

79. En *alkadien* indeholder to dobbeltbindinger.

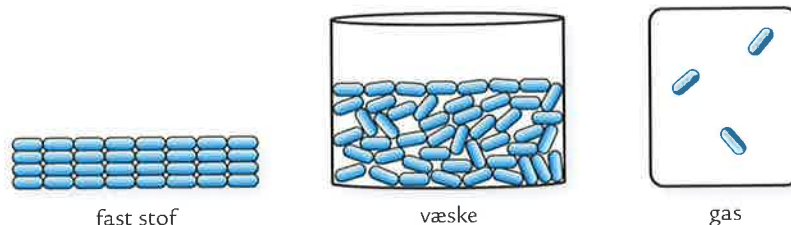
- Tegn strukturformler for buta-1,3-dien og penta-1,4-dien.
- Findes der andre butadiener og pentadiener end de to, der er nævnt i a)?

80. Tegn strukturformlen for cyclohexyn. Hvorfor må et stof med denne opbygning forventes at være meget ustabil?

81. Tegn strukturformlen for phenylethen.

Intermolekylære bindinger

Det er styrken af de bindinger, som virker mellem molekyler, der er bestemmende for stoffernes kogepunkter. Vi starter med at betragte nogle simple uorganiske molekyler, inden vi ser på de større organiske molekyler.



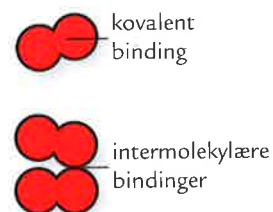
Figur 62. Model af de tre tilstandsformer. Stoffet består af molekyler.

Figur 62 viser en model af de tre tilstandsformer for et stof, som består af molekyler. I den faste tilstandsform sidder molekylerne i et *molekylgitter*. I væsketilstanden bevæger molekylerne sig rundt mellem hinanden, og i gastilstanden kan molekylerne bevæge sig frit rundt i hele beholderen.

Både i molekylgitteret og i væsketilstanden er molekylerne tæt sammen. De holdes sammen af nogle svage bindinger, som kaldes *intermolekylære bindinger*. Ordet *intermolekylær* betyder naturligvis *mellem molekyler*.

Man skal skelne skarpt mellem kovalente bindinger og intermolekylære bindinger. Kovalente bindinger er stærke bindinger, som holder atomerne sammen i molekylet. Intermolekylære bindinger er svage, og de virker *mellem* nabomolekyler, se figur 63.

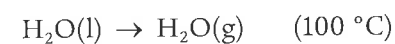
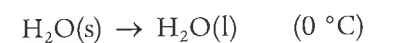
De intermolekylære bindinger har meget kort rækkevidde. To molekyler påvirker kun hinanden, når afstanden mellem dem er



Figur 63. Kovalente bindinger holder atomerne sammen i molekylet. Intermolekylære bindinger virker *mellem* nabomolekyler.

lille. Et molekyle i en gas er det meste af tiden »langt« fra nabomolekyler. Kun når to gasmolekyler under et sammenstød kommer tæt på hinanden, påvirker de hinanden.

Smeltning og fordampning er begge endoterme processer. Som eksempel tager vi smeltningen af is (ved smeltepunktet) og fordampningen af vand (ved kogepunktet):



Man kan måle sig frem til, at det kræver en energitilførsel på 6,01 kJ at smelte 1 mol $\text{H}_2\text{O(s)}$ ved 0°C .

Det kræver endnu mere energi at fordampe vand, idet der skal tilføres 40,66 kJ for at få 1 mol $\text{H}_2\text{O(l)}$ til at fordampe ved 100°C . Ved fordampningen adskilles molekylerne helt, dvs. de intermolekylære bindinger brydes, mens smeltningen betyder, at molekylerne kun løsnes fra molekylgitteret, men stadig er tæt på nabomolekylerne. Dette afspejles i, at fordampningen kræver meget mere energi end smeltningen.

Kovalente bindinger er som nævnt stærke bindinger. De kovalente bindinger mellem H og O ændres ikke ved smeltning og fordampning. I alle tre tilstandsformer består stoffet af H_2O -molekyler. Smeltning og fordampning berører kun de relativt svage bindinger mellem molekylerne (de intermolekylære bindinger). I *Basiskemi A* vil vi komme ind på, hvorledes man mere præcist kan beskrive bindingsforhold og intermolekylære bindinger.

I tabel 13 er der anført data for en række stoffer, som består af molekyler. Bemærk specielt den relativt simple sammenhæng, at jo større energi, der kræves for at få 1 mol af stoffet til at fordampe, desto højere er stoffets kogepunkt.

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

Stof	Smeltepunkt	Energi, der kræves til smeltning af 1 mol ved smeltepunktet	Kogepunkt	Energi, der kræves til fordampning af 1 mol ved kogepunktet
H_2	-259°C	0,11 kJ	-253°C	0,90 kJ
O_2	-219°C	0,44 kJ	-183°C	6,82 kJ
HCl	-115°C	2,1 kJ	-85°C	15,1 kJ
Cl_2	-101°C	6,41 kJ	-34°C	20,41 kJ
Br_2	-7°C	10,57 kJ	59°C	29,56 kJ
H_2O	0°C	6,01 kJ	100°C	40,66 kJ
I_2	114°C	15,52 kJ	184°C	41,94 kJ

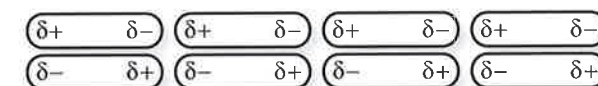
Jo stærkere de intermolekylære bindinger er, desto højere kogepunkt vil stoffet få. Derfor kan man godt tillade sig at bruge kogepunktets størrelse som et mål for styrken af de intermolekylære bindinger. Hvis vi har en væske med kogepunktet 70°C og en anden væske med kogepunktet 30°C , er de intermolekylære bindinger stærkest i væsken med kogepunktet 70°C .

Kogepunkterne i tabel 13 er lave sammenlignet med kogepunkterne for ionforbindelser. Stoffer, der består af molekyler, har relativt lave smelte- og kogepunkter. Det viser endnu en gang, at de intermolekylære bindinger mellem molekylerne er svage.

Man skelner mellem tre typer intermolekylære bindinger. De to af dem, nemlig dipol-dipolbindinger og londonbindinger, beskrives i det følgende, mens en særlig type intermolekylære bindinger, som kaldes hydrogenbindinger, behandles på side 149.

Dipol-dipolbindinger

Elektronegativitet og dens betydning for dannelse af polære bindinger og polære molekyler er tidligere omtalt i *Basiskemi C*. Et polært molekyle er en elektrisk dipol. Det er nemt at forstå, at polære molekyler kan tiltrække hinanden. Man kan tænke sig, at de placerer sig sådan i forhold til hinanden:

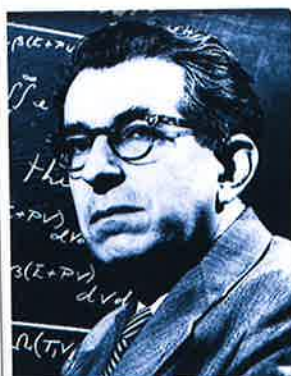


Polerne i de forskellige molekyler tiltrækker hinanden, og det er denne form for tiltrækning, som kaldes *dipol-dipolbindinger*. Man kan se disse bindings betydning ved at sammenligne kogepunkterne for en række stoffer med nogenlunde samme molekylstørrelse (tabel 14).

Stof	Polaritet	Kogepunkt	Molar masse	Antal elektroner
HCl	polær	-85°C	36,5 g/mol	18
H_2S	polær	-60°C	34,1 g/mol	18
F_2	upolær	-188°C	38,0 g/mol	18
Ar	upolær	-186°C	39,9 g/mol	18

Den molare masse og antallet af elektroner er anført i tabellen for at vise, at der er tale om molekyler af nogenlunde samme størrelse. Man ser, at kogepunkterne for de to polære stoffer ligger over

Tabel 14. En sammenligning af fire stoffer med nogenlunde samme molekylstørrelse.



Fritz London

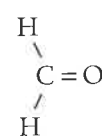
1900-1954

Tysk-amerikansk kemiker.
Bosat i USA fra 1939.Han er især kendt for sine
teoretiske arbejder til for-
ståelse af kemisk binding.

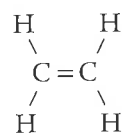
kogepunkterne for de upolære. Det viser, at dipol-dipolbindingerne har betydning for kogepunktet.

OPGAVE

82. Vi skal sammenligne to stoffer, der har følgende opbygning:



methanal



ethen

- a) Angiv molar masse, antal elektroner og polaritet (polær/upolær) for de to stoffer.
- b) Hvilket af stofferne skal forventes at have det højeste kogepunkt? Slå kogepunkterne op i et tabelværk, og kontroller, om du har svaret korrekt.

Londonbindinger

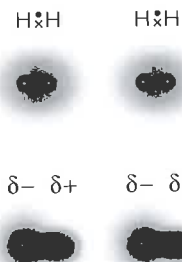
Vi vil nu forklare, hvordan *upolære molekyler* kan hænge sammen. Som eksempel tager vi dihydrogen. Vi har tidligere i *Basiskemi C* tegnet en symmetrisk elektronsky i H_2 -molekylet. Denne elektronsky angiver den gennemsnitlige elektronfordeling set over en længere tidsperiode.

Men i kortere tidsrum kan elektronerne fortrinsvis bevæge sig omkring den ene af molekylets to atomkerner. Det kan vi illustrere ved at tegne en »skæv« elektronsky, se figur 64. I det korte tidsrum er molekylet lidt polært.

Figuren viser to nabomolekyler i krystallinsk dihydrogen eller dihydrogen på væskeform. Hvis det ene molekyle i et kort tidsrum har en »skæv« elektronsky, vil det påvirke nabomolekylets elektronsystem og fremkalde en elektronforskydning i nabomolekylet, som derved også bliver kortvarigt polært. Som følge heraf bliver der en tiltrækning mellem de to molekyler.

Der er tale om et svingende fænomen. Et øjeblik senere er elektronskyerne måske forskudt over mod højre på figuren.

Nabomolekyler påvirker altså hinandens elektronsystemer og fremkalder en polaritet hos hinanden. Resultatet bliver, at de tiltrækker hinanden. Disse bindinger mellem molekylerne kaldes



Figur 64. Model af elektronskyernes fordeling i to dihydrogenmolekyler (øverst). En lille forskydning giver en kortvarig polaritet af molekylerne, så der kommer en tiltrækning mellem dem (nederst).

londonbindinger efter Fritz London, der var den første, som gav en tilfredsstillende forklaring på fænomenet.

Dihydrogens kogepunkt ligger helt nede ved -253°C . Det ekstremt lave kogepunkt er en følge af, at molekylet kun indeholder to elektroner. I_2 -molekylet indeholder i alt 106 elektroner. Alle disse elektroner kan vekselvirke med elektronerne i nabomolekyler, og londonbindingerne bliver derfor forholdsvis stærke. Diiods kogepunkt er så højt som 184°C , se figur 65. Londonbindingernes styrke afhænger af antallet af elektroner i molekylet.

	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Smp.:	-220°C	-101°C	-7°C	114°C
Kp.:	-188°C	-34°C	59°C	184°C

Figur 65. Molekylmodeller, smeltepunkter og kogepunkter for halogenerne. Londonbindingernes styrke afhænger af antallet af elektroner i molekylet.

Følgende eksempler viser, at molekylets *udstrækning* også har betydning for stoffernes kogepunkt og dermed størrelsen af de intermolekulære bindinger:

CH_4	CH_3-CH_3	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
methan, kp. -162°C	ethan, kp. -89°C	propan, kp. -42°C

I den faste tilstandsform og i væsketilstanden er et molekyle i kontakt med nabomolekyler langs hele sin overflade, og londonbindingerne summeres op hen langs molekylets overflade. Derfor hænger store molekyler bedre sammen end små molekyler. Når man sammenligner en række stoffer med tilsvarende opbygning, stiger kogepunktet med molekylstørrelsen.

De tre isomere alkaner med molekylformlen C_5H_{12} har følgende kogepunkter:

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{CCH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
pentan	2-methylbutan	2,2-dimethylpropan
kp. 36°C	kp. 28°C	kp. 10°C

Et relativt langstrakt molekyle som pentan har større kontaktflade til nabomolekyler end et kompakt, næsten kugleformet molekyle som 2,2-dimethylpropan, og virkningen ses på kogepunkterne. Figur 66 illustrerer sammenhængen mellem molekylets form og kogepunktet. Hvis man sammenligner isomere forbindelser, er det en generel regel, at kogepunktet aftager med stigende forgrening.

Figur 66. Figuren viser skematisk, at der er bedre indbyrdes kontakt mellem langstrakte molekyler end mellem kugleformede molekyler af tilsvarende størrelse.



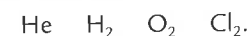
Sammenfattende kan man sige, at carbonhydriderne er upolære stoffer. Molekylerne holdes kun sammen af londonbindinger. Derfor er carbonhydridernes kogepunkter lave sammenlignet med andre stoffer med tilsvarende molekylstørrelse.

Vi har ovenfor betragtet en række polære og upolære stoffer og kan opsummere, at det er londonbindinger, som holder molekylerne sammen i upolære stoffer, og at der virker både londonbindinger og dipol-dipolbindinger i polære stoffer. I virkeligheden skal molekylerne være ret polære, før dipol-dipolbindingerne for alvor begynder at få betydning.

Londonbindinger	Virker mellem alle molekyler
Dipol-dipolbindinger	Virker mellem polære molekyler

OPGAVE

83. Prøv at forklare, at kogepunktet vokser hen gennem følgende række af stoffer:

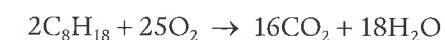


84. Kogepunktet for butan er -1°C , for 1-chlorbutan 78°C og for 1-chlor-2-methylpropan 69°C . Forklar forskellen i kogepunkt for de tre stoffer.

Nogle vigtige organiske reaktionstyper

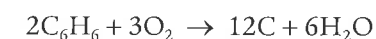
Forbrændingsreaktion

Alle carbonhydrider kan brænde. Ved en *fuldstændig* forbrænding dannes CO_2 og H_2O , fx:



Hvis lufttilførslen (dioxigentilførslen) er utilstrækkelig, får man en *ufuldstændig* forbrænding. Der kan dannes den giftige gas carbonmonoxid (»kulilte«, CO). Der kan også dannes sod, dvs. carbon. Specielt er aromatiske carbonhydrider tilbøjelige til at sode ved forbrændinger.

Soddannelsen ved afbrænding af benzen kan beskrives med reaktionsskemaet:



Ved forbrændingen »ødelægges« de organiske molekyler fuldstændigt. Kemisk set er forbrændingen en primitiv form for anvendelse af carbonhydrider, og andre reaktionstyper er derfor kemisk set mere interessante.

OPGAVE

85. Petroleum indeholder bl.a. dodecan. Skriv reaktionsskemaet for den fuldstændige forbrænding af dette stof.

En *elementaranalyse* af et organisk stof er en kvantitativ bestemmelse af stoffets indhold af C, H og de øvrige grundstoffer, som stoffet består af.

Man kan bestemme indholdet af C og H ved en forbrænding. En afvejet mængde af stoffet forbrændes i en ovn i en strøm af rent dioxygen, se figur 67 på næste side. Det giver en fuldstændig forbrænding, hvorved det organiske stofs carbonindhold omdannes til $\text{CO}_2(\text{g})$, mens hydrogenindholdet omdannes til $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.