

Lærervejledning til øvelser

I denne lærervejledning til øvelser, kan man finde lærervejledninger til de forskellige øvelser i dette forløb.

Lærervejledningerne er tænkt som en hjælp til undervisere, som ikke før har udført øvelserne og derfor kan drage nytte af andre underviseres erfaringer.

Lærervejledningerne kan indeholde:

- Elevernes baggrundsviden
- Beskrivelse af øvelse
- Nyttige forklaringer
- Bemærkninger til udførsel
- Kan man udvide øvelsen?

Der forefindes lærervejledninger til følgende øvelser:

Indhold

Øvelse 1.1: Dyrkning af blå krystaller	2
Øvelse 1.2: Krystalvand i kobber(II)sulfat.....	4
Øvelse 1.3: Hvor meget køkkensalt kan der opløses i vand?	6
Øvelse 1.4: Opløselighed i varmt vand	7
Øvelse 2.1: Fremstilling af Jernvitriol	9
Øvelse 3.1: Opløsningsmidlers egenskaber.....	11
Øvelse 3.2: Tyggegummi og chokolade	12
Øvelse 3.3: Emulsion	14

Øvelse 1.1: Dyrkning af blå krystaller

Elevernes baggrundsviden:

For at eleverne kan udføre denne øvelse, behøver de faktisk ikke at have nogen baggrundsviden - det er en 100% observationsøvelse.

Eleverne får dog mest ud af øvelsen, hvis de i forvejen har kendskab til at ionforbindelser (salte) danner krystaller og at krystallerne ser forskellige ud hos forskellige ionforbindelser. Det er jo iongitterets opbygning som bestemmer krystalformen.

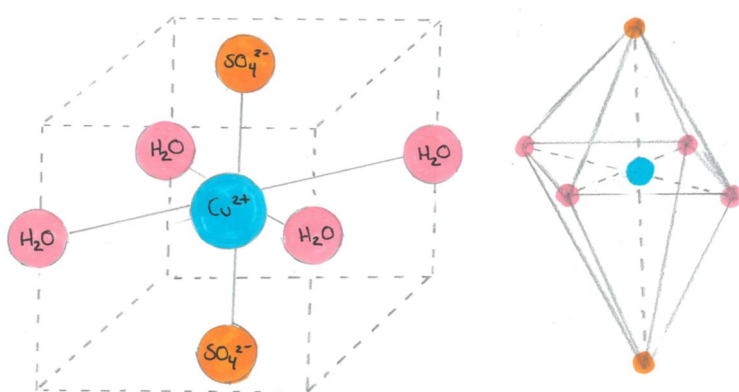
Beskrivelse af øvelse:

Denne øvelse viser hvordan ionforbindelser danner krystaller ud fra vandige opløsninger. Man kan få ionforbindelser til at danne krystaller, hvis man laver en overmættet opløsning og lader denne stå, så vandet fordamper.

Nyttige forklaringer:

Kobber(II)sulfat pentahydrat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$) danner diamant-formede blå krystaller - den blå farve skyldes krystalvandet.

Det er iongitterets opbygning, som bestemmer for krystalformen og hos kobber(II)sulfat pentahydrat ser grundformen for iongitteret således ud:



Figur: Her kan man se at Cu^{2+} har koordinationsstallet 6 - der bindes 6 ligander (4 H_2O og 2 SO_4^{2-}).

Bemærkninger til udførsel:

Når man opløser kobber(II)sulfat, skal man sørge for at røre nok rundt til at væsken bliver helt klar - dette giver de bedste krystaller.

En uklar væske giver små og uklare (ligner de er forurenede med hvidt stof) krystaller.

Kan man udvide øvelsen?

1. Man kan anvende en podekrystal og på denne måde lave større krystaller.
2. Man kan også udskifte kobber(II)sulfat pentahydrat med andre salte, f.eks. natriumchlorid - dette kan være en måde at gøre øvelsen mere sundhedsvenlig, da kobber(II)sulfat pentahydrat er en lille smule sundhedsfarlig.

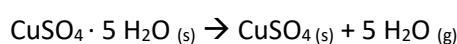
Øvelse 1.2: Krystalvand i kobber(II)sulfat

Elevernes baggrundsviden:

For at eleverne kan udføre denne øvelse, skal de have kendskab til ionforbindelsers opbygning. Helt specifikt skal de kende til iongittere og krystalvand.

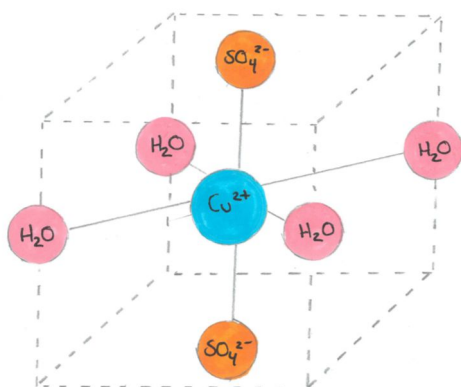
Beskrivelse af øvelse:

Denne øvelse viser at det er tilstedeværelsen af krystalvand, som giver kobber(II)sulfat pentahydrat dets blå farve. Lader man krystalvandet fordampe, vil man stå tilbage med det hvide kobber(II)sulfat:



Nyttige forklaringer:

Det er tilstedeværelsen af krystalvand - H_2O -ligander - i iongitteret, som giver kobber(II)sulfat pentahydrat dets blå farve:



Figur: Her kan man se at det centrale Cu^{2+} er omgivet af 6 ligander - 4 H_2O og 2 SO_4^{2-} .

Den blå farve opstår fordi der sker d-d transitions hos Cu. Dette betyder at Cu 's elektroner bevæger sig indenfor skallerne - de hopper rundt i de forskellige d-orbitaler i 3. skal og derved ændret deres energi.

Denne energiændring gør at stoffet frigiver blåt lys.

Når man fjerner krystalvandet (H_2O -liganderne), fjernes muligheden for d-d transitions og stoffet mister sin farve og bliver hvidt.

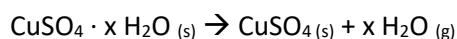
Bemærkninger til udførsel:

Når man opvarmer kobber(II)sulfat pentahydrat, vil det gerne "brænde" fast i bunden af reagensglasset - specielt hvis eleverne varmer på det samme sted i længere tid.

Dette løses ved at man beder eleverne om at flytte på reagensglasset ind og ud af flammen fra bunsenbrænderen og hele tiden dreje rundt på reagensglasset. Man kan også bede eleverne om at røre rundt i pulveret med en glasspatel undervejs, men man skal passe på at eleverne ikke bare smadre glasspatelen igennem bunden af reagensglasset.

Kan man udvide øvelsen?

1. Man kunne udvide til også at bestemme antallet af vandmolekyler i kobber(II)sulfat pentahydrat:



Bestemmelsen laves ved at bestemme "massetabet" ved opvarmning - "massetabet" skyldes tab af krystalvand og er derfor et mål for vandindholdet

Øvelse hedder "*Bestemmelse af krystalvand i kobber(II)sulfat*".

Øvelse 1.3: Hvor meget køkkensalt kan der opløses i vand?

Elevernes baggrundsviden

For at eleverne kan udføre denne øvelse, skal de have kendskab til ionforbindelsers egenskaber. Helt specifikt skal de kende til ionforbindelsers opløseligheder - at der findes både let- og tungtopløselige ionforbindelser samt hvor grænsen for opløselighed går.

Beskrivelse af øvelse

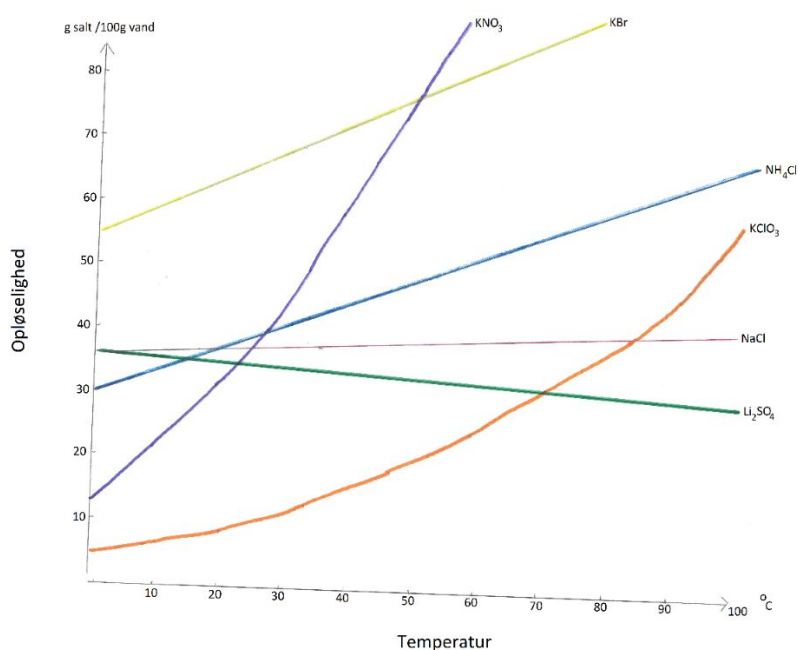
Denne øvelse viser at køkkensalt er en letopløselig ionforbindelse - dette ses ved at man kan opløse mere end 2g salt pr. 100 ml vand ved 20 °C.

Nyttige forklaringer

Køkkensalts (NaCl) opløselighed i vand:

Temperatur:	g/100 mL vand:
0 °C	35,6
20 °C	35,9
100 °C	39,1

Her kan man se at opløseligheden af køkkensalt (NaCl) ikke er temperaturafhængig, da mængden af opløst salt er stort set det samme ved alle temperaturer:



Figur 1 viser opløselighedskurver for forskellige ionforbindelser.

Lyserød kurve: NaCl.

Øvelse 1.4: Opløselighed i varmt vand

Elevernes baggrundviden

For at eleverne kan udføre denne øvelse, skal de have kendskab til ionforbindelsers egenskaber. Helt specifikt skal de kende til ionforbindelsers opløseligheder - at der findes både let- og tungtopløselige ionforbindelser samt hvor grænsen for opløselighed går.

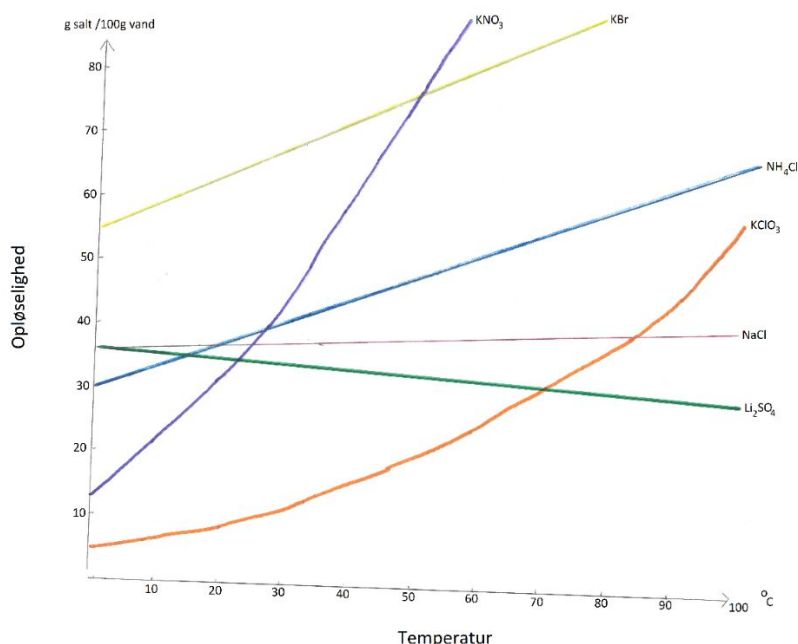
Yderligere skal de have en forståelse af at denne opløselighed kan være temperaturafhængig - f.eks. kan man ved nogle ionforbindelser opløse mere når temperaturen hæves mens ved enkle andre kan man opløse mindre.

Beskrivelse af øvelse

Denne øvelse viser hvordan ionforbindelsers opløselighed kan være temperaturafhængig - man kan opløse mere stof ved en højere vandtemperatur. Dette ses ved at lave en overmættet opløsning med en vis mængde fast stof på bunden, og opvarme i vandbad. Efter endt opvarmning vil man ikke længere kunne se det faste stof på bunden, da dette stof nu er blevet opløst pga. den højere temperatur.

Nyttige forklaringer

Til denne øvelse anvendes NaCl, KNO₃ og NH₄Cl - her vil opløseligheden af KNO₃ og NH₄Cl være temperaturafhængig mens opløseligheden af NaCl ikke er temperaturafhængig:



Figur 1 viser opløselighedskurver for forskellige ionforbindelser.

Lyserød kurve: NaCl.

Lilla kurve: KNO₃

Blå kurve: NH₄Cl

De forskellige ionforbindelsers opløselighed:

Temperatur: [°C]	NaCl: [g/100 mL vand]	KNO ₃ : [g/100 mL vand]	NH ₄ Cl: [g/100 mL vand]
0	35,6	13,3	29,7
20	35,9	31,7	37,6
40	36,4	63,9	46,0
60	37,1	109,9	55,3
80	38,1	169,0	65,6
100	39,1	245,2	77,3

Bemærkninger til udførsel

Når man skal opløse de forskellige salte, skal man være opmærksom på at de ikke opfører sig ens - NaCl og KNO₃ opløses nemt mens NH₄Cl er lidt svære at opløse. Dette betyder ofte at eleverne kommer til at tilsætte for meget NH₄Cl og derved får for meget fast stof på bunden.

Eleverne skal huske lige at lade reagensglassene stå lidt stille undervejs i tilsætningen af de forskellige salte - så det faste stof kan lægge sig på bunden. Specielt glasset med NH₄Cl skal stå undervejs for at der ikke kommes for meget i.

Husk at bruge vandfaste tuscher når eleverne skal markere mængden af det faste stof på bunden af reagensglassene - ellers forsvinder stregerne mens glassene står i vandbadet.

Kan man udvide øvelsen?

1. Man kan lade eleverne selv lave opløselighedskurver for ionforbindelserne - f.eks. kan man tegne KNO₃ opløselighedskurve ved at afveje forskellige mængder af KNO₃ og undersøge mængdernes opløselighed i 10 mL opvarmet vand.

Øvelse hedder "Kaliumnitrats opløselighed i vand".

Øvelse 2.1: Fremstilling af Jernvitriol

Elevernes baggrundsviden

For at eleverne kan udføre denne øvelse, skal de have kendskab til kemisk mængdeberegning. De skal kunne beregne stofmængde (n), molarmasse (M) og masse (m) samt anvende princippet om ækvivalente mængder - dette skyldes at man i denne øvelse skal kunne beregne det teoretiske udbytte af jernvitriol.

Da første del af fremstillingsprocessen er en redoxreaktion mellem et fast metal og en syre, kan man udvide elevernes baggrundsviden til også at indbefatte kendskab til simple redoxreaktioner - dette er dog ikke nødvendigt for at eleverne kan udføre øvelsen.

Beskrivelse af øvelse

Denne øvelse viser hvordan man kan fremstille jernvitriol ($\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$) ud fra ståluld og svovlsyre. Yderligere skal eleverne i denne øvelse vurdere om den kemiske syntese, de lige har lavet, er god og anvendelig - dette gøres ved at beregne udbytteprocent og vurdere evt. fejlkilder.

Nyttige forklaringer

Jernvitriol ($\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$) er et skimmelhæmmende stof, som kan bruges i traditionelle malingstyper som f.eks. slamfarver. Her fungerer det på to måder:

1. Som et konserveringsmiddel, så slamfarven ikke mugner i opbevaringsspanen (dog skal der tilføres Atamon på toppen af malingen i spanen) og dette sikrer en længere holdbarhed af malingen.
2. Som alge- og skimmelhæmmende tilsætningsstof, så de malede overflader ikke angribes og nedbrydes af alger eller skimmelsvampe - dog virker dette kun på rå træflader, da slammalingen skal kunne trænge ind i træværket.

Jernvitriol ($\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$) kan også anvendes som pigment i maling, specielt til hvidtekalk - her vil det give en smuk og lysende gul overflade. Da jernet i jernvitriol rustet, når det reagerer med luften, vil det med tiden få en mørkere gul farve.

Bemærkninger til udførsel

Det er VIGTIGT at man anvender den korrekte form for ståluld til denne øvelse - man SKAL anvende ståluld UDEN sæbe, da den basiske sæbe neutraliserer H_2SO_4 og syntesen stoppes. Man kan med fordel anvende stålsvampe/grysesvampe, som kan købes i de fleste større supermarkeder - de er dem som ligner kugler af sammenfiltret ståltråd.

Man kan ret hurtigt se om syntesen er i gang, da væsken i den koniske kolbe (indeholdende ståluld og H_2SO_4) skal blive mørkeblå - kommer denne farve ikke, så har man anvendt den forkerte form for ståluld.

Når man først har udkrystalliseret $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ med ethanol, skal man blive ved med at anvende ethanol til f.eks. at rense bægerglas ved sugefiltrering. Anvender man vand, så opløses jernvitriol igen og man skal starte forfra med udkrystalliseringen.

Tørringen af det dannede jernvitriol tager forholdsvis lang tid - har man mulighed for det så lad det stå min. natten over i varmeskabet.

Kan man udvide øvelsen?

1. Man kan inddrage teorien om redoxreaktioner - den første del af syntesen mellem Fe og H_2SO_4 - er jo en redoxreaktion og man kan derfor bede eleverne om at opskrive reaktionsskema for syntesens redoxreaktion.
2. Man kan anvende det fremstillede $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ til et fældningseksperiment, så man på denne måde kan vurdere man rent faktisk har fremstillet jernvitriol. Dette gøres ved at opløse det fremstillede jernvitriol og lade det reagere med:
 - a. Et letopløseligt phosphatsalt - Her vil der dannes tungtopløselig $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$, som udfældes.
 - b. Et letopløseligt bariumsalt - Her vil der dannes tungtopløselig Ba_2SO_4 , som udfældes.

Øvelse 3.1: Opløsningsmidlers egenskaber

Elevernes baggrundsviden

For at eleverne kan udføre denne øvelse, skal de have kendskab til molekylers egenskaber. Specielt molekylers polaritet (polære og upolære molekyler) og molekylers opløselighedsregler - dette skyldes at eleverne skal være i stand til at bestemme hvilke molekyler kan opløses i vand og hvilke der ikke kan.

Beskrivelse af øvelse

Denne øvelse viser hvordan opløsningsmidlers egenskaber har en betydning for hvilke stoffer man kan opløse i dem. Dette ses ved at nogle stoffer kan opløses i vand, men ikke i heptan. Mens andre kan opløses i heptan, men ikke i vand.

Nyttige forklaringer

I denne øvelse anvendes 4 forskellige stoffer - 2 ionforbindelser (NaCl og CuCl₂) og 2 organiske forbindelser (stearin og sukrose).

Stearin har formelen: C₃H₅(C₁₇H₃₅COO)₃

Sukrose har formelen: C₁₂H₂₂O₁₁

	Opløsningsmiddel	
	Vand	Heptan
Natriumchlorid	+	-
Kobber(II)chlorid	+	-
Stearin	-	+
Sukker (sukrose)	+	-

Bemærkninger til udførsel

Anvender man stearinlys, skal man være opmærksom på at det skal findeles - f.eks. kan man skrabe spåner af. Det er bare vigtigt at man får lavet så små stykker af stearin, som muligt da man ellers kan have svært ved at se om det bliver opløst i heptan.

Kan man udvide øvelsen?

1. Man kan undersøge andre stoffer, som f.eks. lim til limpistol, tyggegummi (dog uden sukkerskal) og CuSO₄.

Øvelse 3.2: Tyggegummi og chokolade

Elevernes baggrundsviden

For at eleverne kan udføre denne øvelse, skal de have kendskab til kemiske forbindelsers egenskaber og blandbarhed. Specielt at kemiske forbindelser kan indeholde hydrofile og hydrofobe grupper og det er forholdet mellem disse grupper som ender med at bestemme den kemiske forbindelses endelige egenskab og derved afgør om den kan opløses i vand eller ej.

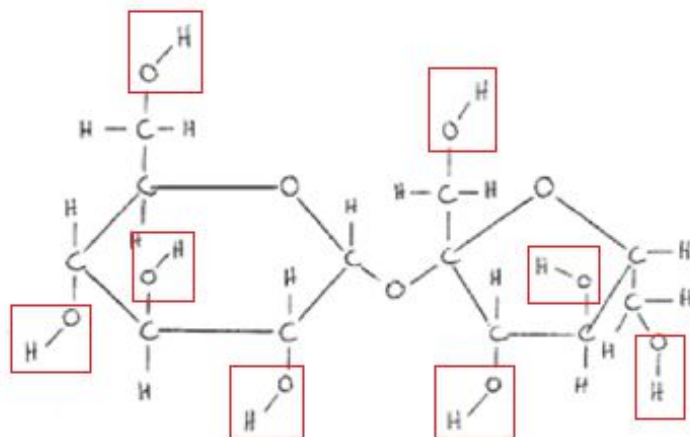
Beskrivelse af øvelse

Denne øvelse viser hvordan tilstedeværelsen af hydrofile og hydrofobe grupper afgør kemiske forbindelsers egenskaber og blandbarhed - dette ses ved at tyggegummi og chokolade er hydrofobe stoffer (indeholder overvejende hydrofobe grupper) og derved kan blandes med hinanden og give en lidt speciel fornemmelse i munden hvis de to stoffer spises samtidigt.

Nyttige forklaringer

Tyggegummi består af en ydre sukterskal (når det ikke er sukkerfrit) og en indre kerne af gummi arabicum.

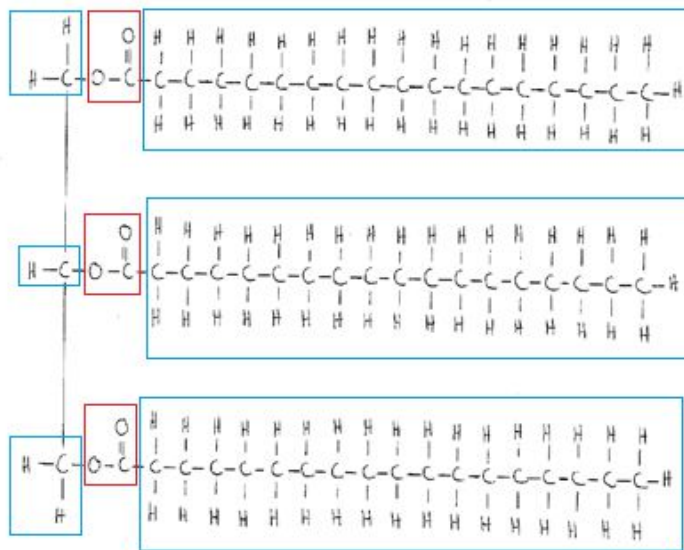
Da gummi arabicum er et upolært/hydrofobt stof, vil det ikke blive opløst i spyttet og det forbliver derved i munden uanset hvor længe man tygger på det. Sukkerskallen er derimod et polært/hydrofilt stof og det vil derfor forsvinde, da det opløses i spyttet og bliver sunket:



Strukturformlen for saccharose (almindeligt bordsukker)

Som man kan se på strukturformlen for saccharose (alm. bordsukker), består stoffet af mange hydrofile grupper (røde firkanter) og det vil derfor være hydrofilt/polært.

Chokolade er et blandingsprodukt, som består af kakaomasse indeholdende kakaosmør, sukker, smagsstoffer (vanilje) og lecitin (fedtsyrer). På grund af det store indhold af kakaosmør, vil chokoladen være et polært/hydrofobt stof, som ikke opløses i spyttet:



Strukturformlen for fedtstoffet i kakaosmør

Som man kan se på strukturformlen for kakaosmør, består stoffet overvejende af hydrofobe grupper (blå firkanter) og få hydrofile grupper (røde firkanter). Stoffet bliver derfor hydrofobt/upolært.

Bemærkninger til udførsel

Man kan med fordel anvende både mørk chokolade og mælkechokolade. Det virker lige godt. Dog skal det helst være ren chokolade uden andre tilsatte stoffer, som f.eks. nødder.

Når eleverne tygger på tyggegummi og chokolade samtidigt, vil tyggegummiet langsomt blive opløst i chokoladen (og spyttet). Dette skaber en lidt ubehagelig "flydende" fornemmelse i munden og man kan med fordel sige til eleverne at det er okay at spytte blandingen ud når de har "mærket" reaktionen.

Kan man udvide øvelsen?

Øvelse 3.3: Emulsion

Elevernes baggrundsviden

For at eleverne kan udføre denne øvelse, skal de have kendskab til kemiske forbindelsers egenskaber og blandbarhed. Specielt at kemiske forbindelser kan indeholde hydrofile og hydrofobe grupper og det er forholdet mellem disse grupper som ender med at bestemme den kemiske forbindelses endelige egenskab og derved afgør om den kan opløses i vand eller ej.

Yderligere skal eleverne kende til at man ved hjælp af emulgatorer kan tvinge ikke-blandbare stoffer til alligevel at blandes. Dvs. skabe en emulsion.

Beskrivelse af øvelse

Denne øvelse viser hvordan man ved hjælp af en emulgator (opvaskemiddel - sæbe) kan få det hydrofobe/upolære olie til at blandes med det hydrofile/polære vand - dette ses ved at man skaber en emulsion.

Nyttige forklaringer

En emulsion er en blanding af to væsker, som ellers ikke er blandbare, som f.eks. olie og vand. Der findes to former for emulsioner:

- Olie-i-vand emulsioner: Her danner olien små dråber i vandet
- Vand-i-olie emulsioner: Her danner vandet små dråber i olien

Det er tilstedeværelsen af disse små dråber, som giver emulsioner deres grumsede udseende da dråberne spreder lyset i vandet/olien.

Emulsioner er ikke stabile og de vil med tiden adskilles igen, så der endnu en gang dannes en ren oliefase og en ren vandfase.

Bemærkninger til udførsel

I denne øvelse skal man anvende frugtfarve for nemmere at se emulsionerne - øvelsen kan godt laves uden. De bedste frugtfarver er blå og rød, da gul og grøn ofte laver en lidt "tynd" farve.

Kan man udvide øvelsen?

1. Man kan lade eleverne lave f.eks. mayonnaise, som jo også er en emulsion - denne emulsion er meget stærkere end vand/olie emulsionen.