

Kemisk bindning

Innehållsförteckning

KEMISK BINDNING.....	1
INNEHÅLLSFÖRTECKNING	2
INLEDNING	3
KRAFTER PÅ LADDNINGAR	4
GRUNDLÄGGANDE (INTRAMOLEKYLÄRA) BINDNINGSTYPER	4
<i>Jonbindning</i>	4
<i>Kovalent bindning</i>	7
Ren respektive polär kovalent bindning	8
Oändliga molekylkristaller	10
<i>Jämförelse mellan jonbindning och kovalent bindning</i>	10
<i>Metallbindning</i>	11
INTERMOLEKYLÄRA BINDNINGSTYPER	11
<i>Dipol-dipol-bindning</i>	12
<i>van der Waals-bindning</i>	12
<i>Vätebindning</i>	12
ENERGIFÖRHÅLLANDEN VID BINDNINGAR	13
MATERIENS AGGREGATIONSTILLSTÅND	13
<i>Temperatur</i>	14
<i>Fasta ämnen och smältning av sådana</i>	14
<i>Flytande ämnen och förångning av sådana</i>	14
<i>Avdunstning</i>	15
<i>Gaser</i>	15
<i>Sublimering</i>	15
<i>Bindningsstyrka och smält- och kokpunkt</i>	15
<i>Densitetförändringar vid temperaturförändringar och aggregationsövergångar</i>	17
<i>Plasma</i>	17
LÖSNINGAR OCH LÖSLIGHET	17
SAMMANFATTNING	20
KÄLLFÖRTECKNING	21

Inledning

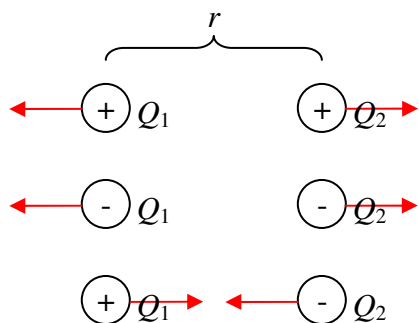
Kemisk bindning innefattar de (elektriska) krafter som binder ihop atomer till större strukturer, och är således nödvändig för existensen av i stort sett alla material på jorden och andra liknande himlakroppar i universum. I stort sett alla ämnen kan återfinnas i tre (främst) aggregationstillstånd: i gasform, i flytande form och i fast form (beroende på tryck och temperatur). För vatten, exempelvis, kallas dessa tillstånd för vattenånga, (flytande) vatten och is. Utan den kemiska bindningen skulle all materia (som mest) förekomma som enatomiga gaser; mer avancerade, gasformiga molekyler liksom alla sorters vätskor och fasta ämnen skulle vara omöjliga, abstrakta, konstruktioner.

Krafter på laddningar

Eftersom kemiska bindningar ofta kan beskrivas som attraktioner mellan olika laddade partiklar, är det fördelaktigt att känna till grundläggande teori om de krafter som verkar på elektriskt laddade partiklar. Krafterna på två laddade partiklar verkar längs den räta linjen mellan partiklarna. Krafterna på två partiklar med olika tecken på laddningarna (positiva respektive negativa laddningar) verkar attraherande, medan krafterna på två partiklar med lika tecken på laddningarna verkar repellerande. Krafterna är proportionella mot produkten av laddningarna och omvänt proportionella mot kvadraten på avståndet mellan partiklarna, enligt Coulombs¹ lag

$$F = k \frac{Q_1 Q_2}{r^2}$$

där F är kraften (oavsett riktning) som verkar på varje partikel, Q_1 är laddningen på den ena partikeln, Q_2 laddningen på den andra partikeln och r är avståndet mellan partiklarna. Proportionalitetskonstanten k beror på mediet som innehåller laddningarna. För vakuum gäller $k = 8,99 \times 10^9 \text{ Nm}^2/\text{C}^2$.



Detta medför att den attraherande/repellerande kraften ökar med större laddningar och minskar med större avstånd mellan laddningarna. Detta har, som vi kommer till senare, betydelse för hur starka olika kemiska bindningar är.

Grundläggande (intramolekylära) bindningstyper

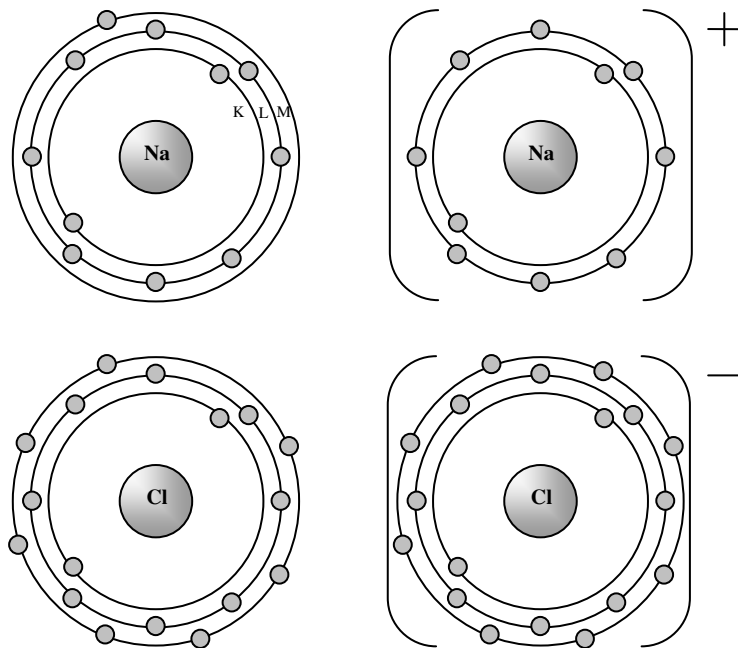
En atom består av en positivt laddad kärna med positiva protoner (p^+) och neutrala neutroner (n^0) samt rörliga och negativt laddade elektroner (e^-) i banor runt kärnan. En atom är alltid totalt sett oladdad, varför antalet protoner alltid är lika med antalet elektroner. Elektronerna är uppdelade i skal (energinivåer); elektronerna i det yttersta skalet benämns *valenselektroner* (ve^-). Det yttersta skalet kan innehålla som mest åtta valenselektroner (förutom beträffande atomerna väte och helium i den första perioden i periodiska systemet, vars enda och yttersta skal endast kan innehålla två elektroner). En atom som har ett fullt yttersta skal sägs ha *ädelgasstruktur* och är mycket stabil. Kemiska bindningar resulterar ofta i att atomer uppnår ädelgasstruktur.

Jonbindning

En metallatom, som endast har få valenselektroner, kan uppnå ädelgasstruktur genom att *oxideras* (ge ifrån sig elektroner), så att antalet valenselektroner blir noll, och det yttersta skalet blir skalet strax innanför, som är fullt. En icke-metallatom, som har många valenselektroner,

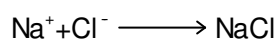
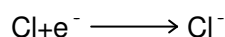
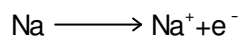
¹ Efter fransmannen och fysikern Charles Coulomb (1736-1806).

kan uppnå ädelgasstruktur genom att *reduceras* (ta upp elektroner) så att antalet valenselektroner blir åtta (eller två för väte). En metall och en icke-metall kan således reagera med varandra, där metallen lämnar ifrån sig sina valenselektroner och blir en positiv atomjon (katjon) och icke-metallen tar upp elektronerna och blir en negativ atomjon (anjon), under förutsättning att metallen behöver ge bort lika många elektroner som icke-metallen behöver ta upp. Båda dessa joner uppnår då ädelgasstruktur. Om metallatomen behöver ge bort ett antal elektroner som är skilt från antalet elektroner som icke-metallatomen behöver ta upp kan detta kompenseras med att olika antal metallatomer och icke-metallatomer deltar i reaktionen. Nedan exempel med metallatomen natrium och icke-metallatomen klor.

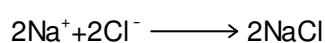
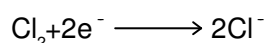
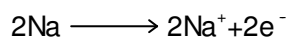


Figur 1: Överst t.v. en natriumatom med elva elektroner, varav en i det yttersta skalet. Om atomen avger en elektron får den ett fullt yttersta skal, se figuren t.h. Den blir då en positivt laddad natriumjon. Nederst t.v. en kloratom med 17 elektroner, varav sju i det yttersta skalet. Om atomen upptar en elektron får den ett fullt yttersta skal, se figuren t.h. Den blir då en negativt laddad kloridjon. I verkligheten är avståndet mellan kärnorna och elektronerna mycket större än vad illustrationerna visar.

På grund av de bildade jonernas olika laddningar uppkommer en elektrostatisk attraktion mellan dessa; de binds till varandra och bildar *jonkristaller (salt)*. Detta är *jonbindning*. Ett enkelt exempel på denna bindningstyp är just reaktionen mellan natrium (1 ve⁻) och klor (7 ve⁻):

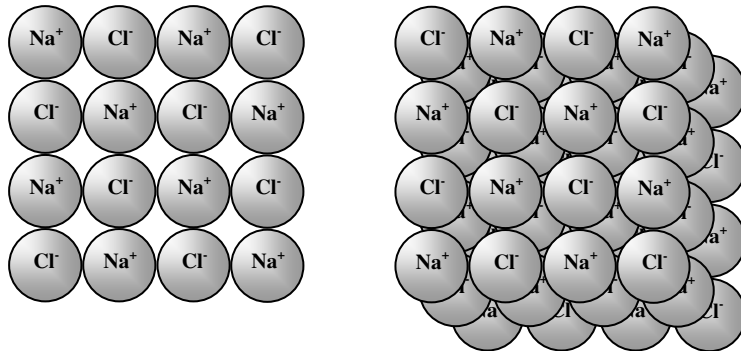


Varje natriumatom ger ifrån sig en elektron och varje kloratom tar upp en elektron. Således uppnår båda partiklarna ädelgasstruktur. I praktiken förekommer klor emellertid enbart som klorgas, Cl₂, varför den egentliga reaktionen blir:



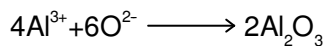
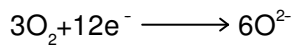
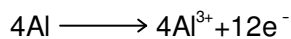
I båda fallen bildas envärt positiva natriumjoner (Na⁺) och envärt negativa kloridjoner (Cl⁻). På grund av den elektrostatiska attraktionen kommer dessa att bindas till varandra och bilda saltet natriumklorid (NaCl; "koksalt").

I jonkristaller binds de ingående jonerna till varandra i ett *oändligt* tredimensionellt mönster. Ett stycke salt består således av en enda jonkristall, med endast en sorts bindningar. I fallet med natriumklorid är varje positiv natriumjon omgiven av sex negativa kloridjoner, och tvärt om. Ett litet saltkorn kan innehålla omkring 10^{20} joner i ett sådant kristallmönster.



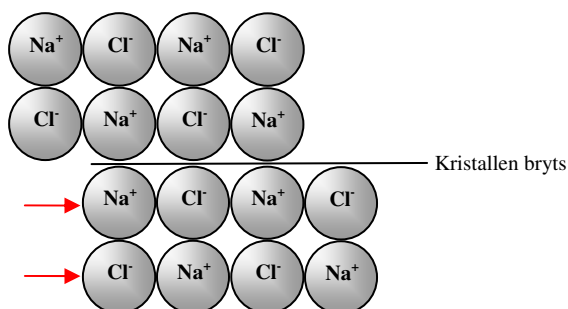
Figur 2: En jonkristall av natriumklorid. Varje natriumjon binder sex kloridjoner, och tvärt om i ett oändligt tredimensionellt mönster.

Kristaller är elektriskt neutrala, varför antalet ingående natriumjoner i exemplet ovan förhåller sig till antalet ingående kloridjoner som 1:1; därav formeln NaCl. När exempelvis aluminium ($3 ve^-$) och syre ($6 ve^-$) bildar saltet aluminiumoxid kommer varje aluminiumatom att ge ifrån sig tre valenselektroner och varje syreatom att ta upp två valenselektroner för att få ädelgasstruktur. För att antalet avgivna elektroner ska vara lika med antalet upptagna elektroner krävs det ett förhållande 2:3 mellan antalet aluminiumatomer (senare aluminiumjoner) och antalet syreatomer (senare oxidjoner), varför saltets formel blir Al_2O_3 . I formeln nedan tas även hänsyn till att syre förekommer som syrgas, O_2 .



Enligt Coulombs lag är den attraherande kraften större för större laddningar och mindre för längre avstånd mellan laddningarna. Således blir bindningsstyrkan högst hos salter med joner som har höga laddningar; exempelvis är bindningsstyrkan hos magnesiumoxid (av de tvåvärdade jonerna Mg^{2+} och O^{2-}) större än hos natriumklorid som består av envärdade joner. Bindningsstyrkan blir även större för joner med mindre radier än för joner med större radier.

Salter är spröda och svårböjliga. Detta beror på bindningstypen. I saltkristaller sitter positiva och negativa joner mot varandra p.g.a. den elektrostatiske attraktionen. Om en saltkristall böjs kommer jonernas positioner att förskjutas så att lika laddade joner kommer nära varandra, vilket gör att kristallstrukturen bryts av partiklarnas repulsion.



Många mineral är jonföreningar; bland annat Gotlands berggrund utgörs av den vanliga bergarten kalksten, som är uppbyggd av saltet kalciumkarbonat, CaCO_3 .

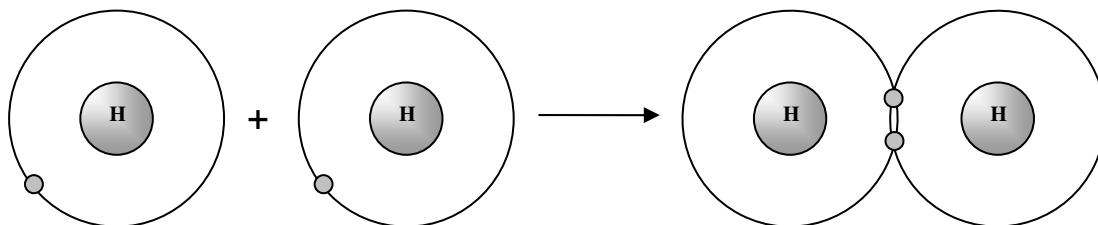
Kovalent bindning

Metaller och icke-metaller kan således bindas genom att metallatomerna ger ifrån sig elektroner till icke-metallatomerna, så att atomerna får ädelgasstruktur. Detta ger upphov till olika laddade joner som via den elektrostatiska attraktionen binds till varandra och skapar saltkristaller.

Två icke-metallatomer kan också uppnå ädelgasstruktur genom att de *delar* på elektronpar. Detta gör vidare att de negativa elektronerna återfinns mellan de positiva atomkärnorna, varför den elektrostatiska attraktionen binder ihop atomerna. Detta kallas *kovalent bindning* (elektronparbindning, molekylbindning). Resultatet blir *molekyler* som – till skillnad från jonkristaller – i de flesta fall är *ändliga*, d.v.s. att endast ett visst antal atomer ingår i de strukturer som bildas. Ingen kovalent bindning uppstår mellan molekylerna. I brist på en annan bindningstyp mellan molekylerna skulle således alla molekylföreningar (såsom vatten) vara i gasform. Detta är emellertid inte sanningen, utan krafter (bindningar) verkar även mellan molekyler. Sådana, i regel svaga, *intermolekylära* krafter kommer vi till senare.

Salters formler anger som nämnt förhållandet mellan de ingående jonerna i den oändliga kristallstrukturen, exempelvis NaCl (1:1) och Al_2O_3 (2:3). Beträffande de ändliga molekylerna, däremot, anger formlerna det totala antalet av de ingående atomerna. Klorgas (Cl_2) och syrgas (O_2), som nämnts i tidigare exempel, är exempel på kovalenta molekylföreningar som således består av två kloratomer respektive två syreatomer.²

Ett enkelt exempel på kovalent bindning är vätgas. En vätgasmolekyl består av två väteatomer som vardera har en valenselektron. Genom att de delar på ett elektronpar får båda atomerna två valenselektroner, d.v.s. ädelgasstruktur. Elektronerna binder sedan ihop de båda atomerna.



Figur 3: Två väteatomer delar på ett elektronpar, vilket ger atomerna ädelgasstruktur. Dessutom binder elektronerna, via den elektrostatiska attraktionen, ihop atomerna till en vätgasmolekyl, H_2 .

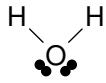
Molekyler ritas ofta med atomernas beteckningar med streck mellan; varje streck representerar då ett delat elektronpar. Vätgasmolekylen kan således ritas:



En annan enkel molekyl är vattenmolekylen H_2O (systematiskt namn diväteoxid eller diväte-monoxid), som består av två väteatomer och en syreatom. Syreatomen delar ett elektronpar med varje väteatom. På så sätt får varje väteatom två valenselektroner och syreatomen åtta

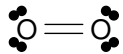
² Molekylformler som endast anger förhållandena mellan antalen av de ingående atomerna används också och kallas *empiriska formler*. Ett exempel är glukosmolekylen (en sockerart; ”druvsocker”) som har formeln $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ och den empiriska formeln CH_2O . Den verkliga formeln för en molekyl är produkten av den empiriska formeln och ett naturligt tal (positivt heltal). För glukos gäller $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = (\text{CH}_2\text{O})_n$ där $n = 6$.

valenselektroner; alla atomerna uppnår ädelgasstruktur. De valenselektroner som inte delas (d.v.s. inte ingår i någon bindning) ritas ibland ut som punkter.

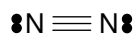


Vinkeln mellan de båda väteatomerna är 104,5°.

I vissa molekyler delar atomer på mer än ett elektronpar för att uppnå ädelgasstruktur. Dessa bindningar kallas dubbelbindningar (två par delas) och trippelbindningar (tre par delas) i motsats till vanliga enkelbindningar (ett par delas). Ett vanligt exempel på molekyl med dubbelbindning är syrgasmolekylen, O₂, som till omkring 21 % ingår i jordens atmosfär och som alla djur andas in och använder till att via cellandningen omvandla kemisk energi i födoämnen till för organismen nyttig energi.



Ett vanligt exempel på molekyl med trippelbindning är kvävgasmolekylen, N₂, som upptar omkring 78 % av jordatmosfären och som innehåller det, för livet på jorden, centrala ämnet kväve. Kvävefixerande bakterier och nitrifikationsbakterier omvandlar kvävgasen i atmosfären till andra kväveföreningar (NH₄⁺, NO₂⁻, NO₃⁻) som används i organismer till bland annat proteiner och DNA (deoxiribonukleinsyra).



Kovalenta bindningar blir starkare ju högre elektrontätheten är mellan de bundna atomerna. Eftersom mindre atomer ger elektronbanorna kortare omkrets ökar elektrontätheten, varför mindre atomer ger starkare kovalenta bindningar. Även dubbel- och trippelbindningar ökar elektrontätheten mellan de ingående atomerna, varför även sådana bindningar ökar bindningsstyrkan.

Ren respektive polär kovalent bindning

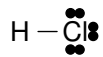
Kovalenta bindningar där de ingående atomerna delar jämnt på (”drar” lika mycket i) bindningselektronerna kallas för rena kovalenta bindningar. Exempel på rena kovalenta bindningar är givetvis molekyler som består av endast ett och samma grundämne, såsom vätgas (H₂), syrgas (O₂), kvävgas (N₂) och klorgas (Cl₂).

Grundämnens (atomers) förmåga att upptaga elektroner och bilda negativa joner anges av deras *elektronegativitet*. Icke-metaller, som har många valenselektroner och enklast får ädelgasstruktur genom att just ta upp elektroner har generellt sett hög elektronegativitet. Elektronegativiteten för icke-metaller är dessutom som störst hos små atomer, eftersom valenselektronerna i sådana atomer har mindre avstånd till den positiva kärnan och således attraheras starkare av den. Metaller, som har få valenselektroner och enklast får ädelgasstruktur genom att avge elektroner och bilda positiva joner, har istället låg elektronegativitet; de har tvärtom hög *elektropositivitet*. Dessutom har metallatomer lägre elektronegativitet/högre elektropositivitet ju större de är, ty valenselektronerna i en stor atom har stort avstånd till den positiva, attraherande, kärnan, vilket gör att de kan tas bort med förhållandevis lite energi. Elektronegativiteten för ett ämne anges ofta med ett tal i Paulings skala; högst elektronegativitet har icke-

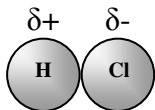
metallen fluor med 4,0 och lägst elektronegativitet har metallen cesium (ev. francium) med 0,7. Elektronegativiteten är således som störst uppåt (mindre atomer) och åt höger (mer icke-metallskaraktär) i det periodiska systemet, och det motsatta gäller för elektropositiviteten.

När två atomer med olika elektronegativitet binds kovalent kommer elektronerna i bindningarna att förskjutas åt den mest elektronegativa atomen. Detta kan ge upphov till molekyler med två delvis laddade ändar; sådana molekyler benämns *dipoler*.

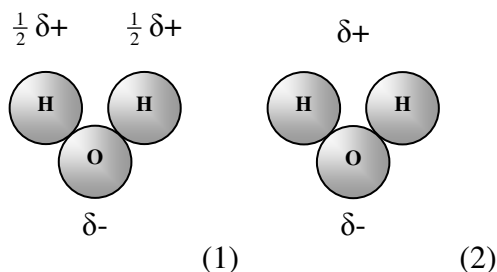
Ett vanligt exempel på en dipol är vätekloridmolekylen HCl:



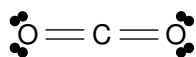
Klor har högre elektronegativitet än väte, varför elektronerna kommer att bli något förskjutna åt kloratomen och molekylen kommer att få en negativ ände vid kloratomen och en positiv ände vid väteatomen. Detta brukar visas med att δ (grekiska bokstaven gemena delta) infogas vid ändarna tillsammans med laddningsförskjutningens tecken vid respektive ände.



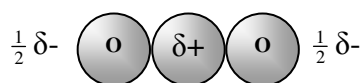
Ett annat mycket vanligt exempel på en dipol är vattenmolekylen H₂O. En syreatom är mer elektronegativ än en väteatom, varför elektronerna kommer att förskjutas åt syreatomen i de två enkelbindningarna i molekylen, som då blir den negativa änden. De båda väteatomerna blir istället något mer positiva (se ill. 1 nedan), och tyngdpunkten av de båda väteatomernas laddningar blir molekylen positiva ände (se ill. 2 nedan).



En dipol är således en polärt bunden molekyl där de olika laddningsförskjutningarnas tyngdpunkter inte sammanfaller. Detta innebär att en polärt bunden molekyl faktiskt inte måste vara en dipol; om laddningarnas tyngdpunkter sammanfaller blir molekylen opolär. Ett vanligt exempel på en polärt bunden – men opolär – molekyl är koldioxidmolekylen CO₂:



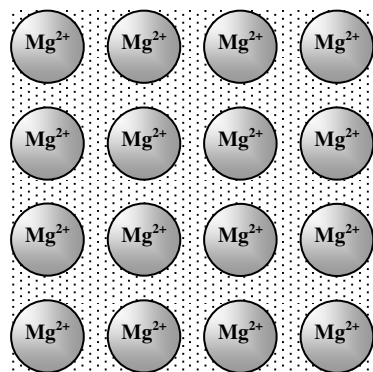
Syre har högre elektronegativitet än kol, varför syreatomerna kommer att få negativa laddningsförskjutningar medan kolatomen får en positiv laddningsförskjutning.



Tyngdpunkten för de negativa laddningsförskjutningarna blir emellertid i molekylen mitt – vid den positiva laddningsförskjutningen. Detta gör att molekylen inte är en dipol.

Metallbindning

Eftersom metaller återfinns som flytande ämnen och i fast form i naturen måste även metallatomer kunna bindas till varandra. Metallatomer är i regel elektropositiva och vill således avge elektroner, för att uppnå ädelgasstruktur. När flera metallatomer återfinns i ett material har de avgivit valenselektroner som istället återfinns i ett gemensamt "elektronmoln" mellan atomkärnorna. Eftersom metallatomerna avgivit elektronerna har de i praktiken blivit positivt laddade "joner". Det gemensamma, negativt laddade, elektronmolnet binder då ihop atomerna via elektrostatiske attraktion. Eftersom de avgivna valenselektronerna kan röra sig fritt i materialet – de är fullständigt delokaliserade – leder metaller i regel ström bra.



Figur 4: Metallbindning av magnesium. Det finns två gånger så många elektroner i det gemensamma elektronmolnet som tvåvärdade "magnesiumjoner".

Metallbindningens styrka beror, enligt Coulombs lag, på atomkärnornas och elektronmolnets laddningar, d.v.s. på hur många valenselektroner metallatomerna har avgivit samt på metallatomernas radier. *Metallradien*, som definieras som halva avståndet mellan två atomkärnor, minskar vid större bindningsstyrka. Starkare bindning ger således också högre densitet.

Metaller bildar, precis som salter, oändliga, tredimensionella kristallstrukturer. Ett stycke metall består således av en enda metallkristall, överallt med samma metallbindning.

Metaller är dock, till skillnad från salter, böjliga. När en metall böjs så förskjuts förvisso metallstrukturen, men det gemensamma elektronmolnet hindrar effektivt de positiva metalljonerna från att repellera varandra. Böjning gör emellertid att ordningen i metallen ökar, och när tillräcklig oordning uppstått kan metallen ändå brytas. Ordningen i en metallkristall kan dock återställas om energi tillförs, d.v.s. om metallen värms.

En metallbindning måste inte innehålla endast en metall. *Legeringar* är blandningar av olika ämnen, som binds till varandra via metallbindningen. Exempelvis kan guld och silver blandas med koppar för att öka hållbarheten. Rostfritt stål är en legering av järn, krom, nickel och – faktiskt – icke-metallen kol. Idag används legeringsteknik för att skapa nya material med önskade egenskaper.

Intermolekylära bindningstyper

Att atomer kan sitta ihop i ämnen beror som nämnt på bindningen mellan atomerna. Hela stycken av salter och metaller binds med jonbindning respektive metallbindning, ty dessa bindningstyper är oändliga. Atomer kan också bindas till ändliga molekyler, men de kovalenta bindningarna binder inte ihop de olika molekylerna. Vi vet emellertid att även ändliga molekyler kan vara bundna till varandra och bilda flytande och fasta ämnen, såsom i fallen med vatten, proteiner, sockerarter och andra oorganiska och organiska ämnen. Dessa krafter, som binder ihop molekyler med varandra, benämns *intermolekylära krafter*, i motsats till de övriga

bindningstyperna som klassificeras som *intramolekylära*. De olika intermolekylära krafterna har olika styrka, men alla är svagare än de intramolekylära krafterna.

Dipol-dipol-bindning

Dipoler binds till varandra via *dipol-dipol-bindning* (kallas ofta enbart *dipol-bindning*). Den negativa änden på en molekyl attraherar den positiva änden på en annan molekyl. Sådana bindningar återfinns hos ämnen av polära molekyler, såsom väteklorid och svaveldioxid (SO₂), och tillåter dessa att vara i flytande (och fast) form. Vattenmolekylen är förvisso också en dipol, men en något annorlunda bindning verkar mellan vattenmolekyler, som vi kommer till senare.

van der Waals-bindning

Sänker man temperaturen tillräckligt mycket hos syrgas kommer man att få en ljusblå vätska och sänker man temperaturen ytterligare får man en tillika ljusblå fast form av syre. Detta innebär att det måste verka bindande krafter även mellan opolära molekyler, såsom syrgas.

Den bindningstyp som återfinns mellan opolära molekyler är *van der Waals-bindning* (vdW-bindning). Denna bindningstyp uppstår som ett resultat av tillfälliga fluktuationer i elektronernas rörelser. Dessa fluktuationer kan orsaka att molekylen blir en temporär dipol som i sin tur kan influera närliggande molekyler till att också bli dipoler. vdW-bindningen är den svagaste intermolekylära kraften. Bindningens styrka ökar med atomstorleken; större atomer har fler elektroner, vilket ökar sannolikheten att en tillfällig dipol ska uppstå.

vdW-bindningar verkar mellan i stort sett alla molekyler (även om kraften är försumbar om en starkare kraft, såsom dipol-dipol-bindning också förekommer). Bland andra molekylerna hos de grundläggande kolvätena, alkanerna, binds med vdW-krafter. Som väntat är bindningens styrka också störst för de större alkanerna. Ädelgaserna (helium, neon, argon, krypton, xenon och radon), som redan i atomform har ädelgasstruktur och således helt saknar intramolekylära bindningar, binds också av vdW-krafter. Även ädelgaserna kan således existera som flytande och fasta ämnen. Större ädelgaser har som väntat starkare bindningar.

Vätebindning

Vätebindning är den starkaste intermolekylära bindningen, och en form av dipol-dipol-bindning. Vätebindning uppkommer i molekyler där en väteatom är direkt bunden till ett mycket starkt elektronegativt ämne – i praktiken främst fluor, syre och kväve – som dessutom måste ha ett fritt elektronpar. Vad som gäller i en molekyl är att det starkt elektronegativa ämnet som väteatomen är bunden till drar åt sig det bindande elektronparet så att väteatomen blir molekylens positiva ända. Eftersom väteatomen är väldigt liten och saknar andra elektroner, kommer denna positiva laddning att bli påtaglig. Vad som händer är att den positiva väteatomen i en molekyl attraheras av och infogas i ett av de fria elektronparen hos det elektronegativa ämnet i en annan molekyl. Detta orsakar en bindning mellan molekylerna, enligt ett speciellt mönster.

Det mest kända – och kanske även det enklaste – exemplet på vätebindning är mellan vattenmolekyler. I vattenmolekylen binds två väteatomer till en elektronegativ syreatom med fria elektronpar, vilket utgör förutsättningen. Dessutom har syreatomen två fria elektronpar, varför den kan vätebinda två väteatomer från andra molekyler. Sammantaget kan en vattenmolekyl således vätebinda fyra andra vattenmolekyler (två till syreatomens båda fria elektronpar och en till varje väteatom).

Energiförhållanden vid bindningar

Bindningar gör oftast att partiklarna intar stabilare lägen, d.v.s. lägre energinivåer, än tidigare. Ju mer energi som frigörs vid en bindningsreaktion, desto starkare är bindningen.

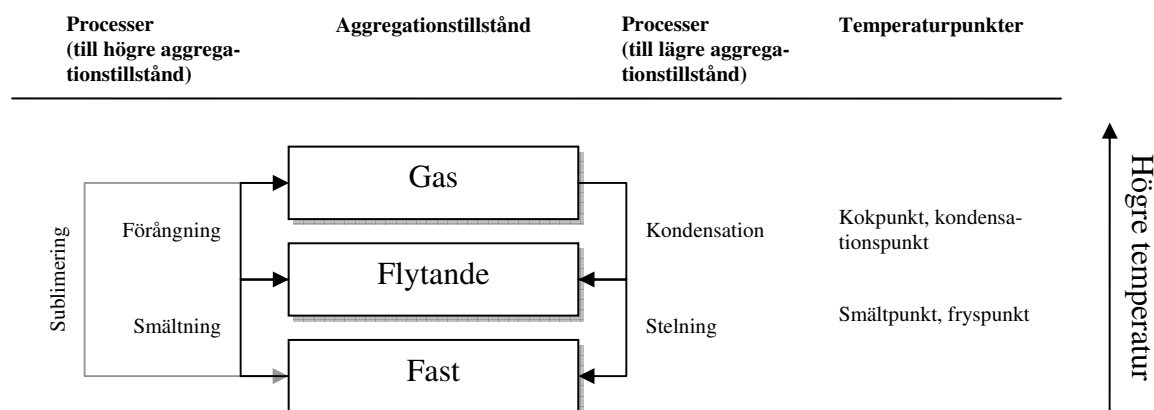
När ett salt av en metall och en icke-metall ska bildas, exempelvis, kan processen delas in i fem steg. Först ska metallatomerna frigöras från den metallbindning som de deltar i. Eftersom metallbindningen i sig innebär ett stabilt läge, kräver denna atomisering energi. Vidare måste även icke-metallatomerna, i de flesta fall, frigöras från de molekyler de sitter i (exempelvis syrgas för syre, klorgas för klor, o.s.v.). Då molekylerna också innebär stabila lägen kräver också denna process energi. Det tredje steget är att metallatomerna ska avge valenselektroner, d.v.s. trotsa attraktionen mellan den positiva kärnan och elektronerna i fråga, vilket också kräver energi (som upptas av valenselektronerna som lämnar metallatomen). Denna energimängd benämns *joniseringsenergi*. Icke-metallatomerna ska sedan uppta dessa elektroner, varvid energi avges. Denna energimängd benämns *elektronaffinitet*.

Slutligen ska de positiva metalljonerna och de negativa icke-metalljonerna bindas, vilket innebär ett stabilare läge då energi avges. Samma energimängd måste tillföras saltet för att jonbindningen ska upphöra. Denna energimängd är således jonbindningens styrka.

För natriumklorid avges 781 kJ/mol vid jonbindningen. Detta är jonbindningens styrka; efter bindningen krävs det likaså 781 kJ/mol för att separera jonerna Na^+ och Cl^- från varandra i saltet. Tidigare konstaterade vi att magnesiumoxid har starkare bindning än natriumklorid, eftersom jonladdningarna i magnesiumoxid ($\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$) är högre än i natriumklorid (Na^+Cl^-). Som väntat frigörs då också mer energi vid magnesiumoxids jonbindning än vid natriumklorids, 3933 kJ/mol. Energin som frigörs i exemplen ovan utgörs främst av termisk energi (värme), men även av elektromagnetisk strålning (ljus).

Materiens aggregationstillstånd

I stort sett all materia kan återfinnas i tre, på jorden vanligt förekommande, aggregationstillstånd (faser): som *gaser*, *vätskor* och *fasta ämnen*, allt beroende på tryck och temperatur. Olika ämnen har olika samband mellan temperatur och tillstånd; kokpunkterna och smältpunkterna för ett ämne anger i vilka temperaturintervall ämnet återfinns i de specifika tillstånden. Vid normalt tryck är exempelvis vatten (i regel) i fast form (is) om temperaturen är under 0°C , i flytande form om temperaturen är mellan 0°C och 100°C och i gasform om temperaturen överstiger 100°C . Vatten har, vid normalt tryck, *smältpunkten* 0°C och *kokpunkten* 100°C .



Figur 5: Diagrammet visar dels namnet på processerna som sker vid förändring av aggregationstillstånd för ett föremål, dels benämningarna på de temperaturpunkter vid vilka processerna sker för ett specifikt ämne, d.v.s. när ämnet övergår från ett tillstånd till ett annat.

Temperatur

Temperatur är ett mått på den *kinetiska* medelenergin (rörelseenergin) hos ett föremåls uppbyggande partiklar (atomer, joner eller molekyler), d.v.s. ett mått på mikroskopisk (oordnad) rörelse. Denna kinetiska energi kallas också *inre* kinetisk energi (jmf. ex. en fallande stens eller en åkande bils *yttre* kinetiska energi) eller *termisk* energi. Att ett föremål har hög temperatur innebär således att ämnets uppbyggande partiklar rör på sig mycket. Den kinetiska energin E_k J är en funktion av föremålets (partikelns) massa m kg och hastighet v m/s, enligt formeln $E_k = \frac{1}{2}mv^2$. Alla föremål som har en temperatur över den absoluta nollpunkten vid 0 K ($\approx -273,15^\circ\text{C}$) har också termisk energi, d.v.s. rörelser hos de uppbyggande partiklarna.

Fasta ämnen och smältning av sådana

I fasta ämnen verkar bindningarna mellan partiklarna – atomerna, jonerna eller molekylerna – ostört. I metaller verkar metallbindningen mellan atomerna, i salter jonbindningen mellan jonerna, i oändliga molekyler den kovalenta bindningen mellan atomerna och i ändliga molekyler någon av de intermolekylära krafterna mellan molekylerna. Dessa bindningar gör materia fast, varför den också får en bestämd volym och form. På grund av den starka bindningen mellan partiklarna kan deras rörelser enbart bestå av *vibrationer* kring jämviktstillståndet.

När ämnet tillförs värme (energi) stiger temperaturen och den inre kinetiska energin. Till slut får partiklarna så hög kinetisk energi att de får svårt att sitta bundna till varandra; många bindningar lossar greppet om partiklarna. Denna temperatur är ämnets smältpunkt. När ämnet smälter frigör sig de uppbyggande partiklarna från bindningarna (de bindningar som lossnar först). Detta kräver energi, som tas upp av de frigjorda partiklarna. Denna energi är *potentiell* energi. Under smältprocessen går all tillförd värme åt att bryta bindningar, d.v.s. åt att öka partiklarnas potentiella energi, varför den inre kinetiska energin och temperaturen är konstant. Först när alla bindningar släppt kan temperaturen börja öka igen, från ämnets smältpunkt. Ämnet har nu övergått till flytande tillstånd.

Flytande ämnen och förångning av sådana

I flytande tillstånd verkar fortfarande vissa bindande krafter mellan de uppbyggande partiklarna, men de är svagare än tidigare, varför flytande ämnen är mindre ”hårda” och mer ”flyktiga” än fasta ämnen. Vätskor saknar bestämda former, men har ändå bestämda volymer. Partiklarnas rörelser består nu också av *rotation* och *translation*, utöver vibration. Ett salt som smälter, förlorar de mesta av sina jonbindningar. Emellertid måste viss attraktion återstå, eftersom smältan (det smälta, flytande, saltet) inte förskingras som gas. Denna attraktion består av att vissa jonpar fortfarande (åtminstone delvis) binds till varandra. Eftersom joner är laddade och kan röra sig tämligen obegränsat i en smälta, leder smältor av salter i regel ström bra.

Om värme tillförs ett flytande ämne så ökar partiklarnas kinetiska energi ytterligare. Så småningom får partiklarna så hög kinetisk energi att de återstående bindningarna inte längre förstår hålla ihop partiklarna. Denna temperatur är ämnets smältpunkt. Under hela tiden smälter, d.v.s. dess partiklar frigör sig från de återstående bindningar, tas all energi upp av de frigjorda partiklarna i form av potentiell energi. Den inre kinetiska energin liksom temperaturen är konstant. När alla bindningar släppt, d.v.s. när ämnet fullständigt övergått i gasform, kan värmen åter gå till att öka den termiska energin.

Avdunstning

Om flytande vatten får stå i en bägare i rumstemperatur, d.v.s. långt under vattnets kokpunkt, kommer så småningom allt vatten att ha *avdunstat*. Detta beror på att vissa vattenmolekyler har högre kinetisk energi (hastighet) än andra; vissa har så hög hastighet att de kan frigöra sig från bindningen, trots att vattnets medelvärde på den inre kinetiska energin är långt mindre. Under den här processen förlorar (det flytande) vattnet temperatur (medelenergi), eftersom det är de mest energetiska molekylerna som avdunstar. När en vätska avdunstar från hud kan temperatursänkningen märkas.

Gaser

I en (ideal) gas verkar inga elektriska krafter mellan molekylerna; inga bindningar finns utan alla molekyler rör sig helt obegränsat tills de kolliderar med en annan molekyl (eller annat ämne), då de byter riktning. Gasers flyktighet kommer av att inga bindningar verkar mellan molekylerna. En gas har således varken någon bestämd form eller volym, utan tar upp all tillgänglig plats. För gaser råder ett enkelt samband mellan temperatur och kinetisk energi,

$$E_k = \frac{3}{2} kT$$

där E_k J är den (inre) kinetiska energin, T K är den absoluta temperaturen och Boltzmanns konstant $k \approx 1,38 \times 10^{-23}$ J/K. Den kinetiska energin gäller inte för en ensam partikel, utan är ett medelvärde av den kinetiska energin hos samtliga partiklar. Temperatur är en kollektiv egenskap; en enskild partikel har ingen temperatur, enbart en rörelseenergi. Eftersom den ki-

netiska energin $E_k = \frac{1}{2}mv^2$ så gäller även $\frac{3}{2}kT = \frac{1}{2}mv^2 \Leftrightarrow v = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$, vilket innebär att den

mest sannolika hastigheten hos en gasmolekyl enkelt kan beräknas om gasens temperatur T och molekylens massa m är kända. Synligt är också, att för två olika molekyler med samma temperatur, gäller att den med lägst massa har högst hastighet (ty både 3 och k är konstanter är hastigheten enbart beroende av T och m). Vid rumstemperatur $T = 293$ K har exempelvis atmosfärens syrgasmolekyler (med massan $m_{O_2} \approx 32$ u $\approx 5,3 \times 10^{-26}$ kg) medelhastigheten $v_{O_2} \approx 480$ m/s, medan de lättare kvävgasmolekylerna (med massan $m_{N_2} \approx 28$ u $\approx 4,6 \times 10^{-26}$ kg) har medelhastigheten $v_{N_2} \approx 510$ m/s.

Sublimering

När ett ämne går direkt från gasform till fast form eller tvärt om *sublimerar* ämnet. När vattenånga under kalla vinterdagar sublimerar bildas rimfrost på mark, växter och andra föremål.

Bindningsstyrka och smält- och kokpunkt

Vi har nu studerat processen när ett fast ämne smälter och sedan förångas. Under båda processerna blir partiklarnas kinetiska energier (vibrationer, hastigheter) så höga att kraften med vilken de försöker frigöra sig från bindningarna (varandra) så småningom blir högre än den bindande kraften. Då bryts bindningarna. Det gäller således, att en starkare bindning (en starkare bindande kraft) kräver högre kinetisk energi – högre temperatur – för att brytas. Således är ett ämnes smält- och kokpunkter mått på hur starka bindningar som finns mellan partiklarna i fast respektive flytande tillstånd.

Jonbindningar är generellt starka och har därför höga smält- och kokpunkter; smältpunkterna ligger oftast i storleksordningen av flera hundra till några tusen celsiusgrader. Som nämnt

under avsnittet ”Jonbindning” ger mindre joner med högre laddningar starkare bindningar. Som exempel gavs att magnesiumoxid ($\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$) binds starkare än natriumklorid (Na^+Cl^-). Detta syns som väntat även på ämnens smältpunkter: smältpunkten för magnesiumoxid är 2852°C medan smältpunkten för natriumklorid ligger vid 801°C .

Metallbindningar är också generellt starka, och höga ”jonladdningar” liksom korta atomradier ger starka bindningar. Exempelvis borde magnesiummetall (av Mg^{2+}) vara starkare än natriummetall (av Na^+); smältpunkterna ligger likaså vid 649°C respektive 98°C .

Ändliga molekyler binds med svaga intermolekylära krafter som det således krävs lite energi för att bryta, och som väntat har de flesta ändliga molekyler också låga smält- och kokpunkter. Notera att syrgas, kvävgas, koldioxid, alla ädelgaser och de enklaste alkanerna är i gasform vid rumstemperatur. Vätebindningar, som är de starkaste intermolekylära krafterna, ger i regel högst smält- och kokpunkter, medan svaga vdW-bindningar i regel ger de lägsta sådana. Som nämnt under avsnittet ”van der Waals-bindning” ökar styrkan för vdW-bindningar (mellan opolära ändliga molekyler) när molekyl- (eller för ädelgaserna atom-) radierna ökar. Som väntat ökar också både alkanernas och ädelgasernas smält- och kokpunkter för större molekyler/atomer.

Alkanerna metan (CH_4 , ”sumpgas”, ”gruvgas”) till och med butan (C_4H_{10}) är gasformiga i rumstemperatur, pentan (C_5H_{12}) till och med hexadekan ($\text{C}_{16}\text{H}_{34}$) är flytande och alla alkaner större eller lika med heptadekan ($\text{C}_{17}\text{H}_{36}$) är fasta. För ädelgaserna gäller att den minsta, helium, har de lägsta smält- och kokpunkterna på -272°C respektive -269°C och den största, radon, har de högsta smält- och kokpunkterna på -71°C respektive -62°C . Se **Tabell 1**.

Ädelgas	Atomnummer	Smältpunkt/ $^\circ\text{C}$	Kokpunkt/ $^\circ\text{C}$
Helium	2	-272	-269
Neon	10	-249	-246
Argon	18	-189	-186
Krypton	36	-157	-152
Xenon	54	-112	-108
Radon	86	-71	-62

Tabell 1: Ädelgaserna sorterade efter atomstorlek. Som teorin förklarar ökar bindningsstyrkan med atomstorleken, som synes av smält- och kokpunkterna.

En av vattnets ”ovanliga” egenskaper är de höga smält- och kokpunkterna som ligger väsentligt högre än motsvarande värden för många i övrigt liknande molekyler, som är gasformiga vid normalt tryck och rumstemperatur. Detta har sin förklaring i bindningstypen; vattenmolekyler binds med den starkaste intermolekylära kraften: vätebindningen. Dessutom kan varje syreatom vätebinda två andra väteatomer.

Den svagaste (och enda) kemiskt bindande kraften i oändliga molekyler är den starka kovalenta bindningen. Därför kan man vänta sig att oändliga kristallmolekyler såsom diamant och grafit har höga smält- och kokpunkter. Detta stämmer också; för att bryta de kovalenta bindningarna i diamant eller grafit krävs en temperatur på omkring 3600°C .

En gasformig, ändlig molekyl, som nämnt i stycket om ändliga molekyler ovan, saknar (idealt) intermolekylära krafter, men den kovalenta, intramolekylära bindningen är ändå intakt även i gasform. För vattenånga, exempelvis, gäller att inga intermolekylära krafter verkar mellan molekylerna, men ändå är själva molekylerna intakta. Om en sådan molekyl värms upp tillräckligt mycket (ofta tusentals celsiusgrader) kommer dock även de starka kovalenta intramolekylära bindningarna att brytas. Exempelvis bryts syrgas till syreatomer.

Densitetförändringar vid temperaturförändringar och aggregationsövergångar

Höga temperaturer innebär höga inre kinetiska energinivåer och därför höga hastigheter, medan låga temperaturer innebär låga inre kinetiska energinivåer och likaledes låga hastigheter. Låga aggregationstillstånd (som flytande och ännu mer fast form) innebär också oftast att partiklarna av attraktionen packas tätare. Båda dessa faktorer gör att densiteten för de flesta ämnen ökar med lägre temperaturer (och aggregationstillstånd) och minskar med högre temperaturer (och aggregationstillstånd).

En annan av vattnets ”ovanliga” egenskaper är att vattnets densitet *minskar* när vattnet fryser (stelnar). Detta kan också förklaras med bindningstypen. När vatten stelnar arrangerar sig vattenmolekylerna enligt ett bestämt mönster enligt vätebindningen. Detta mönster är tämligen ”glost”, varför densiteten minskar. När vatten smälter, emellertid, bryts vätebindningarna, vilket gör att densiteten till en början ökar. Detta sker tills temperaturen är 4°C, efter vilken densiteten ”regelmässigt” börjar minska p.g.a. den ökande kinetiska energin. Vattnets densitet är således som högst vid 4°C, varför is flyter på vatten. Detta är en viktig egenskap för många marina biotoper, som tillåter liv under islagret på frusna hav och sjöar.

Plasma

Ytterligare ett aggregationstillstånd existerar, över gasformen. I (ur jordisk synvinkel) extremt högenergetiska miljöer, såsom i stjärnor, förekommer materia som plasma. Här finns så mycket energi att materien inte ens kan bestå av enatomiga gaser, utan även några eller alla av de yttersta elektronerna separeras från atomerna, resulterande i positivt laddade joner och elektroner. Eftersom merparten av all synlig materia i det kända universum utgörs av stjärnor, antas över 99 % av all sådan materia i universum återfinnas som plasma. Plasma kan även uppstå vid tillräckligt hög temperatur på jorden; när rymdfärjor äntrar jordens atmosfär utsätts farkosternas värmesköldar för extremt höga temperaturer (av friktionsvärmens) varvid plasma uppkommer kring (framdelen) av farkosten. Även vid elektriska urladdningar orsakade av åska värms atmosfären vid ”blixarna” upp så mycket att luften kan övergå i plasma.

Lösningar och löslighet

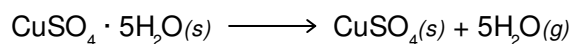
En lösning är en homogen blandning av två eller flera ämnen. När det gäller flytande lösningar, kallas det ämne som utgör den största volymen för *lösningsmedel*. En del ämnen kan lösa sig med varandra, de är *lösbara* i varandra, såsom natriumklorid kan lösas i vatten. Andra ämnen kan inte lösa sig med varandra, såsom natriumklorid och heptan.

Orsaken till att vissa ämnen är lösbara med varandra, återfinns också på bindingsnivå.

Vattenmolekylen är en dipol, varför vattenmolekyler binds med varandra via dipol-dipolbindningar i flytande tillstånd. Om ett salt, såsom natriumklorid, hålls ned i vatten, kommer natriumkloridkristallen att brytas ner av vattenmolekylerna. De positiva natriumjonerna kommer att binda sig med den negativa änden på vattenmolekylerna, medan de negativa kloridjonerna kommer att binda sig med den positiva änden på vattenmolekylerna. Denna typ av bindning benämns *jon-dipol-bindning*.

Begreppsdefinitioner: Joner från ett salt, som omges av molekyler från ett lösningsmedel (såsom vattenmolekyler), benämns *centralatomer*, medan lösningsmedlets molekyler benämns *ligander*. Antalet molekyler av lösningsmedlet som finns runt jonerna anges av *koordinations-talet*. Om lösningsmedlet är vatten, sägs jonerna vara *hydratiserade*.

Om en jon-dipol-bindning mellan joner av ett salt och vatten (som lösningsmedel) är tillräckligt stark kan vattnet vara kvar i saltet även efter att allt annat vatten avdunstat och saltet återkristalliserats. De vattenmolekyler som binds på detta sätt benämns *kristallvatten* och anges i saltets formel efter en punkt (\cdot), som i kopparsulfat med kristallvatten, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Jon-dipol-bindingars styrka ökar i regel med jonladdningarna. Om ett (fast) salt med kristallvatten värms, kan vattnet avges som vattenånga. Exempelvis kan det blåa kopparsulfatet med kristallvatten värmas. Vattenmolekylerna förångas och försvinner från saltet, som återgår till vanligt, gråvitt, kopparsulfat utan kristallvatten, CuSO_4 :

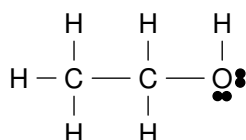


Eftersom energi måste tillföras är reaktionen ovan endoterm. Ett annat känt exempel på salt med kristallvatten är mineralet gips, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, av saltet kalciumsulfat. Inom sjukvården (som bandage) används bränd gips, $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$, med mindre kristallvatten (en H_2O -molekyl per två enheter kalciumsulfat). När bränd gips tar upp mer vatten, hårdnar det.

Generellt löser sig salter väl i polära lösningsmedel (såsom vatten). Om ett salt istället stoppas ned i en bägare med den opolära heptan-molekylen (C_7H_{16}) kommer inget att hända; saltet kommer att lägga sig, i ouplöst form, på botten av bägaren. Den svaga vdW-bindningen mellan heptanmolekylerna förmår inte bryta upp den starkare jonbindningen i saltet. Salter löser sig således dåligt i opolära lösningsmedel.

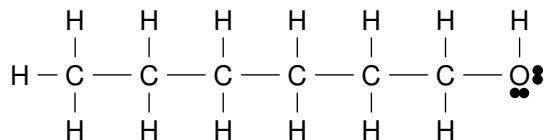
I vatten löser sig olika salter olika bra. *Löslighet* brukar anges i maximalt antal lösta g av saltet per 100 g vatten (vid temperaturen 0°C). För natriumklorid är lösligheten 35 g/100 g H_2O . Natriumklorid sägs vara lösligt i vatten. Generellt brukar nitrater och natrium-, ammonium- och kaliumsalter vara lösliga i vatten. Salter som CaCO_3 (löslighet 0,0015 g/100 g H_2O), BaSO_4 (0,0002 g/100 g H_2O) och AgCl (0,0001 g/100 g H_2O) är emellertid mycket svårslösliga i vatten. En lösning som innehåller mindre av ett ämne än vad som är möjligt att lösa, sägs vara *omättad*. En lösning som innehåller precis så mycket av ämnet som kan lösas är *mättad*, och en lösning som innehåller mer av ett ämne än vad som kan lösas, är *övermättad*. I en övermättad lösning kommer så mycket som möjligt av ämnet att vara löst; resten förblir olöst och lägger sig under eller över lösningen.

Om flytande etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; en alkohol; ”sprit”) hålls ner i vatten kommer den att lösas jämnt. Vatten och etanol är lösliga i alla proportioner och sägs vara *obegränsat lösliga* eller *blandbara*. Anledningen till att vatten och denna alkohol kan lösas obegränsat är att både vattenmolekyler och etanolmolekyler intermolekylärt binds via vätebindningar. Detta gör att vattenmolekyler och etanolmolekyler också kan bindas till varandra via vätebindningar.



Figur 6: Etanolmolekylen $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

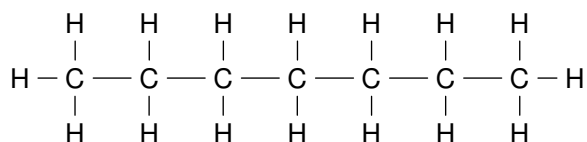
Längre alkoholer, såsom hexanol ($\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$), löses emellertid dåligt i vatten. Det beror på att molekylerna (vattenmolekylen och hexanolmolekylen) har väldigt olika storlekar.



Figur 7: Hexanolmolekylen $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$.

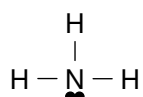
Dock kan även längre molekyler lösas bra i vatten, om de exempelvis har flera hydroxylgrupper (OH-grupper), som tillåter vätebindningar. Längre alkoholer kan således också lösas i vatten, om de är flervärda.

Heptan kan dock inte lösas i vatten. I flytande heptan består de intermolekylära bindningarna av svaga vdW-bindningar som inte kan infogas bland vattenmolekylernas starkare vätebindningar.



Figur 8: Heptanmolekylen C_7H_{16} .

För fasta ämnen gäller att lösligheten, i regel, ökar med temperaturen. Även vissa gaser kan lösas i vatten. Ammoniak (NH_3) är lösligt med vatten eftersom ammoniak använder vätebindningar som intermolekylär bindning, precis som vatten. Ammoniakmolekyler kan således blandas med vatten i en lösning där vatten och ammoniak vätebinder varandra. Däremot är både syrgas och koldioxid svårlösliga i vatten³, ty både gaserna består av opolära molekyler som binds intermolekylärt av vdW-bindningar.



Figur 9: Ammoniakmolekylen NH_3 .

För gaser gäller att lösligheten ökar med större tryck men minskar med högre temperatur. När vatten värms kan man notera bubblor i vattnet, vilket kommer av att löst syrgas frigörs när lösligheten för gaser sjunker av att temperaturen stiger.

En generell löslighetsregel, som antyds av exemplen ovan, är att *liknande ämnen löser varandra*. Liknande ämnen har liknande bindningar mellan molekylerna (eller partiklarna), varför de ofta kan binda varandra i en homogen lösning.

³ Mindre mängder av både syrgas och koldioxid kan emellertid lösas i vatten, vilket vattenlevande organismer är beroende av.

Sammanfattning

Atomer kan bindas till större strukturer på följande sätt:

1. Främst metaller binds via metallbindning till oändliga strukturer.
2. Främst icke-metaller och metaller binds med varandra via jonbindning och bildar oändliga saltkristaller.
3. Främst icke-metaller binds med varandra via kovalent bindning
 - a. till ändliga molekyler som är
 - i. polära.
 - ii. opolära.
 - b. till oändliga molekylkristaller (som diamant och grafit av kol).

Kovalent bundna ändliga molekyler binds i flytande och i fast tillstånd via intermolekylära krafter, som följer:

1. Dipol-dipol-bindning
2. van der Waals-bindning
3. Vätebindning

Olika bindningstyper har olika styrka; olika fall av samma bindningstyp kan också ha olika styrka. Generellt gäller att starka bindningar har bildats under avgivande av mycket energi. Denna energimängd måste sedan tillföras för att bryta den bildade strukturen.

Materiens aggregationstillstånd bestäms av materialets bindningsstyrka och av temperatur- och tryckförhållanden.

Liknande ämnen löser sig bra i varandra.

Källförteckning

- Andersson, Sonesson, Stålhandske, Tullberg (2002). *Kemisk bindning, Aggregationsformerna, Lösningar*. Gymnasiekemi A. Liber AB. Stockholm. ISBN 91-47-01649-3.
- Lindberg, Pilström, Wahlström (1996). *Kemisk bindning, Termokemi, Oorganisk kemi*. Kemi för gymnasieskolan. Natur och Kultur. Stockholm. ISBN 91-27-61031-4.
- Wikipedia. *Chemical bond, Ionic bond, Covalent bond, Metallic bond, Hydrogen bond, Intermolecular force, London forces, Van der Waals force, Water (molecule), Alkane, List of alkanes, Pentadecane, Hexadecane, Heptadecane, Octadecane, Solid, Liquid, Gas, Plasma*. Wikipedia, The free encyclopaedia. <http://en.wikipedia.org>.
- Ekbom m.fl. (1998). *Kemi, Fysik. Tabeller*. Tabeller och formler för NV-programmet. Liber AB. Stockholm. ISBN 91-47-01022-3.
- Pålsgård, Kvist, Nilson (2002). *Energi, Termofysik, Elektricitet*. Ergo Fysik A. Liber AB. Stockholm. ISBN 91-47-01568-3.