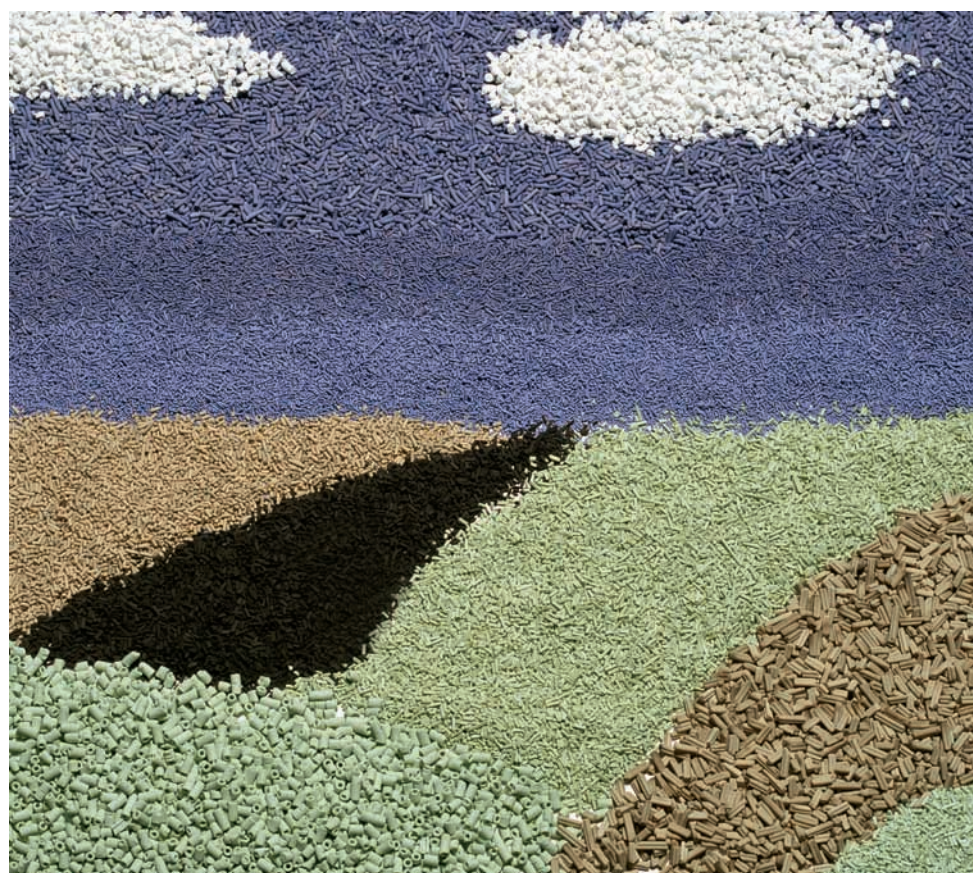


KATALYSATORER



Hæftet "Katalysatorer" med tilhørende øvelsesvejledninger udgives af Haldor Topsøe A/S (HTAS) og Danmarks Fysik- og Kemilærerforening (DFKF) som et gratis inspirationshæfte til folkeskolelærere. Desuden stiller HTAS prøver af relevante industrielle katalysatorer til rådighed.

Hæftet er forfattet af Gunnar Cederberg.

Forord, kommentarer og redigering af Erland Andersen (DFKF) og Kim Johannsen (HTAS).

Hæftet samt prøver af katalysatorerne kan bestilles ved henvendelse til DFKF's publikationsafdeling, <http://www.fysik-kemi.ffw.dk/publikationer.htm>

Hæftet er færdiggjort i foråret 2007.

Kontaktinformationer:

Kim Johannsen, Haldor Topsøe A/S, Nymøllevej 55, 2800 Lyngby
kjo@topsoe.dk, www.topsoe.com, telefon (+45) 4527 2529

Erland Andersen, Danmarks Fysik- og Kemilærerforening, Storkøbenhavns Afdeling
erland@naturfagskurser.dk, <http://www.fysik-kemi.ffw.dk/>, telefon (+45) 3874 3440



HALDOR TOPSØE A/S

Haldor Topsøe A/S har gennem en unik kombination af forskning, procesdesign, salg og produktion opnået en position som en af verdens førende leverandører af katalysatorer og proces teknologier til brug for raffinaderier, kemiske procesanlæg og energisektoren. Firmaet tæller 1.600 medarbejdere og omsætter årligt for ca. 3 milliarder kroner, hvoraf 95 % kommer fra eksport.

Forsidebillede: En collage af katalysatorer fra Haldor Topsøe A/S.

Bagsidebillede: Et udvalg af katalysatorer fra Haldor Topsøe A/S og et elektronmikroskopibillede af det aktive site på katalysatoren.

Hæftets baggrund

I 2004 begyndte DFKF Storkøbenhavn et godt og frugtbart samarbejde med firmaet Haldor Topsøe A/S.

Vi besøgte Haldor Topsøe A/S en aften ude i Lyngby og fik en rigtig god gennemgang af både firmaet, nogle af produkterne samt noget af den kemi og fysik, der ligger bag nogle af de katalysatorer, som Haldor Topsøe fremstiller.

Hovedansvarlig for denne aften var Kim Johannsen, som på Haldor Topsøes vegne havde gjort et stort og godt arbejde.

I løbet af aftenen blev vi enige om, at fortsætte samarbejdet ved at tilbyde et egentligt efteruddannelseskursus for fysik/kemilærere fra hele landet, en tanke som grundlæggeren af firmaet Dr. Haldor Topsøe selv tidligere havde udtrykt ønske om.

Kurset blev opslået på vores hjemmeside, både Storkøbenhavns og hovedforeningens, ligesom det blev annonceret i vores fagblad FYSIK · KEMI.

Der kom rigtig mange tilmeldinger, så vi måtte have 2 kursusgange, i henholdsvis marts 2005 og november 2005, og alligevel kunne vi ikke få plads til alle tilmeldte. Kurserne forløb over 2 dage og begge kursusgange handlede om katalysatorer, med både en teoretisk gennemgang, praktiske øvelser samt en orientering om firmaet Haldor Topsøe.

Det hæfte du sidder med, er netop de øvelser, som blev gennemført på kurserne. Hæftets tilblivelse skyldes først og fremmest Gunnar Cederberg, som har afprøvet og forbedret alle øvelserne, så de nu fremstår som et samlet hele, der er lige til at gå til for fysik/kemilærerne ude på skolerne.

For at gennemføre nogle af øvelserne er det nødvendigt med de specielle katalysatorer, som Haldor Topsøe fremstiller. Disse er også stillet til rådighed af firmaet og kan bestilles i publikationsafdelingen. Vi håber meget, at hæftet vil være til inspiration i den daglige undervisning og være et eksempel på, hvordan industrien og skoleverdenen kan arbejde godt sammen til fælles gavn og glæde.

Der skal lyde en stor tak til firmaet Haldor Topsøe og specielt Kim Johannsen for at have tilrettelagt et godt og udbytterigt kursus.

En særlig tak til Gunnar Cederberg for det store arbejde som han har lagt i at forbedre og udvikle forsøgene og for at skrive dette lille hæfte.

Erland Andersen
Formand, DFKF Storkøbenhavn
<http://www.fysik-kemi.dk/storkbh>

Nyttige ord og begreber

Ammoniak: NH_3 , det næstmest producerede kemikalie i verden, årsproduktionen er mere end 150 mio tons. Anvendes fortrinsvis til kunstgødning i form af opløselige ammoniumsalte.

Cracking: Nedbrydning af store oliemolekyler som for eksempel tjære til mindre oliemolekyler som benzin og diesel.

Enzymer: Store organiske forbindelser i levende celler, der oftest fungerer som katalysatorer i de biologiske reaktioner i cellerne.

Exotherm: Varmeudviklende.

Initiator: Et molekyle, der igangsætter en kædereaktion af kemiske processer.

Katalysator: En kemisk forbindelse, der ved sin blotte tilstedeværelse får en kemisk reaktion til at forløbe meget hurtigere, typisk en million gange hurtigere.

Ligevægtsreaktion: En reaktion, som kan gå begge veje i reaktions-skemaet. Reaktionen vil efter nogen tid nå til en ligevægt mellem 0% og 100%'s reaktion. Ligevægten er blandt andet betinget af tryk og temperatur.

Methanol: CH_3OH , årsproduktion omkring 10 mio tons, anvendes som byggesten til dannelse af større organiske molekyler i den kemiske industri som for eksempel plastik.

Oxidation: Principielt set en reaktion med ilt, men begrebet er efterhånden udvidet til sammen med begrebet reduktion at betegne reaktioner, hvor der udveksles elektroner mellem atomerne. Et stof, der oxideres, afgiver elektroner. Et stof, der reduceres, modtager elektroner. Oxidationer og reduktioner sker altid parvis, og de kaldes samlet for redoxreaktioner.

Polymerisation: At sammenkæde små organiske molekyler som for eksempel ethen (ethylen) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ til langkædede molekyler som polyethylene $(-\text{CH}_2\text{CH}_2-)_n$. Denne type reaktioner anvendes ofte til fremstilling af plastik.

Redoxreaktioner: Se oxidation.

Sakkarid: Betegnelse for stoffer i sukker-klassen. Findes både som enkelte sakkarider (et suktermolekyle) eller som di-, tri- og poly-sakkarider med to, tre eller mange suktermolekyler bundet sammen.

Svovlsyre: H_2SO_4 , det mest producerede kemikalie i verden, 180 mio tons årligt. Anvendes fortrinsvis til fremstilling af kunstgødning, hvor svovlsyre opløser det tungtopløselige calciumfosfat.

Termisk: Et andet ord for temperatur-betinget eller "udløst af høj temperatur".

KATALYSATORER

Hvad er en katalysator?

I kemien anvendes betegnelsen katalysator om et stof, som får kemiske reaktioner til at forløbe hurtigere. På en eller anden måde – undertiden uforklarligt – indgår katalysatoren i den kemiske reaktion, men på en sådan måde at den som slutresultat ikke forbruges^{3 og 5)}.

I gamle dage....

I gamle kemibøger har man undertiden kunnet læse, at en katalysator er et stof, som fremmer en kemisk proces uden selv at deltage; men udsagnet er udtryk for tro på magi og er altså forkert! Katalysatoren indgår som en del af reaktionen, men bliver ikke selv forbrugt i reaktionen.

I praksis kan vi møde katalysatorer i form af uorganiske stoffer, som eksempelvis de katalysatorer, der bruges ved fremstilling af ammoniak, svovlsyre og methanol. Industriel fremstilling af katalysatorer, som anvendes ved fremstilling af de tre nævnte stoffer, foregår på den danske virksomhed Haldor Topsøe A/S.

Katalysatorer er tillige en forudsætning for mange af de biokemiske processer, der foregår i levende organismer. Disse katalysatorer er oftest komplicerede organiske forbindelser, som i denne sammenhæng kaldes enzymer. Industriel fremstilling af enzymer er en væsentlig del af grundlaget for den produktion, der foregår på den danske virksomhed Novozymes.

I plastindustrien møder man også stoffer, som i ringe mængde får såkaldte polymerisationsprocesser til at forløbe hurtigere. Ofte bliver disse stoffer tilbage i slutproduktet, fordi de i praksis ikke kan adskilles herfra. Sådanne stoffer kaldes undertiden også for katalysatorer, men et mere korrekt navn set i relation til "katalysatordefinitionen" vil være initiator (igangsætter).

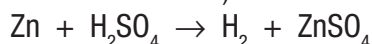
Katalysatorer i skolen

I den elementære kemiundervisning i skolen støder vi ofte på kemiexperimentet, i hvilke der anvendes katalysatorer. Nedenfor er nævnt nogle få eksempler.

1. **Fremstilling af dihydrogen (brint), H₂ ved reaktionen mellem zink, Zn og svovlsyre, H₂SO₄.** Kobber virker som katalysator (det er hverken Cu²⁺ eller kobbersulfat, CuSO₄, der er katalysator!)¹⁾. Effekten demonstreres let ved at hælde lidt fortyndet svovlsyre i en petriskål og heri placere en lille zinkplade. Skålen placeres på en overheadprojektor; næsten ingen H₂-udvikling (brusning) iagttages.

Berøres Zn-pladen med en kobbertråd, ses en forøget gasudvikling ved kobbertråden, selv om det er Zn-pladen, der forsvinder ("opløses").

Reaktionsskemaet for H₂-fremstilling ser sådan ud (katalysatoren medtages normalt ikke i reaktionsskemaet):



2. **Fremstilling af dioxygen (ilt), O₂ ud fra hydrogenperoxid (brintoverilte), H₂O₂**¹⁾. Her anvendes mangandioxid MnO₂ (brunsten), som katalysator for omdannelsen af hydrogenperoxid, selv om andre stoffer også kan anvendes, bl.a. blod, kartofler og rå lever. Reaktionsskemaet for O₂-fremstilling ser sådan ud:
$$2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$$
3. **Katalytisk termisk cracking af store kulbrinter til mindre.**

En vigtig katalytisk proces i olieraffinaderier er omdannelsen af stor, tunge kulbrinter med lav værdi som for eksempel tjære til lettere og mere værdifulde kulbrinter som diesel og benzin. I skolelaboratoriet kan dette blandt andet udføres med en såkaldt perlekatalysator²⁾



4. **Oxidation af ethanol, CH₃CH₂OH med dioxygen (ilt), O₂ så der dannes ethanal, CH₃CHO.** Også her virker kobber som katalysator³⁾.
5. **Omdannelse af polysakkaridet stivelse til disakkaridet maltose og videre til monosakkaridet glukose.** Hertil kan anvendes enzymer i spyt, i spiret frø (fx spiret byg=malt) eller industrielt fremstillede enzymer⁴⁾.

Katalysatorer i industrien

I ca. 90 % af de kemiske industriprocesser, som fører til en egentlig kemisk produktion af kemikalier og stoffer, anvendes katalysatorer. I tabellen nedenfor er angivet navn og formel for de 20 mest solgte kemikalier i verden (opført i rækkefølge med svovlsyre som det mest producerede). Alle stoffer fremstilles i mængder på over 10 millioner tons pr. år. Stoffer skrevet i kursiv fremstilles ved hjælp af katalyse

Verdens 20 mest solgte kemikalier⁵⁾.

Navn	Formel
Svovlsyre	H_2SO_4
Nitrogen	N_2
Oxygen	O_2
Ethen	CH_2CH_2
Calcium(hydr)oxid	$CaO, Ca(OH)_2$
Ammoniak	NH_3
Propen	CH_2CHCH_3
Natriumhydroxid	$NaOH$
Fosforsyre	H_3PO_4
Chlor	Cl_2
Natriumcarbonat	Na_2CO_3
1,2-dichlorethan	CH_2ClCH_2Cl
Salpetersyre	HNO_3
Ammoniumnitrat	NH_4NO_3
Urinstof	NH_2CONH_2
Vinylchlorid	CH_2ClCH_2
Benzen	C_6H_6
Methyl-t-butylether (MTBE)	$CH_3OC(CH_3)_3$
Ethylbenzen	$CH_3CH_2C_6H_5$
Styren	$CH_2CHC_6H_5$

Katalysatorer fra Haldor Topsøe A/S

På Haldor Topsøe fremstilles bl.a. de katalysatorer, som bruges ved fremstilling af ammoniak og svovlsyre. Hovedparten af de to stoffer anvendes i forbindelse med produktion af kunstgødninger, uden hvilke verdens befolkning i dag ikke ville være i stand til at brødføde sig selv. Indtil for ca. 30 år siden havde man i Grenå en produktion af ammoniak. Og indtil for få år siden havde man i Fredericia en produktion af både svovlsyre og salpetersyre (som fremstilles ud fra ammoniak). Stofferne fremstilles nu i udlandet, bl.a. i Tyskland, Finland og Sverige for derefter at blive transporteret til Danmark i specialbyggede jernbanevogne. Salpetersyre anvendes især til fremstilling af vandopløselige gødninger (nitrater) og til fremstilling af sprængstoffer.

Peter Norrild har i 1981 skrevet et skole-TV-hæfte, "Superfos A/S, Fredericia", som beskriver og forklarer de nævnte processer⁶⁾ (materialet, dvs hæfte og video, er desværre næppe kommercielt tilgængeligt mere; måske på Amtcentralerne).

Ammoniakfremstilling

Ammoniak er et af de kemikalier, hvoraf der fremstilles mest i verden. Årsproduktion er over 150 mio tons, hvoraf langt størstedelen går til fremstilling af kunstgødning. Fremstillingen af ammoniak kræver en forholdsvis stor varmetilførsel, og mere end 1% af verdens samlede energiforbrug går derfor til fremstillingen af ammoniak.

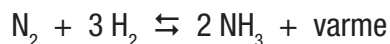
Råmaterialerne til industriel fremstilling af ammoniak, NH_3 er dinitrogen (kvælstof), N_2 og dihydrogen (brint), H_2 . N_2 fås fra den atmosfæriske luft, som indeholder 79 % N_2 .

H_2 fremstilles industrielt ved reaktion mellem vand og enten kul eller kulbrinter fra olie og naturgas ved høj temperatur (8-900 °C).

Elektrolyse af vand bruges af økonomiske årsager kun begrænset.



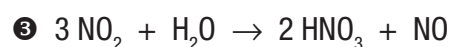
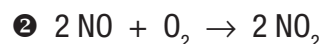
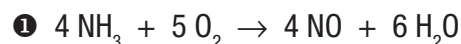
Reaktionsskemaet for NH_3 -fremstillingen ser sådan ud:



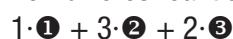
I praksis opnås den største omdannelsesgrad af udgangsstofferne ved lav temperatur; det tager bare urealistisk lang tid. Ved høj temperatur er omdannelsesgraden mindre, men slutresultatet opnås hurtigere. En reaktionstemperatur på ca. 450 °C har vist sig at være et tilfredsstillende kompromis mellem disse to modsat-rettede situationer. Meget forøget omdannelsesgrad opnås yderligere ved at lade reaktionen foregå under højt tryk, 200-1000 bar (dobbeltpilene angiver, at der er tale om en ligevægtsreaktion; i en gymnasiekemibog kan man læse mere om NH_3 -syntesen og forskydning af kemiske ligevægte). Men selv ved atmosfæretryk vil der være et tilstrækkeligt udbytte af NH_3 til, at man kan detektere dette ved dets karakteristiske lugt (kendt fra salmiakspiritus som er en opløsning af NH_3 i vand). Med fugtigt universalindikatorpapir opnås en tydelig basisk reaktion. Det betyder, at fremstilling af NH_3 kan udføres under skoleforhold. Men når der som her er tale om kemiexperiment, der vedrører det virkelige liv, er det ikke "2-minutters forsøg".

Salpetersyrefremstilling

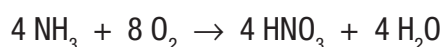
Salpetersyre, HNO_3 fremstilles industrielt ved oxidation af gasformigt ammoniak, NH_3 med O_2 . Der anvendes platin, Pt som katalysator. Herved dannes nitrogenmonoxid, NO som efterfølgende reagerer med mere O_2 , hvorved nitrogendioxid, NO_2 dannes. Det dannede NO_2 opløses i vand, hvorved HNO_3 fremkommer. Reaktionsskemaerne (som er såkaldte redoxprocesser) ser sådan ud:



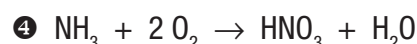
Kombineres reaktionsskemaerne



fås følgende bruttoreaktionsskema, som kun indeholder formler for start- og slutprodukterne (kontroller selv; det er "matematisk", blot med kemiske formler):



som forkortet ser sådan ud:

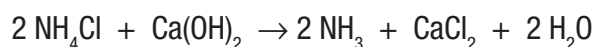


Både proces $\textcircled{1}$, $\textcircled{2}$ og $\textcircled{3}$ er exoterme processer (udvikler varme). Specielt vil man visuelt kunne registrere den kraftige varmeudvikling i proces $\textcircled{1}$; katalysatoren gløder (spektakulært). Proces $\textcircled{2}$ kan visuelt følges, fordi det dannede NO_2 er en rødbrun giftig gas (spektakulært). At proces $\textcircled{3}$ har fundet sted, kan – hvis der ikke er større mængder uomdannet NH_3 tilbage - evt. registreres med fugtigt universalindikatorpapir (det bliver rødt, dvs der vises, at der er dannet en syre). Salpetersyres syrerest (nitrat, NO_3^-) kan registreres med eksempelvis nitratsticks (i gymnasiet kan anvendes en svovlsur opløsning af jern(II)sulfat som indikator for NO_3^-).

Hvis man under skoleforhold vil demonstrere, hvordan HNO_3 kan fremstilles ud fra NH_3 , er man nød til selv ved en laboriemetode at fremstille ren NH_3 . Der er nemlig ikke tilstrækkelige mængder af NH_3 i reaktionsblandingen fra industrimetoden, når processen gennemføres under skoleforhold. Ligeledes er der uomdannet H_2 tilbage, som ved den efterfølgende sammenblanding med O_2 og opvarmning kan (vil) resultere i en mindre eksplosion.

I laboriet kan ren NH_3 bl.a. fremstilles ved den kendte reaktion mellem ammoniumchlorid, NH_4Cl og calciumhydroxid, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Reaktionsskemaet ser sådan ud:



Svovlsyrefremstilling

Svovlsyre er et af de vigtigste kemikalier i verden, og vægtmæssigt er svovlsyre, H_2SO_4 det kemikalie, der globalt fremstilles mest af – mere end 180 mio tons om året. Størstedelen af svovlsyren bruges til at opløse calciumfosfat, så det kan anvendes i fremstillingen af kunstgødning.



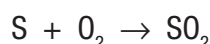
Råmaterialerne ved fremstilling af H_2SO_4 er typisk svovl, S, eller svovlholdige mineraler fx svovlkis, FeS_2 . Desuden skal der bruges O_2 , og vand, H_2O . Fremstillingen foregår via en række kemiske delprocesser. Ved en af disse delprocesser anvendes en katalysator, som firmaet Haldor Topsøe A/S fremstiller.

Fremstilling af svovlsyre foregår i 3 trin:

1. Oxidation af S med dioxygen O_2 .
2. Katalytisk oxidation af svovldioxid, SO_2 , med O_2 (her anvendes Topsøes katalysator).
3. Reaktion af SO_3 med vand, hvorved H_2SO_4 dannes.

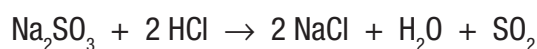
1. Oxidation af S med O_2
Ved oxidation af S med O_2 dannes SO_2 . Det er en farveløs og giftig gas, der er ca. dobbelt så tung som atmosfærisk luft. Den har en karakteristisk stikkende lugt. Processen foregår hurtigt og kræver ingen katalysator. Der er tale om en ganske almindelig forbrænding af S (spektakulært). De fleste har i praksis prøvet at udføre denne reaktion i skolens fysik/kemi-undervisning.

Reaktionsskemaet for forbrænding af S ser sådan ud:



I laboriet kan ren SO_2 også fremstilles ved reaktion mellem natriumsulfit, Na_2SO_3 og saltsyre, HCl (men i svovlsyresammenhæng er det lidt snyd).

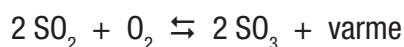
Reaktionsskemaet ser sådan ud:



2. Katalytisk oxidation af SO₂ med O₂

SO₂ kan oxideres med O₂, hvorved der dannes svovltrioxid, SO₃. Denne proces forløber langsomt. Derfor er det nødvendigt at anvende en katalysator, hvis processen skal have praktisk betydning. Som katalysator kan anvendes det gulfarvede og billige stof vanadiumpentoxid, V₂O₅. Det meget dyrere platin kan også bruges som katalysator. SO₃ er kemisk meget aggressivt og kan eksempelvis give gummi en sort ætseoverflade.

Reaktionsskemaet for den katalytiske oxidation af SO₂ ser sådan ud (dobbeltpilene angiver, at der er tale om en ligevægtsproces):



Reaktionen er exotherm, dvs der udvikles varme ved processen. Det betyder i praksis, at tilførsel af varme – helt uønsket - vil presse reaktionen mod venstre. På den anden side vil varme få ligevægten til at indstille sig hurtigere. Varmere man meget, fx til 1000 °C, så indstiller ligevægten sig hurtigt; men til gengæld fås næsten ikke noget SO₃. Varmes der for lidt, vil der i ligevægtsituationen være rigtig meget SO₃, men hvis det tager 1 år eller mere at nå denne tilstand, kan reaktionen ikke bruges til noget. I praksis arbejdes der ved en kompromistemperatur på ca. 450 °C (læs evt. mere herom i en gymnasiekemibog).

3. Reaktion af SO₃ med H₂O hvorved H₂SO₄ dannes

Af praktiske grunde lader man ved den industrielle proces det dannede SO₃ opløse i koncentreret svovlsyre, hvorved "overkoncentreret" svovlsyre opstår. Dette blandes derefter med vand.

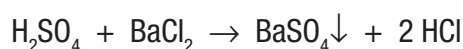
Reaktionsskemaet for omsætningen mellem vand og svovltrioxid ser sådan ud:



Påvisning af svovlsyre

Det er relativt enkelt at eftervise, at man har fremstillet H₂SO₄. Med indikatorpapir kan man registrere, at der er dannet en syre (uomdannet SO₂ i vand giver også en sur reaktion). At syreresten er sulfat, SO₄²⁻ eftervises ved til det fremkomne produkt at tilsætte et par mL saltsyre, HCl og derefter et par dråber bariumchlorid-opløsning, BaCl₂. Fremkomst af et hvidt bundfald viser, at der er tale om SO₄²⁻, dvs den fremstillede syre må være H₂SO₄ (HCl forhindrer fejlreaktion fra andre syrerester, som også kan give et hvidt bundfald; det sker ikke i saltsur opløsning!).

Reaktionsskemaet for påvisning af SO₄²⁻ ser sådan ud:



Det er relativt nemt under skoleforhold startende med S at fremstille en meget fortyndet H₂SO₄-opløsning og efterfølgende eftervise, at det virkelig er H₂SO₄. Den efterfølgende vejledning beskriver dette. Ved alle de efterfølgende forsøg skal der bæres sikkerhedsbriller. Bunsenbrændere, stativer, muffe og klemmer nævnes ikke i materialelisterne.

Litteraturhenvisninger:

- 1) Gunnar Cederberg: "Vand – et livsvigtigt kemikalie" (Gyldendal), side 28
- 2) Gunnar Cederberg: "Olie – et dansk råstof" (Gyldendal), side 41
- 3) Gunnar Cederberg: "Alkohol – også et kemikalie" (Gyldendal), side 21 og 29
- 4) Gunnar Cederberg: "Sukker og sød kemi" (Gyldendal), side 58 og 63
- 5) Claus Jacobsen, Iver Schmidt, Astrid Boisen og Kim Johansen: "Katalytisk kemi – Et spørgsmål om miljø og ressourcer" (2004; Udgivet af Haldor Topsøe A/S)
- 6) Peter Norrild: "Superfos A/S, Fredericia – en dansk industri" (Danmarks Radio 1981)
- 7) Kim Rongsted Kristiansen og Gunnar Cederberg: "Aurum 1" (Malling Beck, 2006)

KATALYSATORER

- NH_3 -fremstilling (industrimetoden)
- HNO_3 -fremstilling ud fra NH_3
- N_2 -fremstilling i laboratoriet til brug ved NH_3 -syntese
- NH_3 -fremstilling i laboratoriet ud fra NH_4Cl og $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- H_2SO_4 -fremstilling, del 1: Fremstilling af SO_2
- H_2SO_4 -fremstilling, del 2: Katalytisk oxidation af SO_2 med O_2

NH₃-fremstilling (industrimetoden)

Materiale- og kemikalieliste:

Urinposer, 2 stk.

Dinitrogen (kvælstof), N₂ på ståflaske (evt. fremstilles N₂ ud fra luft; se senere)

Dihydrogen (brint), H₂ på ståflaske

Kvartsrør, 15-20 cm; Ø ca. 6 mm.

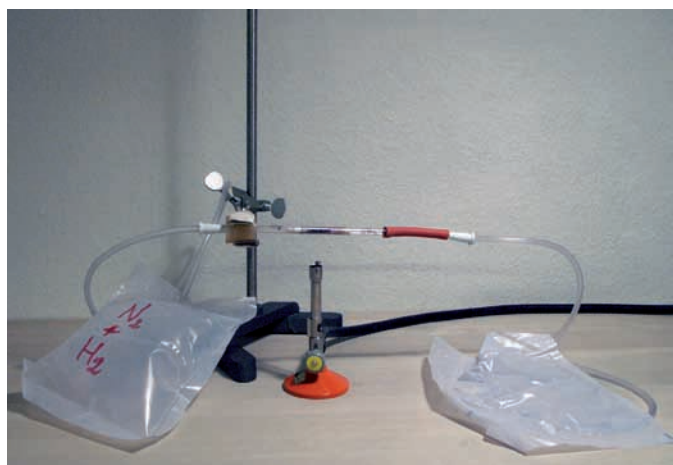
NH₃-katalysator fra Haldor Topsøe

Glasuld

Universalindikatorpapir

Gummislanger

Prop m. hul (passer til kvartsrøret), propstørrelse 24-30, men størrelsen er uvæsentlig. Silikonegummipropper tåler varme bedre end gummipropper.



- Anbring et kvartsrør halvt stukket ind i en prop med 1 hul
- Anbring i en længde af 1-2 cm NH₃-katalysator fra Haldor Topsøe i kvartsrørets midte. Katalysatoren kan holdes på plads af 2 totter glasuld på hver sin side heraf.
- Spænd røret op i et stativ ved at lade en klemme gribe om proppen. Sæt studsene fra en tom urinpose fast i proppen.
- Fyld en urinpose ca. ¼ med N₂ (N₂ kan bedst tappes fra en ståflaske, eller eventuelt fremstilles ud fra atmosfærisk luft ved at fjerne alt oxygen O₂ (se nedenfor).
- Efterfyld derefter urinposen med H₂ (H₂ kan tappes fra en ståflaske eller fremstilles ud fra Zn og H₂SO₄). Mærk poserne, så du aldrig er i tvivl om indholdet.
- Tjek blandingens lugt og pH-værdien med fugtigt indikatorpapir.
- Forbind kvartsrørets anden ende via en stump gummislange med urinposen indeholdende blandingen af N₂ og H₂.
- Opvarm katalysatoren ved hjælp af en bunsenbrænder til ca. 450 °C (det vil være lidt af en vurdering). Katalysatoren må ikke være rødglødende, så er den for varm).
- Tryk langsomt gasblandingen over i den tomme urinpose og derefter tilbage igen. Gentag dette en 4-5 gange (varmes der for lidt på katalysatoren reagerer N₂ og H₂ for langsomt med hinanden; varmes der for meget fås ikke noget udbytte, idet NH₃-ligevægten presses mod venstre).
- Sluk brænderen, adskil udstyret; hold den fyldte pose lukket ved at ombukke slangen og sætte urinposens hætte hen over bøjningen.
- Tryk lidt af gasblandingen hen mod et stykke fugtigt indikatorpapir. Det bør blive blå, som et signal om at et basisk stof er dannet (til sammenligning er det samme gjort før forsøget startes).
- Tryk lidt af reaktionsblandingen hen forbi din næse; registrer den svage lugt af NH₃.
- Katalysatoren skal ikke kasseres, men – rent undtagelsesvis – hældes tilbage til sin forrådsbeholder. Eventuelt kan den permanent opbevares i kvartsrøret til næste gang forsøget skal udføres.

HNO₃-fremstilling ud fra NH₃ (ikke et elevforsøg; benyt sprængskærm)

Materiale- og kemikalieliste:

Urinposer, 2 stk.

Ammoniak-gas, NH₃ (fremstilling: se senere)

Dioxygen (ilt), O₂ på stålf flaske

Kvartsrør, 15-20 cm; Ø ca. 6 mm.

Platin-katalysator, Pt (enten: Platin-asbest, Platin i keramisk materiale eller 7-8 cm meget tynd platintråd viklet som et minigarnnøgle)

Glasuld

Universalindikatorpapir

Gummislanger

Prop m. hul (passer til kvartsrøret), propstørrelse 24-30, men størrelsen er uvæsentlig. Silikonegummipropper tåler varme bedre end gummipropper.



- Anbring et kvartsrør halvt stukket ind i en prop med 1 hul.
- Anbring ca. 1 cm platinkatalysator i kvartsrørets midte. Katalysatoren holdes på plads af 2 totter glasuld.
- Spænd røret op i et stativ ved at lade en klemme gribe om gummiproppen. Sæt studsene fra en tom urinpose fast i gummiproppen.

- Fyld en tør og ubrugt urinpose ca. 1/5 med ren NH₃ (laboratoriefremstilling: se nedenfor). Urinposen fra forrige forsøg (NH₃-fremstilling) indeholder ikke ren NH₃, og gasblandingen må under ingen omstændigheder forsøges anvendt ved det følgende eksperiment, idet posen stadig indeholder uomdannet H₂, der sammen med O₂ resulterer i en eksplosion ved opvarmning.
- Fyld resten af urinposen med ren O₂ fra en stålf flaske (der er nu ca. 4 gange så meget O₂ i urinposen som NH₃, hvilket betyder, at der er overskud af O₂).
- Kvartsrørets anden ende forbindes via en stump gummislange med urinposen indeholdende blandingen af NH₃ og O₂.
- Opvarm katalysatoren nogle sekunder ved hjælp af en bunsenbrænder.
- Fjern bunsenbrænderen og tryk samtidig langsomt hele gasblandingen over i den tomme urinpose (reaktionsvarmen skal nu være så stor, at katalysatoren netop gløder; hvis ikke, så opvarm den kortvarigt igen). Iagttag den rødbrune farve af reaktionsproduktet i urinposen.
- Sluk brænderen, adskil udstyret og hold den fyldte pose lukket ved at ombukke slangen og sætte urinposens hætte hen over "bukket".
- Tryk lidt af gasblandingen hen mod et stykke fugtigt indikatorpapir; registrer surhedsgraden.
- Tryk langsomt lidt af gasblandingen igennem 5-10 mL vand i et reagensglas (evt. i stinkskab/god ventilation).
- Mål med indikatorpapir opløsningens pH-værdi.
- Registrer med nitrat-sticks om der er NO₃⁻ i vandet (der vil også være nitritioner, NO₂⁻ i vandet).
- Resten af urinposens indhold kan trykkes ud til "fuglene".
- Katalysatoren skal ikke kasseres, men – rent undtagelsesvis – hældes tilbage til sin forrådsbeholder. Eventuelt kan den permanent opbevares i kvartsrøret til næste gang forsøget skal udføres.

N₂-fremstilling i laboratoriet til brug ved NH₃-syntese

Materiale- og kemikalieliste:

Urinposer, 2 stk.

Ballonpumpe eller akvariepumpe

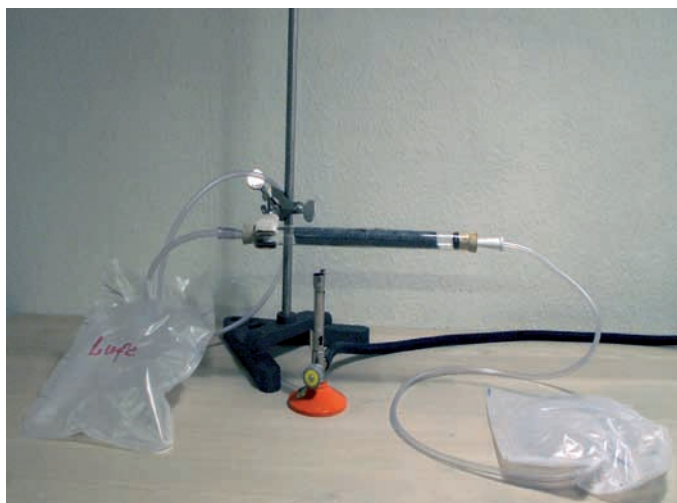
Forbrændingsrør, ca. 25-30 cm; Ø ca. 1-1,5 cm

Ståulud

Gummislanger

Propper, m. 1 hul (passer til forbrændingsrøret),

2 stk.



- Sæt 2 propper med 1 hul i hver ende af røret.
- Sæt studsene fra en tom urinpose i den ene prop.
- Sæt studsene fra en urinpose, som er ca. 1/3 fyldt med atmosfærisk luft i den anden prop (anvend fx en ballonpumpe eller en akvariepumpe).
- Spænd forbrændingsrøret op i et stativ (benyt A-fod, muffe og klemme).
- Opvarm ståulden til glødning i den ende som er nærmest den fyldte pose.
- Tryk langsomt luften gennem røret over i den tomme pose. Ståulden skal herefter gløde kraftigt op (luftens O₂ reagerer med Fe og Fe₂O₃ dannes). Der skal være så meget ståulud i røret, at glødezonen ikke bevæger sig helt hen til den modsatte ende af rørets ståulud; så er al O₂ nemlig ikke fjernet, og processen skal så gentages med nyt ståulud. • Tryk luften tilbage til den første pose, idet den ureagerede ståulud opvarmes med bunsenbrænderen. Den O₂-befriede luft er nu klar til NH₃-syntesen beskrevet ovenfor. Man skal være 100 % sikker på, at al O₂ er fjernet, før gassen blandes med H₂, idet man ellers risikerer en voldsom knaldgasreaktion.

- Har man ikke adgang til nitrogen på en ståflaske, kan det relativt nemt og hurtigt fremstilles ud fra atmosfærisk luft:
- Fyld et forbrændingsrør halvt med rimelig sammenpresset ståulud.

NH₃-fremstilling i laboratoriet ud fra NH₄Cl og Ca(OH)₂

Materiale- og kemikalieliste:

Reagensglas m. prop (1 hul)

Urinpose

Ammoniumchlorid ("salmiak"), NH₄Cl

Calciumhydroxid (hydratkalk), Ca(OH)₂.



- Hæld blandingen i et reagensglas og sæt prop med 1 hul heri.
- Anbring studsene fra en urinpose i prophullet.
- Opvarm blandingen i reagensglasset med en bunsenbrænder og opsaml det dannede NH₃ i urinposen (vær opmærksom på at blandingen i glasset ikke danner en fast "prop"; "slå" evt. lidt på glasset). Stop når posen er ca. 1/5 fyldt og anvend det dannede NH₃ til fremstilling af HNO₃ som tidligere beskrevet (med de anvendte stofmængder kan der maksimalt fremstilles ca. 0,9 liter NH₃; kontroller eventuelt selv dette ved en støkiometrisk beregning ⁷).

- Alt udstyr i dette forsøg skal være tørt (indvendig)!
- Bland på et stykke papir eller i et lille glas omhyggeligt ca. 2 g NH₄Cl og ca. 2 g Ca(OH)₂. Begge kemikalier skal før sammenlanding være finpulveriseret og uden klumper.

H₂SO₄-fremstilling, del 1: Fremstilling af SO₂

Materiale- og kemikalieliste

Forbrændingsrør (Ø1-1,5 cm; længde ca. 30 cm; kvarts er bedst)

Porcelænsbåd

Propper (1 hul i hver) passende til røret, 2 stk

Urinposer, 2 stk.

Svovl, S

Dioxygen (ilt), O₂ på stålflaske



- Spænd et forbrændingsrør vandret op i et stativ; der skal kunne stå en tændt bunsenbrænder under røret.
- Fyld 0,5 g S i en porcelænsbåd og placer denne i midten af røret.
- Sæt 2 propper fast i rørets ender.
- Sæt studsene fra en tom urinpose fast i det ene prophul.
- Forbind en urinpose ca. halvt fyldt med O₂ med det andet prophul.
- Ophed røret på det sted hvor porcelænsbåden står indtil alt S er smeltet. Fjern brænderen og tryk straks derefter meget langsomt al O₂ fra den ene urinpose hen over det smeltede S; dette skal brænde med en blå flamme. Hvis der er S tilbage i båden trykkes gasblandingen tilbage forbi det smeltede S (det kan evt. være nødvendigt kortvarigt at opvarme igen). En fyldt pose indeholder nu SO₂ samt uomdannet O₂ (som der er benyttet overskud af).
- Luk posen ved at bøje slangen og trykke en hætte ned over bøjningen. Indholdet skal anvendes til det næste eksperiment (katalytisk oxidation af SO₂).

SO₂ kan også fremstilles ved reaktion mellem saltsyre og natriumsulfit (se nedenfor).

1b. Alternativ fremstilling af svovldioxid ud fra natriumsulfit:

Reagensglas

Prop med 1 hul

Urinpose

Måleglas, 100 mL

Natriumsulfit, Na₂SO₃ (vandfrit)

Saltsyre, HCl, 4 M



- Anbring ca. 0,5 g Na₂SO₃ i et reagensglas.
- Anbring studsene fra en urinpose i en prop med 1 hul.
- Hæld ca. 25 mL 4 M HCl ned i reagensglasset og sæt straks proppen fast heri.
- Opvarm reagensglassets indhold så der hele tiden er en rimelig gasudvikling (indholdet må ikke skumme over).
- Når der er fremstillet ca. 0,5 liter gas (SO₂) stoppes opvarmningen og posens indhold benyttes til det næste forsøg (katalytisk oxidation af SO₂).

H₂SO₄-fremstilling, del 2: Katalytisk oxidation af SO₂ med O₂

Materiale- og kemikalieliste

Forbrændingsrør (Ø1-1,5 cm; længde ca. 30 cm; kvarts er bedst)

Propper (1 hul i hver og gerne ubrugte) passende til forbrændingsrøret, 2 stk

Glasrør (korte), 2 stk.

Reagensglas (store, Ø 24-28 mm), 2 stk.

Propper hver med 2 huller og som passer til reagensglassene, 2 stk

Glasrør 90° bøjet (ca. 7-20 cm); 2 stk.

Universalindikatorpapir

Urinposer, 2 stk.

H₂SO₄-katalysator (fra Haldor Topsøe)

Dioxygen (ilt), O₂ på stålf flaske

Svovldioxid, SO₂ (fremstilling: se foran)

Saltsyre, HCl, 4 M

Bariumchlorid, BaCl₂, 0,1 M



- Spænd et forbrændingsrør vandret op i et stativ. Figuren kan bidrage til at forstå den efterfølgende vejledning.
- Anbring i en længde af 3-4 cm lidt svovlsyre-katalysator i midten af forbrændingsrøret.
- Benyt 2 store reagensglas samt 2 propper hver med 2 huller, og som passer til reagensglassene.
- Anbring i hvert prophul både et 90° bøjet glasrør (ca. 7-7 cm) og et 90° bøjet glasrør (ca. 7-20 cm).
- Hæld ca. 10 mL demineraliseret vand i det ene reagensglas; mål pH i vandet med universalindikatorpapir.

- Sæt propperne med glasrør fast i de to reagensglas. Den længste del af glasrørene skal nå bunden af reagensglassene; forbind derefter netop disse to lange glasrør med hinanden med et kort stykke slange (reagensglassene kan fx stå i et stativ, så de ikke vælter).
- Benyt 2 propper med 1 hul som passer til forbrændingsrøret. I propherne skal sidde to korte stykker glasrør; propperne sættes fast i forbrændingsrøret.
- Det ene glasrør i forbrændingsrøret forbindes via en kort slange med en lukket urinpose der er ca. 1/3 fyldt med SO₂ (0,4-0,5 liter).
- Det andet glasrør i forbrændingsrøret forbindes via en kort slange med det ene af de korte bøjede glasrør.
- Det sidste af de korte bøjede glasrør forbindes via en kort slange med en lukket urinpose, der er ca. 1/2 fyldt med O₂.
- Fjern lukkeanordninger på de to urinposer og tryk SO₂ gennem forbrændingsrøret indtil den anden pose er helt fyldt med gas (evt. pumpes samtidig vand fra et reagensglas over i det andet).
- Varm nu direkte på katalysatoren med en bunsenbrænder med flammespreder stående under forbrændingsrøret.
- Reguler flammen og eventuelt også afstanden til forbrændingsrøret, så katalysatoren kun bliver ca. 450 °C (dette er absolut et skøn). Posernes indhold trykkes nu frem og tilbage 10-20 gange. Sker der (nu) noget synligt?

3.Reaktion af SO₃ med vand hvorved H₂SO₄ dannes. Påvisning af H₂SO₄.

- Opvarm et par mL af indholdet i et af de store reagensglas til kogning (indtil SO₂ ikke mere kan lugtes).
- Dyp en spatel i vandet og overfør en dråbe til et stykke indikatorpapir. Rød farve viser syre.
- Tilsæt ca. 1 mL 4 M HCl.
- Tilsæt 2-3 dråber 0,1 M BaCl₂. Hvis der efter ca. 1 minut kommer et hvidt bundfald (en hvidlig tåge), er sulfat påvist.

Altså: Hvis både syre og sulfat er påvist, så er det et bevis på, at der er dannet svovlsyre!

I kemien anvendes betegnelsen katalysator om et stof, som får kemiske reaktioner til at forløbe hurtigere, ofte op imod en million gange hurtigere. På en eller anden måde – undertiden uforklarligt – indgår katalysatoren i den kemiske reaktion, men på en sådan måde at den som slutresultat ikke forbruges. Derfor er katalysatorer et vigtigt element i den kemiske industri, og der anvendes katalysatorer i mere end 90% af alle industrielle kemiske processer.

Dette hæfte tjener som en kort introduktion til emnet katalysatorer og indeholder eksempler på demonstrationsforsøg, som illustrerer anvendelsen af katalysatorer i industrien til fremstilling af ammoniak, salpetersyre og svovlsyre – tre af de største industrielle kemiske processer.

