

5

Fysiske egenskaber

De kræfter, der virker mellem molekyler, kaldes **intermolekylære kræfter**.

De kan opdeles i tre typer:

- van-der-Waals-kræfter
- dipol-dipol-kræfter
- hydrogenbindinger

En molekylforbindelses kogepunkt er et mål for styrken af de intermolekylære kræfter.

Desuden har de intermolekylære kræfter betydning for opløselighed og viskositet.

To molekylforbindelser, hvor van-der-Waals-kræfter dominerer i den ene og hydrogenbindinger i den anden, er ikke blandbare. Forbindelsen med den laveste massefylde ligger øverst.



Intermolekylære kræfter

Over 90% af alle kendte kemiske forbindelser er molekylforbindelser. For at forstå deres fysiske egenskaber, herunder alkoholer, er det nødvendigt at kende de kræfter, der virker mellem molekyler. Disse kræfter kaldes intermolekylære kræfter. I alle tilfælde er der tale om elektriske kræfter; positive dele tiltrækker negative dele. Kræfterne mellem atomerne i molekylerne, de kemiske bindinger, er flere gange stærkere end de kræfter, der virker mellem molekylerne. Styrken afhænger i høj grad af molekylernes bestanddele, altså af hvilke atomer molekylerne indeholder.

De intermolekylære kræfter kan deles op i tre typer:

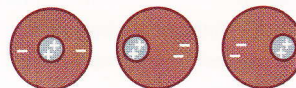
- van-der-Waals-kræfter
- dipol-dipol-kræfter
- hydrogen-bindinger

van-der-Waals-kræfter

van-der-Waals-kræfterne er de svageste af de 3 typer. Denne krafttype har derfor især betydning, når ingen af de andre virker, dvs. mellem molekyler, der ikke indeholder polære bindinger.

Alle molekylforbindelser kan bringes på flydende form og på fast form. Det gælder også for ædelgasserne, der kan opfattes som éatomige molekyler. Blot skal temperaturen være lav nok. Der må derfor virke kræfter mellem dem, ellers vil de være på gasform. Disse kræfter skyldes, at selv i meget symmetriske elektronsystemer, kan der ske midlertidige, tilfældige forskydninger, som giver mulighed for elektrisk tiltræk-

ning mellem molekylerne. Det er let at illustrere for det simple elektronsystem, der er omkring ædelgassen helium:



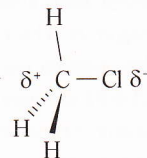
Der er induceret en dipol i de to atomer til højre. Jo lettere det er at forskyde elektronerne og jo større elektronsystemet er, desto stærkere er kræfterne mellem de inducerede dipoler. Van-der-Waals-kræfterne er derfor størst

- i store molekyler
- i molekyler, hvor de yderste atomer er store
- når afstanden mellem molekylerne er lille.

Selv om der ikke er tale om masseiltækning, viser det sig, at van-der-Waals-kræfternes størrelse i det store og hele følger størrelsen af de indgående molekylers molare masse, fordi molekylernes overflade vokser med massen.

Dipol-dipol-kræfter

Kemiske forbindelser, hvori molekyler har polære bindinger, har højere kogepunkter end upolære kemiske forbindelser. Det skyldes, at de polære bindinger er permanente dipoler, og at der er elektriske tiltrækningskræfter mellem disse dipoler. En carbon-chlor-binding er en polær binding, idet elektronegativitetsforskellen mellem chlor (3,16) og carbon (2,55) er 0,61. Chlor, der trækker hårdt i elektronerne, bliver en smule negativt ladet i forhold til carbon:



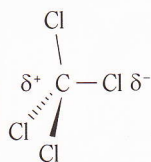
Her er δ et tal mellem 0 og 1. Ladningsforskellen mellem carbonatomet og chloratomet gør chlormethanmolekylet til en permanent dipol. Dipol-dipol-kræfterne er stærkere end van-der-Waals-kræfterne, idet ladningsforskydningen i de permanente dipoler eksisterer hele tiden, mens den er midlertidig i molekyler uden polære bindinger. Dipol-dipol-kræfter er størst

- når der er stor forskel i elektronegativitet mellem atomerne i den polære binding
- når den polære binding ikke er gemt væk

Hydrogen-bindinger

Den stærkeste type af de intermolekylære kræfter er hydrogenbindingen, men den optræder kun mellem et begrænset antal molekyler. Hvis der skal være en hydrogenbinding mellem to molekyler, skal

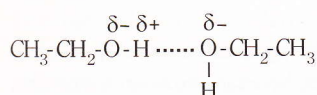
- det ene indeholde et hydrogenatom bundet til oxygen, nitrogen eller fluor.
 - det andet skal også indeholde et af disse grundstoffer, men der behøver ikke at være bundet hydrogen til det.
- Disse tre grundstoffer har det til fælles, at de er meget elektronegative og forholdsvis små. Eksempler på molekyler, der opfylder betingelserne for, at der kan dannes hydrogenbindinger, er H_2O , NH_3 og HF , men også organiske forbindel-



I tetrachlormethan er alle fire bindinger polære, men på grund af molekylets symmetriske opbygning optræder det udadtil som upolært. Der virker derfor ikke dipol-dipol-kræfter mellem tetrachlormethanmolekylerne. Samme forhold gør sig gældende for en

lang række andre organiske molekyler. Det er altså ikke nok at undersøge, om et molekyle indeholder polære bindinger eller ej; dets symmetri må også undersøges, når de intermolekulære kræfter skal vurderes.

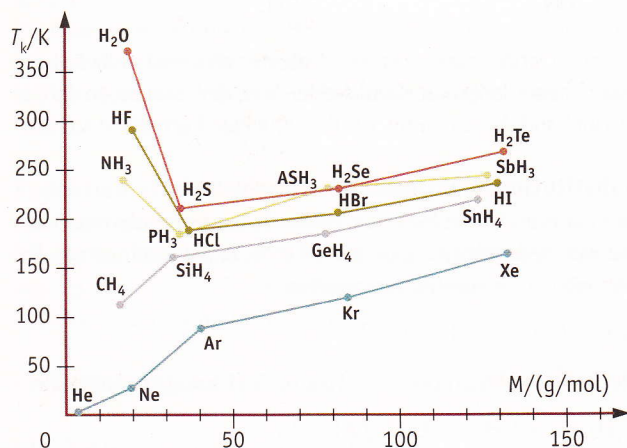
ser, der indeholder en OH-gruppe eller en NH₂-gruppe opfylder betingelserne. Fx er der hydrogenbindinger mellem ethanolmolekyler:



Det kunne se ud som om, at det hydrogenatom, der indgår i hydrogenbindingen, er næsten lige godt bundet til de to oxygenatomer. Det er dog ikke tilfældet. Den kemiske binding er ca. 10 gange stærkere end hydrogenbindingen.

Kogepunktet som mål

Når et stof går fra den flydende fase til gasfasen, skal alle de intermolekulære kræfter mellem molekylerne brydes. Derfor er en molekyllforbindelses kogepunkt et godt mål for de intermolekulære kræfters styrke. Figuren viser kogepunktet for ædelgasserne og hydrogenforbindelserne for nogle hovedgruppegrundstoffer. Der er trukket linjer mellem molekyler, som er ens opbygget. Nederst finder vi ædelgasserne.



De holdes i den flydende fase sammen udelukkende af van-der-Waals-kræfter. Da det er den svageste intermolekulære kraft, har ædelgasserne lavt kogepunkt. Som ventet stiger kogepunktet, når molekylerne bliver større. Det er lettere at lave store ladningsforskydninger i store molekyler.

Den næste gruppe indeholder molekyler af typen XH₄. Også her er der udelukkende tale om van-der-Waals-kræfter, men molekylerne er større end ædelgasatomerne med samme molare masse. Det giver større ladningsforskydninger og dermed stærkere intermolekulære kræfter.

De sidste tre grupper ligger mere eller mindre oven i hinanden. Fælles er, at alle molekylerne indeholder polære bindinger. Dipol-dipol-kræfter er stærkere end van-der-Waals-kræfter. Derfor højere kogepunkter. Tre kemiske forbindelser skiller sig ud: ammoniak, vand og hydrogenfluorid. De har større kogepunkter, end der kan forklares med dipol-dipol-kræfter. Grunden er, at forbindelserne kan dan-

ne hydrogenbindinger, som er den stærkeste type af intermolekulære kræfter.

Alkaner og alkoholer

Alkaner holdes i den flydende fase sammen af van-der-Waals-kræfter. Idet det er lettere at lave store ladningsforskydninger i store molekyler, stiger kogepunktet, når molekylerne bliver større.

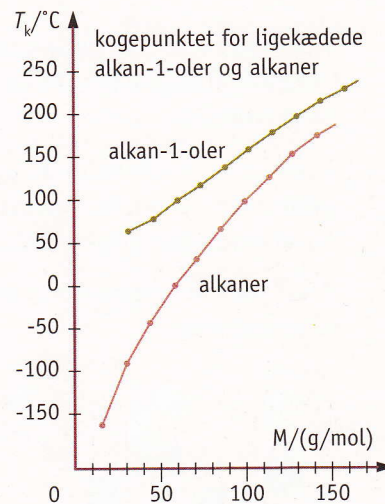
Små alkoholer holdes næsten udelukkende sammen af hydrogenbindinger, men når man går mod større alkoholmolekyler, spiller van-der-Waals-kræfterne en voksende rolle. Derfor bliver afstanden mellem kogepunkterne for alkaner og alkoholer mindre og mindre.

Opløselighed

Opløseligheden af en molekyllforbindelse i en anden er bestemt af de intermolekulære kræfter. Hvis opløsningsmidlet holdes sammen af hydrogenbindinger, er molekylerne heri bundet stærkt til hinanden. Tilsættes eksempelvis en kemisk forbindelse, hvor molekylerne holdes sammen af van-der-Waals-kræfter, kan disse molekyler ikke trænge ind mellem opløsningsmidlets molekyler. Der sker ingen opløsning. Tilsætter man i stedet en kemisk forbindelse, der også holdes sammen af hydrogenbindinger, kan de to molekylltyper binde sig til hinanden. Der sker en opløsning.

Alkaner og alkoholer

Alkaner holdes sammen af van-der-Waals-kræfter, mens vand holdes sammen af hydro-



genbindinger. Derfor kan alkaner ikke opløses i vand.

Små alkoholer holdes næsten udelukkende sammen af hydrogenbindinger. De er derfor opløselige i vand. Når man går mod større alkoholmolekyler, spiller van-der-Waals-kræfterne en voksende rolle. Derfor falder opløseligheden. Vandmolekylerne holder store alkoholmolekyler ude.

Viskositet

Stærke intermolekulære kræfter giver tyktflydende væsker, dvs. høj viskositet. Således stiger viskositeten gennem rækken ethanol < ethan-1,2-diol < propan-1,2,3-triol.