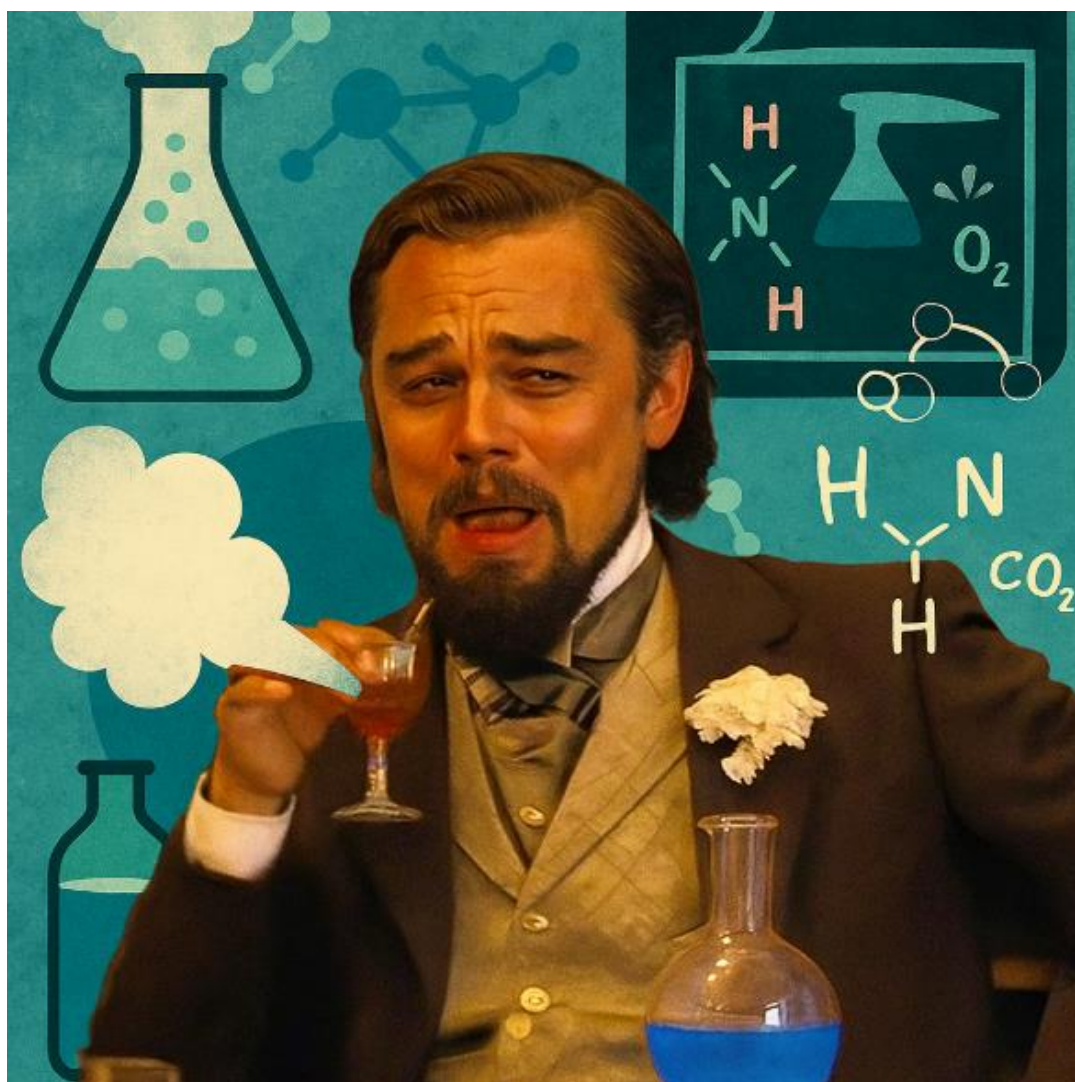


Analytisk Kemi



Indhold

Kapitel 1: Kvalitative og kvantitative målinger – med syrer og baser som eksempel.....	2
Kapitel 2: Atmosfæren, gasarter og påvisning	8
Kapitel 3: Påvisning af stoffer i væsker.....	12
Kapitel 4: Påvisning af ikke-metalioner i væsker.....	19
Kapitel 5: Titrering – at måle koncentrationen af syrer og baser.....	24
Kapitel 6: Forbrændinger og påvisning af deres produkter	30
Kapitel 7: Plastik – det fantastiske, men problematiske materiale.....	35

prompt og fagligt indhold af Mads Lenskjær - opstilling chatGPT 5

Kapitel 1: Kvalitative og kvantitative målinger – med syrer og baser som eksempel

Indledning

Uanset om du lægger mærke til det eller ej, er din hverdag fuld af målinger. Når du drikker en sodavand, kan du smage den søde smag i munden – det er en slags måling. Når du kigger på varedeklarationen, står der måske, at der er 10 gram sukker pr. 100 gram sodavand. Det er en anden form for måling. Varedeklarationen virker måske ligegyldig, men for en person med diabetes er det afgørende at vide præcist, hvor meget sukker der er i maden.

Målinger er selve grundlaget for naturvidenskab. Det er ved at observere, beskrive og måle verden omkring os, at vi kan få viden om den. I dette kapitel skal vi se nærmere på to måder at måle på: **kvalitative** og **kvantitative** målinger.



1. Hvad er kvalitative og kvantitative målinger?

Ordet *kvalitativ* kommer af det latinske *qualitas*, der betyder "*egenskab*". Når man laver en kvalitativ måling, påviser man altså en **egenskab**. Du kan fx smage på en sodavand og sige, at den er sød. Men smagen fortæller dig ikke præcist, hvor meget sukker der er i. Du kan måske have en fornemmelse af, om den er "*meget sød*" eller "*lidt sød*", men du får ingen konkret værdi.

Ordet *kvantitativ* kommer af det latinske *quantitas*, der betyder "*mængde*". En kvantitativ måling giver dig et **tal**. Hvis du vejer sukkerindholdet i sodavanden eller aflæser, at der står "*10 gram sukker pr. 100 gram*", så er det en kvantitativ måling.

Uden at tænke over det, laver du mange kvantitative målinger i hverdagen: *når du aflæser temperaturen på et termometer, ser hvor mange skridt du har gået på mobilen, eller holder øje med bilens speedometer.*

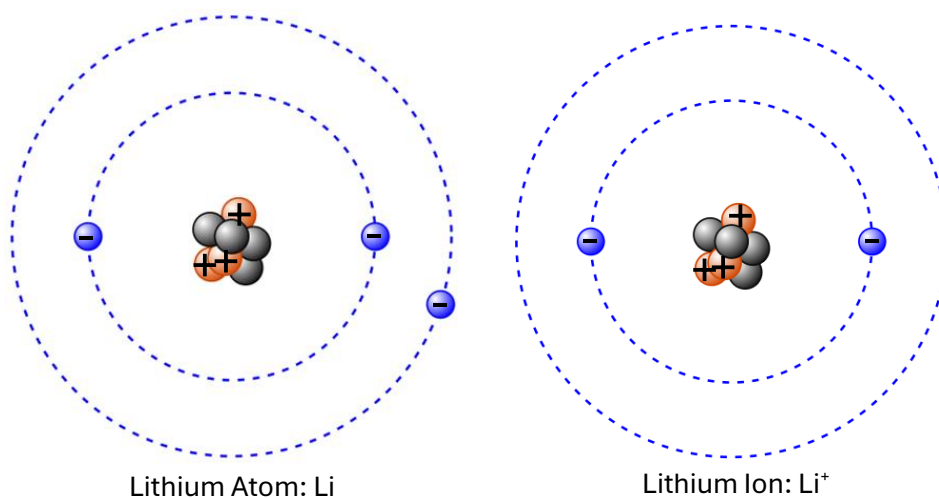
2. Syrer og baser som eksempel

Syrer og baser er gode eksempler på stoffer, hvor man kan lave begge typer målinger. Mange kender til syrer fra hverdagen. Har du nogensinde bidt i en citron, har du oplevet citronsyren, og en salatdressing med eddike

smager også surt. Baser møder du især i rengøringsmidler, fordi baser er gode til at opløse fedt. En opvasketab er fx en stærk base. Syrer opløser derimod kalk.

En kvalitativ måling af en syre eller base kunne være at smage på den. Syrer smager surt, baser har en sæbeagtig smag. Men stærke syrer og baser er farlige at indtage, så i laboratoriet bruger vi i stedet **indikatorer**. Et stykke indikatorpapir bliver rødt i syre og blåt i base. Ordet indikator kommer af latin *indicare*, der betyder "at pege på". En indikator kan altså pege på, om noget er surt eller basisk – men den fortæller ikke, hvor meget.

CO₂-indikator fungerer på samme måde: *den kan vise, om der er CO₂ til stede i en væske, men den kan ikke fortælle, hvor meget*. Det er stadig kun en kvalitativ måling.



3. Hvad er en ion?

For at forstå syrer og baser er det vigtigt at kende begrebet **ion**. Et atom er neutralt: *det har lige mange protoner (positive ladninger) og elektroner (negative ladninger)*. Men nogle gange mister eller optager et atom elektroner. Så bliver det til en ion.

- Har det flere elektroner end protoner → negativ ion.
- Har det færre elektroner end protoner → positiv ion.

Grunden til, at atomer danner ioner, er ønsket om at få 8 elektroner i deres yderste elektronskal – den såkaldte oktetregel (I Lithiums tilfælde går den dog efter 2 elektroner). For at opnå det kan de afgive eller optage elektroner. Når det sker, får de en elektrisk ladning og bliver til ioner.

4. Syrer og basers egenskaber

Alle syrer har det til fælles, at de kan afgive et hydrogen-ion (H⁺). I praksis sker der det, at syren i vand frigiver en **proton (H⁺)**, som straks binder sig til et vandmolekyle (H₂O) og danner en **oxoniumion (H₃O⁺)**. Det er

H_3O^+ -ionen, der giver syren dens ætsende egenskaber. Som positiv ion mangler den en elektron, og i forsøget på at få den tilbage kan den splitte andre forbindelser ad.

De mest almindelige syrer i undervisningen er saltsyre (HCl) og svovlsyre (H_2SO_4). Begge indeholder hydrogen, hvilket gælder for alle syrer.

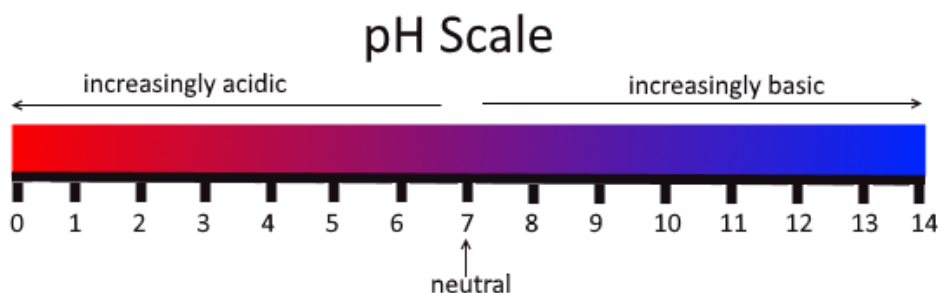
Baser har det modsatte kendetegn: *de indeholder **hydroxidioner** (OH^-)*. Hydroxidionen har "*for få protoner*" og prøver derfor at opsnappe protoner fra andre stoffer. På den måde kan baser også splitte forbindelser ad.

Typiske baser i laboratoriet er natriumhydroxid (NaOH) og ammoniakvand (NH_4OH).

Når en syre og en base blandes, kan de ophæve hinandens virkning. H_3O^+ fra syren og OH^- fra basen reagerer med hinanden og danner vand. Det kaldes en **neutralisation**.

5. pH-skalaen

For at kunne lave **kvantitative målinger** af syrer og baser bruger man **pH-skalaen**. pH står for *power of hydrogen* og fortæller, hvor mange H_3O^+ -ioner der er i opløsningen.



På skalaen er **pH = 7** neutral (fx rent vand). Hvis pH er mindre end 7, er opløsningen sur. Hvis pH er større end 7, er den basisk. Skalaen er ikke begrænset til 0–14, selv om det ofte fremstilles sådan. Meget stærke syrer kan have pH under 0, og meget stærke baser kan have pH over 14.

Noget særligt ved pH-skalaen er, at den er **logaritmisk**. Det betyder, at når pH falder med 1, bliver syren 10 gange stærkere. En væske med pH 1 er altså 100 gange stærkere end en med pH 3.

Konsentrasjon av H_3O^+	potens	pH
0,000000000000001	10^{-14}	14
0,00000000000001	10^{-13}	13
0,0000000000001	10^{-12}	12
0,000000000001	10^{-11}	11
0,00000000001	10^{-10}	10
0,000000001	10^{-9}	9
0,00000001	10^{-8}	8
0,0000001	10^{-7}	7
0,000001	10^{-6}	6
0,00001	10^{-5}	5
0,0001	10^{-4}	4
0,001	10^{-3}	3
0,01	10^{-2}	2
0,1	10^{-1}	1

6. Måling af pH

I fysik-kemi kan man måle pH på forskellige måder:

- **pH-papir:** Dyppes i opløsningen og skifter farve. Farven sammenlignes med en skala, så man kan aflæse en cirka pH-værdi. Det er en semikvantitativ måling – ikke helt præcis, men god til en hurtig vurdering.
- **pH-meter:** En elektrisk måler, hvor en glas-elektrode registrerer spændingsforskellen, som afhænger af H_3O^+ -koncentrationen. Denne spænding omsættes til en præcis pH-værdi. Et pH-meter er derfor et eksempel på en kvantitativ måling. Her møder du elektrokemi i praksis, fordi målingen bygger på, at ioner påvirker spændingen i elektroden.

Et pH-meter giver en langt mere nøjagtig måling end pH-papir, og det er et godt eksempel på, hvordan man i naturvidenskaben altid søger mere præcision.

Et elektrisk pH-meter kan over tid komme til at blive unøjagtig. Når dette sker, skal man *kalibrere* det. Det kan man f.eks. gøre ved at sætte pH-meteret ned i en væske med kendt pH-værdi.

Afslutning

I dette kapitel har vi åbnet den spændende videnskabelige verden af målinger. Vi har set, at der findes grundlæggende to forskellige typer af målinger, som bruges i forskellige sammenhænge. Som eksempel har vi arbejdet med syrer og baser, fordi de både findes i hverdagen og i laboratoriet. Fra mavesyren i din mave og de syltede agurker i din burger til rengøringsmidlerne under køkkenvasken – syrer og baser er alle vegne.

Kvalitative målinger kan fortælle, *hvad* noget er – surt eller basisk, sødt eller bittert. Kvantitative målinger kan fortælle *hvor meget* – præcise værdier for pH, sukkerindhold eller temperatur. At kunne skelne mellem de to giver dig et stærkere fundament til at forstå og arbejde med kemi.

I næste kapitel dykker vi ned i luften omkring os og ser på, hvordan man kan måle og analysere de forskellige gasser i atmosfæren.

Noter:

Kapitel 2: Atmosfæren, gasarter og påvisning

Indledning

I forrige kapitel så vi, hvordan målinger i naturvidenskab kan deles i to hovedtyper: **kvalitative** (viser en egenskab) og **kvantitative** (giver en talværdi). I dette kapitel ser vi nærmere på den luft, du indånder hver dag. Luften består af forskellige **gasarter** med vidt forskellige egenskaber. Vi skal både møde dem i ren form og i den blanding, vi kalder atmosfæren – og vi skal lære, hvordan man kan **påvise** og **måle** dem.

1. Gasarter og deres egenskaber

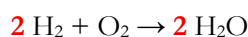
I fysik-/kemilokalet står der ofte gasflasker med rene gasarter. Det betyder, at gassen i flasken kun består af én type molekyle. De mest almindelige er **oxygen (O₂)**, **nitrogen (N₂)**, **kuldioxid (CO₂)** og **hydrogen (H₂)**.

Oxygen (O₂) – på dansk kaldet ilt

Oxygen er **brandnærende**: *det får andre stoffer til at brænde, men brænder ikke selv*. Uden Oxygen ingen forbrænding – hverken i spejderbålet, bilmotoren eller brændeovnen. I kroppen bruger cellerne også Oxygen til at omsætte sukker til energi i processen **respiration** (cellernes "forbrænding").

Hydrogen (H₂) – på dansk kaldet brint

Hydrogen er **meget brandbar nærmest eksplosivt**. Når den brænder i Oxygen, dannes **vand (H₂O)**.



H₂ er det letteste grundstof og stiger hurtigt til vejrs, så det findes næsten ikke frit i luften. Blandinger af H₂ og O₂ kan være meget **eksplosive** selv i små mængder - en 2 til 1 blanding kaldes *knaldgas*.

2. Gasarter, der ikke holder liv i flammer: N₂ og CO₂

Nitrogen (N₂) – på dansk kaldet kvælstof

Nitrogen er **ikke brandnærende** og kan derfor kvæle ild ved at fortrænge Oxygen. I biologien er Nitrogen afgørende: *planter og dyr bruger kvælstof til at bygge aminosyrer og proteiner*. Men N₂ fra luften kan de fleste planter ikke udnytte direkte. Planter optager i stedet kvælstof som **nitrat (NO₃⁻)** eller **ammonium (NH₄⁺)**, som dannes naturligt (fx af bakterier) eller tilføres som gødning.

Carbondioxid (CO₂) - på dansk kaldet Kuldioxid

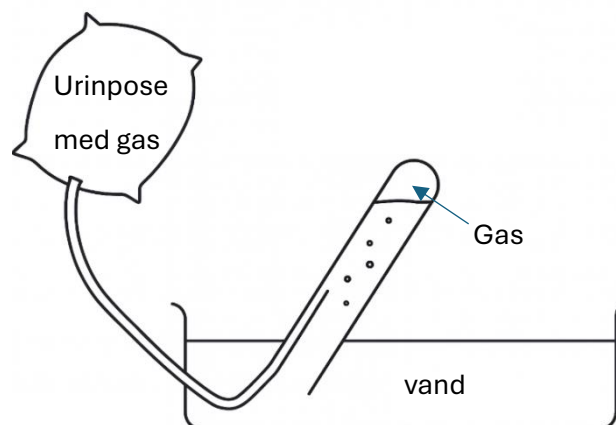
CO₂ kvæler ligesom Nitrogen også ild ved at fortrænge Oxygen. CO₂ dannes typisk, når stoffer **forbrændes**. I planter er CO₂ råstof i **fotosyntesen**, hvor CO₂ og vand bliver til sukker og O₂ ved hjælp af sollys. Selvom CO₂ kun udgør en lille del af atmosfæren, spiller den en stor rolle for klimaet.

3. Påvisning af gasarter – kvalitative målinger

Kvalitativ påvisning handler om at **vise en egenskab** uden nødvendigvis at få et tal. I det følgende skal vi se hvordan man kvalitativt kan påvise gasarternes tilstedeværelse.

- **Hydrogen (H_2):** Hvis man fylder hydrogen i et reagensglas og tænder en tændstik ved rørets åbning – vil man ofte høre et kort **“brintbrøl”** (en lille pop/knaldlyd), fordi H_2 er brandbar.
- **Oxygen (O_2):** En **glødende træpind** blusser op i ren ilt. Ilt er brandnærende, men ikke brandbar.
- **Nitrogen (N_2):** Kvæler ilden ligesom CO_2 , men giver **ingen farverreaktion** med indikatorer som benyttes til at påvise CO_2 . Derfor bruger man ofte CO_2 -testen til at skelne mellem CO_2 og N_2 .
- **Kuldioxid (CO_2):** Kan påvises med to forskellige indikatorer.
 1. **CO_2 -indikatorvæske** skifter fra rød til gul i kontakt med CO_2 , fordi vandet bliver svagt surt.
 2. **Kalkvand** ($Ca(OH)_2$) bliver **mælkehvidt**, når CO_2 bobles igennem, fordi der dannes calciumcarbonat ($CaCO_3$).

Praktisk laboratorietip: Man vil gerne undersøge gasser i så ren form som muligt, hvilket er svært da de hurtigt bliver blandet med luft. Man kan dog modvirke dette ved først at fylde et reagensglas med vand i en balje og derefter fylde reagensglas med gassen. Vær opmærksom på **tunge gasser** (CO_2 synker) og **lette gasser** (H_2 stiger), så du vender reagensglasset rigtigt og minimerer blanding med luft.

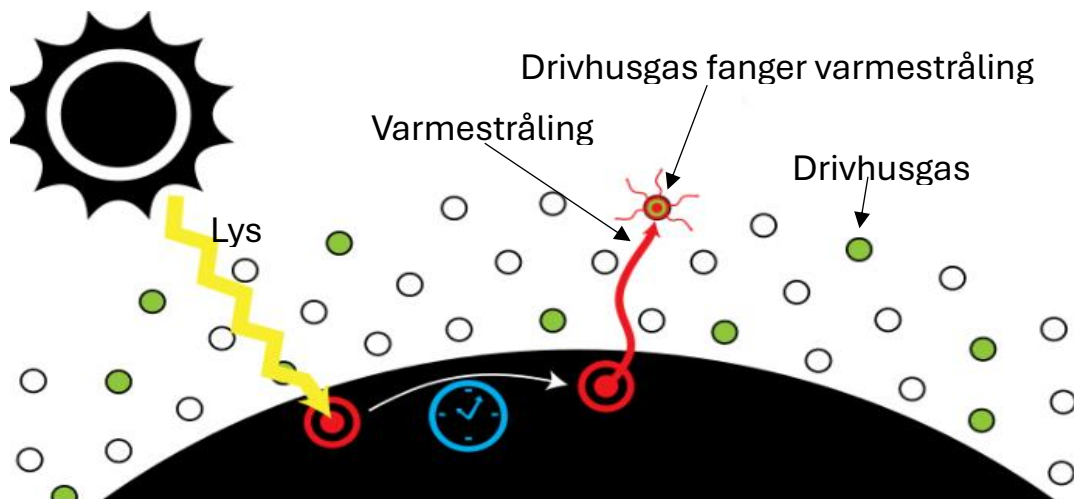


4. Luftens sammensætning

De fleste af de nævnte gasser er naturlige bestanddele af den luft, vi indånder (på nær H_2). Tør luft ved jordoverfladen består omtrent af:

- 78 % nitrogen (N_2)
- 21 % oxygen (O_2)
- Ca. 0,04–0,042 % CO_2
- Ca. 0,9 % argon (Ar)

Sammensætningen af luftens gasarter kan ændre sig lokalt- F.eks. i et klasselokale, hvor mange mennesker ånder, stiger CO_2 , og O_2 falder en smule. **Udluftning** er vigtig for luftkvaliteten som også hænger sammen med ens koncentrationsevne.



5. Drivhuseffekten (kort overblik)

En af grundene til at CO_2 fylder så meget i nyhederne er, at den fungerer som en **drivhusgas**. Drivhusgasser er gasarter i atmosfæren, som kan holde på noget af den varme, Jorden sender ud efter at have modtaget energi fra solen. Mange tror fejlagtigt at drivhusgasserne holder lyset fra jorden tilbage men det er altså **varmestrålingen**. Drivhusgasserne er ansvarlige for at skabe drivhuseffekten. Uden denne effekt ville middeltemperaturen på Jorden være omkring -18°C , og liv som vi kender det ville ikke kunne eksistere.

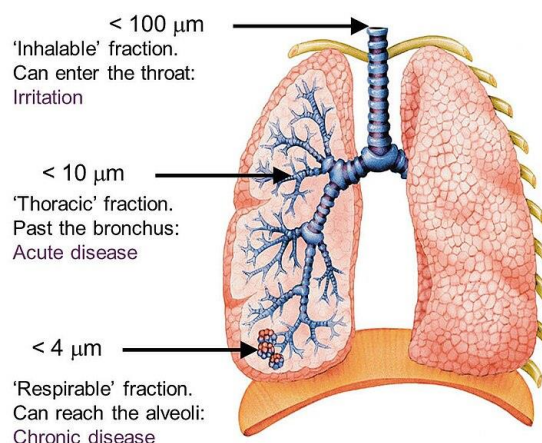
Drivhuseffekten er altså i udgangspunktet en god og livsnødvendig ting. Problemet opstår, når koncentrationen af drivhusgasser som CO_2 og metan (CH_4) stiger. Koncentrationen er de sidste 200 år steget pga. menneskelig aktivitet ved f.eks. afbrænding af fossile brændstoffer. Ved stigende mængde drivhusgasser tilbageholdes mere varme, og Jorden bliver gradvist varmere.

6. Partikelforurening – hvad er $\text{PM}_{2,5}$ og PM_{10} ?

Ud over gasser kan luften også indeholde små partikler, som kaldes **partikelforurening**. De stammer f.eks. fra bilernes dæk og bremses, udstødning, brændeovne, stearinlys og madlavning.

Man opdeler dem efter størrelse:

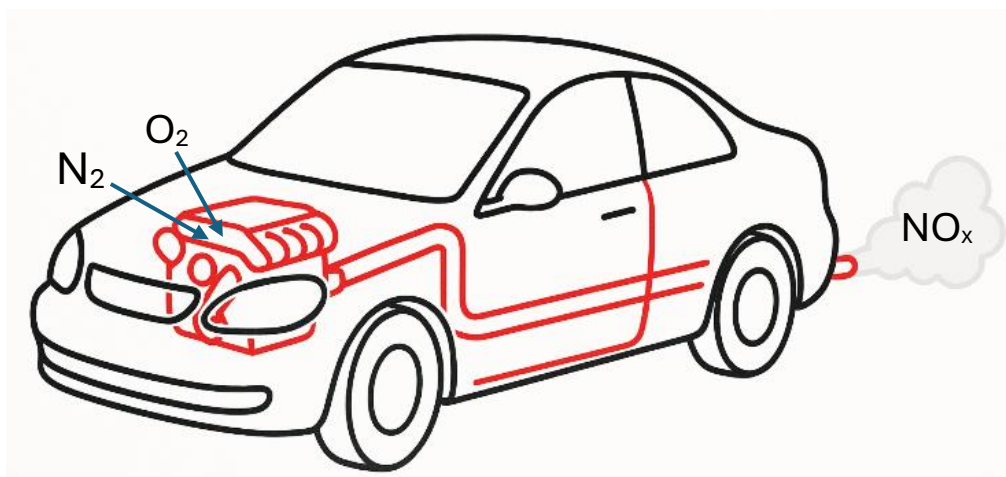
- **PM_{10}** betyder alle partikler, der er højst 10 mikrometer i diameter.
- **$\text{PM}_{2,5}$** betyder partikler, der er endnu finere – højst 2,5 mikrometer (0,0025 mm). Det er omkring 30 gange tyndere end et menneskehår.



For at beskrive hvor mange partikler der er i luften, vejer man den samlede masse af dem i en kubikmeterluft. Enheden er $\mu\text{g}/\text{m}^3$, altså mikrogram partikler pr. kubikmeter luft. Selvom værdierne virker små, kan de dække over millioner af bittesmå partikler. Jo mindre de er, desto længere ned i lungerne kan de trænge – og de fineste kan endda passere over i blodet. Forskning viser, at lavere koncentrationer giver en tydelig sundhedsgevinst, så anbefalingen er altid: *jo færre partikler, desto bedre*.

7. NO_x – kvælstofoxider i luften

Ud over partikler kan luften også indeholde de såkaldte **NO_x -gasser** – primært **NO** og **NO_2** . De dannes ved meget høje temperaturer i forbrændingsmotorer og kraftværker. Her kan nitrogen og oxygen fra luften reagerer med hinanden.



NO_2 er især problematisk, fordi den kan irritere luftvejene og forværre astma. NO_x kan i atmosfæren også danne ozon tæt ved jordoverfladen som er giftigt for mennesker. I kontakt med vand dannes salpetersyre (HNO_3), der

giver syrerregn, mens kvælstofforbindelser kan føre til overgødskning i naturen.

For at begrænse NO_x -udslippet har man udviklet **katalysatorer**, som omdanner gasserne tilbage til uskadeligt N_2 og O_2 . På den måde kan man mindske både sundhedsproblemer og miljøskader.

Afslutning

I dette kapitel har du mødt luftens vigtigste gasser, lært at **påvise** dem med enkle forsøg og set, hvordan **små koncentrationer** kan have **store betydninger** – for både biologi, klima og sundhed. I næste kapitel går vi fra luften til **væsker** og ser på, hvordan man kan afsløre, hvad en væske består af, ved hjælp af kemiske analyser.

Noter:

Kapitel 3: Påvisning af stoffer i væsker

Indledning

I forrige kapitel så vi på, hvordan man kan påvise forskellige gasarters tilstedeværelse. Nu vender vi blikket mod væsker. Vi har allerede lært at teste, om en væske er sur, basisk eller neutral – men en væske kan indeholde meget andet end syre eller base. Den kan fx gemme på forskellige salte. Salte er opbygget af **ioner**, som kan være enten positive eller negative. For at forstå, hvordan man påviser ioner i en væske, må vi først se nærmere på, hvad ioner egentlig er, og hvorfor de dannes.

1. Ioner og oktetreglen

Vi har tidligere mødt begrebet ioner. En ion er et atom, der ikke længere er elektrisk neutralt: *det har enten afgivet eller optaget elektroner* og bærer dermed en **positiv** eller **negativ ladning**. *Men hvorfor sker det?*

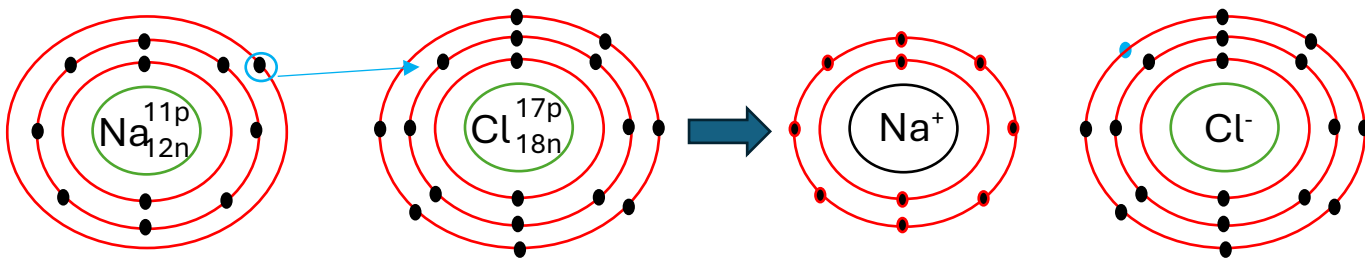
Forklaringen findes i **oktetreglen**. De fleste atomer "ønsker" at have 8 elektroner i deres yderste elektronskal, fordi det giver en særlig stabil tilstand. Kun ædelgasserne i hovedgruppe 8 har dette fra naturens hånd, og derfor reagerer de næsten aldrig med andre stoffer. For alle andre gælder, at de søger mod en fuld elektronskal.

Her spiller forskellen mellem **metaller** og **ikke-metaller** ind. Metaller har ofte kun få elektroner i yderste skal. Det er derfor nemmere for dem at afgive disse elektroner, så den næst-yderste, som allerede har 8, bliver den nye yderste. Ikke-metaller har derimod mange elektroner i yderste skal og mangler kun en eller to for at nå 8. De vil derfor hellere optage elektroner. Sådan danner metallerne positive-ioner og ikke-metallerne negative-ioner.

The periodic table is shown with color-coded regions. The left side (groups 1-10) is labeled 'Metaller'. The right side (groups 11-18) is labeled 'Ikke Metaller'. The far right column (group 18) is labeled 'Ædelgasser' with a bracket. Arrows point from the labels to their respective regions.

2. Ionforbindelser

Når et metal afgiver elektroner, må der være et ikke-metal, som kan tage imod dem. På den måde kan begge parter opnå oktetreglen. Denne udveksling skaber en **ionforbindelse**.



Et klassisk eksempel er **natriumchlorid (NaCl)** – det, vi til daglig bare kalder bordsalt. Natrium (Na) er et metal med én elektron i yderste skal. Hvis den elektron afgives, får natrium en fuld skal og bliver til en positiv ion, Na^+ . Chlor (Cl) er et ikke-metal med syv elektroner i yderste skal. Hvis det modtager én elektron, får det også 8 og bliver til en negativ ion, Cl^- . Når de to går sammen, tiltrækker de hinanden gennem deres modsatte ladninger og danner et stabilt salt.

3. Navngivning og sammensætning

I kemi er der regler for, hvordan ionforbindelser navngives. Metallet nævnes altid først, derefter ikke-metallet. Derfor hedder forbindelsen **natriumchlorid** og ikke *chlornatrium*.

Men hvad nu, hvis elektronerne ikke går op én til én? Tag f.eks **magnesium (Mg)**. Det har to elektroner i yderste skal, som det gerne vil afgive. Chlor vil kun optage én elektron pr. atom. Derfor må ét magnesiumatom koble sig sammen med to chloratomer. Resultatet bliver **magnesiumchlorid (MgCl_2)**. Tallet 2 viser, at der indgår to chloratomer i forbindelsen. På denne måde sikrer man, at alle ioner har opnået oktetreglen, og at den samlede ladning i forbindelsen er neutral.

4. Påvisning af metalioner i væsker

Hvordan kan man så finde ud af, hvilke metalioner en væske indeholder? En klassisk metode i laboratoriet er **flammeprøven**. Når metalioner opvarmes i en flamme, udsender de lys i bestemte farver. Farverne fungerer som "*fingeraftryk*" for metallet.

Man udfører forsøget ved at dyppe en nikkelspatel i væsken og holde den ind i flammen fra en bunsenbrænder. Resultatet kan aflæses med det samme:

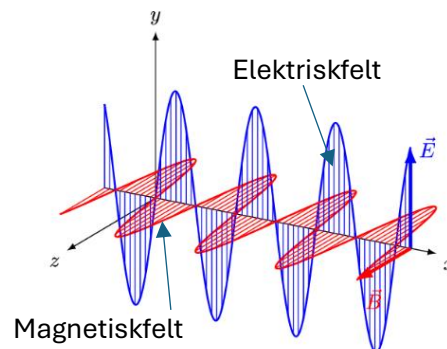
- Natrium lyser klart **gult**
- Calcium giver en **orange** flamme
- Kobber fremstår **grønt**
- Lithium giver en smuk **rød** farve
- Kalium skinner svagt **violet**

Ud fra flammefarven kan man altså konkludere, hvilken metalion der findes i væsken.

5. Lys som elektromagnetiske bølger

Det kan virke mystisk, at metaller kan afsløre sig selv gennem lys. Forklaringen ligger i, hvad lys egentlig er. Lys er **elektromagnetiske bølger** – bølger af svingende elektriske og magnetiske felter. Vi kan ikke se felterne direkte, men vi kan se lyset.

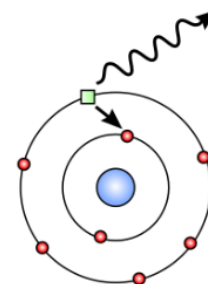
Elektromagnetiske bølger adskilles efter deres **bølgelængde** – afstanden mellem to bølgetoppe. Synligt lys ligger mellem ca. 400 og 800 nanometer (nm). Når vi ser kobber lyse grønt, svarer det til en bølgelængde på ca. 500 nm. Lithium giver rødt lys ved omkring 750 nm. Forskellige metaller udsender altså lys med forskellige bølgelængder, og derfor ser vi forskellige farver.



6. Elektronspring og farvet lys

Men hvorfor udsender metaller overbøvedet lys, når de opvarmes? Forklaringen findes i atomets elektroner. Når et atom tilføres energi fra flammen, kan en elektron springe fra sin normale elektronbane til en bane længere væk fra kernen. Atomet er nu i en **exciteret tilstand**. Efter kort tid falder elektronen tilbage til sin oprindelige bane. Den energi, der blev optaget, frigives igen – denne gang som en **elektromagnetisk bølge**, altså lys.

Energien eller bølgelængden af lyset afhænger af længden af elektronspringet. Jo større jo mere. Da der er mange elektroner og dermed mange mulige elektronspring i kobber udsender kobber flere forskellige lysfarver - det er blot den grønne vi ser mest. Med et spektrometer - et instrument der deler lyset op - kan man faktisk se alle de farver som kobber udsender.



Fordi atomer har forskelligt antal elektroner og forskellige energiniveauer, udsender hvert grundstof lys i bestemte farver. Flammepróven virker derfor, fordi farven hænger sammen med atomets indre struktur. Man kan sige, at hvert grundstof har sin egen "farvesignatur".

Afslutning

I dette kapitel har vi set, hvordan væsker kan indeholde salte, der er bygget op af positive og negative ioner. Vi har lært, at ionforbindelser dannes, når metaller afgiver elektroner og ikke-metaller optager dem, så begge opnår oktetreglen. Gennem reglerne for navngivning kan vi skrive de kemiske formler korrekt. Med flammepróven kan vi derefter påvise, hvilke metaller der findes i en væske, fordi hvert grundstof udsender sit eget karakteristiske lys, når det opvarmes.

Vi har her primært set på påvisning af **metalioner** – de positive ioner. I næste kapitel vender vi blikket mod de negative ioner, ikke-metallerne, og ser på, hvordan de kan afsløres i en væskeprøve.

Noter:

Kapitel 4: Påvisning af ikke-metalioner i væsker

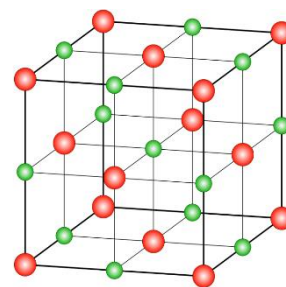
Indledning

I forrige kapitel lærte vi, at væsker kan indeholde metal-ioner, og at vi kan påvise dem ved at se deres karakteristiske flammefarver. Men en metal-ion står aldrig alene. Til hver positiv metal-ion findes der en negativ partner: en **ikke-metal-ion**. I dette kapitel skal vi se på, hvordan man kan afsløre disse ikke-metal-ioner gennem kemiske reaktioner, og hvordan man kan genkende dem på de bundfald, de danner.

1. Repetition: ioner og ionforbindelser

Vi husker, at en **ion** er et atom, der har afgivet eller optaget elektroner. Når et metalatom afgiver en eller flere elektroner, bliver det til en **positiv ion** (fx Na^+). Når et ikke-metal optager elektroner, bliver det til en **negativ ion** (fx Cl^-). Årsagen er, at atomerne stræber efter at ligne de stabile ædelgasser i hovedgruppe 8, som har 8 elektroner i yderste skal – den såkaldte **oktetrege**l.

Når positive og negative ioner mødes, tiltrækkes de af hinandens modsatte ladninger og danner en **ionforbindelse**. Hvis vandet i opløsningen fjernes, ordner ionerne sig i et regelmæssigt mønster kaldet et **iongitter**. Iongitteret bliver holdt sammen af tiltrækningen mellem de positive og negative ioner. Et saltkrystal, fx bordsalt (NaCl), er netop sådan et iongitter af natrium- og klorid-ioner.



2. Sammensatte ioner

Hidtil har vi mest set på ioner dannet af ét enkelt atom. Men nogle ioner består af flere atomer, der hænger fast i hinanden – de kaldes **sammensatte ioner**. Selvom de ser mere komplekse ud, fungerer de stadig som en samlet enhed med en bestemt ladning.

Eksempler på vigtige sammensatte ioner det er godt at kunne:

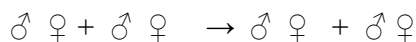
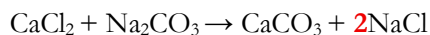
- **Sulfat (SO_4^{2-})** – findes fx i magnesiumsulfat (Epsomsalt) eller i gips (CaSO_4).
- **Carbonat (CO_3^{2-})** – findes i calciumcarbonat (CaCO_3), altså kalk.
- **Nitrat (NO_3^-)** – findes i kalium- eller sølvnitrat, men også i gødning.
- **Fosfat (PO_4^{3-})** – findes i gødning, i DNA og i urin.

Disse ioner er centrale i både hverdagen og i naturens kredsløb – og derfor er de også spændende at kunne påvise.

3. Kemiske reaktioner – “at bytte partner”

Når man blander opløsninger af ionforbindelser, kan der ske en **kemisk reaktion**, hvor ionerne bytter partner og danner nye forbindelser. Hvis et af de nye stoffer er **tungtopløseligt**, udfældes det som et synligt bundfald.

Et simpelt eksempel er CalciumChlorid og NatriumCarbonat:

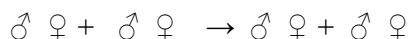
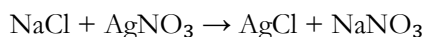


Her dannes **CalciumCarbonat (CaCO₃)**, som er uopløseligt i vand og viser sig som et mælkehvidt bundfald. CalciumCarbonat kaldes også for kalk. Man kan sammenligne det med to dansepar (♂ ♀), der pludselig bytter partner – og resultatet er helt nye dansepar.

Men hvorfor står der egentlig 2NaCl på højre side af reaktionskemaet og ikke blot NaCl? Det skyldes, at der i udgangsstofferne er **to natriumioner (Na⁺)** fra natriumcarbonatet og **to kloridioner (Cl⁻)** fra CalciumChlorid'et. For at opretholde balancen må der derfor dannes **to NaCl-formler** i produktet. En kemisk reaktion skal nemlig altid være afstemt, så antallet af hver atomtype er det samme på begge sider af reaktionspilen.

4. Påvisning af kloridioner (Cl⁻)

Et af de mest almindelige negative ioner er **klorid** – den, vi finder i bordsalt (NaCl). Vi kan påvise kloridioner ved hjælp af **SølvNitrat (AgNO₃)**.



Her dannes **SølvKlorid (AgCl)**, et hvidt bundfald, som synker til bunds i reagensglasset.

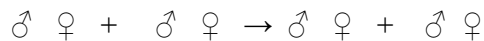
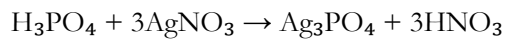
Man skal dog være opmærksom på, at sølvnitrat også kan reagere med **carbonat**-ioner (CO₃) og give et hvidligt bundfald af SølvCarbonat (Ag₂CO₃). For at undgå forveksling kan man tilsætte lidt salpetersyre (HNO₃), som opløser carbonat uden at påvirke kloridtesten.

OBS: Sølvnitrat kan lave sorte pletter på huden, som kun forsvinder ved slid – så forsigtig håndtering er vigtig.

5. Påvisning af fosfationer (PO_4^{3-})

Fosfat er vigtigt både i biologi og kemi. Det indgår i gødning og i levende cellers DNA og ATP (energi). I hverdagen finder man det fx i cola, hvor **fosforsyre (H_3PO_4)** tilsættes som syre.

Fosfationer kan også påvises med sølvnitrat:

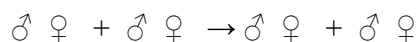
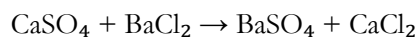


Her dannes **SølvFosfat (Ag_3PO_4)**, som giver et gulligt bundfald.

6. Påvisning af sulfat- og nitrat-ioner

Sulfat (SO_4^{2-}):

Sulfat kan påvises med **BariumChlorid (BaCl_2)**. Hvis opløsningen indeholder sulfat, dannes et tungtopløseligt hvidt bundfald af **BariumSulfat (BaSO_4)**. Et nærliggende eksempel er en opløsning af **gips (CaSO_4)**:



Nitrat (NO_3^-):

Til påvisning af nitrat bruger man et særligt **nitratreagens**, som danner et hvidt bundfald, hvis nitrat er til stede. Nitrater er vigtige, fordi de indgår aminosyrer der opbygger proteiner, som er kroppens byggesten.

Afslutning

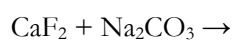
Når man står med et reagensglas og ser et bundfald dukke op, er det næsten som at få et lille glimt af det usynlige, der bliver synligt. En farveforandring eller et bundfald viser, at der gemmer sig bestemte ioner i opløsningen, og pludselig bliver de kemiske symboler til konkrete observationer. Det gør påvisningen af ikke-metal-ioner til en vigtig bro mellem teori og praksis.

Alle disse metoder er eksempler på **kvalitative målinger**: vi finder ud af, om en ion er til stede, men ikke præcist hvor meget. Mængden kan måske anes på bundfaldets styrke, men for at få et tal – en egentlig **kvantitativ måling** – kræves mere avancerede metoder. Det er netop, hvad vi kaster os over i næste kapitel: *hvordan man kan bestemme den nøjagtige koncentration af et stof i en væske?*

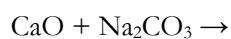
Opgaver:

Navn	Symboler	Ladning	Stof	Symboler
Hydroxid	OH ⁻	1	NatriumHydroxid	NaOH
	CO ₃ ⁻⁻		MagnesiumCarbonat	
Fosfat				Na ₂ PO ₄
			CalciumSulfat	
		1		KaliumNitrat

Afstem den kemiske reaktion nedenfor:



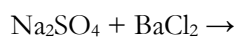
Når man laver den kemiskereaktion skal oktetreglen være overholdt i de stoffer der kommer ud. Lav følgende reaktion færdig:



Lav den kemiske reaktion færdig for påvisning af klor-ioner:



Lav reaktionen til påvisning af Sulfat færdig?

**Noter:**

Kapitel 5: Titrering – at måle koncentrationen af syrer og baser

Indledning

I forrige kapitel så vi, hvordan man ved kemiske reaktioner kunne påvise, hvilke ioner der var til stede i en væske. Når der opstod et bundfald, kunne vi med sikkerhed sige, at en bestemt ion var til stede. Det var en **kvalitativ måling**, for vi kunne ikke bestemme, hvor meget der var af ionen. I dette kapitel skal vi se på, hvordan man kan gå et skridt videre og finde selve **koncentrationen** af en væske – altså en **kvantitativ måling**. Vi skal især arbejde med syrer og baser, for de er velegnede til en særlig teknik, som kaldes **titrering**. Du har måske allerede set flasker i kemilokalet med mærkningen 1 M eller 2 M saltsyre - *men hvad betyder det egentlig? Og hvordan kan man selv beregne det?* Det er netop det, vi skal undersøge i dette kapitel.

1. Princippet i en titrering

Forestil dig, at du står med en gennemsigtig væske, som ligner vand. Du ved, hvilke ioner den indeholder, men du kender ikke koncentrationen. *Hvordan kan du finde den?*

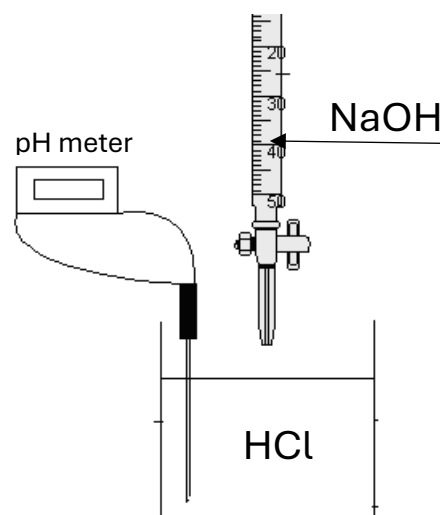
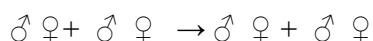
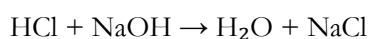
Her kommer idéen med titrering: *Hvis du lader væsken reagere med en anden væske, hvor koncentrationen er kendt, kan du måle, hvor meget af det kendte stof der skal bruges for at få reaktionen til at gå helt til ende.* Når du kender blandingsforholdet mellem de to stoffer, kan du regne koncentrationen af den ukendte væske ud.

Titrering betyder altså: **at bestemme koncentrationen af et ukendt stof ved at lade det reagere med et kendt stof.**

2. Et praktisk eksempel – neutralisation

Der findes mange typer titreringer, men den mest enkle og mest brugte i undervisningen er **syre-base-titrering**. Når en syre møder en base, kan de reagere og neutralisere hinanden. Resultatet bliver vand og et salt.

Et klassisk eksempel er reaktionen mellem saltsyre (HCl) og NatriumHydroxid (NaOH):



Hvis vi vil finde koncentrationen af en saltsyre (HCl), kan vi lade den reagere med en NatriumHydroxidopløsning (NaOH), hvor vi kender koncentrationen. Vi drypper langsomt NaOH ned i syren

og måler pH undervejs. Når vi rammer pH 7, er der tilsat præcis så meget NaOH, som der skulle til for at neutralisere syren. Ud fra den mængde kan vi regne os frem til koncentrationen af den ukendte syre.

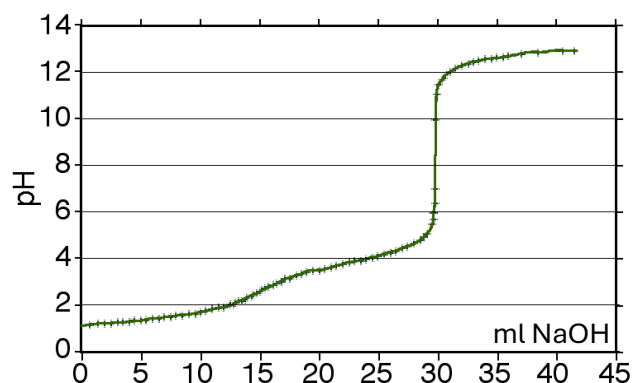
3. Syre–base-omslag

I princippet er det simpelt: Vi stopper, når $\text{pH} = 7$ og væsken er neutral. *Men hvordan ser vi præcis, hvornår det sker?* Hvis man er heldig at have et elektrisk pH-meter, er det let: *man aflæser tallet, og når det viser 7, er man færdig.* Men i praksis bruger man ofte en **indikator** – et farvestof, som skifter farve, når pH passerer omkring neutralpunktet.

Problemet er, at pH ikke ændrer sig jævnt. Lige omkring pH 7 sker der en brat ændring, hvor pH kan springe fra 5 til 9, selvom man kun tilsætter en halv dråbe base.

Derfor kræver titrering stor præcision. Drypper man for meget base i, bliver opløsningen basisk, og så kan man ikke bruge målingen – man må starte forfra.

Hvis man tegner en graf over pH som funktion af den tilsatte base, får man en klassisk **S-kurve**. Det stejle stykke i midten viser, hvor følsom opløsningen er omkring pH 7.



4. Koncentrationsbegreber: mol, molær og Avogadros konstant

For at forstå beregningerne i en titrering skal vi kende til begrebet **molær koncentration**. I kemilokalet står flasker med NaOH ofte mærket *1 M* eller *2 M*. M'et står for **molær** som fortæller, hvor mange **mol** der er opløst pr. liter.

Men hvad er en mol? En mol er et helt bestemt antal atomer eller molekyler. Således svarer en mol til:

$$1 \text{ mol} = 602.200.000.000.000.000.000 \text{ atomer/molekyler (Avogadros konstant).}$$

Mol er derfor smart fordi man slipper for at skrive dette meget store tal hele tiden.

Formlen for koncentration er:

$$c = \frac{n}{V}$$

hvor c er koncentrationen (molær), n er antal mol, og V er rumfanget i liter.

Eksempler:

- 1 mol NaOH opløst i 1 L vand = 1 M.
- 1 mol i 0,1 L vand = 10 M (stærkere opløsning) fordi $\frac{1 \text{ mol}}{0,1 \text{ Liter}} = 10 \text{ M}$

Omvendt kan man finde antal mol:

$$n = c \cdot V$$

Hvis man har 200 ml af en 1 M NaOH-opløsning:

$$n = 1 \cdot M \cdot 0,2 \text{ L} = 0,2 \text{ mol}$$

5. Beregning af en ukendt koncentration

Lad os bruge disse begreber i en titrering. Vi har 10 ml saltsyre med ukendt koncentration. Ved at titrere Saltsyre med NatriumHydroxid finder vi ud af, at der skal bruges 8 ml 1 M NaOH for at neutralisere den.

Først finder vi, hvor mange mol NaOH vi har tilsat:

$$n = 1M \cdot 0,008 \text{ L} = 0,008 \text{ mol}$$

Reaktionsskemaet viser, at HCl og NaOH reagerer 1:1. Derfor må der også være 0,008 mol HCl i de 10 ml saltsyre.

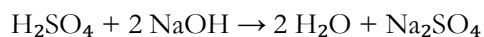
Så finder vi koncentrationen af HCl:

$$c = \frac{0,008 \text{ mol}}{0,01 \text{ L}} = 0,8 \text{ M}$$

Vi har altså bestemt, at saltsyren havde en koncentration på 0,8 molær.

6. Når reaktionen ikke er 1:1

Eksemplet med HCl og NaOH er enkelt, fordi de reagerer i forholdet 1:1. Men andre reaktioner er mere komplekse. Det kunne være svovlsyre (H₂SO₄) og NaOH:



Her kræver det 2 mol NaOH for at neutralisere 1 mol H₂SO₄ fordi de reagerer i forholdet er 1:2.

Hvis vi bruger 10 ml 1 M NaOH til at neutralisere 10 ml H₂SO₄, er der tilsat:

$$n = 1 \text{ M} \cdot 0,01 \text{ L} = 0,01 \text{ mol}$$

Men da reaktionsforholdet er 1:2, svarer det kun til 0,005 mol H₂SO₄. Man skal jo bruge dobbelt så meget NaOH som H₂SO₄.

Så er koncentrationen af svovlsyren:

$$c = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,01 \text{ L}} = 0,5 \text{ M}$$

Afslutning

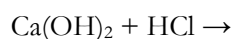
Titration er altså meget mere end et kedeligt regnestykke – det er en metode, der gør det muligt at bestemme præcist, hvor stærk en opløsning er. Hvor påvisning af ioner gav os kvalitative svar (*“er ionen der eller ej?”*), giver titration os kvantitative svar (*“hvor meget er der?”*).

Det kræver præcision: *én dråbe for meget kan ødelægge et forsøg*. Men med øvelse kan man få meget nøjagtige resultater. I kemilokalet kan det virke lidt teoretisk, men i fødevarerindustrien, miljøkontrol og medicinproduktion er titration en helt central analysemetode. Og selvom vi her har fokuseret på syrer og baser, kan man også titrere mange andre reaktionstyper, fx redox-reaktioner eller fældningsreaktioner.

I det næste kapitel skal vi se på hvad der sker når man brænder ting af - hvilke gasarter der opstår og hvordan man kan påvise dem.

Opgaver:

Lav reaktionsskemaet for kalkvand og saltsyre og bestem reaktionsforholdet imellem dem?



Vi skal bestemme koncentrationen af 10 ml Kalkvand (Ca(OH)₂). Det vil du gøre med en 1 M HCl. af syren bruger du 4 ml.

Noter:

Kapitel 6: Forbrændinger og påvisning af deres produkter

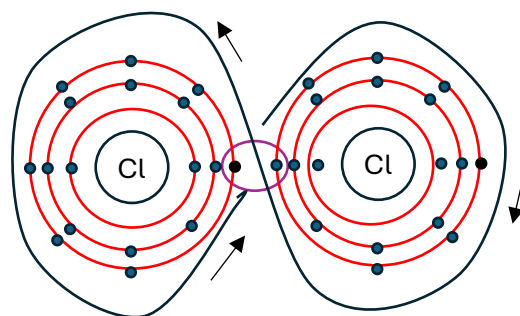
Indledning

I de forrige kapitler har vi bevæget os i ionernes verden. En ion var et atom, som enten havde afgivet eller optaget en eller flere elektroner for at opnå oktetreglen og få 8 elektroner i yderste elektronskal. I denne proces fik ionen en ladning, som enten var positiv eller negativ. Ionerne kunne danne bindinger mellem metaller og ikke-metaller. Der findes imidlertid også andre bindingstyper – en af de mest udbredte i kemi er den **kovalente binding**. Disse bindinger spiller en central rolle i det, der sker, når noget brænder – altså under en **forbrænding**.

1. Kovalente bindinger

Kovalente bindinger opstår mellem to ikke-metaller i det periodiske system. I en kovalent binding deler to atomer et elektronpar. Det gør de for at opnå 8 elektroner i yderste elektronskal hver især. De 8 elektroner er det, atomerne stræber efter, fordi de vil ligne ædelgasserne, som netop har en fyldt elektronskal. Dette kaldes **oktetreglen**.

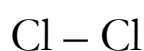
Et eksempel er klor (Cl_2). Et kloratom (atomnummer 17) har 7 elektroner i yderste elektronskal og mangler derfor kun én elektron for at opnå 8. Hvis to kloratomer deles om et elektronpar (en elektron fra den ene og en fra den anden = par), kan de begge nå målet. Elektronparret bevæger sig så hurtigt mellem de to atomer, at det ser ud, som om de begge har 8 elektroner i yderste skal. På den måde opstår en kovalent binding.



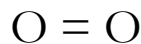
2. Molekyler og stregformler

Når to eller flere atomer bindes sammen af kovalente bindinger, kaldes det et **molekyle**. Et molekyle kan ikke skilles ad uden en kemisk reaktion eller stærke elektriske kræfter – bindingen er stærk. Dette adskiller sig fra ionforbindelser, hvor ionerne kan flyde frit i en opløsning.

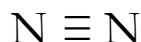
For at gøre tegningerne af molekyler mere enkle bruger man **stregformler**. Hver kovalent binding tegnes som en streg mellem atomerne. En enkeltbinding tegnes med én streg, en dobbeltbinding med to streger (= lighedstegn), og en tripelbinding med tre streger. F.eks. kan vi tegne Cl_2 blot som:



Oxygen (O₂) har 6 elektroner i yderste elektronskal og skal derfor danne 2 kovalentebindinger (dobbelbinding). Det ville man tegne således:



Nitrogen (N₂) har 5 elektroner i yderste elektronskal og skal derfor danne hele 3 kovalentebindinger (trippelbinding). Det ville man tegne således:



I CO₂ har Carbon (C) 4 elektroner i yderste elektronskal. Det betyder at den skal lave hele 4 kovalente bindinger for at opnå 8 elektroner. Oxygen skulle lave 2 kovalente bindinger så derfor tegne CO₂ således:



3. Forbrænding

De kovalente bindinger i molekylerne er som sagt stærke og svære at bryde. Men det er muligt i f.eks. det som kaldes en forbrænding. Forbrænding kender du som lys og varme fra et bål eller et stearinlys. Men kemisk set er det en reaktion, hvor et stof reagerer med **oxygen (O₂)** og danner nye stoffer – ofte vand (H₂O) og kuldioxid (CO₂) – samtidig med at der frigives energi oftest i form af varme

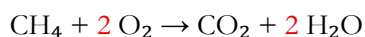
Et vigtigt eksempel er kroppens respiration, som er en forbrænding af sukker (glukose):



Her står 6 foran O₂, H₂O og CO₂, fordi reaktionen skal være **afstemt**: *antallet af atomer på venstre side af reaktionspilen skal være det samme som på højre side.*

Oxygen er altid med i en forbrænding. Selvom oxygen ikke selv kan brænde, er det **brandnærende**, hvilket betyder, at det er nødvendigt for, at andre stoffer kan brænde.

Et andet eksempel er forbrænding af metan (CH₄), som bruges i gaskomfurer og bunsenbrændere:

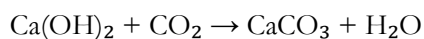


Bemærk at der også her opstår vand og CO₂ ligesom i respirationen.

4. Påvisning af forbrændingsprodukter

Hvordan kan man vise, at der dannes CO₂ i en forbrænding? Der findes flere metoder:

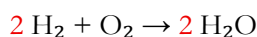
- **CO₂-indikator:** En væske, der skifter farve fra rød til gul, når den optager CO₂.
- **Kalkvand (Ca(OH)₂):** Når kalkvand møder CO₂, dannes der kalk (CaCO₃), som udfælder og gør opløsningen mælkehvid:



Hvis man har en elektrisk CO₂-måler, kan man måle koncentrationen mere præcist. Målingen sker i enheden **ppm** (parts per million). 1000 ppm betyder, at der er 1000 CO₂-molekyler pr. million luftmolekyler. Det svarer til 0,1 % eller 1 ‰. Måleren virker ved at sende **infrarødt lys** gennem luften. CO₂ fanger en del af det infrarøde lys så jo mere lys der absorberes af CO₂-molekylerne, desto højere er koncentrationen.

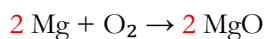
5. Anderledes forbrændinger

Ikke alle forbrændinger danner CO₂. Hvis man brænder hydrogen (H₂), ser reaktionen sådan ud:



Her dannes kun vand, fordi hydrogen ikke indeholder kulstof/carbon. Derfor ses hydrogen som et muligt fremtidigt brændstof – det kan levere energi uden at udlede CO₂ der danner global opvarmning.

Også metaller kan brænde. Et eksempel er magnesium (Mg):



Magnesium brænder med en kraftig, hvid flamme. Pulveriserede metaller kan endda være selvantændelige, fordi de reagerer meget hurtigt med luftens oxygen.

6. Fossile brændstoffer og drivhuseffekten

De fleste forbrændinger danner CO₂ og vand. Begge er drivhusgasser, som holder på jordens varmestråling. Uden drivhuseffekten ville gennemsnitstemperaturen på jorden være –18 °C, så effekten er i udgangspunktet livsnødvendig.

Problemet opstår, når mængden af drivhusgasser stiger for meget. CO₂-koncentrationen i atmosfæren er vokset kraftigt de sidste 100 år. Det skyldes især afbrænding af **fossile brændstoffer** som kul, olie og naturgas. Denne CO₂ stammer fra planter og dyr, der levede for millioner af år siden, og som optog CO₂ fra atmosfæren dengang. Når vi brænder fossile brændstoffer, frigiver vi den CO₂, som har været bundet i millioner af år. Derfor øges koncentrationen i atmosfæren, og det forstærker den globale opvarmning.

Afslutning

Konsekvenserne af global opvarmning mærkes allerede i dag: nye varmerekorder, ismelting og ændrede vejrsystemer. Det er tankevækkende, at en så simpel proces som forbrænding kan ændre hele jordens klima. Samtidig har netop forbrænding af fossile brændstoffer muliggjort vores moderne liv med elektricitet, transport og industri. Udfordringen er derfor, hvordan vi kan bevare goderne uden at skade klimaet. I næste kapitel skal vi se på plastik – et materiale, der også har sin oprindelse i fossile brændstoffer.

Noter:

Kapitel 7: Plastik – det fantastiske, men problematiske materiale

Indledning

I verden i dag fylder plastik utrolig meget – både i vores hverdag og i naturen. Vi omgiver os med plastik overalt: *i tøj, emballage, computere og biler*. Samtidig fylder det i nyhederne, fordi en stor del af plastikaffaldet ender i havet. Mange tror, at plastik er en moderne opfindelse, men historien starter faktisk helt tilbage i **1868**, hvor amerikaneren **John Wesley Hyatt** opfandt **celluloid** som erstatning for elfenben i billardkugler. Senere fulgte **bakelit**, og i 1950'erne tog plastikrevolutionen for alvor fart. I dette kapitel skal vi se nærmere på, hvad plastik egentlig er, hvordan det bliver fremstillet, og hvilke problemer det kan skabe.

1. Kovalente bindinger og stregformler

De fleste plastiktyper består af **kovalente bindinger**, hvor to ikke-metaller deler elektroner mellem sig. Hvert atom forsøger at få otte elektroner i sin yderste elektronskal (oktreglen), fordi det giver en stabil tilstand – lidt som ædelgasserne i hovedgruppe 8, der allerede har otte elektroner. I en kovalent binding leverer hvert atom en elektron til et fælles elektronpar, som bevæger sig hurtigt omkring begge atomkerner. På den måde oplever begge atomer, at de har otte elektroner i yderste elektronskal – selvom de faktisk deler to af dem. Denne type binding holder atomerne tæt sammen og danner et molekyle. For at gøre det lettere at tegne og overskue sådanne molekyler, symboliseres en kovalent binding med en **streg**, hvor hver streg svarer til et fælles elektronpar, der deles mellem to atomer.

2. Mange typer plastik

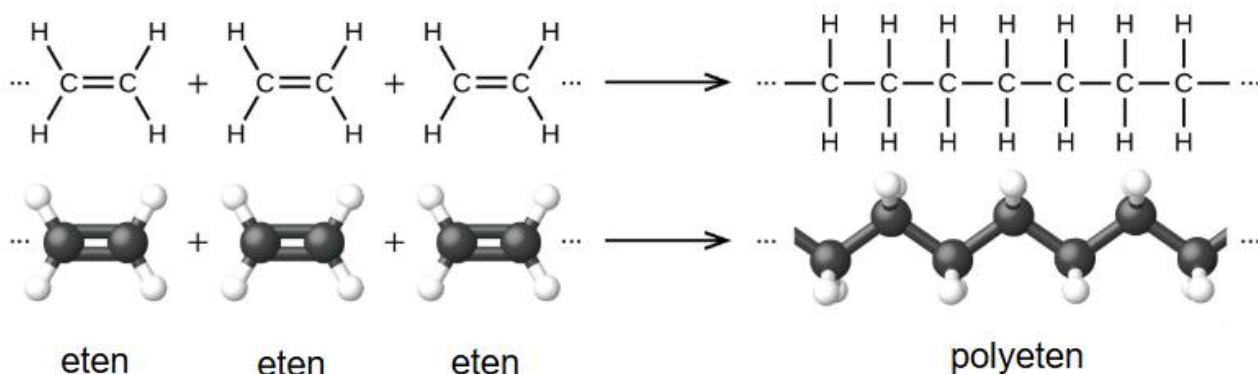
Plastik er ikke bare plastik. Der findes mange typer, som hver har særlige egenskaber og anvendelser:

- **PET (polyethylenterephthalat)** – gennemsigtig og hård plastik, bruges i sodavandsflasker og tøj (polyester). Kan genbruges effektivt.
- **PE (polyethylen)** – opdeles i **LDPE** (blød plastik som poser og folie) og **HDPE** (hårdere, bruges i dunke og beholdere).
- **PP (polypropylen)** – tåler varme og kemikalier, bruges til kemikaliebeholdere, madbokse og låg.
- **PVC (polyvinylchlorid)** – hård og slidstærk, bruges i rør, gulvbelægning og vinylplader. Indeholder klor, som kan danne giftige gasser ved afbrænding.
- **ABS (acrylonitril-butadien-styren)** – stærk, blank plastik, der bruges til fx LEGO-klodser.
- **PS (polystyren)** – en let og sprød plastik, der ofte bruges til engangskopper, flamingo og emballage.

Der findes mange flere typer, fx **nylon** til tøj og **teflon** til stegepander.

3. Fra råolie til plastik

De fleste plastiktyper fremstilles af **fossile brændstoffer** som råolie og naturgas. Først skal råolien **destilleres**, en proces hvor man adskiller de forskellige stoffer de fossile brændstoffer består af. De enkelte stoffer man får ud af destillationen kan så bruges som "*byggesten*" i plastik. Disse små molekyler kaldes **monomerer**. Når mange monomerer bindes sammen i lange kæder via kovalente bindinger, dannes **polymerer**. Det er disse lange kæder, som giver plastikken dens styrke, fleksibilitet og modstandsdygtighed.



Et eksempel på en monomer kunne være **ethen (C₂H₄)**. Ved at sammensætte i 1000 vis af ethen molekyler gennem kovalente bindinger dannes **polyethylen (PE)** – en af verdens mest udbredte plasttyper.

4. Genbrug af plastik

Plastik **kan genbruges**, men det kræver, at de forskellige plasttyper sorteres korrekt. Hvis fx **PET-flasker** blandes med et kloakrør af **PVC**, kan det ødelægge hele genbrugsprocessen. Derfor har plastindustrien indført **mærkninger** med numre (1–7) og forkortelser på emballagerne, som viser plasttypen. PET har f.eks. nr 1 mens PVC har nr 3 osv.



Desværre bliver ikke alt plastik genbrugt. En stor del af plastikken består af sammensatte materialer uden tydelig mærkning. Det er et af de mange problemer i genanvendelsen af plastik foruden at rense den ordentlig. Derfor må omkring **30 % af plastaffaldet** i Danmark i dag brændes i stedet for at blive genanvendt.

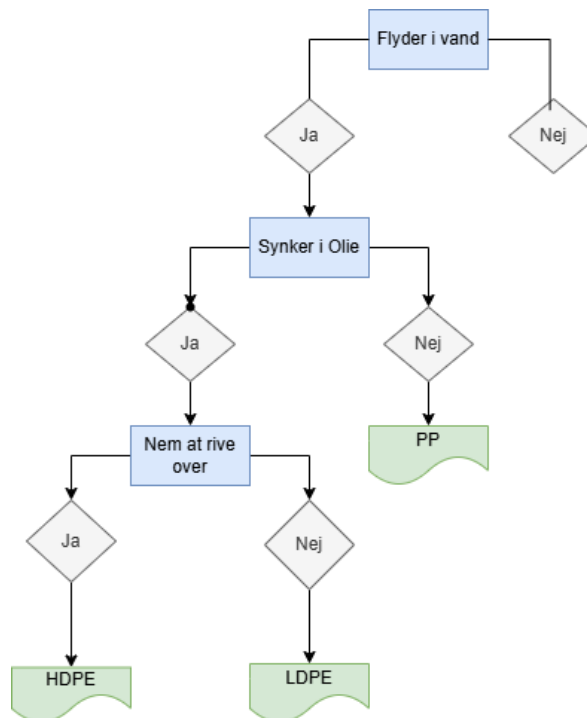
5. Sådan kan man bestemme plasttypen

Når man skal finde ud af, hvilken type plastik et materiale er lavet af, kan man bruge en **plastnøgle** – en slags beslutningsdiagram, som fører én frem gennem små forsøg. En vigtig egenskab, man kan undersøge, er **massefylde** – altså, hvor meget noget vejer i forhold til dets volumen/rumfang.

Man kan fx lægge plastikstykker i vand: *nogle vil flyde, andre synke*. Ved at afprøve i væsker med forskellig massefylde (fx olie, saltvand eller sprit) kan man indsnævre plasttypen ud fra massefylden

En anden metode er **flammeprøven**. PVC kan fx kendes ved, at det giver en **grønlig flamme**, når det brændes på en kobbertråd – et tegn på, at materialet indeholder klor og dermed er PVC.

Disse tests bruges også i plastsorteringsindustrien. Her kan man faktisk også sortere plastikken ved at sende infrarødt lys igennem den. Her vil forskellige typer plastik påvirke lyset forskelligt.



6. Makroplastik og plastikforurening

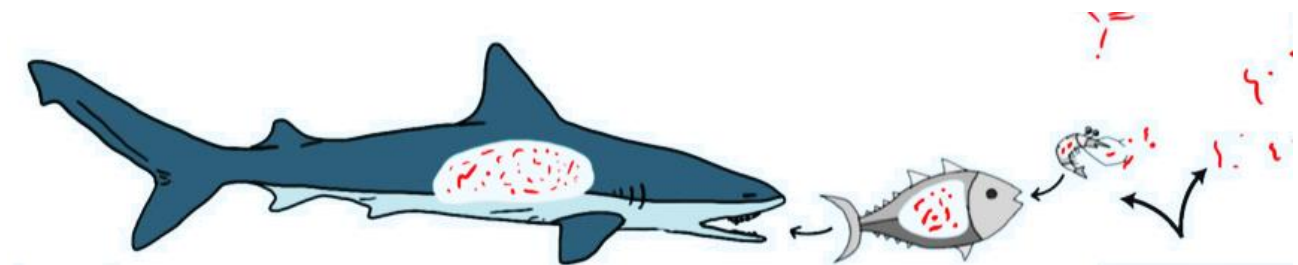
Produktionen af plastik er eksploderet siden 1950'erne. Det er billigt, stærkt og let – men netop derfor er det også et miljøproblem. I Danmark genanvendes en stor del, men i mange lande ender brugt plastik i naturen. Vind og regn fører det til floder, som ender i havet. Her bliver plastikken langsomt påvirket af **solens UV-lys, frost og bølger**, så den revner og brydes op i mindre dele. Disse dele kaldes **makroplastik**.

Det er vigtigt at forstå, at dette ikke er det samme som naturlig nedbrydning. Når et æble havner i naturen, bliver det omdannet af bakterier og svampe til kuldioxid, vand og næring, så det helt forsvinder. Plastik derimod forsvinder ikke – det bliver blot til mindre stykker, men er stadig plastik. Man kan sige, at det går i stykker, men ikke bliver nedbrudt i kemisk forstand.

Makroplastik skader dyr og natur: *fugle og fisk forveksler det med mad, og store havdyr som hvaler kan dø af at have maven fyldt med plastik*. Når plastikken knækker til mindre stykker, starter vejen mod mikroplastik, som kan skabe endnu større problemer for både natur og mennesker.

7. Mikroplastik – plastik du ikke kan se

Når plastikken fortsætter med at blive nedbrudt, bliver stykkerne så små, at man kalder dem **mikroplastik** – partikler mindre end 5 mm. De kan blive så små, at de kan optages i dyr og mennesker. På den måde kan plastikken vandre op igennem fødekæder. Mikroplastikken kan blive spist af små dyreplankton som Kril i troen at det er mad. Dyreplankton bliver spist af fisk som igen bliver spist af større fisk. På denne måde kan det plastik vi i sin tid smed ud havne på vores tallerken.



Forskning tyder på, at mikroplastik kan optages igennem tarmen og derfra spredes gennem blodbanerne til hele kroppen. Hvad det betyder for sundheden, ved man endnu ikke præcist, men der er tegn på, at det kan give inflammation/betændelse og måske små blodpropper.

Tidligere har man også haft problemer med **phthalater**, tilsætningsstoffer i plastik, som kan efterligne kroppens hormoner og virke **hormonforstyrrende**. Derfor er de nu forbudt i mange produkter. Man har derfor i mange år kendt til problemer når plastik havner inde i kroppen.

Afslutning

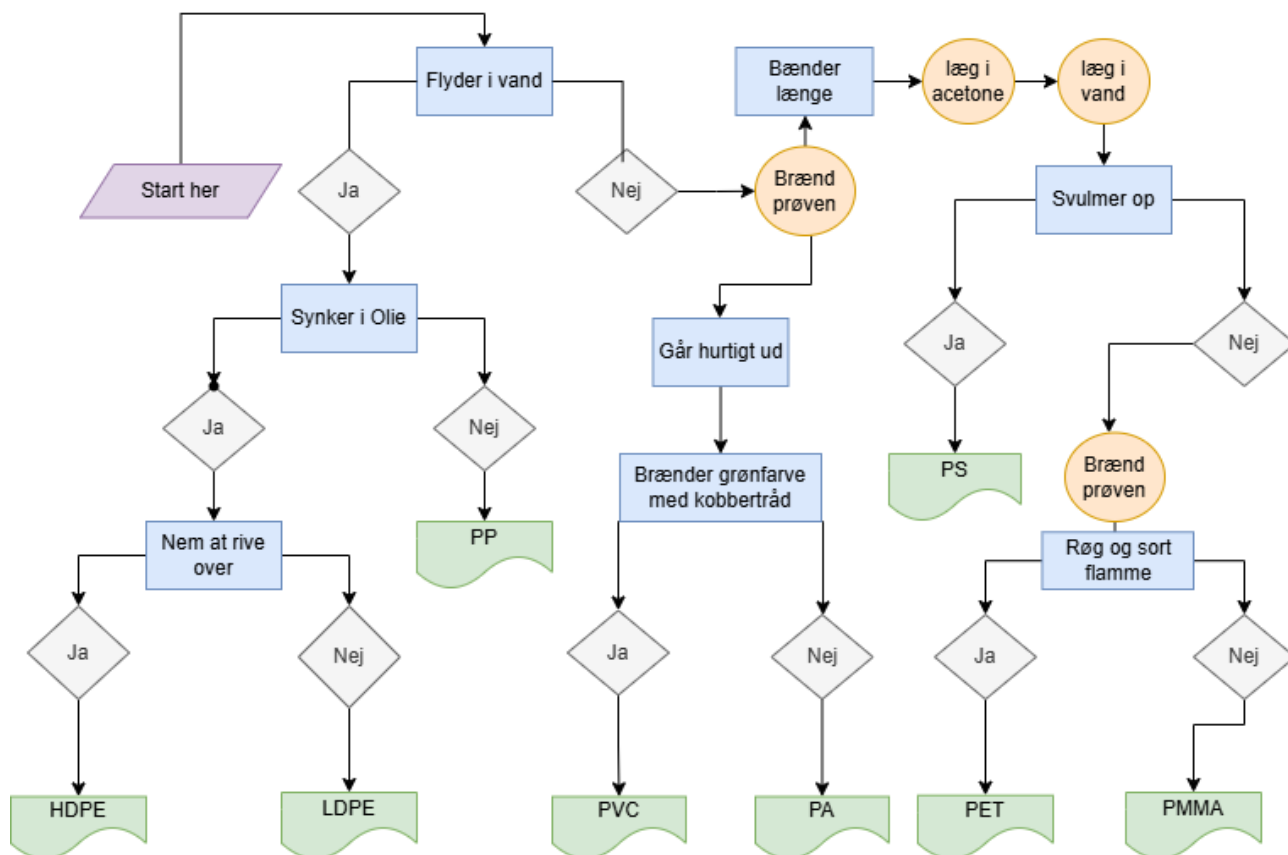
Plastik er et fantastisk materiale – let, stærkt, fleksibelt og billigt. Det har revolutioneret vores hverdag, men også skabt store udfordringer for miljøet. Dets styrke – holdbarheden – er samtidig dets største svaghed, for plastik nedbrydes næsten ikke i naturen.

Forskere arbejder i dag på at udvikle **bioplast** fremstillet af planter i stedet for olie. Nogle typer er **bionedbrydelige**, men de mangler ofte den styrke og holdbarhed, som almindelig plastik har. Kampen for at finde balancen mellem holdbarhed og bæredygtighed er stadig i gang.

Når du næste gang drikker af en plastikkop eller pakker mad i folie, kan du tænke over, hvor avanceret dette materiale egentlig er – og hvor vigtigt det er, at vi bruger det med omtanke.

Opgaver:

Forestil dig at du skal bestemme typen af plastik. Du finder ud af at stykket synker i vand. Du prøver herefter at brænde prøven og den brænder rigtig godt. Derefter lægger du den først i acetone for derefter at lægge den i vand. Den svulmer ikke op. Du bemærkede at røgen var sort da du brændte plastikken. Hvilken type plastik kan der være tale om? (Brug plastiknøglen nedenfor)

**Noter:**

