

Flydende eller fast?

Om et stof er fast eller flydende lyder umiddelbart som et fjollet spørgsmål: En væske flyder, mens en krystal er fast. Men faktisk er der tilfælde, hvor spørgsmålet ikke er så nemt at svare på.

Faser og faseovergange

Vi har alle stiftet bekendtskab med vands tre faser: Damp, væske og is. De fleste ved også, at overgangene mellem faserne sker ved bestemte temperaturer. Vand fryser ved 0°C (273 K) og koger ved 100°C (373 K). Dette gælder dog ikke altid. Eksempelvis er faseovergangstemperaturerne afhængige af trykket. Ved havoverfladen er trykket nogenlunde konstant omkring 1 atmosfære, men på toppen af Mount Everest er trykket kun 1/3 af dette, og vand koger der ved en meget lavere temperatur, nemlig ca. 71°C.

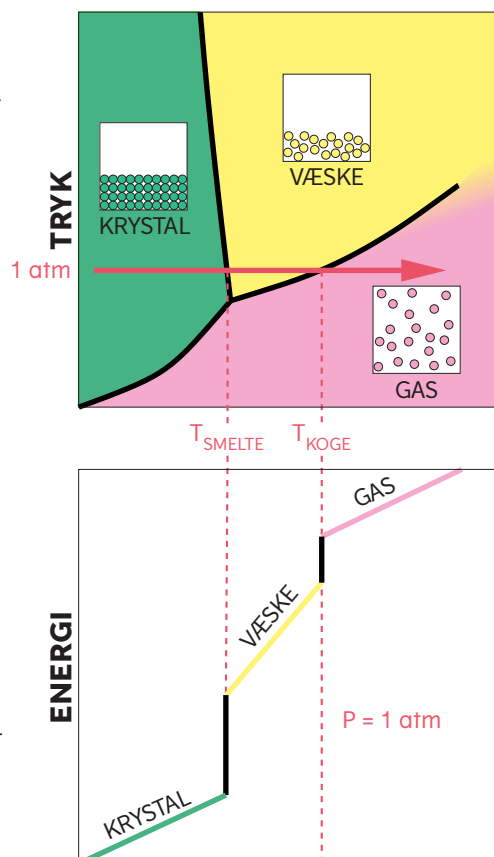
Fasediagrammet til højre skitserer, hvordan forskellige faser og faseovergange ændres med trykket og temperaturen. Krystallen findes primært ved lave temperaturer og høje tryk, mens gassen omvendt findes ved høje temperaturer og lave tryk. Områderne for de forskellige faser er adskilt af tre sorte linjer, der markerer overgangen mellem to faser. I diagrammet er der også et punkt, hvor de tre linjer mødes, det kaldes trippelpunktet.

I det punkt er alle tre faser i ligevægt med hinanden, og man kan således opleve flydende vand, der koger med iskrystaller på toppen! Det er dog ikke noget, vi oplever i dagligdagen, da det foregår ved ret lavt tryk, ca. 0.6% af det atmosfæriske tryk.

Den vandrette røde linje i fasediagrammet, repræsenterer et eksperiment, hvor en kold isklump varmes og går fra is til væske og ender med at blive til damp (dvs. vand på gasform). Linjen er vandret, fordi trykket ikke ændrer sig. Man kalder det for en isobar. At trykket er uændret er typisk for et eksperiment i åbne beholdere, hvor trykket er ca. 1 atm som i omgivelserne. Den første sorte linje, der krydses, angiver smeltepunktet for is, mens den anden sorte linje angiver kogepunktet for vand.

På figuren under fasediagrammet, ses stoffets energi som funktion af temperaturen under opvarmningen. De to lodrette stykker angiver her faseovergangene fra krystal til væske, og fra væske til gas.

Under en faseovergang, tilføres energi i form af varme, uden at temperaturen stiger. Derfor er temperaturen konstant under faseovergangen. Den varmemængde der skal tilføres for at smelte krystallen eller fordampe væsken, kaldes smeltevarme.



Kvalitativt fasediagram for vand samt opvarmingskurve ved atmosfærisk tryk. De små kasser i fasediagrammet skal illustrere strukturen af den givne fase.

Udarbejdet af:



Ulf Rørbæk Pedersen
Lektor i fysik
Roskilde Universitet

Bruger computerbaserede modeller til at udvikle og teste teorier for materials egenskaber.



Tina Hecksher
Lektor i fysik
Roskilde Universitet

Måler - og udvikler eksperimentelle metoder til måling af frekvensafhængige mekaniske, termiske og elektriske egenskaber af underafkølede væsker tæt på glasovergangen.

- Til denne artikel og om samme emne hører en film, et opgavesæt, et appendix, en podcast, en SRP-SOP-øvelse, en workshop, et oplæg og en karriereprofil. Se www.ruc.dk/undervisningspakke-tilstandsformer
- Læs mere om materialeforskning på Roskilde Universitet på www.ruc.dk/glas-og-tid
- Lær mere om dine karrieremuligheder inden for fysik ved at se filmen om Ditte Gundermann, en kandidat fra RUC, som arbejder med materialefysik i virkeligheden. Se www.ruc.dk/karriereprofiler



Hvorfor har stoffer forskellige faser?

Faseovergange er bestemt af atomers eller molekylers vekselvirkning. Der er nemlig en svag tiltrækning mellem molekyler, når de er tæt på hinanden. Den svage tiltrækning kan ignoreres, hvis atomerne bevæger sig forbi hinanden med høj fart, som de har, hvis temperaturen er høj. Sænker man temperaturen, vil atomerne i gennemsnit bevæge sig langsommere, og da bliver tiltrækningen fra de andre molekyler relevant. Hvis temperaturen er lav nok, bliver de "fanget ind" af de øvrige molekylers tiltrækningskraft og klumper sammen. I væskefasen har molekylerne stadig energi nok til at bevæge sig rundt mellem hinanden, mens de i krystalfasen låses fast af hinanden i et krystalgitter.

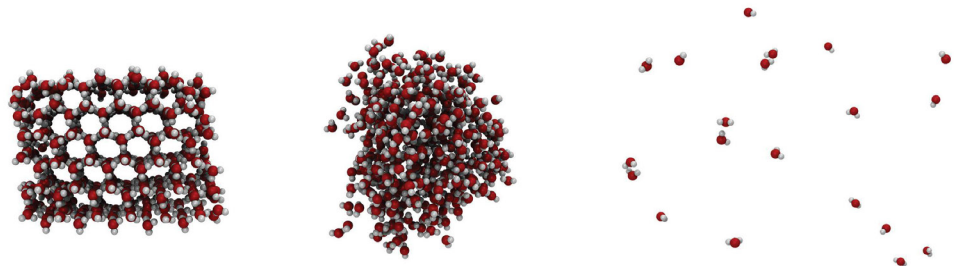
Hvad bestemmer atomernes vekselvirkning?

Atomer består som bekendt af en positivt ladet kerne med kredsende negative elektroner omkring. Hvis man er langt væk fra et atom, vil det se neutralt ud; der er altså ingen samlet elektrisk ladning af atomet, hverken positiv eller negativ. I en gas er atomerne langt fra hinanden og "mærker" af den grund ikke hinanden. Det kalder man også for idealgas approksimationen.

Den svage tiltrækning mellem atomer, har noget med ladningsfordelingen i atomer at gøre. Den positive ladning er koncentreret på et meget lille sted, mens elektronerne er fordelt over et større volumen, elektronskyen. Derfor ophæver den positive og den negative ladning ikke helt hinanden tæt på et atom, og der opstår en svag (dipol-dipol) tiltrækning mellem atomer i nærheden af hinanden.

Hvis atomerne kommer alt for tæt på hinanden, altså støder sammen, frastødes de kraftigt af hinandens elektronskyer. Så på helt korte afstande, svarende til atomets radius, overlapper atomerne derfor ikke. På den måde afgør frastødningen, hvor tæt atomerne kan pakke sammen og dermed det samlede volumen af fasen.

Computersimulation af vandmolekyler i de tre faser: Krystal (is), væske (vand) og gas (damp). Simuleret med RUMD (Roskilde University Molecular Dynamics), der kan hentes frit fra www.rumd.org



En simpel model: Lennard-Jones

Lennard-Jones modellen er en simpel model for kræfterne mellem molekyler eller atomer. Kraften mellem to atomer eller molekyler i denne model er vist på figuren nedenfor.

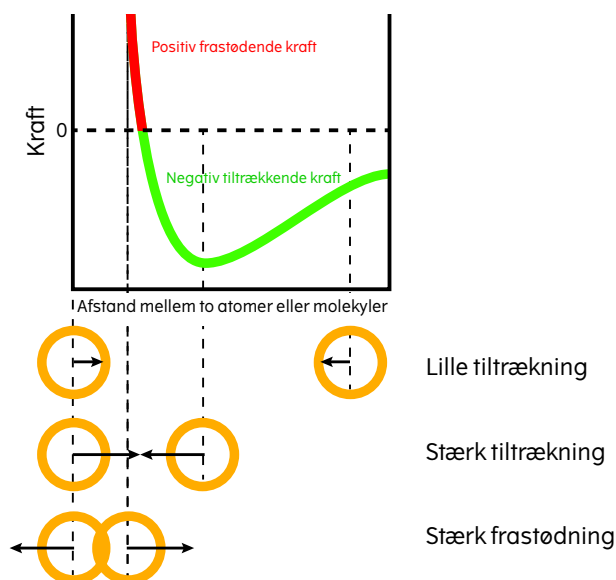
Ved korte afstande er kraften stærkt frastødende (positiv), mens den på længere afstande er tiltrækkende (negativ) og nærmer sig 0 for meget store afstande i forhold til partiklens størrelse. Er temperaturen og dermed den kinetiske energi lav nok, vil partiklerne typisk lægge sig i afstande tæt på der, hvor kraften er nul.

Lennard-Jones modellen bruges meget ofte i computersimuleringer som model for molekyler eller atomer, og det er også Lennard-Jones partikler, der optræder i simuleringen på www.urp.dk/heat.

Den matematiske funktion til beskrivelse af kraften mellem to Lennard-Jones partikler er en sum af to potensfunktioner:

$$F(r) = Ar^{-13} - Br^{-7}$$

hvor r er afstanden mellem to partikler, mens A og B er parametre, der har værdi, alt efter om man ønsker at modellere fx vandmolekyler eller argonatomer.



Kraft mellem to partikler i Lennard-Jones modellen.



Den fjerde tilstandsform

Oftentimes er materialers opførsel mere kompliceret end faseagrammet på side 1 viser. Fx findes der for vand 16 forskellige former for krystaller, der opstår ved forskellige tryk meget højere end 1 atmosfære.

Men heller ikke faseovergangene er så simple, som man kunne tro. Før en væske kan krystallisere (fryse) skal et eller flere såkaldte krystal-kim, der er meget små krystaller, gro til store krystaller. Men det tager tid at gro en krystal, og derfor kan man opleve, at stoffer er kølet under deres smeltepunkt uden, at de når at krystallisere. Man siger, at de er underafkølede.

For stort set alle stoffer kan man faktisk køle væsken langt ned under frysepunktet, uden at væsken krystalliserer. Man kalder det for en underafkølet væske. Fx er det meste vand i universet på ikke-krystallinsk form, på trods af at temperaturen er langt under frysepunktet for vand. Forklaringen er, at når temperaturen bliver lav, flyder væsken langsommere - den bliver sej. Molekylerne bliver så langsomme, at de ikke har tid til at finde ind i en ordnet krystalstruktur. Hvis man bliver ved med at køle væsken, vil den til sidst størkne og blive til en glas. En glas er makroskopisk set et fast stof, så det er hårdt og flyder ikke, men mikroskopisk er strukturen uordnet til forskel fra den ordnede struktur, der kendetegner krystaller.

Og her er vi tilbage til spørgsmålet, om stoffet er fast eller flydende, for svaret viser sig at afhænge af, hvor længe vi kigger. Til korte tider ligner den underkølede væske til forveksling et fast stof, mens det til lange tider vil flyde.

Da stort set alle stoffer kan blive til en glas, kan man sige, at glas er en tilstandsform og ikke kun et materiale vi bruger til vinduer og flasker. Vinduesglas er en glas, men det er det meste plastic også. Bolsjer er sukker på glasform, og lava er sejflydende stenmasse - og kan størkne til obsidian, en glas af sten.

Du kan læse Fysik på Roskilde Universitet

Sådan er studiet

På Roskilde Universitet er [Fysik](#) og [Physics](#) en del af den [Naturvidenskabelige Bachelor](#). Det første år bliver du trænet i centrale naturvidenskabelige teorier, metoder og modeller på højeste niveau. På andet og tredje år specialiserer du dig i to fag. Det giver dig et stærkt fundament og gør dig til en dygtig fysiker, der samtidig kan tænke på tværs af de naturvidenskabelige fag.

Fysik eller Physics kan læses i kombination med ét af flg. fag:

Fysik

- Environmental Biology
- Filosofi og Videnskabsteori
- Kemi

Se mere om kombinationsmulighederne på ruc.dk/bachelor/fysik

Physics

- Chemistry
- Computer Science
- Datalogi
- Mathematics
- Molecular Biology

Se mere om kombinationsmulighederne på: ruc.dk/bachelor/physics

På kandidatuddannelsen kan du læse [Physics and Scientific Modelling](#).

Sådan er din hverdag

Fra start til slut i studiet er du tæt på forskerne. Gennem dine projekt- og kursusvalg arbejder du videnskabeligt og kan være med til at skabe innovative løsninger på virkelighedens problemer. Dit projektarbejde kan måske indgå som en del af et større forskningsprojekt, eller du kan samarbejde med eksterne virksomheder og organisationer, hvis du har lyst til det.

På hvert semester arbejder du halvdelen af tiden med kurser inden for det naturvidenskabelige område. Nogle kurser er obligatoriske og giver dig den nødvendige faglige ballast. Men der er også kurser, du selv vælger efter interesse. Den anden halvdel af tiden arbejder du med et projekt.

Projektarbejdsformen skærper din evne til at analysere og samarbejde, og du kan samtidig fordybe dig i det, du finder fagligt interessant. Karrieremæssigt lærer du således at mestre en række af de færdigheder, erhvervslivet efterspørger allermost; evnen til at projektløse, samarbejde, kommunikere, nytænke og løse komplekse problemer.

Kig



Lyt



Åbent Hus



Uddannelse



Karriere

