ved at montere plastikposer omkring åbningen på begge flasker. Posen på den varme danskvand bliver i løbet af forsøget 'pustet' op, men den anden pose forbliver flad. Øvelsen demonstrerer, at opløseligheden af CO_2 i vand afhænger af vandets temperatur.

Forklaringer

Opløseligheden af CO_2 i vand

Når CO_2 opløses i vand, danner CO_2 svage bindinger til vandmolekylerne. Hvis temperaturen i vandet stiger, mindskes styrken af bindingerne og dermed også mængden af opløst CO_2 . Dette princip gælder for alle vandopløselige gasser. Opløseligheden af CO_2 i vand er 3,48 g/l ved 0 °C og 1,45 g/l ved 25 °C.

CO_2 opløses i sodavand og danskvand ved et tryk på ca. to atmosfære. Når flasken åbnes, falder trykket. Derfor bruser en del CO_2 ud, indtil der opstår en ligevægt mellem CO_2 opløst i væsken og CO_2 på gasform i luften. Efter det kortvarige, tydelige brus etablerer ligevægten sig dog kun langsomt, fordi dannelsen af CO_2 frit i væsken ikke sker så let. Når sodavand, danskvand eller andre kulsyreholdige væsker varmes op, falder opløseligheden, og CO_2 frigives derfor hurtigere fra væsken. Vandet bliver 'fladt'.

Verdenshavene som CO_2 -reservoir

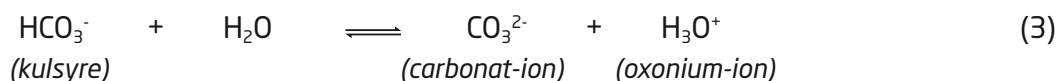
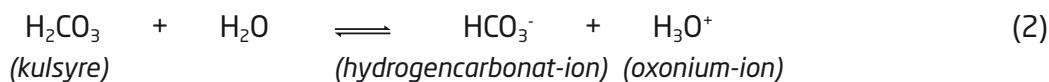
Verdenshavene spiller en vigtig rolle for reguleringen af mængden af CO_2 i atmosfæren og dermed også for drivhuseffekten. Når CO_2 er opløst i vand, tilbageholder det nemlig ikke længere varme i atmosfæren. I relation til global opvarmning kan varmere have blive en del af en 'ønd cirkel' (hvis vi kun ser på temperaturens betydning). Hvis opløseligheden af CO_2 i havene falder, kan det medføre højere koncentration af CO_2 i atmosfæren, hvilket kan resultere i mere drivhuseffekt, som igen kan medføre endnu varmere have, hvorefter cyklussen starter forfra.

Bevægelsen af CO_2 frem og tilbage mellem atmosfæren og verdenshavene påvirkes dog ikke blot af verdenshavenes temperatur, men også af deres dybde, bølger og vindhastigheder på havoverfladen og mængden af mikroskopiske planter og dyr i havet. Bevægelsen påvirkes naturligvis også af mængden af CO_2 i atmosfæren, der igen påvirkes af naturlige og menneskeskabte aktiviteter på landjorden. Derfor er CO_2 -balancen ikke noget simpelt regnestykke.

Generelt gælder der dog, at CO_2 bevæger sig hurtigt frem og tilbage mellem havene og atmosfæren, når der er en forskel i CO_2 's gstryk i de to 'rum'. Havene kan indeholde meget mere CO_2 end atmosfæren, fordi det meste af den opløste CO_2 reagerer med vand og derved danner kulsyre og dissociationsprodukterne hydrogencarbonat-, carbonat- og oxonium-ioner*:



H_2CO_3 er en syre med to protoner (H^+), og syren reagerer yderligere med vand gennem to trin:



**Bemærk, at opløsningen af CO_2 i elevvejledningen er beskrevet i en forenklet version.*

Reaktionerne sænker CO_2 's gstryk i vandet, og dermed kan der opløses endnu mere CO_2 fra atmosfæren i havene. Da opløseligheden af CO_2 er størst i koldt vand, optager have på de nordlige breddegrader typisk CO_2 , mens have ved de sydlige breddegrader frigiver CO_2 .

Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Hvis eleverne instrueres i at varme danskvanden højere op end til den her angivne temperatur, bør de før forsøget hælde lidt væske ud af flaskerne. Dette er nødvendigt, fordi væsken udvider sig ved opvarmning, og fordi plastikflaskerne bliver blødere og dermed kan trække sig sammen.
2. I stedet for plastikposer kan eleverne bruge små balloner. De vil kunne få ballonen på den opvarmede flaske til at rejse sig, men trykket er dog ikke højt nok til at spile ballonen ud.
3. Til diskussionen om verdenshavenes optag og frigivelse af CO_2 kan læreren vise eleverne et verdenskort, hvor de kan se de forskellige haves geografiske placering.

Ekspiriment 2.4: Surt vand

Undersøgelse af opløseligheden af CO_2 i vand

Formål

I skal undersøge opløseligheden af CO_2 i vand ved forskellige temperaturer ved at måle pH-værdien.

I skal bruge

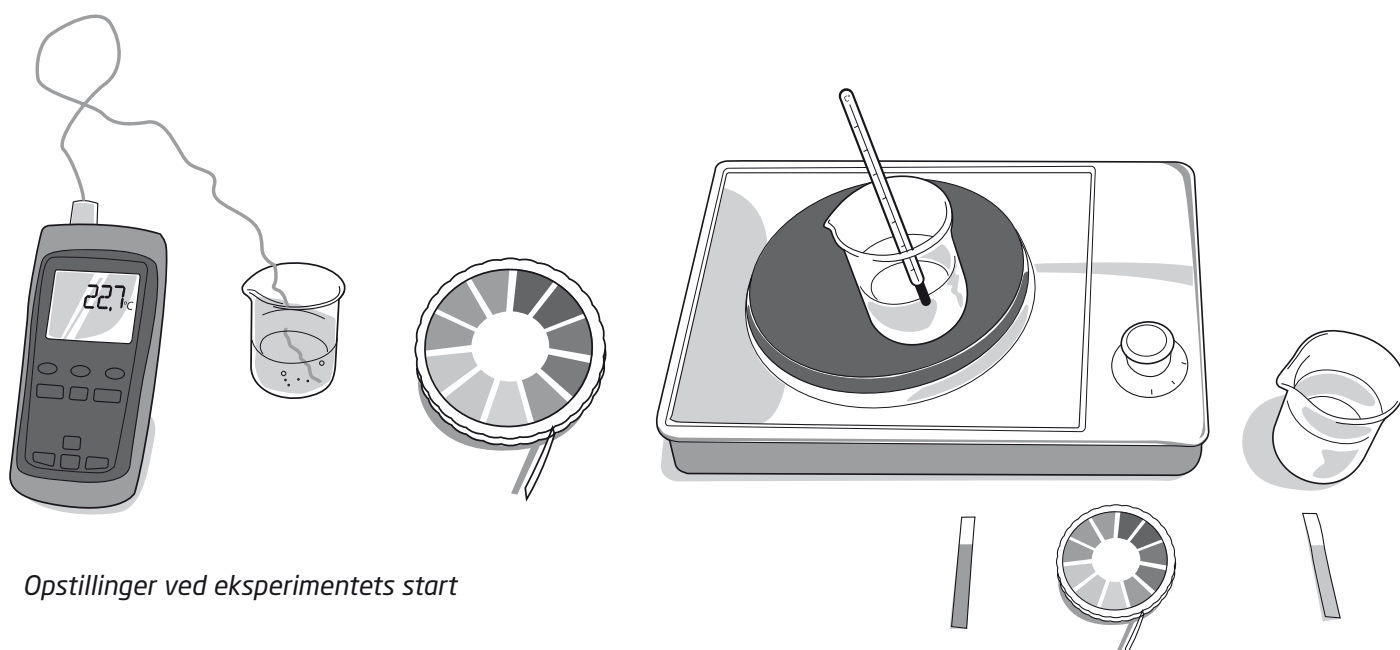
200 ml danskvand

Indikatorpapir

Termometer

To bægerglas (100 ml)

Varmeplade



Opstillinger ved eksperimentets start

Oplæg

CO_2 opløst i vand kaldes kulsyre, fordi CO_2 gør vandet surt. I skal undersøge, hvordan indholdet af CO_2 i vand ændrer sig, når I varmer vandet op. Ændringen måler I ved at måle pH-værdien. pH er et mål for surhedsgraden af en opløsning og måles med en indikatorstrimmel, hvor farven angiver pH.

Sådan gør I

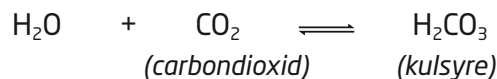
1. Hæld 100 ml danskvand i hvert af de to bægerglas.
2. Mål temperaturen med termometret.
3. Mål pH-værdien med en indikatorstrimmel.
4. Lad bægerglas nr. 1 stå, og stil bægerglas nr. 2 på en varmeplade. Varm danskvand op til kogepunktet.
5. Mål igen temperatur og pH-værdi i begge glas.
6. Sluk varmepladen, og lad danskvand i bægerglas nr. 2 køle af. Vandet i bægerglas nr. 2 må højst være fem grader varmere end dets temperatur ved eksperimentets begyndelse. I kan evt. fremskynde afkølingen ved at sætte glasset i et koldt vandbad eller i koldt vand i en vask med flad bund og prop.
7. Når bægerglas nr. 2 er kølet af, måles igen temperatur og pH-værdi i begge bægerglas.

Bægerglas	Tidspunkt for måling	Temperatur	pH
Bægerglas nr. 1	Ved eksperimentets start (punkt 1)		
Bægerglas nr. 1	Under henstand (punkt 5)		
Bægerglas nr. 1	Ved eksperimentets afslutning (punkt 7)		
Bægerglas nr. 2	Ved eksperimentets start (punkt 1)		
Bægerglas nr. 2	Under opvarmning (punkt 5)		
Bægerglas nr. 2	Ved eksperimentets afslutning (punkt 7)		

Forklaring

CO₂ fra atmosfæren bliver langsomt opløst i verdenshavene. På den måde spiller havene en vigtig rolle i reguleringen af mængden af fri CO₂ i atmosfæren.

Når CO₂ opløses i vand, reagerer noget af den med vandet, så der opstår en ligevægt:



Der er altså både CO₂ og kulsyre i vandet. Når vandet varmes op, falder opløseligheden af CO₂, så den frigives fra væsken som bobler. Under opvarmning forskydes ligevægten derfor mod venstre. Når dansk-vandet igen er afkølet, er der mindre kulsyre i, og dette får pH-værdien til at stige.

Efterbehandling

1. I hvilket af de to bægerglas er pH størst efter eksperimentet?

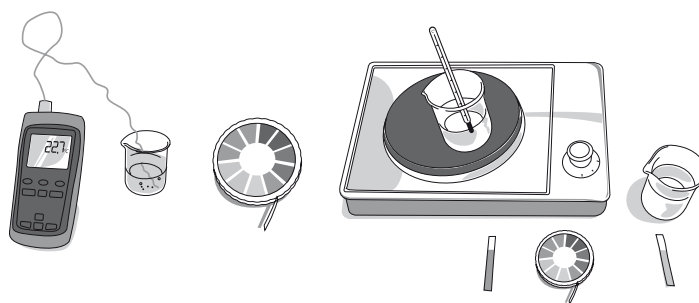
2. Hvad viser eksperimentet om opløseligheden af CO₂ i vand ved forskellige temperaturer?

Ekspæriment 2.4: Surt vand

Undersøgelse af opløseligheden af CO_2 i vand

Baggrundstekst

Afsnittet 'Kuk i carbonkredsløbet' (Kulsyre i havvand)



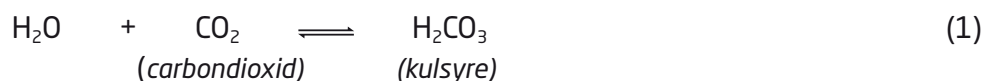
Beskrivelse

Ekspærimentet demonstrerer, at opløseligheden af CO_2 falder i varmt vand. Det kan måles som en stigning i pH, fordi mængden af opløst CO_2 i danskvand (kulsyre) falder. Forskellen registreres ved at måle pH-værdien af de to væsker før, under og efter opvarmningen af den ene danskvand.

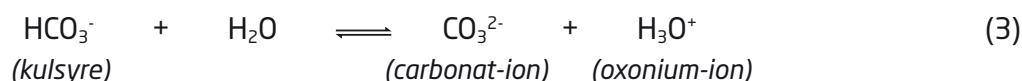
Forklaringer

Opløseligheden af CO_2 falder, når temperaturen stiger, fordi bindingerne mellem CO_2 og vandmolekylerne bliver svagere, når temperaturen stiger. Dette princip gælder for alle vandopløselige gasser.

Bemærk, at opløsningen af CO_2 i vand er beskrevet i en forenklet version i elevvejledningen. Den fulde reaktion er følgende:



H_2CO_3 er en syre med to protoner (H^+), og syren reagerer yderligere gennem to trin med vand:



Der er altså både CO_2 , kulsyre, hydrogencarbonat-, carbonat- og oxonium-ioner i vandet. Det er dannelsen af H_3O^+ (oxonium-ionen), der medfører, at opløsningen bliver mere sur. Når sodavand, danskvand og andre kulsyreholdige væsker varmes op, falder opløseligheden af CO_2 , så den frigives fra væsken som bobler. Under opvarmning forskydes begge reaktioner derfor mod venstre, indtil der igen opstår en ligevægt mellem CO_2 , kulsyre og kulsyrens ionformer, men nu med mindre kulsyre og dermed H_3O^+ i vandet. Vandet er blevet mindre surt.

Fejlkilder

Ovenstående forklaring er forsimplet, idet vi kun tager højde for temperaturen. Eksperimentet forstyrres imidlertid af flere komplikationer:

1. Da pH-værdien i sig selv er temperaturafhængig, kan vi ikke bare sammenligne den ved to forskellige temperaturer og tage det som mål for CO₂-indholdet.
2. pH-værdien for det opvarmede danskvand vil typisk være højere efter afkølingen end ved eksperimentets start, men lavere end pH-værdien målt under opvarmningen:

$$\text{pH (start)} < \text{pH (afkøling)} < \text{pH (opvarmning)}$$

Når danskvandet varmes op, tvinges CO₂ ud af væsken, fordi opløseligheden af CO₂ falder og pH stiger. Når danskvandet efterfølgende afkøles, stiger opløseligheden igen, og pH falder en smule. Vi kan dog aldrig genopløse lige så meget CO₂, som der var i den uåbnede flaske. Dette skyldes, at CO₂ er påfyldt danskvandet under et højere tryk end det atmosfæriske.

3. pH-værdien vil over tid også stige i den uopvarmede danskvand, fordi CO₂ er påfyldt under tryk. Det høje tryk har forskudt ligevægten kunstigt mod kulsyre i den uåbnede flaske. I den åbne flaske vil ligevægten indstille sig i en ny venstreforskudt ligevægt. Når vi alligevel kan måle en "lav" pH-værdi, efter at flasken er åbnet, skyldes det, at CO₂ kun frigives langsomt, og ligevægten derfor er længe om at indstille sig. Hvis den uopvarmede danskvand får lov til at stå flere timer, bør en stigning i pH kunne måles.

Eksempel på resultater af et eksperiment:

Bægerglas	Tidspunkt for måling	Temperatur	pH
Bægerglas nr. 1	Ved eksperimentets start	22,7	6
Bægerglas nr. 1	Under henstand (punkt 5)	23	6,3
Bægerglas nr. 1	Ved eksperimentets afslutning (efter 2 t)	23,4	6,5
Bægerglas nr. 2	Ved eksperimentets start	22,7	6
Bægerglas nr. 2	Under opvarmning	100	8,5
Bægerglas nr. 2	Ved eksperimentets afslutning (efter 2 t)	26,5	7,5*

* Bemærk, at pH-værdien falder en hel enhed under afkølingen.

Eksperiment 2.5: Kvæl flammen

Eksperiment med en tung luftart

Formål

I skal vise, at luftarten CO_2 er tungere end almindelig luft. I skal desuden undersøge, om CO_2 kan brænde.

I skal bruge

Fortyndet eddikesyre (CH_3COOH) (5-7 %)

Natron (NaHCO_3)

Bægerglas (100 ml)

Fyrfadslys

Konisk kolbe (250 ml)

Tændstikker

Evt. nogle molekylebyggesæt



Oplæg

Når et materiale brænder, reagerer det med oxygen i luften.

Hvis man fjerner oxygen, kan materialet ikke brænde.

I dette eksperiment skal I først fremstille CO_2 ved en reaktion mellem natron og eddikesyre. Dernæst skal I prøve at erstatte oxygen i et glas med CO_2 og undersøge, hvordan CO_2 påvirker forbrændingen. CO_2 vejer halvanden gang så meget som almindelig luft. Hvis I har nok CO_2 , kan I derfor skubbe al luften og dermed også oxygen ud af glasset.

Sådan gør I

1. Tænd et fyrfadslys, og sæt det forsigtigt ned i bægerglasset. Stil bægerglasset til side.
2. Hæld to store spatelfulde (2 g) natron i en kolbe.
3. Afmål 25 ml eddike, og hæld det i kolben. Stil straks kolben roligt på bordet, og rør ikke mere ved den. Hvad sker der?
4. Når væsken ikke længere bruser så kraftigt, bærer I forsigtigt kolben hen til bægerglasset med lyset.
5. Hæld langsomt den usynlige luft fra kolben ned i bægerglasset, mens I holder øje med lyset. Hvad sker der?
6. Prøv at tænde lyset igen.
7. Hæld forsigtigt den usynlige luft ud af bægerglasset, uden at lyset falder ud.
8. Prøv igen at tænde lyset.

Efterbehandling

1. Hvad er en forbrænding?

2. Fyrfadslys indeholder forskellige tunge carbonhydrider, det vil sige molekyler, der udelukkende består af carbon og hydrogen. Et eksempel på et carbonhydrid er stoffet icosan. Icosan reagerer således med luftens oxygen:



Forklar ved hjælp af reaktionsskemaet, hvorfor lyset gik ud.

3. Hvorfor slukkes flammen ikke, hvis man hælder den usynlige luft alt for langsomt ned i glasset?

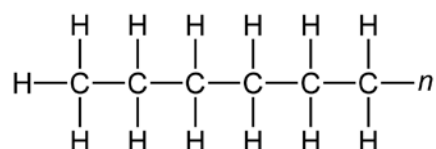
4. Når lyset brænder, udvikler det CO₂. Hvorfor slukker lyset så ikke sig selv?

5. Kan CO₂ bruges som brandslukker?

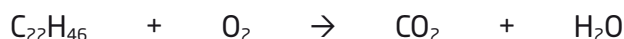
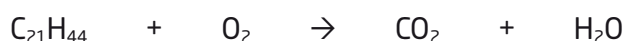
6. Hvorfor tror I, at for meget CO₂ kan være farlig for dyr og mennesker?

7. Prøv at bygge et icosanmolekyle ved hjælp af nogle molekylebyggesæt.

Brug stregformlen nedenfor som model. *n* betyder, at molekylet fortsætter med mange carbonatomer.



8. Fyrfadslys kan også indeholde C₂₁H₄₄ (hencosan) og C₂₂H₄₆ (docosan). Afstem reaktionsskemaerne for disse nedenfor:



Tip: Princippet bag afstemning af reaktionsligninger er, at der altid skal være samme antal af hver type grundstofatom på begge sider af reaktionspilen, det vil sige både før og efter reaktionen. Hvis der for eksempel er fire hydrogenatomer på venstre side af pilen, skal der også være fire hydrogenatomer på højre side.

Eksperiment 2.5: Kvæl flammen

Eksperiment med en tung luftart

Baggrundstekst

Afsnittene 'Forslag 2: Gem gassen af vejen' og 'Gas og gys i Cameroun'



Beskrivelse

Eksperimentet demonstrerer, at CO₂ er en tung gas, og at en forbrænding kræver tilstedeværelse af oxygen. Konklusionen er, at CO₂ fortrænger oxygen, og at CO₂ kan slukke ild, fordi den ikke kan brænde.

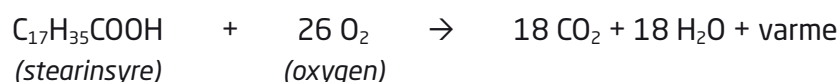
Forklaringer

Densiteten af CO₂ er over 50 % højere end luftens densitet. Ved 25 °C og atmosfærisk tryk er CO₂'s densitet 1,80 g/l, mens luftens er 1,18 g/l.

Forklaringen om nødvendigheden af oxygen for en forbrænding og tunge gassers evne til at fortrænge oxygen kan suppleres med en forklaring af, hvordan en CO₂-brandslukker fungerer. Sådanne brandslukkere indeholder CO₂-gas under meget højt tryk. Faktisk så højt, at gassen fortættes til væske. Når man åbner flasken, strømmer væsken ud med meget høj hastighed. Væsken fordamper, og gassen fortrænger oxygen fra det område, man sprøjter på.

Grunden til, at lyset ikke slukker sig selv, selvom det udvikler CO₂, er, at varmen fra flammen skaber en opadgående luftstrøm, som bærer CO₂ væk fra flammen og ud af glasset. Derved strømmer der hele tiden frisk luft og dermed også oxygen ned langs indersiden af bægerglasset.

Bemærk, at de fleste fyrfadsllys ikke indeholder stearin, men hvis man ønsker at tale om "rigtige" stearinlys, så indeholder de stearinsyre, der reagerer således med luftens oxygen:



CO₂'s høje densitet kan udnyttes til brandslukning, men den gør også gassen potentielt farlig for dyr og mennesker. I vulkanske områder findes flere steder lokale "Dødens Dale". Det er lavninger, hvor udsivende CO₂ fra vulkanerne samles og kan kvæle mindre dyr. På bryggerier, hvor der dannes CO₂ ved gæring, er man meget påpasselige med kældre, hvor CO₂ kan hobe sig op.

Fejlkilder

Hvis eleverne hælder CO₂-gassen for langsomt ned i glasset, kan den almindelige luft og dermed oxygen nå at blande sig med CO₂, så lyset bliver ved med at brænde.

Eksperiment 2.6: Gas i vand

Eksempel på, hvordan man indfanger CO₂ fra vand

Formål

I dette eksperiment skal I prøve at indfange CO₂ ved at lade den reagere med natriumhydroxid (NaOH).

I skal bruge

Rød CO₂-indikator

Natriumhydroxid (NaOH) (0,1 M)

CO₂ fra trykflaske

eller fra en gasudvikler med natron (NaHCO₃) og eddikesyre (CH₃COOH)

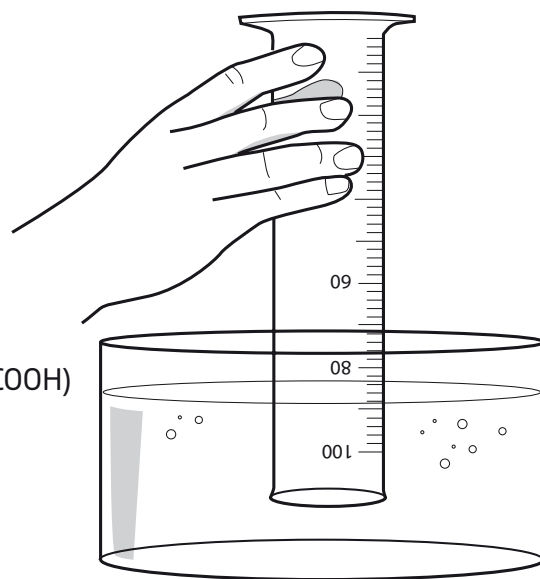
Vand

Bægerglas (250 ml)

Måleglas (100 ml)

Sikkerhedsbriller

Evt. et molekylebyggesæt



Oplæg

Hvis en gas er usynlig, skyldes det, at den ikke absorberer synligt lys. I stedet passerer lyset lige igennem den. Derfor må vi bruge indirekte tegn for at vise, at gassen er til stede. For eksempel kan du 'se' luft, når du pumper din cykel. Dækket bliver hårdt, fordi du fylder det med luftmolekyler.

I dette eksperiment skal I vise tilstedeværelsen af rent carbondioxid, det vil sige CO₂-gas, ved hjælp af indirekte tegn. Dernæst skal I indfange CO₂ ved at lade den reagere med NaOH i et lukket måleglas.

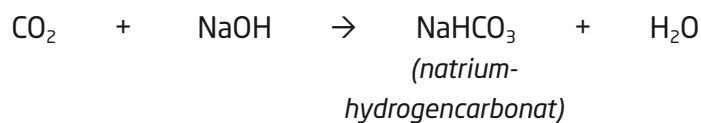
Sådan gør I

1. Hæld 15 ml indikator i en halv liter vand i et bægerglas.
2. Hæld 10 ml NaOH i vandet.
3. Før en slange fra trykflasken med CO₂ ned i et 100 ml måleglas. Fyld glasset op med CO₂. I stedet for en trykflaske med CO₂ kan I bruge en gasudvikler.
4. Sæt en prop i måleglasset. Proppen skal sidde løst, så den let kan vippes af igen.
5. Vend hurtigt glasset på hovedet, så det står med åbningen nedad i bægerglasset.
6. Proppen vippes af mod bægerglassets side. Bevæg måleglasset fra side til side med små bevægelser. Hvad sker der?

Forklaringer

CO₂ opløst i vand kaldes også kulsyre. Syren påvirker vandets pH-værdi, og ændringen i pH kan ses med en indikator. Når indikatoren skifter farve fra rød til gulorange, er det tegn på, at CO₂ er blevet opløst i vandet. Et andet tegn på, at CO₂ bliver opløst, er, at der stiger vand op i måleglasset.

Opløsningen af CO_2 i vand foregår ikke særlig hurtigt, men vi kan sætte skub i reaktionen både ved at tilsætte NaOH og ved at ryste glasset. CO_2 reagerer med NaOH og danner natriumhydrogencarbonat efter følgende reaktion:



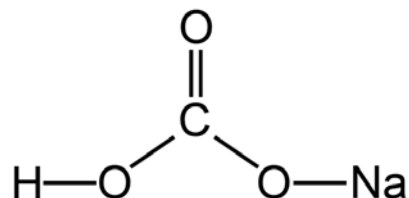
Når vi ryster glasset, laver vi en større vandoverflade. Den større vandoverflade giver et større kontaktareal mellem CO_2 -gassen og væsken.

Efterbehandling

1. Hvorfor skifter væsken i måleglasset farve, når I ryster det?

2. Hvorfor stiger vandet op i måleglasset?

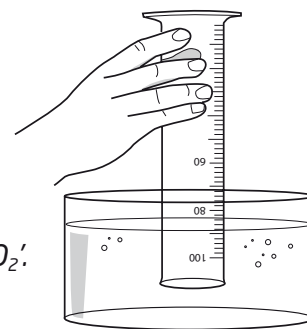
3. Prøv at bygge natron og et kulsyre molekyle ved hjælp af et molekylebyggesæt. Brug stregformlen for natron nedenfor som model.



4. Hvad er forskellen på de to stoffers sammensætning?

Eksp. 2.6: Gas i vand

Eksempel på, hvordan man indfanger CO₂ fra vand



Baggrundstekst

Afsnittene 'Forslag 2: Gem gassen af vejen' og 'Forslag 4: Få det bedste ud af CO₂'

Beskrivelse

Eleverne viser, at usynlig CO₂-gas, som er opløst i en væske, kan påvises ved ændringer i pH. Eksperimentet demonstrerer, at opløst CO₂ kan indfanges ved at lade gassen reagere med en base, i dette tilfælde NaOH. Når opløst CO₂ reagerer med NaOH, dannes der en opløsning af natriumhydrogencarbonat. I princippet kunne man efterfølgende inddampe opløsningen og dermed indfange CO₂ på fast form som natron.

Forklaringer

Indfangning af CO₂

I den fjerde rapport (2007) fra FN's Klimapanel IPCC konkluderer panelet, at verdens CO₂-udledning bør sænkes med 50-80 %, hvis vi vil undgå de mest skadelige påvirkninger af vores klima. I afsnittene fra elevbogen anført under 'Baggrundstekst' beskrives to metoder til at fjerne CO₂ fra atmosfæren: Enten ved at gemme CO₂ af vejen i underjordiske reservoirer og/eller ved at bruge CO₂ som råmateriale for carbonholdige materialer. Det sidstnævnte er en del af forskningen i CASE. Begge metoder udfordres dog af det vanskelige ved at indfange CO₂ fra forbrændingen i blandt andet bilmotorer, på fabrikker og kraftværker. Ifølge en rapport fra Europa-Kommissionen fra 2004 repræsenterer indfangningen af CO₂ eksempelvis 70-80 % af udgifterne i forbindelse med CO₂-lagring under jorden. Derfor har det stor betydning for begrænsningen af CO₂-udledningen, at der udvikles billigere metoder til at indfange CO₂.

Gode råd til eksperimentets udførelse

Gasudvikler

I eksperimentet kan eleverne bruge CO₂ fra en gasudvikler, som laves ved at blande natron (NaHCO₃) og eddikesyre (CH₃COOH) i en sprøjteflaske.

Materialer:

50 ml fortyndet eddikesyre (1:4, dvs. 5-7 %)

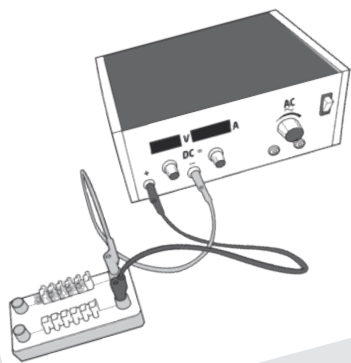
1 tsk. natron (strøget mål)

1 stk. plastikslange, ca. 30 cm

1 tom 500 ml sprøjteflaske

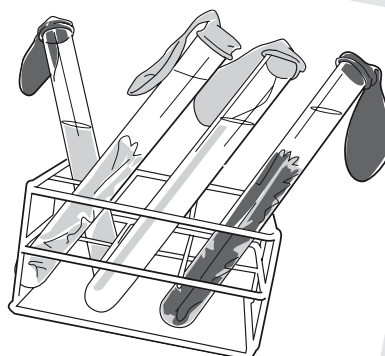
Monter den ene ende af en slange i proppen af en tom 500 ml sprøjteflaske. Stik slangens anden ende ned i måleglasset fra eksperimentet. Skru låget af sprøjteflasken, og hæld en teskefuld natron ned i flasken. Hæld 50 ml eddikesyre i, og skru straks låget på. Fyld måleglasset med CO₂.

Kapitel 3: Verdens bedste energikilde



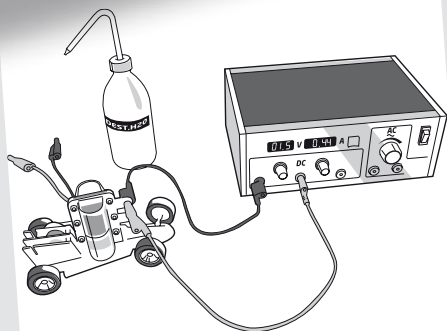
Eksperiment 3.1:
Lysets energi

43



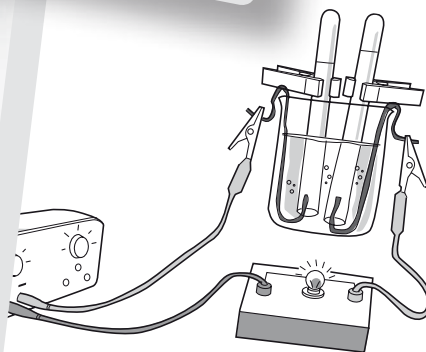
Eksperiment 3.2:
Fotosyntese

47



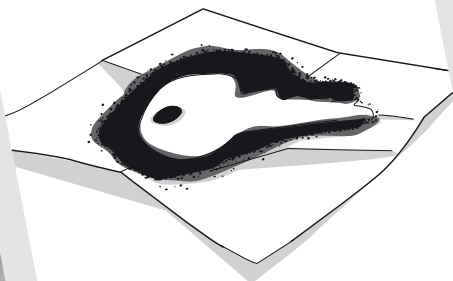
Eksperiment 3.3:
Brændselscelle

50



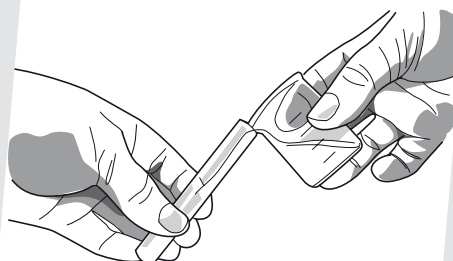
Eksperiment 3.4:
Elektrolyse

54



Eksperiment 3.5:
Fotokemi

57



Eksperiment 3.6:
Redoxreaktioner

61



Eksperiment 3.1: Lysets energi

Måling af energien i forskellige farver lys

Formål

I skal bestemme energien i lys ved at måle på lysdioder (LED).

I skal bruge

Ledninger

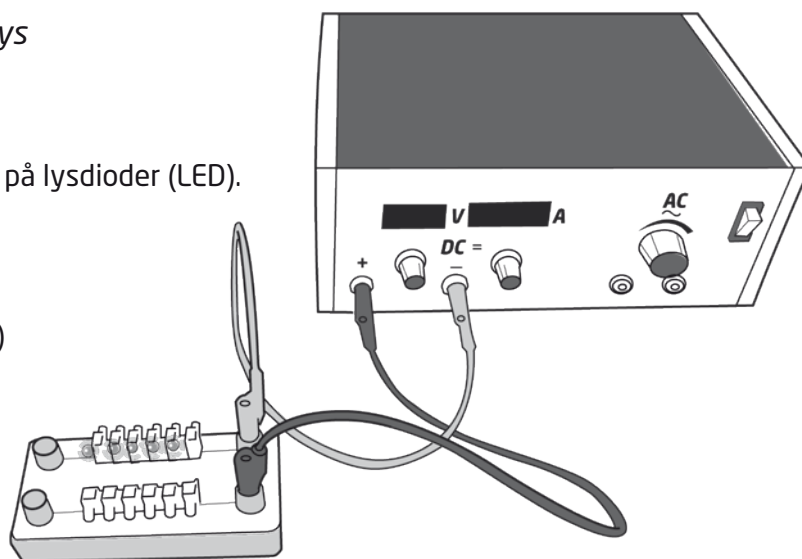
Lysdioder (fem røde, fem gule, fem grønne)

Skrueterminaler eller krokodillenæb

Strømforsyning

Evt. holder til modstande, SF 4160.00

Evt. multimeter



Oplæg

I eksperimentet skal I undersøge sammenhængen mellem spændingen over dioderne og frekvensen af det lys, de udsender.

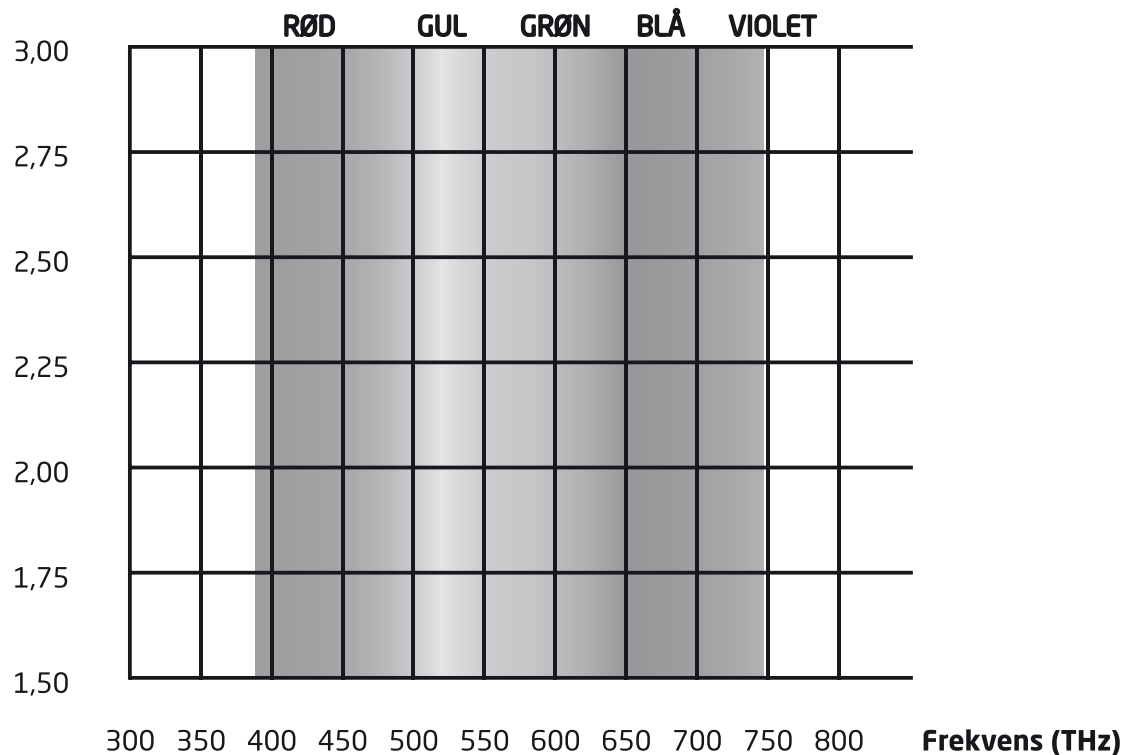
Forskellige farver lys har forskellig frekvens, det vil sige at lysets bølger svinger med forskellig takt. Svingningerne er så hurtige, at vi ikke kan se dem med det blotte øje. Vores øjne registrerer dog alligevel de forskellige frekvenser som forskellige farver lys. Frekvens måles i hertz og angives ofte i terahertz, hvor tera betyder 10^{12} .

Sådan gør I

1. Monter fem røde dioder parallelt i modstandsholderen. Sørg for, at alle dioderne har det lange ben til samme side i holderen.
2. Skru ned for strømforsyningen, og forbind den med ledninger til modstandsholderens bøsninger. Diodernes lange ben skal til plus.
3. Skru forsigtigt op for strømmen ved skiftevis at dreje på både spændings- og strømstyrkeknappen, indtil strømstyrken er 0,10 A. Det kan være vanskeligt at ramme den rigtige indstilling, så I må være tålmodige.
4. Aflæs spændingsforskellen i volt, og noter værdien i tabellen nedenfor. Hvis I ønsker en mere nøjagtig måling, kan I sætte et amperemeter i serie med dioderne og sætte et voltmeter parallelt over dioderne.
5. Gentag eksperimentet med de gule og derefter de grønne dioder. Skriv de målte værdier ind i tabellen herunder.

Farve	Frekvens (THz = terahertz)	Spændingsforskel (V = volt)
Rød	454	
Gul	512	
Grøn	529	

6. Indsæt målingerne i koordinatsystemet med frekvensen på x-aksen og spændingsforskellen på y-aksen. Tegn en graf ud fra målingerne.

Spændingsforskel (Volt)

7. Hvilken sammenhæng er der mellem diodespændingen og lysets frekvens?

8. Lyset fra en blå diode kan for eksempel toppe ved 638 THz. Hvilken spændingsforskel vil I tro, dioden minimum kræver (brug jeres graf)?

Forklaring

LED står for "light emitting diode". I en lysdiode bruges den elektriske spændingsforskel til at slå elektroner løs inde i dioden. Man siger, at der opstår et "hul", hvor elektronen har siddet. Snart vil en anden elektron "falde ned" i hullet. Når det sker, udsendes et lysglimt med en bestemt farve, svarende til den minimumsspænding der skal til for at slå elektronen løs.

Hvis der skal en spænding på 2,1 volt til at slå en elektron løs i dioden, vil den, når en anden elektron fylder hullet op igen, udsende lys med en energi på 2,1 elektronvolt. Enheden elektronvolt er altså et mål for energien af det lys, som dioden udsender. Enheden elektronvolt er praktisk i denne sammenhæng, fordi 1 elektronvolt er den energi, en elektron omsætter, når den gennemløber en elektrisk spændingsforskel på 1 volt. Lyset fra dioden udsendes i enkeltglimt, der kaldes fotoner, og det er disse fotoner, som vores øjne kan opfange. De farvefølsomme synsceller registrerer fotoner med hvert sit energiområde og dermed hver sin farve.

Efterbehandling

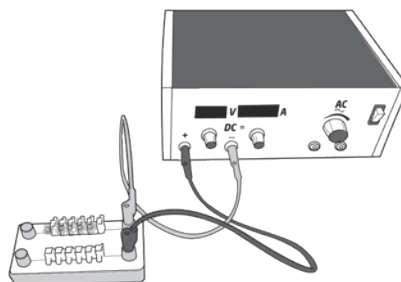
1. Hvilken af de tre farver lys, som I undersøgte, har størst energi?

Eksperiment 3.1: Lysets energi

Måling af energien i forskellige farver lys

Baggrundstekst

Afsnittet 'Hvad rummer Solens stråler'



Beskrivelse

Eleverne skal undersøge sammenhængen mellem spændingsforskellen over dioderne og frekvensen af det lys, de udsender, og derigennem forstå, at forskellige farver lys har forskellig energi.

Forklaringer

Sammenhængen mellem energi og frekvens

Lysdioder kaldes light emitting diodes (LED) på engelsk. En lysdiode ensretter strømmen i et kredsløb. Den udsender lys, når man lægger en tilstrækkelig stor spændingsforskel over den. Jo større frekvens dioden er designet til at lyse med, des større spændingsforskel kræves. Det skyldes, at lyset dannes enkeltvis som fotoner ud fra den energi, som spændingsforskellen kan give ved at adskille ladninger. Lyset udsendes, når ladningerne finder sammen igen (rekombinerer). Frekvensen f for en given farve lys er altid den samme og proportional med lysets fotonenergi E :

$$E = h \cdot f$$

hvor proportionalitetskonstanten h kaldes Plancks konstant. $h = 0,0041 \text{ eV/THz}$ eller $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J/Hz}$. Enheden elektronvolt (eV) er i vores sammenhæng mere praktisk at benytte, da 1 elektronvolt er den energi, der er nødvendig for at løfte en elektron gennem et elektrisk spændingsfald på 1 volt. Man kunne også angive energien i joule, men det er ikke så praktisk her, da 1 elektronvolt kun er $16 \cdot 10^{-20} \text{ J}$. Det røde lys fra en standarddiode topper omkring en bølgelængde på 660 nanometer i luft. Det svarer til en frekvens på 454 terahertz (THz, tera = 10^{12}) eller 454.000 milliarder svingninger i sekundet. En foton med denne frekvens har en energi på:

$$E = 0,0041 \text{ eV/THz} \cdot 454 \text{ THz} = 1,86 \text{ eV}$$

Dioden skal altså forsynes med minimum 1,86 volt for at udsende en foton med denne frekvens.

Sammenhængen mellem bølgelængde og frekvens

Når man traditionelt tilknytter forskellige bølgelængder til de forskellige farver i synligt lys, er det, fordi man kan måle bølgelængder med et spektroskop, mens frekvenser af synligt lys ikke kan måles direkte. Men det er ikke bølgelængderne, der afgør lysets farve. Bølgelængden af en bestemt farve lys ændres, når lyset trænger ind i glas eller går gennem vand eller andre stoffer, men farven forbliver den samme. Den afhænger nemlig af frekvensen, der altid er den samme uanset bølgelængden. Man kan omregne lysets bølgelængde i luft til frekvens ved at bruge bølgefarten i luft. Bølgefarten er lysets fart, $c = 299.792.458 \text{ m/s}$ (ca. 300.000 km/s). Eksempelvis gælder der for den røde diode nævnt ovenfor med bølgelængde $\lambda = 660 \text{ nm}$:

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{299.792.458 \text{ m/s}}{0,000000660 \text{ m}} = 454 \cdot 10^{12} \text{ s}^{-1} = 454 \text{ THz}$$

Gode råd og fejlkilder

Eleverne bør benytte dioder af samme type for at få en pæn lineær sammenhæng mellem spændingsforskel og frekvens. Det er afgørende, at eleverne forsøger at opnå nogenlunde samme strømstyrke ved hver måling. Ellers kan spændingerne ikke sammenlignes.

Følgende dioder kan købes hos firmaet RS components:

Varenr.	Farve	Bølgelængde (nm)	Strømstyrke (mA)	Spændingsforskel (V)	Frekvens (THz)
228-5001	Rød	660	19,8	1,812	454
228-4991	Gul	585	20,3	2,042	512
228-4985	Grøn	567	19,9	2,132	529

Målingerne i skemaet er foretaget på enkeltdioder med en nominel strømstyrke på 20 mA. Der er nemt at opstille enkeltdioder, men kræver en meget følsom strømforsyning for at indstille styrken på 20 mA. Alternativt kan man i stedet parallelkoble fem dioder, som angivet i elevvejledningen. Dette giver et pænt rundt tal for strømstyrken (100 mA), som det er muligt at indstille på en mindre nøjagtig strømforsyning.

Bemærk, at hvis man måler på en blå diode, vil man opdage, at den kræver en større spændingsforskel, end den man forudsiger ud fra måling på de røde, gule og grønne. Det skyldes, at den blå diode virker efter et indirekte princip, hvor man først anslår en højere tilstand, som svarer til ultraviolet lys. Denne tilstand henfalder så bagefter og aktiverer et farvestof (et fosfor), som dernæst udsender blåt synligt lys.

Firmaet S. Frederiksen har et apparat med færdig opstilling (varenr. 5060.00). Her kræves kun amperemeter og voltmeter. Man aflæser spændingsforskellen enkeltvis ved 5 mA gennem dioderne. Der er 5 dioder, en infrarød, en rød, en gul, en blå og en ultraviolet. De tre første giver den pæne lineære sammenhæng. Den blå og ultraviolette ligger højere, som forklaret ovenfor.

Lysspektret (koordinatsystem under punkt 6 i elevvejledningen) kan hentes i farver på www.energipaalager.dk under 'Eksperimenter'.

Eksperiment 3.2: Fotosyntese

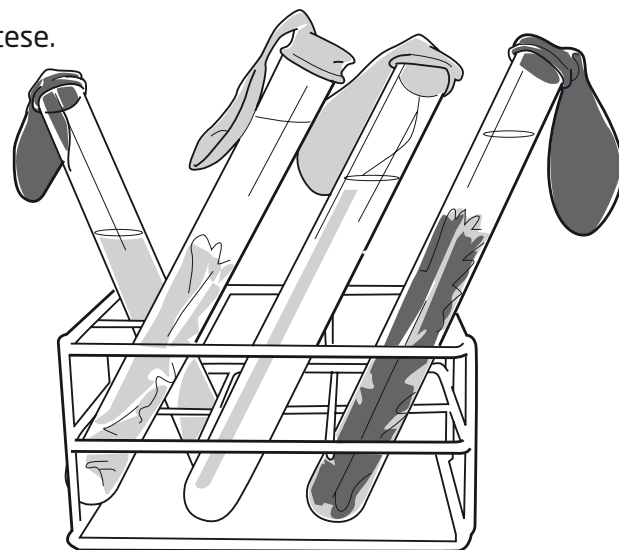
Eksperiment om lysets betydning for planternes vækst

Formål

I skal undersøge sollysets indflydelse på planters fotosyntese.

I skal bruge

Rød CO₂-indikator
Et kort stykke tynd slange eller sugerør
Fire almindelige reagensglas
Fire små farvede balloner
Konisk kolbe (250 ml)
Måleglas (10 ml)
Reagensglasstativ
Sølvpapir
Vandpest (vandplante)



Oplæg

I fotosyntesen omdanner planter kuldioxid (CO₂) og vand (H₂O) til sukkerstoffet glukose (C₆H₁₂O₆), der er planternes energilager. Glukose bruges også som råstof til opbygning af andre vigtige molekyler, for eksempel stoffet cellulose, der giver planterne deres form. Energien til fotosyntesen kommer fra Solens lys. Hos planter, der vokser på land, kommer CO₂ fra luften. Vandplanter derimod bruger CO₂, der er opløst i vandet omkring dem, og som optages gennem plantens rødder og blade.

Vi kan undersøge vandplanters fotosyntese ved at måle koncentrationen af CO₂-indholdet i vandet omkring dem ved hjælp af en pH-indikator. Når der er meget CO₂ til stede, farver indikatoren vandet gult. Hvis koncentrationen af CO₂ falder, skifter indikatoren farve til først orange og dernæst rødlig. Farveskiftet på pH-indikatoren skyldes, at der bliver mindre og mindre kulsyre i vandet, og dermed ændrer pH-værdien af vandet sig.

I starten af eksperimentet tilfører I ekstra CO₂ til vandet ved at blæse udåndingsluft gennem vandet. Udåndingen fra mennesker indeholder nemlig CO₂, og noget af dette bliver opløst i vandet, når luften blæses igennem.

Sådan gør I

1. Fortynd 5 ml CO₂-indikator til ca. 150 ml i en konisk kolbe. Brug almindeligt vand fra hanen til fortyndingen.
2. Fyld et reagensglas næsten helt op med indikatoren. Luk reagensglasset med en blå ballon, og stil det i reagensglasstativet.
3. Stik sugerøret/slangen ned i kolben, og blæs udåndingsluft gennem indikatorvæsken, indtil farven skifter til orangegul.
4. Fyld indikatorvæske i de tre resterende reagensglas. Luk det ene med en gul ballon, og stil det i stativet.
5. Put tre stængler vandpest i hvert af de to resterende glas. Stænglernes længde skal svare til 2/3 af væskens højde.

6. Luk det ene glas med en grøn ballon og det andet med en rød ballon.
7. Pak glasset med den røde ballon ind i sølvpapir. Det er vigtigt, at glasset er helt dækket af sølvpapir. Stil begge glas i stativet.
8. Stil stativet med alle fire reagensglas i vindueskarmen.
9. Vent en halv time, og noter væskens farve i de fire glas. Brug skemaet nedenfor.
10. Sæt igen sølvpapiret omkring glasset med den røde ballon, og stil det igen i stativet. Vent til næste gang, I har time, og noter igen væskernes farve i de fire glas.

Reagensglas	Startfarve	Slutfarve (efter ½ time)	Slutfarve (næste undervisningstime)
Blå			
Gul			
Grøn			
Rød			

Efterbehandling

1. Hvordan har CO₂-koncentrationen ændret sig i hvert af de to glas med vandpest i forhold til de to glas uden vandpest?

2. Beskriv, hvad der er sket i glasset med den grønne ballon.

3. Afstem reaktionen for fotosyntesen:



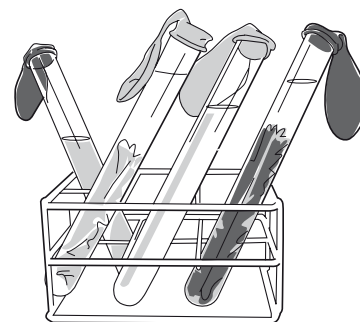
Tip: Princippet bag afstemning af en reaktion er, at antallet af et grundstofs atomer (C, H eller O) skal være lige stort på begge sider af reaktionspilen. Det gøres ved at justere antallet af molekyler, altså sætte et tal foran molekylformlen (for eksempel CO₂). Selve formelen for et molekyle må ikke ændres!

4. Planteceller udfører ligesom alle andre levende celler også den modsatte reaktion af fotosyntesen, nemlig respiration. Ved respirationen dannes CO₂. Hvis CO₂-indikatoren i reagensglasset med den røde ballon, det vil sige det indpakkede reagensglas, har skiftet farve:

Er CO₂-koncentrationen så blevet højere eller lavere, og hvad er grunden til dette?

Ekspæriment 3.2: Fotosyntese

Ekspæriment om lysets betydning for planternes vækst



Baggrundstekst

Afsnittet 'Planternes opskrift på brændstof'

Beskrivelse

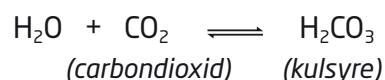
I dette ekspæriment undersøger eleverne sollysets betydning for fotosyntesen. Under fotosyntese optager vandpestplanter CO_2 fra det vand, de gror i. Ved hjælp af en CO_2 -indikator påviser eleverne, at CO_2 -koncentrationen i vandet kun falder hos de planter, der står i lys, det vil sige de planter, hvor fotosyntesen er aktiv. Hos de planter, der står i mørke, stiger CO_2 -koncentrationen derimod på grund af planternes respiration.

Forklaringer

Fotosyntesen er afhængig af sollys for at kunne forløbe:



Når vandpestplanten placeres lyst, forbruger den CO_2 , hvilket får koncentrationen i vandet til at falde. En lavere CO_2 -koncentration betyder også en mindre mængde kulsyre i vandet og dermed en højere pH-værdi:



Efter en halv time kan eleverne registrere, at væsken med planten, der står i lys, er blevet mørkere (orange/rød). Det skyldes, at CO_2 -koncentrationen er faldet og pH steget.

Planteceller udfører ligesom alle andre levende celler også den modsatte reaktion af fotosyntese, nemlig respiration, for at få energi. Ved respirationen frigives CO_2 . I både lys og mørke udleder vandpestplanterne altså CO_2 til det omkringliggende vand. Dog er forbruget af CO_2 i fotosyntesen større end udledningen af CO_2 fra respirationen, når planterne står i lys. Derfor ser eleverne et fald i CO_2 -koncentrationen. Når eleverne tjekker glasset anden gang, vil resultatet være afhængigt af tidspunktet på dagen. Tjekkes glasset om eftermiddagen efter flere timers sollys, vil CO_2 -koncentrationen være lav (rødlig væske) på grund af fotosyntesen. Tjekkes glasset derimod om morgenen efter flere timers mørke, vil koncentrationen være høj (gullig væske) på grund af respirationen.

Vandpestplanten, der under hele forsøget er indpakket i sølvpapir, kan ikke udføre fotosyntese og optager derfor slet ikke CO_2 fra vandet. Planten udfører kun respiration, og CO_2 -koncentrationen vil derfor stige. Stigningen er lille, så ved den første måling kan eleverne formentlig ikke se en ændring af pH. Dagen efter er resultatet tydeligere, og CO_2 -indikatoren vil være mere gullig på grund af en øget mængde af CO_2 .

Eksperiment 3.3: Brændselscelle

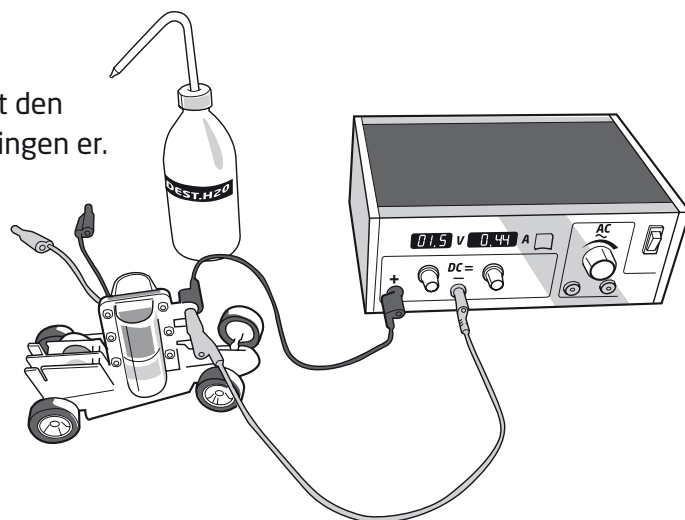
Eksperiment med hydrogen som brændstof

Formål

I skal lade en brintbil op med strøm og måle, hvor langt den kan køre. I skal desuden beregne, hvor effektiv opladningen er.

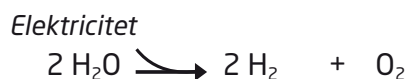
I skal bruge

Demineraliseret vand
Brintbil
Målebånd
Strømforsyning med indbygget voltmeter og amperemeter
Stopur



Oplæg

Brintbilen kører på brændstoffet hydrogen (brint). Hydrogen laves ved at spalte vand med jævnstrøm i bilens elektrolysecelle. Den elektriske energi fra strømmen bruges til at bryde bindinger mellem oxygenatomet og hydrogenatomerne i vandmolekylet. Reaktionen kan skrives som:



Ved hjælp af elektrolysecellen kan man altså omdanne elektrisk energi til brændstof til bilen. En milliliter hydrogen kan frigive energi svarende til cirka 12 joule ved 25 °C. Elektrolysecellen i bilen kan 'vendes om' til en brændselscelle og udnytte denne energi. Cellen kan nemlig 'vendes om' og fungere som en brændselscelle, hvor den kemiske energi i hydrogen omdannes til elektrisk energi, der kan drive bilens elmotor.

Under opladningen måler man strømstyrke og spændingsforskel for at kunne beregne, hvor meget elektrisk energi man bruger i elektrolysen til at danne hydrogen. Den elektriske spændingsforskel U er nemlig energi per ladning, mens strømstyrken I fortæller, hvor mange ladninger der går gennem cellen per sekund. Når vi ganger spændingsforskellen med strømstyrken, får vi altså et tal for, hvor meget energi der løber gennem cellen per sekund. Denne størrelse kaldes effekten P . Den måles i watt, som er antal joule per sekund:

$$P = U \cdot I$$

Spændingsforskellen måles i volt (V), mens strømstyrken måles i ampere (A).

For at kunne udregne energiforbruget E skal vi blot vide, hvor længe cellen kører, det vil sige tiden t , som måles i sekunder:

$$E = P \cdot t$$

Regneeksempler

Eksempel 1. En brintbil blev opladet med 0,44 A ved 1,5 V i 185 sekunder.

a) Beregn den elektriske effekt, og b) beregn, hvor meget energi der blev brugt.

Svar:

$$1a. P = U \cdot I = 1,5 \text{ V} \cdot 0,44 \text{ A} = 0,66 \text{ W} = 0,66 \text{ J/s.}$$

$$1b. E = P \cdot t = 0,66 \text{ J/s} \cdot 185 \text{ s} = 122,1 \text{ J}$$

Eksempel 2. Ved opladningen i eksempel 1 blev der produceret 10 ml hydrogen. Beregn, hvor meget energi det svarer til.

$$\text{Svar: } E = 10 \text{ ml} \cdot 12 \text{ J/ml} = 120 \text{ J}$$

Eksempel 3. Beregn, hvor mange procent af den tilførte elektriske energi der blev gemt i hydrogen. Dette tal kaldes *effektiviteten* for elektrolysen

$$\text{Svar: } \text{Effektivitet} = 120 \text{ J} / 122,1 \text{ J} \cdot 100 \% = 98,2 \%$$

Eksempel 4. Da bilen var ladet op, blev den sat til at køre i ring. Bilen kørte i alt 43,73 meter på 10 ml hydrogen. Hvor langt kan den køre per liter?

$$\text{Svar: } 43,73 \text{ m} / 0,01 \text{ l} = 4373 \text{ m/l} = \text{ca. } 4,4 \text{ km/l}$$

Sådan gør I

1. Fyld demineraliseret vand i begge beholdere i cellen. (Løft cellen af bilen og vend bunden i vejret. Her sidder propper).
2. Sæt cellen på bilen igen med propperne nedad.
3. Forbind elektrolysecellen til jævnstrøm på strømforsyningen.
4. Tænd for strømmen (maks 0,5 ampere), og start tidtagningen.
Noter spændingsforskellen og strømstyrken: _____ V, _____ A
5. Stop uret, når beholderen med hydrogen er fyldt med gas (10 ml). Noter tiden: _____ sek.
6. Lad bilen køre i ring på gulvet.
7. Tæl antal omgange, og mål længden af en omgang: _____ omgange, _____ m (diameter)

Efterbehandling

1. Beregn den elektriske effekt og energien brugt til opladning (se eksempel 1)
-

2. Beregn, hvor meget energi der er gemt i hydrogen (se eksempel 2)
-

3. Beregn effektiviteten for elektrolysen (se eksempel 3)
-

4. Hvor langt kørte bilen?
-

5. Hvor langt kan bilen køre per liter?
-

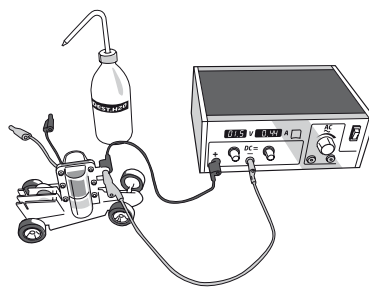
6. Opskriv og afstem den kemiske reaktion i brændselscellen, når bilen kører:
-

Eksperiment 3.3: Brændselscelle

Eksperiment med hydrogen som brændstof

Baggrundstekst

Afsnittet 'Hydrogen som brændstof'



Beskrivelse

Eleverne lader en brintbil op med strøm og måler, hvor langt den kan køre. Desuden regner de på, hvor effektiv opladningen er.

Forklaringer

Hydrogen som brændstof

Hydrogen er ikke en primær energikilde som kul og gas, men derimod en energibærer. I dag fremstilles hydrogen typisk ud fra det fossile brændstof metan, som findes i naturgas. Hvis hydrogen skal bruges som et CO₂-neutralt brændstof, er det derfor nødvendigt at udvikle en fremstillingsmetode uden brug af fossile brændstoffer. En sådan metode kan være spaltning af vand ved hjælp af elektricitet i en elektrolysecelle. Elektriciteten kan komme fra eksempelvis vindmøller eller solceller. Derved har vi en CO₂-fri metode, der samtidig kan udnyttes til at gemme overskydende strøm fra vedvarende energikilder som kemisk energi i hydrogen.

Hydrogen kan bruges til opvarmning ved direkte afbrænding, eller det kan konverteres tilbage til elektricitet. Produktionen af elektricitet sker i brændselsceller, der kan indbygges i en lang række produkter lige fra meget små brændselsceller i bærbare apparater som mobiltelefoner og computere til større celler i biler, lastbiler og skibe. Endelig kan stationære brændselsceller bruges til at producere varme og elektricitet i private hjem og på kraftværker.

Forholdet mellem mængden af dannet oxygen og hydrogen i elektrolysecellen

Hvis opladningen stoppes, inden der begynder at boble hydrogen ud, kan eleverne se, at der er dannet dobbelt så meget hydrogen som oxygen. Det skyldes, at der for hvert vandmolekyle kan dannes et hydrogenmolekyle, mens det kræver to vandmolekyler at danne et oxygenmolekyle.

Sammenligning af masse og volumen

Det er en væsentlig pointe i brintbilen, at brændstoffet er meget let. Mens en liter benzin vejer ca. 740 g, vejer en liter hydrogen ved atmosfærisk tryk og 25 °C kun 84 mg. I opgaverne regner eleverne med volumen (ml) i stedet for masse (g) for at undgå forvirring. Det er dog mere korrekt at udtrykke bilens rækkevidde per gram end per liter, da hydrogens rumfang afhænger af både tryk og temperatur, mens massen er uafhængig heraf. Den beregnede rækkevidde er således også gyldig, hvis hydrogen bliver opbevaret under tryk eller bundet i fast stof, eksempelvis i brintpiller. Her er beregningen for regneeksempel 4, hvis man ønsker brintbilens rækkevidde per gram hydrogen, når 10 ml hydrogen vejer 0,84 milligram:

$$\text{Rækkevidde} = 43,73 \text{ m} / 0,00084 \text{ g} \approx 52 \text{ km/g}$$

Det er relevant at diskutere dette med eleverne, da de måske ellers konkluderer, at brintbilen kører færre kilometer på literen end en benzinbil. At beregne rækkevidden i km/g gør det også nemmere at sammenligne med benzinbiler. De ovenstående 52 km/gram svarer til 52.000 km/kg, og hvis man antager, at en rigtig bil vejer tusind gange så meget og derfor kræver tusind gange så meget brændstof, vil denne kunne køre 52 km/kg. Det er ikke et helt urealistisk tal at sammenligne med benzinbilernes 20 km/liter. Antagelsen om, at

en tusind gange så tung bil kræver tusind gange så meget brændstof, er dog ikke helt korrekt, da en stor del af energien bruges til at overvinde luftmodstanden, og den vokser ikke lige så meget som massen, når man bare skalerer bilen op.

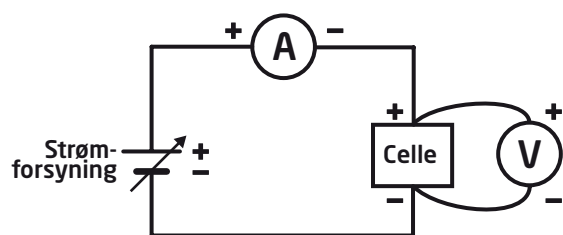
Cellens effektivitet

De anvendte tal i eksempel 1 er faktiske målinger. Man kan opleve at regne sig frem til en effektivitet over 100 %, og det virker naturligvis besynderligt. Forklaringen er, at de anvendte målinger ikke er så præcise, så de forskellige afrundinger ved et tilfælde spiller sammen og trækker resultatet mod en for høj værdi. Især er det vanskeligt at aflæse hydrogenrumfanget nøjagtigt. Hvis 9,5 ml var det korrekte i stedet for 10 ml, ville man i eksempel 2 få 114 J og dermed en effektivitet i eksempel 3 på $114 \text{ J} / 122,1 \text{ J} \cdot 100 \% = 93,3 \%$.

I praksis er effektiviteten af elektrolysen ganske høj (selvom den aldrig kan være 100 %). Måler man derimod på brændselscellen (ved at tilkoble voltmeter og amperemeter og tage tid), opdager man, at effektiviteten her kun er cirka 50 %. Alt i alt tabes altså 50 % af den elektriske energi, hver gang man oplader og aflader bilen igen. Den tabte varme er der selvfølgelig som "restenergi", men den kan ikke omdannes fuldstændigt til en form, der kan drive en motor. Det er dog værd at bemærke, at man udmærket kan lave et kombineret husstands anlæg med brændselsceller, som leverer både elektricitet og varme til huset.

Gode råd til eksperimentets udførelse

Har man ikke strømforsyning med indbyggede volt- og amperemetre, benyttes følgende diagram:



Elektrolysecellen kobles i serie med et amperemeter til strømforsyningen. Et voltmeter sættes parallelt over cellen.

Når eleverne skal opmåle den runde bane, er det mest præcise at optegne bilens bane med kridt på gulvet og derefter måle diameteren.

Eksperiment 3.4: Elektrolyse

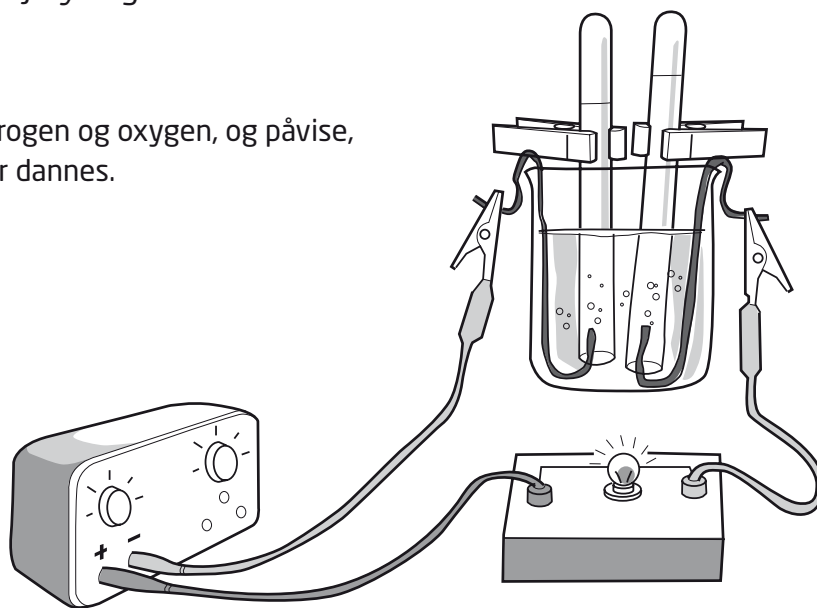
Spaltning af vand og fremstilling af hydrogen

Formål

I skal vise, at vand kan spaltes i hydrogen og oxygen, og påvise, at det er netop disse to luftarter, der dannes.

I skal bruge

Natriumsulfat ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$)
 Bredt bægerglas (250 ml)
 Tyk isoleret kobbertråd
 To reagensglas
 Reagensglasstativ
 To træklemmer
 Tre ledninger
 To krokodillenæb
 Lampefatning med pære (6 V 1 A)
 Strømforsyning



Oplæg

Ved en elektrolyse sender man strøm gennem en opløsning. Ionerne i opløsningen vil vandre mod de elektriske poler. De negative ioner vandrer mod pluspolen, og de positive ioner vandrer mod den negative pol. Vand indeholder ikke mange ioner, så for at en elektrolyse af vand skal gå hurtigere, tilsætter man for eksempel natriumsulfat (Na_2SO_4). Når det opløses i vand, spaltes det i natriumioner (Na^+) og sulfationer (SO_4^{2-}), og så kan der løbe en større strøm gennem opløsningen. Ved elektrolyse spaltes vandet i hydrogen (H_2) og oxygen (O_2). Reaktionen kan skrives som:



Reaktionskemaet viser, at der dannes dobbelt så meget hydrogen som oxygen ved elektrolysen. Spaltning af vand ved elektrolyse er en af de metoder, man bruger til at fremstille hydrogen.

Sådan gør I

1. Fyld et bægerglas to tredjedele med vand. Hæld cirka en teskefuld natriumsulfat i vandet, og rør rundt, indtil stoffet er opløst.
2. Sæt to reagensglas i et reagensglasstativ, og hæld opløsningen i glassene, indtil de er helt fyldt.
3. Fremstil to elektroder ved at bukke to stykker kobbertråd som vist på tegningen. Fjern isoleringen i hver ende af begge tråde. Anbring elektroderne i hver sin side af bægerglasset. Sæt ledninger med krokodillenæb på elektroderne.
4. Hold for åbningen af et af reagensglassene med spidsen af pegefingeren, og sæt åbningen ned i væsken i bægerglasset. Fjern fingeren, og anbring reagensglasset over den ene elektrode. Sæt en træklemme omkring reagensglasset for at holde det på plads som vist på tegningen øverst på siden.
5. Gentag punkt fire med det andet reagensglas.
6. Anbring en lampefatning med en pære som vist på tegningen. Sæt ledningerne til plus og minus på en strømforsyning, og skru op for spændingen til 6 V.

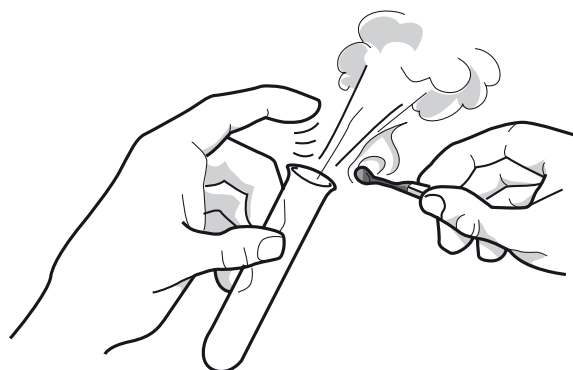
Hvad sker der i glassene?

I hvilket glas dannes der hydrogen, og i hvilket oxygen? Begrund jeres svar.

7. Når reagensglasset forbundet til minuspolen er fyldt, løftes glasset lidt op i væsken. Sæt en finger for åbningen, før glasset tages op af væsken.

8. Tænd en tændstik, og hold tændstikken hen over reagensglassets åbning. Fjern fingeren.

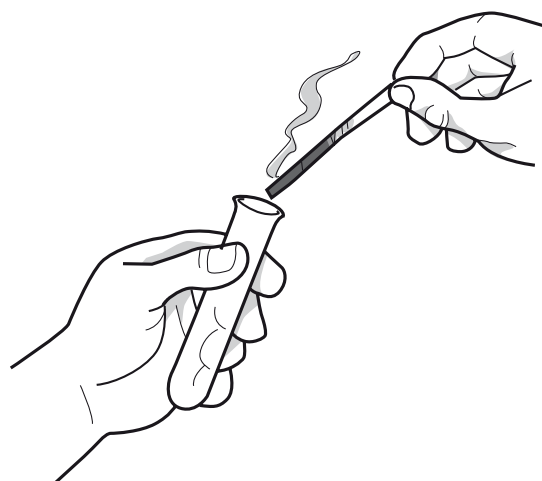
Hvad sker der?



Denne reaktion er en påvisning af luftarten hydrogen.

9. Når reagensglasset forbundet til pluspolen er fyldt, tages glasset op på samme måde som det første glas. Tænd en træpind. Lad den brænde lidt, og pust flammen ud. Fjern fingeren fra glassets åbning, og sæt den glødende pind ned i glasset.

Hvad sker der?



Denne reaktion er en påvisning af luftarten oxygen.

I har nu vist, at vand er en kemisk forbindelse af de to grundstoffer hydrogen og oxygen. I har desuden demonstreret, at man kan spalte vand ved hjælp af strøm.

Eksperiment 3.4: Elektrolyse

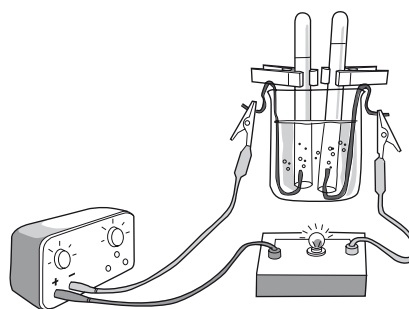
Spaltning af vand og fremstilling af hydrogen

Baggrundstekst

Afsnittet 'En dyr omvej til hydrogen'

Beskrivelse

Dette eksperiment viser, at der dannes hydrogen og oxygen ved elektrolyse af vand. Eleverne påviser hydrogen ved at sætte ild til det med en tændstik. Oxygen påvises ved at stikke en glødende træpind ned i reagensglasset med gassen, hvorved pinden flammer op.



Forklaringer

Fremstilling af hydrogen ved elektrolyse

Spaltning af vand til hydrogen og oxygen er en redoxreaktion. Her flyttes i alt fire elektroner fra to oxygenioner til fire hydrogenioner, hvorved der dannes hydrogen og oxygen. Processen spiller en vigtig rolle i fotosyntesen, hvor grundstoffet mangan fungerer som katalysator i vandspaltningen (se eksperiment 3.6).

Fremstillingen af hydrogen fra vand er også hyppigt nævnt i fremtidens energiscenarier. Vand kan spaltes ved elektrolyse, hvor spaltningen skubbes i gang af elektroner fra en ekstern strømkilde. I perioder med overskydende 'grøn' strøm fra vindmøller eller solceller er produktionen af hydrogen ved elektrolyse en oplagt metode til at gemme ubenyttet energi på kemisk form til senere brug. Opbevaring af energi på kemisk form er nemlig langt mere pladsbesparende end strøm i batterier og varme. Teknologien er dog endnu dyr og kræver teknologiske forbedringer for at kunne konkurrere med de billige fossile brændstoffer.

Som et supplement til ovenstående eksperiment kan eleverne lave "Elektrolyse 2: Eksperiment med ioners vandring ved elektrolyse". Vejledningen til dette findes på undervisningsmaterialets website: www.energi-paalager.dk. Eksperimentet visualiserer ionernes vandring mod henholdsvis plus- og minuspolen under elektrolyse af stoffet kaliumpermanganat (KMnO_4).

Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Kobbertrådene kan fås fra et installationskabel, hvor den isolerende plastik fjernes i enderne.
2. Man kan fortælle eleverne, at der ikke forbruges noget natriumsulfat ved elektrolysen. Selv efter lang tids elektrolyse er der ikke forsvundet noget.
3. Diskuter med eleverne, hvorfor fingeren på glasset med hydrogen først må fjernes, når den brændende tændstik er på plads (hydrogen er en lettere luftart end almindelig luft og stiger derfor til vejrs).

Eksperiment 3.5: Fotokemi

Eksperiment med sollys og redoxreaktioner

Formål

I skal lave et fotografi ved hjælp af sollys og filterpapir.

I skal bruge

En teskefuld NaCl

Opløsning af sølvnitrat (for eksempel 0,1 M)

100 ml vand

To bægerglas (250 ml)

Et stykke filterpapir, ca. 10x10 cm

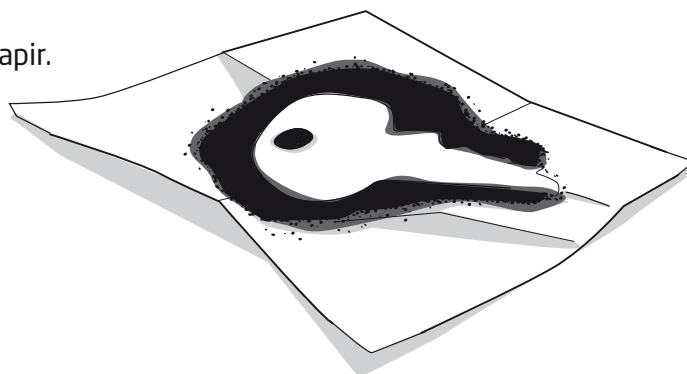
En mellemstor tragt

Et lille stykke pap (evt. klippet som en sjov figur) eller metal (for eksempel en mønt eller nøgle)

Spatel

Evt. saks til at klippe figurer med

Plastikhandsker



Oplæg

Det første fotografiske billede lavet ved hjælp af kemiske sølvforbindelser blev fremkaldt i 1839 af den engelske opfinder Fox Talbott. Selvom processen er blevet forbedret mange gange siden, er princippet bag billeder lavet på fotografiske film det samme.

I dette eksperiment skal I efterligne Talbotts opfindelse og lave et fotografi ved hjælp af sølvnitrat. Når I blander natriumchlorid (NaCl) og sølvnitrat, reagerer de to forbindelser og danner natriumnitrat (NaNO₃) og et bundfald af sølvchlorid (AgCl):



De ultraviolette stråler i sollys nedbryder AgCl til rent sølv og chlor. I kan se nedbrydningsprocessen, fordi sølvet bliver mørkt.

Sådan gør I

1. Start med at tage handsker på.
2. Hæld en teskefuld salt i et bægerglas med 100 ml vand, og rør rundt, indtil saltet er opløst.
3. Tilsæt lidt efter lidt nogle dråber sølvnitratopløsning. Der dannes et tydeligt hvidt bundfald.
4. Læg et stykke filterpapir i en tragt, og stil tragten oven på et tomt bægerglas.
5. Hæld opløsningen fra punkt 2 gennem tragten.
6. Tag filterpapiret op af tragten, og fold det ud. Brug en spatel til at fordele det hvide bundfald jævnt ud over filterpapiret.
7. Læg filterpapiret i sollys i en vindueskarm.
8. Læg et lille stykke metal eller en figur af pap hen over midten af filterpapiret.
9. Vent 10 minutter, og fjern så metallet/papstykket. I har nu lavet et primitivt fotografisk billede.

Forklaring

Nedbrydningen af sølvchlorid til rent sølv kaldes for en fotokemisk proces (foto = 'lys'), fordi det er energien i lyset, der sætter gang i den kemiske reaktion. Når Solens stråler rammer sølvchlorid, afgiver de deres energi til stoffet. Energien bruges til at spalte sølvchlorid og danne rent sølv (Ag) og chlor (Cl):



Den første reaktion, hvor der dannes chlor, kaldes en oxidation. Her afgiver de negative chloridioner (Cl^-) deres elektroner:



Den anden reaktion, hvor sølv dannes, kaldes en reduktion. Her modtager de positive sølvioner (Ag^+) elektroner:



Der sker altså en udveksling af elektroner fra chloridionerne til sølvionerne. Tilsammen kaldes de to reaktioner for en redoxreaktion.

Efterbehandling

1. En anden fotokemisk proces er spaltningen af vand ved hjælp af Solens energi. Når vand (H_2O) spaltes, dannes der hydrogen og oxygen:



Spaltningen af vand er også en redoxreaktion, hvor de positive hydrogenioner (H^+) modtager elektroner fra de negative oxygenioner (O^{2-}). Hvor mange elektroner flytter plads, når et molekyle vand spaltes? Indsæt antallet af elektroner i reaktionerne herunder:



2. Hvilken af de to reaktioner er en oxidation? Og hvilken er en reduktion?
-

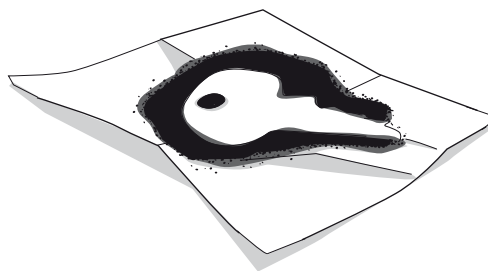
3. Hvorfor er det vigtigt, at der ikke kan skinne lys gennem det objekt, I lægger oven på filtrerpapiret (nøgle, pap eller lignende)?
-

4. Hvorfor er jeres fotografiske billede ikke holdbart?
-

5. Hvad kaldes NaCl i daglig tale?
-

Eksperiment 3.5: Fotokemi

Eksperiment med sollys og redoxreaktioner



Baggrundstekst

Afsnittet 'Den direkte vej til hydrogen'

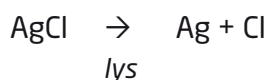
Beskrivelse

Eleverne fremstiller et billede på primitiv fotografisk film ved hjælp af en blanding af natriumchlorid (NaCl) og sølvnitrat (AgNO₃). Når filmen lægges i sollys, bliver den mørk, med undtagelse af de områder, der er dækket med for eksempel en mønt eller et stykke pap.

Forklaringer

Fotokemi og redoxreaktioner

Eksperimentet er en illustration af en fotokemisk proces, det vil sige en proces, hvor energien i solstrålingen fremkalder en kemisk reaktion. I dette tilfælde nedbrydningen af sølvchlorid til rent sølv. Der er tale om amorft sølv, det vil sige ikke-krystallinsk, i modsætning til 'normalt' metalblankt sølv, som er krystallinsk. Nedbrydningen er en redoxreaktion, hvor en elektron overføres fra chloridionen til sølvionen, hvorved der dannes sølv- og chloratomer:



Dannelse af metalliske sølvpartikler på overfladen af en fotografisk film får filmen til at blive mørkere på de områder, der ikke er beskyttet mod solstrålingen af et ugenomsigtigt objekt. Ved fremkaldelsen fungerer sølvpartiklerne som katalysatorer, der igangsætter reduktionen af endnu flere omkringliggende sølvioner, hvorved billedet bliver tydeligt. Efterfølgende fikseres filmen for at fjerne rester af ueksponeret sølvchlorid og dermed gøre billedet holdbart. I dag er fotografiske film selvfølgelig i høj grad erstattet af digitalkameraer.

Sølvhalider

Sølvhalider som sølvchlorid, -bromid og -iodid absorberer ikke lys med bølglængder over 460 nanometer særligt effektivt. Derfor var de tidligste fotografiske film ikke følsomme over for rødt og grønt lys. Løsningen kom, da man fandt på at tilsætte farvestoffer, der øgede filmenes følsomhed over for større bølglængder. Udviklingen inden for fotografi inspirerede mange forskere, der overførte den nye viden til andre fotokemiske processer, hvor man også ønskede at udnytte en større del af Solens spektrum. Nutidens forskning i fotosystemer, som er beskrevet i 'Den direkte vej til hydrogen', bygger således videre på viden, der blev skabt for næsten 200 år siden i jagten på billeder til familiealbummet.

Fremstilling af hydrogen ved elektrolyse

Spaltning af vand til hydrogen og oxygen er en anden redoxreaktion. Her flyttes i alt fire elektroner fra to oxygenioner til fire hydrogenioner, hvorved der dannes oxygen og hydrogen. Processen spiller en vigtig rolle i fotosyntesen og også i fremtidens energiscenarier, hvor hydrogen af mange regnes som et godt miljøvenligt brændstof.

I fotosyntesen spiller grundstoffet mangan en central rolle i vandspaltningen (se *eksperiment 3.6*). Vand kan imidlertid også spaltes ved elektrolyse (se *eksperiment 3.4*), hvor spaltningen drives af energien fra en

ekstern strømkilde. I perioder med overskydende 'grøn' strøm fra vindmøller eller solceller er produktionen af hydrogen ved elektrolyse en metode til at gemme uudnyttet energi på kemisk form til senere brug. Opbevaring af energi på kemisk form er nemlig langt mere pladsbesparende end strøm i batterier og varme.

Hver gang energi bliver omdannet fra en form til en anden, spildes der energi. Ved den ovenstående 'grønne' elektrolyse omdannes solenergi til vindenergi, der efterfølgende bliver til bevægelsesenergi i vindmøllen, der derved producerer elektrisk energi, som endelig bliver til kemisk energi i form af hydrogen. Der er således mange omdannelsestrin med deraf følgende tab af energi i form af varme.

Fotoelektrokemisk fremstilling af hydrogen

Et vigtigt forskningsområde både i CASE og i forskningsgrupper over hele verden er forsøget på at omdanne solenergi direkte til hydrogen i en såkaldt fotoelektrokemisk proces. Processen kombinerer en reaktion drevet af solenergi (*foto-*) med en reaktion igangsat af elektroner (*elektrokemisk*). Ved at samle de forskellige reaktioner i ét system forsøger forskerne at mindske tabene ved energiomdannelsen og fremstille et system, der er billigere end solceller. Dette er dog en meget kompliceret proces, der blandt andet kræver nye katalysatorer, og systemet findes i dag (2011) endnu kun i laboratoriet. Derfor er det naturligvis også meget svært at illustrere konceptet direkte i et skoleeksperiment. Tanken er derfor, at det nærværende eksperiment med sølv og fotografering kan bruges som en illustration af fotokemiske processer og udføres i forbindelse med læsning af afsnittet 'Den direkte vej til hydrogen' i kapitel 3.

Gode råd til eksperimentets udførelse

I eksperimentet foreslås det at bruge 0,1 M sølvnitrat. Helt op til 0,5 M er en sådan opløsning ikke mærkningspligtig ifølge Miljøministeriets regler.

Fremstilling af 0,1 M sølvnitrat:

1. Opløs 16,99 g AgNO_3 i ca. 800 ml vand.
2. Fortynd op til 1 liter.
3. Opbevares i en mørk flaske.

Eksperiment 3.6: Redoxreaktioner

Eksperiment om mangans oxidationstrin

Formål

I skal fremstille forskellige former for manganforbindelser.

I skal bruge

Kaliumpermanganat (KMnO_4) (0,02 M)

Mangan(II)chlorid (MnCl_2) (0,2 M)

Natriumhydroxid (NaOH) (2 M)

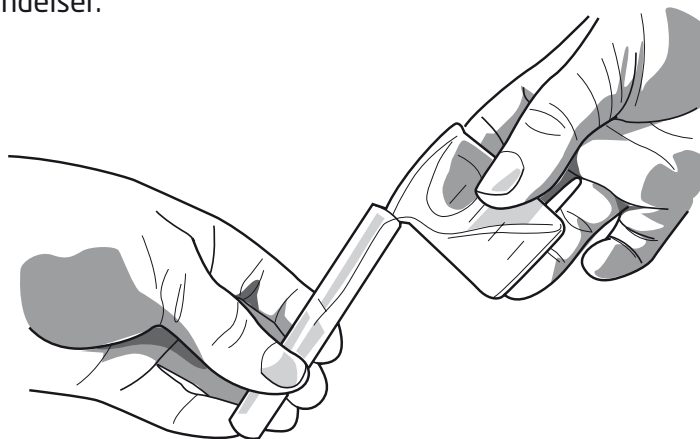
Beskyttelsesbriller

Filtrerpapir

Prop

Reagensglas

Reagensglasstativ



Oplæg

Mangan er et grundstof, der findes i mange forskellige forbindelser med forskellige farver. Man kan forestille sig, at mangan i disse forbindelser optræder som en ion med forskellig ionladning, for eksempel en mangan(II)-ion (Mn^{2+}) og en mangan(IV)-ion (Mn^{4+}). Man kalder størrelsen af ladningen for manganionens oxidationstrin. Der er flere former for mangan, men de er mere sjældne. I dette eksperiment skal I undersøge farverne af manganioner med forskellige oxidationstrin.

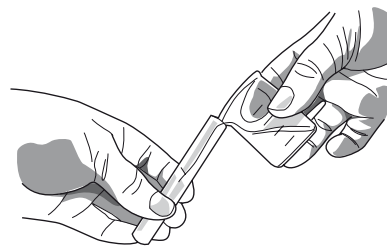
Mangans mange mulige oxidationstrin betyder, at mangan er god til at modtage og afgive elektroner. Derfor spiller mangan en central rolle i planternes fotosyntese, hvor vand og carbondioxid bliver omdannet til sukker og oxygen. Når to vandmolekyler spaltes, omdannes de til fire positive hydrogenioner og to negative oxygenioner. Oxygenionerne bliver til et oxygenmolekyle ved, at vandmolekylet afgiver fire elektroner til manganionerne.

Sådan gør I

- Hæld cirka to milliliter af en opløsning af mangan(II)chlorid (MnCl_2) i et reagensglas.
Hvilken farve har det opløste MnCl_2 ? _____
- Tilsæt lige så meget fortyndet natriumhydroxid (NaOH). Sæt en prop i glasset, og vend det op og ned et par gange.
- Sæt glasset i et reagensglasstativ. Efter et stykke tid dannes stoffet mangan(II)hydroxid (Mn(OH)_2) som et bundfald.
Hvilken farve har bundfaldet Mn(OH)_2 ? _____
- Hæld et par milliliter kaliumpermanganat (KMnO_4) i et reagensglas.
Hvilken farve har KMnO_4 ? _____
- Hæld lidt af væsken ud på et stykke filtrerpapir. Ved reaktion med cellulosen i papiret omdannes KMnO_4 til mangan(IV)oxid (MnO_2), der også kaldes for brunsten.
Hvilken farve har MnO_2 ? _____

Eksperiment 3.6: Redoxreaktioner

Eksperiment om mangans oxidationstrin



Baggrundstekst

Afsnittet 'Den direkte vej til hydrogen'

Beskrivelse

Eleverne undersøger fire manganforbindelsers forskellige farver.

Forklaringer

Mangans mest almindelige oxidationstrin og tilsvarende forbindelser ses her:

Stof	Formel	Farve	Mangans oxidationstrin
Mangan(II)chlorid	MnCl ₂	svagt rosa	+2
Mangan(II)hydroxid	Mn(OH) ₂	grumset hvid	+2
Mangan(IV)oxid	MnO ₂	mørkebrun	+4
Manganation	MnO ₄ ²⁻	grøn	+6
Permanganation	MnO ₄ ⁻	violet	+7

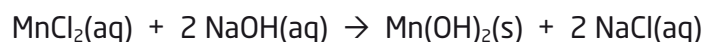
Fremstilling af opløsninger

En 0,2 M mangan(II)chloridopløsning fremstilles ved at opløse 40 g MnCl₂ · 4 H₂O i cirka 800 ml vand. Fortynd op til 1 liter. Denne opløsning er ikke mærkningspligtig ifølge Miljøministeriets regler.

En 0,02 M kaliumpermanganatopløsning fremstilles ved at opløse 3,16 g KMnO₄ i cirka 800 ml vand. Fortynd op til 1 liter.

Forklaring på reaktioner

Ved tilsætning af base til mangan(II)chlorid sker følgende reaktion med dannelse af bundfald:



Ved reaktionen mellem filterpapir og kaliumpermanganat bliver permanganationen (MnO₄⁻) reduceret af de organiske stoffer i papiret. I teorien bliver Mn⁺⁷ først reduceret til Mn⁺⁶ (grøn) og dernæst til Mn⁺⁴ (mørkebrun). I praksis vil eleverne dog sandsynligvis ikke kunne nå at se dette farveskift, da det forudsætter, at intet mangan omdannes til Mn⁺⁴, før alt Mn⁺⁷ er omdannet til Mn⁺⁶.

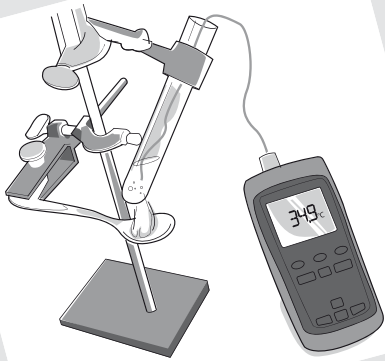
Hvorfor har naturen valgt mangan?

Mangan har vist sig at være et meget vigtigt grundstof. I 1988 blev Nobelprisen i kemi givet til de forskere, der opdagede, at det netop er mangan, der medvirker til at omdanne vand til oxygen ved hjælp af sollys under fotosyntesen. De 21 % oxygen i vores atmosfære skyldes virkningen af en enkelt katalysator, nemlig det oxygenproducerende kompleks i fotosyntesen ('fotosystem 2'/PSII). I PSII spaltes vand til O₂ ved et unikt aktivt sted på enzymet, der indeholder fire manganatomer og et calciumatom. Denne proces har stort set ikke ændret sig, siden den opstod for mere end 2,5 milliarder år siden. Det unikke kompleks og det faktum, at O₂ er essentielt for alt højere liv på Jorden, gør det oxygenproducerende kompleks til den måske vigtigste katalysator på Jorden.

Mangankatalysatoren tiltrækker forskernes opmærksomhed på grund af behovet for katalysatorer, der kan spalte vand ved hjælp af sollys. I jagten på brændstoffer, der kan erstatte olie, kul og naturgas, har opmærksomheden vendt sig mod hydrogen. For at blive et miljøvenligt alternativ skal den nuværende produktion af H_2 fra naturgas dog erstattes med en CO_2 -fri metode, og her er vandspaltning et oplagt alternativ. Der findes allerede i dag gode, om end dyre hydrogenkatalysatorer. Det samme er imidlertid ikke tilfældet med O_2 , og dannelsen af H_2 kan ikke ske, hvis der ikke simultant dannes O_2 . Derfor har forskere i mange år studeret mangankatalysatoren i et forsøg på at efterligne den eller designe nye oxygenkatalysatorer.

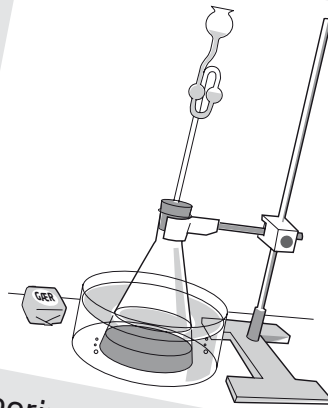
O_2 dannes ved at fjerne fire elektroner og fire protoner fra to vandmolekyler. I denne proces fungerer mangan både som elektronacceptor og som katalysator for dannelsen af først O-O bindingen og sidenhen O_2 -molekylet. Det lyder simpelt, men i virkeligheden er denne proces en kompliceret og samtidig fantastisk elegant række af reaktioner, hvor mangan i oxidationstrin II-IV deltager. Trods årtiers forsøg er det endnu ikke lykkedes nogen forskere at efterligne denne reaktion i laboratoriet. De mange års indsats har dog givet forskerne en langt bedre forståelse af PSII og mangankatalysatoren og derved bragt dem nærmere målet.

Kapitel 4: Affald på tanken



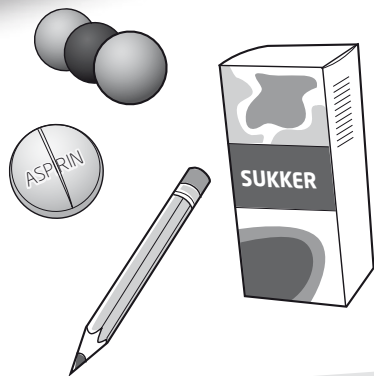
Eksperiment 4.1:
Brænd en nød

65



Eksperiment 4.2:
Biobrændstoffer

69



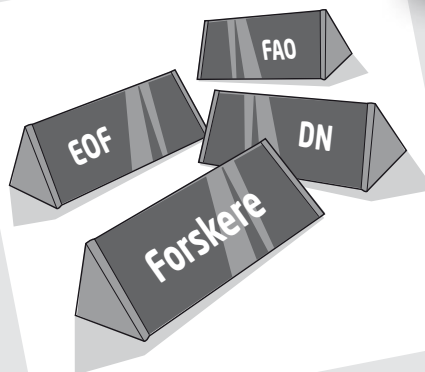
Eksperiment 4.3:
Carbon i hverdagen

73



Eksperiment 4.4:
Plastik fra mælk

77



Klasseopgaven:
Kan du arbejde
som forsker?

80



Eksperiment 4.1: Brænd en nød

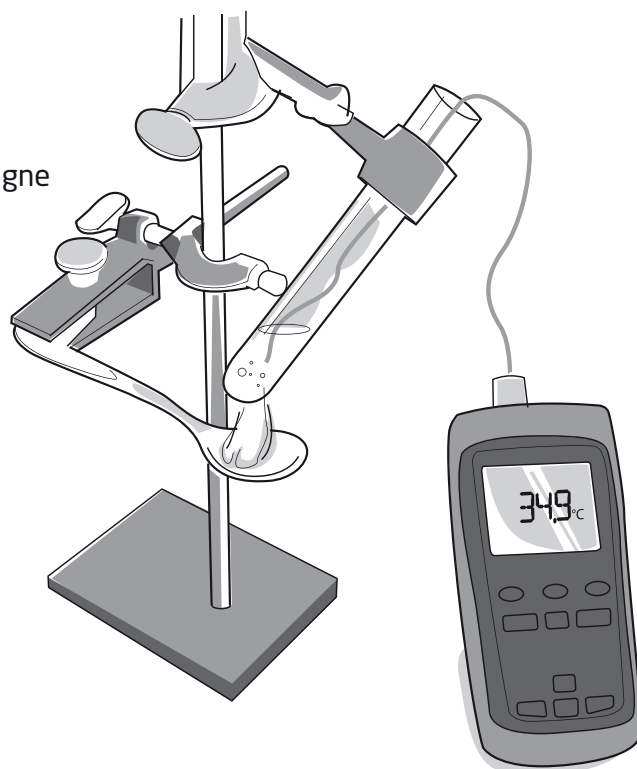
Eksperiment om energiindholdet i biomasse

Formål

I skal afbrænde forskellige typer biomasse og sammenligne deres energiindhold.

I skal bruge

En peanut, en teskefuld rapsolie, andefedt og en sukkerknald samt lidt aske
Evt. andre typer biomasse, eksempelvis tørrede bønner, appelsinskræl eller nødder
Bunsenbrænder
Forbrændingsske
Måleglas (10 ml)
Reagensglas
Stativ m/muffer og to klemmer
Termometer
Tændstikker
Væge fra fyrfadsllys
Vægt



Oplæg

Al biomasse indeholder energi. Ved at brænde biomassen af kan vi lave varme og elektricitet. Vi kan også omdanne biomassen til andre brændstoffer, eksempelvis ethanol. Rapsolie indeholder kun fedt, mens sukker derimod består af kulhydrater. Da fedt indeholder mere end dobbelt så meget energi per gram som proteiner og kulhydrater, vil vi forvente, at afbrænding af rapsolien kan opvarme vand mere, end afbrænding af sukker kan. I eksperimentet skal I undersøge energiindholdet i forskellige typer biomasse ved at lade flammen fra forbrændingen opvarme et reagensglas med vand. Ved at måle temperaturstigningen i vandet og veje biomassen kan I sammenligne energiindholdet i de forskellige typer biomasse.

Sådan gør I

1. Monter et stativ med klemmer til forbrændingsskeen og et reagensglas.
2. Fyld 25 ml vand i reagensglasset, og skru det fast på skrå i klemmen.
3. Sæt et termometer i vandet, og aflæs temperaturen, når den er stabil. Noter temperaturen i skema 1 nedenfor.
4. Læg en peanut i forbrændingsskeen, og vej ske og peanut. Noter massen i skemaet.
5. Monter forbrændingsskeen i stativet. Sæt ild til peanuttens bunsenbrænder ved at holde flammen ned over nødden. Sluk bunsenbrænderen, når peanuttens brænder af sig selv.
6. Drej klemmen med reagensglasset ind over den brændende peanut som vist på tegningen.
7. Aflæs og noter vandets temperatur, når nødden er brændt ud.
8. Vej skeen med forbrændingsresterne (slaggen). Noter massen.
9. Skift vandet efter eksperimentet, og gentag punkt 2-9 med andre typer biomasse. Brug en væge fra et fyrfadsllys til rapsolien og andefedt. Læg vægen på skeen sammen med biomassen. For at få sukkeret til at brænde skal I blande det med lidt aske fra en tændstik.

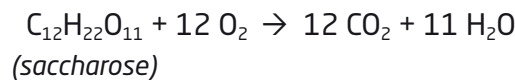
Skema 1

	Stof	Peanut	Rapsolie	Andefedt	Sukkerknald
1.	Masse af ske med biomasse og evt. væge (g)				
2.	Masse af ske med slagge (g)				
3.	Masse af brændt materiale (g)*				
4.	Starttemperatur af vand (°C)				
5.	Sluttemperatur af vand (°C)				
6.	Temperaturstigning				
7.	Temperaturstigning per gram				

* Træk massen af skeen med slagge fra massen af skeen med biomasse og evt. væge.

Forklaring

Ved forbrændingen reagerer molekylerne i biomassen med oxygen fra luften. Eksempelvis reagerer kulhydratet saccharose, som er det, vi kender som sukker, med oxygen således:



Efterbehandling

Udfyld skema 1 med beregninger.

1. Hvor stor en temperaturstigning gav afbrændingen af den fedtrige rapsolie?
2. Hvor stor en temperaturstigning gav afbrændingen af sukker, som er rig på kulhydrater?

Brændværdien er den mængde varme, som et gram af et stof frigiver ved fuldstændig forbrænding. Den måles i kilojoule per gram. I skema 2 er tabel-brændværdierne for de stoffer, som I undersøgte i eksperimentet:

Skema 2

Stof	Brændværdi (kJ/g)
Saccharose ('sukker')	6,5
Peanut	23,8
Rapsolie	35
Andefedt	37,7

3. Det kræver 0,105 kJ at opvarme 25 ml vand en grad. Denne værdi kalder vi varmegærdien af vand. Den skal du bruge i denne opgave. Beregn brændværdien af de stoffer, som I undersøgte i eksperimentet, efter følgende formel:

$$\text{Brændværdi} = \text{Temperaturstigning/gram } (^\circ\text{C/g}) \cdot \text{Vands varmegærdi } (\text{kJ}/^\circ\text{C})$$

Eksempel: Hvis vandet blev opvarmet 20 °C per gram peanut, er brændværdien af peanut:

$$\text{Brændværdi (peanut)} = 20 \text{ } ^\circ\text{C/g} \cdot 0,105 \text{ kJ}/^\circ\text{C} = 2,1 \text{ kJ/g}$$

Beregn brændværdierne for alle fire stoffer:

Brændværdi (peanut) _____ Brændværdi (rapsolie) _____
 Brændværdi (andefedt) _____ Brændværdi (sukker) _____

4. Jeres beregnede brændværdier afviger sandsynligvis fra værdierne i skema 2. Hvad kan forklaringen være?

Ekspærimet 4.1: Brænd en nød

Ekspærimet om energiindholdet i biomasse

Baggrundstekst

Afsnittene 'Biomasse giver energi til kroppen' og 'Biomasse som energikilde til samfundet'

Beskrivelse

Eleverne finder og sammenligner energiindhold og brændværdi af forskellige typer biomasse ved at brænde disse af og bruge forbrændingsvarmen til at opvarme vand.

Forklaringer

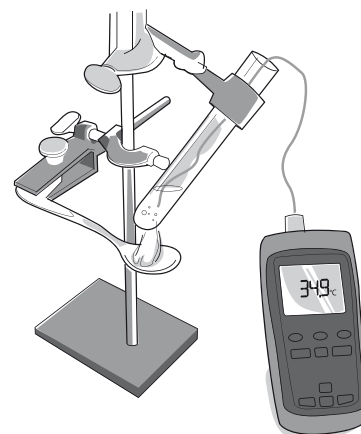
Hvis vi kan skaffe en større del af vores energi fra biomasse, vil vi kunne reducere vores forbrug af fossile brændstoffer og vores CO₂-udledning. Biomasse kan som i dette ekspærimet bruges til opvarmning. Varmen kan omdannes til elektricitet, og biomasse kan desuden omdannes til brændstoffer som ethanol ved hjælp af enzymer. Produktionen af brændstoffer sker i dag primært fra spiselig biomasse som majs og hvede, der er let at nedbryde. For at undgå konflikter forbundet med stigende priser på fødevarer er det dog mere fornuftigt at bruge de dele af biomassen, som vi mennesker ikke kan fordøje, eksempelvis plantestængler og -blade. Brændstoffer produceret fra disse typer biomasse kaldes for 2. generations-biobrændstoffer. Desværre bremses produktionen af manglen på både enzymer og katalysatorer, der effektivt kan nedbryde cellulose, som er den primære bestanddel i de ufordøjelige plantedele. Der forskes derfor intenst i udviklingen af nye katalysatorer til nedbrydningen af dette sejlivede materiale. Man kan diskutere fordele og ulemper ved biobrændstoffer af første og anden generation med eleverne og for eksempel bede dem overveje, hvorfor man er startet med at bruge første generation, når det har den ovenstående ulempe.

Aske får sukker til at brænde lettere på grund af mikroskopiske spor af jern og jernsalte i asken. Jernet virker som en katalysator, der mindsker den mængde energi, der skal til for at starte forbrændingsreaktionen.

I opgave 4 vil eleverne opdage, at deres beregninger afviger væsentligt fra tabel-brændværdierne. Det skyldes, at ekspærimet blev udført et åbent sted, og det meste af energien derved gik tabt til luften omkring reagensglasset ('skorstenstab'). Eleverne vil dog kunne se en forskel på cirka en faktor to i temperaturstigningen og dermed også i brændværdien for biomasse med et højt indhold af henholdsvis fedt og kulhydrater. Denne forskel afspejler fedtstoffernes større brændværdi.

Eksempler på målinger og brændværdier:

Stof	Andefedt (brændetid 35 min.)	Sukker (brændetid nogle min.)
Masse af brændt materiale (g)	0,76	0,70
Starttemperatur (°C)	22,4	23,2
Sluttemperatur (°C)	53,3	38,2
Temperaturstigning per gram (°C/g)	40,7	21,4
Brændværdi (kJ/g)	4,3	2,7



Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Bemærk, at illustrationen af eksperimentopstillingen viser en almindelig metalske, mens teksten anviser brugen af en forbrændingsske. Begge dele kan anvendes, men sidstnævnte er bedre, da den ikke leder varme.
2. For at undgå at vandet koger, bør eleverne bruge mindst 25 ml til peanuteksperimentet. Kogning bør undgås, da der ikke sker en yderligere temperaturstigning efter de 100 °C, og der i øvrigt er et større varmetab til omgivelserne, når vandet bliver meget varmt.
3. Andefedtet brugt i eksperimentet er købt i Irma og er tyktflydende ved stuetemperatur. På grund af andefedtets lange brændetid kan det være en god ide, at eleverne først laver målingerne på peanut og sukker og derefter bruger tiden på at lave de tilhørende beregninger, mens andefedtet brænder.
4. Eksperimentet kan kombineres med eksperiment 2.2, hvor eleverne påviser, at der dannes CO₂ og vand ved en forbrænding, og med eksperiment 4.2, der handler om at lave biobrændstoffer.

Eksperiment 4.2: Biobrændstoffer

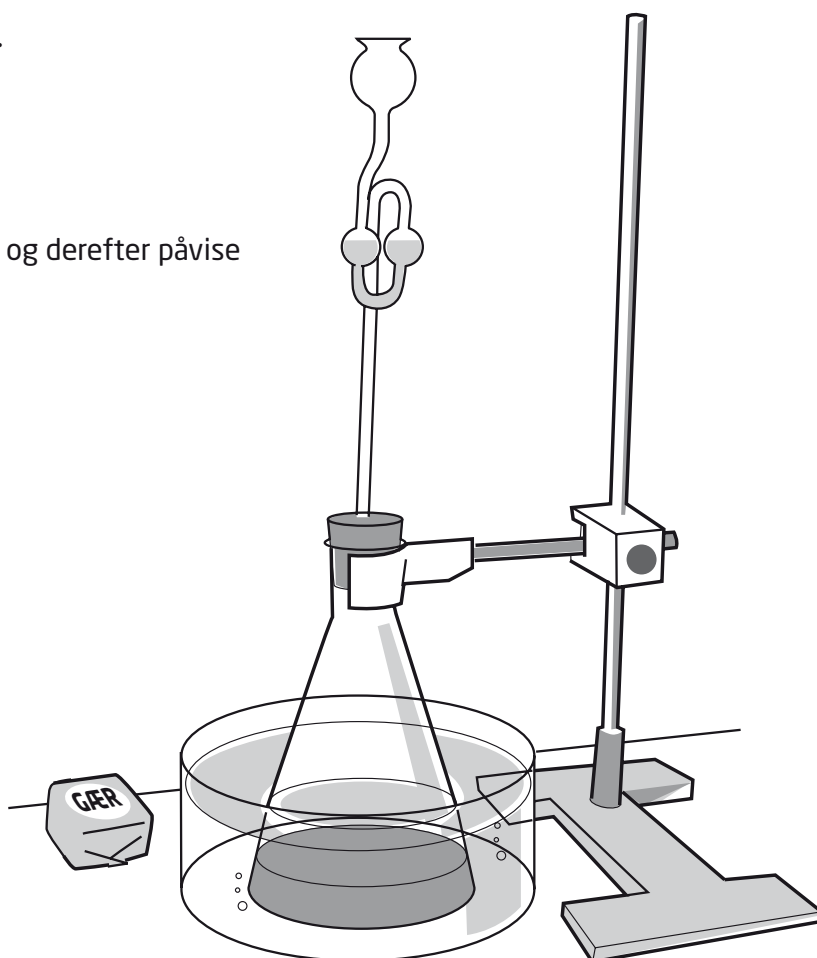
Fremstilling af alkohol ved gæring

Formål

I skal fremstille alkohol ved gæring af sukker og derefter påvise dannelsen af alkohol.

I skal bruge

Glucose (druesukker)
Iod-kaliumiodidopløsning
Mættet kalkvand
Natriumhydroxid (NaOH) (1 M)
Frisk gær
Filterpapir
Forsøgsstativ med muffe og klemme
Gærrør
Måleglas (25 ml)
Prop med hul
Reagensglas
Ske
Termometer
To koniske kolber (250 ml)
Tragt
To plastikpipetter
Vandfad



Oplæg

Gær består af gærceller, der er levende organismer. De findes overalt i naturen, men de fleste kender nok gær fra brødbagning. Gærceller lever af sukker, som de omdanner til alkoholen ethanol og luftarten carbon-dioxid (CO₂). Det er CO₂, der får brødet til at hæve. Omdannelsen af sukker til ethanol kaldes for gæring, og den bruges også til at fremstille øl, vin og andre alkoholiske drikke. Ethanol kan også bruges som brændstof, og når sukkeret kommer fra biomasse, kaldes brændstoffet for bioethanol. Biomassen kan for eksempel være sukkerroer, majs eller korn. I dette eksperiment skal I først omdanne glucose til ethanol og derefter påvise dannelsen af ethanol.

Sådan gør I

Fremstilling af alkohol ved hjælp af gær

1. Byg opstillingen på tegningen et sted, hvor den kan stå i nogle dage.
2. Hæld nogle skefulde glucose i en 250 ml konisk kolbe. Hæld en skefuld smuldret gær oveni.
3. Fyld cirka en tredjedel af kolben med 30 °C varmt vand. Ryst kolben, til sukkeret er opløst.
4. Sæt kolben ned i et vandfad, og fastgør kolben til et forsøgsstativ.
5. Sæt en prop med hul på et gærrør. Sæt derefter proppen på kolben.
6. Hæld mættet kalkvand i gærrøret.
7. Fyld cirka 40 °C varmt vand i vandfadet.

Efter cirka 10 minutter starter gæringen. I kan se det ved, at der dannes bobler i væsken. Når der ikke mere er bobler i gærrøret, er gæringen slut. Det sker efter et par uger. Alkoholprocenten er nu over 10 procent. I kan påvise tilstedeværelsen af ethanol ved hjælp af iodoformprøven:

Iodoformprøven

Det er vigtigt, at I har sikkerhedsbriller på under hele dette eksperiment

8. Sæt en tragt med filterpapir i en ren konisk kolbe, og filtrer 15-20 ml af væsken fra gæringseksperimentet ved at hælde den igennem tragten.
9. Afmål 5 ml af den filtrerede væske, og hæld det over i et reagensglas.
10. Tilsæt med pipetter 5 dråber iod-kaliumiodidopløsning og 10 dråber natriumhydroxid-opløsning.
11. Ryst forsigtigt reagensglasset fra side til side et par gange. Hvad sker der?

-
-
12. Vent to minutter, og betragt så omhyggeligt indholdet i reagensglasset ved at holde det op mod lyset. Beskriv, hvad der sker med væsken.

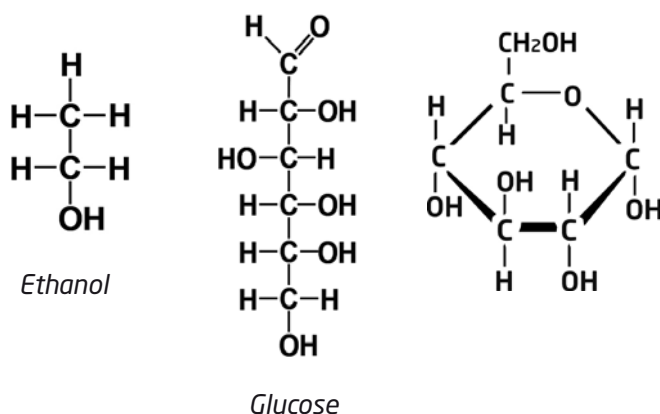
-
-
13. Sammenlign eventuelt jeres resultat med lærerens kontroleksperiment. Kan I forklare en eventuel forskel?

Forklaring

Når CO_2 og kalkvand reagerer, dannes der et bundfald. Ved at boble luften gennem mættet kalkvand under gæringen kan I dermed påvise, at den dannede luftart er CO_2 . Ethanol påvises ved, at der dannes et gult bundfald af triiodmethan (iodoform), når man blander ethanol med iod-kaliumiodidopløsningen.

Efterbehandling

Byg et ethanol-, et glucose- og et CO_2 -molekyle med et molekylbyggesæt. Glucosemolekylet er egentligt en ring, som tegningen yderst til højre viser, men I kan bygge det som et udstrakt molekyle efter formlen i midten.



Ekspæriment 4.2: Biobrændstoffer

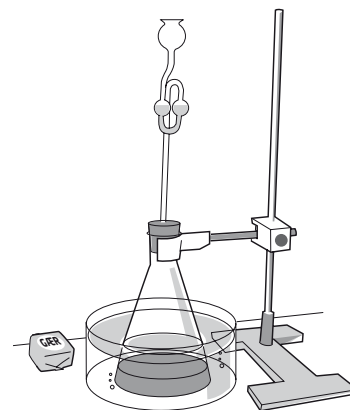
Fremstilling af alkohol ved gæring

Baggrundstekst

Afsnittet 'Biobrændstof med naturens hjælp'

Beskrivelse

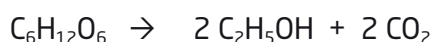
Eleverne fremstiller alkohol ved gæring af sukker med almindeligt bagegær. Gæringen starter allerede kort efter, at eleverne har blandet ingredienserne, men er først helt afsluttet efter nogle uger. Efter gæringen påviser eleverne dannelsen af alkohol med iodoformprøven.



Forklaringer

Gæring

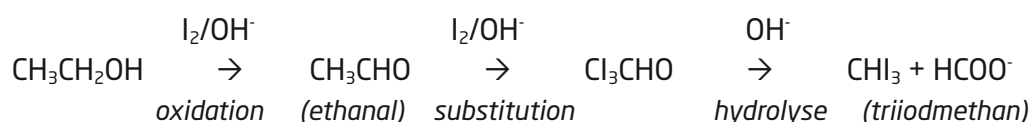
Gærceller indeholder enzymet zymase, der spalter glucose til luftarten carbondioxid (CO₂) og alkoholen ethanol (C₂H₅OH). Gæringsreaktionen kan skrives således:



Gærarten *Saccharomyces* er en af de mest anvendte til ethanolproduktion på grund af dens effektivitet og tolerance over for alkoholkoncentrationer helt op til 18 %.

Iodoformprøven

Ethanol kan som den eneste primære alkohol påvises med iodoformprøven. Iodoformreagenset er en stærkt basisk opløsning af I₂ i KI(aq), og under reaktionen bliver ethanolopløsningen i reagensglasset først uklar efterfulgt af dannelsen af et gult bundfald af triiodmethan (iodoform). Sideløbende bliver ethanol oxideret til ethanal. Bundfaldet har en særlig antiseptisk lugt. Iodoformreaktionen sker i tre trin:



Da prøven udføres på en fortyndet alkoholopløsning (ca. 5-10 %), er bundfældningen længe om at løbe til ende, men eleverne kan iagttage den umiddelbart efter tilsætningen af iod-kaliumiodid- og natriumhydroxid-opløsningerne. En fuldstændig bundfældning tager omkring 20 min.

Mikroskalakemi

Iodoformprøven er et eksperiment i mikroskala. Begrebet betegner eksperimenter, der udføres i meget små beholdere og derfor også med meget små mængder kemikalier, ofte kun en eller to dråber af hvert reagens. Eksperimenter i mikroskala har typisk færre udgifter til kemikalier og udstyr samt mindre mængder affald. Desuden er sikkerheden for eleverne større, idet de små mængder kemikalier nedsætter eksponeringen og risikoen for skader og brand.

Ethanol som biobrændstof

Ethanol dannet fra biomasse er et populært alternativ til fossile brændstoffer, fordi det reducerer udledningen af CO₂ og andre drivhusgasser. I Brasilien, som i 2009 var verdens næststørste producent af bioethanol (størst er USA), er over 70 % af bilerne såkaldte full-flex biler, der kører på en blanding af op til 90 % ethanol i benzinen.

Sukkeret til fremstilling af bioethanol kommer blandt andet fra sukkerrør, majs og korn. Når bioethanol forbrændes, udleder det i princippet blot den samme mængde CO_2 , som planterne optog, da de voksede på marken. I praksis sænker brugen af bioethanol dog ikke udledningen af drivhusgasser helt så meget, som man kunne forvente, fordi man bruger energi fra fossile brændstoffer til at så, gøde, høste og forarbejde biomassen. Biobrændstoffer konkurrerer desuden om både vand og land med produktionen af fødevarer, hvilket kan have alvorlige konsekvenser for verdens fattige lande.

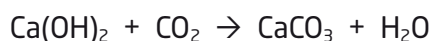
Disse ulemper bliver dog mindre i takt med, at teknologien bliver bedre. De biobrændstoffer, der i dag hældes i bilerne, er fremstillet ved at bruge spiselig biomasse. Forskerne i CASE og mange andre steder i verden arbejder på at udvikle metoder til at omdanne de langt sværere nedbrydelige dele af biomassen, som træ, blade og stængler, til brændstoffer. Det vil ifølge det amerikanske energiministerium kunne mindske udledningen af drivhusgasser med over 85 % i forhold til afbrændingen af fossile brændstoffer. Desuden vil problemer knyttet til land, vand og fødevarer blive langt mindre, fordi vi kan bruge planteaffaldet fra fødevarerproduktionen som biobrændstof.

Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Elevernes eksperimenter kan suppleres med en kontrolopstilling, hvor gær udelades, som bevis for at dannelsen af alkohol skyldes gærcellernes aktivitet. Læreren kan så udføre iodoformtesten på kontrolblandingen sideløbende med elevernes test, så de kan sammenlignes.
2. Gæringen forløber hurtigere, hvis man tilsætter lidt næringssalt, for eksempel en blanding af 1,5 g dinatriumhydrogenphosphat (Na_2HPO_4), 0,5 g ammoniumsulfat ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$), 0,15 g kaliumchlorid (KCl) og 0,1 g magnesiumsulfat (MgSO_4) per hold.
3. Mættet kalkvand fremstilles ved at opløse 1 g calciumoxid i 500 ml demineraliseret vand. Det kan også fremstilles ved at opløse 1,5 g fast calciumhydroxid (melkalk, $\text{Ca}(\text{OH})_2$) i vandet. Efter nogle timer dekanteres opløsningen, hvorefter den filtreres. Opløsningens koncentration bliver 0,02 mol/l. Det er bedst at bruge frisk fremstillet kalkvand, da kalkvand suger CO_2 til sig og danner bundfald i flasken.
4. Iod-kaliumiodidopløsningen kan købes hos Søren Frederiksen, der forhandler en opløsning indeholdende 1,3 g iod og 5 g kaliumiodid per 100 ml.
5. Natriumhydroxid (NaOH) i den brugte koncentration skal mærkes C; R34. Kaliumiodidopløsninger ($\text{KI}(\text{aq})$) op til 0,1 M kræver ingen mærkning.

Fejlkilder

Når CO_2 bobler gennem kalkvand, dannes der bundfald af calciumcarbonat, CaCO_3 , der er tungtopløseligt. Reaktionen for dannelsen af bundfald er:



Man skal være opmærksom på, at bundfaldet efter et stykke tid vil gå i opløsning ved den fortsatte gennembobling med CO_2 . Det sker ved følgende reaktion, hvor der dannes calciumhydrogencarbonat, som er letopløseligt:



Eksperiment 4.3: Carbon i hverdagen

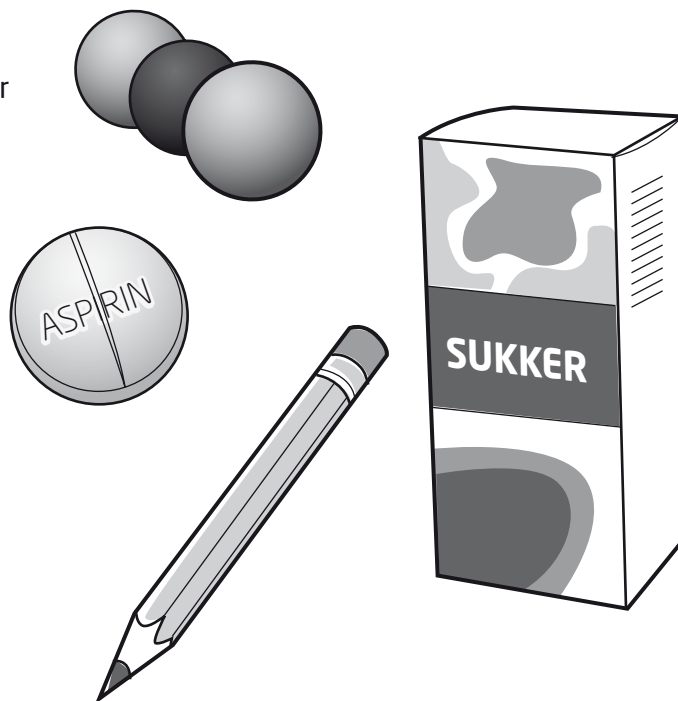
Eksperimenter, der viser, at carbon findes i mange kemiske forbindelser

Formål

Læreren viser, at både madvarer, planter og kemikalier indeholder carbon.

Læreren skal bruge

Aspirin
CO₂ fra en trykflaske
50 ml flormelis
10 ml koncentreret svovlsyre (H₂SO₄)
Beskyttelsesbriller
Beskyttelseshandsker
Bunsenbrænder
Digeltang
Forbrændingsske
Glødepind
Magnesiumstrimmel (10 cm)
Måleglas (10 ml)
Spatel
To bægerglas (250 ml)
To glødepinde



Oplæg

Carbon findes ikke kun i fossile brændstoffer, faktisk er vi omgivet af carbon. Alle organiske stoffer, som papir, træ og sukker indeholder grundstoffet carbon. Hvis man fjerner hydrogen og oxygen fra en træpind, bliver alene carbon tilbage. Det kan man se, fordi carbon er sort. Mange kemikalier indeholder også carbon. Desuden findes der også masser af carbon i luften i form af CO₂.

Sådan gør læreren

Træ og sukker

1. Hæld 10 ml koncentreret svovlsyre i et 10 ml måleglas.
2. Dyp en træpind ned i svovlsyren i cirka fem sekunder. Pinden er nu helt sort.
3. Hæld cirka 50 ml flormelis i et 250 ml bægerglas. Brug en spatel til at lave en fordybning midt i flormelissen.
4. Hæld den koncentrerede svovlsyre ned i hullet i flormelissen.
5. Rør rundt med spatlen, så syren blandes godt med flormelissen.
6. Efter cirka et til to minutter bliver sukkeret sort, og en sort 'sukkerpølse' vokser op af glasset.

Aspirin

1. Læg en aspirin i forbrændingsskeen. Sæt ild til pillen med bunsenbrænderen ved at holde flammen ned over pillen. Sluk bunsenbrænderen, når pillen brænder af sig selv.
2. Efter cirka 2 minutter er pillen brændt ud, og et sort pulver ligger tilbage. Pulveret får sin sorte farve fra det uforbrændte carbon, der er tilbage.

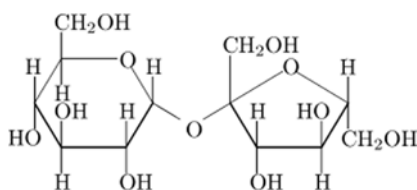
CO_2

1. Fyld et højt cylinderglas med CO_2 fra en gasflaske. Dæk eventuelt glasset med en glasplade, indtil det skal bruges.
2. Vis, at træ ikke kan brænde i CO_2 , ved at stikke en brændende træpind ned i glasset.
3. Hold med en digeltang et 10 cm langt stykke brændende magnesium nede i glasset, og før det op og ned i glasset, til det er brændt ud. NB: Det er vigtigt, at eleverne ikke kigger direkte på det brændende magnesium. Flammen udsender meget UV-lys, som kan skade øjnene. I stedet skal eleverne kigge til siden, så de ser lyset ud af øjenkrogen.
4. De små sorte klatter på indersiden af glasset er carbon fra det CO_2 , der er blevet forbrugt ved forbrændingen af magnesium.

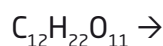
Efterbehandling

1. Svovlsyre er en stærk syre, og på koncentreret form kan den suge vand ud af for eksempel sukker og træ. Sukkerstoffet saccharose indeholder ikke vand, men det indeholder hydrogen og oxygen, som er bestanddelene i vand, og som svovlsyren reagerer med. Den sorte 'sukkerpølse', som vokser op under eksperimentet, er det tiloversblevne carbon, der danner en rørformet gitterstruktur, lidt som en rulle hønsenet.

Formlen for sukermolekylet saccharose (almindeligt sukker) er $C_{12}H_{22}O_{11}$, og molekylet ser sådan ud:



Skriv de produkter, saccharose bliver spaltet til, når det reagerer med svovlsyre:



2. Magnesium reagerer med CO_2 efter følgende reaktionsligning:



Afstem reaktionen.

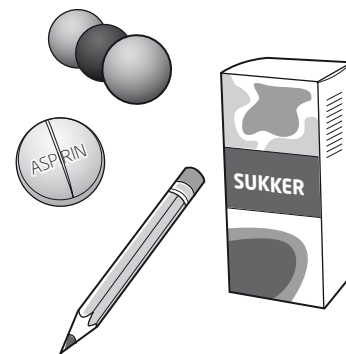
Tip: Princippet bag afstemning af en reaktion er, at antallet af et grundstofs atomer skal være det samme på begge sider af reaktionspilen. Det gøres ved at justere antallet af molekyler, altså sætte et tal foran molekylformlen. Selve formelen for et molekyle må ikke ændres!

Eksperiment 4.3: Carbon i hverdagen

Eksperimenter, der viser, at carbon findes i mange kemiske forbindelser

Baggrundstekst

Afsnittet 'Biomasse er fuld af carbon'



Beskrivelse

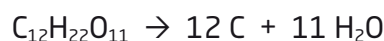
I eksperimentet, som læreren udfører, trækkes vand ud af en træpind og af flormelis ved hjælp af koncentreret svovlsyre. Ved at fjerne vandet bliver kun carbon tilbage. Det ses ved sortfarvningen af både glødepinden og sukkeret. Endelig forbrændes magnesium i CO_2 , hvorved carbon bliver tilbage, hvilket ses som en sortfarvning på indersiden af et glas. Formålet er at vise eleverne, at vi er omgivet af stoffer, der indeholder carbon, herunder organiske forbindelser som træ, sukker og aspirin og inorganiske forbindelser som CO_2 .

Forklaringer

Svovlsyre

Svovlsyre er en stærk syre, og på koncentreret form har den endnu en egenskab. Den er vandsugende. Det er denne egenskab, som eksperimentet udnytter. Reaktionen mellem svovlsyre og vand er en stærkt exoterm reaktion, det vil sige, at der frigives store mængder energi. Under reaktionen stiger temperaturen således kraftigt, og når den lokalt kommer over $100\text{ }^\circ\text{C}$, fordampes vandet. Den dannede vanddamp presser de omgivende stofdele fra hinanden, og 'sukkerpølsen' vokser frem.

Almindeligt sukker er opbygget af molekylet saccharose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Her findes hydrogen og oxygen i forholdet 2:1. Præcis samme forhold som i vand, H_2O . Når svovlsyre trækker vand ud af saccharose, kan reaktionen skrives sådan:



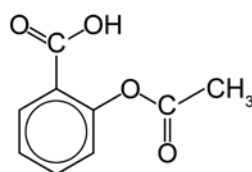
Dette er dog en forenkling af reaktionen, da noget carbon oxideres til carbonmono- og dioxid (CO og CO_2).

Man kan også hælde lidt koncentreret svovlsyre på et stykke filterpapir. Både papir og træ er fortrinsvis opbygget af cellulose, som er meget store molekyler, der kan skrives som $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$. Cellulose er altså opbygget af n enheder, hvor n er et meget stort tal. Den enkelte enhed indeholder carbon, hydrogen og oxygen i forholdet 6:10:5. I enheden indgår hydrogen og oxygen også i forholdet 2:1.

Huden er også opbygget af organiske stoffer, der indeholder hydrogen og oxygen. Hvis man får koncentreret svovlsyre på huden, suges vandet hurtigt ud af disse stoffer, hvorved huden straks ødelægges og bliver sort. På grund af denne vandsugende virkning er koncentreret svovlsyre et meget farligt stof.

Aspirin

Det aktive stof i aspirin hedder acetylsalicylsyre, der har den kemiske bruttoformel $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$. Som det fremgår, indeholder acetylsalicylsyre ligesom mange andre lægemidler og andre kemikalier carbon, der oprindeligt stammer fra fossile brændstoffer.



Acetylsalicylsyre

CO_2

Ekperimentet viser, at CO_2 indeholder carbon, som frigives under forbrændingen af magnesium. Da magnesium således brænder i CO_2 , kan man ikke bruge CO_2 -pulverslukkere til at slukke brændende jagerfly, da de indeholder store mængder magnesium.

Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Elever må ikke arbejde med koncentreret svovlsyre. Koncentreret svovlsyre er mærket med faresymbolet ætsende og med R-sætningen: Alvorlig ætsningsfare. Der er følgende S-sætninger: Opbevares under lås og utilgængeligt for børn. Kommer stoffet i øjnene, skylles straks grundigt med vand, og læge kontaktes. Hæld aldrig vand på eller i produktet. Ved ulykkestilfælde eller ved ildebefindende er omgående lægehjælp nødvendig; vis etiketten, hvis det er muligt.
2. Aspirin købes i blisterpakning på apoteket. Derved undgår man belægning på pillen og kan regne med, at det er mere eller mindre ren acetylsalicylsyre.
3. Lærerdemonstrationen kan suppleres med eksperimenter, hvor eleverne selv brænder små stykker mad af, eksempelvis brød, ost, mel og majs, og konstaterer, at restproduktet indeholder carbon (sort).

Eksperiment 4.4: Plastik fra mælk

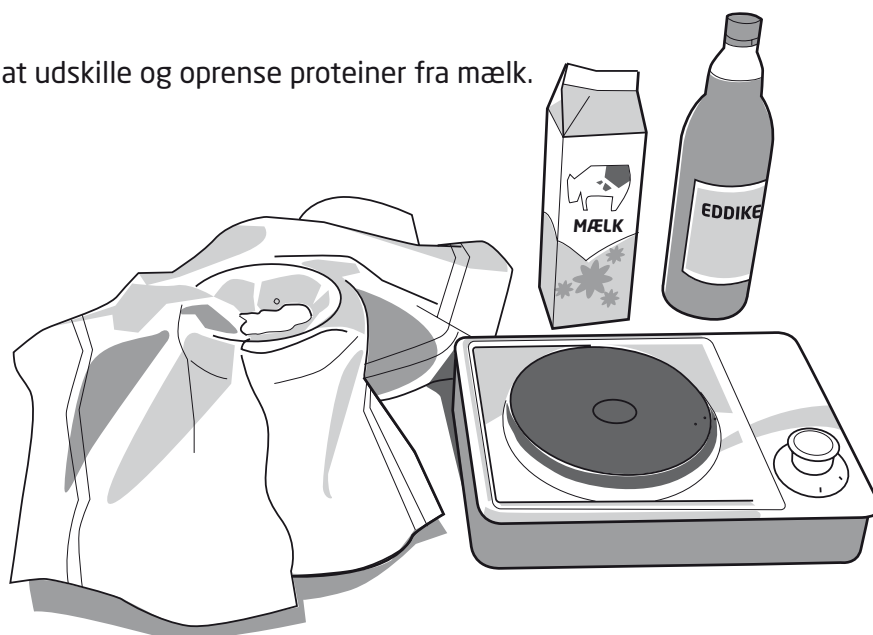
Eksperiment om at lave plastik fra biomasse

Formål

I skal fremstille plastik fra biomasse ved at udskille og oprense proteiner fra mælk.

I skal bruge

20 ml eddike
200 ml mini- eller skummetmælk
Bægerglas (250 ml)
Bægerglas (500 ml) eller stor skål
Indikatorpapir
Måleglas (100 ml)
Røreske
Termometer
Varmeplade
Viskestykke



Oplæg

Plastik er en såkaldt polymer. 'Poly' betyder mange, og en polymer er et molekyle, der er sat sammen af mange mindre, ens dele (mer = del). Eksempelvis består plastikken polyethen (PE) af mange gentagelser af ethen-molekylet (C_2H_4), der danner en lang kæde med hundredtusindvis af carbonatomer. De lange polyethen-kæder filtrer sig sammen og gør derved materialet meget stærkt.

Næsten al plastik består af carbon og hydrogen. Derfor fremstilles plastik oftest af olie eller naturgas, der indeholder det nødvendige carbon og hydrogen. Men når vi en dag løber tør for fossile brændstoffer, får vi brug for en alternativ carbonkilde til at fremstille plastik. Biomasse indeholder masser af carbon, og for mere end 100 år siden blev der faktisk opfundet en metode til at fremstille plastik fra biomasse, nemlig ved hjælp af proteiner fra mælk. Metoden blev opfundet i Tyskland, fordi skolelærerne ville have hvide tavler at skrive på i stedet for sorte. Den hvide mælkeplastik endte dog i stedet med at blive populær til blandt andet knapper og smykker. Det mælkeprotein, man bruger i fremstillingen, hedder kasein. I dette eksperiment skal I lave plastik af kasein.

Sådan gør I

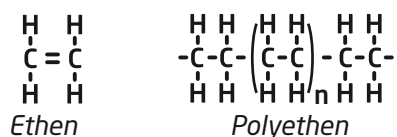
1. Stil et 500 ml bægerglas eller en stor skål frem, og læg et viskestykke over glasset.
2. Hæld 200 ml mælk i et 250 ml bægerglas.
3. Tænd varmepladen, og stil bægerglasset med mælken på pladen. Sæt termometret i mælken.
4. Opvarm mælken under oprøring. Mælken må ikke koge.
5. Sluk for varmen, når mælken er ca. 55 °C. Mål pH-værdien med indikatorpapir: _____
6. Tilsæt eddiken, og mål pH-værdien: _____
7. Rør godt rundt i et par minutter.
8. Hæld den klumpede mælk forsigtigt gennem viskestykket ned i bægerglasset/skålen.
9. Når klumperne er afkølet lidt, kan I presse dem sammen og forme jeres plastik, som I foretrækker.

Forklaring

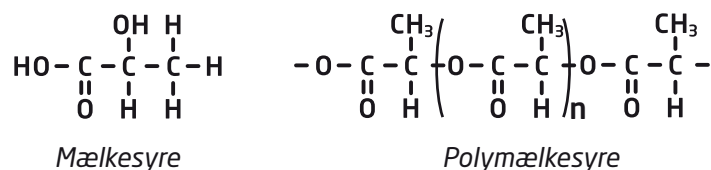
Kaseinmolekylerne i mælk samler sig i små kugler, der kaldes miceller. De består af mange tusinde molekyler. Ved normal pH-værdi er micellerne jævnt fordelt i mælken, fordi de er negativt ladede og derfor frastøder hinanden. Når man tilsætter en syre som eddike, neutraliseres de negative ladninger af positive hydrogenioner fra eddiken, og kasein-micellerne klumper sig sammen til et fast stof. Plastik lavet af kasein er altså ikke opbygget på helt samme måde som traditionel plastik. I modsætning til de lange carbonkæder i eksempelvis polyethylen, der filtrer sig sammen, binder de kugleformede miceller sig ikke lige så stærkt til hinanden. Derfor er denne type plastik ikke så holdbar.

Efterbehandling

1. Forklar, hvad der sker med carbonbindingerne i ethen-molekylet, når det bliver bundet i polyethen. (n betyder, at ethen-enheden gentages mange gange).

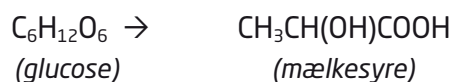


2. Den vigtigste ingrediens til at lave plastik fra biomasse i dag er mælkesyre. Plastikken hedder polylactic acid (PLA), som betyder polymælkesyre. Formlen for mælkesyre er $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$.



Hvilke atomer bliver tilovers, når et mælkesyre-molekyle bliver bundet i en polymælkesyre-kæde?

3. Mælkesyre kan fremstilles ved gæring af glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). Det er dog en dyr proces, så forskerne forsøger at fremstille mælkesyre ved hjælp af katalysatorer i stedet. Afstem reaktionen for mælkesyregæring:



Tip: Princippet bag afstemning af en reaktion er, at antallet af et grundstofs atomer skal være det samme på begge sider af reaktionspilen. Det gøres ved at justere antallet af molekyler, altså sætte et tal foran molekylformlen. Selve formelen for et molekyle må ikke ændres!

4. Når mælk bliver gammel og sur, skyldes det, at bakterier omdanner mælkesukker til mælkesyre. Hvad sker der med pH-værdien, når koncentrationen af syre stiger?
-

5. Hvorfor tror du, at gammel mælk klumper?
-

Eksperiment 4.4: Plastik fra mælk

Eksperiment om at lave plastik fra biomasse

Baggrundstekst

Afsnittet 'Katalyse baner vejen for miljøvenlig plastik'



Beskrivelse

Eleverne fremstiller plastik fra biomasse ved at udskille og opsamle kaseinproteiner fra mælk.

Forklaringer

pH-værdiens indflydelse på kasein

Mælk består primært af kulhydrater, fedtstof og proteiner samt små mængder vitaminer, salte og enzymer. Komælk indeholder 3-4 % protein, hvoraf ca. 80 % er kaseiner. De enkelte kaseinmolekyler samler sig i små kugler, der kaldes miceller, og som består af mange tusinde molekyler. pH i mælk er normalt tæt på neutral, og i denne tilstand er micellerne negativt ladede og frastøder derfor hinanden. Hvis man sænker pH til 4,6 for eksempel ved at tilsætte husholdningseddike, neutraliseres micellernes negative ladninger af syren. Det medfører, at kasein-micellerne klumper sig sammen og fælder ud. Ved endnu lavere pH bliver micellerne hovedsageligt positivt ladede.

Udfældningsfænomenet kendes også fra syrnede mælkeprodukter som yoghurt, der er tykkere i konsistensen end mælk. Det skyldes en lavere pH-værdi, der får kasein-micellerne til at klumpe og øge viskositeten. Ved syrnede mælkeprodukter bruger man bakterier, der omdanner mælkesukker (laktose) til mælkesyre, hvorved pH sænkes. Det er også mælkesyrebakterier, der gør mælken sur og klumpet, når den står for længe. Det er dog ikke de samme bakterier som i yoghurt, og derfor smager mælken dårligt.

Fra monomer til polymer

Den kemiske reaktion, hvorved polymeren dannes, kaldes for en polymerisering. Den kan foregå ved forskellige kemiske reaktioner. For at danne polyethen er det for eksempel nødvendigt at bryde dobbeltbindingen i ethen. For at danne polymælkesyre derimod skal der fraspaltes et vandmolekyle fra mælkesyre-enheden.

Plastik fra biomasse. Før og nu

Kasein-plastik blev første gang fremstillet i 1897. Den industrielle produktion adskiller sig fra elev-eksperimentet ved, at man lader kasein reagere med formaldehyd (methanal). Reaktionen eliminerer vand og hærdner plastikken, men det kan ikke anbefales til elev-eksperiment. I dag findes der en lang række metoder til at fremstille bioplastik, for eksempel fra cellulose, stivelse eller sukker. Selv polyethen kan fremstilles fra biomasse ved at omdanne bioethanol til bioethen. Produktionen af plastik fra biomasse er dog oftest afhængig af enzymatiske processer, som hæver prisen i forhold til traditionel plastik. Forskning i billige og mere stabile ikke-biologiske katalysatorer kan være med til at øge effektiviteten på fremstillingen og sænke prisen på bioplastik. Eksempelvis udvikler DTU og firmaet Haldor Topsøe en ny metalkatalysator til produktion af mælkesyre. Katalysatoren har blandt andet den fordel over enzymerne, at den ikke selv tager skade af mælkesyren.

Gode råd til eksperimentets udførelse

Kaseinplastikken bliver mest holdbar ved brug af mini- eller skummetmælk, da mælakens lave fedtkoncentration giver en renere udfældning af kasein.

Klasseopgaven: Kan du arbejde som forsker?

Rollekort til uddeling i klasseopgaven

Eleverne skal repræsentere forskere eller organisationer og debattere biobrændstoffer. De elever, der repræsenterer organisationerne, skal søge information ved hjælp af webadresserne i opgaven. Bagefter kan rollekortene uddeles for at sikre, at eleverne kan gennemføre en nuanceret klasses debat. Forskergruppen kan finde tilstrækkelig information i elevbogens kapitel.

Rollekort:

Energi- og Olieforum (EOF) er en brancheorganisation for virksomheder, der udvikler og markedsfører energiprodukter i Danmark, blandt andet benzin, dieselolie og biobrændstoffer. Organisationens formål er at sikre gode betingelser for sine medlemmer. De ønsker derfor at fremme brugen af biobrændstoffer. EOF's medlemsvirksomheder omsætter årligt ca. 9 milliarder liter olieprodukter i Danmark. Det svarer til lige under 40 % af Danmarks samlede energiforbrug.



Danmarks Naturfredningsforening (DN) er Danmarks største natur- og miljøorganisation med 135.000 medlemmer. DN arbejder for at bevare naturen i Danmark, og organisationen mener, at flere afgrøder til biobrændstoffer vil øge presset på den i forvejen hårdt trængte natur. DN vil gerne have miljøvenlige alternativer til olie og kul, men populært sagt vil de 'ikke ofre naturen for at redde miljøet'. DN anbefaler et totalt forbud mod biobrændstoffer af 1. generation, men forholder sig mindre kritisk til biobrændstoffer af 2. generation.



FN's fødevarer- og landbrugsorganisation (FAO) organiserer den internationale kamp mod sult. FAO frygter forhøjede fødevarerpriser ved brug af 1. generations-biobrændstoffer. FAO fremhæver dog også, at uspiselig biomasse som planterester er vigtig som gødning og til at skabe god struktur i muldjorden. Derfor kan et stort forbrug af uspiselig biomasse også have negative konsekvenser. På den positive side kan investeringer i bioenergi hjælpe udviklingslande ved at skabe bedre infrastrukturer og jobmuligheder.

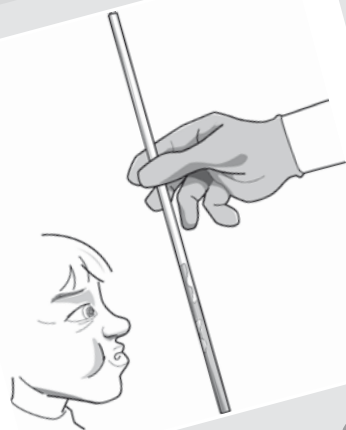


OBS: www.fao.org er på engelsk. Hjælp eventuelt eleverne med at finde 'FAO's views on Bioenergy'.

Hjælp til at komme i gang med debatten:

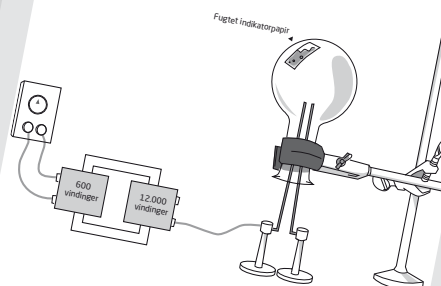
- EOF-gruppen påpeger, at biobrændstoffer kan nedsætte Danmarks CO₂-udledning.
- DN-gruppen udspørger forskerne om fremskridt inden for 2. generations-biobrændstoffer.
- FAO-gruppen argumenterer imod 1. generations-biobrændstoffer på grund af forhøjede fødevarerpriser.
- Forskergruppen nuancerer debatten ved at fortælle, at biobrændstoffer ikke er 100 % CO₂-neutrale, når dyrkning, bearbejdning og transport tages i betragtning. Omvendt kræver biobrændstoffer ikke nødvendigvis nye landarealer, men kan fremstilles af affald som halmrester, dyrefedt og sortlud. Endelig kan gruppen fremhæve nogle udfordringer ved at fremstille 2. generations-biobrændstoffer, for eksempel omkostningerne, og fortælle om den nuværende forskning i ioniske væsker og katalyse.
- Grupperne behøver ikke være uenige hele debatten igennem. Opgaven spiller på forskellige interesser og prioriteringer og dermed forskellige indgangsvinkler til emnet.

Kapitel 5: Ammoniak som grønt brændstof



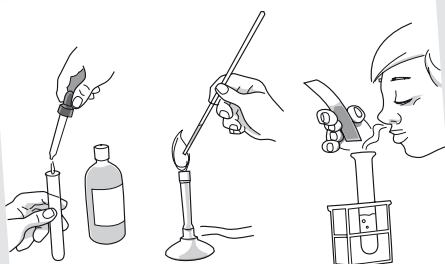
Ekperiment 5.1:
Test din ånde

82



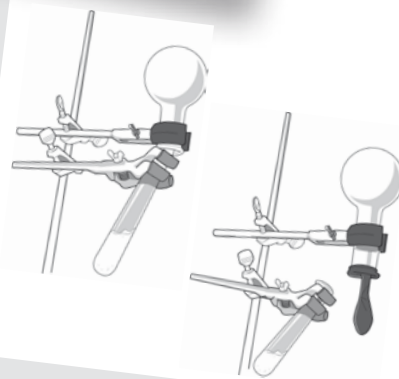
Ekperiment 5.2:
Kunstige lyn spalter
nitrogen

84



Ekperiment 5.3:
Kemisk analyse

88



Ekperiment 5.4:
Ammoniak i piller

92



Eksperiment 5.1: Test din ånde

Påvisning af ammoniak ved reaktion med saltsyre

Formål

I skal undersøge ved hjælp af saltsyre, om der er ammoniak i jeres ånde, efter I har spist lakrids.

I skal bruge

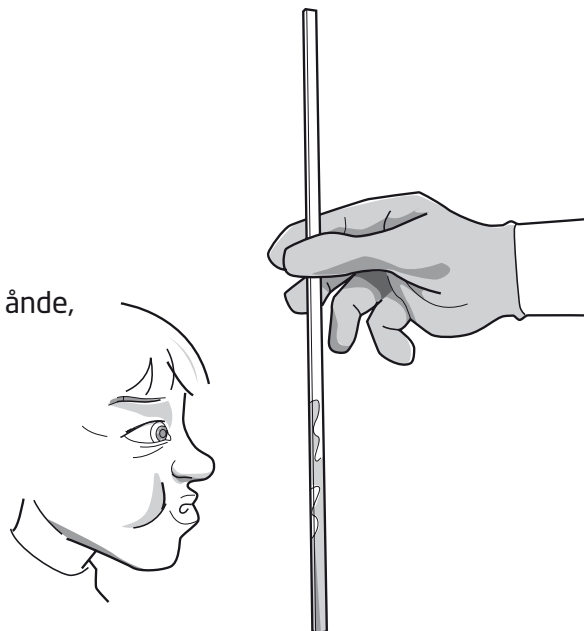
Stærke saltlakridser (for eksempel Super Piratos)

Læreren skal bruge

Koncentreret saltsyre (HCl 30-37 %)

En blomsterpind

Måleglas (10 ml)



Oplæg

Ammoniak (NH₃) er en farveløs gas med mange anvendelsesmuligheder. Den kan blandt andet bruges som brændstof og kølemiddel. Ammoniak er dog giftigt, så det er vigtigt at kunne påvise et eventuelt udslip af ammoniak. Det kan man gøre ved hjælp af saltsyre. Ammoniak reagerer med saltsyren og danner det hvide salt ammoniumchlorid (NH₄Cl):



Ammoniumchlorid er også kendt som salmiak, der bruges som smagsstof i saltlakridser. Når I tygger på en saltlakrids, bliver noget af salmiakken omdannet til ammoniak, som udåndes. Mængden af ammoniak er dog så lille, at den ikke er farlig. Nu skal I påvise ammoniak.

Sådan gør I

1. Tyg grundigt på en saltlakrids, imens læreren dypper en blomsterpind i saltsyre.
2. Stil jer i små grupper af 3-4 personer, og vent på, at læreren kommer rundt.
3. Lad en fra gruppen puste roligt på pinden, mens I andre holder øje med, hvad der sker. I må ikke røre pinden! Hvad observerer I?

-
4. Lad resten af gruppen prøve.

Efterbehandling

1. Opskriv reaktionen for nedbrydningen af salmiak i munden.

-
2. Hvordan tror I, det vil påvirke kroppens pH-værdi, hvis man spiser meget saltlakrids?

-
3. I har set, at ammoniak kan påvises ved hjælp af koncentreret saltsyre. Hvordan kan man ellers påvise ammoniak?

Ekspériment 5.1: Test din ånde

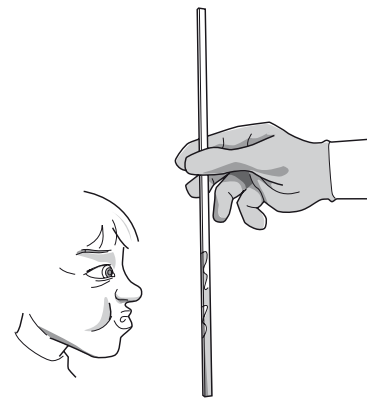
Påvisning af ammoniak ved reaktion med saltsyre¹

Baggrundstekst

Afsnittet 'En lille forbindelse med store muligheder'

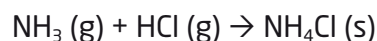
Beskrivelse

Eleverne tygger på saltlakrids og påviser efterfølgende ammoniak i deres ånde. Når de puster på en pind dyppet i koncentreret saltsyre, dannes en hvid røg af ammoniumchlorid.



Forklaring

Saltlakrids indeholder smagsstoffet salmiak, som har det kemiske navn ammoniumchlorid (NH₄Cl). Det kan fremstilles ved en reaktion mellem ammoniak og luftarten hydrogenchlorid (HCl). Reaktionen kan skrives som:



Når eleverne tygger på en saltlakrids, sker den modsatte reaktion, og der frigives ammoniak med ånden. Ved at puste hen over en pind dyppet i koncentreret saltsyre gendannes ammoniumchlorid. Fortyndet saltsyre vil ikke afgive tilstrækkelig store mængder hydrogenchlorid til, at reaktionen kan ses.

I Danmark må der ifølge lovgivningen højst tilsættes 8 % ammoniumchlorid til lakridser. Begrænsningen har sin årsag i den saltsyre, der dannes, når ammoniumchlorid bliver nedbrudt. Ved indtagelse af større doser henter kroppen kalk fra knoglerne til at neutralisere saltsyren. Det menes at kunne have uheldige følger for børn, der er i vækst og forøger deres knoglemasse. Af samme årsag skal produktet mærkes som 'voksenlakrids - ikke børnelakrids', hvis der er tilsat 5-8 % ammoniumchlorid.

I fryseanlæg, der bruger ammoniak som kølemiddel, har saltsyre været den traditionelle måde at påvise udslip på. Ammoniak kan også påvises ved at opfange gassen på et stykke vådt indikatorpapir. Papiret farves blå, da der dannes ammoniumhydroxid ved ammoniaks reaktion med vandet. Endelig er ammoniak kendetegnet ved en ubehagelig stikkende lugt, der gør den nem at registrere. Lugtgrænsen er fra 3-53 ppm, mens det umiddelbart farlige niveau i luft er på 300 ppm. Fri ammoniak i blodet føres til centralnervesystemet og kan blandt andet hæmme respirationen i hjernen. Kroppen producerer selv ammoniak ved nedbrydning af aminosyrer, men leveren er normalt i stand til at nedbryde ammoniakken til urinstof. Kun i tilfælde af alvorlig leversvigt føres ammoniakken over i blodbanen.

Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Fyld et 10 ml måleglas med saltsyre, som blomsterpinden kan dyppes i. Derved bliver forbruget af saltsyre mindst.
2. Eleverne må under ingen omstændigheder komme i kontakt med koncentreret saltsyre. Måleglasset med saltsyre skal under eksperimentet stå i stinkskaab eller under udsugning.
3. Eleven, der puster på pinden, kan have svært ved selv at se røgen. Lad de andre elever observere eksperimentet fra siden, hvor resultatet er tydeligere.

¹ Dette eksperiment er inspireret af eksperimentet 'Salmiakånde' af Peter Hald, ShowKemi: 95 spektakulære kemiske eksperimenter og demonstrationsforsøg.

Eksperiment 5.2: Kunstige lyn spalter nitrogen

Eksperiment, hvor nitrogenmolekylet spaltes med højspænding

Formål

Læreren viser, at den kemiske binding i nitrogenmolekylet er så stærk, at det kræver meget energi for at bryde den.

Læreren skal bruge

Demineraliseret vand

Indikatorpapir

Klatregnist-elektroder (bukkede stål-/kobberstænger)

Rundbundet kolbe (250 ml)

Spole (600 vindinger)

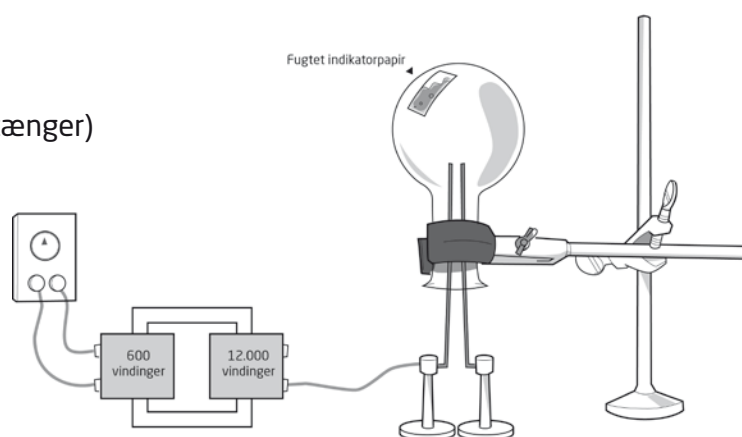
Spole (12.000 vindinger)

Stativ

To polstænger

Transformer

U-formet jernkerne med åg



Oplæg

Der findes 78 % frit nitrogen (N_2) i luften omkring os. Nitrogenmolekylet består af to nitrogenatomer bundet sammen af en såkaldt tripebinding. Denne binding består af tre elektronpar, der deles mellem de to atomer. Tripebindingen er en af de stærkeste kemiske bindinger, der findes, og nitrogen er derfor et meget stabilt molekyle. Lyn udleder dog så store mængder energi, at de kan spalte luftens nitrogenmolekyler. I dette eksperiment vil jeres lærer lave kunstige lyn.



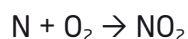
Sådan gør læreren

1. Dyp et stykke indikatorpapir i demineraliseret vand, og lad det falde ned i en tør, rundbundet kolbe. Sørg for, at papiret sætter sig fast på indersiden af kolben.
2. Spænd kolben fast som vist på tegningen.
3. Tjek, at stikkontakten er slukket, og byg så den viste opstilling. Spænd de to elektroder fast i hver sin isolerende polstang, og anbring elektroderne med cirka 1 cm afstand mellem de nederste dele af dem. De øverste ender, som befinder sig inde i kolben, må hverken røre hinanden eller glasset.
4. Gennemgå sikkerheden med eleverne, inden kontakten tændes (se instruktioner i lærervejledningen).
5. Husk, at det kun er de nederste, isolerede dele af polstængerne, der må berøres. Skub forsigtigt den ene polstang mod den anden, til der springer gnister mellem elektroderne.
6. Træk langsomt stængerne lidt fra hinanden. Der dannes en lysbue, som på grund af varmen stiger til vejrs.
7. Efter et stykke tid begynder indikatorpapiret at blive rødt som tegn på, at der bliver dannet syre. Sluk for stikkontakten, og fjern ledningerne.
8. Spænd kolben løs, og lad eleverne lugte forsigtigt til kolbens munding. Under 'lynene' er der dannet nitrogendioxid (NO_2), som er en rødbrun luftart med en karakteristisk lugt.

Forklaring

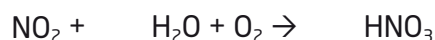
Elektrisk spænding er et udtryk for den energi, der driver elektroner frem gennem et elektrisk kredsløb. Jo større spændingsforskellen er mellem to punkter, jo mere energi er der til at skubbe elektronerne, og jo større strøm vil der løbe fra det ene til det andet punkt. Elektroner kan dog ikke særligt nemt bevæge sig gennem luft og derfor heller ikke mellem de to elektroder i eksperimentet, da de ikke rører ved hinanden. Først når spændingsforskellen mellem elektroderne bliver så høj, at elektronerne har energi nok til at overvinde afstanden mellem elektroderne, kan de springe fra den ene elektrode til den anden. Gnisterne er altså elektroner, der springer. Man kan sammenligne det med at tage tilløb for at springe over en bæk eller en kløft. Tilløbet giver kroppen bevægelsesenergi til at springe langt nok, ligesom spændingsforskellen giver elektronerne energi.

Temperaturen i gnisterne er så høj, at energien kan spalte de stærke tripelbindinger mellem nitrogenmolekylerne i luften. Derved dannes der frie nitrogenatomer, som er meget reaktive. De reagerer med oxygenmolekyler i luften og danner forskellige gasser af nitrogen og oxygen. En af gasserne er nitrogendioxid (NO_2), som er en rødbrun luftart med en karakteristisk lugt. Reaktionen kan skrives som:



Efterbehandling

1. I naturen kan nitrogens tripelbinding spaltes af lyn, som kan betragtes som kæmpe gnister, der springer fra en sky til en anden eller mellem jorden og skyerne. De frie nitrogenatomer reagerer som ovenfor med oxygen. Når nitrogendioxid reagerer med vand, dannes der salpetersyre. Prøv at afstemme reaktionen:



Tip: Princippet bag afstemning af reaktionsligninger er, at der altid skal være samme antal af hver type atom på begge sider af reaktionspilen. Hvis der for eksempel er fire hydrogenatomer på venstre side af pilen, det vil sige før reaktionen, skal der også være fire hydrogenatomer på højre side, altså efter reaktionen.

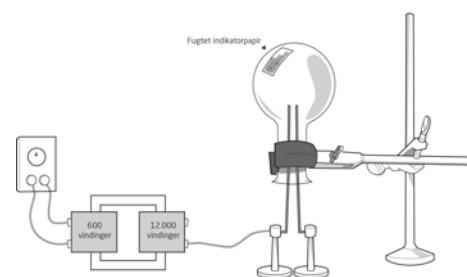
2. Prøv at bygge et nitrogen- og et nitrogendioxidmolekyle ved hjælp af et molekylebyggesæt.

Eksperiment 5.2: Kunstige lyn spalter nitrogen

Eksperiment, hvor nitrogenmolekylet spaltes med højspænding¹

Baggrundstekst

Afsnittet 'Katte sætter skub i reaktionerne'



Beskrivelse

Eksperimentet er en lærerdemonstration på grund af brugen af højspænding. Ved hjælp af to spoler skabes en højspænding, der kan fremkalde gnister mellem to elektroder. Den høje temperatur i gnisterne spalter nitrogen (N_2) i luften. Nitrogenatomer reagerer efterfølgende med luftens oxygen og danner nitrogenoxider. Eksperimentet illustrerer, at tripelbindingen i nitrogenmolekylet er så stærk, at der skal meget høje energiudladninger til at spalte molekylet.

Forklaringer

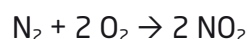
Tripelbindingen

Tripelbindingen i nitrogenmolekylet (N_2) er en af de stærkeste kemiske bindinger, der findes. Kun tripelbindingen mellem carbon og oxygen ($C\equiv O$) er stærkere. Derfor er nitrogen et meget stabilt molekyle, som det kræver store mængder energi at spalte til frie atomer. Tabellen herunder viser styrken af forskellige kemiske bindinger.

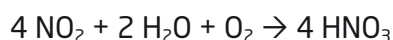
Binding	Antal bindinger	Bindingsstyrke
C-C	1	348 kJ/mol
C=C	2	614 kJ/mol
C≡C	3	839 kJ/mol
N-N	1	163 kJ/mol
N=N	2	418 kJ/mol
N≡N	3	941 kJ/mol

I industrien spalter man N_2 ved hjælp af højt tryk og høj temperatur. I naturen kan N_2 -bindingen brydes ved hjælp af lynnedslag. I dette eksperiment kommer energien fra gnister, der dannes ved at lægge en meget høj spændingsforskel over to elektroder.

De frie nitrogenatomer er meget reaktive og danner blandt andet nitrogendioxid (NO_2) ved at reagere med oxygen i luften:



NO_2 reagerer videre med vand på indikatorpapiret og danner salpetersyre (HNO_3):



Lyn spalter nitrogen

I hvert eneste øjeblik er der omkring 2.000 tordenvejr i gang på Jorden med i alt cirka 100 lyn i sekundet. Et lyn er i virkeligheden en gigantisk gnist, der springer mellem to skyer eller mellem jorden og skyerne. På grund af den store afstand mellem skyerne og jorden skal der meget energi til, før gnisten springer. Derfor slår lynet som regel ned, hvor der er kortest afstand, eksempelvis i høje bygninger eller træer.

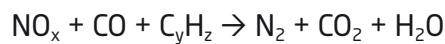
De enorme energiudladninger i forbindelse med lyn betyder, at lyn kan spalte nitrogenmolekylerne i luften. Spændingsforskellen kan være op til en milliard volt, og strømstyrken ligger fra 10.000 til over 100.000 ampere. Den samlede energi, der udlades i de mikrosekunder, et lyn varer, er cirka 2.500 kWh. Det er den samme mængde energi, som en gennemsnitlig dansk husholdning bruger på et halvt år. Temperaturen i selve lynet kan nå helt op på omkring 30.000 °C. Det er fem gange højere end temperaturen på Solens overflade. Ved lynnedslag bliver O_2 i luften også nedbrudt. De frie nitrogenatomer og de frie oxygenatomer reagerer og danner nitrogenoxider, der føres med regnvandet ned i jorden. Her omdannes de til nitrat, som optages af planterne.

¹Dette eksperiment er tilpasset efter Ny fysik/kemi C side 84.

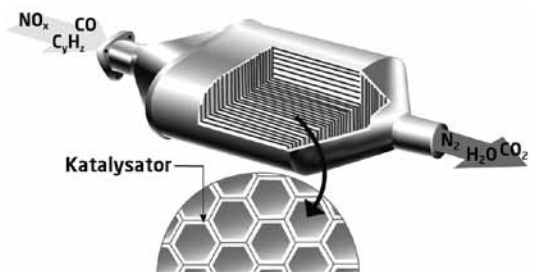
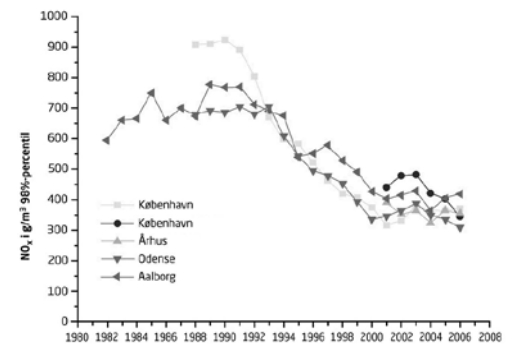
Bilkatalysatoren fjerner skadelige nitrogenoxider

Princippet bag spaltningen af nitrogen er helt analogt til processen i en bilmotor. Bilens tændrør danner gnister, der efterfølgende antænder benzin eller diesel og dermed starter forbrændingen.

Bivirkningen ved denne proces er spaltning af nitrogen fra luften og dannelse af forskellige nitrogenoxider, de såkaldte NO_x 'er. Før bilkatalysatorernes tid slap NO_x 'erne ud i atmosfæren, hvor de reagerede med vanddamp og dannede syreregn, der ødelagde både bygninger og store skovområder. Siden 1989, hvor bilkatalysatorer blev lovpligtige i Danmark, er forureningen blevet væsentlig mindre, som det blandt andet kan ses på figuren herover. Katalysatoren omdanner de skadelige NO_x 'er til luftarterne N_2 og CO_2 samt vand:



Typisk består en bilkatalysator – eller 'bilkat' – af nanopartikler af grundstofferne rhodium og platin sat fast på en fintmasket keramikoverflade. Nanopartiklerne og keramikstrukturen giver tilsammen en meget stor overflade og øger dermed reaktionshastigheden. Udstødningsgassen passerer fra motoren gennem bilkatten og til sidst ud af udstødningsrøret.



Gode råd til eksperimentets udførelse

Sikkerhed

1. Ledningerne fra primærspolen (600 vindinger) sluttes til en stikkontakt. Når stikkontakten er tændt, må opstillingen kun berøres med en hånd og kun på den isolerede del af en polstang, idet der både mellem ledningerne og mellem elektroderne er en farlig højspænding. Teoretisk ganger spolerne indgangsspændingen op 20 gange, så ved 230 volt er spændingen 4.600 volt på sekundærspolen.
2. Det er en god ide at betjene udstyret udelukkende med en hånd (den anden holdes i lommen). Derved undgår man risikoen for at danne et kredsløb og dermed få et farligt stød gennem brystkassen.
3. På grund af den høje spænding må eleverne ikke iagttage eksperimentet på tæt hold, men bør blive siddende på deres pladser, mens strømmen er slået til.
4. Nitrogendioxid (NO_2) er en rødbrun luftart, der er giftig i større mængder. Derfor bør der luftes ud undervejs.

Eksperiment 5.3: Kemisk analyse

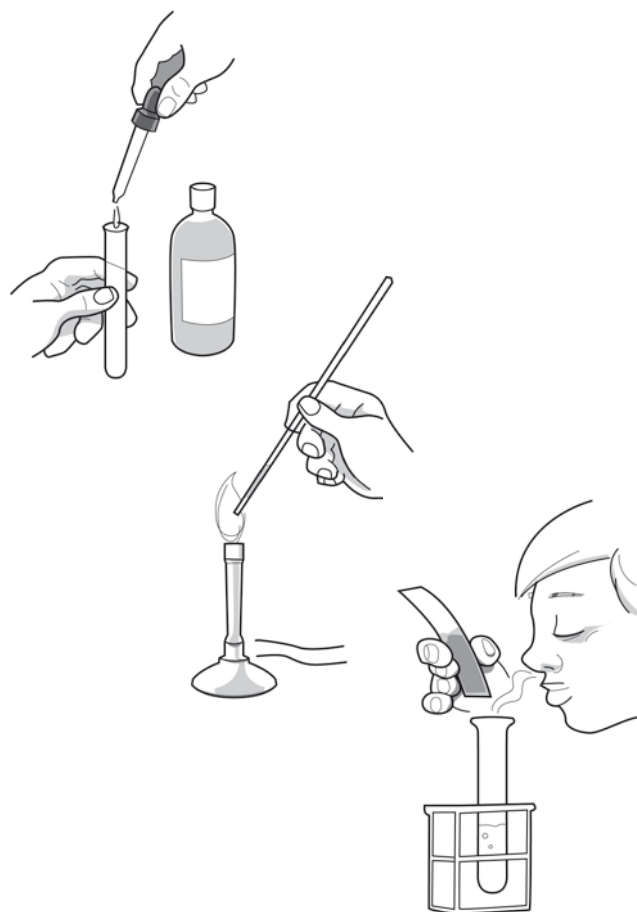
Undersøgelse af næringsstoffer i gødning

Formål

I skal påvise bestemte ioner i forskellige gødninger

I skal bruge

Dråbeflaske med nitratreagens
 Flaske med phosphatreagens
 Forskellige typer gødning
 Fortyndet natriumhydroxid (NaOH) (0,1 M)
 Fortyndet salpetersyre (HNO₃) (1 M)
 Beskyttelsesbriller
 Bunsenbrænder
 Bægerglas (100 ml)
 Fem reagensglas
 Filterpapir
 Indikatorpapir
 Kanthaltråd (0,5 mm tyk, 10 cm lang)
 Reagensglasstativ
 Spatel
 Tragt
 Træklemme
 Vat



Oplæg

Gødning indeholder forskellige næringsstoffer, blandt andet nitrogen (N), phosphor (P) og kalium (K). Disse grundstoffer er nødvendige, for at planterne kan vokse og trives. Alle næringsstofferne er vigtige, men nitrogen er blandt dem, planterne skal bruge mest af. Der er dog kun en begrænset mængde nitrogen til rådighed i jorden, og derfor er gødning med nitrogen vigtig, når man vil dyrke store mængder afgrøder. I dette eksperiment skal I undersøge forskellige gødningstypers indhold af N, P og K. I gødning findes nitrogen i ammoniumioner (NH₄⁺) og nitrat-ioner (NO₃⁻). Phosphor findes både i frie phosphat-ioner (PO₄³⁻) og i hydrogenphosphat-ioner (HPO₄²⁻) og dihydrogenphosphat-ioner (H₂PO₄⁻). Kalium findes som kalium-ioner (K⁺).

Sådan gør I

1. Undersøg de forskellige typer gødning en af gangen. Hvis I bruger flydende gødning, skal I hælde cirka 20 ml op i et bægerglas. Hvis I undersøger fast gødning, skal I opløse cirka en halv spatelfuld i 20 ml vand. Hvis opløsningen bliver grumset, skal I filtrere den igennem en tragt med filterpapir over i et reagensglas, inden I undersøger gødningen.
2. For hver analyse skal I benytte et rent reagensglas. Vask glassene grundigt, inden I bruger dem igen. Noter jeres resultater (ja/nej eller +/-) i skemaet.
3. Undersøg de forskellige typer gødning ved hjælp af følgende kemiske analysemetoder:

- *Påvisning af nitrat-ioner (NO₃⁻):*

Hæld opløst gødning i et reagensglas til en højde på cirka 1½ cm. Tilsæt nogle dråber nitratreagens. Et hvidt bundfald viser, at gødningen indeholder nitrat-ioner.

- *Påvisning af ammonium-ioner (NH_4^+):*

Denne del udføres med beskyttelsesbriller

Hæld opløst gødning i et reagensglas til en højde på cirka $1\frac{1}{2}$ cm. Tilsæt lige så meget fortyndet natriumhydroxid (NaOH). Luk glasset med en løs tot vat, så der ikke kan sprøjte væske op af reagensglasset. Opvarm forsigtigt reagensglasset, indtil væsken næsten koger. Fjern derefter vattet, og sæt et stykke indikatorpapir, der er fugtet med vand, hen over glassets munding. Hvis papiret skifter farve til blå eller mørkegrønt, indeholder gødningen ammonium-ioner. Vift med hånden dampene fra glasset hen mod næsen. Måske kan I lugte ammoniakken.

- *Påvisning af phosphat-ioner (PO_4^{3-}), hydrogenphosphat-ioner (HPO_4^{2-}) og dihydrogenphosphat-ioner (H_2PO_4^-):*

Denne del udføres med beskyttelsesbriller

Hæld lidt phosphatreagens i et reagensglas til en højde på cirka $1\frac{1}{2}$ cm. Tilsæt nogle dråber fortyndet salpetersyre (HNO_3). Luk glasset med en løs tot vat, og opvarm forsigtigt reagensglasset, indtil væsken er lunken. Tilsæt nogle dråber af den opløste gødning. Et gult bundfald viser, at gødningen indeholder en eller flere af de tre typer phosphat-ioner.

- *Påvisning af kalium-ioner (K^+):*

Hæld opløst gødning i et reagensglas til en højde på cirka $1\frac{1}{2}$ cm. Hold den ene ende af en kanthaltråd ind i flammen fra en bunsenbrænder. Når tråden næsten ikke farver flammen mere, dyppes enden af tråden i den opløste gødning. Stik derefter igen tråden ind i flammen. Hvis flammen lyser lysviolet, indeholder gødningen kalium-ioner.

Gødningens navn	Nitrat-ioner (NO_3^-)	Ammonium-ioner (NH_4^+)	Phosphat-ioner (PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-)	Kalium-ioner (K^+)

Efterbehandling

1. Hvorfor er nitrogen et livsnødvendigt næringsstof for både planter, dyr og mennesker?

Tip: Prøv at læse afsnittet 'Det livsnødvendige nitrogen' i elevbogen.

2. Nitrat bliver dannet i naturen på to forskellige måder. Beskriv de to reaktioner:

Tip: Læs afsnittet 'Nitrogens kredsløb'.

Ekspiriment 5.3: Kemisk analyse

Undersøgelse af næringsstoffer i gødning



Baggrundstekst

Afsnittene 'Det livsnødvendige nitrogen' og 'Nitrogens kredsløb'

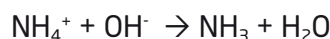
Beskrivelse

I eksperimentet analyserer eleverne forskellige typer gødning for at undersøge indholdet af nitrogen, fosfor og kalium. Ved hjælp af fire kemiske analysemetoder påviser eleverne ammonium- (NH_4^+) og nitrationer (NO_3^-), phosphationer (PO_4^{3-}) og kalium-ioner (K^+).

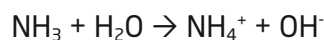
Forklaringer

Påvisning af ammoniumioner (NH_4^+)

De tilsatte hydroxidioner (OH^-) reagerer med ammoniumionerne ved en syre-basereaktion:



Ved reaktionen reagerer en ammoniumion som en syre. Den afgiver en hydrogenion og omdannes herved til ammoniak. Ved opvarmning fordamper der ammoniak fra opløsningen. Når disse ammoniakmolekyler rammer det fugtede indikatorpapir, opløses de i vandet og reagerer med det i endnu en syre-basereaktion, hvor vandet optræder som syre. Vandet fraspalter en hydrogenion, så der dannes hydroxidioner. Det sker ved følgende reaktion:



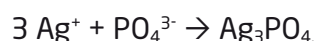
Hydroxidionerne farver indikatorpapiret blå.

Påvisning af nitrationer (NO_3^-)

Nitratreagens sælges under navnet Nitron. Det er en heterocyklisk forbindelse med molekyleformlen $\text{C}_{20}\text{H}_{16}\text{N}_3$. Som nitratreagens bruger man en 10 % opløsning af Nitron i ethansyre (eddikesyre). Nitron kan også give bundfald med andre ioner, men de er ikke relevante i gødningssammenhæng.

Påvisning af phosphat-ioner (PO_4^{3-}), hydrogenphosphat-ioner (HPO_4^{2-}) og dihydrogenphosphat-ioner (H_2PO_4^-)

Som phosphatreagens benyttes normalt ammoniummolybdat-tetrahydrat, der har formelen $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24} \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$. Man kan dog bruge en almindelig sølvnitratopløsning til en mere enkel, men ikke lige så sikker phosphatprøve. De forskellige typer phosphater giver ved tilsætning af en salpetersur opløsning af sølvnitrat et gult bundfald af forskellige sølvphosphater. Sølvnitrat kan dog også give gule bundfald med andre ioner, men de er ikke så relevante ved eksperimenter med gødning. For den almindelige phosphation kan reaktionen med sølvnitrat skrives som:



Påvisning af kalium-ioner (K^+)

Kanthal er en legering af jern, chrom, aluminium og cobalt. Legeringen indeholder ikke nikkel. Man kan med fordel bukke et øje i den ene ende af tråden, som kan samle mere stof op end den lige tråd. Kalium giver en lysviolet flammefarve, natrium en gul og calcium en murstensrød.

Gødning til mad og husdyrfoder

Beregninger fra FN's landbrugsorganisation FAO viser, at kunstgødning bliver brugt til at dyrke halvdelen af verdens fødevarer. Brugen af kunstgødning er dog ikke lige fordelt mellem alle lande. På verdensplan er gennemsnittet omkring 22 kg om året per person. I Danmark er gennemsnittet imidlertid over 200 kg kunstgødning per person på grund af dyrkningen af foder til vores mange grise og køer. Lande som Kina, Egypten og Indonesien er til gengæld dybt afhængige af kunstgødning for blot at dyrke basale fødevarer som ris og korn til deres store befolkninger.

Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Briller bør bruges ved al opvarmning af basiske opløsninger, da de let stødkoger.
2. Indholdet af forskellige salte i en gødningstype kan ofte ses ud fra varedeklarationen. Velegnede er alle blandingsgødninger og svovlsur ammoniak (ammoniumsulfat) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ og superfosfat, der er en blanding af calciumdihydrogenfosfat $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ og calciumsulfat (gips) CaSO_4 .
3. Urea (urinstof, carbamid, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) er ikke velegnet til analyse for de angivne ioner.

Eksperiment 5.4: Ammoniak i piller

Eksperiment om at fremstille og gemme ammoniak

Formål

I skal fremstille ammoniak og gemme det i et salt.

I skal bruge

Ammoniumchlorid ('salmiak', NH_4Cl)

Calciumhydroxid (melkalk, $\text{Ca}(\text{OH})_2$)

Magnesiumchlorid (MgCl_2)

Ballon

Bægerglas (250 ml)

Bunsenbrænder

Indikatorpapir

Konisk kolbe (250 ml)

Spatler

Stativ med muffler og klemmer

Stinkskab/punktsug

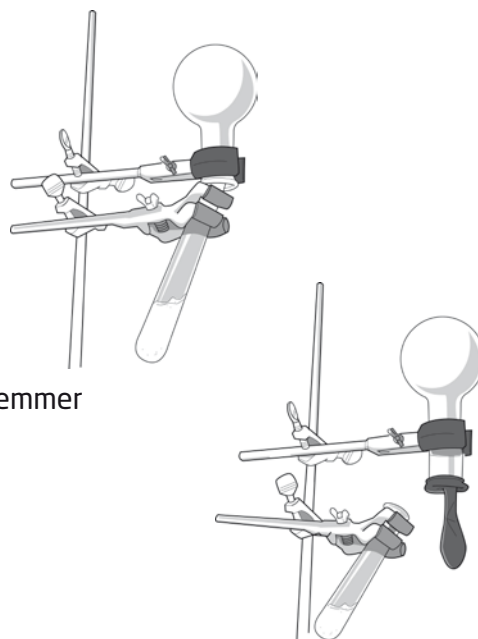
To reagensglas

Tragt

Vand

Vejebåde

Vægt



Oplæg

Ammoniak er en ildelugtende og giftig gas, der river i næsen. På flydende form kan ammoniak bruges som gødning på markerne, men den kan også bruges som brændstof. Typisk vil man først spalte hydrogen fra ammoniak og derefter forbrænde hydrogenen i en brændselscelle. Ammoniakmolekylet (NH_3) består nemlig af tre hydrogenatomer og et nitrogenatom. Hvis ammoniak skal bruges som brændstof til for eksempel biler, er det dog vigtigt, at den bliver opbevaret på en form, der er sikker og ikke fylder for meget. For eksempel kan man opbevare ammoniak bundet i saltet magnesiumchlorid (MgCl_2). Ammoniak bundet i magnesiumchlorid kaldes for brintpiller på grund af det høje indhold af hydrogen. I dette eksperiment skal I først fremstille ammoniakgas og bagefter prøve at binde ammoniak i MgCl_2 .

Sådan gør I – del 1

Fremstilling af ammoniak

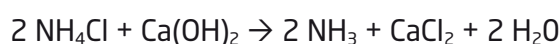
1. Spænd et tørt reagensglas fast på skrå i et stativ.
2. Vend en tør konisk kolbe på hovedet, og spænd den fast i stativet lodret over reagensglasset. Reagensglassets åbning og kolbens åbning skal mødes lige over hinanden. Placer opstillingen ved udsugningen.
3. Afvej cirka 2 g calciumhydroxid ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) og cirka 2 g ammoniumchlorid (NH_4Cl) i hver sin vejebåd. Herefter foregår eksperimentet med udsugningen tændt. Bland pulverne med spatel i den ene vejebåd.
4. Drej reagensglasset fri af kolben, og hæld pulverblandingen i reagensglasset. Drej glasset tilbage ind under kolben.
5. Stil en bunsenbrænder under glasset, og varm med bunsenbrænderen i fejende bevægelser under reagensglasset i cirka tre minutter.
6. Sluk bunsenbrænderen, og drej reagensglasset væk fra kolben. Lad kolben sidde med bunden i vejret, og hold et stykke fugtet indikatorpapir ind i kolbens munding.

Hvilken pH-værdi svarer farven på indikatorpapiret til? _____

Hvad fortæller pH-værdien om ammoniakgassen inde i kolben?

Forklaring

Ammoniak dannes ved reaktion mellem ammoniumchlorid og calciumhydroxid således:



Måske kunne I allerede lugte ammoniak, da I blandede pulverne. Reaktionen sker altså af sig selv, men går hurtigere, når man varmer på blandingen. Ammoniak er en svag base. Når den kommer i berøring med det fugtede indikatorpapir, reagerer ammoniak med vandet således:



Sådan gør I – del 2

Opbevaring af ammoniak i et fast stof

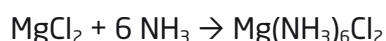
I det følgende eksperiment skal I prøve at gemme jeres ammoniakgas i saltet MgCl_2 . Saltet hældes i en tør, uoppustet ballon, som sættes på kolben med ammoniak. Når saltet rystes ned i kolben, vil ammoniakken binde sig til saltet.

1. Afvej cirka 2 g magnesiumchlorid i en ny vejebåd.
2. Hæld magnesiumchlorid i en tør, uoppustet ballon ved hjælp af en tragt.
3. Sæt ballonen på kolben med ammoniak, som stadig sidder i stativet med bunden i vejret.
4. Vend kolben, og sørg for, at magnesiumkrystallerne falder ned i kolben ved at nulre ballonen. Hvad sker der?

-
5. Vent nogle minutter, og overfør så krystallerne til et rent reagensglas. Spænd glasset fast i et stativ, og varm glasset med bunsenbrænderen i fejende bevægelser. Med lidt held kan I lugte, at krystallerne frigiver ammoniak.

Forklaring

Magnesiumchlorid består af mange enheder af MgCl_2 . Alle enhederne danner et tredimensionalt gitter, som kaldes krystalstrukturen. I én MgCl_2 -enhed er der plads til seks ammoniakmolekyler. Forbindelsen skrives således: $\text{Mg}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_2$. Når ammoniakgassen kommer i kontakt med magnesiumchlorid, begynder de mange enheder at binde ammoniak:



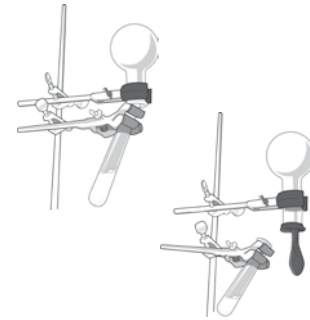
Når $\text{Mg}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_2$ varmes op, sker den modsatte reaktion, og ammoniakgassen afgives igen.

Efterbehandling

1. Forklar, hvorfor man kan opsamle ammoniak i en omvendt kolbe?
-
2. Når ballonen bliver trukket ned i kolben efter punkt 4, skyldes det et undertryk i glasset. Forklar, hvorfor der bliver undertryk i kolben.
-
3. En MgCl_2 -enhed kan binde seks ammoniakmolekyler. Hvor mange hydrogenatomer svarer det til?
-
4. En bil skal bruge cirka 7 kg hydrogen for at køre 500 km. Hvor mange kilo brintpiller skal man bruge, hvis 9,1 % af pillens vægt er hydrogen (og forudsat, at vi får alt hydrogen ud af pillen)?
-

Eksperiment 5.4: Ammoniak i piller

Eksperiment om at fremstille og gemme ammoniak



Baggrundstekst

Afsnittet 'Ammoniak på pilleform'

Beskrivelse

I dette eksperiment eftergør eleverne en lovende metode til opbevaring af ammoniak og dermed hydrogen. Først fremstiller eleverne ammoniakgas, som de opsamler i en kolbe. Efterfølgende prøver de at binde gasen i saltet $MgCl_2$. Saltet fyldes i en ballon, der sættes på kolben. Når saltet binder ammoniak, dannes der et undertryk i kolben, som eleverne kan observere, idet ballonen trækkes ned i kolben.

Forklaringer

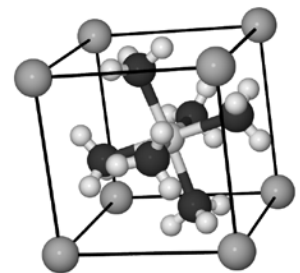
Brintsamfundet

Princippet i brintsamfundet er at bruge hydrogen som energibærer som erstatning for de fossile brændstoffer. Hydrogen er velegnet som brændstof blandt andet på grund af dets høje energiindhold og lave vægt, og fordi det eneste spildprodukt fra forbrændingen er vand. Hydrogen er dog ikke en energikilde i sig selv, derfor er vi nødt til først at producere hydrogen og efterfølgende opbevare det, så vi kan anvende det, hvor og hvornår vi har brug for det. Hydrogen som energibærer rummer desuden flere store udfordringer. Det er svært at fremstille, meget flygtigt og vanskeligt at opbevare på kompakt form.

Opbevaring af ammoniak i et fast stof

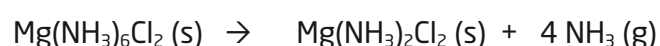
Én metode til at løse opbevaringsproblemet er at bruge ammoniak som hydrogenbærer. Ammoniak er et af verdens mest producerede kemikalier, og det kan derfor fremstilles billigt og i de nødvendige store mængder. Uheldigvis er ammoniak på fri form (flydende eller som gas) giftig og ætsende og derfor ikke egnet som brændstof til almindelige forbrugere. Problemet kan løses ved at binde ammoniak til et fast stof som saltet magnesiumchlorid ($MgCl_2$). Derved dannes et kompakt, fast materiale af $Mg(NH_3)_6Cl_2$, der er både billigt, sikkert og let kan formes til eksempelvis de såkaldte brintpiller.

Magnesiumchlorid er et krystallinsk salt. Det vil sige, det består af mange enheder af $MgCl_2$, som tilsammen udgør et tredimensionalt iongitter, som kaldes krystalstrukturen. En enhed $MgCl_2$ kan binde op til seks vandmolekyler eller ammoniakmolekyler. En enhed, der binder seks ammoniakmolekyler, udvider sit rumfang til næsten det femdobbelte fra cirka 68 \AA^3 til 330 \AA^3 . Det er dog kun hver anden enhed i krystalstrukturen, der binder ammoniak. Densiteten for materialet er så høj, at det svarer til en hydrogenkapacitet på $105\text{-}110 \text{ kg H/m}^3$. I sammenligning er hydrogenindholdet i flydende hydrogen cirka 65 kg H/m^3 .



På figuren ses seks NH_3 -molekyler bundet til et magnesiumatom (i midten). I hjørnerne sidder chloratomerne.

Når $Mg(NH_3)_6Cl_2$ opvarmes, afgiver det ammoniak som en gas, som efterfølgende kan forbrændes i en reaktion med ilt. Hvis reaktionen sker ved lav temperatur, for eksempel i en brændselscelle, undgår man dannelsen af skadelige NO_x -gasser, og de eneste restprodukter vil være vand og nitrogen. Det er også muligt at fraspalte hydrogen fra ammoniak og udnytte den rene hydrogen i en brændselscelle. Diffusionen af ammoniak ind og ud af magnesiumchlorid er komplet reversibel. De fire første ammoniakmolekyler frigives allerede ved 127°C (400 K):



$\text{Mg}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ og $\text{Mg}(\text{NH}_3)\text{Cl}_2$ er til gengæld mere temperaturstabile end $\text{Mg}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_2$, og derfor skal materialet varmes yderligere op til over 300°C for at frigive den sidste ammoniak. Målet er at bringe den maksimale frigivelsestemperatur og dermed energiforbruget ned til 100°C .

Mange andre vandfrie metalsalte kan binde ammoniak på tilsvarende vis, for eksempel strontium, nikkel, zink, kobber eller calcium i forbindelse med negative ioner som bromid, sulfat og fosfat.

Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Det er vigtigt, at reagensglasset stikker lidt op i kolben, når ammoniakken fremstilles. Ellers vil den udviklede gas forsvinde i udsugningen i stedet for at sive op i kolben.
2. Tegningen viser rundbundede kolber. Disse kan dog sagtens erstattes med koniske.
3. Det er vigtigt, at eleverne drejer reagensglasset væk fra kolben frem for kolben væk fra reagensglasset. Sidstnævnte skaber uro i luften omkring kolbens åbning, så ammoniakken slipper ud. Eleverne skal holde på klemmen og ikke reagensglasset, når de drejer glasset væk.
4. Inden ballonen med MgCl_2 skal bruges, kan man blødgøre ballonen ved at trække nogle gange i den, så den lettere bliver suget ned i kolben. Det er dog vigtigt, at eleverne ikke blødgør ballonen ved at puste den op, da udåndingsluften indeholder vanddamp, som binder til MgCl_2 .
5. Undgå, at MgCl_2 har længerevarende kontakt med luft, da det i så fald vil opsuge vand. Vandet tager derved 'ammoniakkens plads' i krystallerne. Hvis tiden tillader det, kan man tørre saltet, inden man bruger det i eksperimentet til at opsamle ammoniak. MgCl_2 tørres i et separat reagensglas eller en digel på trefod ved at varme på saltet med en bunsenbrænder. Eleverne kan eventuelt udføre eksperimentet både med utørret og tørret magnesiumchlorid og undersøge 'sugeeffekten' af saltet ved at sammenligne undertrykket, det vil sige, hvor langt ballonerne suges ned i kolberne.

Den måske største udfordring, som verden står overfor lige nu, er, hvordan vi skaffer rigelig, ren og vedvarende energi i fremtiden. Hvis sol, vind og vand skal dække vores energibehov, er vi nødt til at finde ud af, hvordan vi skaffer energi, når det er vindstille, eller Solen ikke skinner. Vi skal lære at lægge overskydende energi på lager. Vi skal også blive bedre til at omdanne vedvarende energi til brændstoffer, som vi kan bruge i vores transportmidler. *Energi på lager* handler om forskernes jagt på ren energi og fremtidens brændstoffer.

Energi på lager er et undervisningsmateriale til fysik/kemi-elever i 8.-9. klasse. Det samlede materiale består foruden elevbogen af tilhørende eksperimenter og lærervejledninger samt otte korte film. Alt materiale er udsendt som klassesæt til landets grundskoler og kan desuden frit downloades fra www.energipaalager.dk. Her finder man også supplerende materiale og elevbogen som e-bog.

