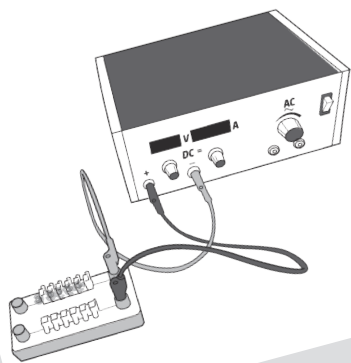
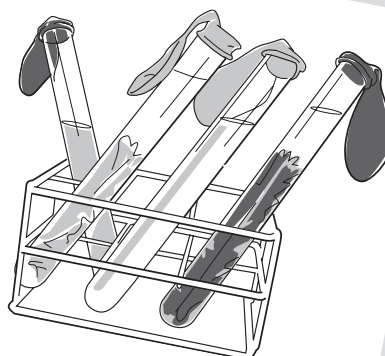


Kapitel 3: Verdens bedste energikilde



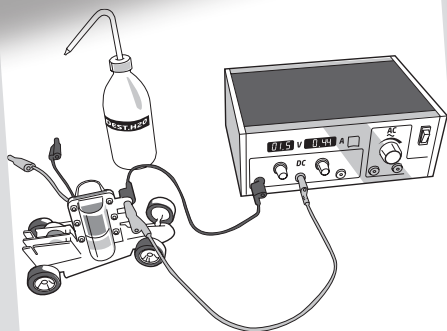
Eksperiment 3.1:
Lysets energi

43



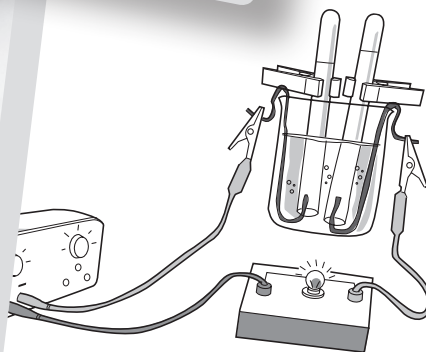
Eksperiment 3.2:
Fotosyntese

47



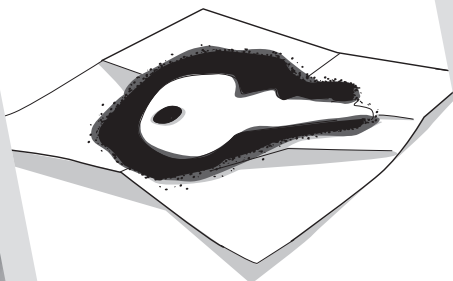
Eksperiment 3.3:
Brændselscelle

50



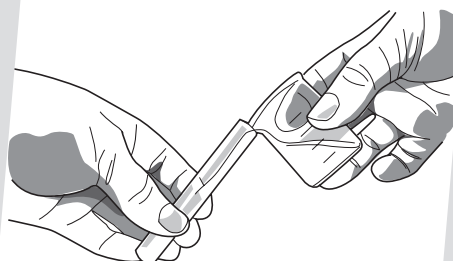
Eksperiment 3.4:
Elektrolyse

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

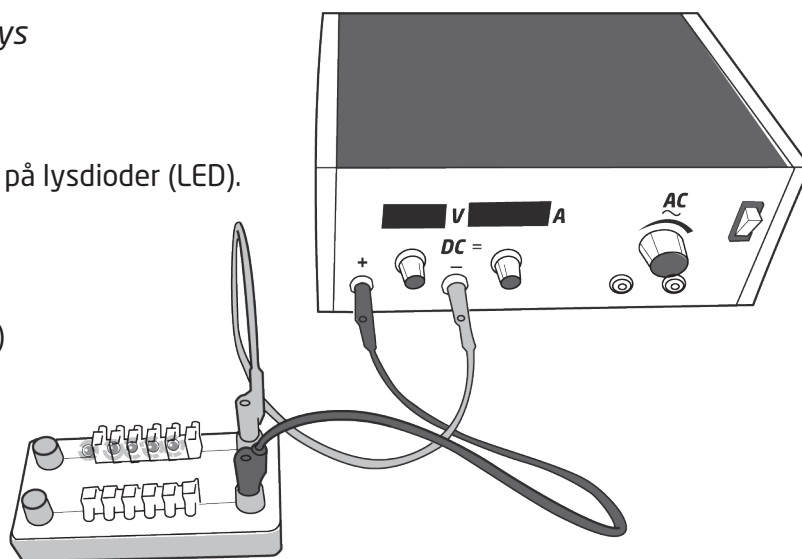
Lysdioder (fem røde, fem gule, fem grønne)

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.

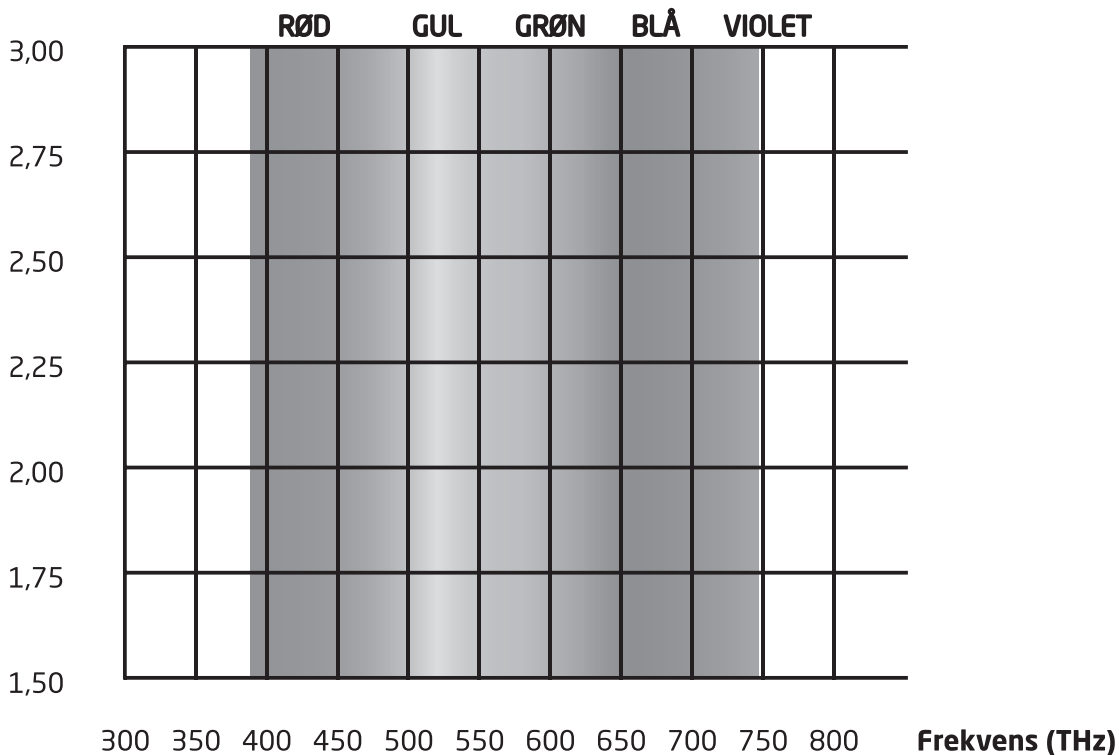
Forskellige farver lys har forskellig frekvens, det vil sige at lysets bølger svinger med forskellig takt. Svingningerne er så hurtige, at vi ikke kan se dem med det blotte øje. Vores øjne registrerer dog alligevel de forskellige frekvenser som forskellige farver lys. Frekvens måles i hertz og angives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

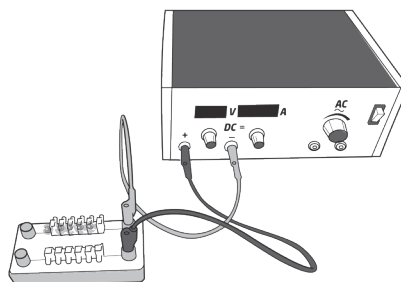
1. Hvilken af de tre farver lys, som I undersøgte, har størst energi?

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 blå 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

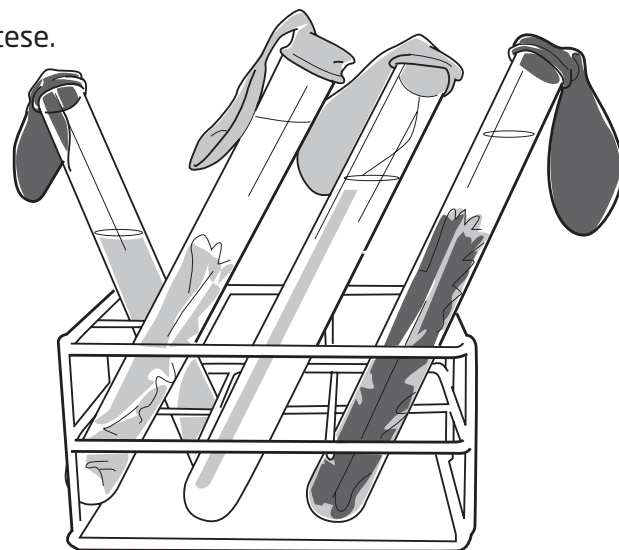
Eksperiment om lysets betydning for planternes vækst

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.

- Luk det ene glas med en grøn ballon og det andet med en rød ballon.
- Pak glasset med den røde ballon ind i sølvpapir. Det er vigtigt, at glasset er helt dækket af sølvpapir. Stil begge glas i stativet.
- Stil stativet med alle fire reagensglas i vindueskarmen.
- Vent en halv time, og noter væskens farve i de fire glas. Brug skemaet nedenfor.
- 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

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

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

- Afstem reaktionen for fotosyntesen:



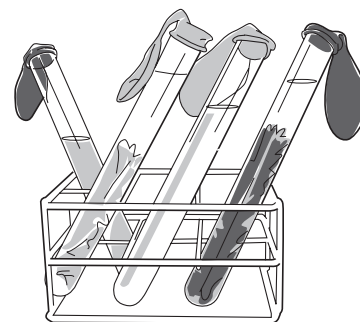
Tip: Princippet bag afstemning af en reaktion er, at antallet af et grundstofs atomer (C, H eller O) skal være lige stort på begge sider af reaktionspilen. Det gøres ved at justere antallet af molekyler, altså sætte et tal foran molekylformlen (for eksempel CO₂). Selve formelen for et molekyle må ikke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

- 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

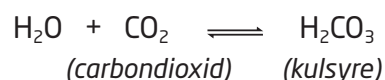
I dette ekspæriment undersøger eleverne sollysets betydning for fotosyntesen. Under fotosyntese optager vandpestplanter CO_2 fra det vand, de gror i. Ved hjælp af en CO_2 -indikator påviser eleverne, at CO_2 -koncentrationen i vandet kun falder hos de planter, der står i lys, det vil sige de planter, 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

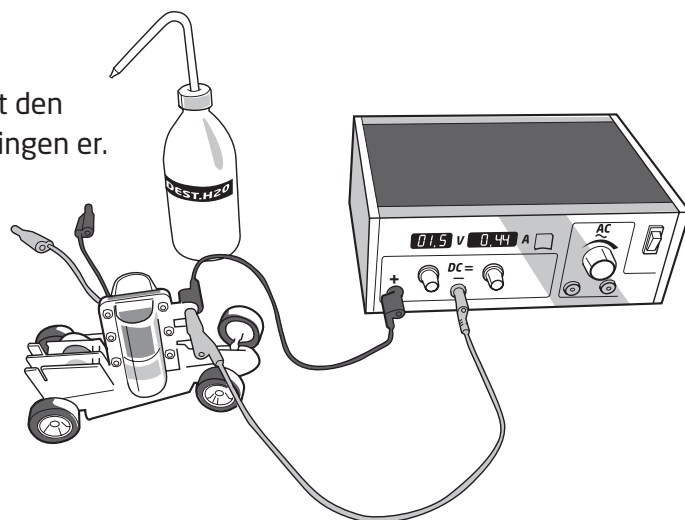
Eksperiment med hydrogen som brændstof

Formål

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

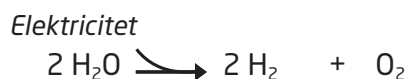
I skal bruge

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.

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

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?

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?
-

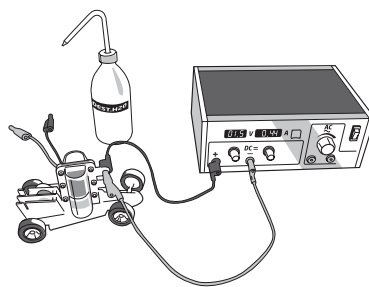
6. Opskriv og afstem den kemiske reaktion i brændselscellen, når bilen kører:
-

Ekspæriment 3.3: Brændselselle

Ekspæriment 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.

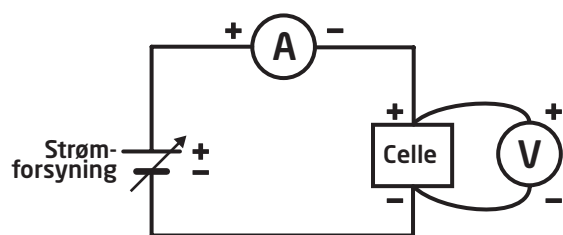
Cellens effektivitet

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

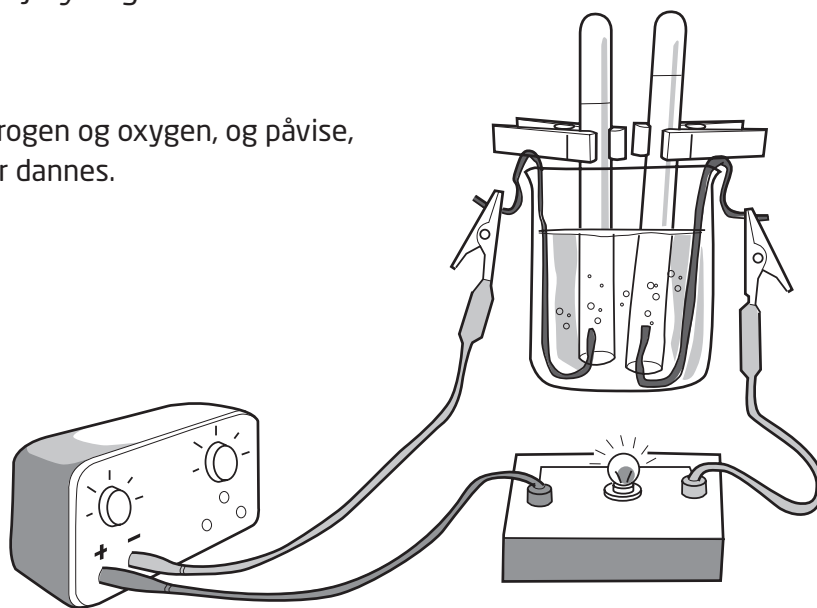
Spaltning af vand og fremstilling af hydrogen

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.

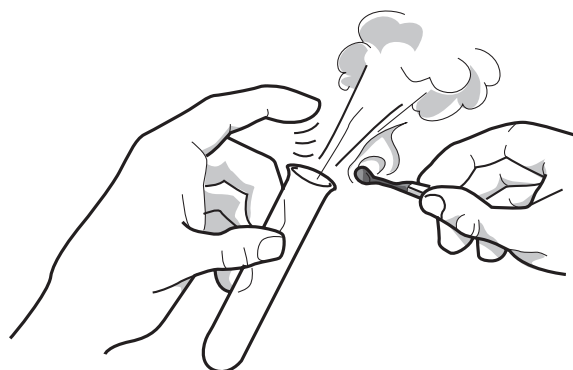
Hvad sker der i glassene?

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

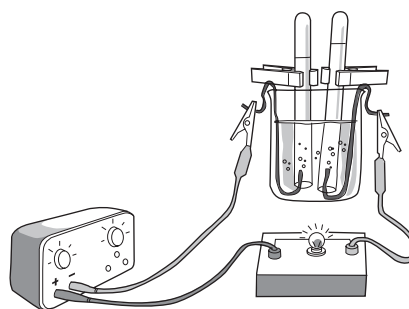
Spaltning af vand og fremstilling af hydrogen

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

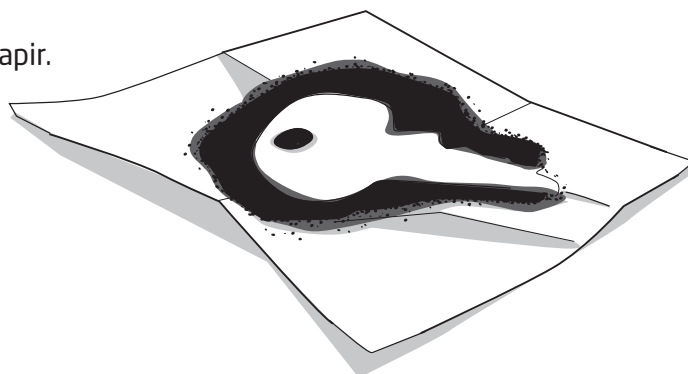
En mellemstor tragt

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

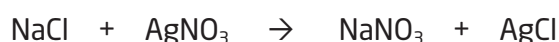
Plastikhandsker



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 (H₂O) spaltes, dannes der hydrogen og oxygen:



Spaltningen af vand er også en redoxreaktion, hvor de positive hydrogenioner (H⁺) modtager elektroner fra de negative oxygenioner (O²⁻). 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?
-

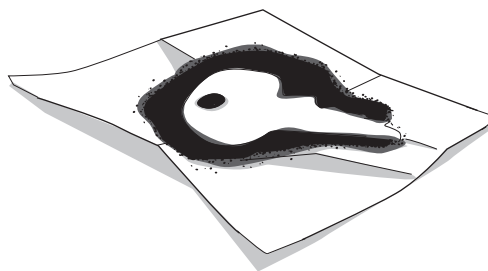
3. Hvorfor er det vigtigt, at der ikke kan skinne lys gennem det objekt, I lægger oven på filtrerpapiret (nøgle, pap eller lignende)?
-

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'

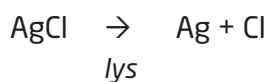
Beskrivelse

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)

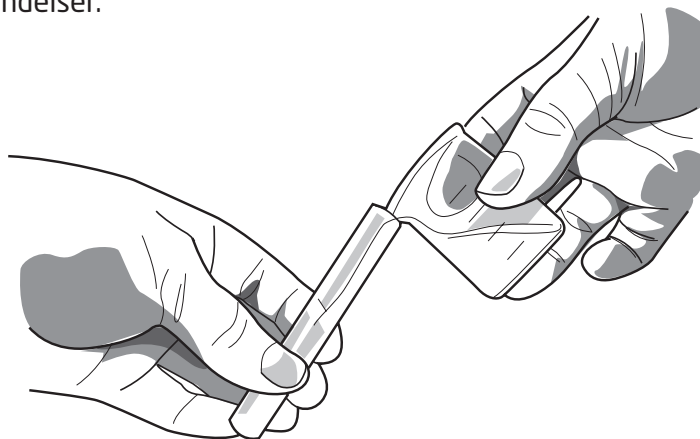
Beskyttelsesbriller

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.

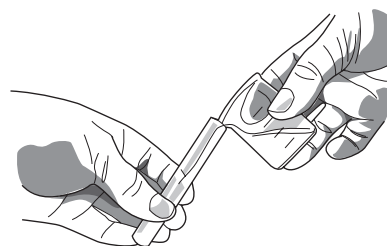
Mangans mange mulige oxidationstrin betyder, at mangan er god til at modtage og afgive elektroner. Derfor spiller mangan en central rolle i planternes fotosyntese, hvor vand og carbondioxid bliver omdannet til sukker og oxygen. Når to vandmolekyler spaltes, omdannes de til fire positive hydrogenioner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

Sådan gør I

1. Hæld cirka to milliliter af en opløsning af mangan(II)chlorid (MnCl_2) i et reagensglas.
Hvilken farve har det opløste MnCl_2 ? _____
2. Tilsæt lige så meget fortyndet natriumhydroxid (NaOH). Sæt en prop i glasset, og vend det op og ned et par gange.
3. 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 ? _____
4. Hæld et par milliliter kaliumpermanganat (KMnO_4) i et reagensglas.
Hvilken farve har KMnO_4 ? _____
5. 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	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	grumset hvid	+2
Mangan(IV)oxid	MnO_2	mørkebrun	+4
Manganation	MnO_4^{2-}	grøn	+6
Permanganation	MnO_4^-	violet	+7

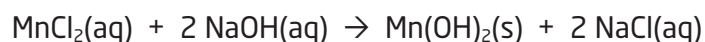
Fremstilling af opløsninger

En 0,2 M mangan(II)chloridopløsning fremstilles ved at opløse 40 g $\text{MnCl}_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$ 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 KMnO_4 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 (MnO_4^-) 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 O_2 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 O_2 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.