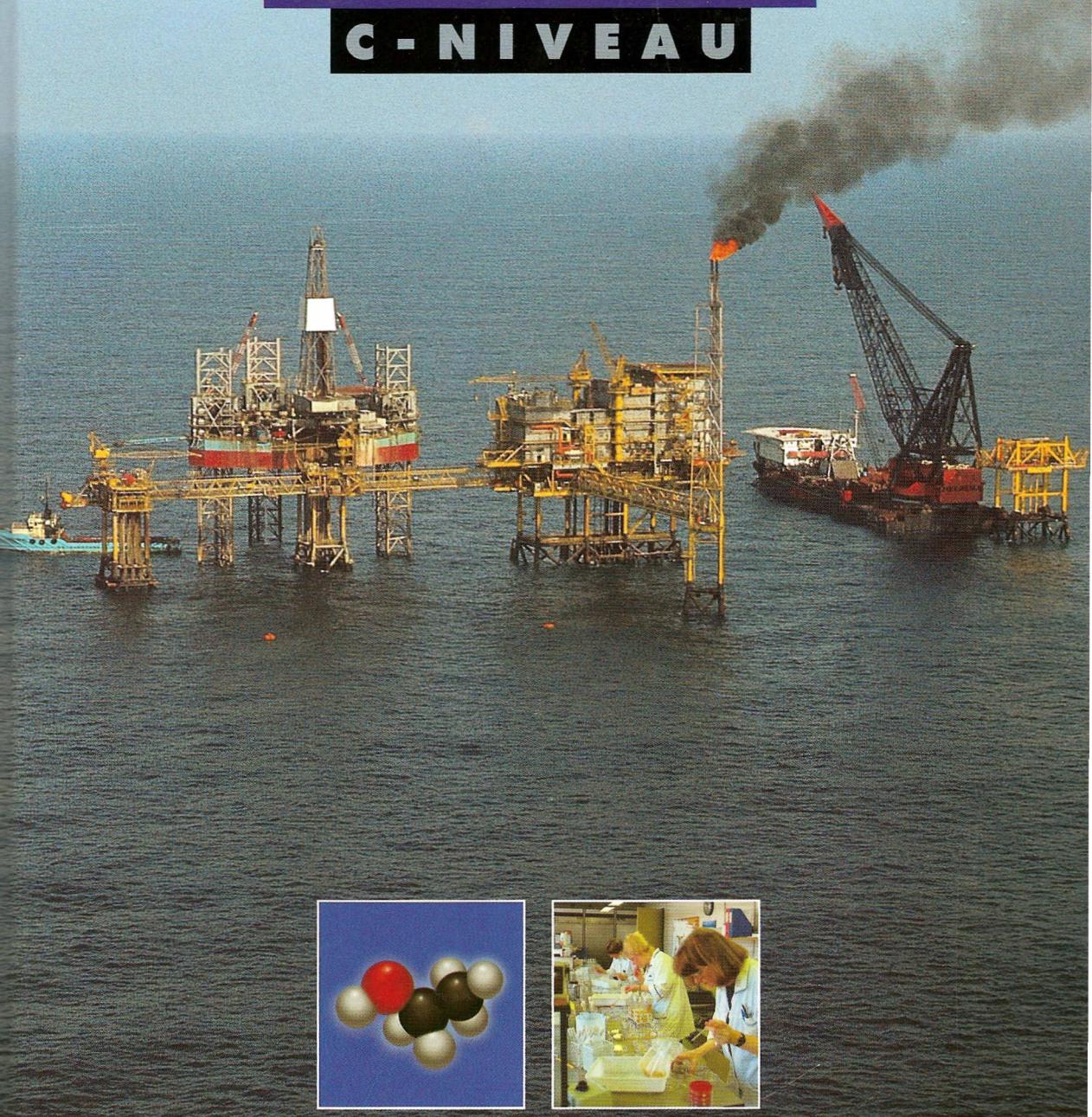


HELGE MYGIND

KEMI 2000

C-NIVEAU



HASE

Helge Mygind

*Kemi 2000
C-niveau*

P. Haase & Søns Forlag

Et indblik i den organiske kemi · 76

- Organisk kemi · 76
- Carbonatomets bindingsforhold · 77
- Alkaner · 80
- Alkanernes egenskaber · 84
- Alkener · 87
- Alkyner · 92
- Cycloalkaner og cycloalkener · 92
- Aromatiske carbonhydrider (arener) · 95
- Naturgas · 98
- Olie · 100
- Nogle oxygenforbindelser · 104

Blandinger · 108

- Homogene og heterogene blandinger · 108
- Procent og ppm · 108
- Stofmængdekoncentration · 110
- Mættet opløsning · 113
- Aktuel koncentration · 115
- Titreranalyse · 117

Syre-basereaktioner · 120

- Et eksempel på en syre-basereaktion · 120
- Syrer · 122
- Baser · 124
- pH-begrebet · 126
- Måling og beregning af pH · 129
- Syre-basetitrering · 131

Redoxreaktioner · 134

- Oxidation og reduktion · 134
- Spændingsrækken · 135
- Korrosion · 138
- Oxidationsstal · 139
- Afstemning af reaktionsskemaer for redoxreaktioner · 142
- Redoxtitrering · 145

Kemikalier og sikkerhed · 146

- Grænseværdier · 146
- Mærkning af kemikalier · 148
- Kemikalieaffald · 152

Forsuring · 154

- Vands kredsløb. Sur regn · 154
 - Svovl og svovlforbindelser · 156
 - Nitrogen og nitrogenforbindelser · 158
 - Emission af svovldioxid og nitrogenoxider · 162
 - Begrænsning af SO₂-emissionen · 166
 - Begrænsning af NO_x-emissionen · 169
 - Forsuringsskader · 173
-
- Register · 176
 - Tabeller · 179
 - Grundstofferne periodiske system · Bagest

Forord

Kemi 2000 er skrevet til de gymnasiale uddannelser. Systemet er tilpasset den reviderede gymnasiebekendtgørelse fra 1993.

I 1. g på gymnasiets matematiske linje undervises der i kemi på *C-niveau*. Derefter kan eleverne tage kemi som valgfag enten på *B-niveau* (mellemniveau) eller på *A-niveau* (højt niveau). Sproglige og hf'ere kan vælge kemi på *B-niveau*.

Kemi 2000 C-niveau giver en omhyggelig indføring i kemiens grundbegreber, men man kan ikke lære kemi blot ved at læse bogen igennem. En egentlig indlæring opnås kun ved at arbejde *aktivt* med stoffet. Brug papir og blyant under læsningen, notér hovedpunkterne i det læste stof, skriv de kemiske formler, prøv at afstemme reaktionsskemaerne osv.

Opgaveløsning spiller en vigtig rolle i indlæringsprocessen. Bogen indeholder et stort antal opgaver af vidt forskellig sværhedsgrad, hvilket åbner mulighed for differentieret undervisning. Der formidles en hel del kemisk viden via opgaverne.

Bogen er sat med relativt stor linjeafstand. Det skulle derfor ikke blive noget problem at nå de 140-170 sider, som bekendtgørelsen foreskriver. Sidste kapitel indeholder temaet *forsuring*, der kan læses som valgfrit stof. Kapitlet kan suppleres med tv-udsendelser og med aktuelle klip fra aviser og tidsskrifter.

Bekendtgørelsen og undervisningsvejledningen lægger op til, at man følger navngivningsreglerne fra den internationale kemiske organisation IUPAC. *Kemi 2000* følger desuden en del anbefalinger fra IUPAC med hensyn til valg af betegnelser m.m.

IUPAC anbefaler, at man bruger \rightleftharpoons til at angive to modsat rettede reaktioner, mens \rightleftharpoons angiver ligevægt. Denne skelnen mellem ikke-ligevægt og ligevægt spiller ikke nogen særlig rolle på C-niveauet. Her i bogen er \rightleftharpoons brugt generelt til at angive ikke-fuldstændige reaktioner – også i nogle tilfælde, hvor reaktionen næppe er næst helt til ligevægt under de aktuelle reaktionsbetingelser.

Ordet *strukturformel* bruges i overensstemmelse med IUPAC, der angiver CH3CHOHCOOH som eksempel. En strukturformel viser atomernes rækkefølge. En formel med samtlige bindingsstregen kaldes af IUPAC *displayed*. I overensstemmelse med tidlige praksis er der her valgt ordet *stregformel*.

Det er sjældent, at der optræder fejl, som skyldes forveksling af m (masse) og m (meter eller milli). Det kræver en vis – omend beskeden – indsats at lære at skelne mellem M (molar masse) og M (mol/L). Det kunne være fristende helt at undgå brugen af M og konsekvent skrive mol/L, men det vil give problemer på et senere tidspunkt, når man skal arbejde med emnebøger, tidsskrifter, databøger, opgavesamlinger, studenteksamsopgaver og øvelsesvejledninger.

Tak til mine kemikollegør på Varde Gymnasium, *Irene Kartvedt* og *Jens Peter Østergaard-Jensen*, for et inspirerende og behageligt dagligt samarbejde, og til *Søren Hauge Andersen*, Esbjerg Statskole, for en god og grundig korrekturlæsning.

Henvendelser fra brugerne af lærebogssystemet med kommentarer, forslag til forbedringer, påpegnings af fejl m.m. vil blive modtaget med tak.

Helge Mygind

Grundstoffer

Atomteorien

Luft, vand, sand, ler, hvide sten, sorte sten, gule sten, træ, græs... Vi kan umiddelbart konstatere, at naturen omkring os består af mange forskellige stoffer.

Det er en gammel tanke, at alt stof er opbygget af nogle få grundlæggende bestanddele. I den græske oldtid fremsatte filosoffen *Empedokles* (ca. 490-435 f.Kr.) en teori om stoffers opbygning. Ifølge denne teori er alt stof opbygget af fire *elementer*, nemlig *vand*, *jord*, *luft* og *ild*.

Ideen om de fire elementer blev senere bearbejdet af *Aristoteles* (384-322 f.Kr.), og hans anskuelser var den gængse teori i de næste ca. 2000 år. Det var en rent filosofisk teori – i modsætning til moderne naturvidenskabelige teorier, som er baseret på eksperimenter.

Det moderne grundstofbegreb skal først og fremmest tilskrives den franske kemiker *Antoine Laurent Lavoisier* (1743-1794). Han mente, at et stof kunne anses for at være et *grundstof*, hvis det endnu ikke havde været muligt at nedbryde stoffet til andre stoffer.

Man kan spalte vand til to andre stoffer, nemlig hydrogen (brint) og oxygen (ilt). Derfor er vand *ikke* et grundstof.

Derimod kunne man ikke spalte hydrogen, så det er et grundstof. Det samme gælder oxygen. Stoffer, som ikke er grundstoffer, kaldes *kemiske forbindelser*. Vand er en kemisk forbindelse af grundstofferne hydrogen og oxygen.

Lavoisier opstillede i 1789 en liste med 33 grundstoffer. En del af disse stoffer har senere vist sig at være kemiske forbindelser, og to af dem, *lys* og *varme*, er efter nutidens opfattelse slet ikke stoffer.

Atomteorien er nøje knyttet til grundstofbegrebet. Ifølge atomteorien består alt stof af nogle meget små partikler, som kaldes *atomer*. Et *grundstof* består af ens atomer, mens en *kemisk forbindelse* består af forskellige atomer, som er bundet sammen.

Den første anvendelige atomteori blev opstillet af *John Dalton* i 1803. Når Dalton skrev kemiske formler, anvendte han symbolske tegninger af atomerne, se figur 1.



John Dalton

1766-1844

Engelsk naturvidenskabsmand og lærer. Beskrev i 1794 som den første farveblindhed. Fremsatte i 1801 »Daltons lov« for trykket i gasblandinger. Dalton kaldes *atomteoriens fader*. Han opstillede sin atomteori i 1803, men offentlig gjorde den først i 1808.

Figur 1. Nogle af Daltons »kemiske formler».



hydrogen



oxygen



nitrogen



vand



ammoniak

Vand og ammoniak er kemiske forbindelser. Dalton antog, at de kemiske forbindelser var *simplest* muligt sammensat. Med den moderne skrivemåde svarer det til, at vandmolekylet har formlen HO og ammoniakk molekylet formlen NH. I vore dage ved vi, at de to stoffers formler er H₂O og NH₃.

I mange år var der tvivl om den kemiske formel for vand og en række andre almindelige stoffer. Omkring 1850 var der stadig kemikere, som hævdede, at vand havde formlen HO. Man skal helt frem til ca. 1865, før alle accepterede, at formlen måtte være H₂O.

Det kemiske symbol H betegner grundstoffet hydrogen, men det angiver også en bestemt mængde af grundstoffet, nemlig et hydrogenatom. Ved almindelig temperatur binder hydrogenatomer sig sammen to og to til hydrogenmolekyler:

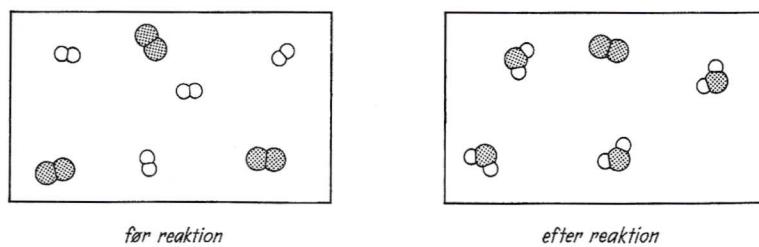


På tilsvarende måde består oxygen af molekyler, som hver indeholder to atomer. Oxygenmolekylet betegnes O₂.

Når man blander hydrogen og oxygen i en beholder, fordeler molekylerne sig mellem hinanden. Hvis blandingen opvarmes (antændes), sker der en kemisk reaktion. Figur 2 viser modeller af systemet før og efter reaktionen.

Figur 2. Før reaktionen rummer beholderen en blanding af hydrogen og oxygen. Der dannes vanddamp ved reaktionen.

Bemærk, at der er anvendt overskud af oxygen.



Reaktionsskemaet for reaktionen mellem hydrogen og oxygen skrives sådan:



Af to hydrogenmolekyler og et oxygenmolekyle får man to vandmolekyler. Som man ser, er der 4 H-atomer og 2 O-atomer på begge sider af reaktionspilen. Atomerne er bundet sammen på en anden måde efter reaktionen end før reaktionen. Ved en kemisk reaktion ændres de kemiske bindinger mellem atomerne, men selve atomerne ændres ikke.

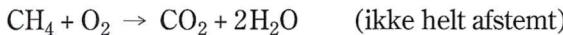
Et reaktionsskema er *afstemt*, når der er lige mange atomer af hvert grundstof på begge sider af reaktionspilen. Som eksempel på afstemning af et reaktionsskema kan vi se på forbrænding af

methan, der har formlen CH_4 . En *forbrænding* er en reaktion med oxygen, og ved forbrændingen af methan dannes der carbondioxid (CO_2) og vand:



Dette reaktionsskema er *ikke* afstemt. Man ser nemlig, at der er 4 H-atomer på venstre side og kun 2 på højre, og at der er 2 O-atomer på venstre side og 3 på højre side.

Det er nemmest at afstemme H-atomerne først og gemme afstemningen af O-atomerne til sidst, idet oxygen indgår i begge stofferne på højre side. Afstemningen af H-atomerne sker ved at sætte *koefficienter* foran formlerne, indtil der er lige mange H-atomer på begge sider:



Efter afstemning af O-atomerne er reaktionsskemaet afstemt:



Naturgas er en blanding af forskellige stoffer. Methan udgør ca. 90% af naturgas, og forbrændingen af methan er derfor en vigtig kemisk reaktion.

De stoffer, som står på venstre side af reaktionspilen, kaldes *reaktanter* (eller *udgangsstoffer*), mens stofferne til højre for pilen kaldes *produkter* (eller *reaktionsprodukter*). Når man skal skrive et reaktionsskema, begynder man med at skrive de *korrekte* kemiske formler for reaktanter og produkter, og derefter afstemmes samtlige grundstoffer ved at sætte *koefficienter foran formlerne*. Man må naturligvis *ikke* rette på en korrekt kemisk formel for at få reaktionsskemaet til at stemme.

Senere indføres reaktionsskemaer med ioner. Her skal man desuden sørge for, at den elektriske ladning er den samme på begge sider af reaktionspilen.

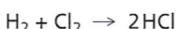
Opgave 1. Afstem følgende reaktionsskemaer:

- a) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$
- b) $\text{CO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$
- c) $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
- d) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Opgave 2. Hvilken forskel er der på en *blanding* af to grundstoffer og en *kemisk forbindelse* bestående af de to grundstoffer?

Opgave 3. Tegn en model af en blanding af hydrogenmolekyler og chlormolekyler (Cl_2). Tegn f.eks. 5 hydrogenmolekyler og 7 chlormolekyler.

Hvis en blanding af hydrogen og chlor belyses med lys fra en blitzpære, sker reaktionen:



Tegn en model af systemet efter reaktionen.

Opgave 4. Dalton's atomteori bygger bl.a. på følgende antigelser:

- Et grundstof består af ens atomer.
- Et atom kan ikke deles i mindre dele.
- Et atom af et grundstof kan ikke omdannes til et atom af et andet grundstof.

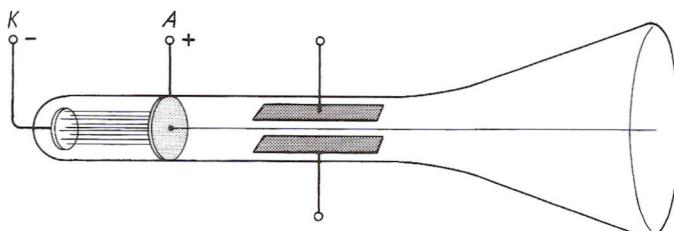
Diskuter på grundlag af viden fra grundskolens fysik-kemi-undervisning, om man stadig anser disse antigelser for at være rigtige.

Atomets opbygning

Oprindelig forestillede man sig, at atomet var en lille kugle, som ikke kunne deles i mindre dele. Ordet *atom* kommer af det græske ord *atomos*, som betyder *udelelig*.

I slutningen af 1800-tallet opdagede man imidlertid, at det var muligt at trække negativt ladede partikler ud af metaller ved at anvende en stor spændingsforskel. Princippet fremgår af figur 3.

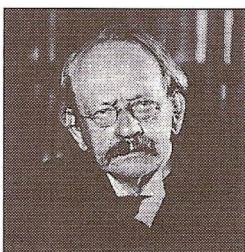
Figur 3. Et katodestrålerør.



Der tilsluttes en spændingskilde mellem katoden K og anoden A, idet katoden forbides til minus. Røret er næsten lufttomt. Når spændingsforskellen er tilstrækkelig stor, udgår der de såkaldte *katodestråler* fra katoden og over mod anoden, hvor en stråle går gennem et hul og videre ud i røret.

Hvis man tilslutter en spændingsforskel mellem de to vandrette plader på figur 3, kan man afbøje katodestrålen. Desuden kan strålen afbøjes af en magnet.

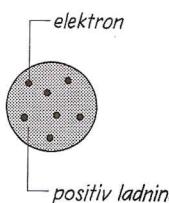
Nogle fysikere troede, at katodestrålerne var *bølger*, men flere og



Joseph John Thomson

1856-1940

Engelsk fysiker, som opdagede elektronen i 1897. Tildelt nobelprisen i fysik 1906. Han påviste i 1913, at grundstoffet neon bestod af flere forskellige isotoper (isotoper omtales side 14).



Figur 4. I Thomsons atommodel er elektronerne fordelt i en positivt ladet kugle.

Figur 5. Rutherford's forsøg. Opstillingen befandt sig i en lufttom beholder. Modellen til højre på figuren illustrerer Rutherford's tolkning af forsøget.

flere forsøg tydede på, at strålerne var en strøm af negativt ladede partikler.

Ved at studere afbøjningen af katodestråler kunne den engelske fysiker *Joseph John Thomson* i 1897 bestemme forholdet mellem de negativt ladede partiklers ladning og masse. Hans forsøg viste, at dette forhold var det samme, uanset hvilket metal katoden var lavet af. Det er altså den samme negative partikel, som kan trækkes ud af alle metaller. Hermed havde han opdaget den fundationale partikel, som vi kalder *elektronen*.

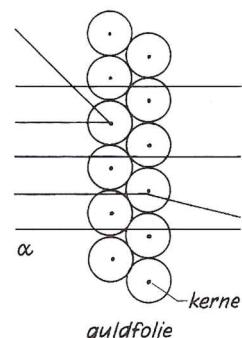
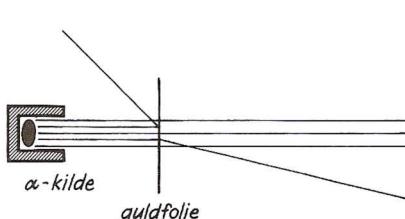
Elektronerne må være trukket ud af metalatomerne i katoden. Herefter er det en naturlig tanke, at elektronerne indgår som bestanddel af atomet. Som vist på figur 4 mente Thomson, at elektronerne var fordelt i en positiv ladet kugle på samme måde som rosinerne i en rosinbolle. Men han kunne ikke bestemme antallet af elektroner, og derfor kunne han ikke afgøre, om den positive ladning var knyttet til et stof med masse.

Thomsons atommodel kunne imidlertid ikke forklare nogle forsøg, som blev lavet af *Ernest Rutherford* og medarbejdere i 1909-11. De sendte den form for radioaktiv stråling, som kaldes α -stråling, ind mod et tyndt folie af guld. På det tidspunkt vidste man, at α -strålingen bestod af positive heliumioner.

Som vist på figur 5 passerede de fleste α -partikler gennem guldfoliet uden at afbøjes nævneværdigt. Nogle få af α -partiklerne blev imidlertid kastet tilbage i den retning, de kom fra. Thomsons model kan ikke forklare denne hårde tilbagekastning.

På grundlag af forsøget opstillede Rutherford en ny atommodel. Ifølge hans model er næsten hele atomets masse samlet i en lille kerne, som sidder midt i atomet. De få α -partikler, som kastes tilbage i forsøget på figur 5, er stødt frontalt ind mod en af de tunge atomkerner i guldfoliet.

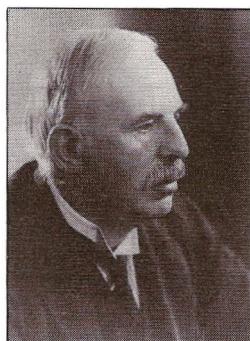
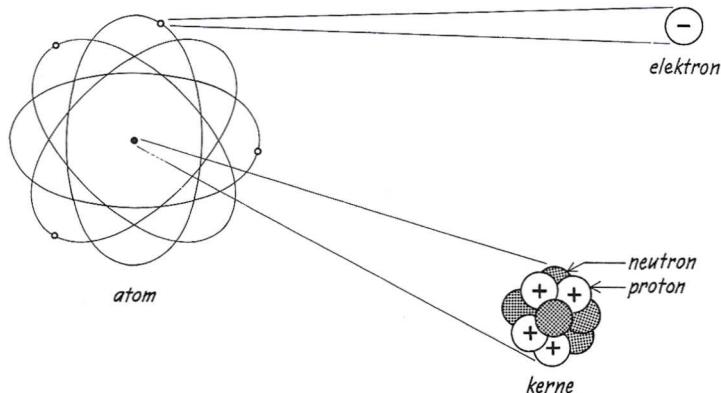
Atomkernen har en positiv elektrisk ladning, og de negativt la-



dede elektroner bevæger sig rundt omkring kernen i »stor« afstand. Et atom er i sig selv ufatteligt lille, og kernens radius er ca. 100000 gange mindre end atomets radius.

I vore dage ved vi, at atomkernen består af to slags partikler, nemlig *protoner*, som har en positiv elektrisk ladning, og *neutroner*, som er elektrisk neutrale, se figur 6. Neutronen er opdaget så sent som i 1932.

Figur 6. Model af et atom.



Ernest Rutherford

1871-1937

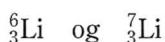
Engelsk fysiker, som hovedsagelig studerede radioaktive omdannelser. Rutherford modtog nobelprisen i kemi i 1908. Der er forslag om at give grundstof nr. 104 navnet rutherfordium med det kemiske symbol Rf.

Kernen er omgivet af negativt ladede *elektroner*. Protonens ladning er $+e$ og elektronens ladning $-e$, hvor e er den elektriske *elementarladning*. Det er den mindste ladning, man kender. Normalt siger man blot, at protonens ladning er +1 og elektronens -1. Et atom indeholder lige mange protoner og elektroner, så atomet er elektrisk neutralt.

Protoner, neutroner og elektroner kaldes *elementarpartikler*. Nogle data for partiklerne er anført i tabel 1 øverst på næste side. Masseenheden 1u defineres side 16. Læg mærke til, at protonen og neutronen begge har en masse på ca. 1u, mens elektronens masse er ubetydelig i forhold hertil.

Antallet af protoner (og dermed antallet af elektroner) kaldes *atomets nummer* og betegnes Z . Atomnummeret fortæller, hvilket grundstof der er tale om. Nr. 1 er hydrogen, nr. 2 er helium, nr. 3 lithium osv.

Oprindelig troede man, at et grundstof bestod af helt ens atomer. Det har imidlertid vist sig, at antallet af neutroner kan variere. På figur 7 ses modeller af de to slags lithiumatomer, man finder i naturen. Man siger, at naturligt lithium består af to *isotoper*, og de betegnes:



Nederst foran det kemiske symbol skriver man atomnummeret Z .

Tabel 1. Data for de elementarparkikler, som atomerne består af.

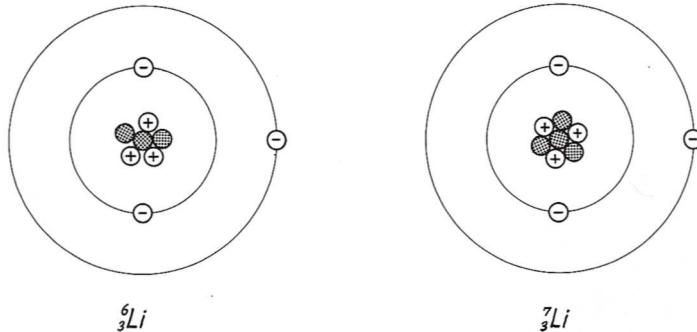
Elementarparkikel	Ladning	Masse	Antalsbetegnelse
Proton	+1 (e)	1,0073 u	Z
Neutron	0	1,0087 u	N
Elektron	-1 (e)	0,00055 u	(Z)

Tallet foroven kaldes *nukleontallet*, og det betegnes *A*. *Nukleoner* (kernepartikler) er en fælles betegnelse for protoner og neutroner, og nukleontallet er naturligvis summen af protontallet *Z* og neutrontallet *N*:

$$A = Z + N$$

${}^7_{\Lambda}Li$ indeholder 3 protoner og 4 neutroner. Man kan nøjes med at skrive 7Li (»lithium-svø«), da det er givet, at atomnummeret er lig med 3, når man har skrevet det kemiske symbol Li.

Figur 7. Simple atommodeller af de to naturligt forekommende lithiumisotoper.



Nukleoner har som nævnt en masse på ca. 1u hver, mens elektrons masse er ubetydelig i forhold hertil. Massen af et 7Li -atom bliver derfor ca. 7u, svarende til at nukleontallet er lig med 7. Nukleontallet *A* kaldes også atomets *massetal*.

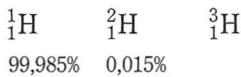
De to lithiumatomer på figur 7 har identiske elektronsystemer, dvs. de to atomer er identiske i den del af atomet, som vender ud mod andre atomer. Det er *elektronsystemet*, som bestemmer de kemiske egenskaber, og de to lithiumisotoper har derfor ens kemiske egenskaber. Vi kan sige, at et grundstof består af atomer, som er *kemisk set ens*.

På figur 7 er der tegnet to elektroner i *første skal* og én elektron i *anden skal*. Indtil videre vil vi benytte denne simple skalmodel af atomet.

7,42% af antallet af lithiumatomer i naturligt forekommende lithium er 6Li , og de resterende 92,58% er 7Li . Et grundstofs iso-

topsammensætning er stort set den samme overalt på Jorden. Lithiums isotopsammensætning afhænger altså hverken af findested eller lithiummineralets kemiske sammensætning.

Der er tre isotoper af grundstoffet hydrogen, men kun to af dem forekommer i naturen:



Isotopfordelingen er anført. ^2H kaldes undertiden deuterium og ^3H tritium. Disse isotopnavne hentyder til, at atomerne indeholder henholdsvis to og tre nukleoner. *Tungt vand* består af vandmolekyler, som indeholder to deuteriumatomer.

Tritium findes ikke i naturen. Tritiumatomet er *radioaktivt*, dvs. atomkernen er ustabil. Før eller siden omdannes atomkernen under udsendelse af radioaktiv stråling. Tritiums *halveringstid* er 12 år. I en mængde tritium vil halvdelen af antallet af tritiumatomer være omdannet efter 12 år. Tritiumatomerne omdannes til ^3He .

Opgave 5. Angiv antallet af protoner, neutroner og elektroner i følgende atomer:



Opgave 6. $^{14}_6\text{C}$ (»kulstof-14«) er radioaktiv. Under udsendelse af radioaktiv stråling omdannes $^{14}_6\text{C}$ til $^{14}_7\text{N}$. Hvilken forskel er der på disse to atomers opbygning?

Atommasse

Atomers masse måles i enheden u, der er defineret sådan:

$$1\text{u} = \frac{1}{12} \text{ af } ^{12}_6\text{C}-\text{atomets masse}$$

Et $^{12}_6\text{C}$ -atom får dermed massen præcis 12u. Protonens og neutronens masse er begge lidt *over* 1u (se tabel 1 side 15). $^{12}_6\text{C}$ består af 6 protoner, 6 neutroner og 6 elektroner, og den samlede masse for disse 18 partikler er over 12u. Her er noget, som ikke stemmer, idet $^{12}_6\text{C}$ -atomet som nævnt *definitionsmaessigt* har en masse på præcis 12u.

Forklaringen er, at masserne i tabel 1 er bestemt ved at måle på de *frie* elementarpartikler. Det viser sig, at protonerne og neutro-

nerne mister ca. 1% af deres masse, når de bindes sammen i en atomkerne. Dette massetab kan forklares ved hjælp af relativiteteorien.

Man kan altså ikke *beregne* et atoms nøjagtige masse. Man må *måle* massen, og det sker med et apparat, som kaldes et massespektrometer. Med et massespektrometer kan man måle både de enkelte atomers masse og grundstofferne isotopsammensætning. For carbon finder man:

$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$
98,892%	1,108%
12,00000u	13,00336u

Indholdet af den radioaktive isotop $^{14}_6\text{C}$ (carbon-14) er så forsvindende lille, at det er uden betydning i denne sammenhæng. Af de anførte masser er det kun ^{13}C -atomets masse, der er en målt størrelse, idet ^{12}C -atomets masse som nævnt definitionsmæssigt er fastsat til 12u.

En kemiker arbejder normalt ikke med atomerne enkeltvis. Hvis man f.eks. anvender 2 gram carbon, har man ca. 10^{23} C-atomer. Når man arbejder med et uhyre stort antal atomer, er det mindre væsentligt at vide, hvad et ^{12}C -atom og et ^{13}C -atom vejer. Det afgørende er den *gennemsnitlige* masse pr. carbonatom.

For at beregne gennemsnitsmassen betragter vi 100000 C-atomer. Ifølge den anførte isotopfordeling drejer det sig (statistisk set) om 98892 ^{12}C -atomer og 1108 ^{13}C -atomer. Gennemsnitsmassen er den samlede masse af disse atomer divideret med antallet:

$$\frac{98892 \cdot 12,00000\text{u} + 1108 \cdot 13,00336\text{u}}{100000} = 12,011\text{u}$$

Hvis vi først dividerer med 100000, kan udregningen skrives:

$$\frac{98,892}{100} \cdot 12,00000\text{u} + \frac{1,108}{100} \cdot 13,00336\text{u} = 12,011\text{u}$$

Her kan man direkte se, hvordan den procentvise isotopfordeling indgår ved udregningen af gennemsnittet. Den udregnede gennemsnitsmasse kaldes carbons *atommasse*.

Et grundstofs atommasse er gennemsnitsmassen af atomerne i grundstoffets naturlige isotopblanding.

Da carbons isotopfordeling varierer lidt fra sted til sted, angives atommassen med kun 3 decimaler.

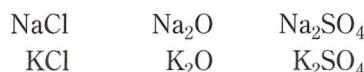
Opgave 7. Der er tre oxygenisotoper i naturen:

$^{16}_8\text{O}$	$^{17}_8\text{O}$	$^{18}_8\text{O}$
99,759%	0,037%	0,204%
15,99492 u	16,99913 u	17,99916 u

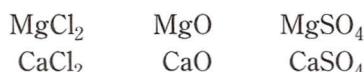
Beregn oxygens atommasse.

Grundstofferne periodiske system

Nogle grundstoffer ligner hinanden meget. Det drejer sig f.eks. om natrium ($Z = 11$) og kalium ($Z = 19$). Natrium og kalium er bløde metaller, som man let kan skære igennem med en kniv. Smeltepunktet er lavt (98°C for Na og 63°C for K). De to metaller reagerer særdeles voldsomt med vand og med en række andre stoffer. Formlerne for de kemiske forbindelser ligner også hinanden, f.eks.:



Forlader vi Na og K og går én op i atomnummer, kommer vi til magnesium ($Z = 12$) og calcium ($Z = 20$). Ingen har vi to grundstoffer med stor indbyrdes lighed. De er begge metaller, og deres smeltepunkter er forholdsvis høje (650°C for Mg og 840°C for Ca). De er ret reaktionsdygtige, men de reagerer ikke nær så voldsomt som natrium og kalium. Eksempler på kemiske forbindelser af magnesium og calcium:



Igen ser man, at de kemiske formler ligner hinanden, men disse formler ligner *ikke* formlerne for de tilsvarende natrium- og kaliumforbindelser.

I 1860'erne prøvede flere forskellige kemikere at opstille grundstofferne i et system. Det første anvendelige *periodiske system* blev opstillet af russeren *Dimitrij Mendelejev* i 1869. Tabel 2 er en gengivelse af Mendelejevs system. Her er grundstofferne opstillet i rækkefølge efter *voksende atommasse*. Grundstoffer, som ligner hinanden, er placeret på samme vandrette række. F.eks. står natrium og kalium i samme række. Derimod er det ikke lykkedes Mendelejev at placere calcium i samme vandrette række som magnesium.

Læg mærke til, at Mendelejev »snød« nogle steder. Han måtte



Dimitrij Mendelejev

1834-1907

Russisk kemiker, som i 1869 opstillede det første anvendelige periodiske system. Det rummede de 63 grundstoffer, man kendte dengang.

Grundstof nr. 101 er opkaldt efter Mendelejev.

Tabel 2. En gengivelse af Mendelejevs periodiske system fra 1869.
Bemærk den upræcise skrivemåde. Det kemiske symbol kan naturligvis ikke være lig med atommassen.

		Ti = 50	Zr = 90	? = 180
		V = 51	Nb = 94	Ta = 182
		Cr = 52	Mo = 96	W = 186
		Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
		Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
		Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
	H = 1	Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	Sb = 122	
	O = 16	S = 32	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137
		? = 45	Ce = 92	
		?Er = 56	La = 94	
		?Yt = 60	Di = 95	
		?In = 75,6	Th = 118?	

f.eks. bytte om på rækkefølgen af tellur (atommasse 128) og iod (atommasse 127) for at få de to grundstoffer placeret i de vandrette rækker, hvor de hørte hjemme ifølge deres kemiske egenskaber.

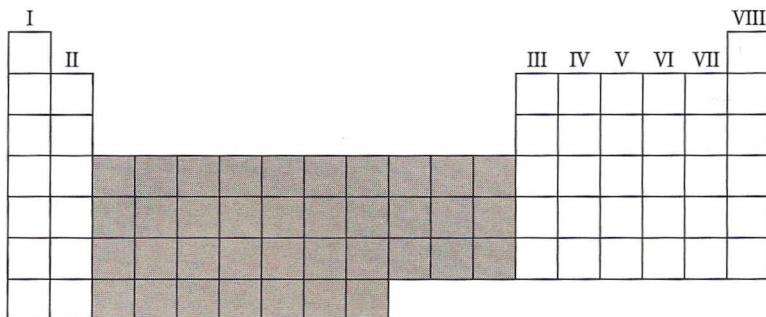
Endvidere bemærker man de tomme pladser i systemet. Mendelejev mente, at disse pladser tilhørte grundstoffer, som endnu ikke var opdaget. Feks. mangler der ifølge Mendelejev et grundstof med atommassen 68 og et andet med atommassen 70. Mendelejev kunne forudsige en række af disse grundstoffers egenskaber, og det var medvirkende til, at man inden for en kort årrække fandt de manglende grundstoffer.

Vi forlader nu Mendelejevs system og går over til at se på en moderne opstilling af det periodiske system som vist bagest i bogen. Grundstofferne er nu opstillet i rækkefølge efter *voksende atomnummer*, dvs. efter voksende antal protoner i atomkernen. Hydrogen med $Z = 1$ står først, så kommer helium med $Z = 2$, lithium med $Z = 3$ osv.

De vandrette rækker i det periodiske system bag i bogen kaldes *perioder*. De er lavet så lange, at grundstoffer, som ligner hinanden, kommer til at stå under hinanden. Kalium står neden under natrium, og calcium står under magnesium. Det fantastiske er, at det »går op« over det hele. Det skal dog bemærkes, at hydrogen ikke passer særlig godt ind i systemet.

De lodrette søjler kaldes *grupper*, og grundstofferne i en gruppe ligner altså hinanden. De lange grupper kaldes *hovedgrupper*, og de

Figur 8. Hovedgrupper og undergrupper. Undergrupperne er markeret med gråt.
Hovedgruppernes numre er anført.



korte kaldes *undergrupper*. På figur 8 er undergrupperne markeret med gråt.

I overensstemmelse med sædvanlig praksis nummererer vi hovedgrupperne med romtal og undergrupperne med romtal efterfulgt af bogstavet a. Hovedgruppe I vil vi omtale som 1. hovedgruppe, mens undergruppe Ia kaldes 1. undergruppe osv.

Nogle af hovedgrupperne har specielle navne. Grundstofferne i 7. hovedgruppe kaldes *halogenerne*. *Halogen* betyder *saltdanner*. Grundstofferne i 1. hovedgruppe (undtagen hydrogen) kaldes *alkalimallerne*.

Grundstofferne i 8. hovedgruppe kaldes *de ædle gasser*. Alle grundstofferne i denne gruppe er nemlig gasser og de kaldes *ædle*, fordi de er *meget* reaktionstræge. I 1962 lykkedes det for første gang at fremstille en kemisk forbindelse af en ædel gas, og til dato er der kun fremstillet få forbindelser af de ædle gasser, hovedsagelig af xenon. Et »molekyle« af en ædel gas består af et enkelt atom. Dette er endnu et tegn på ædelgassernes modvilje mod at danne kemiske bindinger.

I de fleste tilfælde sker der en gradvis udvikling ned gennem en hovedgruppe. I tabel 3 ser man, hvordan egenskaberne ændres, når man går ned gennem 7. hovedgruppe. Bemærk den gradvise ændring af smeltepunkt, kogepunkt og udseende.

Der sker ret store ændringer i den kemiske reaktionsdygtighed, når man går ned gennem denne hovedgruppe. Fluor reagerer

Tabel 3. Nogle egenskaber for grundstofferne i 7. hovedgruppe.
Hovedgruppen rummer desuden det meget sjældne grundstof astat.

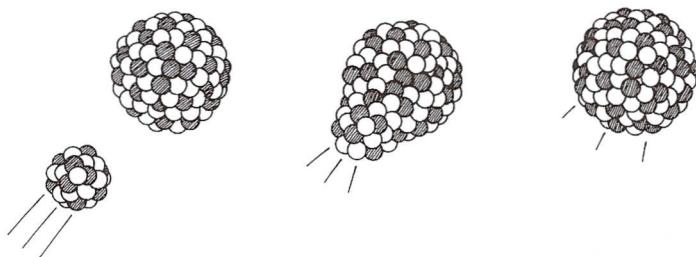
Navn	Formel	Udseende ved stuetemperatur	Smeltepunkt	Kogepunkt	Kemisk reaktionsdygtighed
Fluor	F ₂	lysegul gas	-220°C	-188°C	uhyre stor
Chlor	Cl ₂	gulgrøn gas	-101°C	-34°C	meget stor
Brom	Br ₂	rødbrun væske	-7°C	59°C	stor
Iod	I ₂	sorte krystaller	114°C	184°C	moderat

særdeles voldsomt med næsten alt, hvorimod iod er et ret fredsommeligt stof.

I det periodiske system bag i bogen ser man nederst to rækker grundstoffer, som kaldes *lanthanoider* og *actinoider*. De skal placeres i forlængelse af henholdsvis lanthan ($Z = 57$) og actinium ($Z = 89$), og de minder særdeles meget om disse to grundstoffer. De er trukket ud som to særlige rækker for at gøre systemet smalere og mere overskueligt.

Man kender for tiden (1994) grundstofferne med numrene fra 1 til 109. Af disse findes de 90 »i naturen«. Resten (nr. 43, 61 og 93 til 109) er fremstillet ved *atomkernreaktioner*. Man kan lave nye grundstoffer ved at beskyde en tung atomkerne med en let atomkerne, som er accelereret op til stor fart. Hvis de to atomkerner bliver hængende sammen, har man fået en ny atomkerne, hvis atomnummer er summen af de to kolliderende kerners atomnumre (se figur 9).

Figur 9. Et sammenstød mellem to atomkerner, som fører til dannelse af en ny atomkerne. Kun hvis sammenstødet er meget voldsomt, kommer de to kerner så tæt på hinanden, at de kan blive hængende sammen.



Fremstillingen af nye grundstoffer henregnes under fysikken, da forsøgsbetingelserne er meget forskellige fra de forsøgsbetingelser, man anvender ved kemiske forsøg. De energimængder, der omsættes ved en grundstofomdannelse, er meget større end de energiomsætninger, man kender fra kemiske reaktioner.

Ved en kemisk reaktion sker der ændringer i atomernes elektronsystemer, hvorimod atomkernerne ikke ændres. Atomernes art og antal bevares ved *kemiske* reaktioner, jævnfør afstemningen af reaktionsskemaer.

De kunstigt fremstillede grundstoffer er alle radioaktive, og for grundstofferne med de højeste atomnumre gælder, at atomkernerne har *meget* kort halveringstid. Disse grundstoffer har derfor ikke så stor kemisk interesse.

En del naturligt forekommende grundstoffer er ligeledes radioaktive. Der er slet ingen stabile isotoper af grundstofferne med atomnummer over 83.

Fra grundstof nr. 104 anvender man indtil videre en systematisk navngivning af grundstofferne. Det systematiske navn dannes af

cifrene i atomnummeret. Nummer 104 hedder efter dette system unnilquadium (un-nil-quadium) med det kemiske symbol Unq, mens nr. 105 hedder un-nil-pentium (Unp). Hermed har man indført atomtegn, som består af tre bogstaver. Op til nr. 104 består atomtegnet af et enkelt stort bogstav (f.eks. H), eller et stort bogstav efterfulgt af et lille bogstav (f.eks. Na).

En række almindelige grundstoffer har specielle danske navne, f.eks. brint, ilt, kvælstof og kulstof. En kemiker foretrækker at kalde disse grundstoffer hydrogen, oxygen, nitrogen og carbon. Her i bogen bruges de kemiske grundstofnavne konsekvent, men i talesprog bør man jævnligt bruge de gamle danske grundstofnavne, så man ikke mister forbindelsen til dagligdagens sprogsprug.

Opgave 8. Forklar forskellen på de kemiske formler Co og CO.

Opgave 9. Med systematisk navngivning skal grundstof nr. 110 hedde un-un-nilium med det kemiske symbol Uun. Man planlægger at fremstille dette grundstof ved sammenstød mellem en nikkelkerne og en blykerne. Forklar, at et sammenstød mellem disse to atomkerner kan føre til dannelse af en kerne af grundstof nr. 110.

Atomernes elektronsystem

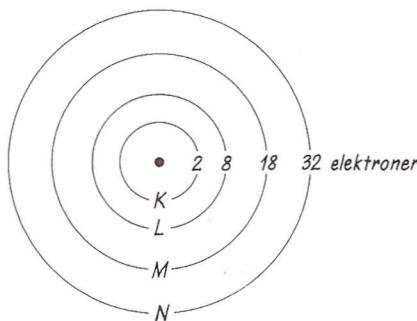
I 1913 opstillede *Niels Bohr* en teori for atomets elektronsystem. I overensstemmelse med Bohrs teori vil vi forestille os, at elektronerne fordeler sig i *skaller* uden om atomkernen.

Opbygningen af elektronsystemet bestemmer grundstoffets kemiske egenskaber. Specielt er antallet af elektroner i yderste skal afgørende for egenskaberne. Ædelgassernes atomer har et *særligt stabilt* elektronsystem, og derfor mangler de tilbøjeligheden til at danne kemiske bindinger.

I skal nr. n kan der maksimalt være $2 \cdot n^2$ elektroner. Skal nr. 1 ($n = 1$) kan altså rumme 2 elektroner, og i 2., 3. og 4. skal kan der maksimalt være henholdsvis 8, 18 og 32 elektroner (se figur 10). Den inderste skal kaldes også K-skallen, 2. skal kaldes L-skallen, 3. skal M-skallen osv.

Elektronerne fordeler sig i skallerne på en sådan måde, at atomets energi bliver så lav som muligt. Man kunne tro, at skallerne blot blev fyldt op med elektroner indefra, men så simpelt er det ikke. Skallerne (bortset fra 1. skal) er i virkeligheden delt op i un-

Figur 10. Det maksimale antal elektroner i de fire første skaller.



derskaller, og forholdene kompliceres yderligere af frastødningen mellem elektronerne i atomet.

Vi vil koncentrere os om de første 20 grundstoffer. Grundstof nr. 1, hydrogen, har sin elektron i 1. skal (inderste skal). Helium er grundstof nr. 2, og heliumatomet har begge sine elektroner i inderste skal, som dermed er fyldt. Denne elektronstruktur er særligt stabil, jævnfør at helium er en ædel gas.

Fra grundstof nr. 3 til grundstof nr. 10 fyldes 2. skal (2. periode i det periodiske system):

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,8

Atomernes elektronstruktur er anført. Elektronstrukturen 2,1 betyder, at der er 2 elektroner i 1. skal og 1 elektron i 2. skal. Også her er strukturen med fyldt skal særlig stabil, svarende til ædelgasen neon.

Derefter fyldes 3. skal op til 8, hvorved vi får 3. periode i det periodiske system:

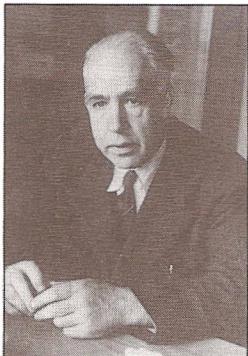
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
2,8,1	2,8,2	2,8,3	2,8,4	2,8,5	2,8,6	2,8,7	2,8,8

Argon med 8 elektroner i yderste skal er en ædel gas. De følgende ædle gasser har også 8 elektroner i yderste skal.

Skønt 3. skal endnu ikke er fyldt, sker den videre opfyldning i 4. skal:

K	Ca
2,8,8,1	2,8,8,2

Det er først og fremmest antallet af elektroner i yderste skal, der bestemmer de kemiske egenskaber. Grundstofferne i en gruppe ligner hinanden, fordi de har samme antal elektroner i yderste skal. På figur 11 på næste side er antallet af elektroner i yderste



Niels Bohr

1885-1962

Dansk fysiker, som i 1913 fremsatte en teori for

atomernes elektron-system. Bohrs teori forklarer bl.a., hvad der sker, når atomer udsender lys.

Niels Bohr fik nobelprisen i fysik i 1922. Der er fremsat forslag om at give grundstof nr. 107 navnet nielsbohrium med det kemiske symbol Ns.

Figur 11. Prikkerne viser antallet af elektroner i yderste skal. Antallet er lig med nummeret for den pågældende hovedgruppe.

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H •	• Be •	• B •	• C •	• N •	• O •	• F •	: He
Li •	• Mg •	• Al •	• Si •	• P •	• S •	• Cl •	: Ne :
Na •	• Ca •						: Ar :

skal vist med prikker. Følgende regel gælder for alle hovedgruppegrundstoffer undtagen helium:

For hovedgruppegrundstoffer gælder, at antal elektroner i yderste skal er lig med hovedgruppens nummer.

Hver gang man begynder på en ny periode (en ny række), starter man på en ny skal. I 1. periode er 1. skal den yderste skal, i 2. periode er 2. skal yderste skal osv.

Periodenummeret angiver nummeret på den yderste skal i det neutrale atom.

I vores gennemgang af elektronstrukturen kom vi til grundstof nr. 20 (calcium), der har elektronstrukturen 2,8,8,2. Fra grundstof nr. 21 til nr. 30 passerer man hen gennem undergrupperne. Vi nøjes med at se på elektronstrukturen for nr. 21 og nr. 30:



Hen gennem undergrupperne sker elektronopfyldningen i næst-yderste skal, som fyldes op fra 8 til 18 elektroner. Hvis man studerer tabellen side 179-181, ser man, at der er nogle uregelmæssigheder, men de fleste undergruppegrundstoffer har 2 elektroner i yderste skal. Derfor er der visse ligheder mellem undergruppegrundstofrene, f.eks. er de alle metaller.

Vi skal først og fremmest interessere os for hovedgrupperne. Som allerede påpeget har ædelgassernes atomer et særlig stabilt elektron-system:



Bemærk, at elektronerne hører sammen to og to i *elektronpar*. De øvrige hovedgruppegrundstoffer danner som regel bindinger på en sådan måde, at de opnår et elektronsystem, som svarer til en ædel gas. Denne regel kaldes *oktetreglen* eller *ædelgasreglen*.

I det periodiske system bag i bogen er der tegnet en trappelinje. Grundstofferne til venstre for trappelinjen er *metaller*, mens *ikke-metallerne* står til højre for trappelinjen. De fleste grundstoffer er altså metaller. Der er naturligvis en glidende overgang fra metaller til ikke-metaller. På overgangen står de såkaldte *halvmetaller*, som både har metalegenskaber og ikke-metalegenskaber. Det drejer sig f.eks. om silicium, germanium, arsen og tellur.

Det karakteristiske for metallerne er først og fremmest deres *elektriske ledningsevne* og deres *metalglans*. Der er imidlertid også kemiske forskelle mellem metaller og ikke-metaller. Metallerne har relativt få elektroner i yderste skal, og som vi skal se i næste kapitel, har metalatomer tilbøjelighed til at afgive elektroner. Ikke-metallerne har relativt mange elektroner i yderste skal, og de har tendens til at optage elektroner.

Opgave 10. Betragt følgende række grundstoffer: K, P, Ne, C, Ba, Se og Cr.

- Hvilke af disse grundstoffer er ikke-metaller?
- Hvilket af de nævnte grundstoffer minder kemisk set om svovl?

Opgave 11. Et atom har 5 elektroner i yderste skal, og 4. skal er yderste skal. Hvor står det pågældende grundstof i det periodiske system?

Grundstofferses forekomst

Vore omgivelser består af en lang række forskellige stoffer. Næsten alle disse stoffer er kemiske forbindelser. Kun nogle få af grundstofferne findes som *frie* grundstoffer i naturen.

Ædelmetallerne guld, sølv og kviksølv er eksempler på grundstoffer, der findes frit i naturen. Man kan også være heldig at finde frit carbon i form af diamanter. Desuden findes frit carbon som grafit. Frit svovl kan findes ved vulkaner, og desuden er der flere steder i verden betydelige underjordiske forekomster af frit svovl.

Der er også frie grundstoffer i atmosfæren, nemlig nitrogen, oxygen, argon og mindre mængder af de øvrige ædelgasser.

Det er naturligvis en umulig opgave at nævne alle de kemiske forbindelser, som findes i vore omgivelser. Vi må nøjes med at an-

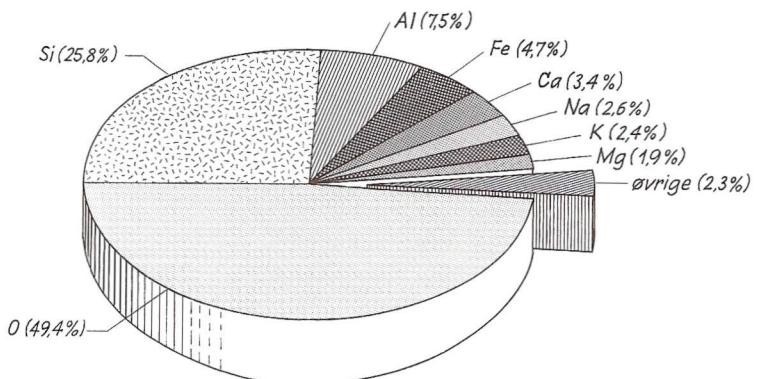
give grundstofsammensætningen. Tabel 4 viser sammensætningen af den tilgængelige del af jordkloden; det er atmosfæren, havet og jordskorpen (ned til 16 kilometers dybde). Grundstofsammensætningen er angivet i procent regnet efter masse.

Tabel 4. Grundstoffernes forekomst i den tilgængelige del af jordkloden angivet i procent efter masse.

O	49,4%	Mg	1,9%	S	0,048%	Ni	0,018%
Si	25,8%	H	0,88%	Ba	0,047%	Sr	0,017%
Al	7,5%	Ti	0,58%	Cr	0,033%	V	0,016%
Fe	4,7%	Cl	0,19%	N	0,030%	Cu	0,010%
Ca	3,4%	P	0,12%	F	0,027%	W	0,006%
Na	2,6%	C	0,087%	Zr	0,023%	Y	0,005%
K	2,4%	Mn	0,085%	Zn	0,020%	Li	0,005%

Oxygen og silicium udgør tilsammen ca. $\frac{3}{4}$ af massen af den tilgængelige del af jordkloden, jævnfør figur 12. Bjergarter er kemiiske forbindelser med et stort indhold af oxygen og silicium. For oxygens vedkommende har det også betydning, at en væsentlig del af jordkloden er dækket af vand. Oxygenatomet udgør nemlig ca. 89% af vandmolekylets masse. Oxygenindholdet i atmosfæren har ikke så stor betydning i denne sammenhæng, da atmosfærrens masse er lille.

Figur 12. Diagram over grundstofsammensætningen.



Man bemærker, at hydrogens forekomst er under 1%. Her skal man tænke på, at forekomsten er opgjort efter masse. Med sin lille masse tæller hydrogenatomet ikke så meget. I universet som helhed er hydrogen det dominerende grundstof. Stjernerne består overvejende af hydrogen.

Opgave 12. Vis ved beregninger, at oxygen udgør ca. 89% af vands masse (anvend atommasserne for hydrogen og oxygen).

Ioner

Natriumchlorid

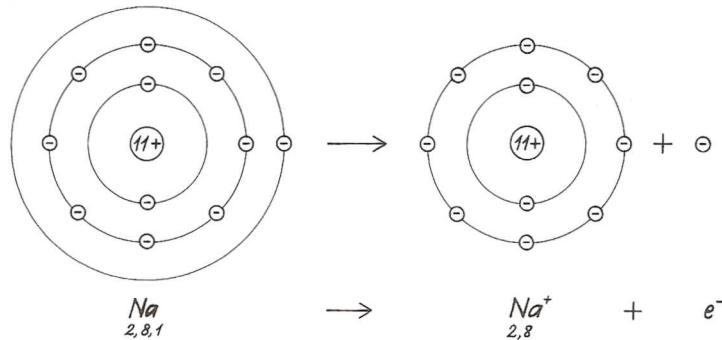
Natriumchlorid har formlen NaCl. I daglig tale kaldes stoffet salt (køkkensalt, vejsalt m.m.). Vi skal i det følgende se nærmere på opbygningen af natriumchlorid.

Grundstoffet natrium står i 1. hovedgruppe, og natriumatomet har 1 elektron i yderste skal. Denne elektron kan fraspaltes, hvor ved der dannes en natriumion:



En model af processen ses på figur 13. Figuren viser, at Na^+ har 8 elektroner i sin yderste skal. Dannelsen af Na^+ er altså i overensstemmelse med oktetreglen.

Figur 13. Ved fraspaltung af en elektron fra et natriumatom dannes en natriumion.
Elektronstrukturen er anført under de kemiske former.



Elektroner kan ikke eksistere frit. Natriumatomet kan kun afgive en elektron, hvis der er noget til stede, som kan optage elektroner. Et chloratom har 7 elektroner i yderste skal (7. hovedgruppe). Chloratomet kan optage en elektron, hvor ved der dannes en chlорidion:



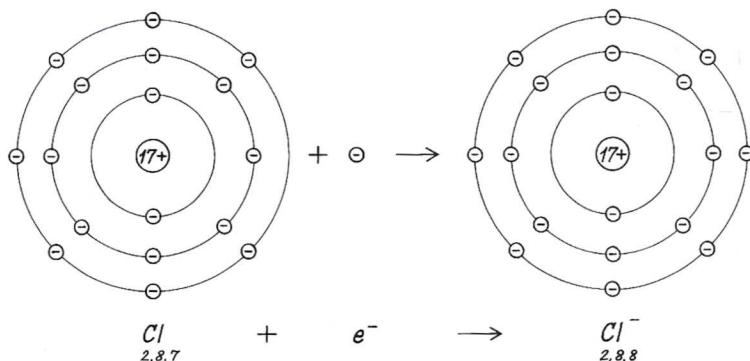
Figur 14 på næste side viser en model af denne proces. Man ser, at dannelsen af Cl^- også er i overensstemmelse med oktetreglen.

Det følger af disse bemærkninger, at et natriumatom kan afgive en elektron til et chloratom:

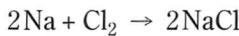


Natriumchlorid består af ionerne Na^+ og Cl^- , og stoffets formel skrives NaCl. Desuden skal vi huske, at chlor består af Cl_2 -moleky-

Figur 14. Et chloratom optager en elektron og omdannes derved til en chloridion.



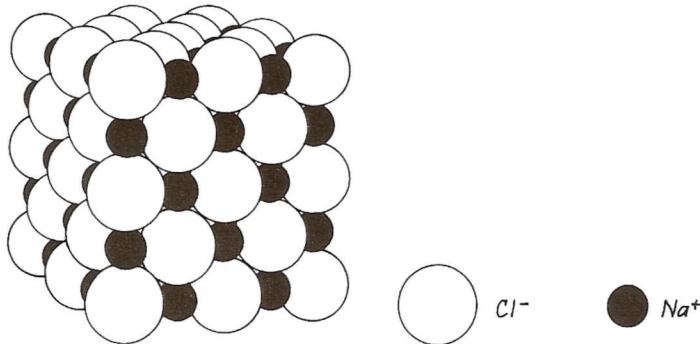
ler. Derfor skriver man normalt reaktionen mellem natrium og chlor således:



Figur 15 viser opbygningen af natriumchlorid. Natriumioner og chloridioner er pakket tæt sammen i et regelmæssigt system, som kaldes et *iongitter*. Natriumchlorid danner krystaller med vinkler på 90° mellem krystalfladerne. Den regelmæssige opbygning fortsætter gennem hele krystallen, som er et stort sammenhængende system af Na^+ og Cl^- . Det er naturligvis den elektriske tiltrækning mellem Na^+ og Cl^- , som holder systemet sammen. Denne form for kemisk binding kaldes *ionbinding*.

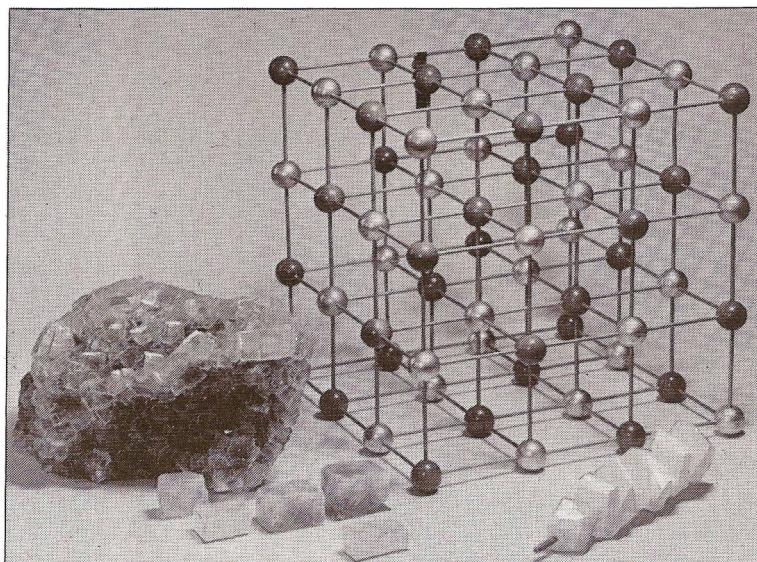
Figur 15. Opbygningen af natriumchlorid.

Ionerne er pakket sammen så tæt som muligt i et regelmæssigt system, som fortsætter gennem hele krystallen.



På figur 16 ses nogle natriumchloridkrystaller. Desuden viser billede 16 en gittermodel af stoffet. I modsætning til figur 15 er der tale om en »åben« model, så man bedre kan se ionernes indbyrdes placering. Hver natriumion har 6 chloridioner som nærmeste naboer, og på tilsvarende måde er hver chloridion omgivet af 6 natriumioner. Antallet af nærmeste naboer af modsatte slags kaldes ionens *koordinationstal*. Både Na^+ og Cl^- har koordinations-tallet 6 i NaCl-gitteret.

Figur 16. På billedet ses nogle natriumchloridkrystaller. Rækken til højre er udkrystalliseret omkring et strå. Desuden viser billedet en gittermodel af natriumchlorid.

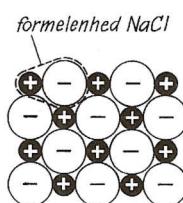


En natriumchloridkrystal indeholder et uhyre stort antal ioner. Man kunne tro, at man skulle skrive stoffets formel $\text{Na}_{\infty}\text{Cl}_{\infty}$, idet der er tale om et sammenhængende system af »uendelig« mange ioner. Som bekendt skriver man blot NaCl . Denne formel angiver, at Na og Cl (Na^+ og Cl^-) indgår i stoffet i forholdet 1:1, dvs. stoffet indeholder lige mange Na^+ og Cl^- .

Nogle stoffer består af *molekyler*. Feks. består vand af molekyler med sammensætningen H_2O . Et molekyle er en lille, selvstændig mængde stof. Natriumchlorid består *ikke* af NaCl -molekyler. Der er jo ikke tale om, at en enkelt Na^+ er bundet sammen med en enkelt Cl^- . Hver Na^+ er bundet sammen med 6 Cl^- osv., og hele kry stallen er et stort, sammenhængende system.

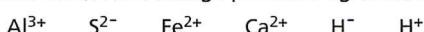
En *formelenhed* af et stof er den mængde af stoffet, som svarer til stoffets formel. En formelenhed NaCl indeholder én Na^+ og én Cl^- , se figur 17. Da stoffet ikke består af molekyler, er det forkert at sige »et molekyle NaCl «. Det hedder »en formelenhed NaCl «.

Salt er som nævnt en dagligdags betegnelse for stoffet NaCl . En kemiker bruger imidlertid ordet salt i en anden betydning. Et stof, som består af ioner, kaldes en *ionforbindelse* eller et *salt*.



Figur 17. Model af et lag i en NaCl -krystal. En formelenhed er den mængde, som svarer til formlen.

Opgave 13. Na^+ indeholder 11 protoner og 10 elektroner (samt et antal neutroner). Hvor mange protoner og elektroner er der i følgende ioner:



Hvilke af disse ioner har ædelgasstruktur?

Salte med simple ioner

Man skelner mellem *simple ioner* og *sammensatte ioner*. En simpel ion består kun af et *enkelt atom* (med for få eller for mange elektroner). Na^+ og Cl^- er eksempler på simple ioner. Sulfationen, SO_4^{2-} , er en sammensat ion, dvs. den består af *flere atomer*, der er bundet sammen.

Vi skal nu se på dannelsen af simple ioner. Metalatomer afgiver elektroner og danner positive ioner, mens ikke-metallerne optager elektroner og danner negative ioner.

De fleste hovedgruppegrundstoffer danner ioner i overensstemmelse med ædelgasreglen. Det betyder, at metalatomerne i 1. hovedgruppe afgiver 1 elektron og danner ioner med en enkelt positiv ladning (f.eks. Na^+). Atomerne i 2. hovedgruppe afgiver 2 elektroner og danner ioner med ladningen $2+$ (f.eks. Ca^{2+}), mens aluminium i 3. hovedgruppe danner Al^{3+} .

Atomerne i 7. hovedgruppe optager 1 elektron og danner ioner med en enkelt negativ ladning (f.eks. Cl^-). Atomerne i 6. hovedgruppe optager 2 elektroner og danner ioner med ladningen $2-$ (f.eks. O^{2-}).

På figur 18 er nogle udvalgte ioner af hovedgruppegrundstoffer placeret i det periodiske system. Bortset fra Sn^{2+} og Pb^{2+} har alle de anførte ioner ædelgasstruktur.

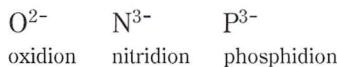
Figur 18. De vigtigste simple ioner af grundstoffer i hovedgrupperne. H^+ er en ganske speciel ion, som ikke indgår i salte, og den er derfor ikke taget med her. Den omtales nærmere på side 121 og 137.

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H^-				N^{3-}	O^{2-}	F^-	
Li^+	Be^{2+}		Al^{3+}	P^{3-}	S^{2-}	Cl^-	
Na^+	Mg^{2+}				Se^{2-}	Br^-	
K^+	Ca^{2+}			Sn^{2+}	Te^{2-}	I^-	
Rb^+	Sr^{2+}			Pb^{2+}			
Cs^+	Ba^{2+}						

Man giver positive ioner navn ved at tilføje endelsen -ion til metallets navn. Al^{3+} hedder en aluminiumion, Ba^{2+} en bariumion osv.

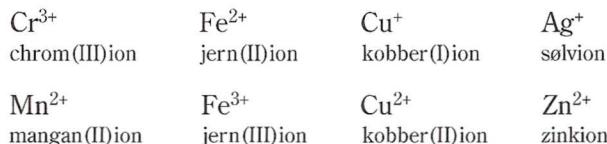
De negative ioners navne dannes af ikke-metallets navn med tilføjelsen -id, og også her ender navnet på -ion. F.eks. hedder Cl^- en chloridion. I nogle tilfælde foretages en sammenrækning, f.eks.

bliver oxygenid til oxid, nitrogenid til nitrid og phosphorid til phosphid:



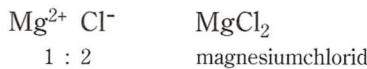
Svovl danner ionen S^{2-} , som kaldes en sulfidion.

Grundstofferne fra undergrupperne er metaller, og de danner positive ioner. Som eksempel ser vi på jern, der har atomnummer 26. Den nærmeste ædle gas er argon ($Z = 18$). Et jernatom skal altså afgive hele 8 elektroner, hvis der skal dannes en ion med ædelgasstruktur. De fleste af undergruppe-metallerne har ingen mulighed for at følge oktetreglen. Nedenfor er anført nogle vigtige ioner fra undergrupperne:



Romertallene i navnene angiver ionladningen. Jern(II) udtales »jern-to« osv. Mange af grundstofferne i undergrupperne kan danne flere forskellige ioner, og derfor er det nødvendigt at angive ionladningen. Det er dog ikke nødvendigt at angive ionladningen i navnene for Zn^{2+} og Ag^+ . En zinkion har nemlig altid ladningen 2+, og bortset fra meget specielle forbindelser har en sølvion altid ladningen 1+. Kobber optræder normalt med ionladningen 2+.

Man kan opskrive formlen for et salt, hvis man kender formlerne for de to ioner, som saltet består af. Vi tager magnesiumchlorid som eksempel:



Som angivet består stoffet af ionerne Mg^{2+} og Cl^- . Da et stof naturligvis er elektrisk neutralt, skal Mg^{2+} og Cl^- sættes sammen til en neutral formelenhed. En Mg^{2+} og to Cl^- giver en neutral formelenhed, og formlen skrives $MgCl_2$.

Formlen $MgCl_2$ betyder *ikke*, at *en* magnesiumion er bundet til netop *to* chloridioner. Formlen betyder, at Mg^{2+} og Cl^- indgår i et kæmpemæssigt iongitter i forholdet 1:2. Stoffet indeholder dobbelt så mange chloridioner som magnesiumioner.

Ionerne skal sættes sammen til den *simpleste neutrale* formelenhed. Man må *ikke* skrive Mg_2Cl_4 .

Formlen for et salt skrives med den positive bestanddel først.

Saltets navn dannes af den positive ions navn efterfulgt af den negative ions navn, idet endelserne -ion udelades. Vi tager endnu et eksempel, nemlig stoffet jern(III)oxid:



Med lidt øvelse kan man direkte opskrive stoffets formel uden at skrive ionerne først.

Opgave 14. Skriv formler for følgende salte:

Bariumbromid, jern(II)sulfid, jern(III)chlorid, aluminiumoxid, sølvoxid, kobber(I)oxid, kobber(II)oxid, magnesiumnitrid og kaliumfluorid.

Eksempler på salte

I dette afsnit skal vi bl.a. se på formler for salte, som indeholder sammensatte ioner. En *sammensat ion* består af flere atomer, som er bundet sammen. Nogle vigtige eksempler på sammensatte ioner:

OH^-	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}
hydroxidion	sulfation	carbonation
PO_4^{3-}	NO_3^-	NH_4^+
phosphation	nitration	ammoniumion

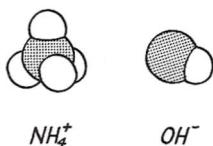
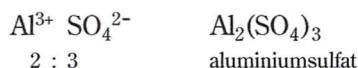
Det er nødvendigt, at disse seks formler og navne læres udenad! Figur 19 viser modeller af to sammensatte ioner.

Endelsen *-id* i hydroxid er meget uheldig, idet denne endelse antyder, at der er tale om en simpel ion og ikke en sammensat ion. Sammensatte, negative ioners navne ender normalt på *-at*. Hvis et grundstof danner flere forskellige oxygenholdige ioner, angiver *-it* et lavere oxygenindhold end *-at*, f.eks.:

SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_2^-	NO_3^-
sulfition	sulfation	nitrition	nitration

I tabellen side 184 er der anført navne og formler for en del flere ioner.

Aluminiumsulfat er et eksempel på et salt, der indeholder en sammensat ion:



Figur 19. Modeller af en ammoniumion og en hydroxidion.

Tabel 5. Talforstavelser.

1 mono-	6 hexa-
2 di-	7 hepta-
3 tri-	8 octa-
4 tetra-	9 nona-
5 penta-	10 deca-

I aluminiumsulfatgitteret indgår Al^{3+} og SO_4^{2-} i forholdet 2:3. Tre-tallet gælder for hele sulfatgruppen, som derfor står i parentes.

I mange tilfælde sidder der vandmolekyler mellem ionerne i et iongitter. Det kaldes *krystalvand*. Som eksempel kan nævnes stofet $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, hvor der for hver 2 natriumioner og 1 sulfation sidder 10 vandmolekyler i gitteret. Prikk'en i formlen adskiller krystalvandet fra resten af formlen.

Når et salt med krystalvand skal navngives, bruger man talforstavelserne i tabel 5 til at angive antallet af vandmolekyler i formelenheden. $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ hedder natriumsulfat decahydrat. Calciumchlorid hexahydrat har formlen $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Det er et eksempel på krystalvand i et salt, som består af simple ioner.

Normalt kan man ikke se på et salt, om det indeholder krystalvand. Men hvis et salt med krystalvand opvarmes i et reagensglas, kan man både se og høre, at krystalvandet undviger fra gitteret. I forbindelse hermed ændres gitterstrukturen.

Tabel 6. Nogle vigtige salte.

Formel	Kemisk navn	Trivialnavn	Eksempler på anvendelse
NaCl	natriumchlorid	salt	køkkensalt, vejsalt
NaOH	natriumhydroxid	ætsnatron, kaustisk soda	afløbsrens, mange anvendelser som base
NaNO_2	natriumnitrit		konservering af pølser m.m.
Na_2CO_3	natriumcarbonat	soda	glasfremstilling
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	natriumcarbonat decahydrat	krystalsoda	blødgøring af vand
KNO_3	kaliumnitrat	salpeter	bestanddel af krudt
NH_4Cl	ammoniumchlorid	salmiak	smagsstof i slik
NH_4NO_3	ammoniumnitrat	ammon-salpeter	kunstgødning sprængstoffer
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	calciumnitrat	kalksalpeter	kunstgødning
CaCO_3	calciumcarbonat	kalk	kalkning af jord, fremstilling af cement og glas
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	jern(II)sulfat heptahydrat	jernvitriol	phosphatrensning af spildevand, mosfjerner, jerntilskud til dyr
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	kobber(II)sulfat pentahydrat	blåsten, kobbevitriol	sprøjtning af træer (dræber svamp)

Nogle salte krystalliserer aldrig med krystalvand. Det gælder f.eks. natriumchlorid.

Tabel 6 på forrige side indeholder en række vigtige salte. Der er både anført saltenes systematiske kemiske navne og eksempler på trivialnavne. Et *trivialnavn* er et usystematisk navn for en kemisk forbindelse.

Opgave 15. Skriv formler for følgende salte:

- a) jern(III)nitrat
- b) ammoniumcarbonat
- c) magnesiumnitrat hexahydrat
- d) bariumhydroxit octahydrat

Opgave 16. Skriv formler for kaliumsulfid, kaliumsulfit og kaliumsulfat.

Opgave 17. Giv følgende salte navn:

- a) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- b) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- c) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

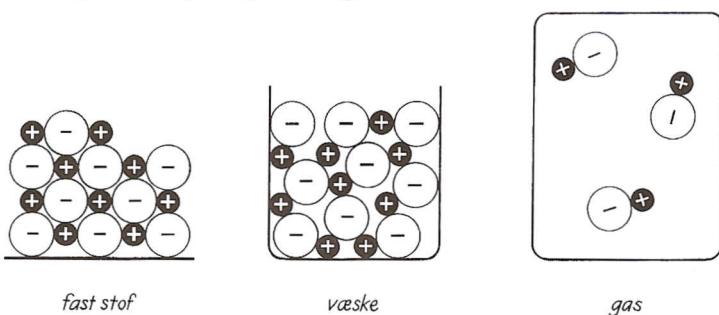
Opgave 18. Hvor mange protoner og elektroner er der i følgende ioner:

- a) SO_4^{2-}
- b) NH_4^+
- c) OH^-

Saltes egenskaber

Figur 20 viser en model af natriumchlorid i de tre tilstandsformer. Natriumchlorid er som bekendt et fast stof ved stuetemperatur, og som tidligere omtalt sidder ionerne i et iongitter. Ionerne har hver deres faste plads, men de sidder dog ikke helt stille. De vibrerer omkring deres ligevægtsstillinger.

Figur 20. Model af natriumchlorid i de tre tilstandsformer.



Hvis man opvarmer stoffet, bliver disse vibrationer kraftigere. Når temperaturen kommer op på natriumchlorids smeltepunkt (801°C), bryder iongitteret sammen, og ionerne kan bevæge sig rundt mellem hinanden. Stoffet er blevet flydende.

Hvis man opvarmer det smelte stof yderligere, bevæger io-

nerne sig hurtigere rundt. Natriumchlorids kogepunkt er 1413°C , og i gastilstanden er stoffet splittet op i ionpar (Na^+Cl^-). Disse ionpar bevæger sig rundt mellem hinanden.

Ionbindingen er en *stærk* binding. Ioner hænger godt sammen, og ionforbindelser har derfor høje smeltepunkter og kogepunkter. Nogle eksempler er anført i tabel 7.

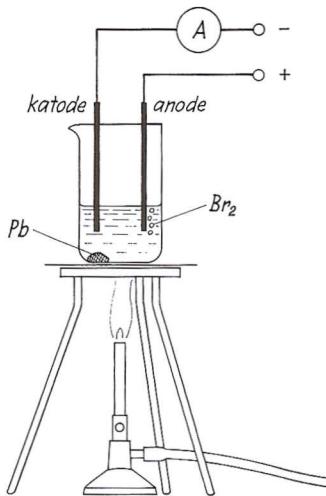
Tabel 7. Smeltepunkt, kogepunkt og vandopløselighed for nogle salte.

Stof	Smeltepunkt	Kogepunkt	Opløselighed i vand (20°C)
NaCl	801°C	1413°C	36,0 g/100g vand
K_2SO_4	1069°C	1689°C	11,1 –
MgO	2800°C	3600°C	0,0006 –
PbBr_2	373°C	916°C	0,85 –

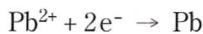
Det kræver altså en kraftig ophegning at få et salt til at smelte og koge. Mange salte kan ikke tåle ophegningen. De *dekomponerer*, dvs. de spaltes til to eller eventuelt flere stoffer (se opgave 21).

Ved forsøget på figur 21 undersøger man, om et salt er elektrisk ledende. Der anvendes en jævnspændingskilde, og elektroderne er af grafit. Forsøget udføres med bly(II)bromid, da dette stof har et lavere smeltepunkt end f.eks. natriumchlorid.

Figur 21. Elektrolyse af smeltet bly(II)bromid.



Man konstaterer, at det faste stof ikke er elektrisk ledende. Ionerne sidder fast i iongitteret. Når stoffet smelter, kan ionerne bevæge sig, og stoffet bliver elektrisk ledende. Som vist på figur 22 på næste side vandrer blyionerne mod den negative elektrode. Pb^{2+} optager to elektroner fra elektroden:



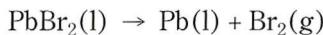
Efter et stykke tid kan man se, at der ligger en klump bly på bunden.

Bromidionerne vandrer mod den positive elektrode og afgiver hver en elektron til elektroden. Der dannes bromatomer, som derefter slår sig sammen to og to til molekyler:



Den dannede brom viser sig som en brunlig gas. Forsøget udføres i stinksak.

Ved forsøget sker der en *elektrolyse* af bly(II)bromid, dvs. en spaltning under medvirken af en elektrisk strøm. Man kan skrive et reaktionsskema for totalprocessen:



I dette reaktionsskema er stoffernes tilstandsform angivet. Reaktionsskemaet fortæller, at flydende bly(II)bromid omdannes til flydende bly og gasformig brom. Der anvendes følgende tilføjelser til kemiske formler:

- (s) fast stof
- (l) væske
- (g) gas
- (aq) i vandig oplosning

Man kan huske betydningen af (s) og (l) ved at tænke på de engelske ord *solid* og *liquid*. Vand hedder *aqua* på latin, jævnfør ordet akvarium.

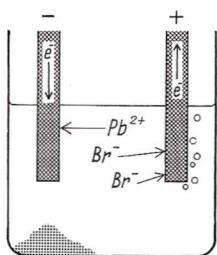
Når et salt er smeltet, kan ionerne bevæge sig. Ved elektrolyse bevæger de sig på en ordnet måde, så der transporterer en elektrisk ladning gennem det smelte salt. I metaller (og i grafit) sker ladningstransporten ved hjælp af elektroner.

Den positive elektrode ved en elektrolyse kaldes *anoden* og den negative *katoden*. Negative ioner bevæger sig mod anoden og kaldes derfor *anioner*. Positive ioner kaldes *kationer*, men da det er svært at huske, hvad der er hvad, vil vi ikke bruge disse gammeldags betegnelser.

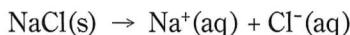
Figur 23 viser en model af, hvad der sker, når natriumchlorid oploses i vand. Processen kan skrives:



Når stoffet oploses, nedbrydes iongitteret. Ionene skiller fra hinanden og bevæger sig rundt i oplosningen uafhængigt af hinanden. Det kan man angive ved at skrive processen sådan:

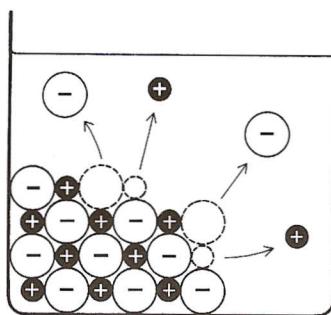


Figur 22. Bevægelsen af ioner og elektroner ved elektrolysen af smelte bly(II)bromid.



Hvis man lader vandet fordampe fra oplosningen, får man fast natriumchlorid igen. Eventuelt kan man *inddampe* oplosningen, dvs. man koger vandet af.

Figur 23. Model af processen: $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$.



Ionerne kan som nævnt bevæge sig rundt i oplosningen. Derfor er oplosninger af salte elektrisk ledende.

Natriumchlorid er *letopløselig* i vand. Der kan oploses 36,0 g NaCl i 100g vand ved 20°C. Derimod er sølvchlorid tungtopløselig i vand, idet der kun kan oploses $1,5 \cdot 10^{-4}$ g AgCl i 100g vand (20°C).

En række almindelige saltes oploselighed i vand fremgår af tabel 8. Tabellen skelner mellem letopløselige og tungtopløselige salt. Der står L i det felt, som svarer til Na^+ og Cl^- , dvs. denne kombination af ioner giver en letopløselig forbindelse (NaCl). Derimod står der T ud for Ag^+ og Cl^- , og denne ionkombination (AgCl) er tungtopløselig. Bortset fra meget små mængder kan Ag^+ og Cl^- ikke eksistere sammen i en oplosning.

Tabel 8. Nogle saltes oploselighed i vand ved 20°C.

	NH_4^+	Na^+	K^+	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Pb^{2+}	Ag^+
NO_3^-	L	L	L	L	L	L	L	L	L	L	L	L
Cl^-	L	L	L	L	L	L	L	L	L	L	T	T
Br^-	L	L	L	L	L	L	L	L	L	L	T	T
I^-	L	L	L	L	L	-	L	-	L	L	T	T
SO_4^{2-}	L	L	L	L	L	L	L	L	T	T	T	T
CO_3^{2-}	L	L	L	T	T	-	T	-	T	T	T	T
OH^-	-	L	L	T	T	T	T	T	T	T	L	-
S^{2-}	L	L	L	T	T	T	T	T	T	T	T	T
PO_4^{3-}	L	L	L	T	T	T	T	T	T	T	T	T

L betyder letopløselig. T betyder tungtopløselig, og – angiver, at stoffet ikke eksisterer. Grænsen mellem L og T er sat ved 2g oplost stof i 100g vand.

Ud fra tabel 8 kan man formulere følgende opløselighedsregler:

1. Natrium-, kalium- og ammoniumsalte er letopløselige.
2. Nitrater er letopløselige.
3. Mange chlorider, bromider, iodider og sulfater er letopløselige.

Opgave 19. Natrium fremstilles ved elektrolyse af smeltet natriumchlorid.

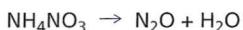
Skriv reaktionsskemaer for elektrodeprocesserne.

Opgave 20. Skriv formler for følgende stoffer: Sølvsulfat, sølvsulfid, barium-nitrat, bly(II)sulfat og zinkchlorid.

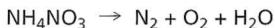
Hvilke af disse stoffer er letopløselige i vand?

Opgave 21. En del salte dekomponerer ved ophedning, dvs. at saltet spaltes til andre stoffer.

a) Ammoniumnitrat dekomponerer ved ophedning til lidt over 200°C. Stof-fet spaltes til dinitrogenoxid (N_2O , lattergas) og vanddamp. Afstem reak-tionsskemaet:



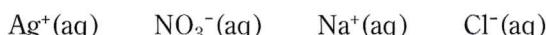
b) Ved pludselig ophedning kan ammoniumnitrat eksplodere, idet stoffet spaltes til nitrogen, oxygen og vanddamp. Afstem reaktionsskemaet:



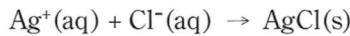
Ammoniumnitrat (ammonsalpeter) har tidligere været anvendt som kunst-gødning. I 1947 udbrød der i Texas brand på et skib, som var lastet med ammoniumnitrat, og hele lasten eksploderede. Et par uger senere eksploderede to skibe lastet med ammoniumnitrat i Sortehavet. Man anvender sta-dig ammoniumnitrat som kunstgødning, man nu er stoffet stabiliseret ved tilsætning af kalk. Denne kunstgødning kaldes kalkammonsalpeter. Sprængstoffer, som anvendes til civile formål, indeholder fra 60 til 95% ammoniumnitrat.

Fældningsreaktioner

Ved forsøget på figur 24 hælder man en opløsning af $AgNO_3$ ned i en opløsning af $NaCl$. Når man hælder de to opløsninger sammen, blander man ionerne:



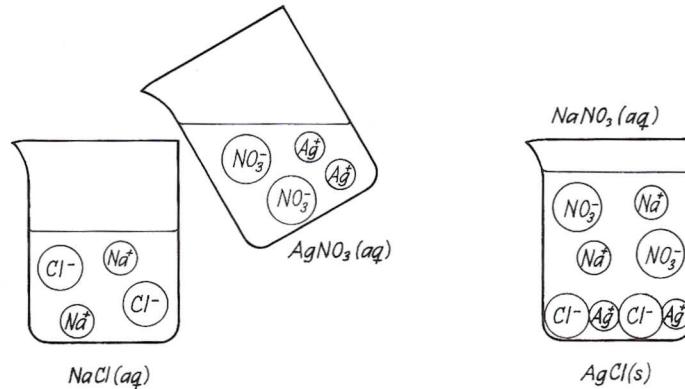
Som nævnt er Ag^+ og Cl^- en tungtopløselig kombination, dvs. at større mængder af disse ioner kan ikke eksistere sammen i en opløsning. Ionerne går sammen i et iongitter:



Der dannes et *bundfald* af fast sølvchlorid, og reaktionen kaldes en *fældningsreaktion*. Man kan frafiltrere bundfaldet, og dermed har man fremstillet stoffet sølvchlorid.

Figur 24. Model af reaktionen: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl(s)}$.

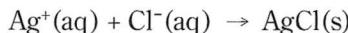
Na^+ og NO_3^- befinner sig i vandig opløsning både før og efter reaktionen, mens Ag^+ og Cl^- efter reaktionen sidder sammen i et gitter.



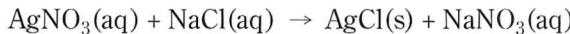
Man taler om *bundfald*, selv om krystallerne er så små, at de holder sig svævende i væsken. Et bundfald behøver ikke ligge på bunden.

Vi mangler at redegøre for ionerne Na^+ og NO_3^- . Det er en letopløselig kombination, og disse ioner holder sig i opløsningen. Det svarer til en opløsning af stoffet NaNO_3 .

Ved forsøget hælder man opløsninger af AgNO_3 og NaCl sammen. I stedet for det simple ionreaktionsskema:

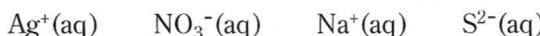


kan vi skrive et reaktionsskema med stofformler:



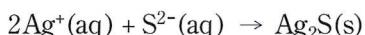
Hvis man skal lave sølvchlorid, behøver man ikke nødvendigvis anvende AgNO_3 og NaCl som udgangsstoffer. Man skal blot anvende et letopløseligt stof, som indeholder sølvioner, og et letopløseligt stof, som indeholder chloridioner. I stedet for NaCl kan man f.eks. bruge BaCl_2 , jævnfør tabel 8 side 37.

Vi tager et eksempel mere. Hvis man hælder opløsninger af AgNO_3 og Na_2S sammen, blander man ionerne:

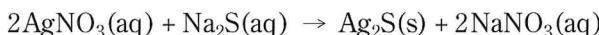


Her er Ag^+ og S^{2-} en tungtopløselig kombination. Ved sammen-

blandingen udfældes der sølvsulfid ved følgende fældningsreaktion:



Vi kan også skrive et reaktionsskema med stofformler:



Når man skriver reaktionsskemaer, skal man være meget omhyggelig med først at skrive de kemiske formler *korrekt* og derefter afstemme reaktionsskemaet ved at sætte koefficierenter *foran* formlerne. Man må naturligvis ikke rette på de kemiske formler for at få reaktionsskemaet til at passe.

Bemærk, at den samlede elektriske ladning skal være den samme på begge sider af pilen. I ionreaktionsskemaerne ovenfor står der et neutralt stof på højre side. Summen af ionladningerne på venstre side skal derfor være 0.

Opgave 22. Hvad sker der, når man hælder en oplosning af natriumsulfat sammen med en oplosning af bariumchlorid?

Skriv både et ionreaktionsskema og et reaktionsskema med stofformler.

Opgave 23. Kobber(II)hydroxid ønskes fremstillet ved en fældningsreaktion. Skriv et ionreaktionsskema for fældningsreaktionen.

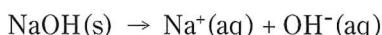
Vælg derefter to egnede udgangsstoffer og skriv et reaktionsskema med stofformler.

Exoterme og endoterme reaktioner

Vi skal beskæftige os lidt med energiomsætningen ved kemiske reaktioner. Man skelner mellem *exoterme* og *endoterme* reaktioner:

Ved en exoterm reaktion *afgives* energi.
Ved en endoterm reaktion *optages* energi.

Man kan bruge reaktioner med salte til at demonstrere de to typer reaktioner. Vi ser først på den reaktion, der sker, når natriumhydroxid oploses i vand:

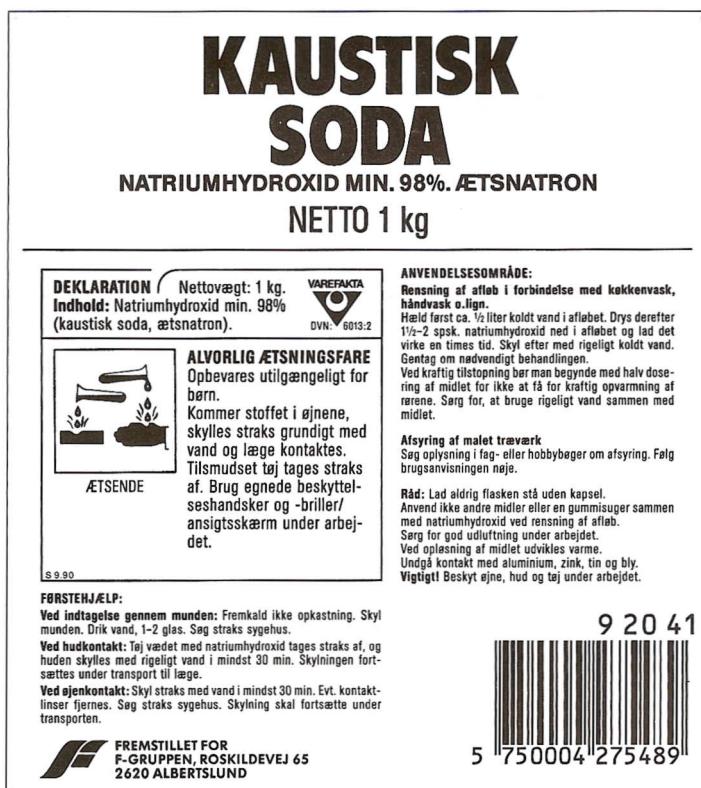


Når man blander natriumhydroxidperler og vand og rører rundt,

konstaterer man en kraftig temperaturstigning. Reaktionen er *exotherm*. Den energi, som frigøres ved reaktionen, bliver i første omgang inde i systemet, og temperaturen stiger. Hvis man lader opløsningen stå, afkøles den naturligvis efterhånden, fordi den afgiver energi til omgivelserne. Som huskeregel kan man tænke på, at en exoterm reaktion eksporterer energi til omgivelserne.

Natriumhydroxidperler kan købes i supermarkeder under navne som ætsnatron eller kaustisk soda. Produktet anvendes som afløbsrens, se figur 25.

Figur 25. Etiketten på en beholder med natriumhydroxid tilrensning af afløb.



Bemærk advarslerne på etiketten. Man kan godt undre sig over, at det er tilladt at sælge stoffet i almindelig handel. Natriumhydroxid er meget kraftigt ætsende. Det er specielt farligt at få stoffet i øjnene. Hvis man får natriumhydroxid i øjnene, kan man nemt risikere at miste synet.

Natriumhydroxid kan spalte fedtstoffer, og stoffet er derfor i stand til at fjerne en fedtprop i afløbet fra f.eks. en køkkenvask. Når man hælder natriumhydroxid-perlerne ned i afløbet, kan temperaturen stige så meget, at afløbet tager skade.

Det undgår man, hvis man bruger flydende afløbsrens. Den fly-

dende afløbsrens er en koncentreret oplosning af natriumhydroxid i vand.

Vi skal nu se på et andet eksempel, nemlig den reaktion, som sker, når man opløser ammoniumnitrat i vand:

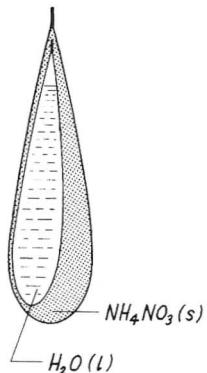


Denne reaktion er *endoterm*. Der sker et temperaturfald, når stofet opløses. Reaktionen forløber under optagelse af energi, og denne energi tages i første omgang fra selve oplosningen. Hvis man lader oplosningen stå, optager den energi fra omgivelserne, hvorved dens temperatur langsomt stiger til omgivelsernes temperatur.

En endoterm reaktion kan man kalde en »varmesugende« reaktion. Endotermreaktioner anvendes f.eks. i »isposer«, som bruges af idraetsfolk til hurtig nedkøling af beskadiget væv. Figur 26 viser indholdet af en ispose, som rummer ca. 200g grovkornet ammoniumnitrat og en plasticpose med ca. 200g vand.

Når man skal bruge isposen, vrider man den, så den indre plasticpose med vand går i stykker. Så begynder ammoniumnitrat at opløses i vandet, og det er denne endotermiske reaktion, som giver nedkølingen.

Nogle isposer indeholder urinstof i stedet for ammoniumnitrat.



Figur 26. En ispose med vand og ammoniumnitrat.

Opgave 24. Flaskegas består af propan, der har formlen C_3H_8 . Når propan brænder, dannes carbondioxid og vand. Afstem reaktionskemaet:



Er reaktionen exoterm eller er den endoterm?

Mængdeberegninger

Densitet

Størrelsen *masse* betegnes med symbolet m . Ved kemisk laboratoriebejdelse er g (gram) den masseenhed, man hyppigst anvender. Eventuelt anvendes mg (milligram, 10^{-3} g). Resultatet af en vejning kan skrives sådan:

$$m = 5,24\text{g}$$

En størrelse angives som produktet af en talværdi og en enhed. 5,24g betyder altså 5,24 gange 1g ($5,24 \cdot 1\text{g}$).

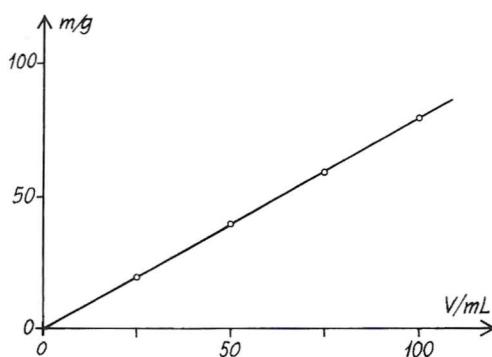
Størrelsen *volumen* (rumfang) betegnes med symbolet V . Kemikere foretrækker volumenenheden L (liter) eller mL (milliliter, dvs. 10^{-3}L). 1mL er det samme som 1cm^3 .

Med en vægt og et måleglas kan man lave en forsøgsserie, hvor man mäter volumen og masse for propanon (acetone). Tabel 9 viser resultaterne af en serie målinger på væsken propanon. Dette stof har trivialnavnet acetone, og det anvendes som pletrensningsmiddel i husholdningen. Acetone kan f.eks. op löse rester af klistermærker samt pletter af lim og lak, herunder neglelak.

Forsøgsresultaterne er afbildet grafisk på figur 27. Målepunkterne ligger på en ret linje gennem (0,0), dvs. m er proportional med V . Hvis V bliver dobbelt så stor, bliver m også dobbelt så stor osv. Det konstante forhold mellem m og V kaldes stoffets *densitet*. Denne størrelse betegnes med det græske bogstav ρ (rho):

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Densitet blev før i tiden kaldt *massefylde* eller *vægtfylde*.



Tabel 9. Resultaterne af en forsøgs serie, hvor man mäter volumen og masse for propanon (acetone).

V	m
25,0mL	19,8g
50,0mL	39,6g
75,0mL	59,1g
100,0mL	79,0g

Figur 27. Grafisk afbilledening af resultaterne fra tabel 9. Linjens hældningskoefficient er densiteten for propanon.

Man finder bedst propanons densitet ud fra måleresultaterne ved at aflæse hældningskoefficienten for linjen. Vi vil imidlertid beregne densiteten ved et benytte en af målingerne:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{19,8\text{ g}}{25,0\text{ mL}} = 0,792 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

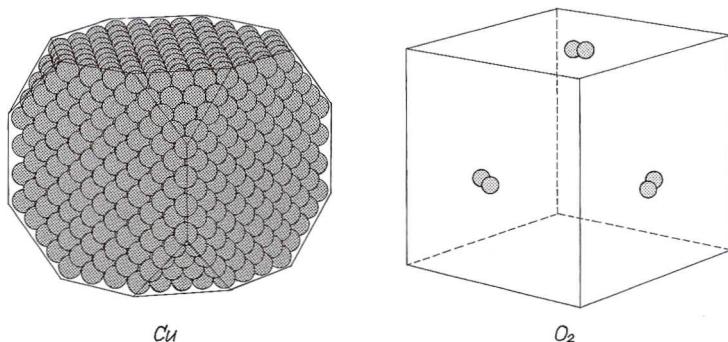
Ser vi bort fra den lille variation, som skyldes måleusikkerheden i forsøget, får vi samme resultat, hvis vi anvender resultaterne for 50,0mL, 75,0mL eller 100,0mL. Densitet er en temperaturlafhængig *stofkonstant*, dvs. et givet stof har ved en bestemt temperatur en ganske bestemt densitet.

Densiteten siger naturligvis noget om stoffets tæthed. På figur 28 ses modeller af kobber og oxygen. Kobber har meget større densitet end oxygen:

$$\rho(\text{Cu}) = 8,933 \text{ g/mL} \quad \rho(\text{O}_2) = 0,00133 \text{ g/mL}$$

Begge værdier gælder ved 20°C og atmosfæretryk. Densiteten for en gas afhænger naturligvis af gassens tryk.

Figur 28. Modeller af kobber og oxygen.



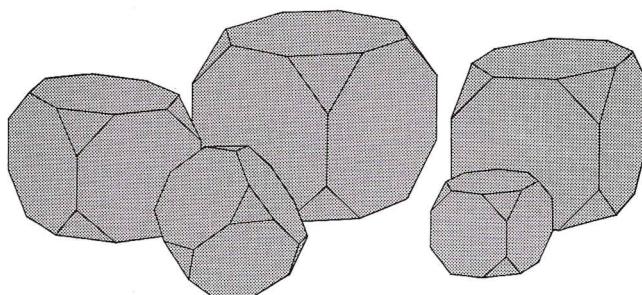
I en gas er der meget tomrum mellem molekylerne. Derfor er densiteten for en gas lille sammenlignet med densiteten for væsker og faste stoffer.

Modellen på figur 28 viser, at kobberatomerne er pakket tæt sammen i et såkaldt *metalgitter*. Denne opbygning er typisk for metaller. Formlen for et metal skrives simplest muligt. Man skriver Cu og ikke Cu_∞.

Figur 29 er en tegning af nogle kobberkrystaller. Bemærk, at krystalformen svarer nøje til modellen på figur 28. I et stykke kobber er de enkelte kobberkrystaller normalt så små, at man ikke kan se dem med det blotte øje.

Metallers densitet angives som regel i enheden g/cm³, se tabel 10. Denne enhed er naturligvis det samme som g/mL. Metallerne i

Figur 29. Kobberkrystaller.



Tabel 10. Nogle metalers densitet ved 20°C.

Metal	ρ
Natrium	0,966 g/cm ³
Magnesium	1,738 -
Aluminium	2,698 -
Bly	11,34 -
Jern	7,873 -
Kobber	8,933 -
Sølv	10,50 -
Guld	19,281 -

1. og 2. hovedgruppe samt aluminium fra 3. hovedgruppe er *letmetaller*. Deres densitet er mindre end 4 g/cm³. Lithium, natrium og kalium har oven i købet en densitet, som er under 1 g/cm³, dvs. de flyder oven på vand. Inden man prøver, om det er rigtigt, skal man tænke på, at disse metaller reagerer voldsomt med vand!

Tungmetaller har en densitet, der er over 7 g/cm³. De står i undergrupperne i det periodiske system. Desuden er tin og bly fra 4. hovedgruppe tungmetaller.

Alle metaller er opbygget af atomer, som er pakket tæt sammen, jævnfør opbygningen af kobber. Metallerne har forskellig densitet, fordi metalatomernes størrelse og masse varierer fra metal til metal. Det betyder også noget, at gitterstrukturen kan være lidt forskellig fra metal til metal.

Vi kan bruge beregninger med densitet til at indøve en nyttig beregningsteknik. Der indgår tre størrelser i definitionsligningen for densitet. Man kan beregne en af størrelserne, hvis man kender de to øvrige.

Eksempel 1. Tetrachlormethan (CCl_4) er en væske med densiteten 1,59 g/ml. Beregn massen af 25,0 mL tetrachlormethan.

Løsning: I dette tilfælde kender vi ρ og V , og vi skal beregne m . Først omskrives ligningen, så den størrelse, vi skal beregne, isoleres på venstre side af lighedstegnet:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \text{omskrives til} \quad m = \rho \cdot V$$

Derefter indsættes de kendte størrelser *med enheder*, og beregningen udføres:

$$m(CCl_4) = \rho(CCl_4) \cdot V(CCl_4) = 1,59 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 25,0 \text{ mL} = 39,8 \text{ g}$$

Man skal også »regne« på enhederne. mL forkortes ud, og facit får enheden g. Da det er en fornuftig enhed for en masse, har vi dermed kontrolleret, at vi har stillet regnestykket rigtigt op.

Eksempel 2. Aluminiums densitet er $2,698 \text{ g/cm}^3$. Hvilket volumen har 11,5 g aluminium?

Løsning: Her er V den ubekendte. Den isoleres på venstre side, og vi får:

$$V(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{\rho(\text{Al})} = \frac{11,5 \text{ g}}{2,698 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 4,26 \text{ cm}^3$$

11,5 g aluminium fylder $4,26 \text{ cm}^3$.

Opgave 25. 25,3 mL benzin har massen 18,45 g.

- a) Beregn benzinens densitet.
- b) Hvad er massen af 111,3 mL benzin?

Opgave 26. Grundstoffet brom er en rødblun væske med densiteten $3,12 \text{ g/mL}$. Hvor stort et volumen brom skal man afmåle, hvis man skal bruge 55,3 g brom?

Formelmasse. Molekylmasse

Ved kemisk laboratoriearbejde foretrækker man som nævnt masseenheden gram. 1g er $\frac{1}{1000} \text{ kg}$, og 1kg er defineret som massen af den internationale kilogramprototype, der opbevares i Paris.

Når man angiver atommasser, bruger man dog masseenheden u. Som nævnt på side 16 er 1u defineret som $\frac{1}{12}$ af massen af et ^{12}C -atom.

De to masseenheder gram og u er altså defineret helt uafhængigt af hinanden. Ved komplicerede fysiske målinger har man bestemt omsætningsfaktoren mellem de to enheder og fået følgende resultat:

$$1\text{g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{u} \quad \text{eller} \quad 1\text{u} = \frac{1\text{g}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{g}$$

1u er en meget lille enhed. Det er naturligvis et udtryk for, at atomerne er meget små.

Vi har tidligere indført betegnelsen *formelenhed* om den mængde stof, som svarer til en kemisk formel. Massen af en formelenhed kaldes *formelmassen*. Hvis formelenheden er et molekyle, kaldes formelmassen også *molekylmassen*.

Formelmasser angives i u. Det er nemt at beregne formelmassen, når man kender atommasserne for de grundstoffer, som indgår i formlen. Det er nøjagtig nok at bruge de lidt afrundede atommasser, som står i det periodiske system bag i bogen.

Eksempel 3. Beregn formelmassen (molekylmassen) for H₂O.

Løsning:

$$M_F(H_2O) = 2 \cdot 1,008\text{u} + 16,00\text{u} = 18,02\text{u}$$

Her har vi anvendt M_F som symbol for formelmasse. Resultatet er afrundet til to decimaler, da vi kun har brugt to decimaler på oxygens atommasse.

Vandmolekylet har altså massen 18,02u. Hvis man vil angive massen af vandmolekylet i g, indsætter man blot 1u = $1,66 \cdot 10^{-24}\text{g}$:

$$M_F(H_2O) = 18,02\text{u} = 18,02 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}\text{g} = 2,99 \cdot 10^{-23}\text{g}$$

Et vandmolekyle vejer ca. 0,0000000000000000000003g.

Eksempel 4. Beregn formelmassen for Na₂SO₄·10H₂O og regn ud, hvor mange % natriumindholdet udgør af stoffets masse.

Løsning: Først beregnes formelmassen:

$$M_F(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 2 \cdot 22,99\text{u} + 32,07\text{u} + 4 \cdot 16,00\text{u} \\ + 20 \cdot 1,008\text{u} + 10 \cdot 16,00\text{u} = 322,2\text{u}$$

Natriumindholdet i % findes ved at regne på en enkelt formelenhed:

$$\text{natriumindhold i \%} = \frac{2 \cdot 22,99\text{u}}{322,2\text{u}} \cdot 100\% = 14,3\%$$

Opgave 27. Beregn formelmasser for H₂SO₄, AlCl₃, Al₂(SO₄)₃, FeSO₄·7H₂O og CH₃CH₂OH.

Opgave 28. Beregn det procentiske vandindhold i krystalsoda. Stoffets formel er Na₂CO₃·10H₂O.

Opgave 29. Sølv findes i naturen bl.a. i mineralet sølvglans, som har formlen Ag₂S. Beregn sølvindholdet i %.

Opgave 30. På en flaske apollinaris står der, at 1dL (deciliter, 0,1 L) indeholder 50mg NaCl svarende til 20mg Na⁺. Undersøg ved beregninger, om det er rigtigt, at 50mg NaCl indeholder 20mg Na⁺.

Stofmængde

Mængdeangivelser som f.eks. 4,63g jern og 12,4mL vand er praktiske, når man skal afmåle stofferne, men egentlig er de ikke særligt hensigtsmæssige set fra et kemisk synspunkt. De fortæller nemlig ikke, hvor mange jernatomer og vandmolekyler man arbejder med.

Kemikere anvender en størrelse, som kaldes *stofmængde*. Stofmængde har enheden mol. Hvis man f.eks. har et stof med formel-

massen 46,07u, har 1mol af stoffet massen 46,07g. Der gælder følgende generelle regel:

Hvis et stof har formelmassen Xu,
har 1mol af stoffet massen Xg.

Vi ser på tre eksempler, nemlig carbon-12, vand og natriumchlorid:

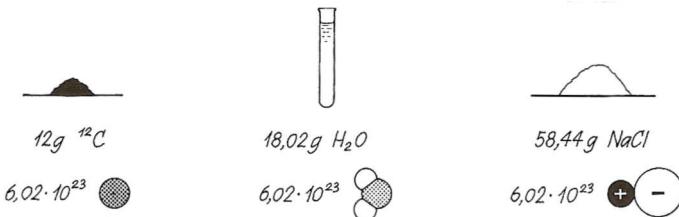
	^{12}C	H_2O	NaCl
Formelmasse:	12u	18,02u	58,44u
Masse af 1mol:	12g	18,02g	58,44g

Bemærk, at formelmassen for ^{12}C er præcis 12u, jævnfør definitionen af enheden u.

Figur 30. Figuren viser

1mol ^{12}C , 1mol H_2O og 1mol NaCl. Disse stofmængder indeholder hver $6,02 \cdot 10^{23}$ formelenheder.

Der er tegnet en model af formelenhederne.



Vi tænker os, at vi har afvejet 1mol af hvert af de tre stoffer, se figur 30. Nu vil vi vise, at de tre afvejede stofportioner indeholder *lige mange* formelenheder. Af $1\text{g} = 6,02 \cdot 10^{23}\text{u}$ får vi:

$$\frac{1\text{g}}{1\text{u}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Antallet af formelenheder i de tre stofportioner udregnes ved at dividere deres masse med massen af en enkelt formelenhed:

$$\text{Antal } ^{12}\text{C-atomer: } \frac{12\text{g}}{12\text{u}} = \frac{1\text{g}}{1\text{u}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$\text{Antal } \text{H}_2\text{O-molekyler: } \frac{18,02\text{g}}{18,02\text{u}} = \frac{1\text{g}}{1\text{u}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$\text{Antal NaCl-formelenheder: } \frac{58,44\text{g}}{58,44\text{u}} = \frac{1\text{g}}{1\text{u}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Heraf kan vi se, at 1mol indeholder et bestemt antal formelenheder, nemlig $6,02 \cdot 10^{23}$ formelenheder. Det gælder, uanset hvilket stof man arbejder med. Derfor er mol en særdeles praktisk enhed, når man skal angive mængden af et stof.

Stofmængden 1mol indeholder $6,02 \cdot 10^{23}$ formelenheder.

Tabel 11. Sammenhængen mellem stofmængde og masse for stoffet H_2O . Desuden er antallet af vandmolekyler anført.

Stofmængde <i>n</i>	Masse <i>m</i>	Antal molekyler <i>N</i>
1mol	18,02g	$6,02 \cdot 10^{23}$
2mol	36,04g	$12,04 \cdot 10^{23}$
3mol	54,06g	$18,06 \cdot 10^{23}$

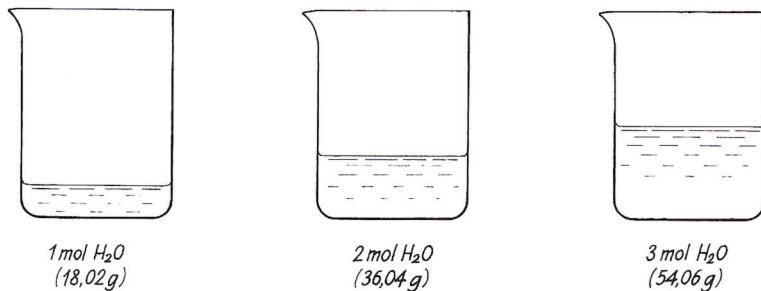
Stofmængden 2mol indeholder naturligvis dobbelt så mange formelenheder som 1mol osv. En angivelse af stofmængden kan betragtes som en angivelse af antallet af formelenheder. Den officielle definition af stofmængdeenheten mol lyder:

1mol er den stofmængde, der indeholder lige så mange formelenheder, som der er carbonatomer i 12g ^{12}C .

Når man taler om stofmængde, er det helt afgørende, hvilken formelenhed der er tale om. »1mol hydrogen« er strengt taget en upræcis angivelse. Det kan være 1mol H, der har massen 1,008g og indeholder $6,02 \cdot 10^{23}$ H-atomer. Eller det kan være 1mol H_2 , der har massen 2,016g og indeholder $6,02 \cdot 10^{23}$ H_2 -molekyler.

Størrelsen *stofmængde* betegnes *n*, og denne størrelse har som nævnt enheden mol. Vi betragter som eksempel stoffet vand. Stofmængden 1mol H_2O har massen 18,02g. 2mol H_2O har massen 36,04g osv., se tabel 11 og figur 31.

Figur 31. Stofmængderne 1mol H_2O , 2mol H_2O og 3mol H_2O afvejet i tre 100mL bægerglas.



Der er proportionalitet mellem stofmængde og masse. Det konstante forhold mellem massen *m* og stofmængden *n* kaldes stoffets *molare masse*. Den betegnes *M*:

$$M = \frac{m}{n}$$

Vi beregner vands molare masse ved at se på 3mol H_2O :

$$M(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{n(H_2O)} = \frac{54,06\text{g}}{3\text{mol}} = 18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Vi kunne naturligvis lige så godt have regnet på 2 mol eller 1 mol H₂O. Den molare masse er en *stofkonstant*.

H₂O har den molare masse 18,02 g/mol, fordi formelmassen er 18,02 u.

Hvis et stof har formelmassen Xu, har 1 mol af stoffet massen Xg, og stoffets molare masse er Xg/mol

Det betyder, at man kan beregne et stofs molare masse på samme måde, som man beregner formelmassen. Man skal blot bruge enheden g/mol i stedet for u.

Eksempel 5. Beregn den molare masse for carbondioxid.

Løsning:

$$M(\text{CO}_2) = (12,01 + 2 \cdot 16,00) \text{ g/mol} = 44,01 \text{ g/mol}$$



Amedeo Avogadro

1776-1856

Italiensk kemiker.

Fremsatte i 1811 følgende antagelse: Lige store voluminer af forskellige gasser (ved samme tryk og temperatur) indeholder *lige mange molekyler*.

Denne antagelse gjorde, at han kunne bestemme korrekte formler for en række stoffer, f.eks. H₂, O₂, H₂O og NH₃ (se Daltions formler på figur 1 side 9).

Betydningen af

Avogadros arbejde blev først anerkendt i 1860, hvor det bidrog til at fjerne tvivlen om formelernes rigtighed.

Som regel kender man den kemiske formel for det stof, man arbejder med. Ud fra den kemiske formel beregnes stoffets molare masse M. Derefter kan man beregne stofmængden, hvis man kender massen, eller man kan beregne massen, hvis man kender stofmængden. Til disse beregninger benyttes formlerne:

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{og} \quad m = n \cdot M$$

De to formler fremkommer ved omskrivning af definitionsligningen for molar masse.

Antallet af formelenheder betegnes N. Det er normalt et meget stort tal. Man kan beregne antallet N, hvis man kender stofmængden:

$$N = n \cdot N_A \quad N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

N er et antal, dvs. uden enhed. Da stofmængden n indsættes i mol, må N_A have enheden $\frac{1}{\text{mol}}$, som skrives mol⁻¹. N_A kaldes *Avogadro konstanten*. Det er en naturkonstant, dvs. den har samme værdi for alle stoffer. 1 mol indeholder altid 6,02·10²³ formelenheder.

Vi anvender en lidt afrundet værdi for Avogadro konstanten. Den kendes med stor nøjagtighed:

$$N_A = 6,0221367 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Det svarer til 1 g = 6,0221367 · 10²³ u.

Eksempel 6. Beregn massen af 0,137 mol NH₃.

Løsning: Da vi kender stoffets kemiske formel, kan vi beregne den molare masse:

$$M(\text{NH}_3) = (14,01 + 3 \cdot 1,008) \text{ g/mol} = 17,03 \text{ g/mol}$$

Stofmængden er opgivet, $n(\text{NH}_3) = 0,137 \text{ mol}$. Massen beregnes ved at bruge formlen $m = n \cdot M$. De kendte størrelser indsættes:

$$m(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) = 0,137 \text{ mol} \cdot 17,03 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,33 \text{ g}$$

Når man »regner« på enhederne, går mol ud, og facit får enheden g. Vi har beregnet, at 0,137 mol ammoniak vejer 2,33 g.

Eksempel 7. Man har 14,24 g NH₃. Beregn stofmængden af NH₃. Beregn desuden antallet af ammoniakmolekyler.

Løsning: Her kender vi $m(\text{NH}_3) = 14,24 \text{ g}$ og $M(\text{NH}_3) = 17,03 \text{ g/mol}$ (se forrige eksempel). Vi skal beregne stofmængden n :

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{14,24 \text{ g}}{17,03 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,836 \text{ mol}$$

Derefter kan vi beregne antallet af ammoniakmolekyler:

$$N(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot N_A = 0,836 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 5,03 \cdot 10^{23}$$

14,24 g ammoniak indeholder $5,03 \cdot 10^{23}$ molekyler. Det er et ufatteligt stort tal. Derfor vil man normalt ikke beregne antallet af formelenheder. Man kan nemmere fatte, at stofmængden er 0,836 mol. Stofmængden kan betragtes som en angivelse af antallet af formelenheder.

Opgave 31. Man har 12,5 g NaCl. Beregn stofmængden af NaCl.

Opgave 32. Almindeligt sukker har formlen C₁₂H₂₂O₁₁. Beregn massen af 7,35 mol C₁₂H₂₂O₁₁.

Opgave 33. Hvis man har et stof med ukendt kemisk formel, kan man ikke umiddelbart beregne stoffets molare masse. Så må man prøve at bestemme stoffets molare masse ved at måle sammenhørende værdier for stofmængde og masse. En måling viser, at 0,124 mol af et stof har massen 10,42 g.

- Beregn stoffets molare masse.
- Kan stoffets kemiske formel være C₅H₁₀?

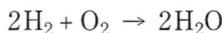
Opgave 34. Propanon (acetone, CH₃COCH₃) fordamper let, idet kogepunktet er så lavt som 56°C. Lidt propanon hældes op i en flad skål, som står på en vægt. Efter 1 minut er vægtens visning formindsket med 0,155 g. Hvor mange propanonmolekyler er fordampet på 1 minut?

Opgave 35. Ved analyse af en kemisk forbindelse af kobber og oxygen finder man, at 4,48g af stoffet indeholder 3,98g kobber og 0,50g oxygen.

- Beregn stofmængderne af Cu og O.
- Hvad er den kemiske formel for det analyserede stof?

Kemiske mængdeberegninger

Et *afstemt* reaktionsskema angiver mængdeforholdet i reaktionen. Som eksempel ser vi på reaktionen:



Reaktionsskemaet viser, at 2 hydrogenmolekyler reagerer med 1 oxygenmolekyle og giver 2 vandmolekyler. Eller at f.eks. 42 hydrogenmolekyler reagerer med 21 oxygenmolekyler og danner 42 vandmolekyler. Som regel vil vi læse reaktionsskemaet sådan:

2mol H₂ reagerer med 1mol O₂ og giver 2mol H₂O

Man skal huske på, at 2mol H₂ indeholder dobbelt så mange molekyler som 1mol O₂ osv.

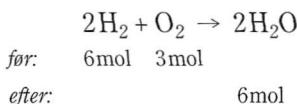
Mængder af de to reaktanter (H₂ og O₂), som »passer sammen« ifølge reaktionsskemaet, kaldes *ækvivalente mængder*. For ækvivalente mængder af H₂ og O₂ gælder, at forholdet mellem stofmængderne er 2:1

$$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{O}_2)} = \frac{2}{1} \quad (\text{ækvivalente mængder})$$

Højresiden angiver forholdet mellem de to stoffers koefficienter i reaktionsskemaet.

I en kemisk reaktion er mængderne ækvivalente, hvis forholdet mellem stofmængderne er lig med forholdet mellem koefficienterne i reaktionsskemaet.

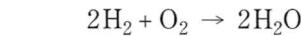
I reaktionen mellem hydrogen og oxygen er 6mol H₂ ækvivalent med 3mol O₂. Ved reaktionen giver denne blanding 6mol H₂O. Vi kan anføre mængderne under reaktionsskemaet:



Koefficienterne angiver forholdet mellem de stofmængder, som

omsættes. H_2 omdannes til H_2O i forholdet 2:2, dvs. 6mol H_2 bliver til 6mol H_2O . Derimod omdannes O_2 til H_2O i forholdet 1:2. Ved reaktionen bliver 3mol O_2 til 6mol H_2O .

Vi tager nu et eksempel, hvor mængderne *ikke* er ækvivalente. Vi bruger 4mol H_2 og 10mol O_2 :



før: 4mol 10mol

efter: 8mol 4mol

Her er der oxygen *i overskud*. 4mol H_2 kan kun reagere med 2mol O_2 . Hydrogenmængden bruges op, mens der efter reaktionen er 8mol O_2 til rest.

Hvis vi bruger 4mol H_2 og 3mol O_2 , er der stadig oxygen i overskud. Man skal tænke på, at de to stoffer reagerer i forholdet 2:1.

Eksæmpel 8. En forbrænding er som bekendt en reaktion med oxygen. Ved forbrænding af methan (CH_4) dannes CO_2 og H_2O :



Det er vigtigt, at reaktionsskemaet er afstemt. Koefficienterne angiver jo stofmængdeforholdet i reaktionen.

Det kan være en fordel at skrive koefficienterne med f.eks. rød farve, så de klart kan skelnes fra de kemiske formler. Koefficienten er *ikke* en del af den kemiske formel. Vand har stadig formlen H_2O , selv om der står 2 foran.

80,8g methan brændes. Beregn massen af den mængde O_2 , som bruges ved reaktionen, og beregn massen af de to stoffer, som dannes ved reaktionen.

Løsning: Da vi skal regne på alle fire stoffer i reaktionsskemaet, kan vi lige så godt begynde med at finde stoffernes molare masser. De beregnes på sædvanlig måde, eller man slår dem op i en tabel. Man får:

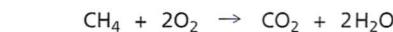
$$M(\text{CH}_4) = 16,04 \text{ g/mol} \quad M(\text{O}_2) = 32,00 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g/mol} \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$$

Da massen af CH_4 er opgivet, kan vi beregne stofmængden af CH_4 :

$$n(\text{CH}_4) = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{CH}_4)} = \frac{80,8 \text{ g}}{16,04 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,04 \text{ mol}$$

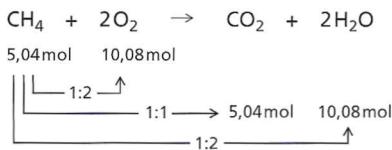
Ved at se på koefficienterne kan vi nu finde den stofmængde O_2 , som bruges ved forbrænding af 5,04mol CH_4 . Desuden kan vi finde de stofmængder af CO_2 og H_2O , som dannes ved reaktionen:



før: 5,04mol 10,08mol

efter: 5,04mol 10,08mol

Eventuelt kan man markere, at man bruger stofmængden af CH₄ og reaktionsskemaets koefficienter til at finde de omsatte stofmængder:



Nu kender vi stofmængderne, hvorefter vi kan beregne masserne:

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 10,08\text{mol} \cdot 32,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 322,6\text{g}$$

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 5,04\text{mol} \cdot 44,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 221,8\text{g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 10,08\text{mol} \cdot 18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 181,6\text{g}$$

Ved forbrænding af 80,8g CH₄ forbruges der 322,6g O₂, og der dannes 221,8g CO₂ og 181,6g H₂O. Den samlede masse efter reaktionen er lig med den samlede masse før reaktionen.

Vi har beregnet det såkaldte *teoretiske udbytte* af CO₂ og H₂O. I praksis vil man ofte få et udbytte, som er mindre end det teoretiske udbytte. Hvis man f.eks. fortætter det dannede vand og derefter vejer, er der måske kun 175,3g vand. Det *praktiske udbytte* angives i % af det teoretiske udbytte:

$$\text{udbytte af vand i \%} = \frac{175,3\text{g}}{181,6\text{g}} \cdot 100\% = 96,5\%$$

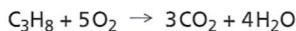
Der er altså »forsvundet« over 6g vand. Det er nærliggende at antage, at det skyldes forskellige former for spild. Jo mere omhyggeligt man arbejder, desto mindre spild bliver der. Foruden spild kan urenheder i udgangsstofferne være årsag til, at udbyttet bliver mindre end 100%.

I visse reaktioner spiller det desuden også en stor rolle for udbyttets størrelse, at reaktionen *ikke* løber til ende. Det gælder dog ikke den betragtede reaktion, som forløber fuldstændigt.

Eksemplet ovenfor viser, hvordan man løser en typisk opgave i mængdeberegning. Beregningsgangen kan beskrives på følgende måde:

- | | |
|---|--------------------------------------|
| <ol style="list-style-type: none"> Beregn stofmængden af det stof, hvis masse kendes. Brug koefficienterne i reaktionsskemaet til at finde de stofmængder, som bruges eller dannes af de andre stoffer. Beregn masserne af de andre stoffer. | $n = \frac{m}{M}$
$m = n \cdot M$ |
|---|--------------------------------------|

Opgave 36. Betragt forbrændingen af propan (C_3H_8):



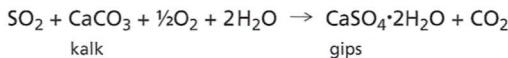
Der anvendes 60,5g propan. Beregn massen af den mængde oxygen, som bruges ved reaktionen, og beregn desuden masserne af de to stoffer, som dannes ved reaktionen.

Opgave 37. Vi ser på reaktionen:



Der anvendes 5,92g C_4H_8S . Beregn masserne af de øvrige stoffer i reaktionen.

Opgave 38. Ved forbrænding af svovlforbindelser dannes der SO_2 , jævnfør forrige opgave. Røgen fra kraftværker indeholder SO_2 , som dannes ved afbrænding af svovlholdig kul eller olie. Man kan fjerne SO_2 fra røgen ved følgende reaktion:



Da koefficienterne angiver stofmængdeforholdet, kan vi godt bruge koefficienten $\frac{1}{2}$. Eventuelt kan man gange alle koefficienter med 2.

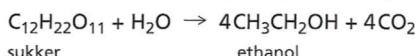
a) Beregn massen af kalk, som skal bruges til at reagere med 100g SO_2 .

b) Beregn massen af gips ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$), som dannes af 100g SO_2 .

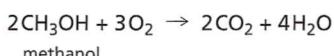
c) 100g er i denne sammenhæng en meget lille mængde SO_2 . Hvad bliver svaret på spørgsmål a og b, hvis der er tale om 10000 ton SO_2 ?

(Denne røgrensningsmetode anvendes på blok 3 på Vestkraft i Esbjerg, hvor der årligt produceres ca. 60000 ton gips).

Opgave 39. Beregn massen af den mængde ethanol (alkohol), som teoretisk set kan dannes ved gæring af 1,00 kg sukker. Reaktionsskemaet er:

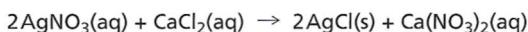


Opgave 40. Forbrændingen af methanol (træsprit) har følgende reaktionsskema:



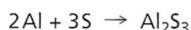
Der afbrændes 50,0g methanol. Beregn masserne af de øvrige stoffer i reaktionen.

Opgave 41. Hvis man blander vandige oplosninger af sølvnitrat og calciumchlorid, dannes der et bundfald af sølvchlorid. Et ionreaktionsskema er ikke så velegnet til mængdeberegninger, så derfor skriver vi et reaktionsskema med stofformler:



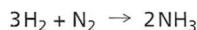
- a) Når man skal lave reaktionen, begynder man med at afveje $\text{CaCl}_2(\text{s})$ og $\text{AgNO}_3(\text{s})$. Der afvejes 8,10g $\text{CaCl}_2(\text{s})$. Man ønsker at anvende ækvivalente mængder af $\text{CaCl}_2(\text{s})$ og $\text{AgNO}_3(\text{s})$. Hvor meget $\text{AgNO}_3(\text{s})$ skal man afveje?
- b) De to stoffer opløses i vand, og oplosningerne hældes sammen. Beregn det teoretiske udbytte af $\text{AgCl}(\text{s})$ (i gram).
- c) Det dannede bundfald frafiltreres, tørres og vejes. Det vejer 20,4g. Beregn det opnåede udbytte i % af det teoretiske udbytte.

Opgave 42. Aluminiumsulfid fremstilles ved at opvarme en blanding af aluminium og svovl:



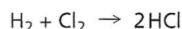
Hvor meget aluminium og svovl skal man afveje, hvis man skal lave 100g aluminiumsulfid?

Opgave 43. Man laver ammoniak ved reaktionen:



Erl 12,5g H_2 ækvivalent med 25,3g N_2 ?

Opgave 44. Hydrogenchlorid kan fremstilles ved reaktionen:



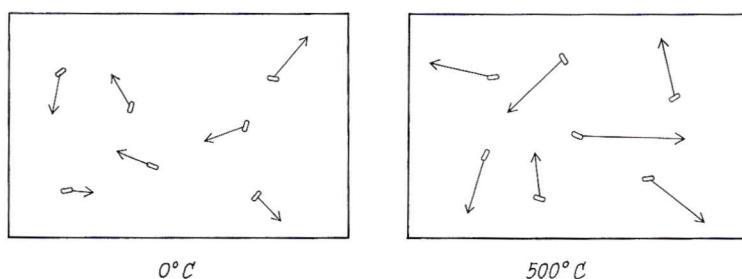
Hvor meget HCl kan der dannes, hvis en blanding af 10,00g H_2 og 10,00g Cl_2 bringes til at reagere?

Idealgasloven

Molekylerne i en gas bevæger sig rundt mellem hinanden, se figur 32. Det sker hyppigt, at to molekyler støder sammen, men bortset fra sammenstødene påvirker molekylerne ikke hinanden nævneværdigt.

Figur 32. Model af en gas ved to forskellige temperaturer.

Hvis gassen f.eks. er oxygen, er molekylnes gennemsnitsfart 425m/s ved 0°C og 715m/s ved 500°C .



Desuden støder molekylerne ind i beholdervæggen, og det registrerer vi som gassens *tryk*. Som vist på figuren bliver molekylnes gennemsnitsfart større, når temperaturen øges. Det betyder, at trykket vokser.

Ved sammenstødene med beholdervæggen påvirker molekylerne væggen med en kraft. Molekyldens samlede kraftpåvirkning på væggen kaldes F , mens arealet af den pågældende væg betegnes a . Trykket defineres som kraften på væggen divideret med væggens areal:

$$p = \frac{F}{a}$$

I fysikundervisningen anvendes SI-enhedssystemet. I dette system angives F i N (newton) og a i m^2 , så tryk får enheden N/m^2 . Denne trykenhed kaldes pascal (Pa):

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N}/\text{m}^2$$

Pa er en meget lille trykenhed. Vi vil primært anvende trykenheden bar:

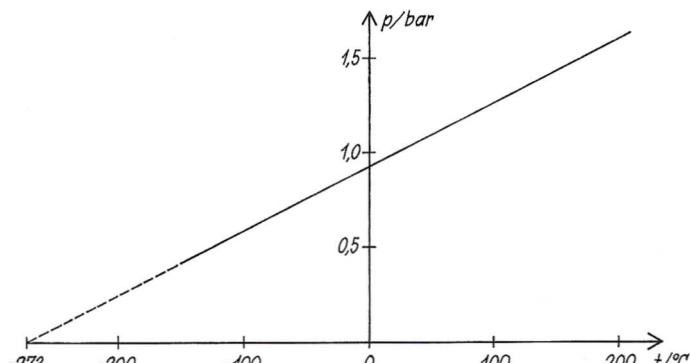
$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

Inden for meteorologien har det stor betydning, at lufttrykket i atmosfæren kan variere lidt (højtryk og lavtryk). Det såkaldte normaltryk er defineret således:

$$p_0 = 101325 \text{ Pa} = 1,01325 \text{ bar} = 1 \text{ atm}$$

Hermed har vi indført trykenheden atm (atmosfære). Normaltrykket skulle være det gennemsnitlige lufttryk ved havets overflade. Med en lidt afrundet værdi er normaltrykket 1,013 bar. Kemikere foretrækker enheden bar fremfor atm, da enheden bar hænger naturligt sammen med den systematiske enhed Pa.

Det er en gængs fysikøvelse at undersøge, hvordan trykket af en indespærret gas afhænger af temperaturen, når gassens volumen holdes konstant. Man finder en lineær sammenhæng mellem tryk og temperatur, se figur 33.



Figur 33. Der er en lineær sammenhæng mellem tryk og temperatur for en indespærret gasmængde, som har konstant volumen.

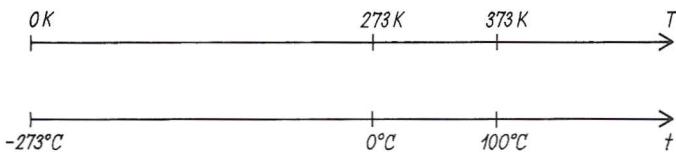
Hvis linjen forlænges bagud til skæring med førsteaksen, rammer man temperaturen -273°C . Man kan dog ikke foretage målinger på gassen helt ned til -273°C . Ved meget lave temperaturer bliver gassen nemlig til en væske og eventuelt også til et fast stof.

Det viser sig, at alle gasser stort set opfører sig ens. Det er lige- gyldigt, om forsøget udføres med oxygen, nitrogen, hydrogen, methan eller atmosfærisk luft. For alle gasser finder man en lineær sammenhæng mellem tryk og temperatur, og skæringspunktet med førsteaksen bliver i alle tilfælde -273°C . Hvis man starter gasserne i samme »punkt« (f.eks. 20°C og 1,00 bar), følger gasserne den samme rette linje på figur 33.

Når man kommer ned på lave temperaturer, hvor gassen nærmer sig væsketilstanden, kan der dog komme små afvigelser fra den rette linje.

Hvis et stof var på gasform ved afkøling helt ned til -273°C , ville gassens tryk ifølge figur 33 falde til 0 bar. Ved afkølingen formindskes molekyernes gennemsnitsfart. Trykket 0 bar må betyde, at alle molekyler står stille, og så kan man ikke køle længere ned. Denne nedre temperaturgrænse kaldes det *absolatte nulpunkt*. Nulpunktet ligger helt præcist ved $-273,15^{\circ}\text{C}$, men vi vil normalt anvende den afrundede værdi -273°C .

Vi indfører nu en ny temperaturskala, nemlig den *absolatte temperaturskala*. Absolut temperatur regnes ud fra det absolutte nulpunkt, og absolut temperatur angives med enheden K (kelvin). En temperaturstigning på 1 K svarer præcist til en temperaturstigning på 1°C . Figur 34 viser sammenhængen mellem absolut temperatur (betegnes T) og celsius temperatur (betegnes t). Talværdien for T er 273 større end talværdien for t . Normal stuetemperatur kan angives som $t = 20^{\circ}\text{C}$ eller $T = 293\text{K}$.



Figur 34. Sammenhængen mellem celsius temperatur og absolut temperatur (kelvintemperatur).

Idealgasloven angiver sammenhængen mellem en indespærret gasmængdes tryk, volumen, stofmængde og absolutte temperatur:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad R = 0,0831 \frac{\text{L} \cdot \text{bar}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Konstanten R kaldes *gaskonstanten*. Det er en naturkonstant, dvs. den har samme værdi for alle gasser. Den er angivet med en

enhed, som passer til, at man regner tryk i bar og volumen i L (liter).

En gas siges at opføre sig som en *ideal gas*, hvis den følger loven helt præcist. Der kan komme små afvigelser, hvis en gas er tæt på at overgå til væsketilstanden, men ellers opfører alle gasser sig med ret stor nøjagtighed som ideale gasser.

Vi skal bruge idealgasloven til beregninger. Hvis man kender tre af de fire variable (p , V , n og T), kan man beregne den fjerde. Man kan f.eks. beregne voluminet af 1 mol gas ved 20°C og trykket 1,013 bar. Resultatet bliver:

$$V = 24 \text{ L} \quad (1 \text{ mol gas ved } 20^\circ\text{C og } 1,013 \text{ bar})$$

Det er værd at huske, at 1 mol gas fylder 24 L ved almindelige laboratorieomstændigheder.

Eksempel 9. Hvilket volumen har 20,0 g oxygen ved trykket 2,70 bar og temperaturen 65°C?

Løsning: Først beregnes stofmængden af O₂:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{20,0 \text{ g}}{32,0 \text{ g/mol}} = 0,625 \text{ mol}$$

Derefter beregnes kelvintemperaturen T . Da t er lig med 65°C, har vi:

$$T = (65 + 273) \text{ K} = 338 \text{ K}$$

Af idealgasloven får vi:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,625 \text{ mol} \cdot 0,0831 \frac{\text{L} \cdot \text{bar}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 338 \text{ K}}{2,70 \text{ bar}} = 6,50 \text{ L}$$

Oxygenets volumen er 6,50 liter.

Opgave 45. Beregn voluminet af 1 mol af en ideal gas ved 20°C og 1,013 bar. Sammenlign resultatet med den værdi, der er anført i teksten.

Opgave 46. 0,175 g af en væske bringes på gasform ved opvarmning, og gassens volumen måles til 0,0563 L ved 120°C og 1,013 bar. Beregn stofmængden af idealgasloven, og beregn dernæst stoffets molare masse.

Opgave 47. Der dannes hydrogen, når et stykke magnesium anbringes i saltsyre:



Til et forsøg anvendes 3,20 g magnesium og overskud af saltsyre. Hvor stor en stofmængde hydrogen dannes der?

Hvad er hydrogenets volumen ved 20°C og 1,013 bar?

Opgave 48. Når stoffet natriumazid (NaN_3) opvarmes til en temperatur over 275°C , spaltes det til natrium og nitrogen:



En *airbag* i en bil pustes op af en »gasgenerator«, som indeholder natriumazid. Ved et frontalt sammenstød aktiveres en tændmekanisme, som starter reaktionen. Spaltingen af natriumazid sker lynhurtigt, og det dannede nitrogen blæser airbag'en op med stor kraft. Det varer ca. 55 millisekunder, inden en airbag (europæisk model) er fyldt maksimalt med nitrogen.

Vi skal regne på en oppustet airbag, som har et volumen på 35 L. I denne konstruerede opgave tænker vi os, at airbag'en er tæt, og at trykket i den er 3,0 bar og temperaturen 50°C .

- Beregn stofmængden af nitrogen i airbag'en.
- Hvor stor en masse af natriumazid skal »gasgeneratoren« indeholde for at give denne stofmængde nitrogen?

(Airbag'en skal være pustet maksimalt op, lige når personen rammer ind i den. I virkeligheden er der små huller i airbag'en, så der siver nitrogen ud. Derved opnår man en så blid opbremsning af personen som muligt. Det hele sker så hurtigt, at der næppe er trykligevægt i airbag'en under forløbet).

Opgave 49. En god vandluftpumpe kan pumpe luft ud, så trykket kommer ned på ca. 0,013 bar. Hvor mange luftmolekyler er der tilbage i en 1 liters beholder, hvor trykket er 0,013 bar? (Temperaturen i beholderen er 20°C).

Kovalent binding

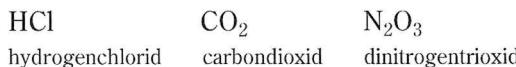
Navngivning

Vi skal nu lære reglerne for navngivning af kemiske forbindelser, der består af to ikke-metaller. Når man skriver stoffets kemiske formel, skal de to grundstoffer skrives i følgende rækkefølge:

B Si C As P N H Te Se S At I Br Cl O F

Da H kommer før O, skal formlen for vand skrives H_2O og ikke OH_2 . Formlen for ammoniak skrives NH_3 og ikke H_3N osv.

Man giver stoffet navn ved at nævne de to grundstoffer i samme rækkefølge som i den kemiske formel. Det sidste grundstof tildeles endelsen -id. Forbindelsens sammensætning angives med talforstavelserne i tabel 12. Følgende eksempler viser, hvordan man anvender reglerne:



Som det fremgår af eksemplerne, udelades forstavelsen mono-. En undtagelse er det giftige stof CO, som hedder carbonmonoxid (mono-oxid trækkes sammen til monoxid).

Carbondioxid omtales hyppigt som kuldioxid. Det er uheldigt, da grundstoffet C hedder carbon (kulstof) og ikke kul.

For meget almindelige stoffer som vand og ammoniak anvender man stadig de gamle trivialnavne.

H_2S burde hedde dihydrogensulfid, men stoffet kaldes normalt hydrogensulfid.

Tabel 12. Talforstavelser.

1 mono-	6 hexa-
2 di-	7 hepta-
3 tri-	8 octa-
4 tetra-	9 nona-
5 penta-	10 deca-

Opgave 50. Skriv formler for følgende stoffer:

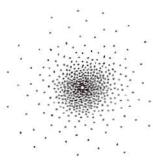
Carbondisulfid, nitrogenoxid, nitrogendioxid, dinitrogentetraoxid, dihydrogenoxid, phosphorpentachlorid og tetraphosphordecaoxid.

Atomernes elektronsky

Ikke-metallernes atomer binder sig sammen med en såkaldt *kovalent binding*. Det er den form for binding, som holder atomerne sammen i et molekyle. For at forstå den kovalente binding må vi lære noget mere om atomernes elektronsystem.



Figur 35. Bohrs model af hydrogenatomet.



Figur 36. Hydrogen-atomets elektronsky.

I sin teori for hydrogenatomet fra 1913 antager Niels Bohr, at elektronen bevæger sig i en cirkelbane omkring atomkernen, se figur 35.

Denne model har imidlertid vist sig ikke helt at svare til virkeligheden. Omkring 1925 blev der udviklet en ny grundlæggende fysisk teori, som kaldes *kvantemekanikken*. Ifølge kvantemekanikken er det ikke muligt at angive en bestemt bane for elektronen, og man kan ikke forudsige, hvor elektronen vil være i næste øjeblik. Elektronen kan komme alle steder i området omkring kernen.

Ved en kvantemekanisk beregning kan man finde *sandsynligheden* for, at elektronen befinner sig i et givet område. Man kan illustrere dette ved at tegne en »elektronsky« omkring kernen, se figur 36. Hvor elektronskyen er tæt, kommer elektronen ofte, så her er der stor sandsynlighed for at »träffe« den.

Figuren viser et snit midt ned gennem atomet. Elektronskyen er tættest helt inde ved kernen. Tætheden aftager gradvist, når afstanden til kernen øges. Atomet har ikke nogen veldefineret radius.

På figur 37 sammenlignes elektronsky-modeller for atomer af hydrogen, helium og lithium. Elektronskyen for heliumatomets to elektroner minder om elektronskyen i hydrogenatomet, men på grund af den større kerneladning er den trukket nærmere kernen. Elektronen i H-atomet og de to elektroner i He-atomet befinner sig i 1. elektronskal (K-skallen).

Figur 37. Elektronsky-modeller af de tre første grundstoffers atomer.



Lithium har to elektroner i 1. skal og én i 2. skal (L-skallen). Elektronskyen for elektronen i 2. skal danner en kugleskal i nogen afstand fra kernen. Det skal dog bemærkes, at en del af denne elektrons elektronsky befinner sig i området tæt ved kernen, så elektronen i 2. skal har også en vis sandsynlighed for at komme helt tæt på kernen. Elektronen i 2. skal har større gennemsnitsafstand fra kernen end de to elektroner i 1. skal, og den er derfor noget løsere bundet til kernen end de to andre elektroner.

Figur 38 viser modeller af neonatomet og argonatomet. Man ser skalstrukturen tydeligt, men også her gælder, at opdelingen af elektronskyen er noget forenklet. Elektronerne fra 2. skal og 3. skal har nemlig en vis sandsynlighed for at befinde sig i området tæt ved kernen.

Figur 38. Modeller af neonatomet og argonatomet.



Som tidligere nævnt har ædelgassernes atomer et meget stabilt elektronssystem. I overensstemmelse med ædelgasreglen (oktetrereglen) danner hovedgruppegrundstofferne som regel kemiske bindinger på en sådan måde, at atomernes elektronstruktur minder om elektronstrukturen for en ædel gas.

Kovalent binding

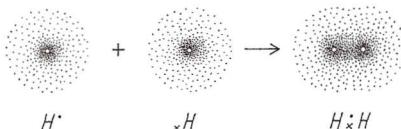
To ikke-metalatomer binder sig sammen med et *fælles elektronpar*, som bevæger sig omkring begge atomkerner. Denne form for kemisk binding kaldes *kovalent binding* (eller atombinding). Som eksempel ser vi på dannelsen af et hydrogenmolekyle:



Til højre er reaktionsskemaet vist med »elektronprikformler«. De to elektroner er betegnet med en prik og et kryds, men der er naturligvis ikke forskel på dem.

Når H-atomerne binder sig sammen, dannes der et *elektronpar*. Elektronparret er tegnet mellem de to H for at vise, at der er tale om et *fælles elektronpar*, som bevæger sig omkring begge atomkerner, se figur 39.

Figur 39. Dannelse af en kovalent binding mellem to hydrogenatomer.



Bemærk den store elektrontæthed *mellemlæn* de to atomkerner. Den negative elektronsky mellem de positive kerner trækker dem ind mod molekylets midtpunkt. Denne tiltrækning forklarer den kovalente binding, men man skal også tænke på, at kernerne frastøder hinanden. I molekylet er afstanden mellem kernerne netop så stor, at kræfterne afbalancerer hinanden.

Dannelsen af H_2 -molekylet er i overensstemmelse med ædelgasreglen. Det fælles elektronpar bevirker, at begge kerner bliver omgivet af to elektroner, og derved får H-atomerne en elektronstruktur, som svarer til heliums.

En kovalent binding er altså en sammenbinding af to atomer

med et fælles elektronpar. Man angiver normalt en kovalent binding med en streg, som symboliserer det fælles elektronpar:



En sådan formel vil vi kalde en *stregformel*.

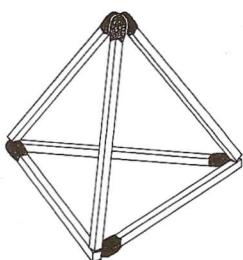
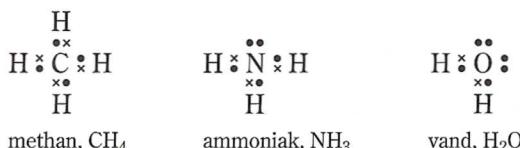
Vi tager endnu et eksempel. Chloratomet har 7 elektroner i yderste skal (7. hovedgruppe). Dannelsen af Cl_2 -molekylet kan skrives:



I elektronprikformler medtages kun elektronerne fra yderste skal. Hvis det fælles elektronpar regnes med til begge sider, har begge atomer opnået oktetstruktur. De 8 elektroner danner 4 elektronpar, hvoraf 3 par kun bevæger sig omkring det pågældende atom, mens det 4. par er fælles. Stregformlen er $\text{Cl} - \text{Cl}$.

Eksempler på kovalente bindinger

Carbon, nitrogen og oxygen står i henholdsvis 4., 5. og 6. hovedgruppe. I overensstemmelse med oktetreglen danner de tre grundstoffer følgende hydrogenforbindelser:



Figur 40. Man kan lave et regulært tetraeder ved at lime 6 tændstikker sammen.

Det centrale atom opnår oktetstruktur, mens H-atomerne får heliumstruktur. NH_3 -molekylet har et elektronpar, som ikke deltager i en kovalent binding. Dette elektronpar kaldes et »ledigt elektronpar«, og det tilhører N-atomet. I H_2O -molekylet er der to ledige elektronpar på O-atomet. De ledige elektronpar spiller en vigtig rolle i mange kemiske reaktioner.

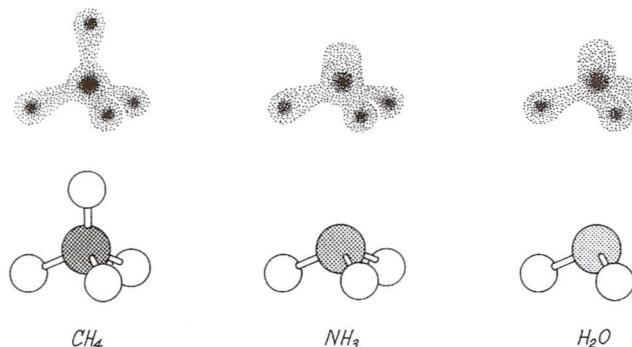
Når vi skal beskrive den rumlige opbygning af de tre molekyler, får vi brug for en geometrisk figur, som kaldes et *tetraeder*, se figur 40. Man kan gengive molekylernes rumlige opbygning ved at placere det centrale atom midt i et tetraeder, mens H-atomerne anbringes i hjørnerne (figur 41).



Figur 41. Tetraedermodeller. Bemærk placeringen af de ledige elektronpar i NH_3 og H_2O , jævnfør figur 42.

Figur 42. Elektronsky-modeller og kugle-stav-modeller.

Molekyernes rumlige opbygning bestemmes af frastødningen mellem de 4 elektronpar, hvis elektronskyer ses på tegningen.

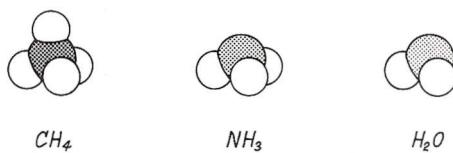


Vi kan forklare molekyernes rumlige opbygning ved at antage, at elektronskyerne for de 4 elektronpar frastøder hinanden og derfor vil være så langt væk fra hinanden som muligt (se figur 42). Methanmolekylet svarer til et regulært tetraeder, og bindingsvinklen er $109,5^\circ$. I methanmolekylet danner *alle* bindinger vinkler på $109,5^\circ$ med hinanden.

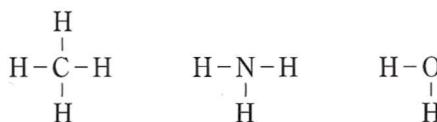
Bindingsvinklerne er lidt mindre i ammoniakmolekylet ($107,3^\circ$), og vinklen mellem de to bindinger i vandmolekylet er endnu mindre ($104,5^\circ$). Det kan man forklare ved at se på elektronsky-modellerne på figur 42. Elektronskyen for et ledigt elektronpar er tættere på det centrale atom end elektronskyerne for bindings-elektronparrene. Et ledigt elektronpar optager derved lidt ekstra plads i rummet omkring det centrale atom, og derfor klemmes bindingerne lidt sammen.

På figur 42 ses også såkaldte *kugle-stavmodeller* af de tre molekyler. Vi kan sige, at methanmolekylet er *tetraederformet*, og at ammoniakmolekylet har *pyramideform*, mens vandmolekylet er *vinkellet*. En anden type modeller ses på figur 43. Disse modeller kaldes *kalotmodeller*.

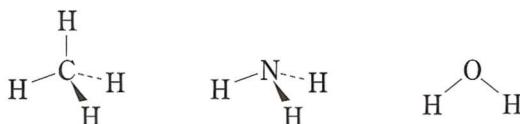
Figur 43. Kalotmodeller.



De tre molekyler har følgende stregformler:



En stregformel gengiver *ikke* molekylets rumlige opbygning. Man kan vise den rumlige opbygning på følgende måde:



I disse rumlige formler ligger en normalt tegnet binding i papirets plan. En punkteret linje angiver en binding bagud, og en kile viser en binding fremad.

I nogle tilfælde er to atomer bundet sammen med *to* fælles elektronpar. Der er altså to kovalente bindinger mellem de to atomer, og det kaldes en *dobbeltbinding*. Som eksempel ser vi på CO₂-molekylet, hvor der er dobbeltbindinger mellem carbon og oxygen:



Figur 44. Model af CO₂-molekylet. De tre atomkerner ligger på en ret linje.

Bemærk, at både C-atomet og de to O-atomer får opfyldt oktetreglen. Det kan lade sig gøre, selv om C-atomet i sig selv kun har 4 elektroner i sin yderste skal, mens de to O-atomer kommer med hver 6 elektroner i yderste skal. Elektronerne i de to dobbeltbindinger, som udgår fra C-atomet, vil være længst muligt væk fra hinanden. Derfor bliver molekylet lineært, se figur 44.

Man kender også *tripelbindinger*. Som eksempel betragtes nitrogenmolekylet, hvor atomerne får opfyldt oktetreglen selv om de hver kun kommer med 5 elektroner i yderste skal:



C, N og O kan danne dobbeltbindinger. P og S har også en vis evne til at danne dobbeltbindinger. Derimod er det stort set kun C og N, der kan danne tripelbindinger.

Vi har indtil nu haft fuld tillid til gyldigheden af ædelgasreglen (oktetreglen), men den gælder ikke i alle tilfælde. Feks. danner svovl forbindelsen SF₆, hvor S-atomet danner 6 kovalente bindinger. Det betyder, at der er 12 elektroner i S-atomets yderste skal. Svovl står i 3. periode i det periodiske system, dvs. 3. skal er yderste skal, og den kan i alt rumme 18 elektroner. Derfor er det ikke så mærkeligt, at det er muligt at overskride antallet 8. Sådanne overskridelser af oktetreglen ser man ikke for atomerne i 2. periode, da 2. skal kun kan rumme 8 elektroner.

Opgave 51. Skriv elektronpriskformler for hydrogenforbindelserne af følgende grundstoffer: Si, Br, S, P, Se, F og Te.

Opgave 52. Betragt et P-atom. Hvor mange Cl-atomer kan binde sig til P-atomet, hvis oktetreglen skal overholdes?

Opgave 53. Hvordan skal man forvente, at O₂-molekylet er opbygget? Skriv elektronpriskformel og stregformel.

Opgave 54. Hydrogencyanid (blåsyre) er et meget giftigt stof. Stoffets formel er HCN. Skriv elektronpriskformel og stregformel for HCN-molekylet.

Opgave 55. I sammensatte ioner holdes atomerne sammen af kovalente bindinger. OH⁻ har elektronpriskformlen:



Her kommer O med seks elektroner, H med en elektron, og så er der optaget en ekstra elektron udefra.

Skriv elektronpriskformler for NH₄⁺, CO₃²⁻ og SO₄²⁻.

Elektronegativitet

I H₂-molekylet er det fælles elektronpar naturligvis helt ligeligt fordelt mellem de to atomer. Hvert af H-atomerne »ejer« 50% af det fælles elektronpar. En sådan binding kaldes en *ren kovalent binding*.

Hvis to forskellige atomer er bundet sammen, vil det fælles elektronpar som regel ikke være helt symmetrisk fordelt. Som eksempel betragter vi bindingen mellem H og Cl:



De to fælles elektroner bevæger sig naturligvis omkring begge atomkerner, men de befinner sig det meste af tiden omkring chloratomet (se figur 45). Chloratomet trækker åbenbart kraftigere i det fælles elektronpar end hydrogenatomet gør. Man siger, at chlor er mere *elektronegativt* end hydrogen.

Da det fælles elektronpar er forskudt over mod chloratomet, bliver chloratomet lidt negativt ladet, mens hydrogenatomet får en tilsvarende lille positiv ladning. Dette angives med et δ (delta), som angiver et tal, der er mindre end 1. En sådan binding kaldes en *polær kovalent binding*.

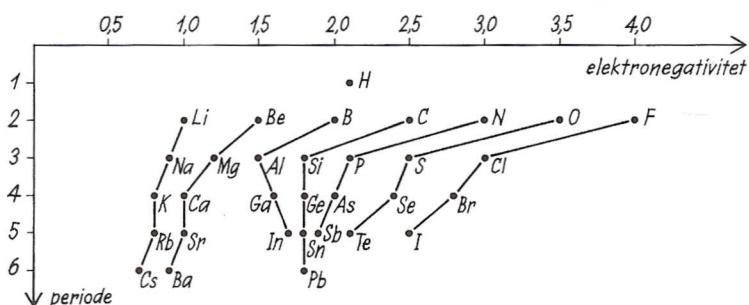
De to elektroner er som nævnt fælles; der er *ikke* dannet ioner (H⁺ og Cl⁻), idet det ville svare til, at elektronerne udelukkende bevægede sig omkring chlorkernen.

Figur 46 på næste side angiver elektronegativitetsværdier for hovedgruppegrundstofferne. Elektronegativiteten er et tal, som angiver atomets »evne« til at tiltrække elektronerne i en kovalent



Figur 45. Model af elektronskyen for det fælles elektronpar i HCl-molekylet. Det meste af elektronpriskformelen befinner sig i området omkring chlorkernen.

Figur 46. Hovedgruppegrundstoffers elektronegativitetsværdier. Elektronegativiteten stiger, når man bevæger sig i retning mod fluor i det periodiske system.



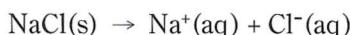
binding. Elektronegativitetsforskellen mellem to atomer angiver (med tilnærmelse), hvor polær bindingen mellem de to atomer er.

Oxygen har elektronegativiteten 3,5 og hydrogen 2,1. Oxygen er altså væsentligt mere elektronegativt end hydrogen (forskel 1,4). Elektronparret i bindingen mellem H og O er trukket over mod O-atomet. Bindingen er stærkt polær med O som den negative pol:

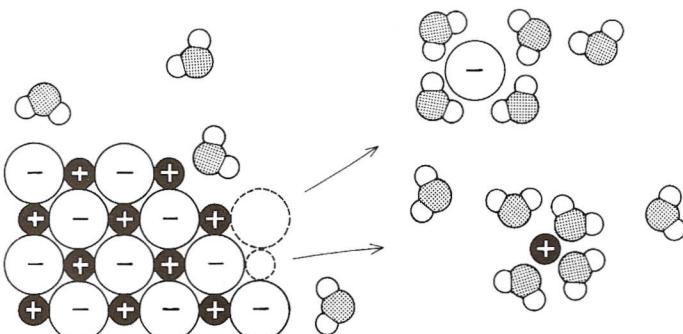


Som formlen viser, er begge bindingerne i vandmolekylet polære. Et vandmolekyle har en positiv side og en negativ side. Den side af molekylet, hvor H-atomerne sidder, er positiv, mens O-atomet er den negative side af molekylet.

Denne ladningsfordeling i vandmolekylet har stor betydning for vands egenskaber som opløsningsmiddel. På figur 47 ses en model af den proces, som sker, når natriumchlorid opløses i vand:



Ionbindingen er en stærk binding, og man kan derfor undre sig over, at det i det hele taget er muligt at opløse natriumchlorid. Ladningsfordelingen i vandmolekylet spiller en afgørende rolle ved processen. Vandmolekylerne lægger sig omkring ionerne med det



Figur 47. Model af processen: $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$. Bemærk, hvordan vandmolekylerne orienterer sig i forhold til ionerne.

negative O-atom ind mod Na^+ , mens de vender deres positive side (H-atomerne) ind mod Cl^- .

Det »koster« naturligvis energi at sprænge iongitteret. Til gengæld frigøres der energi, når ionerne omgiver sig med vandmolekyler. Alt i alt er processen svagt endoterm. Energifrigørelsen er åbenbart ikke helt stor nok til at »finansiere« sprængningen af iongitteret. Der må tilføres lidt energi fra omgivelserne.

Elektronegativitetsforskellen mellem to atomer er afgørende for, hvilken type binding de to atomer danner med hinanden. Vi ser på tre eksempler:

$\text{Cl}-\text{Cl}$	$\overset{\delta+}{\text{H}}-\overset{\delta-}{\text{Cl}}$	Na^+Cl^-
forskel 0	forskel 0,9	forskel 2,1
ren kovalent binding	polær kovalent binding	ionbinding

Her er elektronegativitetsforskellen mellem de to atomer angivet under det pågældende stofs formel.

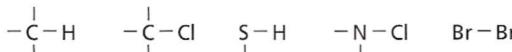
I chlormolekylet har vi naturligvis en ren kovalent binding med en symmetrisk elektronfordeling. I hydrogenchloridmolekylet er de fælles elektroner forskudt over mod chloratomet, men der er stadig tale om et fælles elektronpar, som også bevæger sig omkring hydrogenatomkernen. Bindingen er altså stadig kovalent, men med en usymmetrisk elektronfordeling.

I natriumchlorid er elektronegativitetsforskellen så stor, at de to atomer *ikke* kan være bundet sammen med fælles elektroner. Bindingselektronerne er helt forskudt over mod Cl^- , så der dannes Na^+ og Cl^- . Vi har kun skrevet en enkelt positiv og en enkelt negativ ion. I natriumchloridgitteret er hver ion som bekendt bundet til 6 ioner af den modsatte slags.

Vi siger som en grov regel, at en forbindelse mellem et metal og et ikke-metal er en ionforbindelse. Hvis elektronegativitetsforskellen er mindre end 2, får bindingen dog nogen kovalent karakter.

Det er en forenkling at opdele kemiske bindinger i to skarpt adskilte typer, nemlig kovalent binding og ionbinding. Der er tale om en jævn overgang fra ren kovalent binding via polær kovalent binding til en mere og mere udpræget ionbinding, efterhånden som elektronegativitetsforskellen bliver større og større.

Opgave 56. Hvilke af følgende bindinger er polære:

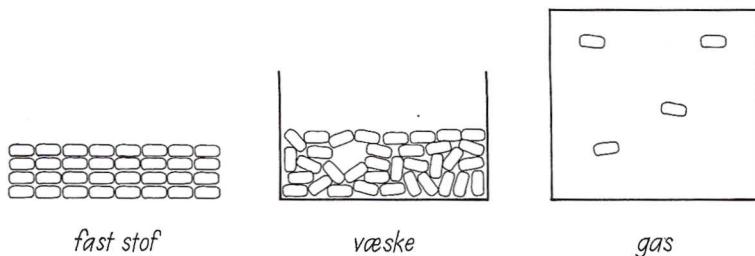


Markér positiv og negativ pol.

Molekyler

Figur 48 viser en model af de tre tilstandsformer for et stof, der består af molekyler. I den faste tilstandsform sidder molekylerne i et regelmæssigt mønster, som kaldes et *molekylgitter*. I væsketilstanden kan molekylerne bevæge sig rundt mellem hinanden, og i gastilstanden kan molekylerne bevæge sig frit i hele beholderen.

Figur 48. Model af de tre tilstandsformer. Stofet består af molekyler.



Et *molekyle* er en lille, selvstændig mængde stof. Molekylet består af et antal atomer, som er bundet kraftigt sammen med kovalente bindinger. Ædelgassernes molekyler består dog kun af et enkelt atom.

Derimod er der kun svage kræfter *mellem* molekylerne. I den faste tilstand og i væsketilstanden er molekylerne tæt på hinanden, men de hænger alligevel dårligt sammen. Derfor har stoffer, som består af molekyler, *lave* smelte- og kogepunkter. Nogle eksempler ses i tabel 13. Prøv at sammenligne med smelte- og kogepunkterne for salte i tabel 7 side 35.

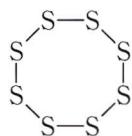
Tabel 13. Data for nogle stoffer, som består af molekyler.

Stoffets navn	Formel	Smeltepunkt	Kogepunkt
Helium	He	–	-269°C
Hydrogen	H ₂	-259°C	-253°C
Oxygen	O ₂	-219°C	-183°C
Ammoniak	NH ₃	-78°C	-33°C
Ethanol	CH ₃ CH ₂ OH	-117°C	78°C
Vand	H ₂ O	0°C	100°C
Iod	I ₂	114°C	184°C
Svovl	S ₈	115°C	445°C

Molekyldannelsen ændrer sig normalt ikke ved en smelting eller en fordampning. Feks. består vand af H₂O-molekyler i alle tre tilstandsformer.

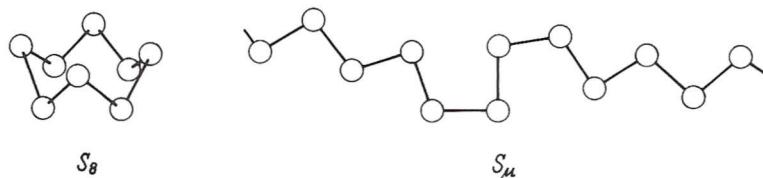
Man bemærker det meget høje kogepunkt for svovl. Det hænger sammen med, at svovl opfører sig usædvanligt ved opvarmning, idet molekylets opbygning ændres.

Ved stuetemperatur er svovl et gult, krystallinsk stof, som består af S_8 -molekyler. Hvert S-atom er bundet til to andre med kovalente bindinger, så der dannes en 8-leddet ring:



Ringen er ikke plan, men siksak-formet, se figur 49. Ved forsiktig opvarmning til lidt over 100°C smelter svovl til en lysegul, letflydende væske. Fortsætter opvarmningen, bliver væsken mørk og *meget* tyktflydende. Det sker ved ca. 160°C . Hvis man laver forsøget i et reagensglas, kan man vende bunden i vejret, uden at det smelte svovl løber ud!

Figur 49. Model af et S_8 -molekyle og et brudstykke af en S_μ -kæde.



Det tyktflydende svovl består af meget lange molekyler, der måske er filtret ind i hinanden. Ved opvarmningen af det smelte svovl er der sket en sprængning af S_8 -ringene. Det giver kæder med 8 svovlatomer, men disse små kæder binder sig sammen til lange kæder, der måske indeholder 100000 svovlatomer. Denne form for svovl kaldes S_μ , se figur 49.

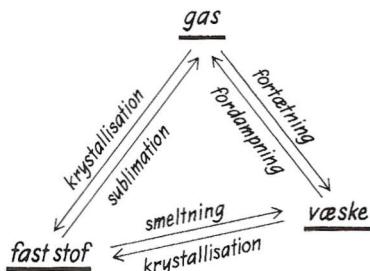
Hvis man fortsætter opvarmningen, bliver væsken mere letflydende, og den koger ved 445°C . Det meget høje kogepunkt skyldes de store molekyler, som væsken består af. Stoffer, som består af store molekyler, har høje kogepunkter.

Dampen over det kogende svovl indeholder S_8 -molekyler. I forbindelse med fordampningen sker der åbenbart en spaltning af de kædeformede molekyler.

Lader man det flydende svovl afkøle langsomt, omdannes S_μ igen til S_8 . Hvis man derimod afkøler den næsten kogende væske brat ved at hælde den ud i koldt vand, kan denne omdannelse ikke nå at finde sted, og ved stuetemperatur er omdannelseshastigheden lille.

Ved den pludselige afkøling får man en gummiagtig masse, som kaldes plastisk svovl. Efterhånden bliver den plastiske svovl sprød som følge af den fremadskridende omdannelse af de lange kæder til S_8 , og efter et døgn er omdannelsen til S_8 færdig.

Figur 50. Overgang mellem de tre tilstandsformer.

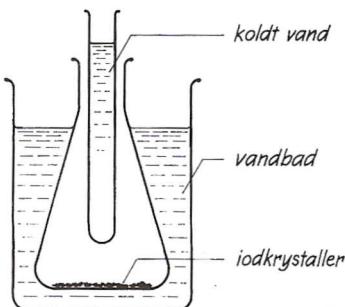


Direkte overgang fra den faste tilstandsform til gastilstanden kaldes *sublimation*, se figur 50. På figur 51 ses opstillingen til et sublimationsforsøg med iod. Forsøget udføres ved opvarmning med kogende vand, dvs. opvarmning til 100°C. Ved denne temperatur er iod stadig et fast stof (smeltepunktet er 114°C).

Iodmolekylerne vibrerer i molekylgitteret. Hvis et molekyle i krystaloverfladen får særlig stor vibrationsenergi, kan det forlade krystallen og gå over i gastilstanden. Man ser den smukke farve af gasformig iod. Når ioddampen rammer det kolde reagensglas, sker den modsatte proces, dvs. det gasformige iod krystalliserer.

Figur 51. Sublimationsforsøg med iod.

Vandbadet opvarmes til kogning. Iodet sublimerer og krystalliserer igen på det kolde reagensglas.



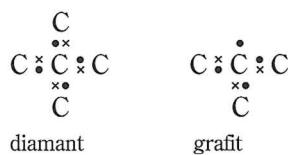
Man behøver slet ikke at lave forsøget for at konstatere, at iod kan sublimere. Man kan nøjes med at lugte til stoffet. Hvis man kan lugte det, må der være nogle molekyler, som har forladt krystraloverfladerne og er gået ind i næsen.

Når man tørrer tøj ved at hænge det ud i frostvejr, udnytter man en sublimationsproces.

Grundstoffet carbon

Carbon findes i naturen i to former, diamant og grafit. Gittermodeller af de to stoffer ses på figur 52. En diamant- eller grafitkristal indeholder »uendelig« mange carbonatomer bundet sammen med kovalente bindinger. Da gitterpunkterne er besat med atomer, kaldes denne gittertype et *atomgitter*.

Idet vi indskrænker os til at se på forholdene omkring et enkelt af de mange carbonatomer, kan elektronprikformlerne for de to stoffer skrives:

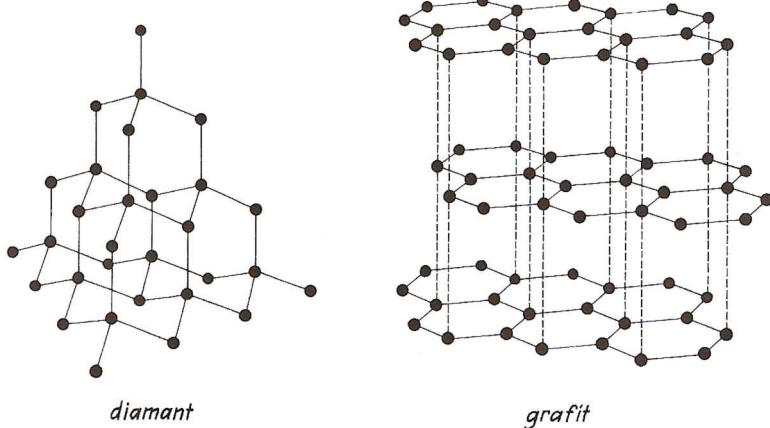


Carbonatomerne i diamant er hver bundet til 4 andre C-atomer med kovalente bindinger. Der er tetraederopbygning omkring C-atomerne.

I grafitt er hvert C-atom kun bundet til 3 andre C-atomer. Opbygningen er plan med vinkler på 120° . Man ser på gittermodellen, at grafitt består af plane lag, hvor carbonatomerne sidder i sekskanter.

En grafittkristal består af mange lag oven på hinanden. Afstanden mellem lagene er »stør«, og de hænger ikke så godt sammen. Lagene kan forskydes i forhold til hinanden. Derfor er grafitt et meget blødt stof, der kan bruges som smøremiddel, f.eks. i låse. Blyantsstifter består af grafitt blandet med ler.

Figur 52. Gittermodeller af diamant og grafitt.



Derimod er diamant ekstremt hårdt. Det er en følge af, at hele krystallen holdes sammen af stærke kovalente bindinger. Hvis man vil skære i diamant, skal man bryde bindingerne.

Grafitt er elektrisk ledende. F.eks. bruger man hyppigt grafitt-elektroder ved elektrolyseforsøg. Som man ser af elektronprikformlen, har hvert carbonatom en uparret elektron. Denne elektron kan vandre inden for det pågældende lag, og det er forklaringen på den elektriske ledningsevne.

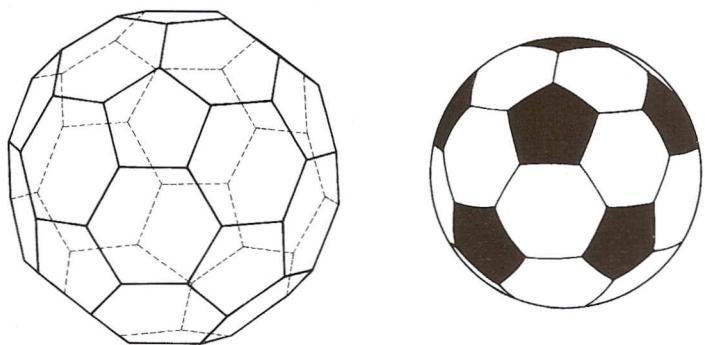
Carbonatomerne hænger så godt fast i gitteret, at diamant og

grafit er uopløselige i alle opløsningsmidler. Stoffernes smeltepunkt er meget højt, over 3500°C.

Både diamant og grafit er »uendelige« strukturer. I de senere år har man fremstillet mindre molekyler af rent carbon. Særlig kendt er C₆₀, hvor 60 C-atomer sidder på en kugleoverflade og danner 32 felter, nemlig 20 sekskanter og 12 femkanter. Denne opbygning genfinder man på en almindelig fodbold, se figur 53. Figuren på næste side er en skabelon til fremstilling af en papirmodel af molekylet.

Figur 53. Fodbolden til højre er sat sammen af 20 sekskanter og 12 femkanter.

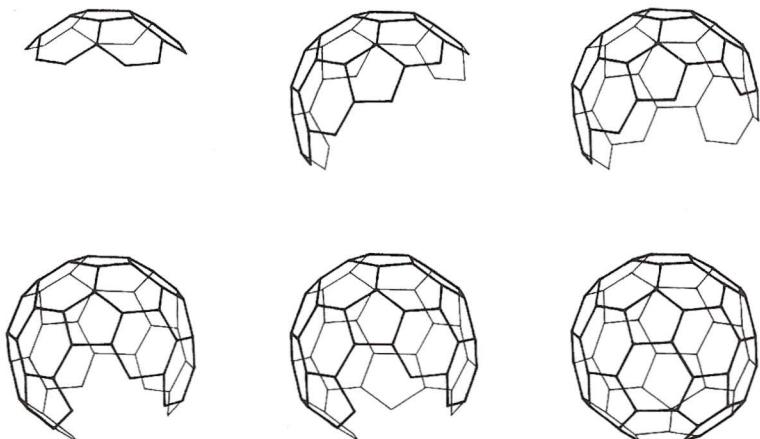
C₆₀ har en tilsvarende opbygning. Man skal forestille sig, at der sidder carbonatomer i sekskanternes hjørner, jævnfør grafit. 20 sekskanter har 120 hjørner, men da hver carbonatom indgår i to sekskanter, bliver der kun 60 carbonatomer.



C₆₀ kaldes *buckyball* eller *buckminsterfulleren* efter amerikaneren Buckminster Fuller. Han er hverken fysiker eller kemiker, men arkitekt. Han har tegnet nogle store kupler, hvor simple geometriske former danner basis for konstruktionen.

Det er relativt nemt at fremstille C₆₀. Man fordamper carbon i en inaktiv atmosfære af helium. Fordampningen kan f.eks. ske ved at lave en kulbueudladning mellem to grafitstænger. Figur 54 viser, hvordan man kan forestille sig, at carbonatomerne efterhånden slutter sig sammen og danner C₆₀. Samtidig med C₆₀-molekylet

Figur 54. Carbonatomerne slutter sig sammen i et større og større system, så man ender med C₆₀.



dannes andre carbonmolekyler, især C_{70} , der har form som en rugbybold (molekylet er lidt aflangt).

I modsætning til diamant og grafit er det muligt at bringe C_{60} i oplosning. Man bruger som regel oplosningsmidlet benzen (C_6H_6). Benzenopløsningen af C_{60} er violet. Opløsningen indeholder naturligvis C_{60} -molekyler.

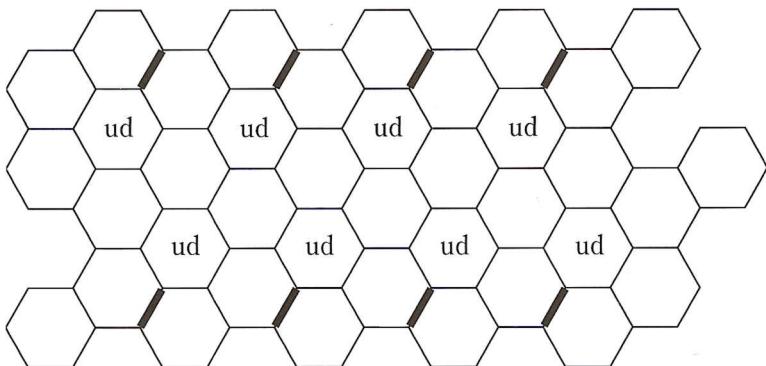
Forskningen i disse nye carbonmolekyler tog fart i 1990. Det har været nævnt, at man en gang i fremtiden vil kunne fremstille C_{60} til ca. samme pris som aluminium. Det er endnu uklart, hvad man kan anvende stoffet til.

Med en forstørret kopi af figur 55 kan man lave en papirmodel af C_{60} -molekylet. Man skal bruge en saks og en limstift. Klip først rundt langs figurens ydergrænse, så man står med et stykke papir, der består af netop de viste sekskanter. Klip så ind midt gennem de tykke streger og klip de 8 sekskanter ud, der er mærket »ud«.

Figur 55. Skabelon til fremstilling af en papirmodel af C_{60} .

Figuren forstørres, så den fylder en A4-side.

Hvis man anvender farvet papir, vil modellen være velegnet til at hænge på juletræet.



Ved at klippe gennem de tykke streger har man adskilt to nabosekskanter, som nu skal limes sammen, så de præcist dækker hinanden. Derved bliver det udklippede sekskantede hul til et femkantet hul, samtidig med at figuren begynder at krumme.

Dette limearbejde giver 8 femkanter. Når man er kommet så langt, kan man umiddelbart se, hvordan figuren laves færdig, så den består af 12 femkantede huller og 20 synlige sekskanter af papir.

Opgave 57. Cullinan-diamanten blev fundet i Sydafrika i 1905. Det er den største diamant, der nogensinde er fundet. Før slibningen vejede den 3106 karat (1 karat er 0,2g). Beregn, hvor mange carbonatomer denne diamant indeholdt.

(Cullinan-diamanten blev slebet ned til fire diamanter, hvoraf den største vejer 516 karat. De indgår i de britiske kronregalier).

Et indblik i den organiske kemi

Organisk kemi

Grundstoffet carbon danner en lang række forskellige kemiske forbindelser. Disse stoffer kaldes *organiske stoffer*. *Organisk kemi* er carbonforbindelsernes kemi.

Den *uorganiske kemi* omfatter de ikke-carbonholdige stoffer. Dog henregnes carbonmonoxid, carbondioxid, metalcarbonater og enkelte andre carbonforbindelser til den uorganiske kemi. Disse stoffers egenskaber placerer dem naturligt i den uorganiske kemi.

Historisk set har ordet *organisk* oprindeligt haft en anden betydning. Man betegnede et stof som *organisk*, hvis man havde isoleret stoffet fra organisk materiale, dvs. fra plante- eller dyremateriale. Uorganiske stoffer udvandt man af mineraler.

Man troede, at der var en grundlæggende forskel på de to stofgrupper: Uorganiske stoffer kunne man fremstille i et kemisk laboratorium, hvorimod organiske stoffer kun kunne dannes i levende organismer. Dannelsen af organiske stoffer skete nemlig under medvirken af en særlig »livskraft«.

I 1828 lykkedes det imidlertid for den tyske kemiker *Friedrich Wöhler* at fremstille det organiske stof urinstof af uorganisk stof i et kemisk laboratorium. Teorien om livskraften blev dog ikke opgivet på én gang som følge af dette forsøg, men den forsvandt lidt efter lidt efterhånden som flere og flere organiske stoffer blev fremstillet kunstigt.

Allerede før Wöhlers tid var man klar over, at organiske stoffer indeholdt carbon. Fra omkring 1850 lykkedes det at fremstille en række carbonforbindelser, som slet ikke forekommer i plante- eller dyreverdenen. De nye stoffer adskilte sig ikke kemisk set fra de forbindelser, som man kunne isolere fra plante- eller dyremateriale. Det blev efterhånden klart, at det karakteristiske for de organiske stoffer ikke var deres oprindelse, men deres sammensætning og opbygning. Man har bevaret betegnelsen *organisk kemi*, men altså nu i betydningen carbonforbindelsernes kemi.

Der fremstilles rundt regnet 10000 nye stoffer hver uge. Man isolerer bestandigt nye, hidtil ukendte stoffer fra naturen, men de fleste nye stoffer fremstilles af andre stoffer i kemiske laboratorier.



Friedrich Wöhler

1800-1882

Tysk kemiker. Wöhlers fremstilling af urinstof i 1828 regnes normalt som den første fremstilling af et organisk stof ud fra uorganisk stof, men allerede i 1824 havde han fremstillet oxalsyre af uorganiske stoffer.

Wöhler var den første, som fremstillede frit beryllium (grundstof nr. 4).

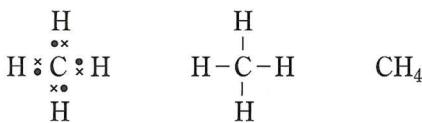
En laboratoriefremstilling af et stof kaldes også en *syntese* af stofet.

Man kender over 10 millioner kemiske stoffer, og ca. 95% af disse stoffer er organiske stoffer. Sammenlignet med de andre grundstoffer må carbon besidde en ganske særlig »evne« til at danne forskellige kemiske forbindelser.

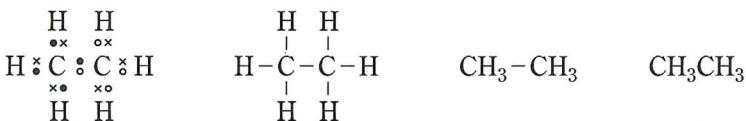
Den organiske kemi har enorm teknisk, medicinsk og biologisk betydning. Næsten alle de stoffer, der anvendes som farvestoffer, lægemidler og vaske- og rensemidler er organiske stoffer. Kul, olie og naturgas består af organiske stoffer. Papir, plastic og kunststoffer (nylon, acryl, terylene og mange andre) er organiske stoffer. Alle levende organismer er opbygget af organiske stoffer. De kemiske reaktioner, som foregår i levende organismer, er organisk-kemiske reaktioner osv.

Carbonatomets bindingsforhold

Carbonatomet er altså det centrale atom i den organiske kemi. I organiske stoffer er atomerne bundet sammen med kovalente bindinger. Methan er det simpleste organiske stof:



Methan er hovedbestanddelen af naturgas. Desuden indeholder naturgas ethan, der har *molekylformlen* C_2H_6 . En molekylformel gengiver blot molekylets sammensætning. Formlerne nedenfor viser, hvordan man kan angive ethanmolekylets opbygning:



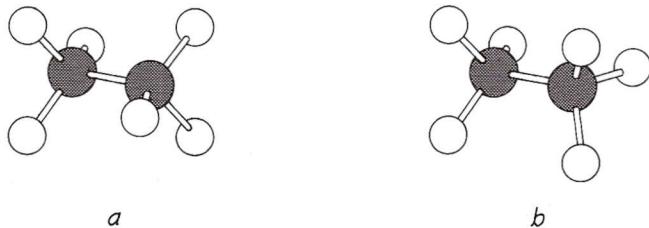
Disse formler kaldes *strukturformler*. En strukturformel viser atomernes rækkefølge i molekylet, og den kan skrives som en elektronprikformel eller en stregformel, men som regel vil man anvende en af de kompakte skrivemåder til højre for stregformlen.

Læg mærke til, at den viste binding i CH_3-CH_3 er en binding mellem de to C-atomer. Man opfatter CH_3 som en velkendt gruppe af atomer, der binder sig til resten af molekylet med en binding, som udgår fra C-atomet.

Et stofs strukturformel fortæller, hvilke atomer der er bundet sammen, men den gengiver *ikke* molekylets rumlige opbygning.

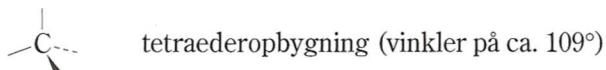
Som vist på figur 56 er der tetraederopbygning omkring begge C-atomer i ethanmolekylet. Figuren viser to opbygninger af molekylet, og de er betegnet a og b. Opbygning b er ustabil, fordi H-atomerne sidder over for hinanden, og det er »ugunstigt«.

Figur 56. To molekylmodeller af ethan, der har formlen CH_3CH_3 .

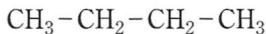


Ved stuetemperatur vil mange molekylsammenstød være voldsomme nok til at fremtvinge en drejning omkring C–C-bindingen, så molekylet passerer gennem den ustabile tilstand b. Der er »fri drejelighed« omkring en enkeltbinding.

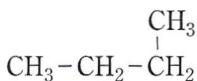
Det gælder generelt, at der er *tetraederopbygning* omkring et carbonatom, der danner 4 enkeltbindinger:



Lightergas består af stoffet butan, der har molekylformlen C_4H_{10} . Butanmolekylet indeholder en »kæde« af 4 C-atomer:

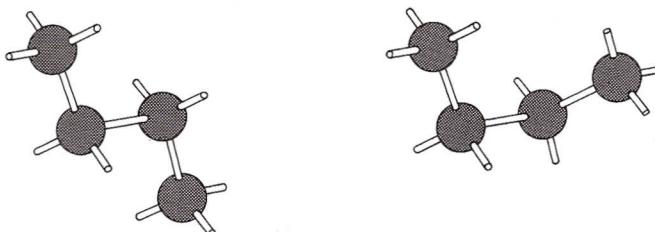


Strukturformlen kan også skrives f.eks. sådan:

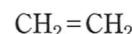
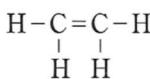


Man skal huske, at strukturformlen ikke gengiver den rumlige opbygning. Normalt vil man foretrække skrivemåden med vandret kæde. I virkeligheden er kæden »puklet« med bindingsvinkler på ca. 109° . På grund af drejeligheden omkring C–C-bindingerne kan kæden antage mange forskellige former, se figur 57. Molekylet er meget »fleksibelt«.

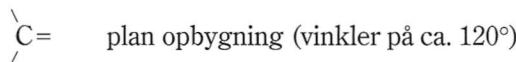
Figur 57. To forskellige rumlige opbygninger af et butanmolekyle ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$). H-atomernes placering er blot antydet.



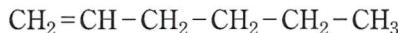
Stoffet ethen har molekylformlen C_2H_4 . Ethenmolekylet indeholder en dobbeltbinding:



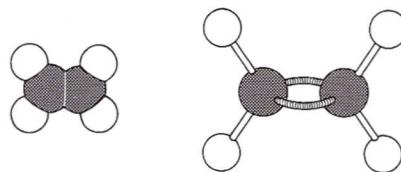
Der er en *plan* opbygning ved et atom, som danner en dobbeltbinding:



Modellerne på figur 58 viser, at ethenmolekylet er plant. Denne plane opbygning har man altid omkring to carbonatomer, som er bundet sammen med en dobbeltbinding. Der er en *stiv* opbygning omkring en dobbeltbinding, dvs. der er *ikke* drejelighed omkring dobbeltbindingen. Et molekyle som f.eks.:

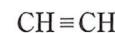


har altså en stiv opbygning omkring dobbeltbindingen og en fleksibel kæde af enkeltbundne carbonatomer.

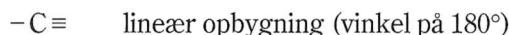


Figur 58. Kalotmodel og kugle-stavmodel af et ethenmolekyle, $CH_2 = CH_2$. Molekylet er helt plant, og der er en stiv opbygning omkring dobbeltbindingen.

To carbonatomer kan bindes sammen med en tripelbinding. Det simpleste eksempel er stoffet ethyn, der har molekylformlen C_2H_2 . Stoffets opbygning er:



Opbygningen er *lineær* ved et tripelbundet carbonatom:



De fire atomer i ethynmolekylet ligger på en ret linje, se molekylmodellen på figur 59.

Det fremgår af eksemplerne ovenfor, at et carbonatom danner 4 kovalente bindinger. Vi har indtil nu set eksempler på *carbonhydrider*, dvs. forbindelser af carbon og hydrogen. Carbonhydrider kaldes også kulbrinter.

Alle organiske stoffer indeholder carbon. Så godt som alle organiske stoffer indeholder hydrogen, og mange indeholder desuden oxygen. Derudover kan organiske stoffer indeholde nitro-



Figur 59. Molekylmodel af ethyn, der har molekylformlen C_2H_2 .

gen, phosphor, svovl og halogener. Vi skal i denne bog nøjes med at lære grundprincipperne i den organiske kemi, og det gør vi ved at koncentrere os om carbonhydriderne.

Opgave 58. Et stof har strukturformlen $\text{CH}_2=\text{CHCHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.



- Skriv en stregformel for molekylet.
- Hvad er stoffets molekylformel?
- Redegør for den rumlige opbygning og byg eventuelt en model af molekylet.

Opgave 59. Et stof har molekylformlen C_5H_8 . Skriv en mulig strukturformel for stoffet. Har opgaven flere løsninger?

Alkaner

Alkaner er carbonhydrider, som kun indeholder enkeltbindinger. De tre simpleste alkaner er:



methan

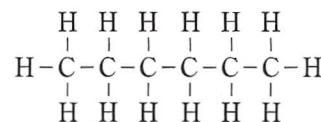
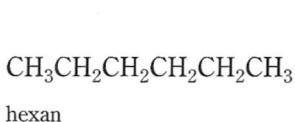


ethan

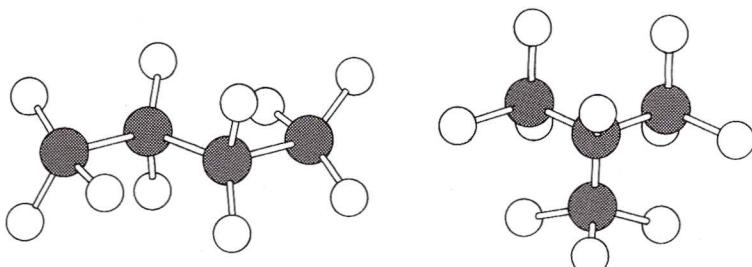


propan

Fortsætter vi med at forlænge kæden på denne måde, får vi de *uforgrenede* alkaner. Hexan er et eksempel på en alkan med en noget længere carbonkæde. Vi skriver formlen på to måder:



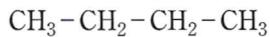
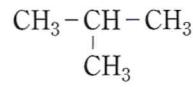
En optælling viser, at der er 6 C-atomer. Da der sidder to H-atomer på hvert C og et ekstra H i hver ende, indeholder stoffet $2 \cdot 6 + 2 = 14$ hydrogenatomer. Ud fra dette eksempel er det let at indse, at den



Figur 60. Molekylmodeller af butan og 2-metylpropan. Begge disse stoffer har molekylformlen C_4H_{10} .

generelle molekylformel for alkanerne er C_nH_{2n+2} , hvor n angiver antallet af carbonatomer.

Forskellige stoffer kan have samme molekylformel. Dette fænomen kaldes *isomeri*. Der er to isomere alkaner med molekylformlen C_4H_{10} , se figur 60. Den ene isomer har en uforgrenet carbonkæde, mens den anden har en forgrenet kæde:

butan, kp. 0°C 2-methylpropan, kp. -12°C

De to stoffers kogepunkter er anført for at vise, at der er tale om to forskellige stoffer. Navnet for den forgrenede isomer fremkommer ved at anvende nogle regler for systematisk navngivning, som forklares i det følgende.

Vi ser først på navnene på de *uforgrenede* alkaner. Navnene for de 12 første fremgår af tabel 14. Bemærk endelsen -an på navnene (som i ordet alkan).

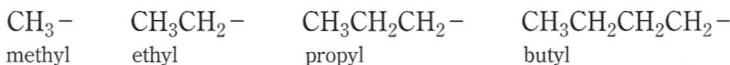
Tabel 14. Navne, molekylformler og antal isomere for alkanerne med op til 12 carbonatomer.

Navn	Molekylformel	n	Antal isomere
Methan	CH_4	1	–
Ethan	C_2H_6	2	–
Propan	C_3H_8	3	–
Butan	C_4H_{10}	4	2
Pentan	C_5H_{12}	5	3
Hexan	C_6H_{14}	6	5
Heptan	C_7H_{16}	7	9
Octan	C_8H_{18}	8	18
Nonan	C_9H_{20}	9	35
Decan	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	10	75
Undecan	$\text{C}_{11}\text{H}_{24}$	11	159
Dodecan	$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$	12	355

De anførte navne gælder for de uforgrenede alkaner.

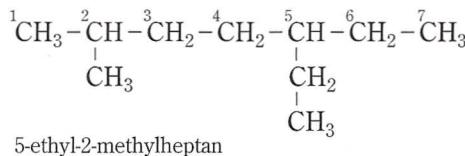
Antallet af isomere stiger kraftigt, når antallet af carbonatomer forøges. Man har beregnet, at der er 36797588 isomere alkaner med molekylformlen $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$.

Som hjælpemiddel ved den systematiske navngivning indføres et nyt begreb, nemlig en *alkylgruppe*. En alkylgruppe (også kaldet et *alkyl*) er den gruppe atomer, man har tilbage, når man fjerner et H-atom fra en alkan. Hvis man fjerner et *endestillet* H-atom fra de første 4 alkaner, får man følgende alkylgrupper:



Man ser, at i disse tilfælde fremkommer alkylets navn af alkanens navn ved at ændre -an til -yl (sammenlign *alkan* til *alkyl*). En alkylgruppe er ikke et stof. Det er en gruppe atomer, som er bundet til noget andet med den binding, der i formlerne ovenfor er markeret med en streg.

Reglerne for systematisk navngivning af forgrenede alkaner forklares ved at betragte følgende eksempel:



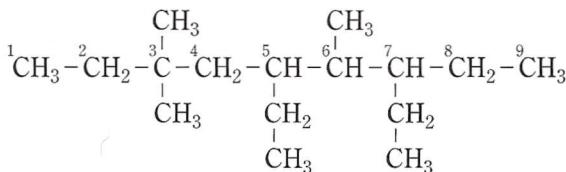
Når man skal give en alkan navn, finder man den *længste* carbonkæde i molekylet. Den er i dette eksempel på 7 carbonatomer, og navnet skal da være noget med heptan.

På denne syv-leddede kæde sidder der to alkylgrupper som sidekæder. For at angive placeringen af sidekæderne nummererer vi carbonatomerne i den længste kæde, og vi nummererer foreløbigt fra den venstre ende. På C-atom nr. 2 sidder der en methylgruppe og på nr. 5 en ethylgruppe. Disse alkylgrupper nævnes i *alfabetisk rækkefølge*, og navnet bliver 5-ethyl-2-methylheptan.

Hvis vi havde nummereret carbonkaeden fra højre, ville navnet være blevet 3-ethyl-6-methylheptan. Dette navn er ukorrekt, idet reglerne siger, at man skal nummere fra den ende, som giver de laveste tal i navnet.

Mere præcist kan vi sige, at man skal se på placeringen af første sidekæde. Hvis man i eksemplet ovenfor går ind i carbonkaeden fra venstre, møder man en sidekæde allerede på carbonatom nr. 2. Går man ind fra højre, møder man først en sidekæde på carbonatom nr. 3. Det er derfor korrekt at nummerere fra venstre.

Hvis første sidekæde ikke afgør nummereringsretningen, skal man se på placeringen af anden sidekæde osv. I denne sammenhæng er det ligegyldigt, hvilke sidekæder der er tale om. Vi tager endnu et eksempel:



5,7-diethyl-3,3,6-trimethylnonan

Her skal vi nummerere fra venstre. Hvis vi går ind fra venstre, er der nemlig to sidekæder på carbonatom nr. 3. Går vi ind fra højre, er der kun én sidekæde på nr. 3.

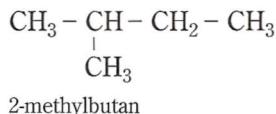
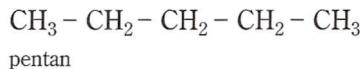
Tabel 15. Talforstavelser.

1 mono-	6 hexa-
2 di-	7 hepta-
3 tri-	8 octa-
4 tetra-	9 nona-
5 penta-	10 deca-

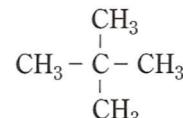
Bemærk, at tallene angiver alkylgruppernes placering, mens forstavelserne di- og tri- angiver *antallet* af den pågældende alkylgruppe. Antallet angives med de sædvanlige talforstavelser, se tabel 15.

Som nævnt skal alkylgrupperne komme i alfabetisk rækkefølge i navnet. Ethyl kommer før methyl, som kommer før propyl osv. Denne rækkefølge ændres ikke, når der kommer talforstavelser på alkylnavnene. Ethyl kommer altså før dimethyl, fordi *e* kommer før *m* i alfabetet.

Der er tre isomere alkaner med molekylformlen C_5H_{12} . De har følgende strukturformler:



2-methylbutan



2,2-dimethylpropan

I nogle simple navne kan tallene udelades. Feks. kan man sige methylbutan i stedet for 2-methylbutan uden at blive misforstået, idet methylgruppen i methylbutan kun kan sidde på carbonatom nr. 2. Hvis methylgruppen i stedet sad på carbonatom nr. 1, ville stoffet jo ikke være methylbutan, men derimod pentan, da alkannels navn *skal* dannes af den længste kæde.

For at undgå fejltagelser ved navngivningen bør man altid skrive formlen for en alkan med *længste kæde vandret*.

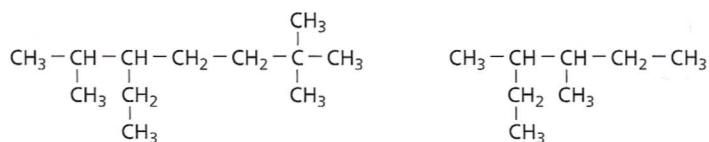
Opgave 60. Skriv strukturformler og navne for samtlige isomere med molekylformlen C_6H_{14} .

Opgave 61. Skriv strukturformler og navne for samtlige isomere med molekylformlen C_7H_{16} .

Opgave 62. Skriv strukturformel for 2,2,4-trimethylpentan og for 3-ethyl-2,4-dimethylhexan.

Opgave 63. Skriv strukturformel for propylheptan.

Opgave 64. Angiv navne for de to stoffer, der har følgende strukturformler:



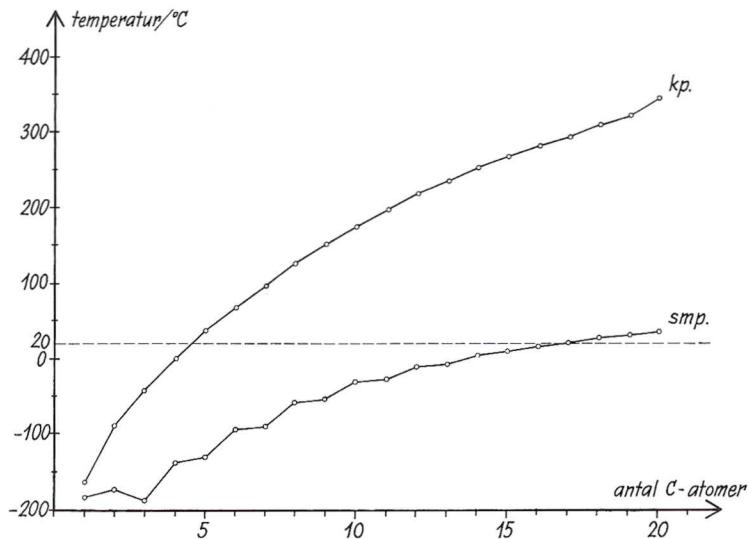
Alkanernes egenskaber

Man skelner mellem et stofs *fysiske egenskaber* og dets *kemiske egenskaber*. De fysiske egenskaber omfatter stoffets smeltepunkt, kogepunkt, densitet, opløselighedsforhold osv. De kemiske egenskaber vedrører kemiske reaktioner med stoffet, dvs. en omdanelse af stoffet til andre stoffer.

Fysiske egenskaber

På figur 61 ses smeltepunktet og kogepunktet for de første 20 uforgrenede alkaner. Som man ser, gælder det uden undtagelse, at

Figur 61. De første 20 uforgrenede alkaners smeltepunkt og kogepunkt (ved trykket 1,013 bar).



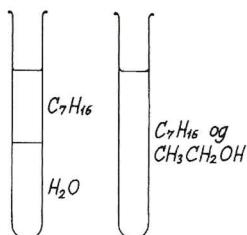
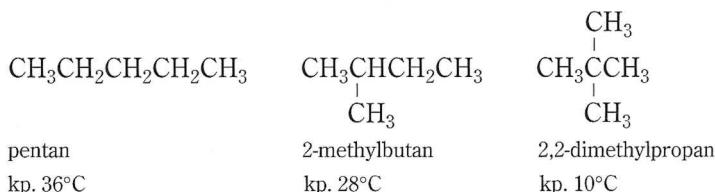
kogepunktet vokser, når antallet af carbonatomer øges. Dette er i overensstemmelse med en generel regel:

Hvis man har en række stoffer, som er opbygget på samme måde, vokser kogepunktet med stigende molekylstørrelse.

Kogepunktet for de første 4 alkaner ligger under stuetemperatur. De er altså gasser ved stuetemperatur og atmosfærtryk. Butans kogepunkt ligger ved 0°C, og det kræver kun et relativt lille overtryk at have butan på væskeform ved stuetemperatur. Butan anvendes som lightergas. Inde i gaslightere, der er lavet af gennemsigtig plastic, kan man se flydende butan. Når man åbner for lighteren, strømmer der gasformig butan ud.

De uforgrenede alkaner med fra 5 til 16 C-atomer er væsker, mens uforgrenede alkaner med over 16 C-atomer er faste stoffer ved stuetemperatur. Paraffin består af faste alkaner.

Indtil nu har vi kun set på de uforgrenede alkaner. De tre isomere alkaner med molekylformlen C_5H_{12} har følgende kogepunkter:



Figur 62. Heptan er så godt som uopløselig i vand, men fuldstændigt blandbar med ethanol.

Det højeste kogepunkt har den isomer, som har den længste carbonkæde. Tilsvarende gælder for andre alkaner.

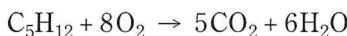
Alkaner (og andre carbonhydrider) er *vandskynde* stoffer. De kan ikke opløses i vand. Hvis man hælder heptan og vand op i et reagensglas, får man to adskilte væskelag. Heptanen ligger øverst, da den har lavere densitet end vand, se figur 62.

Derimod kan heptan opløses i ethanol (CH_3CH_2OH). Disse to væsker kan blandes fuldstændigt.

Alkaner anvendes som opløsningsmidler i industrien. F.eks. anvender man hexan til at udtrække olie fra plantefrø. I husholdningen bruger man *rensebenzin*, der er en blanding af alkaner. Rensembenzin indeholder bl.a. heptan.

Kemiske egenskaber

Det er en simpel sag at redegøre for alkanernes kemiske egenskaber. Alkanerne er nemlig meget *reaktionstræge*, men de kan dog bringes til at reagere ved høj temperatur. De kan f.eks. reagere med oxygen, dvs. de kan brænde. Ved en fuldstændig forbrænding dannes der carbondioxid og vanddamp. Reaktionskemaet for forbrænding af f.eks. pentan bliver altså:



Ved forbrændingen »ødelægges« alkanmolekylet fuldstændigt, og vi kan derfor nøjes med at skrive alkanens molekylformel i reaktionsskemaet. Der er ingen grund til at skrive en strukturformel.

Hvis der er mangel på oxygen, eller hvis forbrændingstemperaturen er relativt lav, kan forbrændingen blive ufuldstændig. Så dannes der carbonmonoxid eller sod, dvs. frit carbon. Carbonmonoxid (»kulilte«) er meget giftigt.

Forbrændingen af alkaner har stor samfundsmæssig betydning. Indholdet af alkaner i nogle brændsler er skitseret i tabel 16. Naturgas og de forskellige olieprodukter, omtales side 98-104.

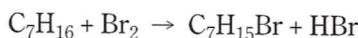
Tabel 16. Nogle brændsler, der har et stort indhold af alkaner.

Brændsel	Indhold af alkaner
Biogas	CH ₄
Naturgas	CH ₄ samt lidt C ₂ H ₆ , C ₃ H ₈ og C ₄ H ₁₀
Flaskegas og autogas	C ₃ H ₈ og C ₄ H ₁₀
Benzin	Især C ₇ H ₁₆ og C ₈ H ₁₈
Petroleum	C ₁₀ H ₂₂ og højere
Dieselolie og brændselsolie	C ₁₂ H ₂₆ og højere

Biogas produceres i biogasanlæg ved forrådnelse af husdyrgødning (gylle), men også slam fra rensningsanlæg og andre former for organisk affald kan anvendes. Methan, der er den brændbare del af biogassen, udgør 50-75%. Resten er CO₂ og mindre mængder af andre stoffer.

Naturgas består af de gasformige alkaner med methan som den dominerende bestanddel. Råolie indeholder alkaner og cycloalkaner (se side 93). Processerne på et olieraffinaderi gennemgås på side 101-104. Her skal det blot nævnes, at man på olieraffinaderier adskiller olien i en række fraktioner, der anvendes som benzin, petroleum, dieselolie og brændselsolie m.m. De mange alkaner med 6, 7, 8 og 9 carbonatomer udgør en væsentlig bestanddel af benzin, mens de højere alkaner indgår i petroleum, dieselolie og brændselsolie (fyringsolie).

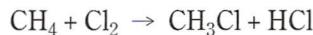
Alkanerne er som nævnt reaktionstræge, men ved høj temperatur eller under medvirken af lys kan de reagere med Cl₂ eller Br₂. Hvis man lader en oplosning af brom i heptan stå fremme i lyset i længere tid, kan man se, at bromfarven gradvist forsvinder:



En sådan reaktion kaldes en *substitutionsreaktion*:

Ved en substitution udskiftes et atom (eller en atomgruppe) med et andet atom (eller atomgruppe).

I reaktionen mellem brom og heptan udskiftes et H-atom i heptanmolekylet med et Br-atom. Chlor reagerer på tilsvarende måde. Som eksempel tager vi reaktionen mellem chlor og methan:



Chlormethan kan reagere videre med chlor til dichlormethan:



Reaktionen kan gå videre til trichlormethan, CHCl_3 , og tetrachlormethan, CCl_4 . Ved chloreringen af methan ender man med en blanding af CH_3Cl , CH_2Cl_2 , CHCl_3 og CCl_4 og eventuelt ureageret CH_4 . Reaktionsprodukterne kan adskilles ved destillation.

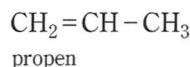
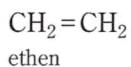
Opgave 65. Brændselsolie (fyringsolie) indeholder bl.a. tetradecan, der har molekylformlen $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$. Skriv et afstemt reaktionsskema for den fuldstændige forbrænding af tetradecan.

Opgave 66. Vi ser på reaktionen mellem heptan og brom. Antag, at kun et enkelt af H-atomerne i heptanmolekylet udskiftes med et Br-atom. Hvor mange forskellige bromheptaner kan der dannes?

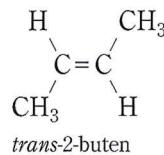
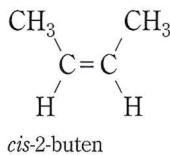
Alkener

Alkener er carbonhydrider, der indeholder en *dobbeltbinding* mellem to carbonatomer. De indeholder derfor to H-atomer færre end de tilsvarende alkaner, og den almene molekylformel er C_nH_{2n} ($n \geq 2$).

Alkenernes navne dannes af de tilsvarende alkaners navne ved at ændre -an til -en (*alkan til alken*). De simpleste alkener er:

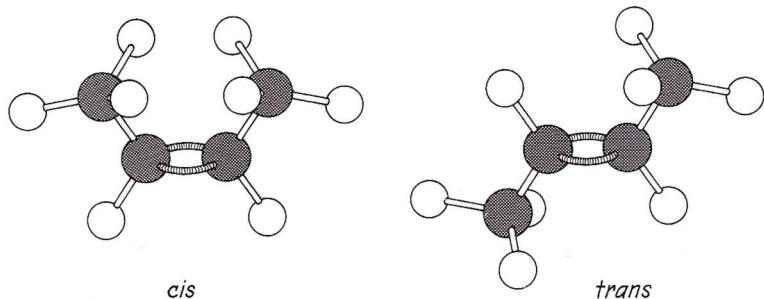


Ettallet i 1-buten angiver, at dobbeltbindingen *udgår* fra carbonatom nr. 1. $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ hedder 2-buten, men denne formel er *ikke* entydig. Der er to isomere 2-butener, som har forskellig opbygning omkring dobbeltbindingen:

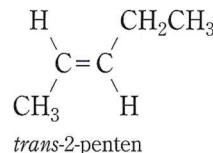
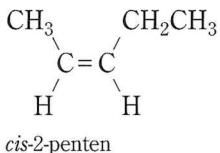


Som følge af den fastlåste opbygning ved dobbeltbindingen svarer disse to formler til to forskellige stoffer, se figur 63.

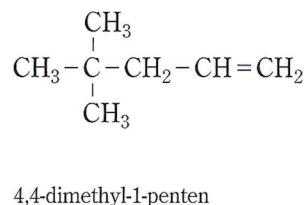
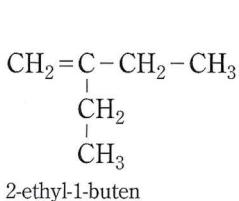
Figur 63. Molekylmodeller af *cis*-2-butén og *trans*-2-butén.



Denne form for isomeri, som altså skyldes den manglende drejelighed omkring dobbeltbindingen, kaldes *cis-trans*-isomeri. *Cis*-forbindelsen er den af de to isomere, hvor to ens grupper (her de to methylgrupper eller de to hydrogenatomer) sidder på *samme side* af dobbeltbindingen. I *trans*-forbindelsen sidder ens grupper på hver sin side af dobbeltbindingen, så de er *tværs* over for hinanden. Vi ser på endnu et eksempel:

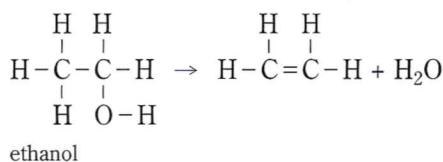


Ved navngivning af forgrenede alkener skal navnet baseres på den længste kæde, som indeholder dobbeltbindingen. C-atomerne i kæden nummereres fra den ende, som giver dobbeltbindingen lavest muligt tal. Eksempler:



Fremstilling af alkener

Man kan fremstille ethen ved at fraspalte et vandmolekyle fra et ethanolmolekyle:

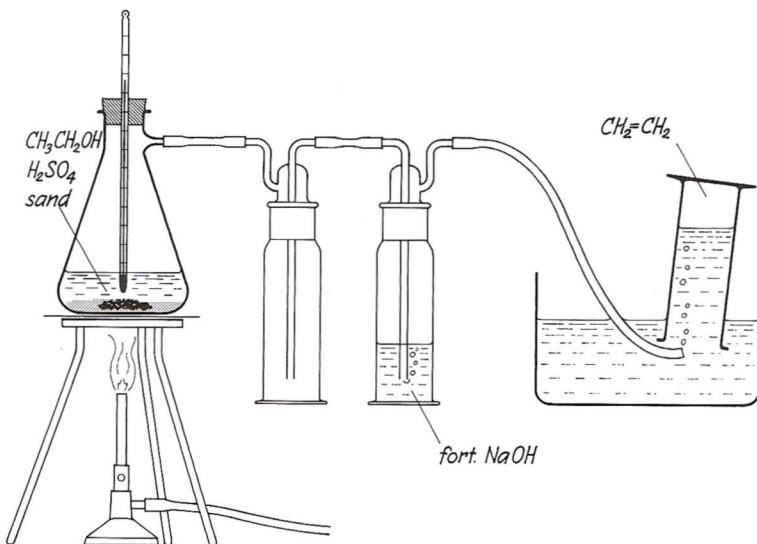


En reaktion, hvor der fraspaltes noget fra et organisk stof, kaldes en *eliminationsreaktion*:

Ved en eliminationsreaktion fraspaltes der et mindre molekyle fra et organisk stof under dannelse af en dobbeltbinding (eventuelt en tripelbinding).

I forsøget på figur 64 sker vandfraspaltningen fra ethanol under medvirken af koncentreret svovlsyre.

Figur 64. Man kan fremstille ethen ved at ophede en blanding af 10g sand, 20mL ethanol og 50mL konc. svovlsyre til ca. 170°C. Den dannede ethen påvises med bromvand. På figuren opsamles ethen i et cylinderglas. Påvis, at ethen kan brænde ved at antænde cylinderglassets indhold.



Ved forsøget på figuren er dannelsen af ethen ikke den eneste reaktion, som forløber. Der sker nogle sidereaktioner, hvor der bl.a. dannes frit carbon og svovldioxid. Opstillingen indeholder en vaskeflaske med en NaOH-opløsning, hvor svovldioxid oploses.

Industrielt fremstilles ethen og andre alkener ved *cracking* af alkaner fra råolie, se side 103. Ved en cracking ophedes alkanerne kraftigt, hvorfodt molekylerne går i stykker i mindre dele.

Opgave 67. Hvilke alkener kan tænkes dannet ved elimination af vand fra stoffet $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHOHCH}_3$?

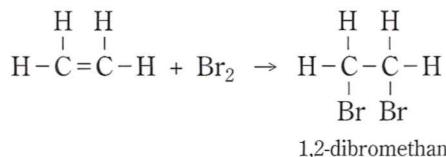
Alkenernes egenskaber

De fysiske egenskaber for alkenerne afviger kun ubetydeligt fra de tilsvarende alkaners. Feks. er ethen en gas ligesom ethan, og begge disse carbonhydrider er uopløselige i vand.

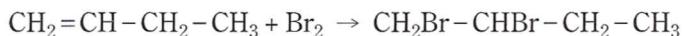
Ligesom alkanerne kan alkenerne brænde (næsten alle organiske stoffer er brændbare). Bortset herfra er der stor forskel på alkenernes og alkanernes *kemiske egenskaber*. Alkenerne er nemlig reaktionsdygtige stoffer, der kan deltage i såkaldte *additionsreaktioner*:

Ved en additionsreaktion lægges der noget til et organisk stof under sprængning af den ene af bindingerne i en dobbeltbinding (eller en tripelbinding).

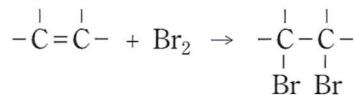
Som eksempel kan vi se på additionen af brom til ethen:



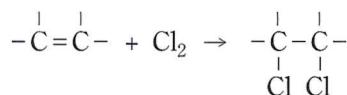
Reaktionen sker ved stuetemperatur, når ethen kommer i kontakt med brom. Man kan f.eks. lede ethen ned i en opløsning af brom i vand (»bromvand«). Ved tilledning af ethen i overskud ser man bromvandets orange farve forsvinde, idet reaktionsproduktet er farveløst. Der er tale om en hurtig reaktion. Andre alkener reagerer på tilsvarende måde, f.eks.:

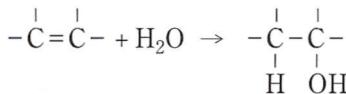
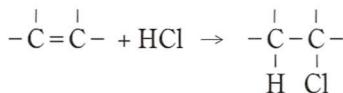
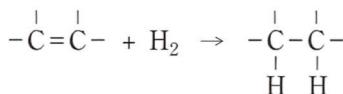


Forløbet af en additionsreaktion er stort set uafhængigt af dobbeltbindingens omgivelser i alkenmolekylet. Vi kan derfor generalisere ved at skrive additionen af brom således:



En række andre stoffer kan ligesom brom adderes til en dobbeltbinding. Under passende forsøgsomstændigheder kan man få alkener til at addere f.eks. chlor, hydrogen, hydrogenchlorid eller vand:

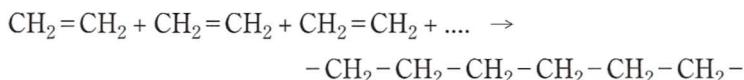




Et organisk stof kaldes *umættet*, hvis det kan deltage i den type additionsreaktioner, som vi har gennemgået ovenfor. Alkenerne er altså umættede.

Det er nemt at undersøge, om et stof er umættet. Man prøver blot, om stoffet affarver bromvand. På den måde kan man f.eks. påvise, at vindruekerneolie indeholder umættede fedtstoffer.

Alkener anvendes til fremstilling af plastic. Ved en såkaldt *polymerisationsreaktion* kobles mange små molekyler sammen til et stort molekyle. Som eksempel tager vi polymerisationen af ethen:



Det dannede stof kaldes polyethen eller polyethylen (ethylen er et gammeldags navn for ethen). Kæden er meget lang, den indeholder måske 100000 carbonatomer. Ude for enden af kæden sidder der rester af det stof, man har tilsat for at starte polymerisationen.

Figur 65. Deklaration fra en plasticbærapose.

DEKLARATION	Bærapose. Højtrykspolyethylen.
MATERIALE:	
MATERIALE-	
TYKKELSE:	Tykkelse (0,048 mm).
DIMENSIONER:	Bredde: 41,5 cm. Højde: 45 cm. Bund: 10 cm.
ANVENDELSE:	Bør ikke fyldes mere end at bæregrebene kan samles i hånden. Bør ikke utsættes for skarpe metaldele el. lign. Max. bæreevne: 10 kg.
	S.5.20
ANVENDELSE:	Kan bruges igen og igen Sidst til affald.
DESTRUCTION:	Kast ikke posen i naturen. Polyethylen er sammensat af kul og brint, som ved forbrenning går i forbindelse med luftens ilt og udvikler vand (H ₂ O) og kuldioxyd (CO ₂). Bestanddele, som direkte går ind i naturens kredsloeb.
ADVARSEL:	Plastposer kan være farligt legetøj for børn.

Kemisk set er polyethen en alkan. Polyethen kan brænde, se figur 65, men er ellers meget lidt reaktionsdygtigt. Polyethen udgør knap halvdelen af den plastic, der bruges i Danmark. Polyethen anvendes f.eks. til plasticposer, folier, flasker, spande, dunke osv.

Opgave 68. Skriv strukturformler for følgende stoffer:

1-penten, 3-methyl-1-hexen, 2-methyl-2-penten og methylpropen.

Opgave 69. Skriv reaktionsskemaet for addition af brom til 2-methyl-2-hexen.

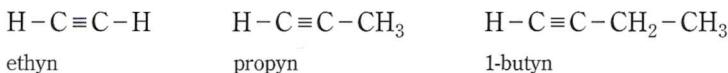
Opgave 70. Hvilket stof dannes ved addition af hydrogen til 1-penten?

Opgave 71. Skriv reaktionsskemaet for additionen af vand til ethen.

Opgave 72. Polypropen er en vigtig form for plastic, som bruges til f.eks. bægre, tandborster, éngangsbleer, gulvtæpper, tovværk og snor. Prøv at skrive et reaktionsskema for polymerisationen af propen.

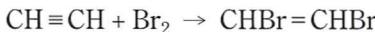
Alkyner

En alkyn indeholder en *tripelbinding*. Eksempler:

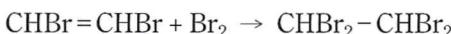


Navnet for en alkyn ender på *-yn*. Alkynernes molekylformel kan skrives $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ ($n \geq 2$).

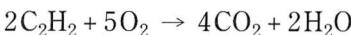
Alkyner er umættede stoffer. Der kan ske en addition til tripelbindingen, som omdannes til en dobbeltbinding. Vi ser på additionen af brom til ethyn:



Det dannede stof kan bringes til at reagere videre:



Alkyner kan naturligvis brænde. I luft brænder ethyn med en sodende flamme, men hvis ethyn blandes med oxygen, forløber forbrændingen fuldstændigt:

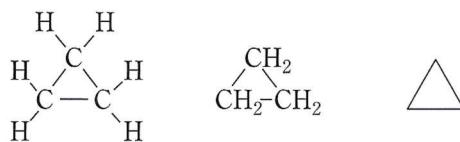


Blandingen af ethyn og oxygen anvendes til svejsning, idet flammetemperaturen bliver meget høj. Ethyn kaldes også acetylen.

Cycloalkaner og cycloalkener

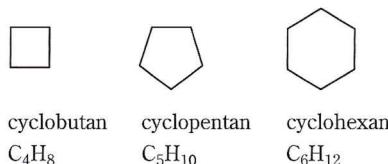
Indtil nu har vi kun omtalt »kædeformede« carbonhydrider. De kaldes også *alifatiske* carbonhydrider. I et alifatisk carbonhydrid danner C-atomerne en uforgrenet eller forgrenet kæde. Et *cyclisk* carbonhydrid indeholder carbonatomer bundet sammen i en ring.

En *cycloalkan* indeholder kun enkeltbindinger. Den simpleste cycloalkan er cyclopropan, hvis molekylformel er C_3H_6 . Vi kan vise opbygningen af cyclopropan på tre måder:

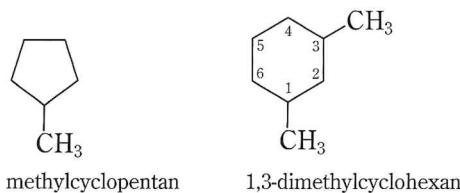


Den sidste skrivemåde anvendes meget for cycliske forbindelser. I hvert hjørne er der underforstået et C-atom. Hvert C-atom danner som bekendt 4 bindinger, hvoraf kun de to er anført i formlen. De manglende bindinger går til H-atomer. Sidder der andre atomer end H, skal de udtrykkeligt angives.

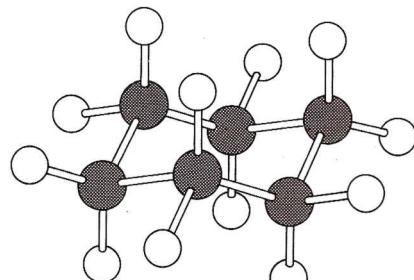
Cycloalkanernes navne dannes på simpel måde:



Den almene molekylformel for cycloalkanerne er C_nH_{2n} ($n \geq 3$). De er isomere med alkenerne. Følgende eksempler viser navngivning af cycloalkaner med sidekæder:



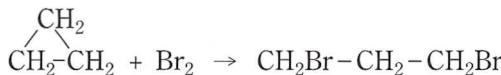
Sidekædernes placering angives ved at nummerere carbonatomerne i ringen. Nummereringen skal ske således, at tallene i navnet bliver så små som muligt. Det hedder 1,3-dimethylcyclohexan og *ikke* f.eks. 2,4-dimethylcyclohexan.



Figur 66. Model af cyclohexanmolekylet.

En model af cyclohexanmolekylet ses på figur 66. Cyclohexanringen er ikke plan. Bindingsvinklerne er ca. 109° som i en kædeformet alkan. Det er derfor ikke overraskende, at cyclohexan og hexan har de samme kemiske egenskaber. Generelt kan vi sige, at cycloalkanerne har de samme egenskaber som alkanerne, dvs. de er meget lidt reaktionsdygtige.

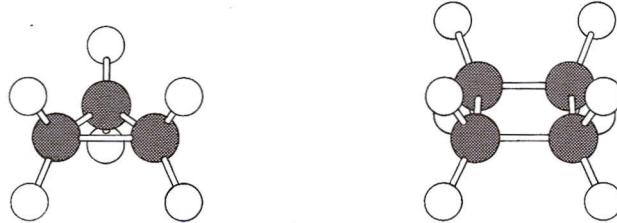
Der er dog en undtagelse fra denne regel, idet cyclopropan er ret reaktionsdygtig. I cyclopropan er C–C–C-bindingsvinklerne kun 60° (se figur 67). Vinklerne er altså meget mindre end den normale bindingsvinkel på $109,5^\circ$. Der er »spændinger« i ringen, og derfor kan cyclopropan deltage i en slags additionsreaktioner, f.eks.:



Ved reaktionen sprænges der en binding mellem to af carbonatomerne i ringen, så ringen åbnes. Der binder sig et bromatom til hvert af de to carbonatomer.

Figur 67. Molekylmodeller af cyclopropan og cyclobutan.

Cyclobutanringen er ikke helt plan, men afvigelsen er så lille, at den ikke ses på figuren.



I cyclobutan er C–C–C-bindingsvinklerne ca. 90° (cyclobutanringen er ikke helt plan). Ringspændingen er meget mindre end i cyclopropan, og cyclobutan er ikke særlig reaktionsdygtig. F.eks. kan man ikke åbne cyclobutanringen ved reaktion med brom.

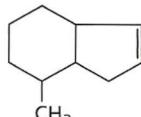
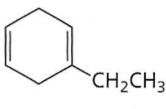
En *cycloalken* er et cyclisk carbonhydrid, som indeholder en dobbeltbinding. Vi nøjes med et enkelt eksempel:



cyclohexen, C_6H_{10}

Dette stof reagerer som en alken.

Opgave 73. Angiv molekylformler for følgende to stoffer:

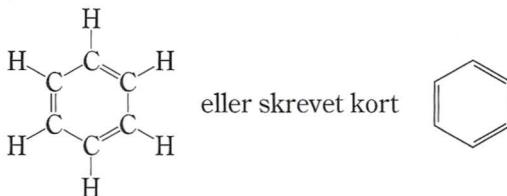


Opgave 74. Skriv reaktionsskemaet for den fuldstændige forbrænding af cyclohexan.

Opgave 75. Skriv reaktionsskemaet for additionen af brom til cyclohexen. Prøv at navngive reaktionsproduktet.

Aromatiske carbonhydrider (arener)

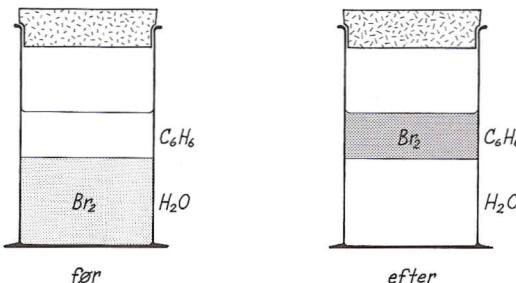
Cyclohexan (C_6H_{12}) og cyclohexen (C_6H_{10}) består som nævnt af seksleddede ringe. Vi skal nu se på opbygningen af et stof, som hedder benzen. Benzen er en væske med molekulformlen C_6H_6 . Molekylet kunne være en seksleddet ring med skiftevis enkeltbindinger og dobbeltbindinger:



Et stof med denne opbygning skulle forventes at deltagte i additionsreaktioner. På figur 68 ses et forsøg med benzen og bromvand. Man konstaterer, at benzen *ikke* reagerer med brom fra bromvand.

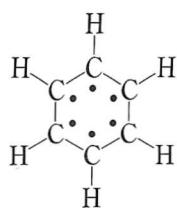
Figur 68. En blanding af bromvand og benzen før og efter omrystning. Benzen og vand blandes ikke. Ved omrystningen går det meste af bromen op i benzenlaget, da brom er meget lettere opløselig i benzen end i vand.

Bromfarven forsvinder *ikke*, dvs. der er ikke sket en kemisk reaktion mellem benzen og brom.



Hvis man laver forsøget med cyclohexen i stedet for benzen, konstaterer man, at cyclohexen let adderer brom. Benzens manglende evne til at addere brom tyder på, at benzenmolekylet *ikke* indeholder dobbeltbindinger. Formlen ovenfor giver derfor et lidt forkert billede af benzens opbygning.

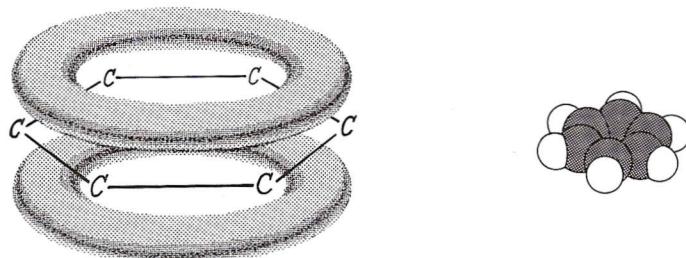
For at forstå benzenmolekylets opbygning skriver vi en formel, hvor C-atomerne kun danner tre bindinger. Der bliver da en elektron »til overs« på hvert C-atom:



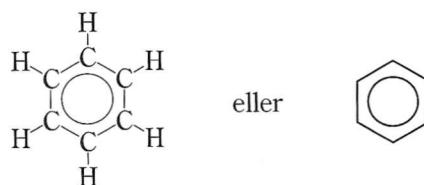
Disse 6 elektroner opfører sig »unormalt«. De kan nemlig bevæge sig omkring alle benzenringens 6 carbonatomkerner. En elektron sky model ses på figur 69. De 6 elektroner er *delokaliserede*, dvs. de hører ikke til et bestemt sted.

Figur 69. Elektronskyen for de 6 delokaliserede elektroner i benzenmolekylet ligger oven over og neden under benzenringens plan.

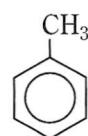
Til højre ses en kalotmodel af molekylet.



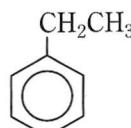
Benzenmolekylet er helt plant, og alle bindingsvinkler er 120° . Carbonatomerne er bundet sammen med normale enkeltbindinger, og desuden bindes de sammen af den delokaliserede elektronsky. Denne sammenbinding med delokaliserede elektroner kan ikke angives med bindingsstregere. Som regel gengiver man det delokaliserede elektronsystem med en cirkel, så benzens formel skrives:



Benzen er et eksempel på et *aromatisk carbonhydrid* (kaldes også en *aren*). Det karakteristiske for aromatiske stoffer er det særlige »ringformede« elektronsystem. Man kan aflede andre aromatiske carbonhydrider af benzen ved at udskifte et H-atom med en alkylgruppe, f.eks.:



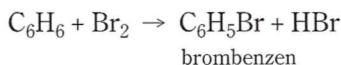
$C_6H_5CH_3$
methylbenzen (toluen)



$C_6H_5CH_2CH_3$
ethylbenzen

Aromatiske carbonhydrider er sundhedsskadelige. Man anser benzen for at være kræftfremkaldende. Benzen er et udmærket opløsningsmiddel for mange organiske stoffer, og før i tiden blev benzen (»stenkulsnafta«) anvendt i husholdningen som pletrensningstmiddel. Denne anvendelse er nu ophört.

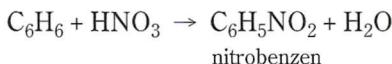
Aromatiske carbonhydrider kan bringes til at reagere i nogle særlige substitutionsreaktioner, som kaldes *aromatiske substitutionsreaktioner*. Som eksempler på aromatiske substitutionsreaktioner omtales *bromering* og *nitrering*. Ved en bromering udskiftes et hydrogenatom med et bromatom:



Der skal anvendes særlige forsøgsomstændigheder for at få reaktionen til at forløbe. Man skal tilsætte *rent* brom til en blanding af *tør* (dvs. helt vandfri) benzen og jernpulver.

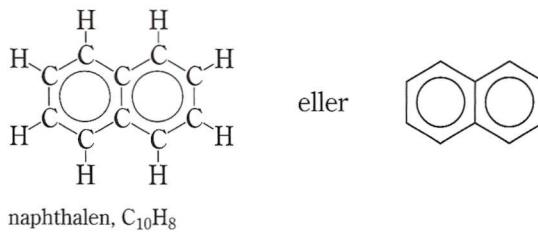
Med passende sikkerhedsforanstaltninger kan man demonstrere reaktionen i et lukket stinksak. Der tilsættes ca. 2mL brom (anvend handsker) til et reagensglas, der rummer 3mL benzen og lidt jernpulver. Benzen tørres ved henstand med vandfrit natriumsulfat ca. 1 døgn.

En nitrering er en udskiftning af et hydrogenatom med en nitrogruppe ($-\text{NO}_2$). Det sker ved reaktion med salpetersyre:



Reaktionen ser mere rimelig ud, når man får at vide, at salpetersyre har opbygningen $\text{H}-\text{O}-\text{NO}_2$. Nitreringen af benzen gennemføres med en blanding af koncentreret salpetersyre og koncentreret svovlsyre.

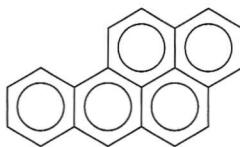
Til sidst ser vi på opbygningen af aromatiske carbonhydrider, som består af flere seksleddede ringe, der er sat sammen. Det simpleste eksempel er naphthalen:



I naphthalen består det aromatiske elektronsystem af 10 elektroner, nemlig 1 fra hvert C-atom. Naphthalen er et fast stof med en

karakteristisk lugt. Stoffet har tidligere været anvendt som mølkugler.

Ved ufuldstændige forbrændinger af organiske stoffer dannes der små mængder af nogle stoffer, som består af tre eller flere seksleddede ringe. Disse stoffer omtales under et som PAH. Dette er en engelsk forkortelse (»polycyclic aromatic hydrocarbons«). Flere af PAH-stofferne er kræftfremkaldende. Det gælder f.eks. benzopyren:



benzopyren, $C_{20}H_{12}$

Tobaksrøg og udstødningsgas fra biler indeholder PAH. Der dannes også PAH, når man fyrer med brænde.

Et molekyle som benzopyren er fuldstændigt plant. Hvis man fortsætter med at udbygge et netværk af seksleddede ringe, ender man stort set med rent carbon. Det plane kæmpemolekyle svarer til et lag i en grafitkrystal.

Opgave 76. Skriv formler, der viser opbygningen af 1,2-dimethylbenzen, 1,3-dimethylbenzen og 1,4-dimethylbenzen.

Er der flere dimethylbenzener end de tre nævnte?

Hvor mange trimethylbenzener er der?

Opgave 77. Nitrering af aromatiske carbonhydrider er en vigtig reaktion ved fremstilling af sprængstoffer. Ved kraftig nitrering af methylbenzen (toluen) fremstiller man det sprængstof, som kaldes TNT (»trotyl«).

TNT er en forkortelse af TriNitroToluen. Stoffets systematiske navn er 2-methyl-1,3,5-trinitrobenzen. Skriv en formel, der viser stoffets opbygning.

Naturgas

Naturgas er en blanding af de lavere alkaner, dvs. methan, ethan, propan og butan. Der et lille indhold af pentan og de efterfølgende alkaner. Ca. 90% af naturgassen er methan, se tabel 17.

Figur 70 viser det danske transmissionsnet for naturgas. Kun de største rørledninger er taget med. Gassen sendes fra Tyrafeltet i Nordsøen ind til gasbehandlingsanlægget ved Nybro nær Varde.

Tabel 17. Naturgassens

sammensætning før og efter behandling på gasbehandlingsanlægget.

Sammensætningen er angivet i volumen%, dvs. stoffets volumen er angivet i % af gasblandingens volumen.

Kilde: Orientering nr. 8,

DONG 1982.

Stof	Formel	Før behandling	Efter behandling
Methan	CH ₄	90,1%	90,7%
Ethan	C ₂ H ₆	5,1%	5,1%
Propan	C ₃ H ₈	2,0%	2,0%
Butan	C ₄ H ₁₀	1,0%	1,0%
Højere carbonhydriter	C _x H _y (x>4)	0,4%	0,4%
Carbondioxid	CO ₂	1,1%	0,6%
Nitrogen	N ₂	0,2%	0,2%
Hydrogensulfid	H ₂ S	0,1%	0,0003%

Trykket i »søledningen« er 140 bar, og rørets diameter er 75cm.

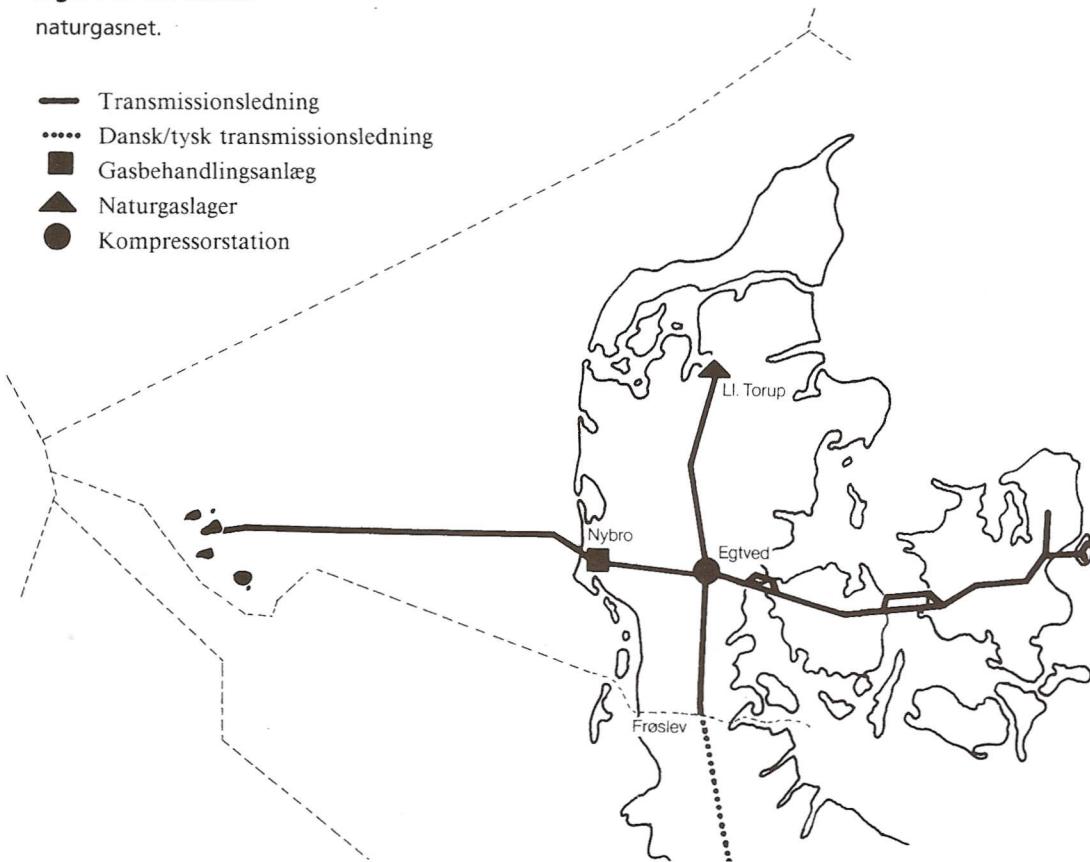
Den første rensning af gassen sker allerede på produktionsplatformen. Ved denne rensning sørger man for, at gassens indhold af vanddamp og af højere alkaner (pentan, hexan osv.) bliver så lille, at der ikke sker kondensation i rørledningen.

Gasbehandlingsanlæggets vigtigste opgave skulle være at rense

Figur 70. Det danske

naturgasnet.

- Transmissionsledning
- Dansk/tysk transmissionsledning
- Gasbehandlingsanlæg
- ▲ Naturgaslager
- Kompressorstation



gassen for H_2S (hydrogensulfid, svovlbrinte), jævnfør tabel 17. Hydrogensulfid er nemlig giftigt, og det tærer ledningsnettet. Men man skal bemærke, at tallene i tabellen stammer fra før gasproduktionen blev sat i gang. Indtil videre har den producerede gas haft et meget lavere indhold af H_2S end angivet i tabel 17, og det har derfor ikke været nødvendigt at fjerne H_2S . Man regner med, at indholdet vil stige efterhånden.

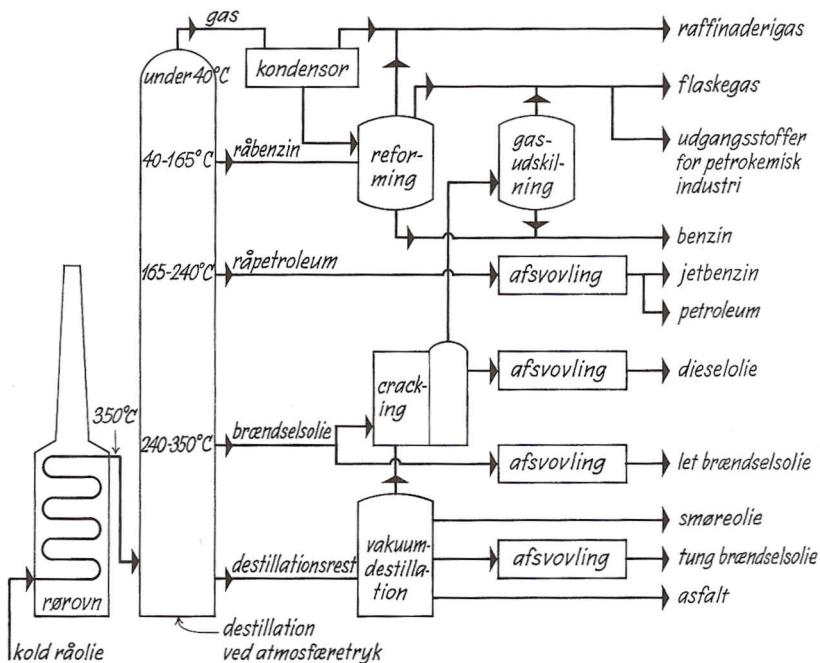
Gasbehandlingsanlægget skal fjerne vanddamp og højere carbonhydrider fra gassen. Man skal kunne behandle gassen fuldstændigt i tilfælde af driftstyrrelser på produktionsplatformen. Fra gasbehandlingsanlægget sendes gassen videre ud i transmisjonsnettet med et tryk på ca. 75 bar.

Ude i det lokale transmissionsnet holder man et gastryk på maksimalt 4 bar, og i gasrørene i huset ude hos forbrugeren er gastrykket kun 0,02 bar over atmosfæretryk.

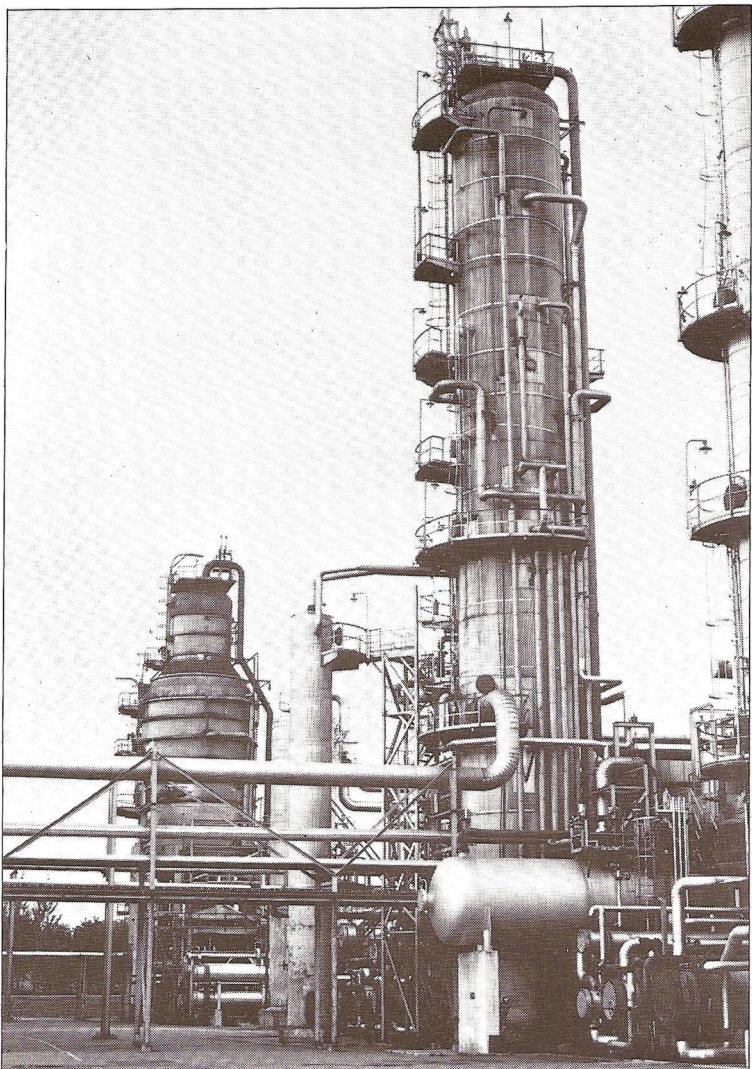
Olie

Sammensætningen af *råolie* afhænger af findestedet. Råolien indeholder lige fra methan og de øvrige gasformige alkaner, som findes opløst i råolien, op til alkaner med måske 70 carbonatomer. Desuden indeholder råolie cycliske carbonhydrider samt små mængder organiske svovl- og nitrogenforbindelser.

Figur 71. Figuren viser (meget forenklet) oliens gang gennem et olie-raffinaderi.



Figur 72. Destillationskolonner på et olieaffinaderi. I den høje kolonne sker den indledende destillation, jævnfør tårnet på figur 71. Destillationsresten fra denne destillation overføres til vakuumbestillationskolonnen, der er det mindre tårn i baggrunden.



I Danmark er der tre olieaffinaderier. De ligger ved Fredericia, Kalundborg og Skælskør (Stigsnæs). På et olieaffinaderi sker der først en destillation af råolien, se figur 71 og 72.

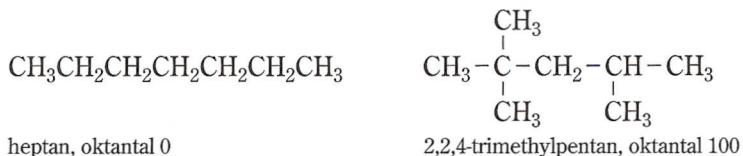
Det høje tårn på figur 71 fungerer som destillationskolonne. Ved destillationen opdeles olien i en række *fraktioner*, som aftappes forskellige steder på destillationstårnet. Jo længere nede, man aftapper, desto højere er fraktionens kogepunkt, og desto flere carbonatomer er der i molekylerne. I gas er der under 5 carbonatomer i molekylerne, i benzin fra 5 til 10 carbonatomer og i let brændselsolie (fyringsolie til oliefyr) er der fra 12 op til måske 18 carbonatomer.

En del af råolien har så højt et kogepunkt, at den slet ikke destillerer. Denne destillationsrest, overføres til et vakuumdestillationstårn, hvor den destilleres ved lavt tryk. På billedet figur 72 (forrige side) ser man de to destillationstårne.

Fraktionerne fra destillationen af råolien skal gennemgå en række processer, før de er klar til brug. Hvis svovlindholdet er over den tilladte grænse, må man gennemføre en *afsvovling*. Afsvovling omtales på side 168.

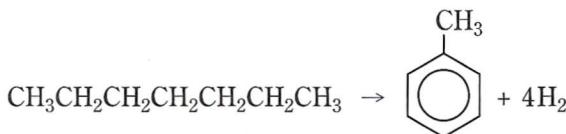
Benzin består hovedsagelig af de forskellige alkaner med 6, 7, 8 og 9 carbonatomer. Forgrenede alkaner giver en bedre benzin end uforgrenede. Hvis benzinens indhold af uforgrenede alkaner er for stort, bliver forbrændingen for voldsom, idet der sker en såkaldt *detonation*; man siger, at motoren *banker*.

Benzinens *oktantal* vedrører dens tilbøjelighed til at fremkalde bankning, således at et højt oktantal betyder lille tendens til bankning. En bil med et højt *kompresionsforhold* kræver et højt oktantal. Oktantalsskalaen fastlægges ved at tildele ren heptan oktantallet 0 og ren »isooctan« (2,2,4-trimethylpentan) oktantallet 100:



En benzin med oktantallet 97 har samme banketilbøjelighed som en blanding, der består af 97% isooctan og 3% heptan (volumenprocent). Man bestemmer banketilbøjeligheden ved at måle på forbrændingen i en prøvemotor.

På olieraaffinaderier forbedrer man oktantallet ved at gennemføre en proces, som kaldes *reforming*. Benzinfraktionen ledes ved høj temperatur hen over en platinkatalysator. Derved sker der en »omformning« af molekylerne. Uforgrenede alkaner kan omdannes til forgrenede alkaner. Uforgrenede alkaner kan også omdannes til aromatiske carbonhydrider, f.eks.:

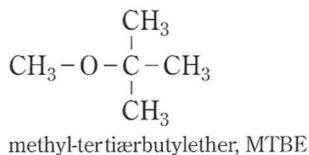


Aromatiske carbonhydrider har et højt oktantal. Desværre er de aromatiske carbonhydrider sundhedsskadelige, så det er betænkeligt med et stort indhold af disse stoffer i benzin.

Der fordamper betydelige mængder benzin, f.eks. ved tankning,

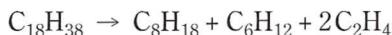
og man kan ikke undgå at indånde benzindampe. Det er særlig betænkeligt, hvis benzin'en har et stort indhold af benzen. Som tidligere nævnt anser man benzen for at være kræftfremkaldende. Man har fastsat, at benzin ikke må indeholde mere end 5% benzen.

Man kan hæve oktantallet med forskellige tilsætningsstoffer. Almindeligt brugt er stoffet MTBE (methyl-tertiærbutylether). Dette stof har følgende opbygning:



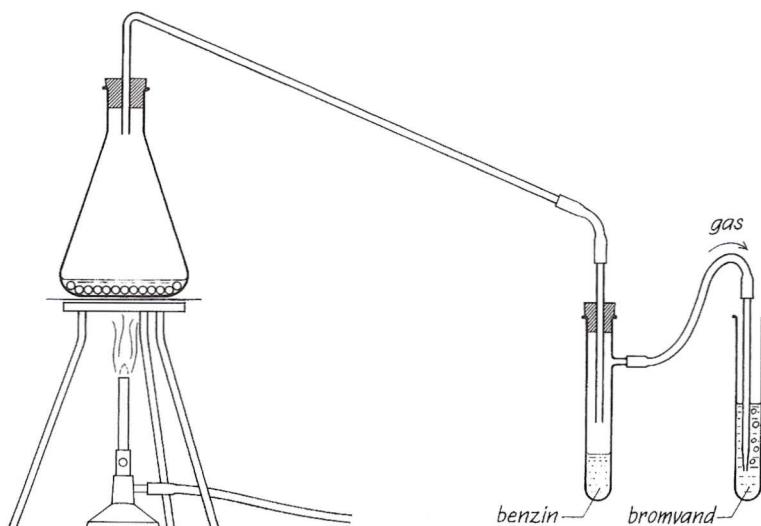
Før i tiden hævede man oktantallet ved at tilsette blyforbindelser, f.eks. tetramethylbly, der har formlen $(\text{CH}_3)_4\text{Pb}$. Blyforbindelserne er meget effektive til at hæve oktantallet, men desværre indebærer brugen af blyholdig benzin, at der spredes giftige blyforbindelser til omgivelserne med bilernes udstødningsgas. Salget af blyholdig benzin forventes at ophøre helt i 1994.

Råoliens sammensætning svarer ikke til forbrugsmønstret. Der er for meget af de højtkogende oliefraktioner og for lidt benzin. Man har derfor udviklet processer, som omdanner de højekogende fraktioner til benzin. Ved en sådan proces, som kaldes en *cracking*, spaltes større molekyler til mindre, f.eks.:



Cracking gennemføres ved høj temperatur, jævnfør figur 73.

Figur 73. Cracking-forsøg. Bunden af en tør 250mL kolbe dækkes med perlekatalysator. Tilsæt 10mL paraffinolie og ophej kraftigt. Man kan undersøge benzin-fraktionen med brom-vand, og man kan prøve, om den kan brænde. Lav de samme prøver på paraffinolie.



Ved cracking dannes en kompliceret blanding af carbonhydrider, som skiller i fraktioner ved en efterfølgende destillation. En cracking giver store mængder alkener, f.eks. ethen. Alkenerne er vigtige udgangsstoffer i den kemiske industri, hvor de bl.a. anvendes til fremstilling af plastic (se side 91). Der er imidlertid ikke opbygget en kemisk industri i tilknytning til de danske raffinaderier. Danmark har en betydelig plasticforarbejdende industri, men selve den kemiske fremstilling af plasticmaterialet foregår i udlandet.

Den del af den kemiske industri, som får sine udgangsstoffer fra olie, kaldes den *petrokemiske industri*. Denne del af industrien har været i sterk vækst i de sidste årtier, men det er dog kun en mindre del af den udvundne olie, som anvendes på denne måde.

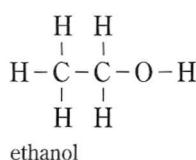
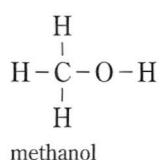
Opgave 78. I teksten er der anført et reaktionsskema for en cracking af $C_{18}H_{38}$. Spaltningen af molekylet i mindre dele kan naturligvis forløbe på flere forskellige måder. Skriv tre forskellige reaktionsskemaer for cracking af $C_{20}H_{42}$.

Opgave 79. Benzin er som nævnt en blanding af forskellige carbonhydrider. I denne opgave regner vi på C_7H_{16} . De forskellige isomere med denne molekylformel udgør en væsentlig del af benzin. Densiteten for C_7H_{16} sættes til 0,68 g/mL.

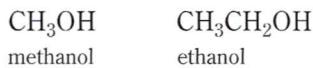
- Skriv reaktionsskemaet for forbrænding af C_7H_{16} .
- Betrugt 1 liter C_7H_{16} . Beregn stofmængden af C_7H_{16} .
- Hvor stort et volumen ren oxygen ($20^\circ C$, 1,013 bar) går der til forbrænding af 1 liter C_7H_{16} ?
- Atmosfærisk luft indeholder 20,95 volumen% oxygen. Det betyder, at 100L atmosfærisk luft indeholder 20,95L oxygen. Beregn voluminet for den mængde atmosfærisk luft, som »bruges« ved forbrænding af 1L C_7H_{16} .

Nogle oxygenforbindelser

En *alkohol* indeholder en OH-gruppe. Vi nøjes med at se på de to simpleste alkoholer. De har følgende stregformler:

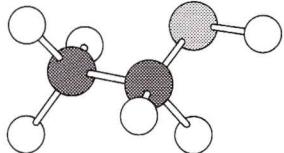


De to alkoholer afledes formelt af carbonhydriderne methan og ethan ved at udskifte et H-atom med en OH-gruppe. Indførelsen af en OH-gruppe i et carbonhydrid markeres ved tilføjelse af endelsen *-ol* til carbonhydridets navn. Derved får navnet samme endelse som ordet alkohol. Som regel skrives formlerne således:



Methanol kaldes også træsprit. Det er et meget giftigt stof, som man under ingen omstændigheder må drikke.

Figur 74. Molekylmodel af ethanol.

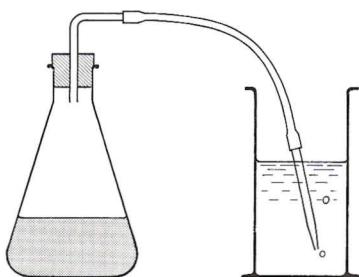


Figur 74 viser en molekylmodel af ethanol. Ethanol kaldes i daglig tale sprit eller alkohol. Man kan fremstille ethanol ved gæring af visse kulhydrater (sukkerstoffer). Med glucose (druesukker) som udgangsstof bliver reaktionsskemaet:



Processen kaldes en *alkoholgæring*. Den kan laves i en simpel opstilling, se figur 75. Man kan lave en gæringsblanding ved f.eks. at til sætte 10g almindeligt bagegær til en opløsning af 25g glucose i 120mL vand. Efter et par døgn er gæringen færdig.

Figur 75. Opstilling til en alkoholgæring. Vandet i cylinderglasset virker som vandlås. Man skal forhindre, at gærcellerne får tilført oxygen, så de kan forbrænde glucosen.



Ved gæringen kan ethanolindholdet ikke blive meget over 12% (volumenprocent), idet gærcellerne ikke kan tåle større ethanolkoncentrationer. Man kan få en større ethanolkoncentration ved at destillere den opløsning, man har fremstillet ved gæringen.

En almindelig øl indeholder ca. 4,6% ethanol, bordvin ca. 12%,

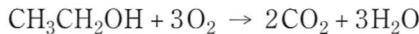
mens spiritus som snaps, whisky og lignende indeholder ca. 40%. De angivne procenter er volumenprocenter, se side 109.

Alkoholer har noget højere kogepunkter end de carbonhydrider, som de er afledt af:

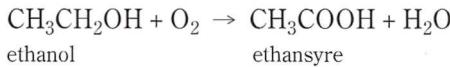
CH_4	CH_3OH	CH_3CH_3	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
methan	methanol	ethan	ethanol
kp.: -162°C	65°C	-89°C	78°C

Methan og ethan er som andre alkaner så godt som uopløselige i vand, hvorimod methanol og ethanol er blandbare med vand i alle forhold. Drikkevarerne, som er omtalt ovenfor, kan betragtes som oplosninger af ethanol i vand. Desuden indeholder de små koncentrationer af diverse smagsstoffer m.m.

Alkoholer kan brænde. Som eksempel tager vi forbrændingen af ethanol:

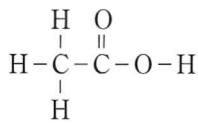


Hvis man lader vin stå i en åben beholder i længere tid, kan man risikere, at vinen bliver sur. Det skyldes »eddikesyrebakterier«, som anvender oxygen til at omdanne ethanol til ethansyre:



Ethansyre kaldes også eddikesyre, og processen kaldes en eddikegæring. Man fremstiller vineddike ved gæring af vin. Almindelig husholdningseddike er også fremstillet ved gæring.

Man skriver ethansyres formel CH_3COOH og ikke $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, fordi de to O-atomer er bundet på to forskellige måder i molekylet:

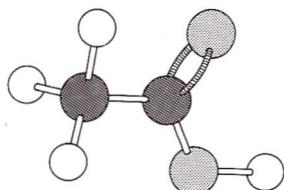


Figur 76 viser en molekylmodel. Ethansyre hører til en stofgruppe, som kaldes *carboxylsyrer*. Carboxylsyrer indeholder atomgruppen COOH, dvs. der er et dobbeltbundet O-atom og en OH-gruppe på samme C-atom. De simpleste carboxylsyrer:

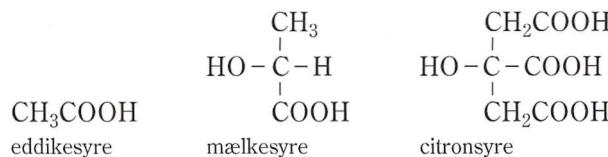
HCOOH	CH_3COOH	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$
methansyre	ethansyre	propansyre	butansyre
(myresyre)	(eddikesyre)		(smørsyre)

Disse carboxylsyrer er væsker. De lugter ikke godt. Det gælder specielt butansyre (smørsyre).

Figur 76. Molekylmodel af ethansyre (eddkikesyre).



Ved madlavningen udnytter man den sure smag af en række organiske syrer, f.eks.:



I køkkenet bruger man en fortyndet vandig opløsning af eddkikesyre (husholdningseddike eller vineddike). Mælkesyre findes i surmælkprodukter, f.eks. creme fraiche og ymer. Det er naturligvis citronsyre, som gør citroner sure.

Som man ser, indeholder formlerne for mælkesyre og citronsyre grupperne OH og COOH. Disse stoffer er altså både alkoholer og carboxylsyrer. Mælkesyre er i ren form en væske; citronsyre er et fast stof.

Opgave 80. Som omtalt i teksten afleder man en alkohol af en alkan ved at udskifte et H-atom med en OH-gruppe. Vi ser kun på alkoholer, som indeholder en enkelt OH-gruppe.

- Hvor mange alkoholer kan man aflede af propan?
 - Foreslå navne for alkoholerne.
-

Blandinger

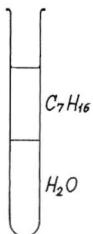
Homogene og heterogene blandinger

Man skelner mellem *homogene* og *heterogene* blandinger. Homogen betyder *ensartet*.

En homogen blanding ser ensartet ud, også når den undersøges med et mikroskop. Saltvand er et eksempel på en homogen blanding. Snaps er en homogen blanding af vand, ethanol og mindre mængder af andre stoffer. Atmosfærisk luft er en homogen blanding af nitrogen, oxygen, argon, carbondioxid, vanddamp og små mængder af andre gasser. En flydende homogen blanding kaldes en *opløsning*.

Man kan se de forskellige dele, som en heterogen blanding består af. Spegepølse og mælk er eksempler på heterogene blandinger. Hvis man undersøger mælk under et mikroskop, kan man se, at mælk består af små fedtkugler blandet med vand.

En heterogen blanding består af flere homogene dele, som kaldes *faser*. Vi har tidligere betragtet blandingen af heptan og vand (figur 77). Denne blanding består af to faser, nemlig en heptanfase og en vandfase.



Figur 77. En heterogen væskeblanding med to faser.

Procent og ppm

Opløser man 5g NaCl i 95g vand, får man 100g blanding. Massen af NaCl udgør brøkdelen $\frac{5}{100}$ af blandingens masse. Det er det samme som 5%, idet procent betyder hundrededele.

Indholdet af NaCl kan mere præcist angives som 5 masse%, da der er tale om en procentangivelse regnet efter masse. Masse% blev tidligere kaldt vægt%.

Vi betragter en stofblanding med den samlede masse m_{bl} . Blandingen indeholder massen $m(A)$ af stoffet A. Blandingens *indhold* af A i masse% beregnes således:

$$i_{\text{masse}\%}(A) = \frac{m(A)}{m_{bl}} \cdot 100\%$$

Indholdet af A kan f.eks. være 17,2 masse%. I så fald udgør massen af A brøkdelen $\frac{17,2}{100}$ af blandingens masse, dvs. massen af A kan beregnes sådan:

$$m(A) = \frac{17,2}{100} \cdot m_{bl}$$

Hvis blandingens indhold af et stof er meget lille, angives indholdet undertiden i ppm (parts per million), dvs. milliontedele:

$$i_{\text{masse-ppm}}(A) = \frac{m(A)}{m_{\text{bl}}} \cdot 10^6 \text{ ppm}$$

Når indholdet af et stof er 1 ppm, er der 1g af stoffet pr. 10^6 g blanding, dvs. 1g pr. ton blanding. Hvis indholdet af stoffet er endnu mindre, benytter man ppb (parts per billion), dvs. milliardtedele.

Vi skal nu se på angivelser efter volumen. Vi blander et stof A sammen med andre stoffer. Der anvendes voluminet $V(A)$ af det *rene* stof A, og den færdige blandings volumen kaldes V_{bl} . Blandingens indhold af A i volumen% (vol%) beregnes sådan:

$$i_{\text{vol\%}}(A) = \frac{V(A)}{V_{\text{bl}}} \cdot 100\%$$

Volumen% bruges især til at angive sammensætningen af gasblandinger, se tabel 18. Når man beregner volumenprocenter, skal alle volumenangivelser være ved samme tryk og temperatur.

Desuden anvendes vol% til at angive ethanolindholdet i øl, vin og spiritus, se figur 78. Da der sker en betydelig volumenformindskelse ved sammenblanding af vand og ethanol, er det ikke så praktisk at angive ethanolindholdet i vol% (opgave 84).

Tabel 18. Sammen-
sætningen af tør
atmosfærisk luft.

Stof		Indhold i vol%
Nitrogen	N_2	78,08
Oxygen	O_2	20,95
Argon	Ar	0,93
Carbon-dioxid	CO_2	0,036
Neon	Ne	0,0018
Helium	He	0,0005

Figur 78. Varedeklar-
tion fra en vinflaske.



Opgave 81. Ved måling af blyindholdet i grønkålsblade finder man, at 214g grønkål indeholder 0,103mg bly. Beregn blyindholdet i %, i ppm og i ppb.

Opgave 82. »Fysiologisk saltvand« er en 0,9% (masse%) opløsning af NaCl i vand. Der skal fremstilles 1L opløsning, som indeholder præcis 0,900% NaCl. Densiteten af en sådan opløsning er 1,005g/mL.

- Hvad er massen af 1L opløsning?
- Hvor meget NaCl skal der afvejes for at lave 1L opløsning?
- Beskriv, hvordan man kan lave opløsningen.

Opgave 83. Vinen med deklarationen på figur 78 indeholder 11 vol% ethanol. Opgaven går bl.a. ud på at kontrollere etiketts oplysning om, at 11vol% svarer til 8,7g ethanol pr. 10cL vin. 1cL (centiliter) er 0,01L (10mL).

- Gå ud fra oplysningen om, at ethanolindholdet er 11 vol%. Hvor stort et volumen ethanol er der i 10cL vin?
- Beregn massen af dette volumen ethanol (densiteten for ethanol er 0,79g/mL). Kommenter resultatet.
- Hvad er vinens ethanolindhold i masse%? (Vinens densitet sættes til 0,98g/mL).

Opgave 84. Ved sammenblanding af ethanol og vand sker der en *volumenformindskelse*. Molekylerne ligger åbenbart tættere sammen i blandingen end i de rene væsker. Ved sammenblanding af 50,0mL ethanol og 50,0mL vand, får man 96,5mL blanding.

- Beregn blandingens ethanolindhold i vol%.
- Hvad er indholdet af vand i vol%?

Man kan let demonstrere volumenformindskelsen. Der anvendes en 50mL pipette og en 100mL målekolbe (dette apparatur omtales side 111 og 112). Afpippettér 50,0 mL ethanol i målekolben. Tilsæt derefter 50,0mL vand med pipette, som *forsigtigt* tømmes ud helt nede ved bunden, så de to væsker ikke blandes. Træk den tomme pipette forsigtigt op.

Væskeoverfladen skulle nu gerne stå meget tæt på 100mL-stregen, da de to væsker endnu ikke er blandet. Sæt derefter prop i og omryst grundigt, så væskerne blandes.

Eventuelt kan man anvende vand, som er farvet med lidt kaliumpermanganat.

Stofmængdekoncentration

Stofmængden $n(A)$ af stoffet A opløses i et passende opløsningsmiddel (f.eks. vand). Den færdige opløsnings volumen kaldes V_{opl} . *Stofmængdekoncentrationen* af A i opløsningen defineres sådan:

$$c(A) = \frac{n(A)}{V_{opl}} \quad n(A) \text{ er den anvendte stofmængde af A}$$

I de fleste tilfælde vil vi nojes med at sige *koncentration* i stedet for *stofmængdekoncentration*. Hvis en »koncentration« skal angives i f.eks. masse% eller ppm, vil det udtrykkeligt blive nævnt, og i disse tilfælde vil vi bruge ordet »indhold« i stedet for »koncentration«.

Med en forenklet symbolbrug kan definitionen af koncentration skrives:

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

Eksempel 10. 2,00 mol (117 g) NaCl opløses i så meget vand, at opløsningsvolumen bliver 5,00 L. Beregn stofmængdekoncentrationen af NaCl.

Løsning:

$$c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V_{\text{opl}}} = \frac{2,00 \text{ mol}}{5,00 \text{ L}} = 0,400 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Som eksemplet viser, får koncentrationen enheden mol/L, hvis opløsningsvolumen angives i liter. Enheden mol/L betegnes (desværre) M:

$$1 \text{ M} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

M udtales »molær«. En enhed som M kan kendes på, at den står efter et tal, og den er skrevet med ordinær skrift. Størrelses-symboletter skrives med *kursiv*, f.eks. skriver man *M*, når man angiver symbolet for et stofs molare masse.

En 0,100M NaCl-opløsning indeholder 0,100 mol NaCl pr. liter opløsning. Man kan lave en sådan opløsning ved hjælp af en *målekolbe* (figur 79). 0,100 mol NaCl (5,844 g) afvejes og hældes ned i en 1 liter målekolbe. Der tilskættes vand, og stoffet bringes i opløsning. Derefter fyldes op med mere vand, indtil væsken står præcis op til mærket på kolbens hals. På denne måde sikrer man sig, at den færdige opløsning har et volumen på præcis 1 liter. Efter grundig omrystning er opløsningen klar til brug.

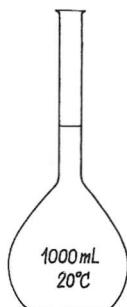
Man kan naturligvis også afveje 0,0100 mol NaCl og benytte en 100 mL målekolbe.

Når man skriver 0,100M NaCl, har man ikke angivet, at opløsningsmidlet er vand, men det er ret indlysende i dette tilfælde. Eventuelt kan man skrive 0,100M NaCl(aq).

Der indgår tre størrelser i definitionsligningen for koncentration:

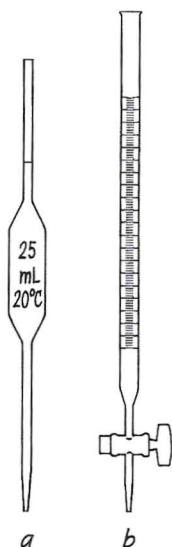
$$c = \frac{n}{V}$$

Ligningen bruges meget til beregninger. Man kan beregne en af de tre størrelser *c*, *n* og *V*, hvis man kender de to øvrige. Hyppigt



Figur 79. Målekolbe.

Når væsken står op til stregen på målekolbens hals, rummer den det angivne volumen væske.

**Figur 80.** a) Pipette.

b) Burette.

En pipette skal fyldes op til stregen.

kender man koncentrationen c , og man afmåler et volumen V af opløsningen. Man kan da beregne stofmængden af det pågældende stof i det afmålte volumen.

Eksempel 11. Der afmåles 25,0 mL af en 0,100 M CaCl_2 -opløsning. Beregn stofmængden af CaCl_2 i det afmålte volumen opløsning.

Løsning: Først isoleres den ubekendte på venstre side, og man får:

$$n = c \cdot V$$

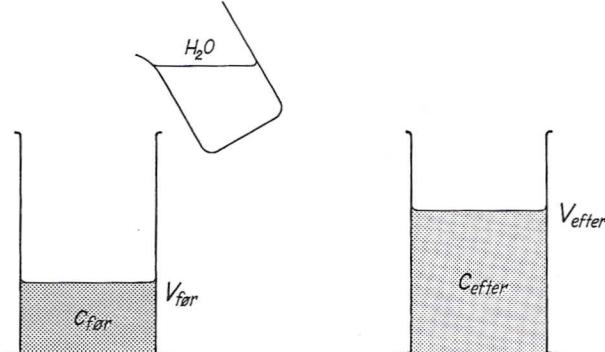
$$n(\text{CaCl}_2) = c(\text{CaCl}_2) \cdot V_{\text{opl}} = 0,100 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0250 \text{ L} = 0,00250 \text{ mol}$$

Voluminet indsættes i liter for at få stofmængden ud i mol.

Et volumen opløsning afmåles med en burette eller en pipette (se figur 80), eller man kan bruge et måleglas.

Man *fortynder* en opløsning ved at tilføje noget mere af det rene opløsningsmiddel, så opløsingens volumen forøges. På figur 81 øges opløsingens volumen fra $V_{\text{før}}$ til V_{efter} . Ved denne fortynding bliver koncentrationerne af de opløste stoffer mindre.

Figur 81. En vandig opløsning fortyndes med rent vand. På figuren er der tale om en opløsning af et farvet stof.



Vi ser på et opløst stof A, hvis koncentration ved fortyndingen ændres fra $c_{\text{før}}$ til c_{efter} . Da der ikke tilføjes mere af stoffet, er stofmængden den samme før og efter:

$$n(A) = c_{\text{før}} \cdot V_{\text{før}} = c_{\text{efter}} \cdot V_{\text{efter}}$$

Heraf fås:

$$c_{\text{efter}} = c_{\text{før}} \cdot \frac{V_{\text{før}}}{V_{\text{efter}}}$$

Hvis man gør oplosningens volumen 5 gange større, bliver stoffets koncentration 5 gange mindre. Tilsætter man f.eks. 40mL vand til 10mL af en vandig oplosning, har man fortyndet oplosningen en faktor 5.

Dette er dog lidt upræcist; der kan nemlig ske en lille volumændring, når oplosningen blandes med rent vand. Mere præcist skal man tage 10mL oplosning og fyldte op med vand, indtil oplosningens volumen er 50mL.

En nøjagtig fortynding udføres med pipette og målekolbe. Hvis man f.eks. med pipette overfører 25,00mL af en oplosning til en 250mL målekolbe og fylder op til stregen med oplosningsmiddel, er oplosningen fortyndet en faktor 10.

Opgave 85. Der skal laves 200mL 0,150M $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$.

- Hvor stor en stofmængde $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$ skal der anvendes?
- Beregn massen af denne stofmængde $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$.
- Beskriv, hvordan man laver oplosningen.

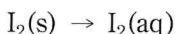
Opgave 86. Stoffet $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ anvendes til at lave 500mL 0,125M $\text{CuSO}_4(\text{aq})$.

- Beregn massen af $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{s})$, som man skal bruge til at lave oplosningen.
- Hvor stort et volumen skal man afmåle af oplosningen, hvis man skal bruge 0,00500mol $\text{CuSO}_4(\text{aq})$?

Opgave 87. Med pipette overføres 20,00mL 0,100M NaCl til en 500mL målekolbe, og der fyldes op til stregen med vand og omrystes. Hvad er koncentrationen af NaCl i den fortyndede oplosning?

Mættet oplosning

Hvis man ryster en blanding af iodkrystaller og vand (figur 82 på næste side), kan man se på væskens farve, at der oploses iod i vandet. Det skrives sådan:



Der er sket følgende: Nogle af iodmolekylerne har forladt krystraloverfladerne og er gået ud i væskeren, hvor de bevæger sig rundt mellem vandmolekylerne. Hvis man fortsætter omrystningen, kan man se, at der går mere og mere iod i oplosning. En oplosning af et

stof siges at være *umættet*, når der kan bringes mere af stoffet i opløsning.

Iodmolekyler fra opløsningen kan imidlertid støde ind i en kry staloverflade og blive hængende. Det svarer til, at vi læser reaktionsskemaet fra højre mod venstre:

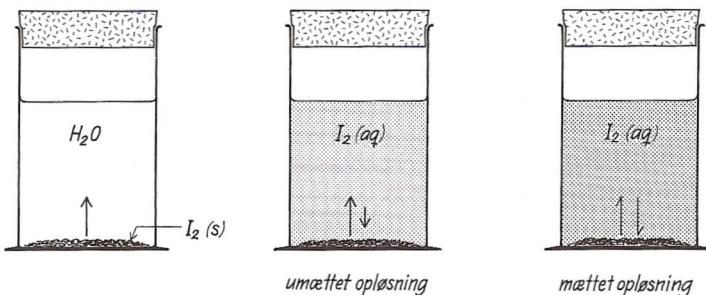


Processen kan altså forløbe i begge retninger, og det skriver man sådan:



Så længe opløsningen er umættet, er det processen mod højre, der dominerer. Det er antydet med pilenes længde på den midterste del af figur 82. Resultatet bliver, at iodkoncentrationen i opløsningen stadig vokser. Det kan man se ved, at den bliver mere og mere farvet.

Figur 82. Iod og vand blandes. Blandingen omrystes. Det giver i første omgang en umættet opløsning. Bruger man findelt iod, bliver opløsningen mættet efter få minutters omrystning (hvis der er iod nok).



Jo større iodkoncentrationen bliver, desto større betydning får processen mod venstre. Ved fortsat omrystning kommer man efterhånden i en situation, hvor opløsningens farve ikke ændrer sig mere. Opløsningen er blevet *mættet*. Der har indstillet sig en *ligevægt* mellem iodkrystaller og opløsningen, og det angiver man således:



I ligevægtstilstanden går der hele tiden iodmolekyler fra kry staloverfladerne ud i opløsningen, men lige så hyppigt går iodmolekylerne den modsatte vej. Vi kan sige, at de to modsat rettede processer forløber med samme hastighed, og denne ligevægtstilstand angives med to modsat rettede *harpuner* i reaktionsskemaet.

Der er altså grænser for, hvor meget iod der kan bringes i opløsning. Stoffets koncentration i den mættede opløsning kaldes stoffets *opløselighed*. Opløseligheden af iod i vand er $1,1 \cdot 10^{-3}$ mol/L

ved 20°C. 1 liter mættet oplosning indeholder altså kun $1,1 \cdot 10^{-3}$ mol I₂. Iod er *tungtopløseligt* i vand.

I tabelsamlinger angiver man normalt opløseligheden ved at skrive, hvor mange gram stof der kan opløses i 100g eller i 100mL opløsningsmiddel.

To væsker kan være ubegrænset opløselige i hinanden (fuldstændigt blandbare). Det gælder f.eks. ethanol og vand. I modsætning hertil er f.eks. vand og heptan meget tungtopløselige i hinanden, og blandingen af vand og heptan består af to væskelag (to væskefaser), se side 85. Efter grundig omrystning af blandingen er vandfasen mættet med heptan og heptanfasen mættet med vand.

Et fast stof eller en gas kan ikke opløses ubegrænset i en væske. Der vil altid være en grænse, som svarer til, at oplosningen bliver mættet.

Aktuel koncentration

Koncentrationen $c(A)$ vil vi kalde den *formelle* koncentration af stoffet A i oplosningen. Mange stoffer omdannes, når de opløses. Det betyder, at stoffets koncentration i oplosningen i virkeligheden er mindre end $c(A)$ angiver. Den *aktuelle* koncentration af A defineres således:

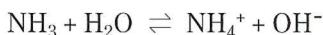
$$[A] = \frac{n(A)}{V_{opl}}$$

$n(A)$ er den aktuelle stofmængde af A i oplosningen.

Vi tager et eksempel. Man kan lave 0,1000M NH₃(aq) ved at opløse 0,1000mol NH₃ i vand, og fyldte op med vand, indtil oplosningens volumen er præcis 1L. Vi har altså:

$$c(\text{NH}_3) = 0,1000\text{M}$$

Den *formelle* koncentration af ammoniak er 0,1000M. Den *aktuelle* koncentration af ammoniakmolekyler er mindre end 0,1000M. Der sker nemlig en kemisk reaktion, når ammoniak blandes med vand:



Man kan angive aktuelle koncentrationer for molekyler og ioner i oplosningen. Ved en måling finder man følgende aktuelle koncentrationer af ammoniakmolekyler og ammoniumioner:

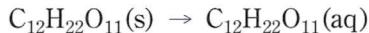
$$[\text{NH}_3] = 0,0987\text{M} \quad \text{og} \quad [\text{NH}_4^+] = 0,0013\text{M}$$

Pr. liter opløsning er der 0,0987 mol ammoniakmolekyler og 0,0013 mol ammoniumioner.

Det er altså relativt få af ammoniakmolekylerne, som er omdannet til ammoniumioner. Harpunerne i reaktionsskemaet angiver, at der har indstillet sig en *kemisk ligevægt*. Reaktionen kan både løbe »forlæns« og »baglæns«, og i ligevægtstilstanden løber de to reaktioner lige hurtigt, så processen tilsyneladende er gået i stå. Ligevægten indstiller sig lynhurtigt.

Summen af $[NH_3]$ og $[NH_4^+]$ er lig med den formelle koncentration af ammoniak. Det er en følge af, at NH_3 omdannes til NH_4^+ i forholdet 1:1. Kun 1,3% af ammoniakmolekylerne er omdannet til ammoniumioner.

Sukker omdannes ikke, når det opløses i vand. Sukkermolekylerne forlader blot molekylgitteret og bevæger sig ud i opløsningen, hvor de fordeler sig mellem vandmolekylerne:

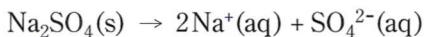


For en 0,100M sukkeropløsning kan vi skrive:

$$c(C_{12}H_{22}O_{11}) = 0,100\text{ M} \quad \text{og} \quad [C_{12}H_{22}O_{11}] = 0,100\text{ M}$$

Den aktuelle koncentration er i dette tilfælde lig med den formelle koncentration.

Når salte opløses, skiller ionerne fra hinanden. Når f.eks. natriumsulfat opløses, sker der følgende proces:



Ionerne forlader iongitteret og går ud i opløsningen, hvor de bevæger sig rundt som selvstændige ioner. Hvis der opløses 0,100 mol Na_2SO_4 pr. liter opløsning, har vi:

$$c(Na_2SO_4) = 0,100\text{ M}$$

$$[Na^+] = 0,200\text{ M} \quad [SO_4^{2-}] = 0,100\text{ M} \quad [Na_2SO_4] = 0\text{ M}$$

Man finder de aktuelle koncentrationer ved at se på reaktionsskemaet: Når 1mol Na_2SO_4 opløses, dannes der 2mol Na^+ og 1mol SO_4^{2-} . Der er ingen Na_2SO_4 -partikler i opløsningen.

Det er naturligvis den formelle koncentration, man angiver, når man betegner opløsningen som 0,100M Na_2SO_4 .

Opgave 88. Hvad er $[Ba^{2+}]$ og $[Cl^-]$ i 0,15M $BaCl_2$?

Opgave 89. Hvad er $[Al^{3+}]$ og $[SO_4^{2-}]$ i 0,050M $Al_2(SO_4)_3$?

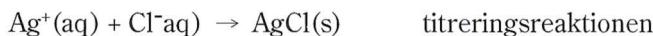
Opgave 90. Vi betragter en opløsning, der både indeholder CaCl_2 og AlCl_3 . De to stoffers koncentrationer er henholdsvis 0,020M og 0,030M. Angiv de aktuelle ionkoncentrationer i opløsningen.

Opgave 91. 3,312g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ oplöses i vand, og der fyldes op med vand til 1liter. Beregn koncentrationen af $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ og angiv $[\text{Pb}^{2+}]$ og $[\text{NO}_3^-]$.

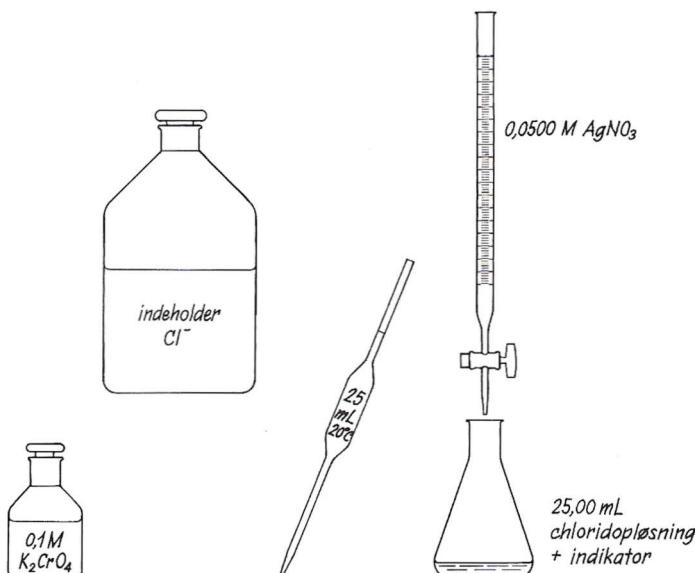
Titreranalyse

Vi skal se på en analysemethode, som kaldes *titreranalyse*. Metoden forklares bedst ved at betragte et eksempel. Antag, at vi har en opløsning, der indeholder chloridioner. Koncentrationen af Cl^- er ukendt. Vi skal bestemme den ukendte koncentration ved titreranalyse.

Først overfører vi 25,00mL af opløsningen med pipette til en konisk kolbe, hvorefter der tilsættes *indikator* (forklaries i det følgende). Som vist på figur 83 »titreres« det afmålte volumen opløsning med 0,0500M AgNO_3 (aq), dvs. 0,0500M AgNO_3 (aq) tildryppes fra burette. Ved tildrypningen dannes der et hvidt bundfaldf af sølvchlorid:



Denne reaktion forløber under titreringen, og den kaldes *titringsreaktionen*. I starten er der naturligvis tilsat underskud af sølv-

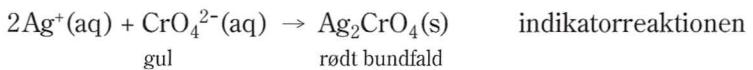


Figur 83. Bestemmelse af en opløsnings chloridkoncentration ved titring.

ioner, men ved fortsat tildrypning kommer man til titreringens reaktionens *ækvivalenspunkt*, hvor chloridionerne netop er brugt op. Lige på det tidspunkt skal vi standse titreringen.

Indikatoren skal fortælle os, at vi er nået til ækvivalenspunktet. Som indikator anvendes kaliumchromat (K_2CrO_4). Inden titreringen tilsættes ca. 5mL 0,1M K_2CrO_4 . Derved kommer oplosningen til at indeholde chromationer, CrO_4^{2-} , som giver væsken en gul farve.

Når chloridionerne er brugt op, vil yderligere tilsætning af sølvnitratoplösning bevirke, at der dannes et *rødt* bundfald af sølvchromat:



Sølvchromat er tungtopløseligt, men ikke helt så tungtopløseligt som sølvchlorid. Sølvchromat dannes derfor først, når chloridionerne er brugt op.

Under titreringen ser man, at det røde sølvchromatbundfald dannes lige der, hvor dråberne af søvnitratoplösningen falder ned. Her bliver der nemlig et lokalt overskud af Ag^+ , men det røde sølvchromatbundfald forsvinder igen ved omrystning, fordi sølvionerne reagerer med chloridioner fra andre dele af oplosningen.

Titreringen standses, når en *enkelt dråbe* søvnitratoplösning fremkalder en svag, *blivende* rødfarvning. Så er chloridionerne brugt op, dvs. man har netop passeret titringsreaktionens ækvivalenspunkt. Det tilsatte volumen søvnitratoplösning aflæses.

Herefter kan man udregne koncentrationen af chloridioner i den »ukendte« oplosning. Beregningsgangen forklares ved at genemgå et eksempel.

Eksempel 12. Som omtalt titreres 25,00mL af en oplosning, der indeholder Cl^- . Ved ækvivalenspunktet aflæser man på buretten, at der er brugt 13,46mL 0,0500M $AgNO_3$. Beregn chloridkoncentrationen.

Løsning: Først beregnes den tilsatte stofmængde $AgNO_3$:

$$n = c \cdot V$$

$$n(AgNO_3) = c(AgNO_3) \cdot V_{opl} = 0,0500 \frac{mol}{L} \cdot 0,01346L = 0,000673 mol$$

Hvert mol $AgNO_3$ giver 1mol Ag^+ . Vi har altså tilsat følgende stofmængde Ag^+ :

$$n(Ag^+) = 0,000673 mol$$

Denne stofmængde Ag^+ er ækvivalent med den koniske kolbes indhold af

Cl^- . Da Ag^+ og Cl^- reagerer 1:1 (se titreringens reaktionsskema), har vi:

$$n(\text{Cl}^-) = 0,000673 \text{ mol}$$

Da vi analyserede 25,00 mL af chloridopløsningen, kan vi nu udregne dens chloridkoncentration:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n(\text{Cl}^-)}{V_{\text{chloridopl}}} = \frac{0,000673 \text{ mol}}{0,02500 \text{ L}} = 0,0269 \text{ M}$$

Den titrering, vi har beskæftiget os med, kaldes en *kolorimetrisk fældningstitrering*. Titreringsreaktionen er nemlig en fældningsreaktion, og betegnelsen *kolorimetrisk* hentyder til, at man ser ækvivalenspunktet ved et farveskifte. I de følgende kapitler omtales andre typer titreringer.

Formålet med en titrering kan være at bestemme en ukendt koncentration, jævnfør eksemplet ovenfor. Opgave 92 viser, at den samme titringsmetode kan bruges til at bestemme saltindholdet i smør.

Opgave 92. På smørmejerier tilsætter man salt (NaCl) til smør (undtagen når man laver usaltet smør). Opgaven viser, hvordan saltindholdet i smør kan bestemmes ved titrering.

I et forsøg afvejes 3,01 g smør i et bægerglas. Der tilsættes ca. 50 mL demineraliseret vand. Blandingen opvarmes, så smørret smelter. Så tilsættes ca. 5 mL 0,1 M K_2CrO_4 , hvorefter der titreres med 0,0500 M AgNO_3 under magnetomrøring. Ved ækvivalenspunktet er der tilsat 10,9 mL 0,0500 M AgNO_3 .

- Beregn den tilsatte stofmængde AgNO_3 .
- Hvilken stofmængde NaCl er ækvivalent hermed?
- Beregn massen af NaCl og angiv smørrets saltindhold i masse%.

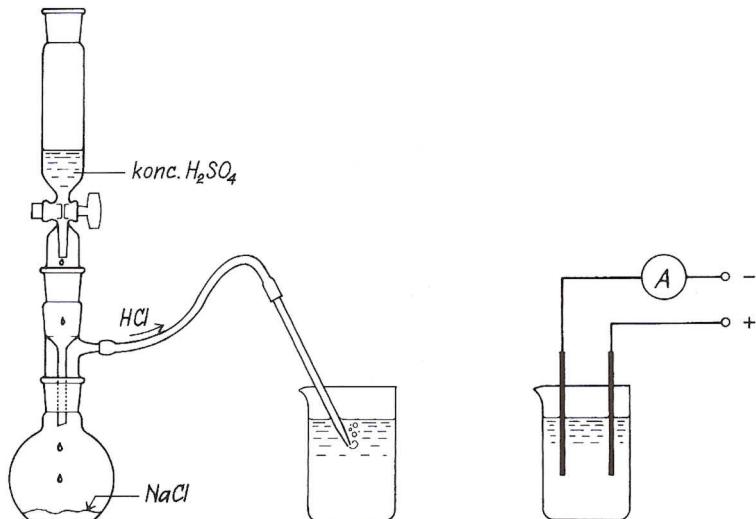
Syre-basereaktioner

Et eksempel på en syre-basereaktion

Ordet *syre* får nok de fleste mennesker til at tænke på en ætsende væske, som smager surt, mens en *base* opfattes som et stof, der kan ophæve virkningen af en syre. Vi skal nu lære, hvordan kemi-kere definerer begreberne *syre* og *base*. Det, vi skal lære, vil på en række punkter afvige fra den almindelige opfattelse af begreberne. Vi skal f.eks. lære, at stoffet vand både er en syre og en base.

Som eksempel ser vi på reaktionen mellem hydrogenchlorid og vand. Hydrogenchlorid er en gas med en ubehageligt stikkende lugt. Man kan fremstille hydrogenchlorid ved at lade koncentreret svovlsyre drykke ned på natriumchlorid (figur 84).

Figur 84. Fremstilling af hydrogenchlorid. Dette stof er en gas, som ved forsøget opløses i en væske, f.eks. vand eller heptan. Derefter kan man prøve med opstillingen til højre, om opløsningen er elektrisk ledende.

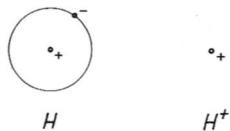


Rent vand er en særdeles dårlig leder af den elektriske strøm. Derimod er en opløsning af hydrogenchlorid i vand elektrisk ledende. Opløsningen må altså indeholde ioner. De er dannet ved en kemisk reaktion mellem hydrogenchlorid og vand:



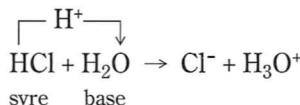
Opprinnelig inneholder ingen eller rettere næsten ingen hydrogenchloridmolekyler. Den inneholder chloridioner og oxoniumioner (H_3O^+). Den vandige opprinnelsen av hydrogenchlorid kaldes saltsyre.

Ved reaktionen mellem HCl og H₂O overføres der en H⁺ fra HCl til H₂O:



Figur 85. Model af et

H-atom og af H⁺, som er H-atomets kerne. Kernen består blot af en proton (enkelte H-atomer indeholder også en neutron, se side 16).



H⁺ er en hydrogenatomkerne, dvs, en proton, jævnfør figur 85. Efter den danske kemiker J. N. Brønsted defineres begreberne *syre* og *base* på følgende måde:

En syre er et molekyle eller en ion, der kan *afgive* en proton.
En base er et molekyle eller en ion, der kan *optage* en proton.

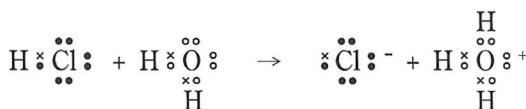
I reaktionen mellem HCl og H₂O reagerer HCl-molekylet som syre og H₂O-molekylet som base. Vi skal senere se eksempler på, at en ion kan optræde som syre eller base.

En proton kan ikke eksistere frit i et kemisk miljø. Man skal huske på, at protonen er en »nøgen« atomkerne. En syre kan kun reagere som syre, hvis der er en base til stede, som kan optage protonen.

Ved en syre-basereaktion overføres der en proton fra en syre til en base.

En syre må nødvendigvis indeholde hydrogen. Man kender dog mange hydrogenforbindelser, som under normale omstændigheder ikke reagerer som syrer. Det gælder f.eks. CH₄.

I en syre-basereaktion sprænges der en kovalent binding og dannes en kovalent binding:



Johannes Nicolaus

Brønsted

1879-1947

Dansk kemiker, som i 1923 fremsatte en ny definition af begreberne syre og base. Siden da har hans definition været den dominérende syre-base-definition.

Hydrogenatomets elektron bliver efterladt tilbage, så der dannes en *chloridion*. Protonen bindes til basen (vandmolekylet) med en kovalent binding, hvor *begge elektroner* kommer fra basen. En base må derfor indeholde et ledigt elektronpar, som skal bruges til at binde protonen til basen.

I forsøget på figur 84 kan man konstatere, at en opløsning af HCl i heptan ikke er elektrisk ledende. Opløsningen indeholder HCl-molekyler og ingen ioner. Heptan har ingen mulighed for at optræde som base, da molekylet ikke indeholder ledige elektronpar.

Nu skal man ikke tro, at alle molekyler og ioner med ledige elektronpar er baser. Feks. optræder CCl_4 normalt ikke som base, selv om molekylet indeholder 12 ledige elektronpar.

Vi slutter dette indledende afsnit med en bemærkning om begrebet et *salt*. Vi har brugt betegnelsen *salt* om et stof, der består af ioner. Salte, som indeholder Cl^- , siges at være salte af syren HCl, da Cl^- »stammer fra« HCl. Stoffer som NaCl og CaCl₂ er eksempler på salte af syren HCl.

Opgave 93. Koncentreret saltsyre er en vandig oplosning af hydrogenchlorid, som indeholder 36 masse% hydrogenchlorid. Densiteten er 1,18g/mL.

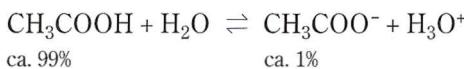
- Hvad er massen af 1 liter konc. saltsyre?
- Beregn massen af HCl i 1 liter konc. saltsyre.
- Beregn den formelle koncentration af HCl.

Opgave 94. Prøv at skrive et reaktionsskema for reaktionen på figur 84.

Syrer

En syre kaldes *stærk*, hvis den har stor »tilbøjelighed« til at afgive en proton. I fortyndet vandig oplosning reagerer en stærk syre så godt som fuldstændigt med vand. HCl er en stærk syre.

En *svag* syre reagerer kun delvist med vand. Eddikesyre er et eksempel på en svag syre:



Der indstiller sig en ligevægt. I 0,1M CH₃COOH(aq) er det som anført kun ca. 1% af eddikesyremolekylerne, der har reageret. De resterende ca. 99% findes som eddikesyremolekyler i oplosningen.

Ionen CH₃COO⁻ kaldes en acetat-ion. Stoffer, der indeholder denne ion, er salte af eddikesyre.

I køkkenet anvender man husholdningseddike, som indeholder 4,8 masse% eddikesyre. Desuden kan man købe koncentreret eddikesyre, som indeholder 32 masse%. Den anvendes til afkalkning. Kalk (CaCO_3) oploses af eddikesyre, fordi CO₃²⁻ er en base.

Ren eddikesyre kaldes »iseddike«. Stoffet er en væske, som krystalliserer til en islignende masse ved afkøling lidt under stuetemperatur. Smeltepunktet er 17°C.

Som nævnt side 106 tilhører eddikesyre (ethansyre) en stof-

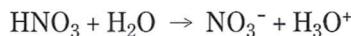
klasse, som kaldes carboxylsyrer. De øvrige carboxylsyrer har nogenlunde samme syrestyrke som eddikesyre.

Tabel 19 viser data for opløsninger af de tre »klassiske« uorganiske syrer. Syrerne forhandles som koncentrerede opløsninger. Fortyndede syreopløsninger til laboratoriebrug har traditionelt koncentrationen 2mol/L.

Tabel 19. Data for koncentrerede og fortyndede syreopløsninger.

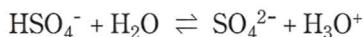
Opløsningens navn	Koncentration	Indhold af syren (masse%)	Opløsningens densitet
Konc. svovlsyre	18M H_2SO_4	96%	1,84g/mL
Fort. svovlsyre	2M H_2SO_4	17,5%	1,12g/mL
Konc. saltsyre	12M HCl	36%	1,18g/mL
Fort. saltsyre	2M HCl	7,1%	1,03g/mL
Konc. salpetersyre	14M HNO_3	65%	1,39g/mL
Fort. salpetersyre	2M HNO_3	11,9%	1,06g/mL

Salpetersyre og svovlsyre er stærke syrer ligesom hydrogenclorid. Vi ser først på reaktionen mellem salpetersyre og vand:



Vi anvender \rightarrow i reaktionsskemaet til at angive, at der er tale om en fuldstændig reaktion. I fortyndede opløsninger af salpetersyre er der så godt som ingen salpetersyremolekyler.

Man kan se i tabel 19, at konc. svovlsyre indeholder 96 masse% svovlsyre, og altså kun 4 masse% vand. Når man hælder konc. svovlsyre i vand, sker der følgende reaktioner:



Svovlsyre kaldes en *diprot* syre, fordi svovlsyremolekylet kan afgive *to* protoner. Som vist i reaktionsskemaet for første trin er H_2SO_4 en stærk syre. I andet trin optræder ionen HSO_4^- (hydrogensulfationen) som syre, og den reagerer kun delvist med vand. HSO_4^- kaldes en *middlestærk* syre; den har noget større tilbøjelighed til at reagere med vand, end eddikesyre har.

Reaktionerne er *exoterme*, og temperaturen stiger kraftigt, når man blander koncentreret svovlsyre og vand. Hvis man er uheldig, sprøjter den varme syreopløsning til alle sider, og det kan få alvorlige konsekvenser. Man skal derfor være meget forsiktig, når man fortynder koncentreret svovlsyre. Fortyndingen skal ske ved at hælde den »tunge« væske (svovlsyren) ned i den »lette« væske (vandet) i en tynd stråle under omrøring.

Hvis man derimod hælder vand i konc. svovlsyre, risikerer man, at vandet lægger sig oven på svovlsyren. Så får man en lokal overophedning på det sted, hvor vandet og svovlsyren er i kontakt med hinanden, og så kan syreopløsningen som nævnt sprøjte ud til alle sider.

Opløsninger af stærke syrer virker kraftigt ætsende. Det gælder naturligvis især de koncentrerede opløsninger, men stenk af en fortyndet opløsning er nok til at ætse huller i tøjet. Man skal naturligvis især passe på ikke at få syre i øjnene. Skulle det ske, skal der *omgående* skyldes med rigelige mængder vand.

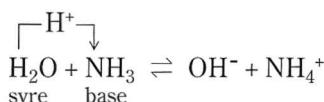
Salte af svovlsyre indeholder SO_4^{2-} eller HSO_4^- , mens salte af sal-petersyre indeholder NO_3^- .

Opgave 95. Phosphorsyres formel er H_3PO_4 . Det er en triprot syre, dvs. den kan afgive tre protoner. Skriv de tre reaktionsskemaer for phosphorsyres reaktion med vand (ingen af reaktionerne forløber fuldstændigt).

Opgave 96. Skriv formler for fem salte af svovlsyre og fem salte af sal-petersyre og giv saltene navn.

Baser

Ammoniak er en base:



Bemærk, at H_2O nu optræder som syre. H_2O kan åbenbart både optræde som syre og som base.

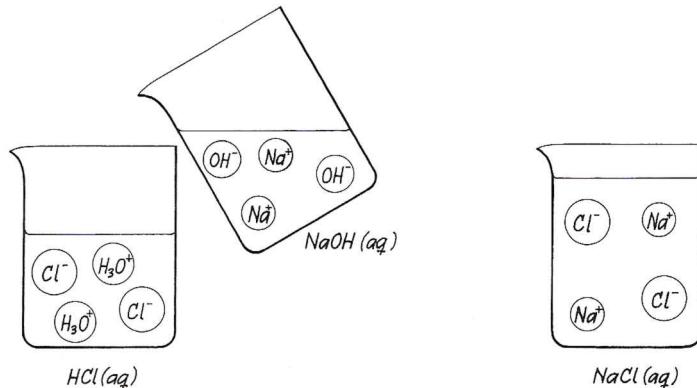
Ammoniak er en *svag base*, som kun reagerer delvist med vand. I 0,1M $\text{NH}_3(\text{aq})$ er som tidligere nævnt kun ca. 1% af ammoniakmolekylerne omdannet til ammoniumioner.

Ammoniak er i ren tilstand en gas ved atmosfæretryk. Opløsningen af ammoniak i vand kaldes ammoniakvand. Konc. ammoniakvand (»tredobbelt salmiakspiritus«) indeholder ca. 25 masse% NH_3 (ca. 13M). Opløsningen lugter *kraftigt* af ammoniak. Mange renøringsmidler indeholder ammoniak.

NaOH kaldes ofte en stærk base, men strengt taget er det OH^- , som er en stærk base. OH^- har stor tilbøjelighed til at optage en proton, hvorved OH^- omdannes til H_2O .

Vi skal nu se på, hvad der sker, når man blander en HCl-opløs-

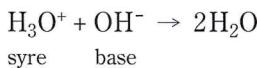
Figur 86. Sammenblanding af saltsyre og en natriumhydroxidopløsning. Anvendes der ækvivalente mængder af HCl og NaOH, får man en ren opløsning af NaCl i vand.



ning og en NaOH-opløsning (figur 86). HCl-opløsningen indeholder som tidligere nævnt H_3O^+ og Cl^- . I NaOH-opløsningen er der ionerne Na^+ og OH^- . Når de to opløsninger hældes sammen, blander vi altså følgende ioner:

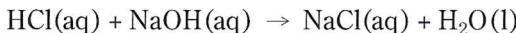


Her er H_3O^+ en stærk syre, mens OH^- er en stærk base. Ved sammenblandingen sker der følgende syre-basereaktion:



Blandingen indeholder ionerne Na^+ og Cl^- , og det svarer til en opløsning af natriumchlorid.

Vi kan også skrive et reaktionsskema for reaktionen med stof-formler:



Hvis HCl og NaOH blandes i ækvivalente mængder, får vi en ren opløsning af natriumchlorid i vand. Syren og basen »neutraliserer« hinanden. Det svarer til en gammel remse: »Syre og base giver salt og vand.«

Andre ionforbindelser, som indeholder OH^- , reagerer på tilsvarende måde. I industrien anvender man hyppigt $Ca(OH)_2$, når man har brug for en base. Hvis man skal bruge en base i naturen, f.eks. til at neutralisere syre i jordbunden eller i en sø, foretrækker man $CaCO_3$ (kalk). Carbonationen er nemlig ikke nær så stærk en base som hydroxidionen, og desuden er kalk meget tungtopløseligt, så koncentrationen af carbonationer i vandet i jorden eller søen bliver aldrig ret stor.

Man skal være meget forsiktig med baseopløsninger. De virker

stærkt ætsende, og man skal passe specielt på ikke at få stænk i øjet. Baseopløsninger kan meget hurtigt give alvorlige øjenskader. Hvis der kommer base i øjet, skal der omgående skylles med rigelige mængder vand og læge kontaktes.

Opgave 97. Skriv et reaktionsskema med elektronpriskrav for reaktionen mellem vand og ammoniak.

Opgave 98. Skriv reaktionsskemaet for reaktionen mellem eddikesyremolekyler og hydroxidioner.

Opgave 99. Hvad sker der, når man blander en salpetersyreopløsning og en natriumhydroxidopløsning?

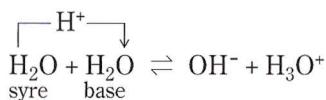
Opgave 100. Når gasformig hydrogenchlorid og gasformig ammoniak mødes, dannes der en hvid røg. Hvad er det for et fast stof, som er dannet?

Opgave 101. Carbonationen og phosphationen er baser. Gør følgende reaktionsskemaer færdige:



pH-begrebet

Vand kan som nævnt optræde både som syre og som base. Der må altså være mulighed for, at vandmolekyler kan reagere med hinanden:



Denne reaktion kaldes vands *autoprotolyse*. Ordet *protolyse* betyder protonoverførsel (dvs. syre-basereaktion), og en autoprotolyse er en protonoverførsel til »sig selv«.

Vand er uhyre svag både som syre og som base, og reaktionen forløber kun i yderst ringe udstrækning. Rent vand er en særdeles dårlig elektrisk leder. Man kan måle ionkoncentrationerne i rent vand ved at måle den elektriske ledningsevne. Inden målingen skal vandet renses særdeles omhyggeligt ved destillation, så man undgår fremmede ioner. Ved stuetemperatur måler man følgende ionkoncentrationer:

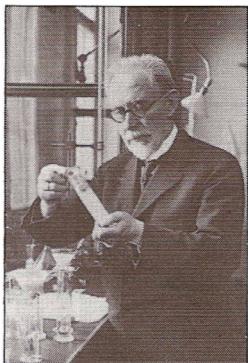
Rent vand: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7}\text{M}$ og $[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7}\text{M}$

Produktet af de to ionkoncentrationer beregnes:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}\text{M}^2$$

Dette resultat har vi fået ved at se på rent vand. Det viser sig imidlertid, at resultatet har gyldighed for *alle fortyndede vandige oplosninger* (ved stuetemperatur). Autoprotolyse-ligevægten sørger for, at produktet af de to ionkoncentrationer holder sig konstant lig $1,0 \cdot 10^{-14}\text{M}^2$. Det følger af en lov for kemisk ligevægt, som gen nemgang i næste bind.

Hvis en oplosnings koncentration af H_3O^+ er meget stor, er koncentrationen af OH^- altså meget lille og omvendt. Kender man koncentrationen af enten H_3O^+ eller OH^- , kan man umiddelbart beregne den anden ions koncentration.



Søren Peter Lauritz

Sørensen

1886-1939

Dansk kemiker, som var ansat på Carlsberg Laboratorium, hvor han studerede proteiner. Han indførte pH-begrebet i 1909.

p står for potens-ekspONENT og H for hydrogen-ion. Når hydrogenion-koncentrationen er 10^{-5}M , er pH-værdien 5 osv.

Eksempel 13. I en oplosning er $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-3}\text{M}$. Beregn $[\text{OH}^-]$.

Løsning: Da produktet af de to ionkoncentrationer er $1,0 \cdot 10^{-14}\text{M}^2$, får vi:

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}\text{M}^2}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}\text{M}^2}{1,0 \cdot 10^{-3}\text{M}} = 1,0 \cdot 10^{-11}\text{M}$$

I eksempel 13 er koncentrationen af H_3O^+ større end koncentrationen af OH^- . En sådan oplosning kaldes en *sur* oplosning. En oplosning kan være *sur*, *neutral* eller *basisk*:

$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ sur oplosning

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ neutral oplosning

$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ basisk oplosning

H_3O^+ er den dominerende af de to ioner i sur oplosning, mens OH^- dominerer i basisk oplosning.

En neutral oplosning svarer til rent vand hvad angår koncentrationerne af H_3O^+ og OH^- . Begge koncentrationer er lig med $1,0 \cdot 10^{-7}\text{M}$. En oplosning af NaCl er et eksempel på en neutral oplosning.

Bemærk, at et *stof* kan være en *syre* eller en *base*, hvorimod betegnelserne *sur*, *neutral* og *basisk* bruges om *vandige oplosninger*.

Man angiver en oplosnings *surhedsgrad* ved at angive oplosningens pH-værdi. pH-begrebet er indført af den danske kemiker S. P. L. Sørensen. En oplosnings pH-værdi er defineret som minus logaritmen til talværdien af H_3O^+ -koncentrationen:

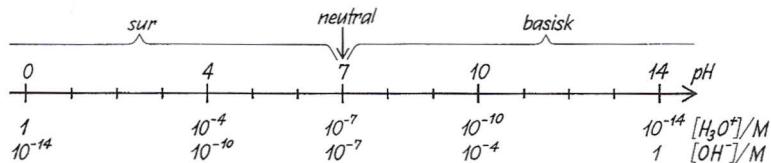
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

For rent vand får vi:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,0 \cdot 10^{-7}) = 7,0$$

Man taster $1,0 \cdot 10^{-7}$ ind på lommeregneren, trykker på **[log]** og derefter på **[+/-]** for at skifte fortegn.

Sammenhængen mellem pH og koncentrationerne af H_3O^+ og OH^- kan gengives på følgende måde:



En neutral opløsning har en pH-værdi på 7. pH er mindre end 7 i en sur opløsning og større end 7 i en basisk opløsning.

Man kan gøre en neutral opløsning sur ved at tilføje en passende syre, f.eks. HCl. Ved syretilsætningen øges $[\text{H}_3\text{O}^+]$, fordi der dannes oxoniumioner ved syrens reaktion med vandet i opløsningen:



Hvis man f.eks. tilføjer så meget syre, at $[\text{H}_3\text{O}^+]$ bliver $1,0 \cdot 10^{-3}\text{M}$, bliver opløsningens pH-værdi lig med 3.

Tilsætter man endnu mere af syren, vokser $[\text{H}_3\text{O}^+]$, hvorfed pH-værdien bliver endnu mindre. En formindskelse af pH-værdien med 1 enhed svarer til, at $[\text{H}_3\text{O}^+]$ bliver 10 gange større. Nede i den lave ende af pH-skalaen er $[\text{H}_3\text{O}^+]$ meget stor.

Man kan hæve en opløsnings pH-værdi ved at tilføje en passende base. Når pH nærmer sig 14, bliver $[\text{OH}^-]$ meget stor. I prak-

Tabel 20. Eksempler på pH-værdier.

	pH		pH
0,1M HCl	1	Øl	4-5
Mavesaft	1-3	Spyt (menneske)	6,5-7,5
Citronsaft	2,2-2,4	Blod (menneske)	7,3-7,5
0,1M CH_3COOH	2,9	Drikkevand	6,5-8,0
Vin	2,4-3,4	0,1M NH_3	11,1
Appelsinsaft	3-4	0,1M NaOH	13

sis går pH-skalaen fra lidt under 0 til lidt over 14. Tabel 20 giver nogle eksempler på pH-værdier.

pH er et begreb, som vedrører vandige oplosninger, og pH-værdien fortæller os om H_3O^+ -koncentrationen i oplosningen. Derimod kan man *ikke* tale om et stofs pH-værdi. Man kan altså ikke tale om en syres eller en bases pH-værdi, men man kan tale om, at en oplosning af stoffet i vand har en pH-værdi.

Opgave 102. Man har en oplosning med $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,6 \cdot 10^{-9} \text{ M}$.

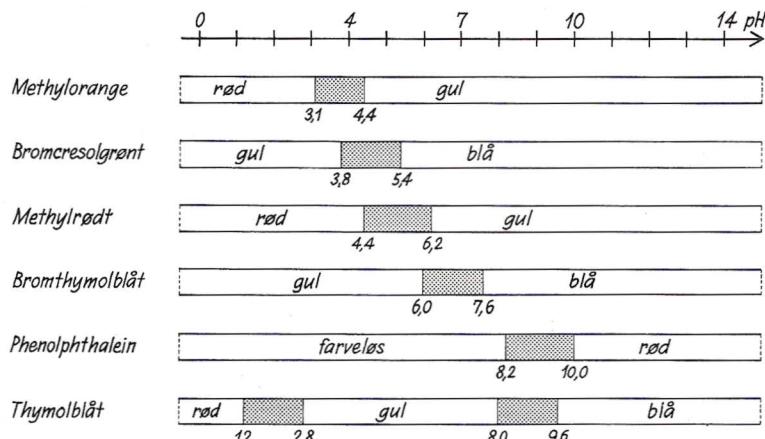
- Beregn pH.
- Er oplosningen sur eller basisk?
- Beregn $[\text{OH}^-]$ i oplosningen.

Måling og beregning af pH

Man kan få visse oplysninger om en oplosnings pH-værdi ved at tilsætte en syre-baseindikator. Man tilsætter nogle få dråber af indikatoren og ser på, hvilken farve indikatoren får i oplosningen. Farven afhænger af oplosningens pH-værdi.

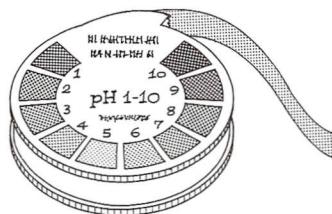
Som eksempel tager vi indikatoren bromcresolgrønt. Denne indikator er gul ved pH-værdier under 3,8 og blå ved pH-værdier over 5,4. I omslagsområdet fra 3,8 til 5,4 er farven en blanding af gul og blå, dvs. grøn. Figur 87 viser nogle indikatorers farver og omslagsområder.

Universalindikatorpapir er imprægneret med en række forskellige indikatorer. Man kan måle en oplosnings pH ved at overføre en dråbe af oplosningen til papiret, som derefter sammenlignes med en farveskala (figur 88 på næste side).



Figur 87. Nogle hyppigt anvendte syre-base-indikatorer.

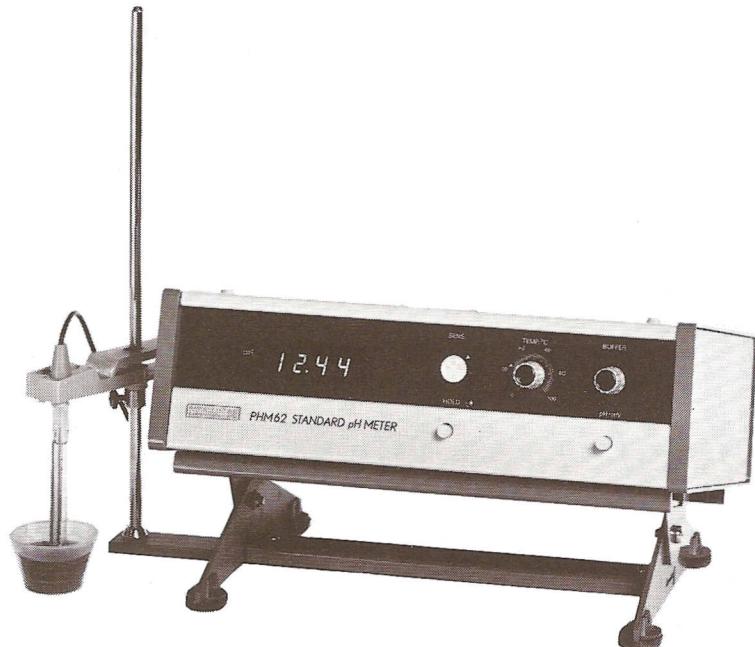
Figur 88. Universal-indikatorpapir.



Med et pH-meter kan man lave en nøjagtig pH-måling (se figur 89). Hvis man har målt pH, kan man beregne $[H_3O^+]$ ved at bruge følgende formel:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Figur 89. Et pH-meter. pH-metret mäter pH for opløsningen i bægeret, som ses til venstre på billedet.



Eksempel 14. En opløsnings pH måles til 9,12. Beregn $[H_3O^+]$.

Løsning:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-9,12}$$

Med lommeregneren kan dette omskrives til et »normalt« tal ved at bruge tasten y^x . Det er dog lettere at benytte INV og \log :

$$[H_3O^+] = INV \log(-pH) = INV \log(-9,12) = 7,59 \cdot 10^{-10} M$$

Indtast 9,12 og tryk på $+/ -$ for at skifte fortegn. Tryk så på INV og til

sidst på **[log]**. Denne indtastningsrækkefølge gælder, hvis man har en simpel lommeregner. Eventuelt står der »2nd« i stedet for »INV« på tasten.

Eksempel 15. Dette eksempel viser, hvordan man beregner pH i en oplosning af en stærk syre. Vi skal beregne pH i 0,020M HCl.

Løsning: Som stærk syre reagerer HCl fuldstændigt med vand:



HCl omdannes til H_3O^+ i forholdet 1:1. Heraf fås $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,020\text{M}$, hvorefter vi anvender pH-definitionen:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,020 = 1,7$$

Opløsningen er ret stærkt sur.

Opgave 103. En oplosnings pH-værdi er lig med 1,26. Beregn $[\text{H}_3\text{O}^+]$ og $[\text{OH}^-]$.

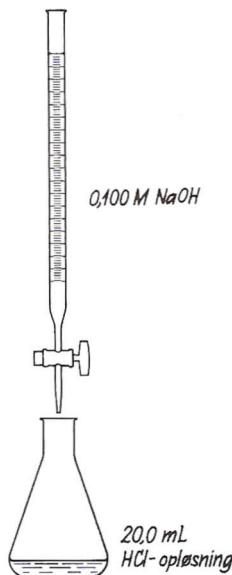
Opgave 104. Beregn pH i 0,0072M HNO_3 .

Opgave 105. Hvad er $[\text{OH}^-]$ i 0,0040M NaOH? Beregn dernæst $[\text{H}_3\text{O}^+]$ og pH.

Beregn pH i 0,0040M $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Opgave 106. Opskriften på en universalindikator lyder: Opløs 0,1g phenolphthalein, 0,3g methylorange, 0,2g methylrødt, 0,4g bromthymolblåt og 0,5g thymolblåt i $\frac{1}{2}$ liter ethanol. Anslå ved hjælp af figur 87 hvilken farve denne universalindikator vil få ved følgende pH-værdier:

- a) pH = 1 b) pH = 4 c) pH = 7 d) pH = 10 e) pH = 13



Figur 90. Titrering af en HCl-oplosning med en NaOH-oplosning.

Syre-basetitrering

På figur 90 titreres en HCl-oplosning med en NaOH-oplosning. Titreringsreaktionen er:

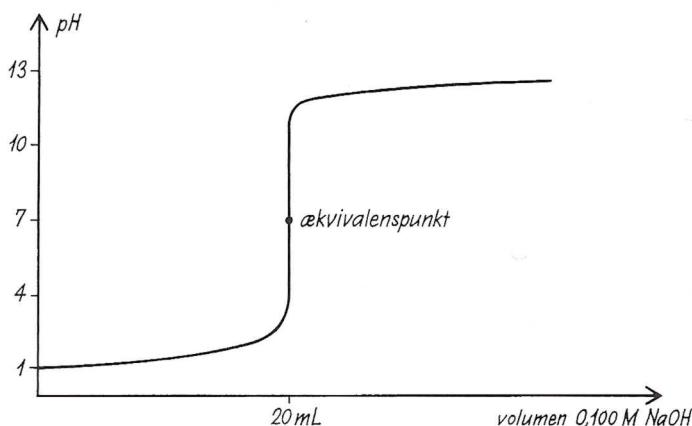


Vi kan også skrive reaktionsskemaet med stofformler:



Ved titreringen reagerer OH^- fra buretten med H_3O^+ fra kolben. Derved formindskes kolbens indhold af H_3O^+ , dvs. oplosningens pH stiger. I starten stiger pH kun lidt (se figur 91 på næste side), men lige når man kommer til ækvivalenspunktet, bevirket tilsaetning af en enkelt dråbe NaOH-oplosning, at pH stiger flere en-

Figur 91. Variationen i pH ved tildrypning af 0,100M NaOH til 20,0mL 0,100M HCl.

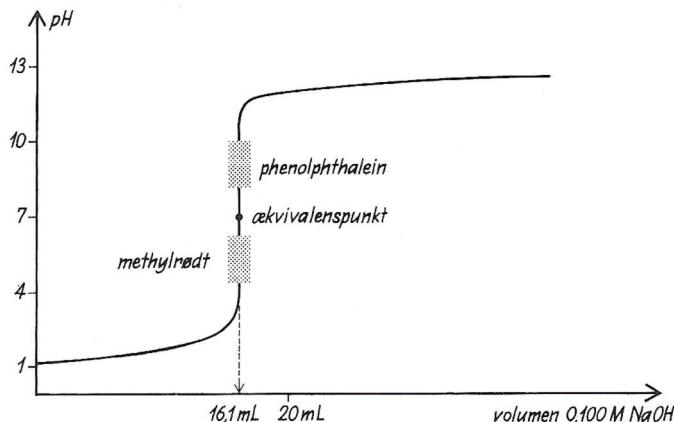


heder. Efter det bratte pH-spring omkring ækvivalenspunktet bliver stigningen igen moderat. Kurven kaldes en *titrerkurve*.

Ved titrering af en HCl-opløsning med en NaOH-opløsning, svarer ækvivalenspunktet til en oplosning af NaCl i rent vand, dvs. pH er lig med 7 i ækvivalenspunktet.

Hvis man titrerer 20,0 mL 0,100M HCl med 0,100M NaOH, ligger ækvivalenspunktet ved 20,0mL tilsat NaOH-opløsning (figur 91). På figur 92 ses titrerkurven for et helt tilsvarende forsøg, bortset fra at der anvendes en lidt anden HCl-koncentration. Så rykker ækvivalenspunktet hen til et andet volumen NaOH-opløsning, men ellers er kurvens form stort set uændret.

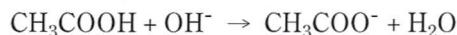
Figur 92. Titrerkurven for titrering af 20,0mL HCl-opløsning med 0,100M NaOH.
Omslagsområderne for methylrødt og phenolphthalein er markeret på titrerkurven.



Når man laver en titrering, er man interesseret i en nøjagtig bestemmelse af det volumen NaOH-opløsning, som svarer til ækvivalenspunktet. Man kan gennemføre titreringen med en passende indikator, som skifter farve, når ækvivalenspunktet passerer. Det kaldes en *kolorimetrisk syre-basetitrering*.

Når vi passerer ækvivalenspunktet, får en enkelt dråbe NaOH-opløsning pH-værdien til at stige flere enheder. Derfor behøver indikatoren ikke slå om lige ved pH=7. Indikatorens omslagsområde skal blot ligge på det lodrette kurvestykke. Som indikator kan man f.eks. vælge methylrødt eller phenolphthalein, se figur 92. I eksempel på figuren vil begge indikatorer skifte farve, når der er tilsat præcis 16,1mL.

Ved titrering af en eddikesyreopløsning med en NaOH-opløsning bliver reaktionsskemaet:

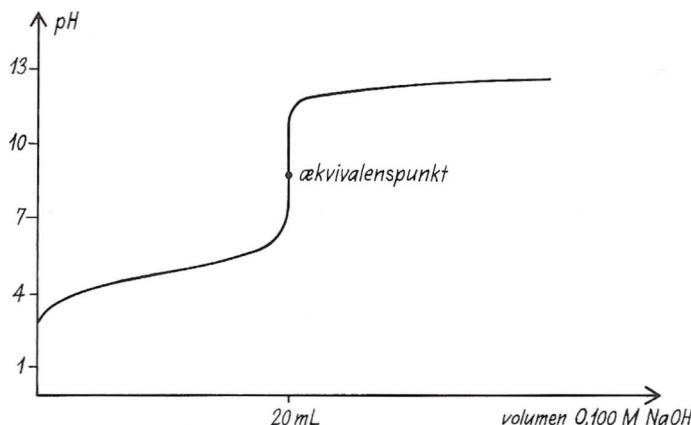


eller med stofformler:



Titrerkurven ses på figur 93. Kurven begynder noget højere oppe end titrerkurven for HCl, fordi CH_3COOH kun er en svag syre. Det lodrette kurvestykke er noget mindre end ved titrering af HCl.

Figur 93. Titrerkurve for titrering af 20,0mL 0,100M CH_3COOH med 0,100M NaOH.

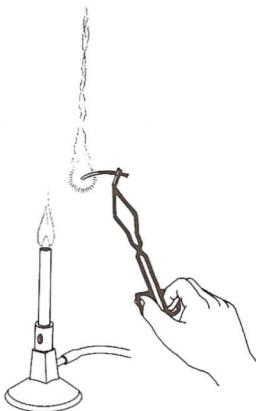


Ækvivalenspunktet ligger i det basiske område. I ækvivalenspunktet indeholder oplosningen CH_3COO^- , som en en svag base. Phenolphthalein vil være en velegnet indikator.

Opgave 107. Titrerkurven på figur 92 stammer fra et forsøg, hvor man titrerede 20,0mL HCl-opløsning med 0,100M NaOH.

- Beregn den stofmængde NaOH, der er tilsat ved ækvivalenspunktet.
- I hvilket forhold reagerer HCl og NaOH?
- Beregn HCl-opløsningens koncentration.

Redoxreaktioner



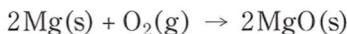
Figur 94. Afbrænding af et stykke magnesium.

Figur 95. Model af reaktionen $2\text{Mg(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{MgO(s)}$.

Både Mg^{2+} og O^{2-} indeholder 10 elektroner, men kerneladningerne er henholdsvis +2 og +8, og derfor er Mg^{2+} meget mindre end O^{2-} .

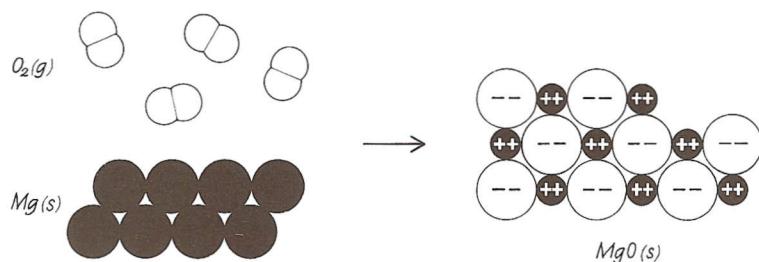
Oxidation og reduktion

Som eksempel ser vi nærmere på reaktionen mellem magnesium og oxygen:



Man kan lave reaktionen ved at antænde et stykke magnesium (figur 94). Man bør kun se kortvarigt på forbrændingen, da lyset er meget kraftigt. I gamle dage afbrændte man magnesium, når man skulle fotografere indendørs. Ved forbrændingen dannes et fast, hvidt stof. Det er magnesiumoxid.

En model af reaktionen ses på figur 95. Magnesium består af »uendelig« mange magnesiumatomer i et *metalgitter*. Oxygen består naturligvis af *molekyler*. Ved reaktionen dannes Mg^{2+} og O^{2-} , som samles i et *iongitter*, dvs. der dannes fast MgO .



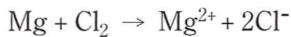
Vi skal nu indføre begreberne *oxidation* og *reduktion*. Disse ord har skiftet betydning i tidens løb. Oprindelig talte man om oxidation, når et stofs oxygenindhold blev forøget. Omdannelsen af Mg til MgO var en oxidation, en omdannelse af CO til CO_2 var en oxidation osv.

Modsat var en reduktion en formindskelse af oxygenindholdet. En omdannelse af MgO til Mg var en reduktion.

Når Mg omdannes til MgO , sker der i virkeligheden en omdannelse af Mg til Mg^{2+} . Vi kan lægge vægt på dannelsen af ioner ved at skrive reaktionen mellem magnesium og oxygen sådan:



Der sker også en omdannelse af Mg til Mg^{2+} , når magnesium reagerer med chlor:

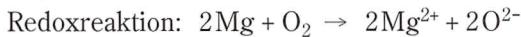


Ved denne reaktion samles ionerne i et MgCl_2 -iongitter.

Der er intet specielt ved reaktionen med oxygen. I moderne kemi defineres begreberne *oxidation* og *reduktion* således:

En oxidation er en afgivelse af elektroner.
En reduktion er en optagelse af elektroner.

Vi kan skrive oxidationen og reduktionen hver for sig. Reaktionen mellem magnesium og oxygen anvendes som eksempel:



Under stregen står »summen« af de to delreaktioner, dvs. totalreaktionen. Den kaldes en *redoxreaktion*. Ved en redoxreaktion sker der en overførsel af elektroner. Da elektronerne ikke kan eksistere frit, må en oxidation altid være ledsaget af en reduktion. Som nævnt samles de dannede ioner i et iongitter.

Reaktionerne mellem magnesium og oxygen og mellem magnesium og chlor er typiske eksempler på reaktioner mellem metaller og ikke-metaller. Det gælder generelt, at metaller kan afgive elektroner og danne positive ioner, mens ikke-metaller (undtagen de ædle gasser) kan optage elektroner og danne negative ioner.

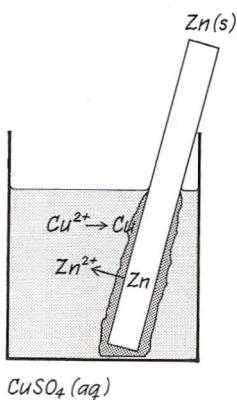
Opgave 108. Del følgende reaktionsskemaer op i en oxidation og en reduktion:

- a) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
 - b) $\text{Ca} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CaBr}_2$
 - c) $2\text{Al} + 3\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$
 - d) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
-

Spændingsrækken

Vi skal nu se på nogle redoxreaktioner, som forløber på grænsefladen mellem et metal og en vandig opløsning. Hvis man f.eks. anbringer et stykke zink i en vandig opløsning, der indeholder Cu^{2+} , dannes der kobber:

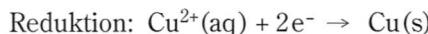
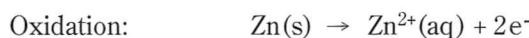




Figur 96. Et zinkstykke dyppes i en opløsning af kobber(II)sulfat. Sulfationerne er blot passive tilskuere til reaktionen.

På figur 96 laves reaktionen ved at dyppe et zinkstykke i en CuSO_4 -opløsning. Ved reaktionen overføres der to elektroner fra Zn til Cu^{2+} . Reaktionen må ske ved at kobberionen støder ind i zinkstykkets overflade og modtager to elektroner fra et zinkatom. Dermed bliver zinkatomet til en zinkion, som så bevæger sig ud i opløsningen. Det dannede kobber sætter sig på zinkstykket som en mørk belægning.

Ved reaktionen oxideres zink til zinkioner samtidig med, at kobber(II)ioner reduceres til kobber:



De negative ioner i opløsningen har ingen betydning for reaktionen. I stedet for en CuSO_4 -opløsning kan man bruge en opløsning af f.eks. CuCl_2 eller $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Ved reaktionen afgiver zink elektroner og bliver til zinkioner, mens kobberioner optager elektroner og bliver til kobber. Zink har åbenbart større »tilbøjelighed« end kobber til at afgive elektroner. I spændingsrækken er metallerne anbragt i rækkefølge efter deres tilbøjelighed til at afgive elektroner:

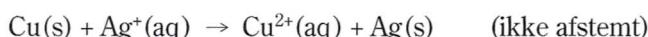
K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Pb	H_2	Cu	Ag	Pt	Au
reaktionsdygtige metaller												ædle metaller	

Tabel 21. Oxidationsrækkefølge af metaller (og hydrogen).

$\text{K(s)} \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$
$\text{Ba(s)} \rightarrow \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
$\text{Ca(s)} \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
$\text{Na(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$
$\text{Mg(s)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
$\text{Al(s)} \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^-$
$\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
$\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
$\text{Pb(s)} \rightarrow \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
$\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
$\text{Cu(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
$\text{Ag(s)} \rightarrow \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$
$\text{Pt(s)} \rightarrow \text{Pt}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
$\text{Au(s)} \rightarrow \text{Au}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$

Spændingsrækken gælder for elektronoverførsler, som foregår på grænsefladen mellem metallet og en vandig opløsning. Hvis man går mod venstre i spændingsrækken, stiger metallernes tilbøjelighed til at afgive elektroner. Tabel 21 er en lidt anden opstilling af spændingsrækken. Her er oxidationen af metallet anført, så man kan se metalionens formel.

Et metal kan afgive elektroner til ioner af de metaller, som står længere til højre i spændingsrækken. Zink kan altså afgive elektroner til f.eks. Pb^{2+} , Cu^{2+} og Ag^+ , men ikke til f.eks. Na^+ eller Mg^{2+} . Kobber kan afgive elektroner til f.eks. Ag^+ :



Dette reaktionsskema er *ikke* afstemt. Ladningen er ikke den samme på begge sider af reaktionspilen. Vi kan også se, at elektronafgivelsen og elektronoptagelsen ikke passer sammen. Cu afgiver 2 elektroner, og Ag^+ optager kun 1 elektron. Et Cu-atom må derfor reagere med to Ag^+ :



Derimod kan Cu ikke reagere med Na^+ , Mg^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} eller Pb^{2+} .

Hydrogen er taget med i spændingsrækken. Metaller, der står til venstre for hydrogen i spændingsrækken, kan reagere med en vandig opløsning af en syre og danne hydrogen, f.eks.:



Her er der skrevet H^+ for at gøre reaktionsskemaet overskueligt, men der er naturligvis ikke tale om en fri proton. H^+ er bundet til vand, dvs. H^+ er en kort betegnelse for H_3O^+ .

Metallerne yderst til venstre i spændingsrækken reagerer meget voldsomt med syreopløsninger. De kan desuden reagere med vand. Som eksempel tager vi reaktionen mellem natrium og vand. Ved reaktionen dannes hydrogen og en opløsning af natriumhydroxid.



Yderst til højre i spændingsrækken står de *ædle metaller*. De er meget lidt reaktionsdygtige.

Spændingsrækken fortæller, om en given reaktion *har mulighed for* at forløbe, men man kan ikke være sikker på, at reaktionen foregår i praksis. Feks. er aluminium ikke særligt reaktionsdygtigt på trods af, at aluminium står ret langt til venstre i spændingsrækken. Det skyldes, at en aluminiumoverflade normalt er dækket af et beskyttende lag af Al_2O_3 , som hindrer, at metallet reagerer.

En blyoverflade er også i mange tilfælde beskyttet af et lag, som hindrer reaktion. Feks. tåler et stykke bly at blive anbragt i svovlsyre. Bly burde reagere med syren, da bly står før hydrogen i spændingsrækken.

Opgave 109. Betragt følgende blandinger:

- a) Zink i en magnesiumchloridopløsning
- b) Zink i en sølnitratopløsning
- c) Sølv i en bly(II)nitratopløsning
- d) Bly i en kobber(II)chloridopløsning

Skriv reaktionsskemaer i de tilfælde, hvor der sker en kemisk reaktion.

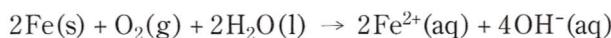
Opgave 110. Skriv reaktionsskema for reaktionen mellem calcium og vand.

Når denne reaktion har forløbet et stykke tid, begynder der at fælde et hvidt stof ud. Hvad er det for et stof, som fælder ud? Hvorfor dannes bundfaldet først efter et stykke tid?

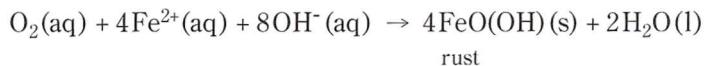
Korrasjon

I et moderne samfund spiller metaller en stor rolle. Det gælder om at undgå, at metallerne oxideres til metalioner. Denne »ødelæggelse« af metallet kaldes *korrasjon* eller *tæring*.

Den vigtigste korrasionsproces er naturligvis omdannelsen af jern til rust. En overflade af jern angribes meget hurtigt, når den på samme tid er i kontakt med vand og med luftens oxygen, se figur 97. Første trin i rustdannelsen er en oxidation af jern til jern(II)ioner:

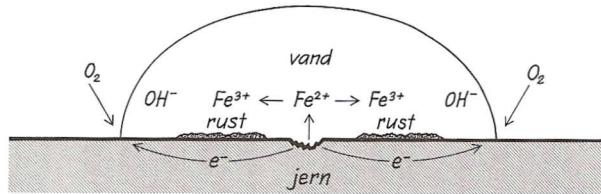


Oxygen, der er opløst i vandet, oxiderer derefter Fe^{2+} videre til Fe^{3+} , som sammen med OH^- danner det rødblune stof, vi kender som rust:



Formlen for rust skrives FeO(OH) , dvs. rust er opbygget af Fe^{3+} , O^{2-} og OH^- , men rust har dog ikke nogen helt veldefineret sammensætning.

Figur 97. Korrasjon i en vandråbe på en jernoverflade. Jern kan transportere elektronerne, så oxidationen af jern og reduktionen af oxygen kan ske to forskellige steder.

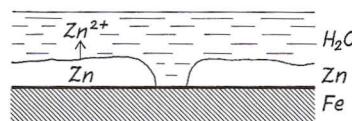


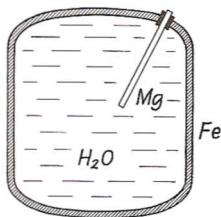
Man kan undgå rustdannelsen ved at forhindre, at jernet kommer i kontakt med vand og oxygen. Det kan man gøre ved at male jerngenstanden med en tæt maling eller ved at smøre den ind i vandforstrængende olie.

Man kan også beskytte jern ved at overtrække det med et lag zink. Det kaldes at *galvanisere* eller *forzinke* jernet. Zink holder sig ret godt, fordi der dannes et tyndt, beskyttende lag på zinkoverfladen. Laget består af zinkoxid og zinkcarbonat.

Zinken virker beskyttende, selv om der går hul i zinklaget, så jernoverfladen bløttes, se figur 98. Hvis der er elektrisk ledende

Figur 98. Et stykke galvaniseret jern dækket af en vandfilm. Selvom der er hul i zinklaget, virker zinken beskyttende, idet den oxideres før jernet.





Figur 99. En varmt-vandsbeholder af jern kan beskyttes med en magnesiumstang, som er i elektrisk ledende forbindelse med beholderen.

forbindelse mellem zink og jern, vil zink afgive elektroner før jern. Zink står jo til venstre for jern i spændingsrækken.

Man kan sige, at man »ofrer« zinken for at bevare jernet. Dette princip kendes også f.eks. fra varmtvandsbeholderne, som man kan beskytte ved at placere en stang af magnesium inde i dem, se figur 99. Magnesiumstangen skal fornys efter et par år, fordi den tæres væk.

Man kan også beskytte jern ved at lave en legering af jernet med visse andre metaller. *Rustfrit stål* er en jernlegering, der har et ret stort indhold af chrom og nikkel.

Air pollution fremmere i høj grad korrosionen af metaller. I en forurenset atmosfære kan selv rustfrit stål blive angrebet.

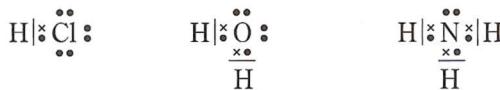
Oxidationstal

Vi har set på nogle forholdsvis simple redoxreaktioner. Redoxreaktioner kan have ret indviklede reaktionsskemaer. For at lette afstemningen tildeler man atomerne et såkaldt *oxidationstal*. Oxidationstallet skrives med romertal, f.eks.:

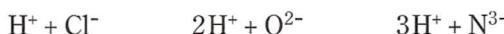


I disse simple tilfælde er oxidationstallet lig med ladningen. I en ionforbindelse som NaCl har Na oxidationstallet +I og Cl oxidationstallet -I.

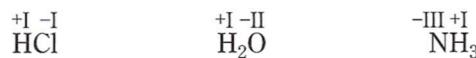
Hvis to atomer er bundet sammen med en kovalent binding, skal vi ved tildelingen af oxidationstal tænke os, at de fælles elektroner overføres helt til det mest elektronegative af de to atomer. Som eksempler ser vi på HCl, H₂O og NH₃:



Her er Cl, O og N mere elektronegative end H. Som stregerne viser, skal vi tænke os, at de fælles elektroner i bindingerne overføres helt til henholdsvis Cl, O og N. Dette svarer til en opsplitning af molekylerne i ioner:



Atomerne tildeles oxidationstal, som svarer til denne tænkte opsplitning i ioner:



Når H er bundet sammen med et *mere* elektronegativt atom, skal

det fælles elektronpar altid overføres til det mere elektronegative atom. Det betyder, at H får oxidationstallet +I (regel 1 i tabel 22). Når O er bundet sammen med *mindre* elektronegative atomer, får O-atomet oxidationstallet -II (regel 2).

Tabel 22. Regler for tildeeling af oxidationstal.

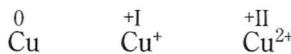
1. Når H er bundet til et mere elektronegativt grundstof, har H-atomet oxidationstallet +I.
2. Når O er bundet til mindre elektronegative grundstoffer, har O-atomet oxidationstallet -II.
3. Summen af oxidationstallene er lig med formelenhedens ladning.

Bemærk, at man skriver +I over H i H_2O og NH_3 , selv om disse formler indeholder flere H-atomer. Man skriver altså oxidations-tallet for et enkelt atom.

For et molekyle gælder, at summen af oxidationstallene er lig med 0. F.eks. er summen af oxidationstallene for N-atomet og de tre H-atomer i NH_3 lig med 0. Det er ikke så underligt. Vi har jo fundet oxidationstallene ved at tænke os, at det *neutrale* molekyle splittes op i ioner.

Vi betragter nu en sammensat ion, f.eks. SO_4^{2-} . Når man giver atomerne oxidationstal, skal man også i dette tilfælde tænke sig, at der sker en opsplitning i simple ioner. Summen af atomernes oxidationtal bliver naturligvis lig med den sammensatte ions ladning. I sulfationen får man resultatet -2, hvis man lægger oxidationstallene for S-atomet og de fire O-atomer sammen. Dette skal vi senere benytte til at beregne svovlatomets oxidationtal (eksempel 16).

For både molekyler og ioner gælder altså, at summen af oxidationstallene er lig med ladningen (se regel 3 i tabel 22). Hvis en kemisk formel kun indeholder et enkelt atom, er det uden mening at tale om en *sum* af oxidationstal. I dette tilfælde er oxidationstallet simpelt hen lig med ladningen:



Vi har tidligere benyttet oxidationtal ved navngivning af ioner. Ionerne ovenfor hedder en kobber(I)ion og en kobber(II)ion.

I grundstoffer er *ens* atomer bundet sammen, og så skal elektronerne deles ligeligt ved tildeling af oxidationstal. Som eksempel ser vi på Cl_2 :



Delingen giver hvert chloratom 7 elektroner. Det svarer til en op-

deling i to neutrale Cl-atomer, og Cl får derfor oxidationstallet 0. Det er i overensstemmelse med regel 3. Denne regel siger for Cl_2 , at de to Cl-atomer tilsammen har oxidationstallet 0, og da atomerne er ens, må de hver have oxidationstallet 0.

Eksempel 16. Beregn oxidationstallet for svovl i SO_4^{2-} .

Løsning: Vi vil først finde oxidationstallet ved at opstille en ligning. Svovlatomets oxidationstal kaldes x :

$$x + 4 \cdot (-2) = -2 \Leftrightarrow x = 6 \quad \text{SO}_4^{2-}$$

Ligningen udtrykker, at summen af oxidationstallene er lig med ladningen (regel 3 i tabel 22). Desuden har vi udnyttet regel 2.

Man kan naturligvis også finde resultatet ved hovedregning:

»De 4 O-atomer giver tilsammen -8, og da summen skal være -2, må S-atomet have oxidationstallet +6«.

Eksempel 17. Beregn oxidationstallet for N i HNO_3 .

Løsning: Oxidationstallet for N-atomet kaldes x :

$$1 + x + 3 \cdot (-2) = 0 \Leftrightarrow x = 5 \quad \text{HNO}_3$$

Eller ved hovedregning: »De 3 O-atomer giver -6, som sammen med +1 fra H-atomet giver -5. Da summen skal være 0, bliver oxidationstallet for N lig med +5«.

Eksempel 18. Beregn oxidationstallet for chrom i $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

Løsning: Oxidationstallet for et Cr-atom kaldes x :

$$2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = -2 \Leftrightarrow x = 6 \quad \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$

»De 7 O-atomer giver -14, og da summen skal være -2, bliver der +12 til deling mellem de to chromatomer, dvs. +6 til hver«.

For *hovedgruppegrundstofferne* gælder, at kun elektroner fra yderste skal deltager i bindingsdannelsen. Det størst mulige oxidationstal bliver lig med gruppenummeret. Dette oxidationstal svarer nemlig til, at alle elektroner i yderste skal er afgivet. I mange tilfælde er der naturligvis ikke tale om en virkelig elektronafgivelse, men om en tænkt overførsel af elektroner til mere elektronegative atomer, som det pågældende atom er bundet til.

Det er dog ikke alle hovedgruppegrundstoffer, der kan opnå et oxidationstal, som er lig med gruppenummeret. Feks. kender man

ingen oxygenforbindelser, hvor oxygen har oxidationstallet +VI.

Hvis oktetreglen overholdes, kan der kun optages elektroner op til 8 i yderste skal. Det lavest mulige oxidationstal bliver da gruppenummeret minus 8. Feks. er det laveste oxidationstal for fluor -I, for oxygen -II og for nitrogen -III.

Opgave 111. Find oxidationstal for svovl i H_2S , SO_2 , SO_3 , H_2SO_3 , SO_3^{2-} , HSO_4^- , S^{2-} og S_8 .

Opgave 112. Find oxidationstal for nitrogen i NO , NO_2 , N_2O , NH_4^+ , N_2H_4 , HNO_2 , NH_2OH , N_2O_4 , N_2O_5 , NO_3^- , NO_2^- og N_2 .

Opgave 113. Hvilket oxidationstal skal man give hydrogen i NaH ?

Opgave 114. Hydrogenperoxid (H_2O_2) har stregformlen $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$. Skriv elektronpriskformlen for stoffet og argumentér for, at O skal have oxidationstallet -I.

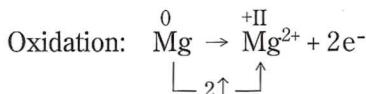
Opgave 115. Hvilket oxidationstal skal man give oxygen i OF_2 ?

Opgave 116. Reglerne i tabel 22 kan naturligvis ikke klare alle tilfælde. Foreslå fornuftige oxidationstal for atomerne i følgende formler:

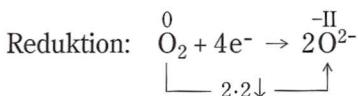
- a) AlCl_3 b) PCl_3 c) CHCl_3

Afstemning af reaktionsskemaer for redoxreaktioner

Ved en *oxidation* sker der en *stigning* i oxidationstal:

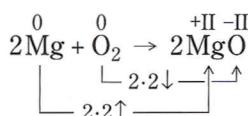


I dette eksempel stiger oxidationstallet 2 trin (fra 0 til +II), og det svarer til, at der *afgives* 2 elektroner. Ved en *reduktion* sker der et *fald* i oxidationstal:



Oxidationstallet for et O-atom falder 2 trin, men da der er to O-atomer i reaktionsskemaet, bliver det samlede fald 4 trin. Det svarer til en *optagelse* af 4 elektroner.

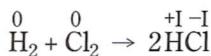
Ved afstemning af reaktionsskemaer skal man sørge for, at den samlede stigning i oxidationstal bliver lig med det samlede fald. Herved sikrer man sig nemlig, at antal afgivne elektroner bliver lig med antal optagne elektroner. Det afstemte reaktionsskema for reaktionen mellem magnesium og oxygen anvendes som eksempel. Her er både stigning og fald lig med 4, dvs. der overføres 4 elektroner:



Vi går nu et skridt videre og definerer begreberne *oxidation* og *reduktion* ved hjælp af oxidationstal:

En oxidation defineres som en stigning i oxidationstal.
En reduktion defineres som et fald i oxidationstal.

Hered med har vi udvidet begreberne oxidation og reduktion til også at omfatte nogle reaktioner, hvor der ikke sker en egentlig elektronoverførsel. Det fremgår af følgende eksempel:



Ifølge den nye definition oxideres hydrogenatomerne i denne reaktion, mens chloratomerne reduceres. Der er imidlertid ikke tale om en egentlig elektronafgivelse og elektronoptagelse. Ved reaktionen dannes der *HCl-molekyler* og ikke H^+ og Cl^- .

Hvis vi skriver reaktionsskemaet med elektronpriskformler, kan vi se, hvad der sker:



I de to molekyler på venstre side af reaktionspilen er der rene kovalente bindinger med en symmetrisk elektronfordeling. I de to molekyler på højre side er bindingerne polære med en elektronforskydning over mod Cl. Ved reaktionen sker der altså en elektronforskydning bort fra H og over mod Cl. Vi kan sige, at H *delvist* afgiver og Cl *delvist* optager elektroner.

Ved en oxidation sker der en hel eller delvis afgivelse af elektroner.

Ved en reduktion sker der en hel eller delvis optagelse af elektroner.

I den reaktion, vi ser på, stiger de to H-atomer tilsammen 2 trin i oxidationstal, mens de to Cl-atomer tilsammen falder 2 trin. Også når der kun er tale om delvise elektronoverførsler, skal samlet stigning i oxidationstal være lig med samlet fald.

Tabel 23 angiver en trinvis fremgangsmåde til afstemning af reaktionsskemaer for redoxreaktioner i vandig opløsning.

Tabel 23. Afstemning af reaktionsskemaer for redoxreaktioner i vandig opløsning.

- Opskriv reaktionsskemaets *grundelementer*; grundelementerne er de formler, som indeholder atomer, der skifter oxidationstal.
- Find oxidationstallene for disse atomer. Sæt koefficienter foran formlerne, så samlet stigning i oxidationstal bliver lig med samlet fald. Kontrollér, at alle atomer undtagen H og O er afstemt.
- Afstem ladninger med H^+ i sur opløsning og med OH^- i basisk opløsning.
- Afstem H ved at tilføje H_2O .
- Kontrollér, at O er afstemt.

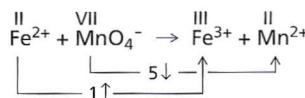
Eksempel 19. En opløsning af jern(II)sulfat gøres sur med svovlsyre. Når man derefter tilsætter en opløsning af kaliumpermanganat ($KMnO_4$), sker der en kemisk reaktion. Man ser, at permanganatopløsningens rødviolette farve forsvinder.

- Afstem reaktionsskemaet:

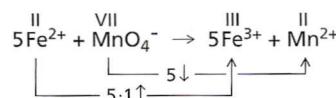


Her er grundelementerne skrevet op. Det kræver et vist kemisk overblik at opskrive grundelementerne, men det væsentlige på nuværende tidspunkt er at lære at afstemme reaktionsskemaet.

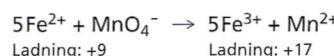
- Det er Fe og Mn, der skifter oxidationstal. Oxidationstallene findes, og stigning og fald noteres:



Som angivet stiger Fe-atomet 1 trin (fra +II til +III), mens Mn-atomet falder 5 trin (fra +VII til +II). Hvis vi tager 5 Fe-atomer og 1 Mn-atom, bliver stigning og fald begge lig med 5. Der sættes koefficienter foran formlerne, så vi har 5 Fe-atomer og 1 Mn-atom på begge sider:

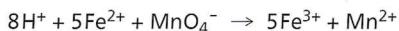


- Vi finder den samlede ladning på begge sider af reaktionspilen:

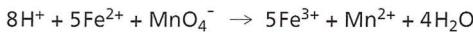


Da opløsningen er sur, skal ladningerne afstemmes ved at tilføje H^+ . Der

mangler 8 positive ladninger på venstre side af reaktionspilen:



4. Der er nu 8 H på venstre side og ingen på højre. H afstemmes ved at tilføje 4 H₂O på højre side:



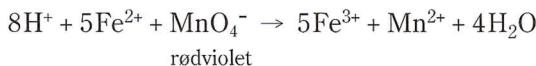
5. Der er 4 O-atomer på begge sider, og dermed er reaktionsskemaet afstemt. Hvis O ikke stemmer, er der begået en fejl undervejs.

Opgave 117. Gør følgende reaktionsskemaer færdige:

- a) Cu + NO₃⁻ → Cu²⁺ + NO₂ (sur opløsning)
- b) Fe²⁺ + NO₃⁻ → Fe³⁺ + NO (sur opløsning)
- c) H₂S + NO₃⁻ → SO₄²⁻ + NO (sur opløsning)
- d) Pb²⁺ + ClO⁻ → PbO₂ + Cl⁻ (basisk opløsning)
- e) I⁻ + Fe³⁺ → I₂ + Fe²⁺ (sur opløsning)
- f) PbO₂ + Cl⁻ → Pb²⁺ + Cl₂ (sur opløsning)
- g) I⁻ + Cr₂O₇²⁻ → I₂ + Cr³⁺ (sur opløsning)
- h) I⁻ + IO₃⁻ → I₂ (sur opløsning)

Redoxtitrering

Som eksempel ser vi på en titrering med kaliumpermanganat (KMnO₄). Opløsninger af dette stof har en kraftig rødviolett farve. Farven skyldes permanganationen (MnO₄⁻). Kaliumpermanganat kan f.eks. anvendes til titrering af opløsninger, der indeholder Fe²⁺:



Man afmåler jern(II)opløsningen med pipette. Der tilsettes svovlsyre for at gøre opløsningen sur, hvorefter der tildryppes kaliumpermanganatopløsning fra burette. I starten forsvinder dråbernes farve, så snart de kommer ned i jern(II)opløsningen, idet MnO₄⁻ forbruges ved reaktionen, og reaktionsprodukterne er næsten farveløse. Når ækvivalenspunktet passeres, vil en enkelt dråbe permanganatopløsning i overskud give opløsningen et svagt rødligt skær, og det anvendes til at angive ækvivalenspunktet.

Opgave 118. 25,0mL jern(II)opløsning forbruger ved titrering 16,5mL 0,0200M KMnO₄. Beregn koncentrationen af Fe²⁺ i jern(II)opløsningen.

Kemikalier og sikkerhed

Grænseværdier

Organismen kan optage eventuelle sundhedsskadelige stoffer, som findes i den luft, vi indånder. Jo mere luften indeholder af det skadelige stof, desto større er risikoen for helbredsskader.

Ud fra sundhedsmæssige overvejelser har *Arbejdstilsynet* fastsat grænseværdier for luftens indhold af skadelige stoffer på arbejdspladser. Tabel 24 viser et lille uddrag af Arbejdstilsynets liste. Grænseværdierne for gasser og for dampes af væske angives både i ppm (efter volumen) og i mg stof pr. m³ luft. 1ppm svarer til 1cm³ (1mL) pr. m³ luft.

Tabel 24. Et lille uddrag af Arbejdstilsynets liste over grænseværdier. Grænseværdierne gælder for luften på arbejdspladser.
Kilde: At-anvisning nr. 3.1.0.2, Arbejdstilsynet 1992.

Stoffets navn	Formel	Grænseværdi (GV) ppm(vol)	Anm. mg/m ³
Ammoniak	NH ₃	25	18
Hydrogenchlorid	HCl	5	7 L
Hexan	C ₆ H ₁₄	50	180
Heptan	C ₇ H ₁₆	400	1600
Benzen	C ₆ H ₆	5	16 H
Trichlormethan (chloroform)	CHCl ₃	2	10
1,1,1-Trichlorethan	CH ₃ -CCl ₃	100	540
Trichlorethen (trichlorethylen)	CHCl=CCl ₂	30	160
Ethanol	CH ₃ -CH ₂ OH	1000	1900

Anmærkningen H betyder, at stoffet kan optages gennem huden, mens L angiver, at der er tale om en *loftværdi* (se teksten).

Grænseværdien angiver det højst tilladte indhold af stoffet i luften på en arbejdsplads. Dog tillades visse overskridelser af grænseværdien i korte tidsrum (højst 15 min), men på en 8 timers arbejd dag må et tidsvægtet gennemsnitsindhold af stoffet ikke overskride grænseværdien. De tilladte kortvarige overskridelser afhænger af grænseværdiens størrelse, se tabel 25.

Som eksempel tager vi hexan, der har grænseværdien 50ppm. Ifølge tabel 25 må indholdet af hexandampe komme op på 1,5 gange grænseværdien, altså 75ppm, men overskridelsen af grænseværdien må kun være 15 minutter.

Grænseværdier, der er mærket med L i Arbejdstilsynets liste, er

Tabel 25. Tilladte kortvarige overskridelser af grænseværdien (GV).

Interval	Maksimalt indhold
$GV \leq 1$	$3 \cdot GV$
$1 < GV \leq 10$	$2 \cdot GV$
$10 < GV \leq 100$	$1,5 \cdot GV$
$100 < GV \leq 1000$	$1,25 \cdot GV$

De anførte intervaller er i ppm for gasser og damp, og i mg/m³ for støv og røg.

loftværdier. En loftværdi må *ikke* overskrides, selv ikke i kortere tidsrum. Grænseværdien for HCl er en loftværdi. Det skyldes nok, at HCl er en stærkt irriterende gas, som vil være meget generende i større koncentrationer. Ved at lugte (*forsigtigt*) til en flaske koncentreret saltsyre kan man nemt konstatere, at HCl er en meget ubehagelig gas at indånde.

I bestemmelserne om arbejdsmiljø gælder en regel, som kaldes *substitutionsprincippet*. Dette princip indebærer, at en arbejdsgiver skal erstatte et farligt stof med et mindre farligt stof, hvis det er teknisk og økonomisk forsvarligt. Efterhånden er organiske oplosningsmidler blevet erstattet af vandbaserede midler i mange arbejdsprocesser. Det gøres naturligvis især for at forhindre de mange arbejdsbetingede hjerneskader, som skyldes brugen af organiske oplosningsmidler.

I tabel 24 er der nævnt tre chlorholdige oplosningsmidler. Trichlormethan (chloroform) anvendes stort set ikke mere, hvormod der stadig er et betydeligt forbrug af 1,1,1-trichlorethan, trichlorethen og andre lignende chlorholdige oplosningsmidler. De chlorholdige oplosningsmidler anvendes bl.a. til kemisk tøjrensing og som affedtningsmidler i metal- og elektronikindustrien.

Listen over grænseværdier varsler nogle ændringer, som kan forventes, når listen skal revideres. I 1992-listen står der f.eks., at benzens grænseværdi overvejes ændret fra 5ppm til 0,1ppm.

Opgave 119. Antag, at indholdet af ammoniak i luften er præcis 25 ppm (efter volumen). Temperaturen er 25°C og trykket 1,013 bar.

- Hvor stort et volumen NH₃ er der i 1 m³ luft?
- Anvend det fundne volumen NH₃ til at beregne stofmængden af NH₃ i 1 m³ luft.
- Beregn massen af denne stofmængde NH₃ og angiv luftens indhold af NH₃ udtrykt i mg NH₃ pr. m³ luft.

Sammenlign resultatet med tabel 24. (Arbejdstilsynet anvender temperaturen 25°C og trykket 1,013bar (1atm) ved omregning fra den ene enhed til den anden. Hvis man laver omregningen ved 20°C, passer resultatet i tabellen).

Opgave 120. Som nævnt i kapitlet om syre-basereaktioner er conc. saltsyre en 36 masse% oplosning af HCl i vand med densiteten 1,18g/mL. En elev spilder 10mL conc. saltsyre og tørrer ikke op. Efter et stykke tid er vandet fordampet, og HCl er fordelt i luften i lokalet. Luftens volumen sættes til 200m³. Overskrides grænseværdien for HCl?

Opgave 121. Skriv stregformler for de organiske stoffer i tabel 24.

Opgave 122. Vi har beskæftiget os med grænseværdier for luftens indhold af skadelige stoffer på arbejdspladser. Man har også sat grænseværdier for indholdet af en række skadelige stoffer i »almindelig« udendørs luft. Disse grænseværdier er meget lavere end de værdier, som gælder på arbejdspladser. F.eks. må gennemsnitsindholdet af bly i luften ikke overskride 0,002 mg pr. m³, mens man på arbejdspladser har en grænseværdi for bly på 0,100 mg pr. m³. Hvorfor mon man i arbejdsmiljøet accepterer en værdi, som er 50 gange så stor som den grænseværdi, man har sat for almindelig udeluft?

Mærkning af kemikalier

Reglerne for mærkning af kemikalier findes i Miljøministeriets »Liste over farlige stoffer«. Tabel 26 viser eksempler på, hvordan man angiver mærkningen af kemikalier. Der er anført den eller de fareklasser, som stoffet er placeret i. Der er 9 fareklasser, se figur 100. Desuden angives numre på de *R-sætninger* (risikosætninger) og *S-sætninger* (sikkerhedssætninger), som stoffet skal mærkes med. Disse sætninger omtales senere.

Tabel 26. Eksempler på mærkning af kemikalier. Den anførte mærkning gælder for det rene stof. Kilde: »Listen over farlige stoffer« (Miljøministeriets bekendtgørelse nr. 589 af 8. august 1991).

Stoffets navn	Formel	Fareklasse	R- og S-sætninger
Natrium	Na	F og C	R14/15, R34, S5, S8, S43
Natriumhydroxid	NaOH	C	R35, S2, S26, S37/39
Ammoniumchlorid	NH ₄ Cl	Xn	R22, R36, S22
Benzen	C ₆ H ₆	F og T	R45, R11, R48/23/24/25 S53, S16, S29, S44
Hexan	C ₆ H ₁₄	F	R11, R48/20 S9, S16, S24/25, S29, S51
Heptan	C ₇ H ₁₆	F	R11, S9, S16, S23, S29, S33
1,1,1-Trichlorethan	CH ₃ CCl ₃	Xn	R20, S24/25

Fareklasserne *meget giftig* (Tx), *giftig* (T) og *sundhedsskadelig* (Xn) vedrører stoffets akutte giftighed. Et stof kan komme ind i organismen ved indtagelse gennem munden, ved optagelse gennem huden eller ved indånding. Man mäter giftigheden ved dyreforsøg. Som regel anvendes rotter som forsøgsdyr.

Vi ser på et eksempel, som forklares nærmere nedenfor. Antag, at man ved testningen af et stof finder følgende værdier:

$LD_{50} = 300\text{mg/kg}$
indtagelse gennem mund

$LD_{50} = 500\text{mg/kg}$
optagelse gennem hud

$LC_{50} = 1,5\text{mg/L}$
indånding

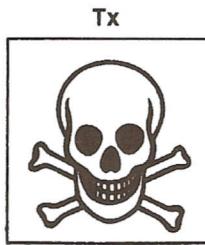
LD betyder *letal dosis*, dvs. dødelig dosis. LD_{50} er den dosis, som netop dræber 50% af rotterne. Dosis udtrykkes i mg af stoffet pr. kg legemsvægt, altså mg stof pr. kg rotte.

Når et stof testes for giftighed ved indånding, skal rotterne indånde luft med dampe af stoffet i 4 timer. *LC* betyder *letal koncentration*. LC_{50} er det indhold af stoffet i luften, som netop bevirket, at 50% af rotterne dør i de efterfølgende 14 dage. LC_{50} angives i mg stof pr. liter luft.

På grundlag af forsøgsresultaterne finder man ud af, hvilken fareklasse stoffet skal placeres i. Intervallerne for de forskellige fareklasser ses i tabel 27 på næste side. Stoffet i vores eksempel er i fareklasse Xn (sundhedsskadelig) med hensyn til indtagelse gen-

Figur 100. Farlige kemikalier inddeltes i ni fareklasser med tilhørende faresymboler.

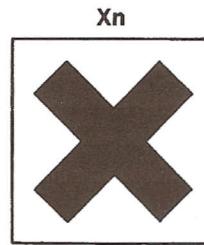
Faresymbolerne skal være sorte på orange bund.



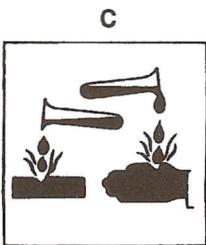
Meget giftig



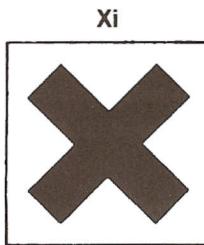
Giftig



Sundhedsskadelig



Ætsende



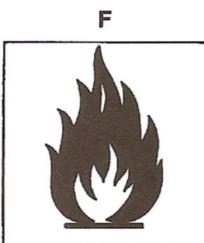
Lokalirriterende



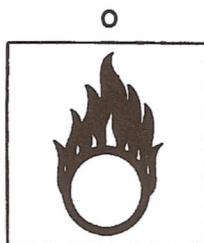
Eksplosiv



Yderst brandfarlig



Meget brandfarlig



Brandnærende

nem mund eller optagelse gennem huden, men i fareklasse T (giftig) med hensyn til indånding. Da man skal vælge den strengeste klassificering, skal det pågældende stof placeres i fareklasse T.

Tabel 27. Inddelingen i fareklasser for akut giftighed.

Fare-klasse	Indtagelse gennem mund (mg pr. kg rotte)	Optagelse gennem hud (mg pr. kg rotte)	Indånding (mg pr. L luft)
Tx	$LD_{50} \leq 25$	$LD_{50} \leq 50$	$LC_{50} \leq 0,5$
T	$25 < LD_{50} \leq 200$	$50 < LD_{50} \leq 400$	$0,5 < LC_{50} \leq 2$
Xn	$200 < LD_{50} \leq 2000$	$400 < LD_{50} \leq 2000$	$2 < LC_{50} \leq 20$

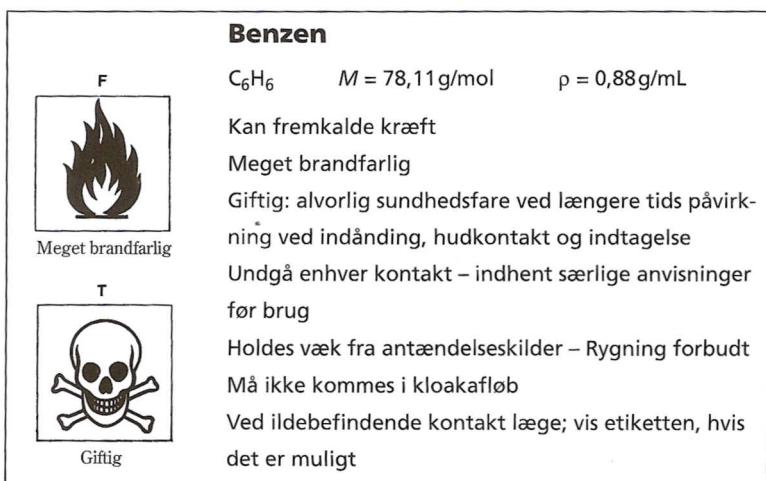
Fareklasserne *ætsende* (C) og *lokalirriterende* (Xi) vedrører stofets virkning på levende væv. Et stof skal i fareklasse C, hvis det ødelægger levende væv, som kommer i berøring med stoffet. Stoffet skal i fareklasse Xi, hvis det uden at virke ætsende kan fremkalde en betændelse ved direkte, langvarig eller gentagen berøring med huden eller slimhinden.

Et stof klassificeres som *eksplosivt* (E), hvis det kan bringes til at eksplodere ved kontakt med ild, eller hvis det er mere stødfølsomt end dinitrobenzen.

Et stof klassificeres som *brandnærrende* (O), hvis det ved kontakt med andre stoffer, især brandbare stoffer, kan reagere under stor energiafgivelse.

En væske er *yderst brandfarlig* (Fx) hvis dens såkaldte *flammepunkt* er under 0°C og dens kogepunkt under 35°C . Flammepunktet er den laveste temperatur, hvor væskens overflade kan antændes. Flammepunktet bestemmes med et specielt apparat under veldefinerede omstændigheder.

Figur 101. Etiketten på en flaske benzen kan se sådan ud (importørens eller producentens navn og adresse skal også anføres).



Mange forskellige typer stoffer skal placeres i fareklassen *meget brandfarlig* (F). Det kan f.eks. være et metalpulver, som kan bryde i brand ved kontakt med luftens oxygen, eller det kan være et stof, som danner en brændbar gas, hvis stoffet bliver fugtigt. Væsker med flammepunkt under 21°C skal også i denne fareklasse.

En kemikaliebeholder skal naturligvis også forsynes med en etiket med stoffets navn. Desuden skal beholderen mærkes med de *risiko- og sikkerhedssætninger* (R- og S-sætninger), som er anført for det pågældende stof i *Listen over farlige stoffer*. Samtlige R- og S-sætninger findes på side 182-183. Som eksempel kan vi se på benzen, der skal mærkes som vist på figur 101. Det er tankevækende, at benzen (stenkulsnafta) før i tiden var et meget brugt pletrensningsmiddel i husholdningen.

Det skal bemærkes at sikkerhedssætningen S2 skal anføres på alle farlige stoffer og produkter, som er beregnet til privat brug.

Der er særlige regler for mærkninger af blandinger. Tabel 28 viser, at mærkningen bliver »mildere«, når koncentrationen af det farlige stof bliver mindre.

Tabel 28. Mærkning af svovlsyreopløsninger.

Eksempel	Fareklasse	R- og S-sætninger
18M H ₂ SO ₄ (konc. svovlsyre)	C	R35, S26, S30
1M H ₂ SO ₄	Xi	R36/38, S26
0,1M H ₂ SO ₄	Ingen	Ingen

Den øverste mærkning anvendes på oplosninger, der indeholder mere end 15 masse% svovlsyre. Den midterste mærkning anvendes, hvis svovlsyreindholdet ligger mellem 5 masse% og 15 masse%.

Opgave 123. Som omtalt er sætningerne delt op i to grupper, nemlig *R-sætninger* og *S-sætninger*. Forklar forskellen på disse to grupper.

Opgave 124. Nogle R-sætninger er mere frygtindgydende end andre. Sammenlign f.eks. R20, R23 og R26.

Gå samtlige R-sætninger igennem og udvælg de fem sætninger, som umiddelbart virker mest skrämmende. De fem udvalgte R-sætninger rangordnes, så den »værste« placeres øverst osv.

Opgave 125. Forklar, hvorfor natrium skal mærkes som angivet i tabel 26.

Opgave 126. Ammoniumchlorid (salmiak) anvendes som tilsetningsstof til slik. Kommenter mærkningen af stoffet (se tabel 26).

(Reglerne for anvendelse af tilsætningsstoffer i levnedsmidler findes i »Positivlisten« (Levnedsmiddelstyrelsen). Der må tilsettes 100g ammoniumchlorid pr. kg slik).

Opgave 127. Kontrollér, at etiketten på figur 101 er korrekt udfyldt.

Opgave 128. Hvordan skal »fortyndet svovlsyre« ($2\text{M H}_2\text{SO}_4$) mærkes? (Reglerne står under tabel 28; opløsningens densitet er 1,12g/mL).

Opgave 129. Kontrollér, at mærkningen er korrekt på figur 25 side 41.

Kemikalieaffald

Her i landet skal alt olie- og kemikalieaffald opsamles og afleveres til behandling på Kommunekemi i Nyborg (figur 102). Affaldet kan dog også underkastes en anden godkendt behandling. Feks. er der virksomheder, som renser brugte opløsningsmidler med henblik på genanvendelse.

Affaldet fra husholdninger og mindre virksomheder afleveres på den lokale kommunens modtageplads for kemikalieaffald. Herfra sendes det videre til behandling på Kommunekemi. Større virksomheder afleverer direkte til Kommunekemi.

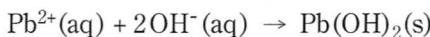
På Kommunekemi renses en del olieaffald med henblik på brug som brændselsolie. Andet organisk affald afbrændes i et stort forbrændingsanlæg ved 1300°C . Denne høje temperatur sikrer en



Figur 102. Kommunekemi blev indviet i 1971. Anlægget er udvidet flere gange siden. Kommunekemi er et kommunalt ejet aktieselskab med Kommunerernes Landsforening som hovedaktionær.

fuldstændig forbrænding til carbondioxid og vanddamp. Desuden dannes der mindre mængder »sure« gasser som f.eks. HCl og SO₂. De fjernes ved en røgrensnings.

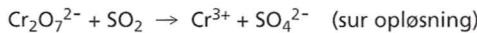
Uorganisk affald kan ikke destrueres ved forbrænding. Man kan nemlig ikke omdanne metalsalte til gasformige, uskadelige stoffer. Fast uorganisk affald sorteres, og det kvisksølvholdige affald deponeres. Uorganiske oplosninger renses ved fældning med hydroxidioner. Herved udfældes de metalioner, som danner tungtopløselige hydroxider, f.eks.:



Man får udfældet et bundfald, som indeholder hydroxiderne af jern, zink, bly, kobber, chrom, nikkel m.m. Metalhydroxiderne afvandes i en såkaldt filterpresse, og de afvandede filterkager deponeres under kontrollerede forhold på en losseplads.

Opgave 130. Som tidligere nævnt bruges 1,1,1-trichlorehan som oplosningsmiddel. Kommunekemi modtager en del affald, som indeholder dette stof. Skriv et afstemt reaktionsskema for forbrændingen af 1,1,1-trichlor Ethan (ved forbrændingen omdannes chlorindholdet til HCl).

Opgave 131. Fra metalvirksomheder modtager Kommunekemi surt spildevand, som indeholder dichromationer (Cr₂O₇²⁻). Første trin i behandlingen af dette spildevand er en reduktion af dichromationerne til chrom(III)ioner. Det kan f.eks. gøres med svovldioxid. Afstem reaktionsskemaet:



Derefter gennemføres udfældningen af metalhydroxider. Skriv ionreaktionskemaet for fældningen af chrom(III)hydroxit.

Opgave 132. Kommunekemi modtager en del basisk cyanidholdigt spildevand, især fra den galvaniske industri. Cyanidionen (CN⁻) er meget giftig, og desuden binder cyanidionerne sig til metalionerne i oplosningen, hvorved udfældningen af metalhydroxiderne hindres. Ved behandlingen af dette affald må man derfor først fjerne cyanidionerne.

Cyanidionerne kan fjernes ved reaktion med hypochloritioner (ClO⁻) i svagt basisk oplosning. Reaktionen har følgende grundelementer:



Da N er mere elektronegativ end C, er det rimeligt at tildele N oxidationstal -III i cyanidionen. Prøv at afstemme reaktionsskemaet (det er noget svært end afstemningerne i kapitlet om redoxreaktioner).

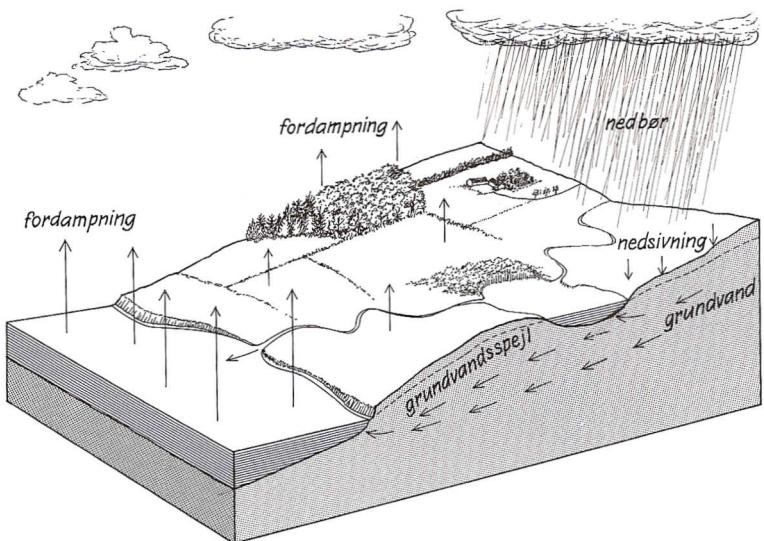
Forsuring

Vands kredsløb. Sur regn

Figur 103 viser vands kredsløb i naturen. Der fordamper hele tiden vand. Fordampningen er naturligvis størst fra vandoverflader, dvs. fra havet og fra sører, men der fordamper også vand fra jordoverfladen. Desuden er der en betydelig fordampning fra planternes blade.

Vanddampens gennemsnitslevetid er ca. 1 uge, inden den falder ned som nedbør. Over havet er der et *fordampningsoverskud*, dvs. på årsbasis fordamper der mere vand fra havoverfladen end havets overflade får tilført som nedbør.

Figur 103. Vands kredsløb. De lodrette pile viser fordamplingen. Grundvandet bevæger sig meget langsomt mod havet.



Til gengæld er der et *nedbørsoverskud* over landjorden, dvs. nedbøren er større end fordamplingen. Den overskydende mængde vand skal tilbage til havet, så kredsløbet er sluttet.

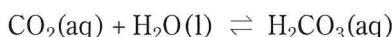
I perioder med kraftig regn eller ved tøbrud kan vandet løbe langs jordoverfladen direkte ud i sører og vandløb. Under normale forhold siver nedbørsoverskuddet ned gennem de øverste jordlag og bliver til *grundvand*. I grundvandszonen er alle sprækker og hulrum fyldt med vand. En mindre del af grundvandet pumpes op og anvendes til drikkevand og til markvanding.

Grundvandet strømmer meget langsomt ud mod havet. Det kan

være flere tusind år undervejs. Det er dog værd at nævne, at grundvandszonen afgiver vand til søer og vandløb, dvs. at en del af vandet føres relativt hurtigt ud til havet.

Det følger af denne gennemgang, at regn er en form for destilleret vand, men regnvand er langt fra så rent som vand, der er destilleret i et destillationsanlæg. Regndråberne er nemlig i nær kontakt med den omgivende luft, og de kan optage forskellige stoffer fra luften. De vigtigste bestanddele af atmosfærisk luft ses i tabel 29.

Man kunne tro, at uforuren regnvand havde en pH-værdi på 7, men det er ikke tilfældet. Regndråberne optager CO_2 fra luften, og i vandig opløsning omdannes carbondioxid delvist til kulsyre:



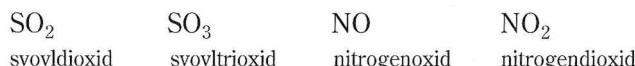
Tabel 29. Sammensætningen af tør atmosfærisk luft.

Stof		Indhold i vol%
Nitrogen	N_2	78,08
Oxygen	O_2	20,95
Argon	Ar	0,93
Carbon-dioxid	CO_2	0,036
Neon	Ne	0,0018
Helium	He	0,0005

Kulsyre er en svag syre, som bevirker, at uforuren regnvand har en pH-værdi på 5,6. »Naturligt« regnvand er altså svagt surt. Indholdet af kulsyre i regnvandet er helt uskadeligt.

Sur regn (»syreregn«) er regnvand med en pH-værdi under 5,6. En pH-værdi på 4,3 angives som en typisk pH-værdi for dansk regnvand, og i stærkt forurende områder, f.eks. Ruhr-distriket, er regnvandets pH under 4.

Foruden gasserne i tabel 29 har luften omkring os et lille, variabelt indhold af forskellige forureningsbestanddele. Vi skal interessere os for luftens indhold af stoffer, som gør regnvandet surt. Det drejer sig især om følgende stoffer:



Ved reaktioner i atmosfæren omdannes svovloxiderne til svovlsyre og nitrogenoxiderne til salpetersyre. Syrerne opløses i regnvandet. Både svovlsyre og salpetersyre er stærke syrer, som kan give regnvandet en ret lav pH-værdi, selv om syrekonzcentrationen ikke er så stor.

Det er nævnt, at 4,3 er en typisk pH-værdi for dansk regnvand. Lokalt kan man dog måle en væsentligt højere pH-værdi. Det kan ske, hvis luften har et stort ammoniakindhold. Ammoniak er en base, som kan »neutralisere« regnvandets syreindhold:



Ammoniak afgives fra landbrugsjord. Specielt er der en stor ammoniakafgivelse lige efter at der er kørt gylle ud.

Opgave 133. Som nævnt har »naturligt« regnvand en pH-værdi på 5,6.

- Beregn $[H_3O^+]$ i naturligt regnvand.
- Beregn $[H_3O^+]$ i regnvand med $pH = 4,3$.
- Hvor mange gange større bliver $[H_3O^+]$, når pH sænkes fra 5,6 til 4,3?

Opgave 134. En stærk syre kan give en ret lav pH-værdi, selv om syrekonzcentrationen ikke er så stor. Prøv at illustrere denne påstand ved at beregne pH-værdien for $1,2 \cdot 10^{-4} M HNO_3$.

Svovl og svovlforbindelser

Forsuringen skyldes som nævnt luftforurenningen med oxider af svovl og nitrogen. Inden vi ser nærmere på miljøproblemerne, må vi lære noget mere om svovl- og nitrogenforbindelsernes kemi.

Som anført i tabel 4 side 26 udgør svovl 0,048 masse% af den tilgængelige del af jordkloden. Flere steder i verden er der betydelige forekomster af frit svovl, men det meste svovl findes bundet i kemiske forbindelser. Der er tale om sulfider og sulfater af forskellige metaller, og desuden findes svovl bundet i organiske forbindelser, f.eks. indeholder proteiner svovl.

Det har særlig betydning, at de vigtigste energiråstoffer (kul og olie) indeholder svovlforbindelser. Man fremstiller svovl ved afssovling af olie, se side 168. I nogle lande er der også en betydelig svovlproduktion ved afssovling af naturgas. Svovlindholdet i naturgas findes som hydrogensulfid (H_2S). Heldigvis er svovlindholdet i den danske naturgas meget lavt.

Svovl er ved stuetemperatur et gult, krystallinsk stof, som består af S_8 -molekyler (se side 71). Når man skriver reaktionsskemaer for reaktioner med svovl, nøjes man som regel med at skrive S i stedet for S_8 .

Ved høj temperatur kan svovl bringes til at reagere med de fleste metaller, f.eks.:

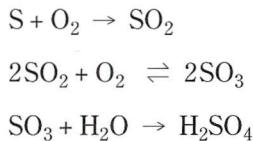


En forbindelse mellem svovl og et metal er en ionforbindelse, der består af metalioner og sulfidioner (S^{2-}). Hvis elektronegativitetsforskellen mellem metallet og svovl er ret lille, får bindingen dog nogen kovalent karakter.

Mange metalsulfider er ekstremt tungtopløselige i vand. Det gælder f.eks. CuS , PbS og Ag_2S . Disse tre sulfider er sorte. Na_2S og K_2S er farveløse, letopløselige stoffer.

I forbindelser mellem svovl og et ikke-metal holdes atomerne sammen med kovalente bindinger. Et eksempel er hydrogensulfid, H_2S . Det er en meget ildelugtende, giftig gas. Den dannes i naturen ved forrådnelse af organiske svovlforbindelser. Man plejer at sige, at hydrogensulfid lugter som rådne æg.

Sfovlsyre er et af de vigtigste stoffer i den kemiske industri. Det meste af verdens svovlsyreproduktion er baseret på svovl som udgangsstof. Omdannelsen af svovl til svovlsyre sker i tre trin:



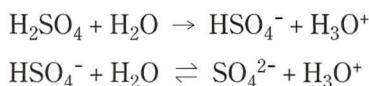
Først brænder man svovlet, hvorved der dannes SO_2 . Forbrændingstemperaturen er ca. $1100^\circ C$.

Omdannelsen af SO_2 til SO_3 sker ved noget lavere temperatur ($4-500^\circ C$). Man får denne reaktion til at forløbe ved at anvende en *katalysator*. En katalysator er et stof, som øger reaktionshastigheden for en kemisk reaktion uden selv at forbruges. I dette tilfælde bruger man vanadium(V)oxid (»vanadiumpentaoxid«, V_2O_5) som katalysator. SO_2 omdannes næsten fuldstændigt til SO_3 .

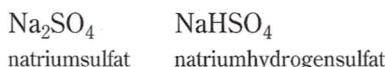
Fremstillingen af svovlsyre afsluttes ved at svovltrioxid reagerer med vand.

Her i landet produceres svovlsyre af Kemira Danmark i Fredericia. Desuden produceres der svovlsyre ved rørgrensning, se side 172. Svovlsyre bruges i mange kemiske produktionsprocesser. Feks. anvender man store mængder svovlsyre, når man producerer phosphatholdige kunstgødninger. Det danske forbrug af svovlsyre ligger på ca. 150000 ton pr. år.

Svovlsyre forhandles som koncentreret svovlsyre, der indeholder 96 masse% H_2SO_4 . Som tidligere omtalt reagerer konc. svovlsyre særdeles voldsomt med vand:



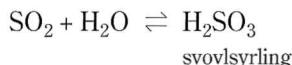
Salte af svovlsyre indeholder sulfationer (SO_4^{2-}) eller hydrogensulfationer (HSO_4^-), f.eks.:



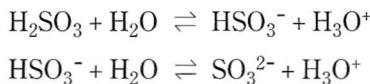
De fleste sulfater er letopløselige i vand. $BaSO_4$ og $PbSO_4$ er eksempler på tungtopløselige sulfater.

Som nævnt under svovlsyreproduktionen dannes der svovldioxid, når svovl brænder. Der dannes også svovldioxid, når svovlforbindelser brænder. Svovldioxid er en gas med en ubehageligt stikkende lugt. Man kan mærke lugten, når man tænder en tændstik og er uheldig at få røgen op i næsen. Svovldioxid anvendes til blegning og desinfektion og som konserveringsmiddel, f.eks. i vin.

Svovldioxid er opløselig i vand. I den vandige opløsning er der sket en delvis omdannelse til svovlsyrling:

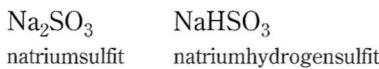


Svovlsyrling er en ustabil syre, som kun eksisterer i vandig opløsning. Det er en diprot syre:



Som sædvanlig angiver harpunerne i reaktionsskemaerne, at reaktionerne kun forløber delvist, fordi der indstiller sig en ligevægt. En opløsning af svovldioxid i vand indeholder både SO_2 , H_2SO_3 , HSO_3^- og SO_3^{2-} samt H_3O^+ (og vandmolekyler).

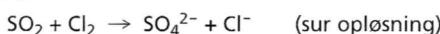
Salte af svovlsyrling indeholder sulfitioner (SO_3^{2-}) eller hydrogensulfitioner (HSO_3^-), f.eks.:



Opgave 135. Skriv formler for følgende salte: Bariumsulfid, calciumhydrogensulfat, kaliumhydrogensulfit, ammoniumsulfid og aluminiumsulfat.

Opgave 136. Man har en opløsning af kobber(II)chlorid og en opløsning af natriumsulfid. Hvad sker der, når man hælder de to opløsninger sammen?

Opgave 137. Svovldioxid oxideres let. Afstem redoxreaktionsskemaet:



Nitrogen og nitrogenforbindelser

Nitrogen (kvælstof) findes frit i atmosfæren som N_2 -molekyler. Nitrogen udgør 78,08 vol% af atmosfærisk luft. Alle levende organismer indeholder organiske nitrogenforbindelser i form af proteiner og nucleinsyrer (DNA og RNA). Man finder også uorga-

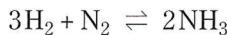
niske nitrogenforbindelser i naturen. Som eksempel kan nævnes chilesalpeter (NaNO_3).

Hvis man afkøler atmosfærisk luft ned til temperaturer i nærheden af -200°C , fortættes luften til »flydende luft«. Ved destillation af flydende luft får man skilt luften i dens bestanddele. På den måde fremstiller man rent N_2 (samt O_2 og Ar).

I N_2 -molekylet er de to atomer bundet sammen med en tripelbinding:



De to atomer hænger særdeles godt sammen, og det forklarer, at N_2 er meget lidt reaktionsdygtigt. Nitrogen kan dog bringes til at reagere med hydrogen:



Denne reaktion anvendes til fremstilling af ammoniak, som er et særdeles vigtigt stof i den kemiske industri. Reaktionen gennemføres ved at lede en blanding af hydrogen og nitrogen hen gennem en katalysatormasse. Temperaturen under reaktionen holdes på ca. 450°C , og der anvendes forhøjet tryk (f.eks. 140 bar).

Ammoniak er en gas ved stuetemperatur og atmosfæretryk. Kogepunktet er -33°C ved trykket 1,013 bar (1 atm). Ammoniak kan opbevares på flydende form i trykbeholdere, hvor der er et overtryk på nogle få bar. Flydende ammoniak anvendes som kunstgødning.

Desuden anvendes ammoniak som udgangsstof ved fremstilling af andre nitrogenforbindelser. Vi skal se nærmere på fremstillingen af salpetersyre.

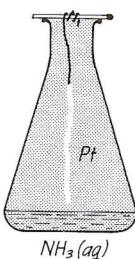
Omdannelsen af ammoniak til salpetersyre starter med en forbrænding med platin som katalysator:



På figur 104 ses et simpelt demonstrationsforsøg, som viser reaktionen. Ved forsøget ser man tydeligt, at reaktionen er exoterm.

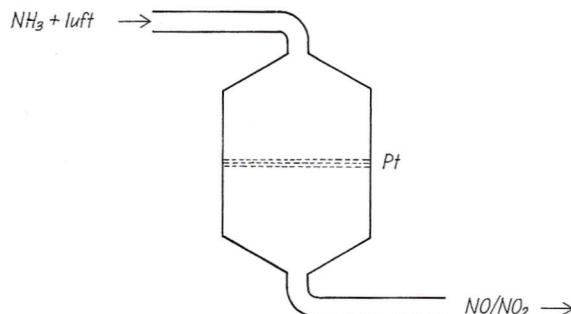
Industrielt laver man reaktionen ved at lede en blanding af ammoniak og luft ned gennem en kegleformet ammoniakforbrændingsovn (figur 105 og 106 på næste side). Midt i ovnen passerer gasstrømmen nogle fintmaskede net af platin. Reaktionen sker på platinoverfladen. Reaktionstemperaturen er ca. 900°C , og platinnettene er glødende. Varmeafgivelsen fra reaktionen kan udnyttes som fjernvarme.

Man anvender overskud af oxygen (luft) ved ammoniakfor-



Figur 104. Man kan demonstrere ammoniakforbrændingen ved at føre en glødende platintråd ned i en kolbe med lidt konc. ammoniakkondensat.

Figur 105. En ammoniak-forbrændingsovn.
Midt i ovnen passerer
gasstrømmen flere net af
platin, som hver har et
areal på ca. 10 m².



brændingen, og ved afkølingen efter forbrændingen oxideres NO gradvist videre til NO_2 :



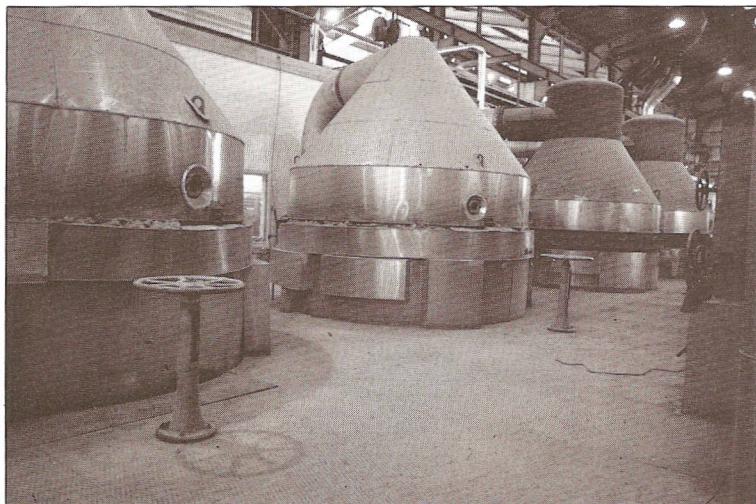
Fremstillingen af salpetersyre slutter med, at NO_2 bringes til at reagere med vand:



Hvis man sørger for, at der er oxygen til stede, kan det dannede NO omdannes til NO_2 , som så ved reaktion med vand kan danne mere salpetersyre osv. Tilbage bliver en meget lille rest af NO, som ledes ud gennem fabrikkens skorsten.

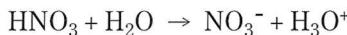
Vi importerer hele vores forbrug af ammoniak. Der er en dansk produktion af salpetersyre, nemlig på Kemira Danmarks anlæg i Fredericia. Den danske produktion af salpetersyre anvendes til fremstilling af kunstgødning, mens en betydelig del af ver-

Figur 106. Ammoniak-forbrændingsovne. De fortsætter ned gennem gulvet, så den nederste del af ovnene befinner sig på etagen nedenunder.

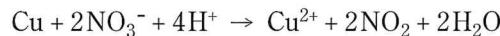
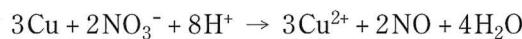


densproduktionen anvendes til fremstilling af sprængstoffer (trotyl, nitroglycerin, ammoniumnitrat m.m.).

Som bekendt er salpetersyre en stærk syre, der reagerer så godt som fuldstændigt med vand:



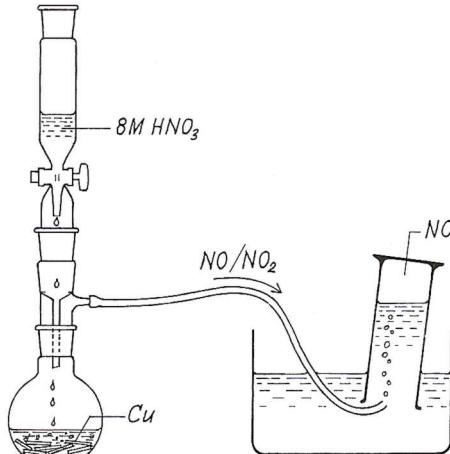
Nitrationen virker oxiderende i sur opløsning, og derfor kaldes salpetersyre en *oxiderende syre*. Eks. kan salpetersyre oxidere kobber. Nitrationen reduceres til NO eller NO_2 :



NO er en farveløs gas, som er tungtopløselig i vand, hvorimod NO_2 er en brun gas, som er letopløselig i vand. Som omtalt ved gennemgangen af salpetersyreproduktionen reagerer NO_2 med vand.

Figur 107 viser et demonstrationsforsøg. Ved forsøget opsamles NO i et stort cylinderglas. Hvis man derefter forsigtigt tilleder oxygen i småportioner og mellem tilledningerne bringer det dannede NO_2 i opløsning, kan man få cylinderglasset helt fyldt med vand igen. Derefter kan man måle opløsningens pH.

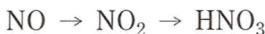
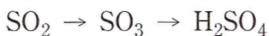
Figur 107. Man kan fremstille NO og NO_2 ved at tildryppe 8M HNO_3 til kobberspåner. NO opsamles i et cylinderglas (NO_2 oplöses i vandet).



Salpetersyrling har formlen HNO_2 . Det er en ustabil, svag syre, som kun eksisterer i fortyndet vandig opløsning. Salte af salpetersyrling indeholder nitritionen (NO_2^-). Som eksempel kan nævnes natriumnitrit (NaNO_2), der anvendes som tilsetningsstof til pålægsvarer, bacon m.m. Denne tilsetning af »nitrit« er meget omdiskuteret. Tilsætningen sker for at hæmme væksten af de bakterier, som forårsager botulisme (pølseforgiftning).

Emission af svovldioxid og nitrogenoxider

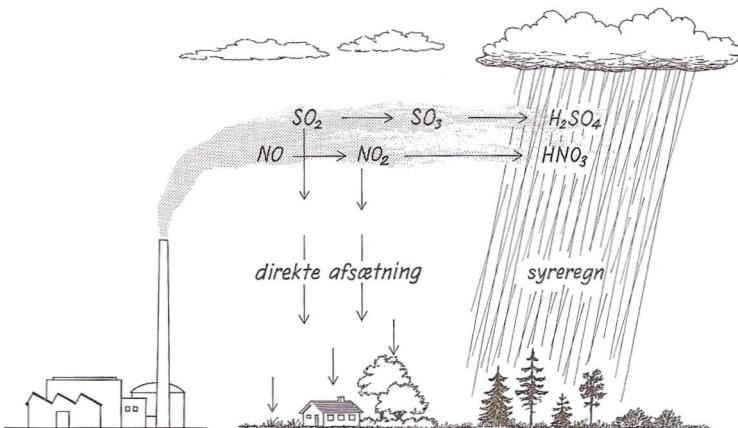
Vi skaffer os energi ved at forbrænde kul, olie, benzin, naturgas m.m. Ved forbrændingen dannes der en vis mængde SO_2 og NO samt lidt NO_2 . Disse stoffer sendes ud i atmosfæren, hvor der kan ske følgende omdannelser:



De kemiske forhold i atmosfæren er meget komplicerede. Vi vil imidlertid nøjes med at forestille os, at der er tale om simple reaktioner med oxygen og vand, jævnfør den industrielle produktion af svovlsyre og salpetersyre.

De to syrer vender tilbage til jordoverfladen opløst i regnvandet (»syreregn«), se figur 108. Som figuren viser, kan der også være tale om en direkte afsætning af oxider. I fugtigt vejr vil der være en tynd hinde af vand på faste genstandes overflade, og i dette tynde vandlag kan der opløses SO_2 og NO_2 .

Figur 108. Princippet i dannelsen af syreregn.
Syreregnen kan godt falde ned meget langt fra den skorsten, som har sendt SO_2 og NO ud i luften.

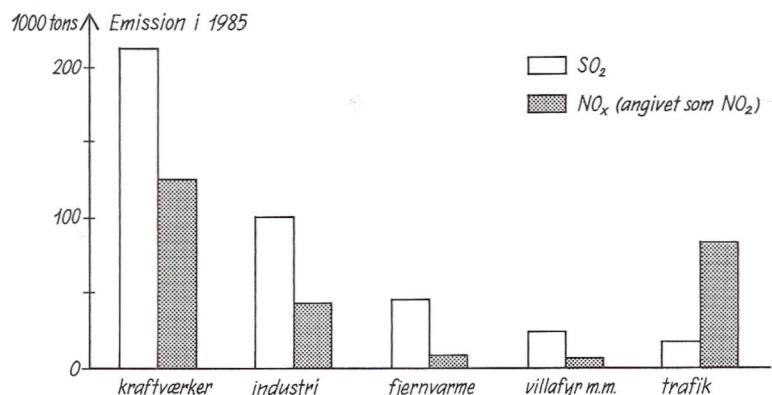


Efter udslippet fra skorstenen går der typisk nogle dage, inden stofferne vender tilbage til jordoverfladen. Det betyder, at luftforurenningen med svovldioxid og nitrogenoxider er et internationalt problem. Meget af den syreregn, som forsurer de svenske og norske sører, skyldes svovldioxid og nitrogenoxider fra England og Tyskland. En del stammer fra Danmark. Vi er nettoeksportør af denne form for luftforurenning.

Vi skal senere omtale forureningens skadefunktioner. På nuværende tidspunkt koncentrerer vi os om dannelsen af svovldioxid og nitrogenoxider.

Figur 109 viser *emissionen* (udslippet) af svovldioxid og nitro-

Figur 109. Emissionen af SO₂ og NO_x fra danske kilder i 1985. Siden den gang er kraftværkernes emission af SO₂ formindsket betydeligt.
Kilde: Forsuringsprojektet: Emissionsbegrænsning (Miljøstyrelsen).



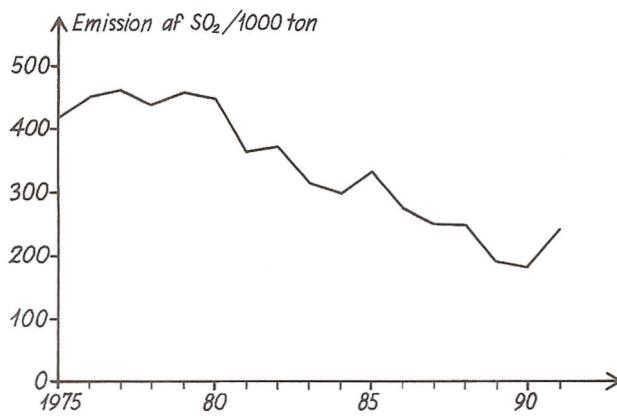
genoxider fra danske kilder. Da NO let omdannes til NO₂, omtales de to nitrogenoxider under et som NO_x. Ved mængdeangivelser tænker man sig, at alt NO er omdannet til NO₂.

Man ser på figuren, at kraftværkerne er den dominerende kilde. Desuden har trafikken væsentlig betydning for omfanget af NO_x-foreurenningen.

Det er værd at bemærke, at tallene på figur 109 stammer fra 1985, hvor man endnu ikke for alvor var begyndt at begrænse emissionen af SO₂ og NO_x. Siden da er især kraftværkernes emission af SO₂ begrænset meget væsentligt. Ifølge en lov fra 1989 skal kraftværkernes emission af både SO₂ og NO_x i år 2005 være mere end halveret i forhold til emissionen i 1980.

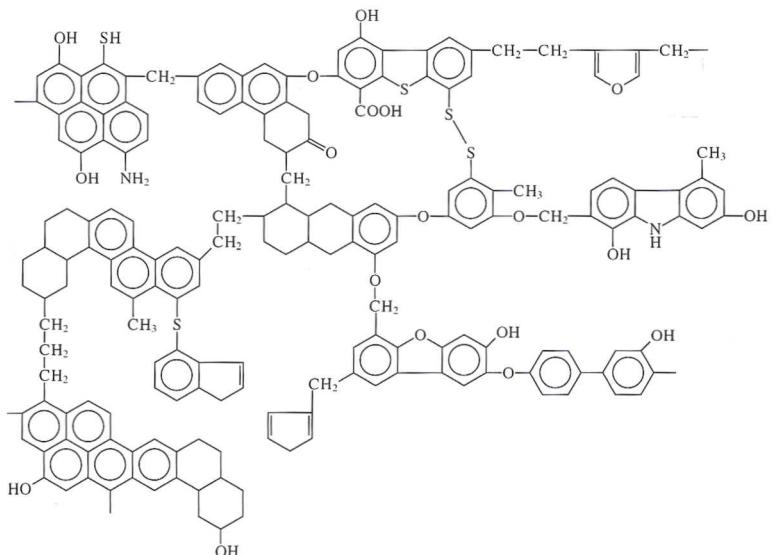
Figur 110 viser, at det i de senere år er lykkedes at formindskelsen af emissionen af SO₂ er blevet holdt op ved samtidig øgning af NO_x-emissionen.

Figur 110. Udviklingen i den danske emission af SO₂. Formindskelsen af emissionen i 1980erne skyldes især brug af brændsler med et mindre svovlindhold. Stigningen i 1991 skyldes en ekstraordinær eksport til Sverige.
Kilde: Miljøindikatorer 1993, Miljøministeriet.

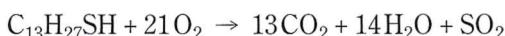


Kul, brændselsolier og dieselolie indeholder svovlforbindelser. Emissionen af SO₂ skyldes brugen af disse svovlholdige brænds-

Figur 111. Kul har ikke nogen helt veldefineret kemisk opbygning, men det viste formeludsnit menes at give et godt billede af kuls kemiske struktur.



ler. Der dannes SO_2 både ved forbrænding af organiske og uorganiske svovlforbindelser, f.eks.:



$\text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{SH}$ er et eksempel på en mulig svovlforbindelse i dieselolie og brændselsolie, mens FeS_2 (»pyrit«) findes i kul. Desuden indeholder kul organisk bundet svovl.

Da kul er det dominerende brændsel på kraftværkerne, vil vi se lidt nærmere på kuls opbygning. Kul må ikke forveksles med grundstoffet carbon (kulstof). Kul er en mørk, brændbar bjergart dannet ved sammentrykning af døde plantedele. Kul har ikke nogen veldefineret opbygning. Strukturen på figur 111 anses for at være typisk for den kemiske opbygning af kul. Bemærk indholdet af kemisk bundet svovl og nitrogen. Desuden indeholder kul uorganiske forbindelser, herunder som nævnt FeS_2 . Det skal også bemærkes, at der er et vist indhold af chlorforbindelser i kul.

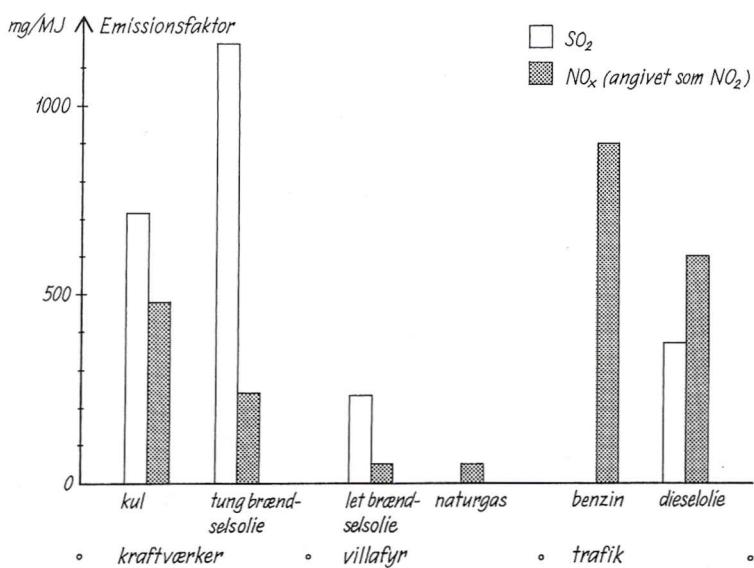
Figur 112 viser den såkaldte *emissionsfaktor* for forskellige brændsler. Emissionsfaktoren er forholdet mellem emissionen og den »producerede« energimængde. Den angives i milligram SO_2 eller NO_2 pr. megajoule produceret energi.

Emissionsfaktoren for SO_2 afhænger naturligvis af brænslets svovlindhold. Kul og tung brændselsolie har en meget større SO_2 -emissionsfaktor end let brændselsolie. Det er en følge af, at man tillader et meget større svovlindhold i kul og i tung brændselsolie end i let brændselsolie. Tung brændselsolie anvendes af kraft-

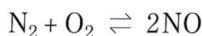
værker, fjernvarmeverker og andre større fyrsanlæg, mens let brændselsolie (»fyrsolie«) anvendes i oliefyr i villaer.

Kul og olie indeholder nitrogenforbindelser. Nitrogenindholdet udgør typisk 1% (masse%) for både kul og olie. Dette kemisk bundne nitrogen i brænslet kan ved forbrændingen blive til enten N_2 eller NO. I oxygenfattigt miljø (underskud af forbrændingsluft) dannes der overvejende N_2 , mens NO især dannes i oxygenrigt miljø. Den NO, som dannes ud fra brænslets indhold af nitrogenforbindelser, kaldes brænsels- NO_x .

Figur 112. Emissionsfaktorer for forskellige brænsler. Emissionen afhænger af brænslets indhold af svovl- og nitrogenforbindelser og af fyrsmåden (dannelsen af NO_x).
Kilde: Som figur 109.



Desuden dannes der NO ved en reaktion mellem forbrændingsluftens indhold af nitrogen og oxygen:



NO dannet på denne måde kaldes termisk- NO_x . Termisk- NO_x dannes ved alle forbrændinger, hvor temperaturen er over $1200^\circ C$. Kun lidt af luftens indhold af N_2 og O_2 omdannes til NO. Jo højere forbrændingstemperatur, desto mere N_2 og O_2 omdannes til NO.

På figur 112 bemærker man den store NO_x -emissionsfaktor for benzin. Den skyldes den høje forbrændingstemperatur i en benzinmotor. Da indholdet af nitrogenforbindelser i benzin er ubetydeligt, er der udelukkende tale om termisk- NO_x .

Opgave 138. Olie indeholder bl.a. nitrogenforbindelsen indol, der har molekylformlen C_8H_7N . Ved en forbrænding kan det kemisk bundne nitrogen som nævnt blive til N_2 eller NO.

- a) Skriv et afstemt reaktionsskema for en forbrænding af indol, hvor stoffet omdannes fuldstændigt til CO_2 , H_2O og N_2 .
- b) Skriv et afstemt reaktionsskema for en forbrænding af indol, hvor stoffet omdannes fuldstændigt til CO_2 , H_2O og NO .

Begrænsning af SO_2 -emissionen

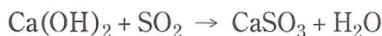
Som omtalt dannes SO_2 ved forbrænding af svovlholdige brændsler. Man har følgende muligheder for at formindske udslippet af SO_2 :

1. Man kan gå over til at bruge et brændsel, som fra naturens hånd har et lavere svovlindhold.
2. Man kan formindske brændslets svovlindhold *inden* forbrændingen (afsvovle brændslet).
3. Man kan rense røgen *efter* forbrændingen.

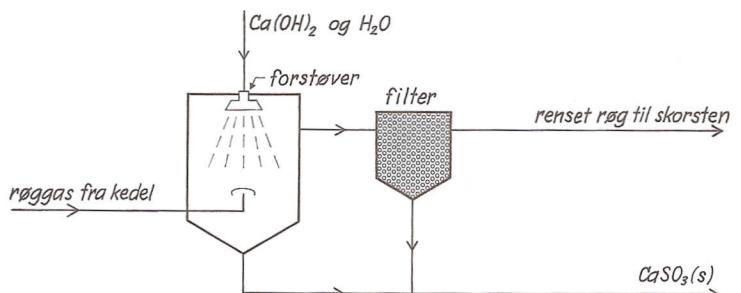
Vi ser først på kul som brændsel. Kul anvendes især på kraftværkerne. Man kan købe svovlfattige kul, f.eks. australske kul (punkt 1 ovenfor). Ved findeling af kul og vask med vand er det muligt at fjerne FeS_2 , så kullenes svovlindhold reduceres (punkt 2).

Ved kulfyring anses røgrensing (punkt 3) imidlertid for at være den bedste metode. I de senere år er en del danske kraftværksenheder forsynet med røgrensningsanlæg, som fjerner det meste af røgens indhold af SO_2 .

På nogle kraftværker anvender man den såkaldte *tør-proces*, hvor man binder røgens indhold af SO_2 ved følgende reaktion:



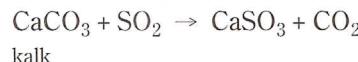
Røgen ledes gennem en forstøvet blanding af »læsket kalk« ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) og vand, se figur 113. Vandet fordamper, og det dannede calciumsulfit fås som et tørt produkt, som kaldes TASP (Tørt Af-Svovlings-Produkt). Indtil nu har man deponeret det



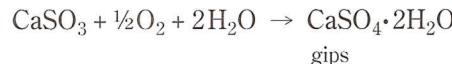
Figur 113. Skitse af et tør-absorptionsanlæg.

meste TASP, idet man ikke har fundet tilstrækkelige anvendelsesmuligheder. Man kan f.eks. deponere TASP i nedlagte grusgrave, hvorfra man kan genskabe landskabets oprindelige form.

På andre kraftværker anvendes en *våd-proces*, se figur 114. I et våd-anlæg tilsættes kalkpulver, luft og vand. Blandingen af kalk og vand pumpes rundt og sprøjtes ind, så den kommer i god kontakt med røggassen. Herved bindes svovldioxid. Vi kan skrive reaktionen således:

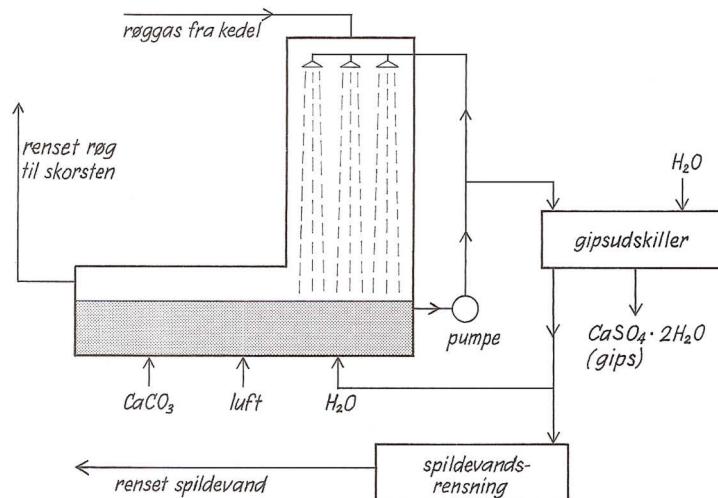


Ved at tilføre luft oxiderer man calciumsulfit til calciumsulfat, der udkrystalliserer med krystalvand som $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (gips):



Som figuren viser, udtager man hele tiden en del af blandingen og skiller gipsen fra. For at få en anvendelig gipskvalitet må man fjerne chloridioner fra gipsen ved at vaske den med vand.

Figur 114. Figuren viser principippet i et våd-absorptionsanlæg.



De mindste gipskrystaller skiller ikke fra. De ledes med vandet tilbage i selve rørgrensningsanlægget for at vokse sig større. Der udtages spildevand, som indeholder tungmetalioner, chloridioner, nitrationer m.m. Det gør man for at undgå, at disse ioner ophobes i systemet. Spildevandet rennes for tungmetalioner.

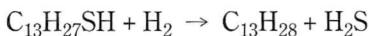
Gipsproduktionen bruges til fremstilling af gipsplader, der an-

vendes i byggeriet, f.eks. som skillevægge. Sammenlignet med tørprocessen har våd-processen altså den fordel, at den giver et anvendeligt produkt. Man skal imidlertid tænke på, at der er et begrænset behov for gips, så det er ikke fornuftigt udelukkende at satse på rørgrensningsanlæg, som producerer gips.

Senere (side 171) omtales den såkaldte SNOX-proces. I denne proces sker SO_2 -rensningen efter helt andre kemiske principper. SNOX-processen giver svovlsyre som restprodukt.

Et rørgrensningsanlæg må betragtes som en forholdsvis stor kemisk fabrik. Det er indtil videre helt urealistisk at montere rørgrensningsanlæg på villafyr og andre mindre fyringsanlæg. I mindre fyringsanlæg kan man reducere emmissionen af SO_2 ved at formindske brændselsforbruget, dvs. formindske energiforbruget, og ved at gå over til brændsler med et mindre svovlindhold.

Råolie fra Nordsøen har et lavt svovlindhold (ca. 0,2%), mens råolie fra Mellemøsten er mere svovlholdig (f.eks. 2%). Efter destillation af råolien (se side 101) er det især de »tunge« fraktioner, der indeholder svovlforbindelser. Man kan nedsætte svovlindholdet ved en *afsvovling*. Afssovlingen sker ved at behandle oliefraktionen med hydrogen ved højt tryk. Der dannes hydrogensulfid, f.eks.:



Derefter omdanner man hydrogensulfid til frit svovl ved en proces, som i principippet er en forbrænding med underskud af oxygen, så der dannes S og ikke SO_2 :



Naturgas indeholder svovl i form af hydrogensulfid. Den danske naturgas har et *meget* lavt svovlindhold (se side 100). Det er en relativt simpel sag at afsvovle naturgas, idet man blot skal fjerne H_2S fra gassen. H_2S kan derefter omdannes til frit svovl som beskrevet ovenfor. Indtil videre har det dog ikke været nødvendigt at afsvovle den danske naturgas. Overgangen til naturgas har haft betydning med hensyn til at formindske svovldioxid-emissionen fra villafyr og andre mindre fyringsanlæg.

Opgave 139. Som nævnt bruger man calciumhydroxit, når man afsfovler røggas ved tør-processen.

- Calciumhydroxit fremstilles af kalk (calciumcarbonat). Først laver man en »kalkbrænding«, dvs. man opeder kalk, hvorved stoffet spaltes til calciumoxid og carbondioxid. Skriv reaktionsskemaet for kalkbrændingen.

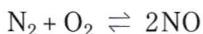
- b) Calciumoxid kaldes »brændt kalk«. Når calciumoxid blandes med vand, dannes calciumhydroxid (»læsket kalk«). Skriv reaktionsskemaet for denne reaktion.

Opgave 140. Blok 3 på Vestkraft i Esbjerg er et kraftvarmeværk, som producerer elektricitet med effekten 350 MW (megawatt) og fjernvarme med effekten 460 MW. Værket bruger 114 ton kul pr. time. Kullene antages at indeholde 1,2% svovl (masse%). Værket er forsynet med et røgrentningsanlæg, som producerer gips.

- Antag, at kullenes svovlhold omdannes fuldstændigt til SO_2 . Beregn massen af den mængde SO_2 , som dannes pr. sekund.
- 93,5% af røgens SO_2 -indhold omdannes til gips. Beregn massen af den mængde gips, som dannes pr. sekund.
- Antag, at værket kører på denne måde hele året rundt. Hvor meget gips dannes der på et år?

Begrænsning af NO_x -emissionen

Figur 109 side 163 viser, at kraftværkerne, industrien og trafikken er de væsentligste kilder til forurenningen med NO_x . Som nævnt dannes NO_x på to forskellige måder. Nitrogenholdige brændsler giver brændsels- NO_x , og desuden giver alle brændsler termisk- NO_x , som dannes ved reaktion mellem forbrændingsluftens indhold af N_2 og O_2 :



Ved udslippet fra skorstenen eller udstødningsrøret findes næsten alt NO_x i form af NO, idet kun nogle få procent er omdannet til NO_2 . Omdannelsen af NO til NO_2 sker først i atmosfæren.

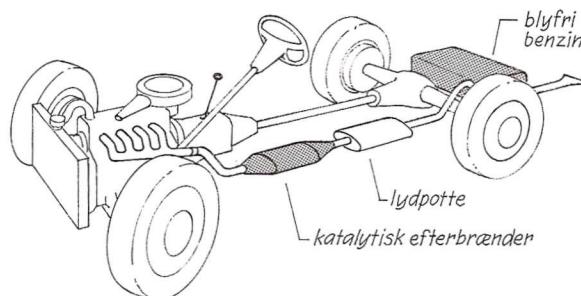
På figur 112 side 165 ser man, at benzin er det brændsel, som har den største emissionsfaktor for NO_x . Afbrændingen af benzin i en bilmotor giver forholdsvis meget termisk- NO_x , da forbrændingstemperaturen er meget høj.

Udstødningsgassen fra biler indeholder en række ubehagelige stoffer. Ud over NO_x drejer det sig om carbonmonoxid (CO) og om forskellige uforbrændte carbonhydrider. I solrigt klima kan stofferne i udstødningsgassen fremkalde en særdeles ubehagelig tågedannelse, som kaldes fotokemisk smog (Los Angeles-smog).

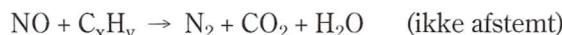
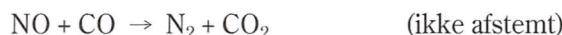
Hertil kommer, at nogle af carbonhydriderne i udstødningsgassen er kæftfremkaldende, og at carbonmonoxid er giftigt.

Man kan rense udstødningsgassen ved at anbringe en katalytisk

Figur 115. Tegningen viser placeringen af den katalytiske efterbrænder i udstødningssystemet.



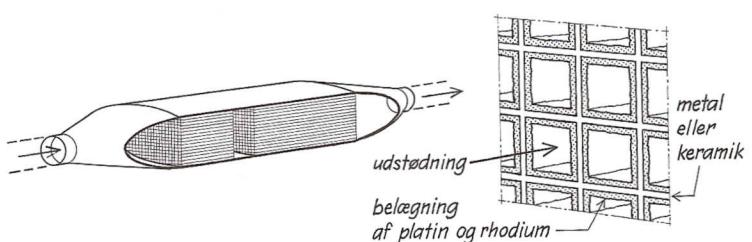
efterbrænder (en »katalysator«) i udstødningssystemet, se figur 115. I efterbrænderen reduceres NO_x (dvs. NO) til N_2 , samtidig med at udstødningsgassens indhold af carbonmonoxid og carbonhydriter oxideres:



Bemærk, at disse reaktionsskemaer ikke er afstemt, og at formlen for de forskellige carbonhydriter i udstødningsgassen blot skrives C_xH_y . Den katalytiske efterbrænder kan på samme tid fjerne tre forureningskomponenter (NO, CO og C_xH_y) fra udstødningsgassen. I stedet dannes N_2 , CO_2 og H_2O , dvs. stoffer, som i forvejen findes i atmosfærisk luft.

Katalysatorerne i efterbrænderen er platin og rhodium (et platin-lignende metal). Udstødningsgassen passerer gennem nogle tynne kanaler, som er belagt med de to metaller, se figur 116. Katalysatorerne kan ikke tåle blyforbindelser, så biler med »katalysator« skal køre på blyfri benzin.

Figur 116. I en katalytisk efterbrænder er der flere tusind kanaler belagt med platin og rhodium. Et katalysatorlegeme med massen 1 kg indeholder kun 1,5 g platin og 0,3 g rhodium. Kanalernes samlede overfladeareal er som to fodboldbaner.



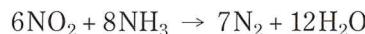
Bilernes bidrag til NO_x -forureningen skulle blive mindre i takt med, at gamle biler ophugges og erstattes af nye med »katalysator«. Som figur 109 side 163 viser, er det også vigtigt at begrænse emissionen af NO_x fra kraftværkerne. Her har man to muligheder:

1. Lav- NO_x -fyring.
2. Rensning af røgen.

Ved lav- NO_x -fyring styrer man lufttilførslen, så man får en stor, men ret »kold« flamme. Forbrændingsluften tilføres i flere trin. Den indledende forbrænding sker i oxygenfattigt miljø, og som tidligere omtalt fremmer det omdannelsen af det kemisk bundne nitrogen i brænslets til N_2 i stedet for NO. Dertil kommer, at den »kolde« flamme skulle formindske dannelsen af termisk- NO_x . Lav- NO_x -fyring kan reducere emissionen af NO_x med 20-50%.

Lav- NO_x -fyring anvendes på en del danske kraftværksenheder, og desuden skal nogle kraftværksenheder forsynes med NO_x -røgrensning. Man tilstræber en halvering af kraftværkernes NO_x -emission i løbet af 90erne.

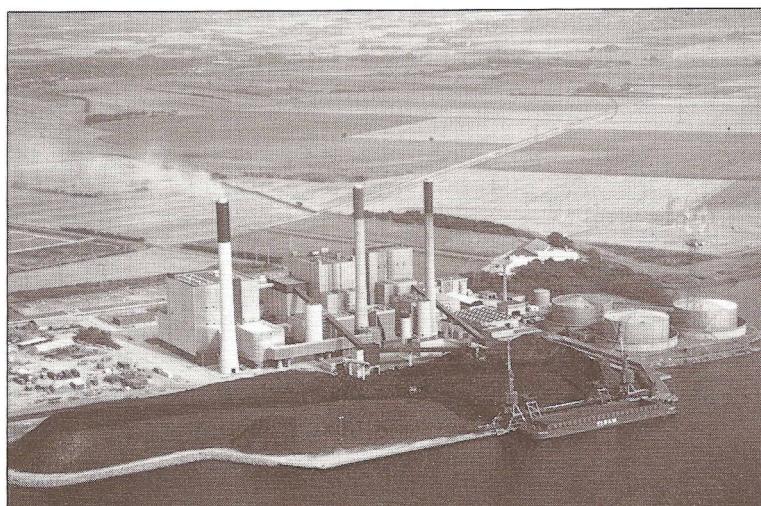
Røgrentsningen består i en omdannelse af nitrogenoxiderne til frit nitrogen ved reaktion med ammoniak:



Man tilsætter ammoniak til røggassen og får reaktionerne til at forløbe ved knap 400°C med brug af en katalysator.

Figur 117. Vendsyssel-værket er indtil videre det eneste danske kraftværk med SNOX-anlæg. Anlægget blev indviet i 1991.

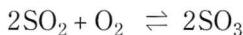
På billedet ser man tre store bygninger med hver sin skorsten foran. SNOX-anlægget udfylder hele den venstre bygning. Røgen fra værkets blok 2 (bygningen i midten) rennes i SNOX-anlægget, hvorved der årligt produceres 25 000 ton svovlsyre. Blok 2 producerer el med effekten 295 MW. I forgrunden ses kullageret.



Den såkaldte SNOX-proces er en elegant røgrentsningsmetode, hvor man både renser røgen for SO_2 og NO_x , se figur 117. Et diagram over processen findes på figur 118 (næste side).

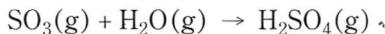
Ved SNOX-processen renseres røgen først for NO_x . Det sker ved at lade NO_x reagere med NH_3 ved knap 400°C som beskrevet ovenfor. Herved dannes det uskadelige stof N_2 .

Derefter ledes røgen forbi en katalysator (V_2O_5), som omdanner SO_2 til SO_3 ved lidt over 400°C :



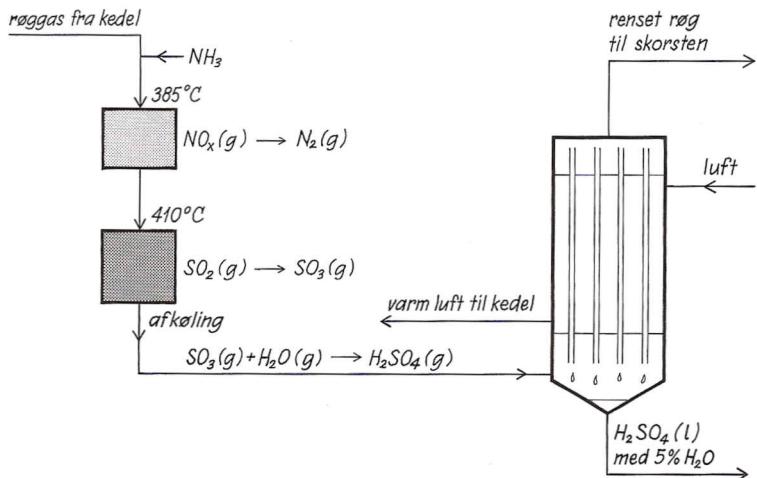
Vi har tidligere omtalt denne proces ved gennemgangen af svovlsyreproduktionen på side 157.

Når gasstrømmen derefter afkøles, reagerer SO_3 med røgens indhold af vanddamp:



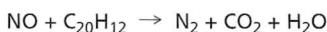
Der dannes gasformig svovlsyre. Svovlsyren fortættes ved afkøling af røgen i glasrør. Der anvendes glas for at undgå problemer med tæring. På Vendsysselværket er der 52000 glasrør, som hver er 7 meter lange. Slutproduktet er 95% svovlsyre, der er så ren, at den umiddelbart kan erstatte fabriksfremstillet svovlsyre, f.eks. til fremstilling af kunstgødning.

Figur 118. Principskitse af et SNOX-anlæg. Skissen viser ikke alle de foranstaltninger, som er taget for at gøre anlæget så energiøkonomisk som muligt.



Ved SNOX-processen fjernes ca. 95% af røgens indhold af SO_2 og NO_x . Der skal kun tilsettes ammoniak, og det eneste restprodukt er svovlsyre, som kan sælges. Med et SNOX-anlæg er det faktisk en fordel at bruge kul med et højt svovlindhold. SNOX-processen er udviklet af det danske firma Haldor Topsøe A/S.

Opgave 141. Afstem følgende reaktioner, der foregår i den katalytiske efterbrænder på en bil:



($\text{C}_{20}\text{H}_{12}$ kunne være benzopyren, se side 98).

Opgave 142. Vi betragter et kraftværk, som producerer elektricitet med effekten 350MW. Værket bruger årligt 700000 ton kul, som antages at have et svovlindhold på 1,6% (masse%). Vi tænker os, at værket er forsynet med et SNOX-anlæg, som kan omdanne 93% af kullenes svovlindhold til H_2SO_4 .

- Beregn massen af den H_2SO_4 , som produceres årligt (angives som massen af 100% H_2SO_4).
- Sfovlsyren produceres som 95masse% svovlsyre (densitet 1,83g/mL). Hvor stort et volumen af denne koncentrerede svovlsyre produceres der årligt?
- Hvor stort et volumen af svovlsyren produceres der i gennemsnit pr. time?

Forsuringsskader

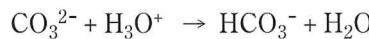
Som nævnt afgiver forbraændingsanlæg SO_2 og NO_x til luften. Efter nogen opholdstid i luften vender stofferne tilbage til jordoverfladen. Som vist på figur 108 side 162 kan det ske som svovlsyre og salpetersyre opløst i regnvand. Eller det kan ske ved direkte afsætning af SO_2 og NO_2 , som i fugtigt vejr opløses i en hinde af vand på faste genstandes overflade.

Emissionen af svovl- og nitrogenoxider forårsager en række skadefunktioner på materialer og på naturen. Man peger hyppigt på følgende skadefunktioner:

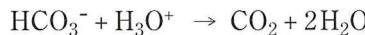
1. Forsuring af sører
2. Skovdød og andre planteskader
3. Skader på bygningsværker, statuer m.m.
4. Forøget korrosion af metaller

Ekspertene er enige om, at den sure nedbør (»syreregnet«) er skyld i forsuringen af svenske og norske sører. I en uforeurenset sør ligger pH normalt mellem 6 og 8, mens pH konstant er under 5 i en stærkt forsuredt sør.

Flere tusinde norske og svenske sører er ramt af forsuring. Bortset fra nogle sører i Midt- og Vestjylland er skaderne på danske sører meget begrænsede. Det hænger sammen med, at den danske jord er rig på kalk ($CaCO_3$). Kalk kan neutralisere syrevirkningen, fordi carbonationen er en base:

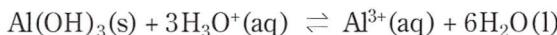


Den dannede hydrogencarbonation er også en base:



Kalken bevirker, at pH-værdien holder sig over 6. Hvis kalk-

frigørelsen fra jorden ikke kan holde trit med syretilførslen, vil pH-værdien falde. Når pH-værdien kommer ned under 5, vil der ske en frigørelse af aluminiumioner. Det kan vi (noget forenklet) gengive med følgende reaktionsskema:

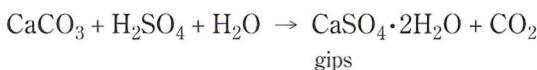


Vandet strømmer fra jorden via vandløb ud i sørerne. Man mener, at det er tilførslen af Al^{3+} , som dræber plante- og dyrelivet i sørerne. Så længe søens pH-værdi ligger nær neutralpunktet, er Al^{3+} bundet som aluminiumhydroxid, men hvis pH-værdien falder til værdier under 5, frigøres der Al^{3+} . Resultatet bliver, at kun nogle få planter og dyrearter kan overleve. Søen »dør«. I Sverige prøver man at redde sørerne ved at tilføre kalk, se figur 119.

Eksperterne er uenige om årsagerne til skovdøden, men det er en udbredt opfattelse, at luftforureningen med svovl- og nitrogenoxider spiller en rolle. Syreregnen kan direkte skade bladene. Man skal tænke på, at syrekoncentrationen i vandet på bladoverfladen øges, når det atter bliver tørvejr og vandet fordamper.

Endvidere kan den sure nedbør bevirkе, at en række ioner, f.eks. Ca^{2+} og Mg^{2+} , udvaskes fra jorden. Disse ioner er nødvendige for planterne, og derfor vil udvaskningen skade planternes vækst og sundhed. Måske skader den sure nedbør også planterne ved at frigøre Al^{3+} , der virkes som gift for træernes rodhår.

Bygningsværker og statuer vil altid forvitre under indvirkning af »vind og vej«, men i ren luft sker denne forvitring meget langsomt. Hvis overfladen er porøs og består af et syrefølsomt materiale, kan luftforureningen imidlertid forårsage en relativ hurtig nedbrydning. Især angribes de kulturminder (bygningsværker, statuer m.m.), som består af porøs, kalkbunden sandsten. Nedbrydningen skyldes en kemisk reaktion mellem kalk og svovlsyre:



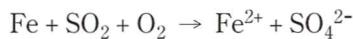
Der dannes gips, som fylder mere end den forbrugte mængde calciumcarbonat. Gipsen har derfor tendens til at falde af i flager, hvorved en frisk overflade blotlægges, så angrebet kan fortsætte.

Man mener, at svovlsyren dannes på stedet. Første trin skulle være, at svovldioxid opløses i en hinde af vand på materialets overflade. Ved reaktion med oxygen og vand omdannes svovldioxiden derefter til svovlsyre.

Luftforureningen bevirket en forøget korrosion af metaller. Feks. kan syreregnen efterhånden nedbryde en zinktagrende:



Jern er langt det vigtigste brugsmetal. Forureningen fremmer også korrosionen af jern. Man mener her, at korrosionen primært skyldes angreb af svovldioxid:



Svovldioxid oploses i en hinde af vand på metaloverfladen, hvorefter reaktionen sker.

Til sidst skal det lige nævnes, at både SO_2 og NO_2 er sundhedsskadelige for mennesker.



Figur 119. Kalkning af en svensk sø for at modvirke forsuringen.

Register

- absolut nulpunkt 58
- absolut temperatur 58
- acetation 122
- acetone 43
- actinoider 21
- additionsreaktion 90, 91, 94
- afløbsrens 41
- afstemning af reaktionsskemaer 10-11, 40, 139, 142-145
- afsvørling 102, 166, 168
- aktuelt koncentration 115
- alifatisk 92
- alkalimetaller 20
- alkaner 80-87, 98, 100
- alkener 87-91
- alkoholer 104-106
- alkoholgæring 105
- alkylgruppe 81
- alkyner 92
- ammoniak 10, 64, 70, 115, 116, 124, 146, 155, 159, 160, 171
- ammoniakvand 124
- ammoniumion 32
- anion 36
- aren 96
- aromatisk 96
- atmosfærisk luft 109, 155
- atom 9, 12-17, 22, 61-63
- atomgitter 72
- atomkerne 13, 14
- atommasse 16-17
- atomnummer 14
- autoprotolyse 126
- Avogadro, A. 50
- Avogadro konstanten 50
- base 120, 121, 124-126
- basisk 127
- benzen 95-97, 103, 147, 150, 151
- benzin 86, 101-103, 165, 169, 170
- benzopyren 98
- biogas 86
- blanding 108
- Bohr, N. 22, 23, 62
- brint, se hydrogen
- brom 20, 36, 86, 87, 90, 92, 95, 97
- bromering 97
- bromvand 90
- braændsels-NO_x 165
- Brønsted, J. N. 121
- buckminsterfulleren 74
- buckyball 74
- bundfald 39
- burette 112
- carbon 17, 72-75, 76, 77, 79
- carbonation 32, 173
- carbondioxid 61, 66, 85, 155
- carbonhydrider 79, 80, 85, 87, 92, 96, 100
- carboxylsyrer 106, 107, 123
- chlor 20, 27, 28, 64, 87, 90
- cis- 88
- cracking 89, 103, 104
- cyclisk 92
- cycloalkaner 93, 94
- cycloalkener 94
- Dalton, J. 9, 10
- dekomponere 35
- delokaliseret 96
- densitet 43-45
- deuterium 16
- diamant 72, 73, 74
- diprot syre 123
- dobbeltbinding 66, 79, 87, 88, 90, 94
- eddikesyre 106, 107, 122, 133
- elektrolyse 36
- elektron 13, 14, 15, 22-25, 27, 62, 63, 135, 142, 143
- elektronegativitet 67-69
- elektronprikformel 63, 77
- elektronsky 62
- elektronstruktur 23, 24
- elektronsystem 15, 22, 61
- elementarladning 14
- elementarpartikel 14
- eliminationsreaktion 89
- endoterm 40, 42, 69
- ethan 77, 80
- ethanol 85, 89, 104-106, 109
- ethansyre 106
- ethen 79, 87, 88, 89, 90, 91
- ethyn 79, 92
- exoterm 40, 41, 123, 159
- fareklasse 148, 149, 150, 151
- faresymboler 149
- fase 108
- forbrænding 11, 85, 86, 102, 134, 159, 162, 164, 165, 171
- formel koncentration 115
- formelenhed 29, 46, 48
- formelmasse 46
- forsuring 173, 174
- fortynding 112, 113
- fysiske egenskaber 84
- fældningsreaktion 38-40
- fældningstitrering 119

- gaskonstant 58
 gasser 56-59, 109
 gips 167, 168, 174
 grafit 72, 73, 74, 98
 grundelementer 144
 grundstof 9, 15, 18-22, 25, 26
 grundvand 154
 grænseværdi 146-147

 halogener 20, 80
 heptan 81, 85, 86, 102, 108, 115, 121, 148
 heterogen 108
 hexan 80, 81, 85, 148
 homogen 108
 hovedgruppe 19, 20, 24
 hydrogen 9, 14, 16, 19, 23, 26, 62, 63, 67, 70, 79, 90, 137, 159, 168
 hydrogengchlorid 61, 67, 69, 120, 123, 146, 147
 hydrogensulfid 61, 100, 157, 168
 hydroxidion 32,

 ideal gas 59
 idealgasloven 58, 59
 ikke-metal 25, 30, 69, 135
 ilt, se oxygen
 inddampning 37
 indikator 117, 118, 129, 132, 133
 iod 20, 70, 72, 113, 114, 115
 ionbinding 28, 35, 68, 69
 ioner 27, 29, 30, 31, 32, 36, 38, 140
 ionforbindelse 29, 69
 iongitter 28, 34, 35, 36, 69
 isomeri 81, 88
 isotoper 14, 15, 16
 jern 138, 139

 kalium 18, 45
 kalk 33, 122, 125, 167, 173, 174
 katalysator 157, 159, 170, 171
 katalytisk efterbrænder 170
 kation 36
 katodestråler 12, 13
 kemikalieaffald 152-153
 kemisk forbindelse 9, 25
 kemisk ligevægt 116
 kemisk reaktion 10, 21, 84
 kemiske egenskaber 84
 klor, se chlor
 kobber 31, 44, 45, 135, 136, 161
 koefficienter 11, 40, 52
 kolorimetrisk titrering 119, 132
 Kommunekemi 152-153
 koncentration 110-113, 115-116
 koordinationstal 28
 korrosion 138-139, 173, 174
 kovalent binding 61, 63-66, 67, 69, 72, 77
 krystalvand 33, 34
 kul 61, 162, 163, 164, 165, 166
 kulbrinter 79
 kuldioxid 61
 kulstof, se carbon
 kulsyre 155
 kvælstof, se nitrogen

 lanthanoider 21
 lav- NO_x -fyring 170, 171
 ledigt elektronpar 64, 121, 122
 letmetal 45
 ligevægt 114, 116, 122
 loftværdi 146, 147

 magnesium 18, 134, 135, 139
 massefylde 43
 masseprocent 108

 massetal 15
 Mendelejev, D. 18, 19
 metal 25, 30, 44, 69, 135, 136, 137, 138, 139, 173, 174
 metalgitter 44
 methan 11, 64, 77, 80, 86, 87, 98, 100
 methanol 104, 105
 mol 47, 48, 49
 molar masse 49, 50
 molekyle 10, 29, 56-57, 70-72, 74
 molekylformel 77
 molekylgitter 70
 molekylmasse 46
 mængdeberegninger 52-54
 mærkning 148-151
 mættet opløsning 114, 115
 målekolbe 111, 113

 naphthalen 97
 natrium 18, 27, 28, 45, 137
 natriumchlorid 27-29, 34, 35, 36, 37, 68, 69, 120
 natriumhydroxid 40, 41, 124, 148
 naturgas 86, 98-100, 168
 navngivning 30, 32, 61, 81-83
 neutral 127, 128
 neutralisere 125, 155
 neutron 14
 nitration 32, 161
 nitrering 97
 nitrition 32, 161
 nitrogen 25, 66, 109, 158, 159, 165
 nitrogenoxider 155, 162-165, 169-172, 173
 nitrogruppe 97
 nukleon 15

 oktantal 102, 103

- oktetregel 25, 27, 63, 64, 66
 olie 86, 100-104
 olieraaffinaderi 101, 102, 104
 oploselighed 114, 115
 opløsning 108
 organisk kemi 76
 oxidation 134-135, 136, 143
 oxidationstal 139-142, 143, 144
 oxoniumion 120
 oxygen 9, 10, 11, 25, 26, 44,
 56, 68, 70, 79, 85, 109, 134,
 138, 159, 160, 161, 165

 PAH 98
 periode 19
 periodisk system 18-21, 23, 25
 petrokemisk industri 104
 pH 126-130
 pH-meter 130
 phosphation 32
 pipette 112, 113
 plastic 91
 polyethen 91
 polymerisation 91
 polær binding 67, 68, 69
 ppb 109
 ppm 109
 praktisk udbytte 54
 procent 108
 produkt 11
 proton 14, 15, 121

 radioaktiv 16
 reaktant 11
 reaktionsprodukt 11
 redoxreaktion 135, 139,
 142-144
 redoxtitrering 145
 reduktion 134, 135, 142, 143
 reforming 102
 ringspænding 94
 R-sætninger 148, 151, 182

 rumlig opbygning 64, 65
 Rutherford, E. 13, 14
 røgrensnings 166-168, 171-172

 salmiakspiritus 124
 salpetersyre 123, 155, 159,
 160, 161, 162, 173
 salpetersyrling 161
 salte 29, 30-38, 40, 122
 saltsyre 120, 123
 sammensat ion 32
 skal 15, 22, 23, 24
 SNOX 168, 171-172
 spændingsrækken 135-137
 S-sætninger 148, 151, 183
 stofmængde 47-50
 stofmængdekoncentration
 110
 stregformel 64, 65, 77
 strukturformel 77
 stærk syre 122, 123
 sublimation 72
 substitutionsreaktion 86, 87,
 97
 sulfation 32, 157
 sulfidion 31
 sulfition 32, 158
 sur 127, 128, 155
 svag syre 122
 svovl 25, 70, 71, 156, 157, 168
 svovldioxid 155, 157, 158,
 162-164, 166-167, 171, 173,
 175
 svovlsyre 123, 124, 151, 155,
 157, 162, 168, 172, 173, 174
 svovlsyrling 158
 syntese 77
 syre 120, 121, 122-124
 syre-baseindikator 129
 syre-basereaktion 121, 126
 syre-basetitrering 131-133
 syrerregn 155, 162, 173, 174

 Sørensen, S. P. L. 127

 TASP 166, 167
 temperatur 58
 teoretisk udbytte 54
 termisk- NO_x 165, 169, 171
 tetraeder 64
 Thomson, J. J. 13
 tilstandsform 34, 70, 72
 titreralanalyse 117-119
 titrerkurve 132
trans- 88
 tripelbinding 66, 79, 159
 tritium 16
 trivialnavn 34
 tryk 57
 tungmetal 45
 tør-proces 166

 udbytte 54
 udgangsstof 11
 umættet opløsning 114
 umættet stof 91, 92
 undergruppe 20, 24, 31, 45
 universalindikatorpapir 129

 vand 9, 10, 64, 68, 85, 90, 106,
 109, 113, 114, 120, 121, 122,
 123, 124, 126, 127, 154-155
 volumenprocent 109
 vægtprocent 108
 Wöhler, F. 76
 våd-proces 167

 zink 135, 136, 138, 139

 ædelgasreglen 25, 63
 ædle gasser 20, 22, 24, 25
 ædle metaller 25, 136, 137
 ækvivalenspunkt 118, 132,
 133, 145
 ækvivalente mængder 52

Tabeller

Fortegnelse over grundstofferne

Z	Symbol	Grundstof	Atommasse i u	Elektronstruktur						
				1.	2.	3.	4.	5.	6.	7. skal
1	H	Hydrogen	1,00794	1						
2	He	Helium	4,002602	2						
3	Li	Lithium	6,941	2	1					
4	Be	Beryllium	9,012182	2	2					
5	B	Bor	10,811	2	3					
6	C	Carbon	12,011	2	4					
7	N	Nitrogen	14,00674	2	5					
8	O	Oxygen	15,9994	2	6					
9	F	Fluor	18,9984032	2	7					
10	Ne	Neon	20,1797	2	8					
11	Na	Natrium	22,989768	2	8	1				
12	Mg	Magnesium	24,3050	2	8	2				
13	Al	Aluminium	26,981539	2	8	3				
14	Si	Silicium	28,0855	2	8	4				
15	P	Phosphor	30,973762	2	8	5				
16	S	Svovl	32,066	2	8	6				
17	Cl	Chlor	35,4527	2	8	7				
18	Ar	Argon	39,948	2	8	8				
19	K	Kalium	39,0983	2	8	8	1			
20	Ca	Calcium	40,078	2	8	8	2			
21	Sc	Scandium	44,955910	2	8	9	2			
22	Ti	Titan	47,88	2	8	10	2			
23	V	Vanadium	50,9415	2	8	11	2			
24	Cr	Chrom	51,9961	2	8	13	1			
25	Mn	Mangan	54,93805	2	8	13	2			
26	Fe	Jern	55,847	2	8	14	2			
27	Co	Cobalt	58,93320	2	8	15	2			
28	Ni	Nikkel	58,69	2	8	16	2			
29	Cu	Kobber	63,546	2	8	18	1			
30	Zn	Zink	65,39	2	8	18	2			
31	Ga	Gallium	69,723	2	8	18	3			

Z	Symbol	Grundstof	Atommasse i u	Elektronstruktur						
				1.	2.	3.	4.	5.	6.	7. skal
32	Ge	Germanium	72,61	2	8	18	4			
33	As	Arsen	74,92159	2	8	18	5			
34	Se	Selen	78,96	2	8	18	6			
35	Br	Brom	79,904	2	8	18	7			
36	Kr	Krypton	83,80	2	8	18	8			
37	Rb	Rubidium	85,4678	2	8	18	8	1		
38	Sr	Strontium	87,62	2	8	18	8	2		
39	Y	Yttrium	88,90585	2	8	18	9	2		
40	Zr	Zirkonium	91,224	2	8	18	10	2		
41	Nb	Niobium	92,90638	2	8	18	12	1		
42	Mo	Molybdæn	95,94	2	8	18	13	1		
43	Tc	Technetium	(98)	2	8	18	13	2		
44	Ru	Ruthenium	101,07	2	8	18	15	1		
45	Rh	Rhodium	102,90550	2	8	18	16	1		
46	Pd	Palladium	106,42	2	8	18	18	0		
47	Ag	Sølv	107,8682	2	8	18	18	1		
48	Cd	Cadmium	112,411	2	8	18	18	2		
49	In	Indium	114,82	2	8	18	18	3		
50	Sn	Tin	118,710	2	8	18	18	4		
51	Sb	Antimon	121,75	2	8	18	18	5		
52	Te	Tellur	127,60	2	8	18	18	6		
53	I	Iod	126,90447	2	8	18	18	7		
54	Xe	Xenon	131,29	2	8	18	18	8		
55	Cs	Cæsium	132,90543	2	8	18	18	8	1	
56	Ba	Barium	137,327	2	8	18	18	8	2	
57	La	Lanthan	138,9055	2	8	18	18	9	2	
58	Ce	Cerium	140,115	2	8	18	20	8	2	
59	Pr	Praseodym	140,90765	2	8	18	21	8	2	
60	Nd	Neodym	144,24	2	8	18	22	8	2	
61	Pm	Promethium	(145)	2	8	18	23	8	2	
62	Sm	Samarium	150,36	2	8	18	24	8	2	
63	Eu	Europium	151,965	2	8	18	25	8	2	
64	Gd	Gadolinium	157,25	2	8	18	25	9	2	
65	Tb	Terbium	158,92534	2	8	18	27	8	2	
66	Dy	Dysprosium	162,50	2	8	18	28	8	2	
67	Ho	Holmium	164,93032	2	8	18	29	8	2	
68	Er	Erbium	167,26	2	8	18	30	8	2	
69	Tm	Thulium	168,93421	2	8	18	31	8	2	

Z	Symbol	Grundstof	Atommasse i u	Elektronstruktur						
				1.	2.	3.	4.	5.	6.	7. skal
70	Yb	Ytterbium	173,04	2	8	18	32	8	2	
71	Lu	Lutetium	174,967	2	8	18	32	9	2	
72	Hf	Hafnium	178,49	2	8	18	32	10	2	
73	Ta	Tantal	180,9479	2	8	18	32	11	2	
74	W	Wolfram	183,85	2	8	18	32	12	2	
75	Re	Rhenium	186,207	2	8	18	32	13	2	
76	Os	Osmium	190,2	2	8	18	32	14	2	
77	Ir	Iridium	192,22	2	8	18	32	15	2	
78	Pt	Platin	195,08	2	8	18	32	17	1	
79	Au	Guld	196,96654	2	8	18	32	18	1	
80	Hg	Kviksølv	200,59	2	8	18	32	18	2	
81	Tl	Thallium	204,3833	2	8	18	32	18	3	
82	Pb	Bly	207,2	2	8	18	32	18	4	
83	Bi	Bismuth	208,98037	2	8	18	32	18	5	
84	Po	Polonium	(209)	2	8	18	32	18	6	
85	At	Astat	(210)	2	8	18	32	18	7	
86	Rn	Radon	(222)	2	8	18	32	18	8	
87	Fr	Francium	(223)	2	8	18	32	18	8	1
88	Ra	Radium	(226)	2	8	18	32	18	8	2
89	Ac	Actinium	(227)	2	8	18	32	18	9	2
90	Th	Thorium	232,0381	2	8	18	32	18	10	2
91	Pa	Protactinium	231,03588	2	8	18	32	20	9	2
92	U	Uran	238,0289	2	8	18	32	21	9	2
93	Np	Neptunium	(237)	2	8	18	32	22	9	2
94	Pu	Plutonium	(244)	2	8	18	32	24	8	2
95	Am	Americium	(243)	2	8	18	32	25	8	2
96	Cm	Curium	(247)	2	8	18	32	25	9	2
97	Bk	Berkelium	(247)	2	8	18	32	27	8	2
98	Cf	Californium	(251)	2	8	18	32	28	8	2
99	Es	Einsteinium	(252)	2	8	18	32	29	8	2
100	Fm	Fermium	(257)	2	8	18	32	30	8	2
101	Md	Mendelevium	(258)	2	8	18	32	31	8	2
102	No	Nobelium	(259)	2	8	18	32	32	8	2
103	Lr	Lawrencium	(260)	2	8	18	32	32	9	2

Internationalt har man anerkendt fremstilling af grundstofferne til og med nr. 109.

Der er nogle grundstoffer, hvor alle kendte isotoper er radioaktive. Det gælder nr. 43 og nr. 61 samt fra nr. 84 og videre op. For de fleste af disse grundstoffer er der under atommasse anført massetallet for den længstlevende isotop. Disse massetal står i parentes.

R-sætninger

R1	Eksplosiv i tør tilstand	R29	Udvikler giftig gas ved kontakt med vand
R2	Eksplotionsfarlig ved stød, gnidning, ild eller andre antændelseskilder	R30	Kan blive meget brandfarlig under brug
R3	Meget eksplotionsfarlig ved stød, gnidning, ild eller andre antændelseskilder	R31	Udvikler giftig gas ved kontakt med syre
R4	Danner meget følsomme eksplasive metalforbindelser	R32	Udvikler meget giftig gas ved kontakt med syre
R5	Eksplotionsfarlig ved opvarmning	R33	Kan ophobes i kroppen ved gentagen brug
R6	Eksplosiv ved og uden kontakt med luft	R34	Ætsningsfare
R7	Kan forårsage brand	R35	Alvorlig ætsningsfare
R8	Brandfarlig ved kontakt med brandbare stoffer	R36	Irriterer øjnene
R9	Eksplotionsfarlig ved blanding med brandbare stoffer	R37	Irriterer åndedrætsorganerne
R10	Brandfarlig	R38	Irriterer huden
R11	Meget brandfarlig	R39	Fare for varig skade på helbred
R12	Yderst brandfarlig	R40	Mulighed for varig skade på helbred
R13	Yderst brandfarlig flydende gas	R41	Risiko for alvorlig øjenskade
R14	Reagerer voldsomt med vand	R42	Kan give allergi ved indånding
R15	Reagerer med vand under dannelse af meget brandfarlige gasser	R43	Kan give allergi ved kontakt med huden
R16	Eksplotionsfarlig ved blanding med oxiderende stoffer	R44	Eksplotionsfarlig ved opvarmning under indeslutning
R17	Selvantændelig i luft	R45	Kan fremkalde kræft
R18	Ved brug kan brandbare dampe/eksplasive damp-luftblandinger dannes	R46	Kan forårsage arvelige genetiske skader
R19	Kan danne eksplasive peroxider	R47	Kan medføre fosterskader
R20	Farlig ved indånding	R48	Alvorlig sundhedsfare ved længere tids påvirkning
R21	Farlig ved hudkontakt	R49	Kan fremkalde kræft ved indånding
R22	Farlig ved indtagelse	R50	Meget giftig for organismer, der lever i vand
R23	Giftig ved indånding	R51	Giftig for organismer, der lever i vand
R24	Giftig ved hudkontakt	R52	Skadelig for organismer, der lever i vand
R25	Giftig ved indtagelse	R53	Kan forårsage uønskede langtidsvirkninger i vandmiljøet
R26	Meget giftig ved indånding	R54	Giftig for planter
R27	Meget giftig ved hudkontakt	R55	Giftig for dyr
R28	Meget giftig ved indtagelse	R56	Giftig for organismer i jordbunden
		R57	Giftig for bier
		R58	Kan forårsage uønskede langtidsvirkninger i miljøet
		R59	Farlig for ozonlaget

Desuden anvendes nogle standardiserede *kombinationer* af R-sætningerne overfor. Kombinationssætningerne er blot en sammenskrivning af de pågældende R-sætninger, så vi nøjes med nogle eksempler:

R14/15	Reagerer voldsomt med vand under dannelse af meget brandfarlige gasser
R15/29	Reagerer med vand under dannelse af giftige og meget brandfarlige gasser
R20/21	Farlig ved indånding og ved hudkontakt
R21/22	Farlig ved hudkontakt og ved indtagelse
R20/21/22	Farlig ved indånding, ved hudkontakt og ved indtagelse
R23/24/25	Giftig ved indånding, ved hudkontakt og ved indtagelse
R39/23	Giftig: fare for varig skade på helbred ved indånding
R40/20	Farlig: mulighed for varig skade på helbred ved indånding
R48/20	Farlig: alvorlig sundhedsfare ved længere tids påvirkning ved indånding
R48/23/24/25	Giftig: alvorlig sundhedsfare ved længere tids påvirkning ved indånding, hudkontakt og indtagelse.

S-sætninger

S1	Opbevares under lås	S39	Brug beskyttelsesbriller/ansigtsskærm under arbejdet
S2	Opbevares utilgængeligt for børn	S40	Gulvet og tilsmudsede genstande renses med ... (angives af fabrikanten)
S3	Opbevares køligt	S41	Undgå at indånde røgen ved brand eller ekspllosion
S4	Må ikke opbevares i nærheden af beboelse	S42	Brug egnet åndedrætsværn ved rygning/sprøjtning (angives af fabrikanten)
S5	Opbevares under ... (en egnet væske, som angives af fabrikanten)	S43	Brug ... ved brandslukning (angives af fabrikanten). Såfremt vand ikke må bruges tilføjes: »Brug ikke vand«)
S6	Opbevares under ... (en inaktiv gas, som angives af fabrikanten)	S44	Ved ildebefindende kontakt læge; vis etiketten, hvis det er muligt
S7	Emballagen skal holdes tæt lukket	S45	Ved ulykkestilfælde eller ved ildebefindende er omgående lægebehandling nødvendig; vis etiketten, hvis det er muligt
S8	Emballagen skal opbevares tørt	S46	Ved indtagelse, kontakt omgående læge og vis denne beholder eller etiket
S9	Emballagen skal opbevares på et godt ventileret sted	S47	Må ikke opbevares ved temperaturer over ... °C (angives af fabrikanten)
S12	Emballagen må ikke lukkes tæt	S48	Holdes befunget med ... (passende middel angives af fabrikanten)
S13	Må ikke opbevares sammen med nærings- og nydelsesmidler samt foderstoffer	S49	Må kun opbevares i den originale emballage
S14	Opbevares adskilt fra ... (uforligelige stoffer, som angives af fabrikanten)	S50	Må ikke blandes med ... (angives af fabrikanten)
S15	Må ikke udsættes for varme	S51	Må kun bruges på steder med god ventilation
S16	Holdes væk fra antændelseskilder – Rygning forbudt	S52	Bør ikke anvendes til større flader i beboelses- eller opholdsrum
S17	Holdes væk fra brandbare stoffer	S53	Undgå enhver kontakt – indhent særlige anvisninger før brug
S18	Emballagen skal behandles og åbnes med forsigtighed	S54	Indhent forureningskontrolmyndighedernes tilladelse inden udledning til spildevandsrensningsanlæg.
S20	Der må ikke spises eller drikkes under brugen	S55	Behandles efter de bedste forhåndenværende metoder inden udledning i kloak eller vandmiljø
S21	Der må ikke ryges under brugen	S56	Udled ikke stoffet i kloak eller miljø, men aflever det til en autoriseret affaldsindsamlingsvirksomhed
S22	Undgå indånding af støv	S57	Skal indesluttes forsvarligt for at undgå miljøforurening
S23	Undgå indånding af gas/røg/dampe/aerosoltåger (angives af fabrikanten)	S58	Skal bortskaffes som farligt affald
S24	Undgå kontakt med huden	S59	Indhent oplysninger om genvinding/genanvendelse hos fabrikanten/leverandøren
S25	Undgå kontakt med øjnene	S60	Dette materiale og/eller dets beholder skal bortskaffes som farligt affald
S26	Kommer stoffet i øjnene, skyldes straks grundigt med vand og læge kontaktes		
S27	Tilsmudset tøj tages af		
S28	Kommer stof på huden vaskes straks med store mængder ... (angives af fabrikanten)		
S29	Må ikke kommes i kloakafløb		
S30	Hæld aldrig vand på eller i produktet		
S33	Træk foranstaltninger mod statisk elektricitet		
S34	Undgå stød eller gnidning		
S35	Stoffet eller emballagen skal bortskaffes på en sikker måde		
S36	Brug særligt arbejdstøj		
S37	Brug egnede beskyttelseshandsker under arbejdet		
S38	Brug egnet åndedrætsværn, hvis effektiv ventilation ikke er mulig		

Desuden anvendes nogle standardiserede *kombinationer* af S-sætningerne ovenfor, f.eks.:

S24/25 Undgå kontakt med huden og øjnene

S37/39 Brug egnede beskyttelseshandsker og -briller/ ansigtsskærm under arbejdet

Nogle vigtige ioners formler og navne

Positive ioner (kationer)		Negative ioner (anioner)	
Na ⁺	Natriumion	F ⁻	Fluoridion
K ⁺	Kaliumion	Cl ⁻	Chloridion
Mg ²⁺	Magnesiumion	Br ⁻	Bromidion
Ca ²⁺	Calciumion	I ⁻	Iodidion
Ba ²⁺	Bariumion	ClO ⁻	Hypochlorition
Al ³⁺	Aluminiumion	ClO ₂ ⁻	Chlorition
Sn ²⁺	Tin(II)ion	ClO ₃ ⁻	Chloration
Sn ⁴⁺	Tin(IV)ion	ClO ₄ ⁻	Perchloration
Pb ²⁺	Bly(II)ion	BrO ₃ ⁻	Bromation
Cu ⁺	Kobber(I)ion	IO ₃ ⁻	Iodation
Cu ²⁺	Kobber(II)ion	MnO ₄ ²⁻	Manganation
Ag ⁺	Sølvion	MnO ₄ ⁻	Permanganation
Zn ²⁺	Zinkion	O ²⁻	Oxidion
Hg ₂ ²⁺	Kviksølv(I)ion	OH ⁻	Hydroxidion
Hg ²⁺	Kviksølv(II)ion	O ₂ ²⁻	Peroxidion
Cr ³⁺	Chrom(III)ion	S ²⁻	Sulfidion
Mn ²⁺	Mangan(II)ion	HS ⁻	Hydrogensulfidion
Fe ²⁺	Jern(II)ion	SO ₃ ²⁻	Sulfition
Fe ³⁺	Jern(III)ion	HSO ₃ ⁻	Hydrogensulfition
Co ²⁺	Cobalt(II)ion	SO ₄ ²⁻	Sulfation
Ni ²⁺	Nikkelion	HSO ₄ ⁻	Hydrogensulfation
NH ₄ ⁺	Ammoniumion	S ₂ O ₃ ²⁻	Thiosulfation
		S ₄ O ₆ ²⁻	Tetrathionation
		S ₂ O ₈ ²⁻	Persulfation
		CrO ₄ ²⁻	Chromation
		Cr ₂ O ₇ ²⁻	Dichromation
		NO ₂ ⁻	Nitrition
		NO ₃ ⁻	Nitration
		PO ₄ ³⁻	Phosphation
		HPO ₄ ²⁻	Hydrogenphosphation
		H ₂ PO ₄ ⁻	Dihydrogenphosphation
		CO ₃ ²⁻	Carbonation
		HCO ₃ ⁻	Hydrogencarbonation
		CN ⁻	Cyanidion
		SCN ⁻	Thiocyanation
		CH ₃ COO ⁻	Acetation

Grundstofferne periodiske system

									I									
1	1,008																	
H	hydrogen																	
3	6,941	4	9,012						II									
Li	lithium	Be	beryllium															
11	22,99	12	24,31															
Na	natrium	Mg	magnesium															
19	39,10	20	40,08	21	44,96	22	47,88	23	50,94									
K	kalium	Ca	calcium	Sc	scandium	Ti	titan	V	vanadium									
37	85,47	38	87,62	39	88,91	40	91,22	41	92,91									
Rb	rubidium	Sr	strontium	Y	yttrium	Zr	zirkonium	Nb	niobium									
55	132,9	56	137,3	57	138,9	72	178,5	73	180,9									
Cs	cæsium	Ba	barium	La	lanthan	Hf	hafnium	Ta	tantal									
87		88		89		104		105										
Fr	francium	Ra	radium	Ac	actinium	Unq	unnil-quadium	Unp	unnil-pentium									
alkali-metaller				lanthanoider														
					58	140,1	59	140,9	60	144,2	61		62	150,4	63	152,0	64	153,3
					Ce	cerium	Pr	praseo-dym	Nd	neodym	Pm	promethium	Sm	samarium	Eu	europerium	Gd	gadolinium
				actinoider	90	232,0	91	231,0	92	238,0	93		94		95		96	
					Th	thorium	Pa	protactinium	U	uran	Np	neptunium	Pu	plutonium	Am	amerium	Cm	curium

							VIII	
							2 4,003 He helium	1 2 3 4 5 6 7
		III	IV	V	VI	VII		
		5 10,81 B bor	6 12,01 C carbon	7 14,01 N nitrogen	8 16,00 O oxygen	9 19,00 F fluor	10 20,18 Ne neon	
		13 26,98 Al aluminum	14 28,09 Si silicium	15 30,97 P phosphor	16 32,07 S svovl	17 35,45 Cl chlor	18 39,95 Ar argon	
Ia	IIa	29 63,55 Cu kobber	30 65,39 Zn zink	31 69,72 Ga gallium	32 72,61 Ge germanium	33 74,92 As arsen	34 78,96 Se selen	35 79,90 Br brom
		47 107,9 Ag solv	48 112,4 Cd cadmium	49 114,8 In indium	50 118,7 Sn tin	51 121,8 Sb antimon	52 127,6 Te tellur	53 126,9 I iod
		79 197,0 Au guld	80 200,6 Hg kviksolv	81 204,4 Tl thallium	82 207,2 Pb bly	83 209,0 Bi bismuth	84 Po polonium	85 At astat
								halogener ædelgasser

7

atommasse i u
(af rundet til 4 cifre)

65 158,9 Tb terbium	66 162,5 Dy dysprosium	67 164,9 Ho holmium	68 167,3 Er erbium	69 168,9 Tm thulium	70 173,0 Yb ytterbium	71 175,0 Lu lutetium	
97 Bk berkelium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendelevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium	

atom-
nummer

74 183,9 W wolfram
--

Kemi 2000 er et lærebogssystem for de gymnasiale uddannelser, hvor der undervises i kemi på tre niveauer.

Kemi 2000 C-niveau rummer pensum for 1.g på matematisk linje.

Kemi 2000 B-niveau er beregnet til det etårlige valgfag i gymnasiet og hf.

Kemi 2000 A-niveau 1 og 2 er skrevet til det toårlige valgfag (»kemi på højt niveau«).

Systemet lægger op til en kemiundervisning, der er præget af en frugbar vekselvirkning mellem teori, eksempler, opgaver og elevøvelser. Kemiens grundbegreber forklares præcist og omhyggeligt i et letforståeligt sprog, og der er lagt vægt på at belyse kemiens samfundsmæssige betydning.

TEC
HTX - LYNGBY



41499

ISBN 87-559-0992-2



9 788755 909922