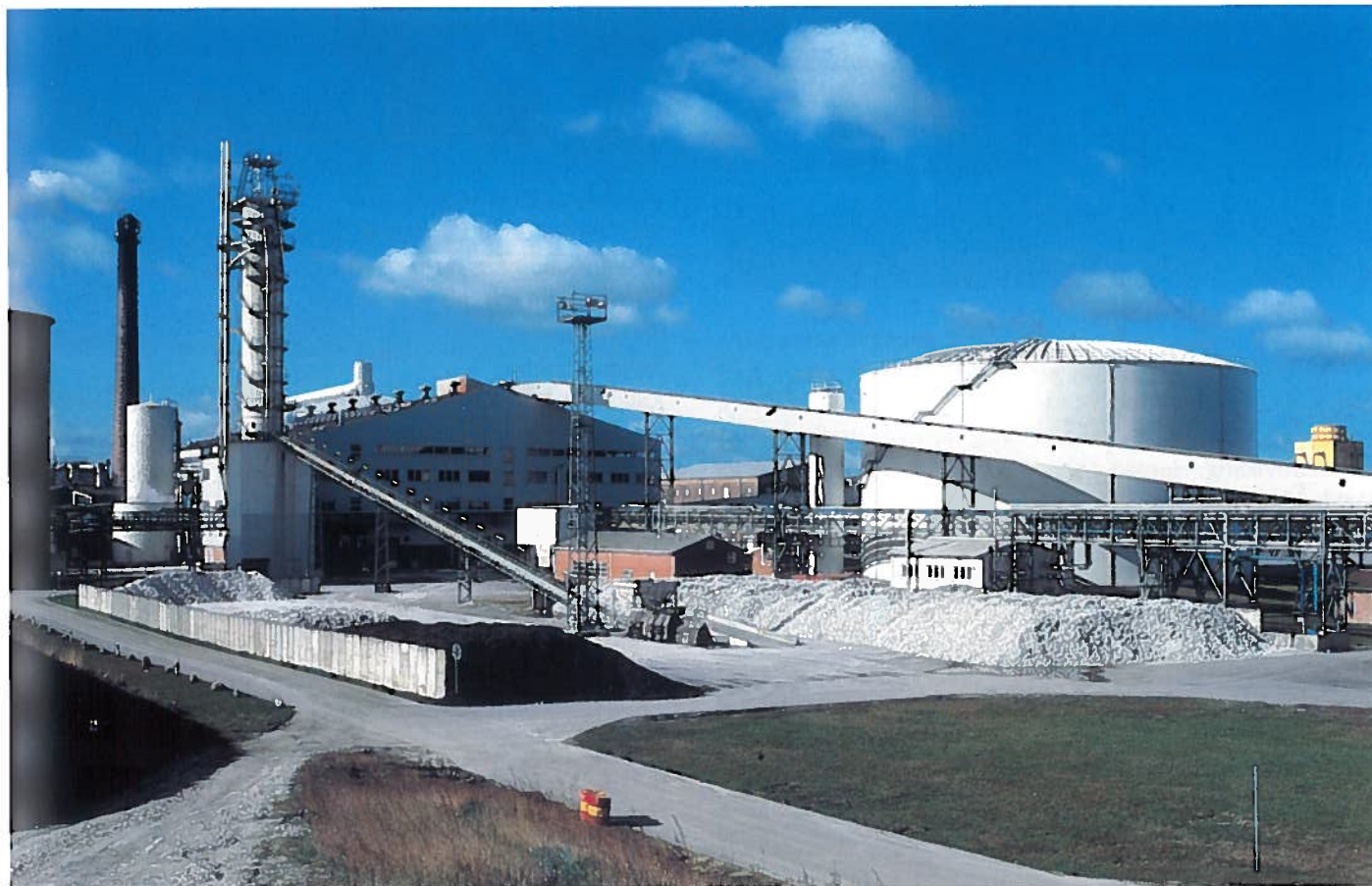


9. Kalk kan rense sukker



Kalkbrænding foretages i det høje tårn (en skaktovn). Råmaterialerne til kalkbrændingen, kul (cinders) og kalksten er oplagret på pladsen foran ovnen.

Som beskrevet i det foregående kapitel udvindes sukkeret fra en sukkerroe ved at snitte roen i små stykker. Derefter overhældes roesnitterne med varmt vand. Herved "vandrer" sukkeret ud i vandet. Processen kaldes på sukkerfabrikken en diffusion og svarer til den ekstraktion af smag og farve, du foretager, når du laver kaffe. Men en hel række andre stoffer, som findes i sukkerroen, "vandrer" også ud i vandet. Disse andre stoffer virker som en forurening af sukkersaften. Fordampning af vandet med den efterfølgende udkrystallisation af rent sukker vanskelig-

gøres, hvis de opløste urenheder ikke fjernes fra sukkersaften, jf. forsøg 1.1.

For mange hundrede år siden fandt praktiske mennesker ud af, at sukkersaften kunne renses ved hjælp af calciumhydroxid (læsket kalk, hydratkalk), $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Dette stof fås let ved at blande calciumoxid, CaO (brændt kalk) med vand. En sukkerfabrik fremstiller derfor selv CaO . Læs evt. mere om kalk i temabogen "Kalk – et dansk råstof".

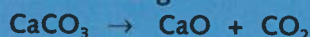
Brænding, læskning og fældning

Kalkbrænding

Calciumcarbonat, CaCO_3 (kalk) omdannes til CaO ved ophedning til ca. 1000°C . Man siger, at man brænder kalk. CaO kaldes derfor også for brændt kalk. Den anvendte kalk kan f.eks. være Faxø-kalk, men muslingeskaller eller tomme sneglehuse kan også anvendes. På sukkerfabrikkerne i Danmark anvendes Gotlandskalk, bl.a. fordi der heri er meget lidt flintesten, som senere vil kunne genere sukkerfremstillingen.

Teori: Reaktionsskemaet for kalkbrændingen ser sådan ud:

Kalkbrænding

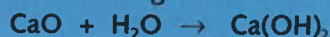


Kalklæskning

Når CaO blandes med vand, starter en kemisk reaktion. Processen, som kaldes kalklæskning, foregår under kraftig varmeudvikling. Herved dannes calciumhydroxid, Ca(OH)_2 . Det kaldes læsket kalk. Hos farvehandleren kan det rene og tørre stof købes under betegnelsen hydratkalk.

Teori: Reaktionsskemaet for kalklæskningen ser sådan ud:

Kalklæskning



Når sukkersaften tilsættes Ca(OH)_2 , bliver saften kraftig basisk. pH vil nu typisk være ca. 11. Opløsningens basiske reaktion bevirker, at nogle af sukkersaftens opløste urenheder omdannes, mens andre udfælder, så de senere kan filtreres fra; jf. forsøg 8.1.

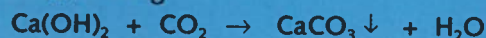
Kalkfældning

Senere, dvs. efter at sukkersaften er tilsat læsket kalk, tilsættes carbondioxid, CO_2 til den basiske sukkersaft. Herved dannes calciumcarbonat, CaCO_3 . Da dette er uopløseligt i vand, udfældes det.

Måske kender du fra kemiundervisningen den såkaldte kalkvandsprøve til påvisning af CO_2 ; her foregår den samme kemiske reaktion.

Teori: Reaktionsskemaet for kalkfældningen ser sådan ud:

Kalkfældning

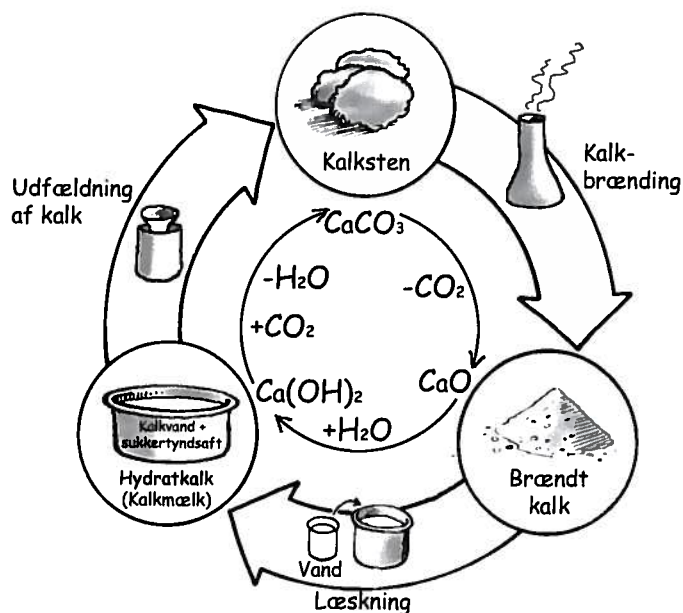


Den anvendte CO_2 produceres på sukkerfabrikken i forbindelse med kalkbrændingen.

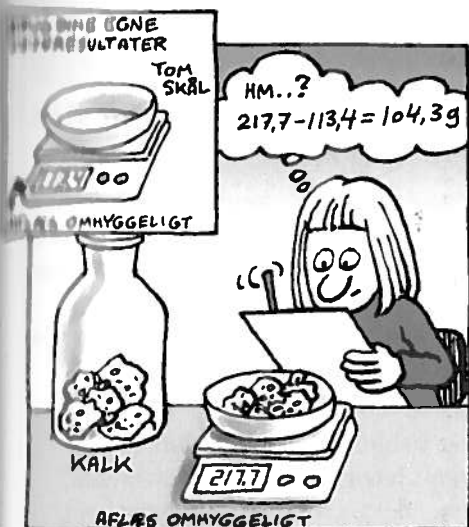
I praksis har det vist sig, at når CaCO_3 udfældes, så udfældes samtidig de fleste af sukkersaftens andre opløste urenheder. Det betyder, at de fleste grove urenhederne kan filtreres fra sukkersaften sammen med CaCO_3 . Det er en fordel, fordi urenhederne som tidligere nævnt senere vil kunne vanskeliggøre dannelsen af sukkerkrystaller og i hvert tilfælde give mindre rent sukker.

Kalkkredsløbet

Kalkbrænding, kalklæskning og den efterfølgende kalkdannelse ved reaktion mellem Ca(OH)_2 og CO_2 repræsenterer et kredsløb.



Kalkkredsløbet ved sukkerfremstilling.



Forsøg 9.1

Kalkbrænding

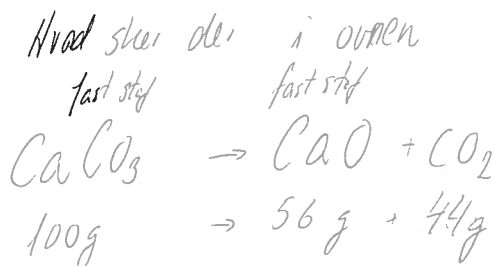
Materialer:

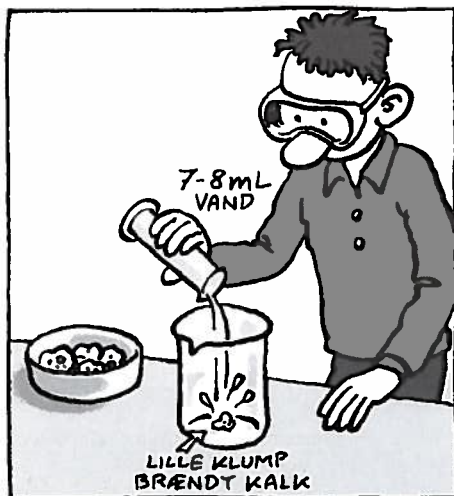
1 lerskål (urtepotteskål), rids et mærke i skålen, så du siden kan kende den igen; kalk (f.eks. Faxe-kalk eller muslingeskaller); skolens keramikovn.

- Vej en tom lerskål. Noter vægten, a gram. Brug skemaet til dine vejeresultater.
 - Anbring nogle små klumper rent og tørt kalk i en lerskål (ialt ca. 100 g kalk er passende). Vej skål og kalk; noter vægten, b gram.
 - Placer skålen i skolens keramikovn. Ovnens automatik indstilles til i mindst 2 timer at kunne holde en temperatur på 900-1000°.
 - Når ovnen næste dag er afkølet, udtages skålen.
 - Vej igen skålen med den brændte kalk. Noter vægten, c gram.
 - Gem din brændte kalk til forsøg 9.2.
- Hvis du omhyggeligt har bestemt vægten af den anvendte kalk før og efter brændingen, kan du let kontrollere, om din brænding har været 100 %, dvs. om alt CaCO_3 er omdannet til CaO . I så fald skal vægttabet netop være på 44 %; ellers evt. dette ved en beregning!

Måleskema til forsøg 9.1.

Vægt af tom lerskål; a gram	
Vægt af skål + kalk; b gram	
Vægt af kalk; (b - a) gram	
Vægt af skål + indhold efter brænding; c gram	
Vægttab ved brænding; (b - c) gram	
Vægttab i procent (beregnet): $\frac{(b - c) \cdot 100}{(b - a)}$	
Det teoretiske vægttab (du skal vise, hvordan det beregnes!)	44 %
Har din kalkbrænding været perfekt? Forklar og begrund svaret!	





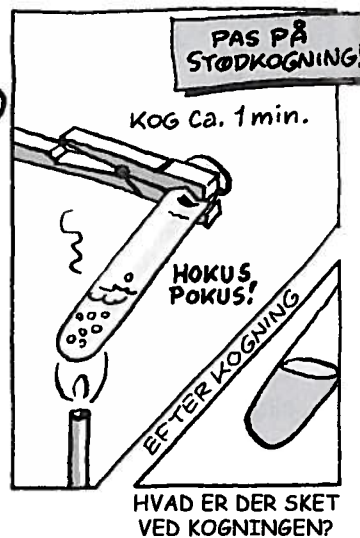
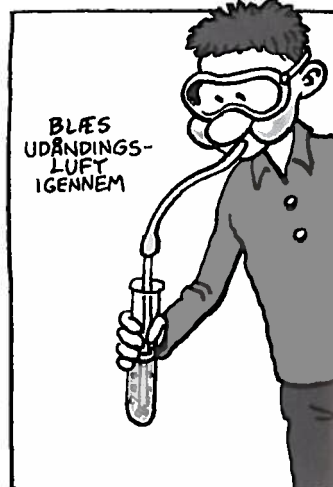
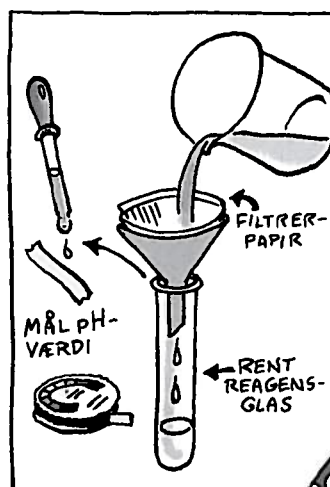
Forsøg 9.2

Kalklækning og kalkvandsprøven

Materialer:

Brændt kalk, CaO (fra forsøg 9.1 eller købt); lille bægerglas; reagensglas; glasrør; slange; universalindikatorpapir; tragt; filtrerpapir; CO_2 -kilde (stålflaske eller fremstillet som i forsøg 8.1).

- Anbring en lille klump af din brændte kalk fra forsøg 9.1 i et lille bægerglas; bær briller. Tilsæt 7-8 mL vand.
- Vent et par minutter; noter derefter om du ved at holde om glasset kan registrere en temperaturændring. Tilsæt yderligere ca. 25 mL vand, og omrør.
- Filtrer glassets indhold gennem et filter over i et rent reagensglas; gem halvdelen af filtratet til forsøg 9.3.
- Anbring en dråbe af din opløsning ("kalkvand") på et stykke indikatorpapir. Aflæs pH-værdien og giv en forklaring herpå.
- Hæld 8-10 mL af det filtrerede kalkvand i et reagensglas. Blæs via en gummislange og et glasrør kortvarigt (10-20 sekunder) CO_2 -holdig udåndingsluft gennem kalkvandet. Pas på ikke at få stænk i øjnene; bær briller! Noter din observation.
- Bobl langsomt i et par minutter ren CO_2 gennem opløsningen (du kan f.eks. transportere CO_2 i en urinpose). Hvad observerer du?
- Kog derefter opløsningen ca. 1 minut; pas på stødkogning! Noter igen din observation.



Forsøg 9.3

Kalkbrænding giver CO_2

Materialer:

Lille reagensglas helst i Supremax kvalitet; gummiprop med 1 hul; slange og glasrør; reagensglas i stativ; mættet kalkvand, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, f.eks. det der blev fremstillet i forsøg 9.2.

- Anbring en theskefuld fint knust kalk i bunden af et lille reagensglas af Supremax-kvalitet.
- Luk reagensglasset med en tætsluttende gummiprop med 1 hul, hvori der forinden er isat et lille glasrør. Spænd reagensglasset fast ved "kraven" og ophæng det i et stativ.
- Anbring en kort tætsluttende slange i glasrøret. Lad slangen via et andet glasrør dyppe ned i bunden af et reagensglas, som er ca. 1/5 fyldt med kalkvand. Vær sikker på at systemet er 100 % tæt (alle glasrør og slanger skal være rimelig tæt og stramt samlet).
- Placer en tændt bunsenbrænder under reagensglasset og varm maksimalt direkte på den knuste kalk i reagensglasset. Lad bunsenbrænderen blive stående på bordet på samme sted hele tiden. Ophed i mindst 10 minutter. Noter dine observationer. Fjern og sluk først

brænderen når glasrøret ikke mere er neddyppet i kalkvandet; hvorfor?

- Når den ophedede kalk i reagensglasset er afkølet, hældes et par mL vand herpå. Mål pH i den opståede opslæmning.
- Noter dine observationer og forklar dem; også med reaktionskemaer!

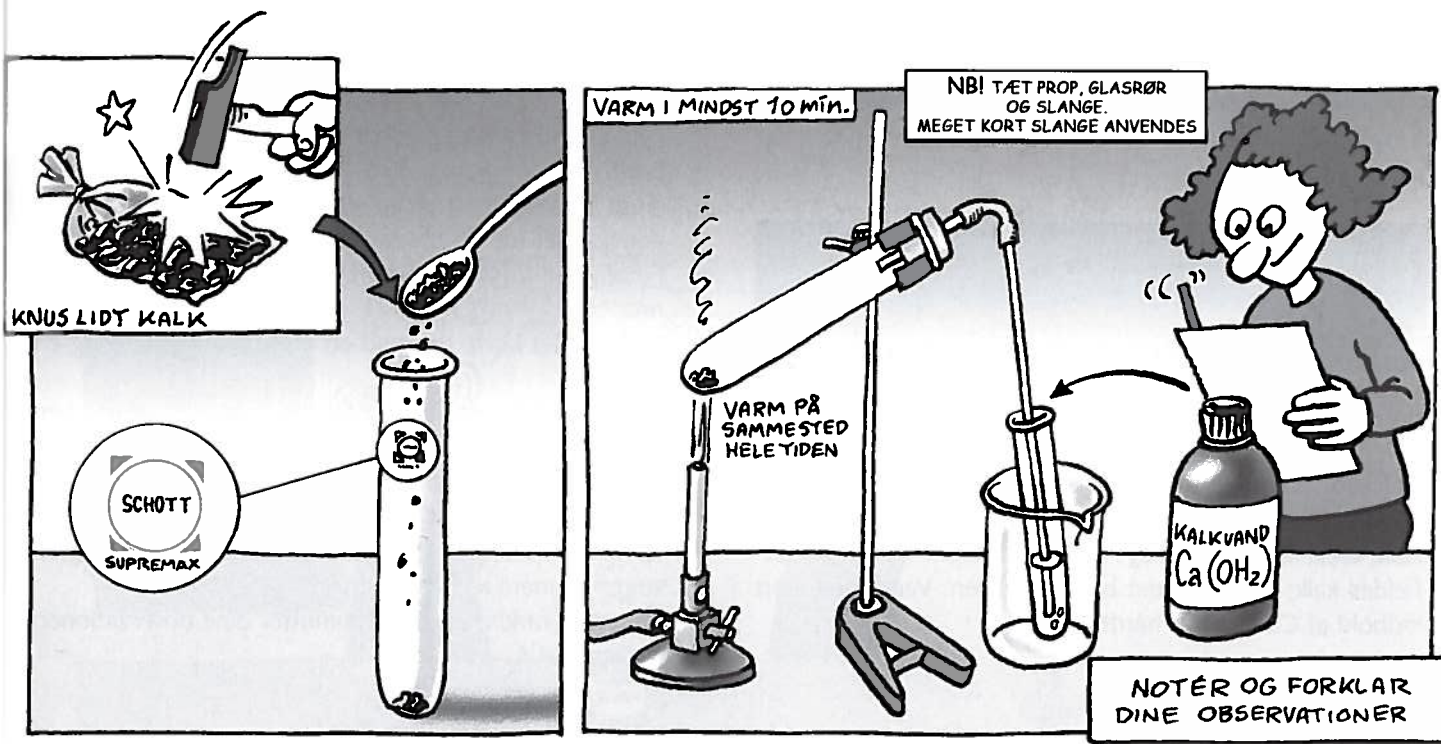
Forsøg 9.1 demonstrerer, hvordan man på sukkerfabrikkerne fremstiller brændt kalk, CaO til brug ved sukkerfremstillingen.

Brændt kalk reagerer som vist i forsøg 9.2 med vand og giver calciumhydroxid, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Det kaldes læsket kalk (hydratkalk).

Forsøg 9.3 viser, at der ved kalkbrændingen foruden brændt kalk også dannes CO_2 . Det anvendes på sukkerfabrikkerne ved den efterfølgende genudfældning af kalk, CaCO_3 .

Overskud af CO_2 – hvad bevirker det?

Hvis der anvendes for meget CO_2 ved kalkfældningen, så kan sukkersaften blive for sur. Det kan bevirke, at sukker-molekylerne ødelægges; jf. forsøg 4.2.



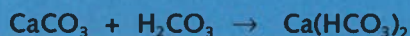
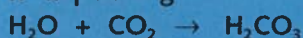
Yderligere risikerer man, at det dannede og udfældede CaCO_3 opløses igen.

Teori: CO_2 opløst i vand virker som en syre, nemlig H_2CO_3 . Det kan sænke pH-værdien af sukkersaften.

Fordi CO_3^{2-} er en base, kan CaCO_3 opløses, hvis der er brugt for meget CO_2 . Opløst i vand virker CO_2 nemlig som kulsyre, H_2CO_3 . Og syrer og baser kan jo reagere med hinanden.

Reaktionsskemaet for opløsningsprocessen af kalk ser sådan ud:

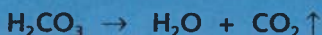
Kalkopløsning



$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ er letopløseligt i vand.

Det er derfor, at sukkersaften kommer til at indeholde opløst kalk i form af $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, hvis der tilsættes for meget CO_2 under kalkfældningen. Denne opløste kalk vil senere kunne genudfældes som CaCO_3 . Det sker, når sukkersaften opvarmes. Herved koges CO_2 nemlig ud af vandet. Det bevirker, at processen som førte til opløsning af kalk, nu løber den modsatte vej. Dvs. at uopløseligt kalk genudfældes. Denne observation gjorde du i sidste del af forsøg 9.2. Reaktionsskemaet for gendannelse af kalk ser sådan ud:

Kalkudfældning (kedelsten)



CaCO_3 er uopløseligt i vand.

Det er i øvrigt de samme processer, som er årsag til, at dansk grundvand indeholder ret store mængder opløst kalk, altså Ca^{2+} og HCO_3^- . Når dette vand koges genudfældes kalk; så kaldes det bare kedelsten. Vand med stort indhold af Ca^{2+} kaldes hårdt vand.

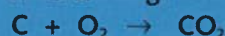
Kalkbrænding i praksis

På sukkerfabrikken foregår kalkbrændingen i praksis i en såkaldt skaktovn. Det er i forenklet form et meget langt lodret stålrør. I skaktovnen, som er 20-30 meter høj og har en diameter på 3-4 meter, anbringes en jævn blanding af kalksten og cinders (koks, afgasset stenkul). Når kullene brænder opnås på det varmeste sted i ovnen en temperatur på ca. 1000°C , som er nødvendig for at gennemføre en kalkbrænding.

CO_2 afgivet af CaCO_3 under kalkbrændingen er blandet med det CO_2 , som dannes ved forbrænding af kul, C. En del af det dannede CO_2 bruges til udfældning af CaCO_3 , når sukkersaften renses. En stor del af CO_2 forsvinder dog ud gennem skorstenen, fordi der ikke er brug for det.

Reaktionsskemaet for forbrænding af kul ser sådan ud:

Kulbrænding



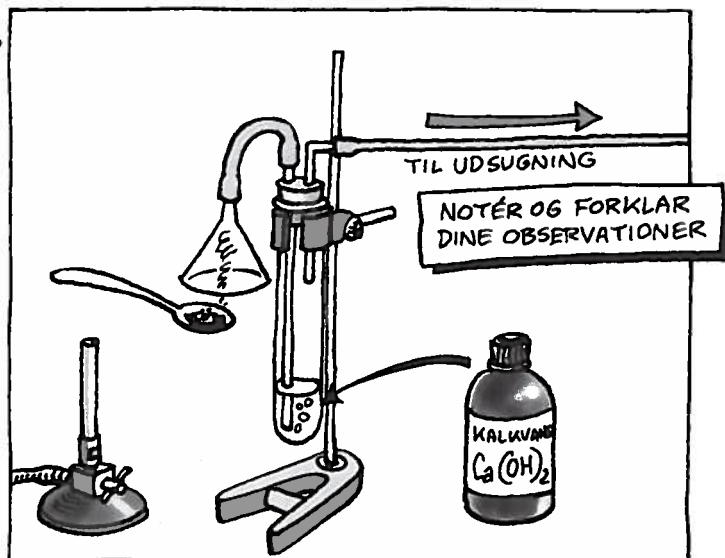
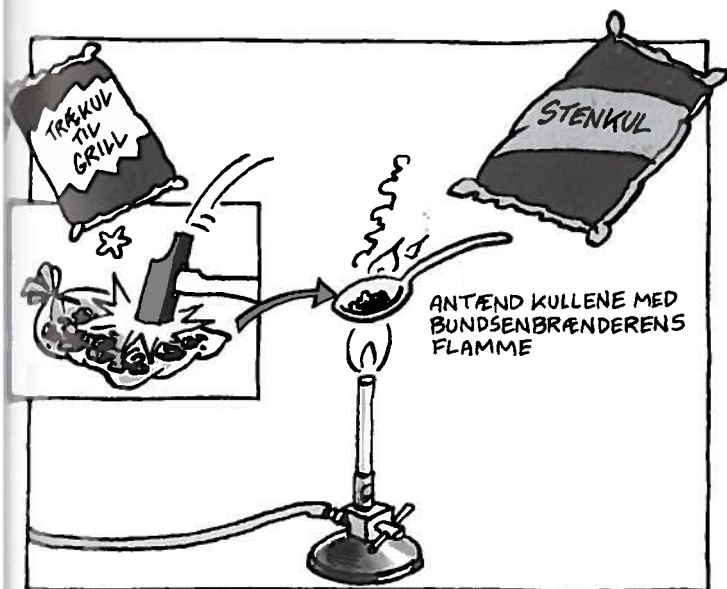
Forsøg 9.4

Kul giver CO_2

Materialer:

Metalske; tragt; glasrør; slanger; reagensglas; prop med 2 huller; vandluftpumpe; trækul, C; kalkvand, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

- Fyld et reagensglas ca. 1/5 med kalkvand.
- Brug en gummiprop med 2 huller. Sæt et kort og et langt glasrør fast i proppen. Denne sættes fast i reagensglasset (det lange rør skal nå glassets bund).
- Forbind en tragt via en kort slange med det lange glasrør.
- Forbind det korte rør med en vandluftpumpe (brug en slange).
- Anbring lidt knust trækul på en metalske og opheat i en bunsenflamme kullene, så de brænder. Sluk derefter bunsenbrænderen; hvorfor?
- Hold skeen med det brændende kul ind under tragten samtidig med, at forbrændingsstofferne via tragten suges gennem kalkvandet.
- Noter og forklar efter 1-2 minutter dine observationer; jf. forsøg 4.1.



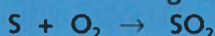
Svovl gør sukker hvidere

Det sukker, du selv har fremstillet i forsøg 8.1, vil altid være en smule farvet. Det skyldes både mangelfuld rensning af sukkersaften og lang tids inddampning ved 80°.

På sukkerfabrikkerne reduceres misfarvningen af sukkerkrystallerne ved at tilsætte ganske små mængder svovldioxid, SO₂ til tyndsaften, før den inddampes. SO₂ virker samtidig pH-regulerende, idet det gør tyndsaften mere sur (saften må dog ikke blive for sur; hvorfor?).

På sukkerfabrikkerne fremstiller man selv svovldioxid ved afbrænding af svovl. Reaktionskemaet ser sådan ud:

Svovlbrænding



Du kan let selv fremstille SO₂ ved at anbringe lidt svovl på en theske. Efter smeltning og antændelse af svovl i en bunsenflamme kan du med fugtigt indikatorpapir konstatere, at der dannes en sur gas. Ved forsigtigt at lugte til gassen kan du fornemme lugten af SO₂ (en stikkende lugt).

SVOVLDIOXID BRUGES TIL RENSNING AF SUKKERSAFT – SÅDAN FREMSTILLES DET

