

Vann – et vanlig stoff med uvanlige egenskaper

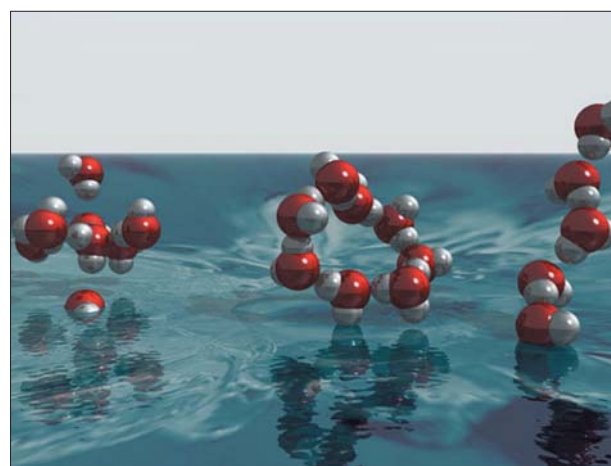
Av professor Tor Dahl
Institutt for kjemi, Universitetet i Tromsø

Vann er vel, ved siden av luften vi puster i, det stoffet som vi har mest kontakt med i dagliglivet, og som vi er mest fortrolig med av alle stoffene på jorden. Nettopp fordi vi er så fortrolig med det, tenker vi sjelden over at dette stoffet er et svært spesielt stoff i forhold til andre stoffer i naturen. At det er et av de stoffene det finnes mest av, er vi kanskje klar over, men de færreste har vel reflektert over hvorfor det finnes så mye av det. Og hvor mange er det som synes det er rart at isen flyter oppå vannet i stedet for å synke til bunns? Men det er faktisk slik at alle andre stoffer som vi kjenner fra hverdagen, vil synke i sin egen væske når de størkner. Dette er ett eksempel på at vannet har helt spesielle egenskaper i forhold til de mange 10-talls millioner andre stoffer vi kjenner i dag.

Hvorfor finnes det så mye vann på jorden?

Vannets kjemiske formel er H_2O . Et vannmolekyl består altså av to hydrogen-atomer og ett oksygen-atom. Den første forutsetningen for at det skal finnes mye vann på jorden, er at det finnes store mengder av disse grunnstoffene. Den totale mengden av de forskjellige grunnstoffene i jordskorpen, havet og atmosfæren er bestemt av hva som var til stede da jorden ble dannet, og hva som er blitt tilført fra verdensrommet senere. Denne mengden kan dermed ikke vi mennesker påvirke, og den har vært nokså konstant gjennom millioner av år. Av alle atomene som finnes på jorden, utgjør oksygenatomene over halvparten, mens hydrogenatomene utgjør ca. 15 %. Oksygen er dermed klart det grunnstoffet som det finnes mest av, mens hydrogen er nr. tre, så vidt slått av silisium.

Vi kan dermed slå fast at oksygen og hydrogen er blant de grunnstoffene det finnes mest av på jorden. Men den andre forutsetningen for at det skal finnes mye vann, er at denne forbindelsen mellom hydrogen og oksygen er spesielt stabil. Jeg skal ikke her gå inn på hvordan man kan tallfeste stabiliteten av en kjemisk forbindelse, men en indikasjon kan man få ved å se på den varmemengden som frigjøres når atomene reager og danner denne forbindelsen. Å blande hydrogen



og oksygen gass bør man helst ikke gjøre. Det er nemlig denne blandingen som kalles knallgass. Det kan gå bra en stund, men dukker det opp en ørliten gnist eller lignende, får vi en kraftig eksplosjon. Dersom 2 gram hydrogen og 16 gram oksygen reagerer på denne måten, dannes det 18 gram vann, og det frigjøres samtidig en varmemengde på 286 kilojoule, eller 68 kilokalorier. Dette er den varmemengden som skal til for å varme opp 1 liter vann 68 grader. Den reaksjonen som her er beskrevet, var den som skjedde da luftskipet Hindenburg eksploderte over New Jersey i 1937. I en mer kontrollert form foregår reaksjonen i brenselceller, og når hydrogen brukes som drivstoff i bilmotorer.

Man forstår også hvor stabilt vannmolekylet er når man ser hvor mange kjemiske reaksjoner som ender opp med vann som et av sluttproduktene. Alle de viktigste forbrenningsreaksjonene i kroppen gir vann og karbondioksid som hovedprodukter. Man kan faktisk si at de fleste kjemiske reaksjoner før eller siden fører til vann, forutsatt at det finnes hydrogen og oksygen i utgangsstoffene.

Vi kan altså slå fast at det finnes mye vann på jorden fordi det finnes mye oksygen og hydrogen, og fordi forbindelsen mellom disse grunnstoffene, som altså er vann, er en særlig stabil forbindelse.

Hvorfor betyr det noe at is er lettere enn vann?

Av de stoffene som finnes på jorden som er relativt kjent, er det ingen andre enn vann som er tyngre i fly-

tende enn i fast tilstand. For de fleste stoffene blir tettheten redusert med 10 - 20 % når de smelter. Tettheten av is ved 0° C er 0.917 g/ml, mens tettheten av vann ved +4° C er 1.00 g/ml. Det betyr at tettheten avtar med over 8 %, eller om man vil, at volumet øker med over 8 % når vann fryser til is.

Hva ville skjedd en kald vinterdag med en innsjø eller en fjord, dersom vannet hadde oppført seg slik som alle andre vanlige stoffer, hvor altså den faste fasen er tyngre enn den flytende? Jo, det øverste laget av vannet ville blitt avkjølt av den kalde lufta og frosset til is. Hvis denne isen var tyngre enn vannet, ville den synke til bunns. Deretter ville et nytt overflatesjikt av vannet fryse til is og synke til bunns. Slik ville det fortsatt til hele innsjøen eller fjorden var bunnfrosset. Svært mye av livet i vannet, bl. a. fiskene, ville dø.

Vi skal altså være glade for at vannet på dette punktet oppfører seg annerledes enn andre stoffer. Men hvis jeg nå skal forklare hvorfor vannet oppfører seg slik, må jeg først forklare litt om intermolekylære krefter, spesielt om den typen intermolekylære krefter som kalles hydrogenbindinger. Å forklare vannets egenskaper uten å nevne hydrogenbindinger er like meningsløst som om en historiker skulle forklare utviklingen i Europa på 1900-tallet uten å nevne de to verdenskrigene.

Intermolekylære krefter. Hydrogenbindinger

Alle stoffer kan opptre i tre mulige fasetilstander, avhengig av hvilken temperatur og hvilket trykk som er til stede. Disse fasetilstandene er *gassfase*, *fast fase* og *væskefase*. I en gass beveger stoffets molekyler seg nesten helt fritt i forhold til hverandre (Fig. 1 a). En gass kan dermed lett forandre både volum og ytre form. I fast fase holdes molekylene sammen av intermolekylære krefter (stiplet på Fig. 1 b). Dette er krefter som er svakere enn

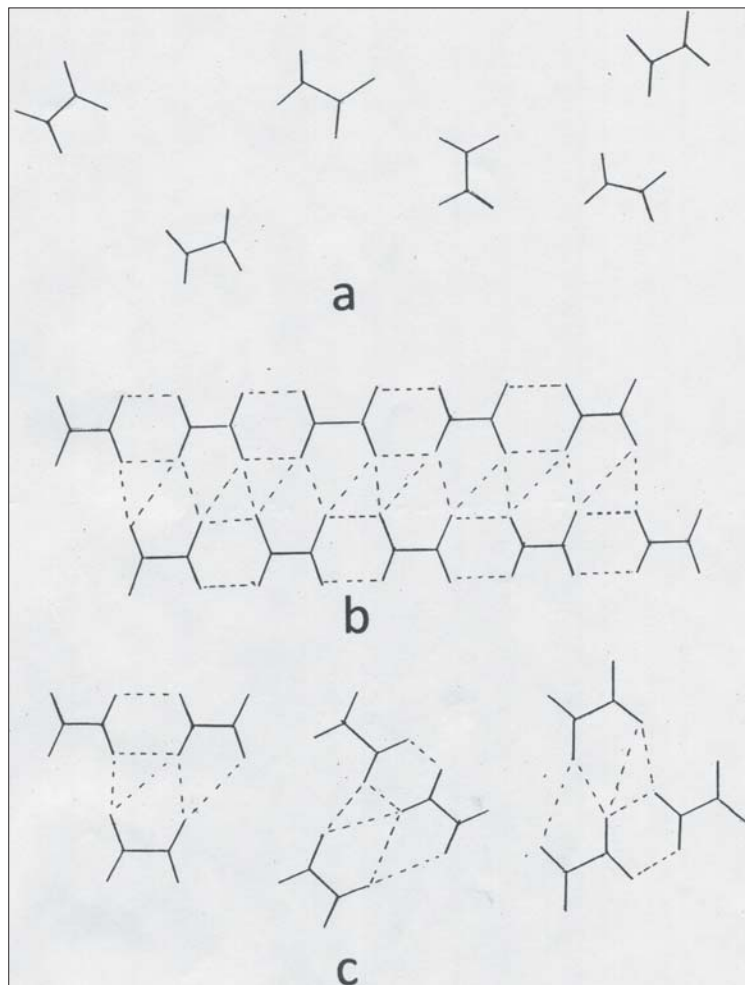
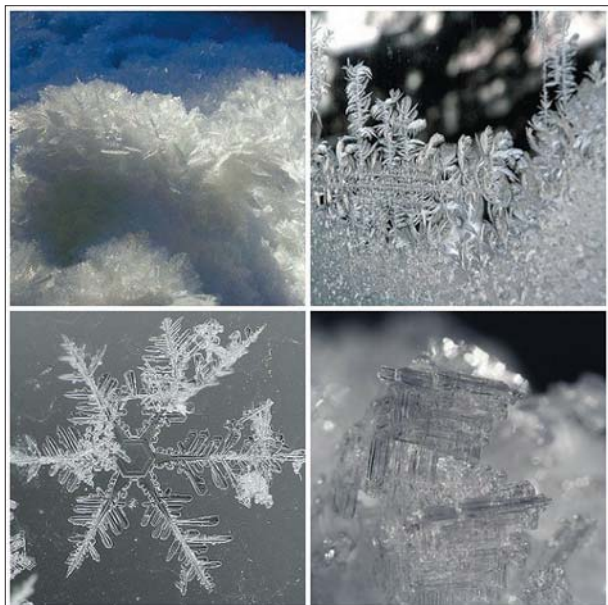


Fig. 1. Generelt for molekylers innbyrdes forhold i gassfase (a), fast fase (b) og væskefase (c).

de kjemiske bindingene som holder atomene i molekylet sammen (de heltrukne linjene på Fig. 1 b). De intermolekylære kreftene virker altså mellom forskjellige molekyler, mens de kjemiske bindingene virker mellom atomene innen ett og samme molekyl. Selv om de intermolekylære kreftene er relativt svake, er de likevel sterke nok til at molekylene i denne fasen nesten ikke kan bevege seg i forhold til hverandre. Derfor er faste stoffer nesten uforanderlige med hensyn til både volum og med hensyn til ytre form, og de fleste danner en særlig velordnet tilstand som kalles krystallinsk. Væskefasen (Fig. 1 c) er litt mer komplisert. Her holdes molekylene også sammen av intermolekylære krefter, men de intermolekylære kreftene brytes og dannes på nytt uavbrutt i stadig nye mønstre. Dermed vil væskens ytre form stadig kunne forandres, mens volumet hele tiden er nesten konstant.

De intermolekylære kreftene betyr altså svært mye for hvordan et stoff oppfører seg. Vi må derfor se litt nærmere på disse kreftene. Man deler dem gjerne inn i to hovedtyper. Den ene hovedtypen kalles i mange nyere lærebøker for dipol-dipol-binding, men jeg skal her holde meg til det mer klassiske navnet *van der Waals krefter*. Den andre hovedtypen kalles hydrogenbindinger



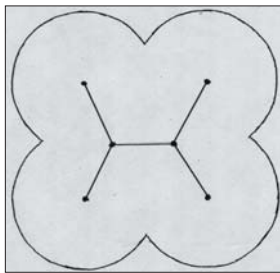


Fig. 2. Van der Waals radius.

ger, og dem skal vi skal se mer på etter hvert. Det som er typisk for van der Waals krefter, er at de blir sterkere og sterkere etter hvert som atomene i nabomolekylene kommer nærmere hverandre, inntil en viss grense som nabomolekylene ikke kommer innenfor. Hvert molekyl har altså en slik grense, som kalles van der Waals radius, og som er vist på Fig. 2. I de faste stoffene hvor molekylene bare holdes sammen av van der Waals krefter, vil altså molekylene pakke seg sammen så tett de kan uten at de kommer innenfor van der Waals radius til hverandre. På Fig. 3 ser vi hvordan molekylene i stoffet som kalles cyanurtriazid pakker seg sammen i krystallgitteret i fast fase. Det vil alltid finnes

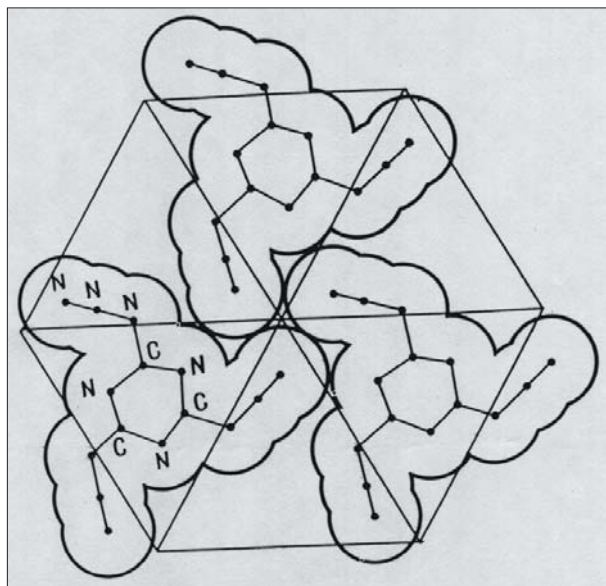


Fig. 3. Molekylpakningen av cyanurtriazid.

van der Waals krefter mellom molekylere som er i nærheten av hverandre, uansett hvilke atomer molekylene består av.

Hydrogenbindingene er på mange måter mer spesielle enn van der Waals kreftene. De er normalt sterkere enn van der Waals kreftene, men de vil bare kunne dannes dersom det finnes noen spesielle atomgrupper i molekylene. Disse gruppene er vist på Fig. 4. Det må altså finnes en O-H-gruppe eller en N-H-gruppe i det ene molekylet og et O-atom eller et N-atom i nabomolekylet. For at hydrogenbindingene skal bli sterke, stilles det også to viktige krav til hvordan molekylene er orientert i forhold til hverandre. Det ene kravet er at O-H-

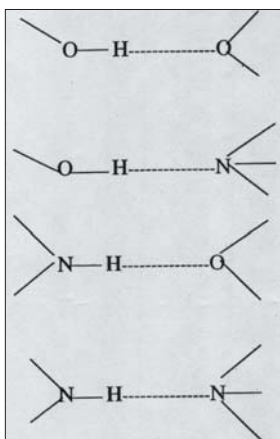


Fig. 4. Atomgruppene som kan danne hydrogenbindinger.

gruppen eller N-H-gruppen peker rett mot O-atomet eller N-atomet i nabomolekylet, slik som på Fig. 4. Det andre kravet er at O-H-gruppen eller N-H-gruppen peker rett inn mot et såkalt ledige elektronpar hos O- eller N-atomet hos nabomolekylet. Dette er illustrert for vannmolekylet på Fig. 5. Vi ser at vannmolekylet ikke er rettlinjert, og at O-atomet har to ledige elektronpar som er vist som dobbeltprikker på Fig. 5a. Også de ledige elektronparene peker ut i rommet i spesielle retninger. Dette er vist på Fig. 5b, hvor det ene elektronparet peker på skrå mot oss, ut av papirplanet, mens det andre peker på skrå fra oss, inn i papirplanet. Siden O-atomet har to ledige elektronpar, kan det peke to hydrogenbindinger inn mot O-atomet og to hydrogenbindinger ut fra O-H-gruppene i hvert vannmolekyl. Hvert vannmolekyl kan altså være omgitt av fire hydrogenbindinger og disse må peke i retninger som er vist på Fig. 5c, hvor hydrogenbindingene som går ut fra O-H-gruppene er i papirplanet, mens de som går inn mot de ledige elektronparene, peker ut av papirplanet og inn i papirplanet.

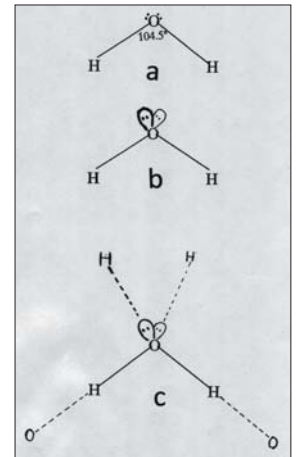


Fig. 5. Vannmolekylets form (a), med de ledige elektronpar markert (b) og hydrogenbindinger (c).

Hvilke konsekvenser har så dette for hvordan vannmolekylene plasserer seg i forhold til hverandre i en iskrystall? Dersom det ikke fantes hydrogenbindinger mellom vannmolekylene, bare van der Waals krefter, ville molekylene pakket seg så tett som mulig, slik som på Fig. 6a. Men med en slik molekylpakning er kravene for at det skal kunne dannes sterke hydrogenbindinger mellom molekylene ikke oppfylt, siden O-H-gruppene ikke peker inn mot noe O-atom i nabomolekylet. I stedet vil molekylene pakke seg sammen omtrent slik som på Fig. 6b. Siden hydrogenbindingene er så sterke, vil de kunne bringe molekylene noe innenfor van der Waals radius til hverandre, men det vil samtidig oppstå store hulrom. Molekylene pakker seg altså ikke så tett som mulig. Fig. 7 viser i tre dimensjoner hvordan vannmolekylene

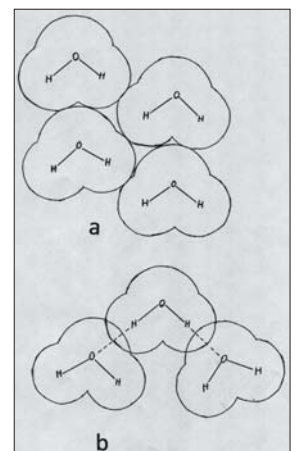


Fig. 6. Vannmolekylene pakkes dersom den hadde vært bestemt av van der Waals krefter (a), og når den er bestemt av hydrogenbindinger (b).

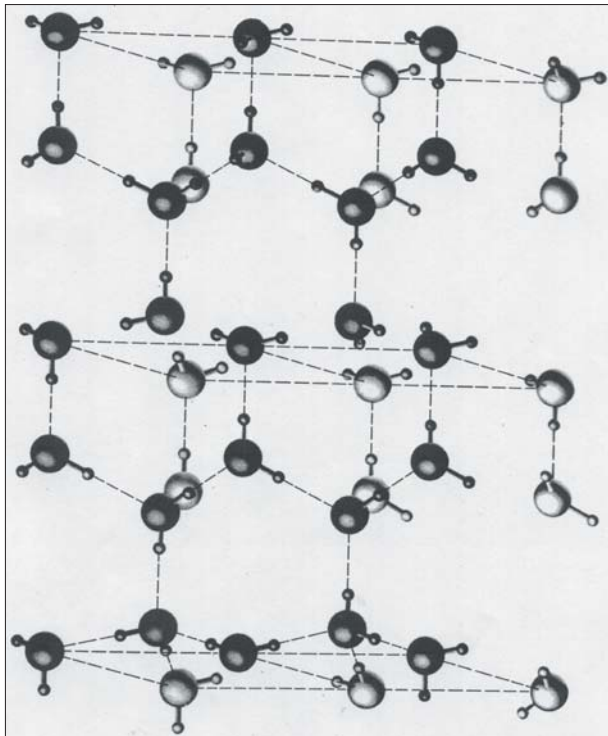


Fig. 7. Molekylpakningen i is.

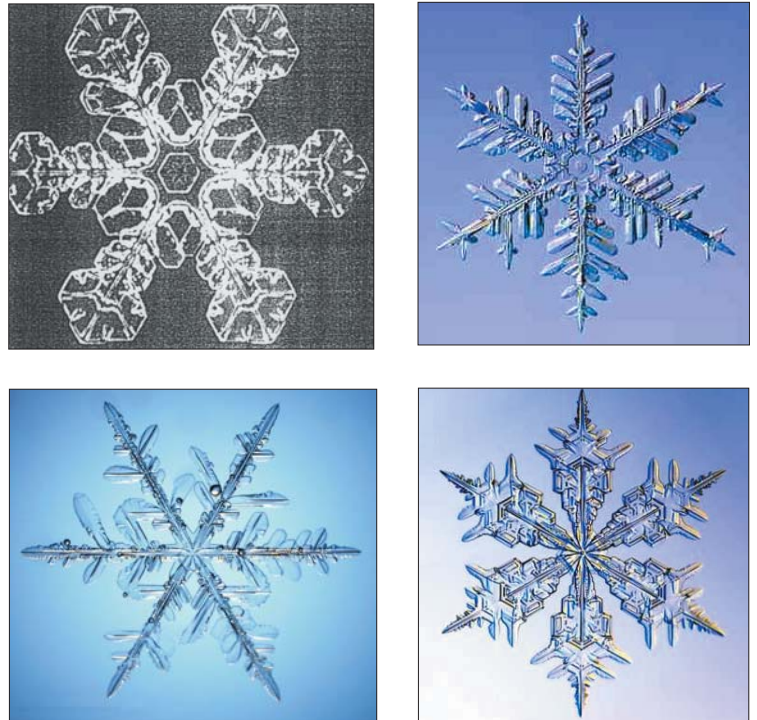


Fig. 8. Iskrystall.

pakker seg sammen i iskrystallene. Her er molekylene orientert slik at kravene til stabilitet er oppfylt for alle hydrogenbindingene. Som mange vet, har iskrystaller en sekstalling symmetri, slik som på Fig. 8. Denne symmetrien henger sammen med at molekylene pakker seg sammen nettopp slik som på Fig. 7, men denne sammenhengen er i dette tilfellet ganske komplisert å forklare.

Årsaken til at is er lettere enn vann, er nettopp som antydnet på Fig. 6. Det er viktigere at molekylene er orientert slik i forhold til hverandre at hydrogenbindingene blir så sterke som mulig enn at molekylene er pakket så tett som mulig. Når molekylene dermed er pakket mindre tett, slik som på Fig. 7, tar de større plass og volumet øker. Vi kan sammenligne situasjonen med den vi ville hatt, om vi skulle pakke sammen en samling trekantede byggeklosser i en eske. For at klossene skulle ta minst mulig plass, ville vi ha pakket dem slik som på Fig. 9a. Men om det nå ble bestemt at vi bare fikk lov til å pakke dem slik at de spisse kantene pekte mot hverandre, måtte man pakke dem slik som på Fig. 9b. Når det kreves at klossene skal ha en så spesiell orientering i forhold til hverandre, oppstår det store hulrom, og klossene krever større plass. På tilsvarende måte fører hydrogenbindingenes krav om hvordan vannmolekylene skal være orientert i forhold til hverandre i krystallgitteret til at molekylene pakker seg mindre tett. Dermed øker isens volum, og tettheten avtar.

Men nå vil noen spørre: Er det ikke hydrogenbindinger mellom vannmolekylene også når de er i flytende fase, og vil ikke dermed molekylene pakke seg mindre tett også i denne fasen? Jo, det er riktig. Men husk

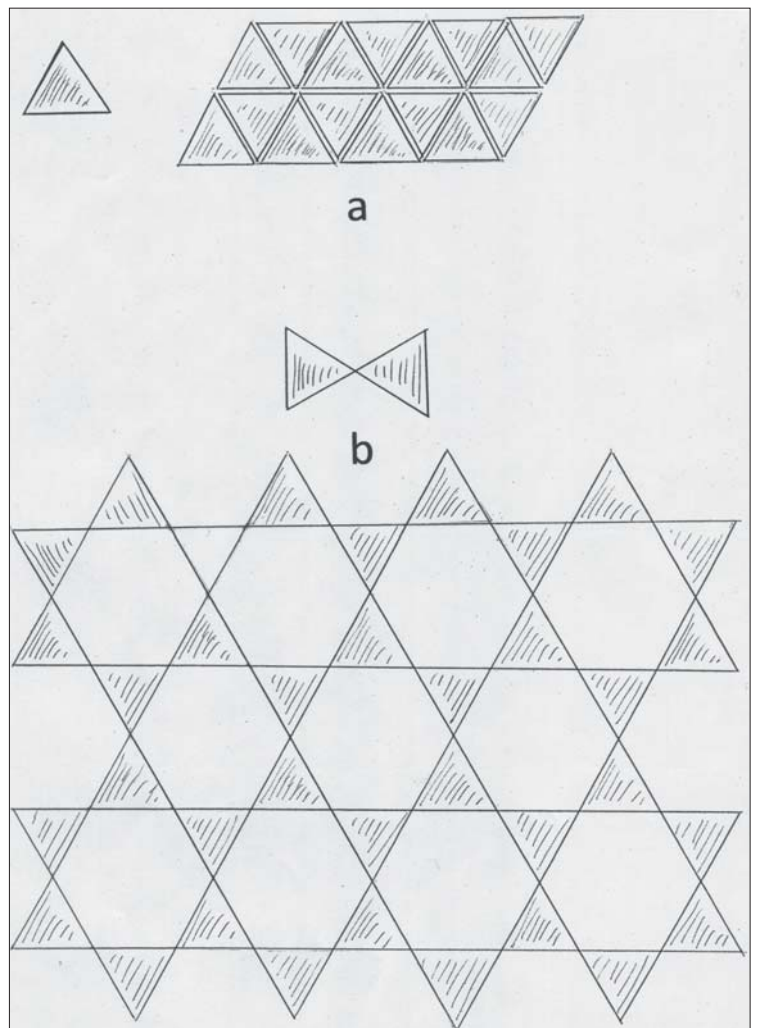


Fig. 9. Pakning av trekantede klosser når den er tettest mulig (a) og når hjørnene peker mot hverandre (b).

at i væskefasen vil de intermolekylære kreftene stadig brytes og dannes på nytt. Hvis vi kunne observert på molekylnivå hva som skjer med vannet når det stormer på havet, eller når det kastes nedover en foss, ville vi sett et fantastisk skuespill hvor hydrogenbindinger brytes og dannes på nytt i stadig nye mønstre. Til enhver tid vil en viss andel av molekylene ikke danne hydrogenbindinger til nabomolekylene. Disse molekylene vil da kunne pakke seg tettere sammen enn i den faste fasen. Dermed er molekylene i gjennomsnitt pakket tettere sammen i flytende vann enn i is, og volumet blir mindre.

Men så vil noen spørre: Hva med andre stoffer som danner hydrogenbindinger? Vil ikke situasjonen være tilsvarende, slik at molekylene også der vil pakke seg tettere i væskefase enn i fast fase? Det fins eksempler på stoffer som har de nødvendige atomgruppene for å



danne hydrogenbindinger. Men i disse stoffene er det også andre atomgrupper som ikke kan delta i hydrogenbindinger. *Det er bare i vann at hydrogenbindingene spiller en så dominerende rolle for molekylpakningen i fast fase at det fører til større volum og dermed mindre tetthet.*

Vannets spesielle egenskaper henger altså først og fremst sammen med at de intermolekylære kreftene her er så sterkt dominert av hydrogenbindinger.

Hydrogenbindinger er viktige i mange sammenhenger

Vi har nå sett hvilken betydning hydrogenbindingene har for vannets egenskaper. Fordi hvert av de forholdsvis små vannmolekylene kan omgi seg med fire hydrogenbindinger, vil hydrogenbindingene spille en større rolle her enn i andre stoffer. Hydrogenbindinger har imidlertid en avgjørende betydning også for egenskapene til mange andre stoffer. Arvestoffet DNA er et godt eksempel. Mange vet at DNA-molekylet består av en dobbelt-spiral hvor to kjeder holdes sammen av forholdsvis svake bindinger. Disse svake bindingene er nettopp hydrogenbindinger. Og det er nettopp de spesielle kravene til retningen av hydrogenbindingene som bestemmer de spesielle bindingsforholdene i DNA-molekylet, og som igjen er avgjørende for at dette molekylet kopieres nøyaktig ved celledelingen fra celle til celle og fra generasjon til generasjon. Hydrogenbindinger spiller derfor en helt sentral rolle, både i den naturen vi har rundt oss, og i den naturen vi har inni oss.



Humlebien kan ikke flyve ..., den ideelle konfirmationsgave

Er for mange af Origos artikler for svære? Prøv *Humlebien!*

I denne bog (se baksiden) kommer vi i en række spændende og morsomme historier fra naturen uhyggeligt tæt på bl.a. hvepsen. Gå til myren og bli viis, sagde den viise Salomon. Her kan man blive klog på hvorfor designargumentet er lige så vigtigt i biologien som det er blevet i fysikken. Her er "Darwins forklaringer" forklaret så selv et barn kan forstå at der er noget der halter. "Evolutionsteorien er lige så sikker som tyngdekraften," siges det. Men hvad nu hvis "Darwins forklaringer" på afgørende punkter bevæger sig på kanten af naturlovene? Tit & ofte er dét der foregår i biologien, et simpelt spørgsmål om fysik. Og bogen her viser at svaret ikke er mutationer som tryllemiddel osv.

Læs *Humlebien ...* før dit barn, og før du render ind i det umulige spørgsmål: "Hvordan kan det være at ...". Sammen kan I så overveje det fornuftige svar.