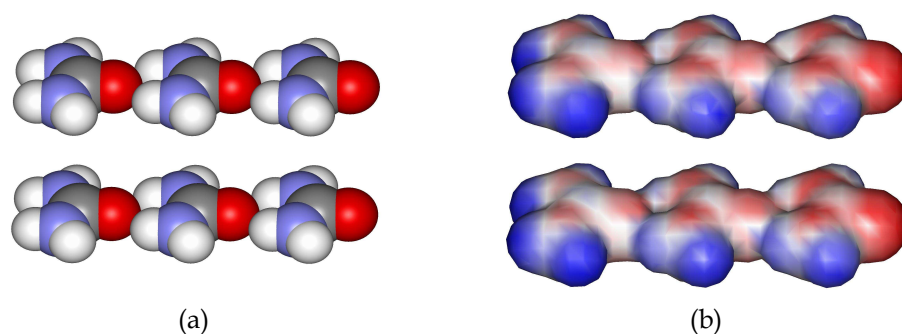


4.7 Međumolekularne privlačne sile

U molekulama atomi su povezni kovalentnim vezama. S obzirom da su molekule izdvojene jedinice, postavlja se pitanje: *Koje privlačne sile su odgovorne za interakcije među molekulama u tekućinama i krutinama?* Postoji nekoliko vrsta privlačnih sila koje drže molekule kovalentnih spojeva na okupu, a poznate su pod zajedničkim nazivom *međumolekularne privlačne sile*.

Dipolno-dipolna privlačenja postoje između polarnih molekula. Molekule ove vrste posjeduju trajni dipol i usmjeravaju se pod utjecajem električnog polja. Dipolno-dipolne sile uzrokuju privlačenja pozitivnih i negativnih polova susjednih dipolnih molekula. U kristalima polarnih molekularnih tvari, molekule su ustrojene na način koji određuju dipolno-dipolne sile (Slika 4.21).



SLIKA 4.21 Usmjerenje polarnih molekula u kristalima.

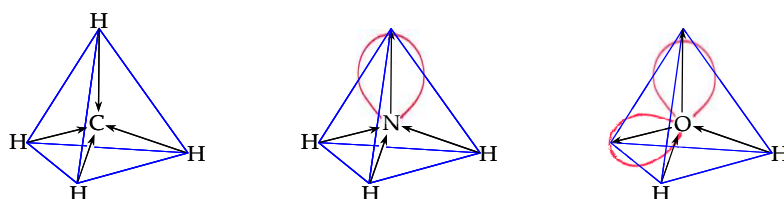
Postojanje trajnih dipola u molekulama dovodi do takovih prostornih usmjerenja dipola u čvrstom stanju koja potenciraju privlačenja i minimaliziraju odbijanja. (a) Kalotni model uree, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ pokazuje kako se molekule nižu u kristalnom stanju zbog vodikovih veza koje kisikov atom (crveno) ostvaruje s dušikom (modro) preko vodikovih atoma (bijelo). (b) Van der Waalsovska površina prikazuje djelomično pretapanje obodne elektronske gustoće susjednih molekula, dok razlika u boji predstavlja elektrostatski potencijal molekula – crveno predstavlja područja povećane, a modro smanjene elektronske gustoće.

Za predviđanje stupnja polarnosti diatomnih molekula, kao i položaja pozitivnog i negativnog pola dipola može se iskoristiti *razlika elektronegativnosti* atoma koji grade molekulu. Međutim, predviđanje polarnosti molekula koje sadrže više od dva atoma mora se temeljiti na poznavanju *geometrije*, *grade* molekule te *razmještaja nevezujućih elektronskih parova* unutar nje.

Razmotrit će se tri svakodnevne, nadasve jednostavne molekule na Slici 4.22, metana, amonijaka i vode. *Ukupni dipolni moment* molekule posljedica je pojedinačnih *veznih dipola* i *možebitnog postojanja nepodijeljenih elektronskih parova* molekule. U svakoj od molekula, središnji atom je elektronegativniji od vezanih vodikovih atoma. Negativni pol svakog *veznog dipola* usmjeren je, stoga, prema središnjem atomu. U metanu, CH_4 tetraedarski razmješaj četiriju polarnih veza C–H stvara apolarnu molekulu – metan ne posjeduje dipolni moment. Središte

pozitivnog naboja molekule, izvedenog iz razmatranja svih veza C–H, pada u središte ugljikovog atoma i podudara se sa središtem negativnog naboja molekule.

S druge pak strane, trigonsko piramidska molekula amonijaka, NH_3 je polarna s dipolnim momentom od 1,49 D. Tri polarne veze i nepodijeljeni elektronski par raspoređeni su tako da molekula ima dipol s negativnim polom usmjerenom prema vrhu trigonske piramide. Slično tomu, ugnuta molekula vode, H_2O polarna je s dipolnim momentom 1,85 D. Polarne veze i dva nevezujuća elektronska para pridonose neravnomjernom rasporedu elektronske gustoće, tj. stvaranju trajnog dipola s negativnim polom usmjerenim prema kisikovom atomu.



SLIKA 4.22 Postojanje dipola ovisno je o građi i elektronskoj strukturi molekule.

Analizom veznih dipola i određivanjem položaja nepodijeljenih elektronskih parova u odnosu spram njih može se utvrditi dipolna priroda molekule metana, amonijaka i vode. Strjelice su usmjerene prema negativnom kraju pojedinačnog dipola koji, uzeti zajedno, određuju ukupni dipolni moment molekule.

Utjecaj kojeg nevezujući elektronski par ima na dipolni moment može se zapaziti u molekuli dušikovog trifluorida, NF_3 . Molekula dušikovog trifluorida po obliku je slična molekuli amonijaka, ali s pravcom polarosti veze prema fluorovim atomima (obratno nego kod amonijaka), zbog toga jer je fluor elektronegativniji od dušika. Dušikov trifluorid ima dipolni moment samo 0,24 D, što je iznenađujuće niska vrijednost, s obzirom na izuzetno veliku polarnost veze N–F. Potonje dipolne veze N–F udružuju se i usmjeruju negativni pol dipola u pravcu osnovice trigonske piramide. Međutim, doprinos nevezujućeg elektronskog para usmjeren je u suprotnom pravcu te bitno smanjuje ukupnu polarnost molekule.

Kojim međumolekularnim silama se privlače *apolarne* molekule u tekućem i čvrstom stanju? Takve tvari ne posjeduju trajne dipole, ali ih je ipak, ako su plinovi, moguće ukapljiti. Prema tome, uz dipolno-dipolna privlačenja mora postojati i neka druga vrsta međumolekularnih privlačnih sila.

Za apolarne spojeve pretpostavljeno je postojanje **Londonovih ili disperzijskih sila**.¹ Ova privlačenja nastaju zbog kretanja elektrona u molekulama. U vrlo kratkom vremenu, elektronski oblak molekule može se iskriviti, pri čemu

¹ Johannes van der Waals pretpostavio je postojanje privlačnih sila među plinskim molekulama godine 1873. (vidi 6. poglavlje, Plinovi). Prirodu međumolekularnih privlačenja o kojoj se ovdje raspravlja, objasnio je njemački fizičar Fritz London godine 1930. Premda ne postoji jednoznačnost u korištenju naziva, međumolekularna privlačenja koja se ovdje opisuju, nazivaju se *Londonovim silama*, dok se za međučestična privlačenja općenito rabi izraz *van der Waalsove sile*.

nastaje dipol, jer je jedan kraj molekula postao negativniji u odnosu na drugi. U sljedećem trenutku položaj pozitivnog i negativnog pola dipola promijenit će se zbog kretanja elektrona. Kroz dulje vremensko razdoblje (zbog izuzetno brzog kretanja elektrona izmjena dipola izuzetno je brza), učinci ovih **trenutnih dipola** poništavaju se, te apolarna molekula ne posjeduje trajni dipolni moment. Ovakvom ponašanju, inače apolarnih molekula, pridonosi činjenica što su jezgre, glede ogromne masene razlike elektrona i jezgre, izuzetno tromе u odnosu na brzo pokretljive elektrone i dok potonji, svojim kruženjem mijenjaju svoj položaj, jezgre svoje zadržavaju.

Međutim, ovi trenutni, kolebljivi dipoli induciraju *uskladjive* dipole, koji se u trenutku nastajanja, prostorno usmjeruju jedan prema drugom na isti način kao i trajni dipoli. Kretanje elektrona susjednih molekula je *uskladjeno*. Privlačne sile među trenutnim dipolima predstavljaju *Londonove sile*. Najjače Londonove sile javljaju se između velikih, složenih molekula s velikim elektronskim oblacima koje je lako iskriviti ili polarizirati.

Kako sve molekule sadrže elektrone, *Londonova privlačenja* postojat će, također i *među polarnim molekulama*. U slučaju apolarnih molekularnih tvari, Londonove sile *jedina* su vrsta međumolekularnih privlačnih sila koje postoje. Podaci navedeni u Tablici 4.4 pokazuju da su Londonova privlačenja glavne međumolekularne sile koje postoje u većini molekularnih tvari.² Vodikova veza, posebna vrsta dipolno-dipolnih interakcija o kojoj se raspravlja u 8. poglavlju, odgovorna je za veličinu dipolno-dipolnih energija navedenih za vodu, amonijak i, u manjoj mjeri, za klorovodik.

TABLICA 4.4 Energije međumolekularnih privlačenja u nekim jednostavnim molekularnim kristalima.

Molekula	<i>t.t.</i> /°C	<i>t.v.</i> /°C	μ/D^1	Dipolno–dipolna privlačenja/ $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	Disperzijske sile/ $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$\Delta H_v/\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (pri 25 °C)
CO	–205,02	–191,5	0,10980	0,0004	8,74	6,04 ⁴
CO ₂	–56,56 ²	–78,4 ³	0	–	?	–
HI	–50,76	–35,55	0,448	0,025	27,9	17,36
HBr	–86,80	–66,38	0,8272	0,69	21,9	12,69
HCl	–114,17	–85,1	1,1086	3,31	16,8	9,08
HF	–83,35	19,54	1,826178	?	?	7,48
NH ₃	–77,73	–33,33	1,4718	13,3	14,7	19,86
H ₂ O	0	100	1,8546	36,4	9,0	43,98

¹ 1 D = 3.33564×10^{-30} C·m;

² pri trojnoj točki;

³ temperatura sublimacije;

⁴ pri temperaturi vrelišta; $p > 5,1$ atm.

² U slučaju kad su osnovne jedinice tvari atomi, Londonova privlačenja također su jedino moguća. U kristalima argona postoje *međuatomska* Londonova privlačenja koja po iznosu ($8,49 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) odgovaraju onima u krutom ugljikovom monoksidu.

Dipolni momenti molekula navedenih u Tablici 4.4 povećavaju se slijedom, a istim se slijedom povećavaju i dipolno-dipolne energije. Londonove energije, kao što je navedeno i u štivu, ovise o veličini molekula. Najveća od navedenih molekula je jodovodik, HI. Njegova Londonova privlačenja su najizraženija. Klorovodik, HCl mnogo je polarnija molekula od jodovodika zbog znatne razlike u elektronegativnosti između klora ($\chi = 3,0$) i joda ($\chi = 2,5$). Dipolno-dipolna energija HCl veća od one HI. Međutim, Londonova energija jodovodika toliko je veća od Londonove energije HCl, da su, ukupno uzevši, privlačenja među molekulama jodovodika neusporedivo jača od privlačenja među molekulama klorovodika. Podatak o temperaturama vrelišta za dvije tvari to najbolje oslikava i govori u prilog znatno jačih privlačenja u jodovodiku: $t.v.(HI) = -35\text{ }^{\circ}\text{C}$ dok je $t.v.(HCl) = -85\text{ }^{\circ}\text{C}$.

4.8 Metalna veza

Metali imaju razmjerno niske ionizacijske energije i elektronegativnost. Kao posljedica toga vanjski elektroni atoma metala razmjerno su slabo vezani za atom. Uz takve uvjete, valencijska elektronska gustoća pojedinog atoma može postati zajednička metalu u njegovoj ukupnosti, a pojedinom atomu potpuno je svejedno je li pripadajuća elektronska gustoća u njegovoj blizini njegova vlastita ili od nekog drugog, njemu potpuno istovjetnog, metalnog atoma. Stoga se može zamisliti da u kristalima metala postoje formalno pozitivni ioni, koji zauzimaju položaje u kristalnoj rešetki, uronjeni su u *more* elektrona u kojem se elektroni manje-više slobodno pomiču kroz kristalnu rešetku. Ukupan negativni naboj drži metalne atome na okupu i čini kristal u cijelosti postojanim.

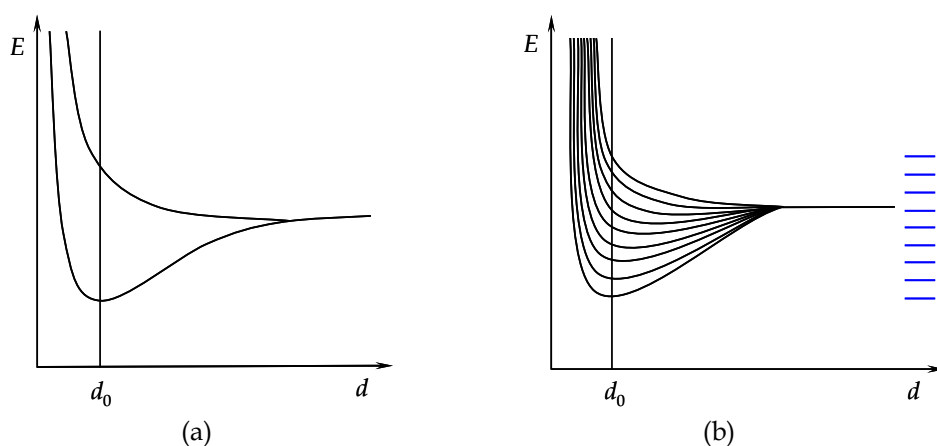
Teorija vrpce opisuje metalnu vezu s pomoću molekularnih orbitala koje se protežu kroz cjelokupan metal. Opća zamisao ovog modela vezivanja može se, primjerice za litij, opisati na sljedeći način. U molekuli litija, Li_2^3 dvije se atomne orbitale 2s dva litijeva atoma prekrivaju te, sukladno modelu molekularnih orbitala, nastaju dvije molekularne orbitale, σ_{2s} i σ_{2s}^* . U osnovnom stanju elektronske konfiguracije bit će zauzeta samo molekularna orbitala σ_{2s} . Ipak, kao što je istaknuto ranije u štivu, kombinacijom n atomnih orbitala nastat će uvijek n molekularnih orbitala, neovisno o tome jesu li napučene elektronima ili nisu.

Atomne 2s orbitale dvaju odvojenih atoma litija iste su energije, kaže se da su *degenerirane* (krajni desni, ravni dio krivuljâ na Slici 4.23). Pri uspostavljanju veze među litijevim atomima, kako se sve više približuju jedan drugome, dolazi postupno do cijepanja degeneracije uz istodobno stvaranje vezujuće i razvezujuće molekularne orbitale, σ_{2s} i σ_{2s}^* . Promjena energije spomenutih orbitala s međuatomnim razmakom litijevih atoma prikazana je u grafikonu, Slika 4.23.a. Vezujuća molekularna orbitala postići će energijski minimum pri ravnotežnom

³ Dotična je molekula moguća, a njeno je postojanje dokazano u parama litija.

razmaku litijevih atoma, d_0 . Kao što se i očekuje, energija razvezujuće orbitale bit će uvijek viša od energije vezujuće.

Razmotri li se slučaj, primjerice devet atoma litija, raspoređenih na način znakovit za litijevu kristalnu slagalinu,⁴ preklapanje atomnih orbitala litija dovest će do pojave devet delokaliziranih molekularnih orbitala koje se protežu kroz zamišljeni dio kristalne slagaline litija. Ove delokalizirane molekularne orbitale ne treba smatrati vezujućim odnosno razvezujućim, tj. pojmiti ih na način molekularnih orbitala u slučaju diatomnih molekula, već ih je primjerenije nazvati energijskim razinama. Energijske razine nisu *degenerirane*, a uzete zajedno čine vrpce. Na Slici 4.23.b međujezgrovna udaljenost d_0 odgovara mjerodavnom međuatomnom razmaku među atomima u metalnom litiju koji iznosi 284,5 pm. Energijske razine bit će podjednako raspoređene između nanižeg i najvišeg iznosa energije na ravnotežnoj udaljenosti Li–Li.



SLIKA 4.23 Teorija vrpce i stvaranje veza u kristalima metala.

(a) Cijepanje energijskih razina 2s orbitala u molekuli litija. Energija orbitala prikazana je kao funkcija međujezgrovne udaljenosti. Energija orbitala 2s dva *beskonačno* razmaknuta Li atoma ista je – *degenerirana*. Njihovim približavanjem, potencijalna energija sustava mijenja se i na nekoj udaljenosti počinje cijepanje energijskih razina dviju orbitala. Na udaljenosti d_0 , koja odgovara zbroju atomnih polumjera litijevih atoma, cijepanje energijskih razina dviju orbitala dostiže maksimum. **(b)** Energije orbitala 2s u odnosu na međujezgrovni razmak za skup od devet litijevih atoma. Dijagram energijskih razina devet litijevih atoma (desno) odgovara udaljenosti d_0 između središta susjednih litijevih atoma, koja u metalnom litiju iznosi $d(\text{Li–Li}) = 284,5$ pm.

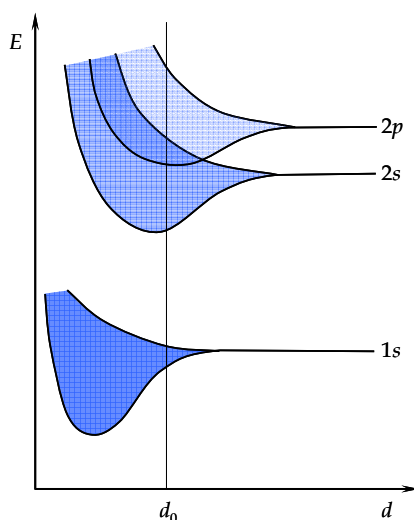
Uzme li se u obzir veliki broj litijevih atoma, od N atoma Li nastat će u kristalu N energijskih razina. Sve energijske razine bit će nagomilane zajedno u vrpce. Razine će, po energijskom iznosu biti vrlo bliske jedna drugoj, te će za sve praktične svrhe stvarati kontinuirani energijsku vrpce. Čak i pri vrlo niskim temperaturama, elektroni će posjedovati dovoljno energije za prijelaz iz jedne u drugu razinu unutar vrpce.

⁴ Litij kristalizira u kubičnom sustavu prema motivu prostorno centrirane kocke.

Svaka razina vrpce može udomiti dva elektrona suprotnih spinova. Nastane li od N litijevih atoma N energijskih razina, vrpca može sadržavati ukupno $2N$ elektrona. Budući da N litijevih atoma posjeduje ukupno N valencijskih elektrona, treba pretpostaviti da će vrpca biti polupopunjena. Međutim, vrpca koja se izvodi iz orbitala $2p$ litijevog atoma trebaju se također uzeti u obzir.

U izdvojenom litijevom atomu tri $2p$ orbitale samo su neznatno više energije od $2s$ orbitale. Vrpca izvedena iz $2p$ orbitala lepezasto se širi i preklapa vrpcu nastalu iz $2s$ orbitale (Slika 4.24). Pri normalnoj ravnotežnoj međujezgrovnoj udaljenosti, d_0 dvije se vrpce mogu smatrati jednom. Budući da svaki atom pridonosi tri $2p$ i jednu $2s$ orbitalu, vrpca koja slijedi iz kombinacije N atoma sastojat će se od $4N$ energijskih razina koje je moguće napučiti s $8N$ elektrona. Zbog toga je litijeva vrpca popunjena samo $1/8$.

Kada ne bi došlo do preklapanja ovih vrpca, valencijska vrpca berilija, elektronske konfiguracije $1s^2 2s^2$, bila bi popunjena i berilij ne bi provodio električnu struju. Berilij je metalni vodič, jer vrpca koja slijedi iz preklapanja $2s$ i $2p$ orbitala popunjena je samo $1/4$.



SLIKA 4.24 Preklapanja energijskih razina $2s$ i $2p$ vrpca.

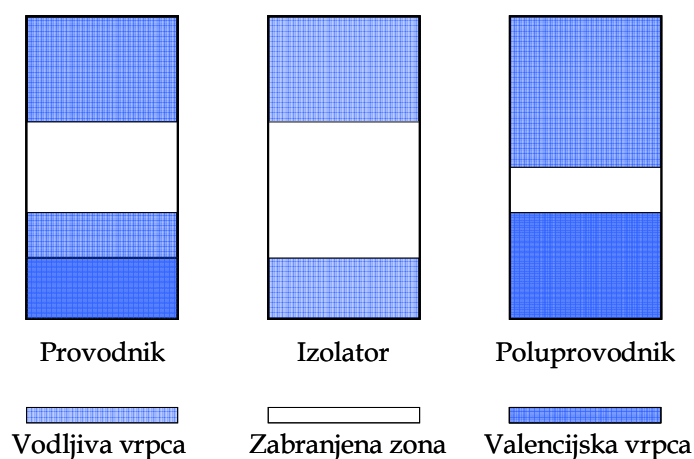
Metalna vodljivost moguća je zbog preklapanja energijskih razina valencijske $2s$ s vodljivom vrpcom $2p$ na ravnotežnoj međujezgrovnoj udaljenosti. Čak i na vrlo niskim temperaturama, kad je valencijska vrpca popunjena, zbog čega je provodnost elektrona na tim energijskim razinama onemogućena, elektroni mogu postići dovoljnu energiju koja odgovara razinama u vodljivoj vrpci i provodnost postoji.

Prema tome, u metalnim kristalima postoji interakcija svih valencijskih elektrona sa svih atomima, svi atomi *drže* sve elektrone, a elektroni su izuzetno pokretljivi. Valencijska vrpca, koja može samo djelomično biti popunjena, preklopljena je s nepopunjenom vodljivom vrpcom. Prijenos elektrona u višu energijsku razinu unutar vrpce zahtijeva izuzetno malo energije, budući da su razine vrlo blizu jedna drugoj. Tako se valencijski elektroni metala mogu pomicati

u više razine apsorpcijom svjetlosti u širokom području valnih duljina. Kad se ti elektroni varačaju u niže energijske razine dolazi do isijavanja svjetlosti. Pojava svjetlucanja metala, prouzročena je upravo tim elektronskim prijelazima.

Slobodno pokrećućim elektronima u kristalima metala može se objasniti njihova visoka električna i toplinska provodnost. Valencijski elektroni metala apsorbiraju toplinu u obliku kinetičke energije i prenose ju brzo u sve dijelove metala, s obzirom da ne postoje gotovo nikakva ograničanja njihovom pomicanju.

Dijagrami energijskih razina za provodnike, izolatore i *intrinzične* poluprovodnike prikazani su na Slici 4.25.⁵ U dijagramu za provodnike, poput litija, valencijska vrpca od orbitala 2s preklapa se s praznom vodljivom vrpcom od orbitala 2p. Ove dvije vrpce odvojene su od prazne, energijski više, *gornje* vodljive vrpce, izvedene od orbitala *M* ljuske glavnog kvantnog broja $n = 3$, **zabranjenom energijskom zonom**. Električna provodnost događa se s pomoću kretanja elektrona unutar niže vodljive vrpce. U sustav nije potrebno dovoditi energiju kojom bi se premostila zabranjena energijska zona, te koristila energijski viša, vodljiva vrpca.



SLIKA 4.25 Dijagram vrpce energijskih razina za tri vrste kristalnih krutina.

(a) Vodljivost je moguća kadgod su u dodiru ili se preklapaju valencijska s vodljivom vrpcom što je slučaj u metalnim provodnika. (b) Vrpca nedopuštenih energijskih razina u izolatora tako je široka da elektroni u valencijskoj vrpce ne mogu postići toliku energiju koja bi im dopuštala provodnost elektrike u vodljivoj vrpce. (c) U intrinzičnim poluprovodnicima elektroni mogu, razmjerno malim povišenjem temperature, poprimiti toliku energiju koja im omogućuje preskok preko razmjerno uske vrpce zabranjenih energijskih razina u vodljivu vrpce.

Dijagram za izolator, s druge strane, pokazuje da je valencijska vrpca potpuno popunjena te da je od vodljive vrpce razmaknuta velikom zabranjenom energijskom zonom. Pomak elektrona, a time i električna provodnost, moguća je pod uvjetom da se dovede dovoljno energije koja će elektronima omogućiti preskok preko široke zone zabranjenih energija u vodljivu vrpce koja omogućuje

⁵ lat. intrinsecus: koji dolazi ili djeluje iznutra.

provodnost elektrike. Normalno, do takvih preskoka elektrona kod izolatora ne dolazi.

Intrinzični poluprovodnik je materijal kojemu je električna provodnost intermedijarna između provodnika i izolatora. Provodnost se znatno pojača povišenjem temperature. Za poluprovodnik, zabranjena zona dovoljno je uska te elektroni nevelikim povišenjem temperature dobivaju dovoljnu energiju koja im omogućuje preskok iz valencijske u vodljivu vrpcu. *Praznine* zaostale u valencijskoj vrpici, nakon preskoka elektrona u vodljivu vrpcu, dopuštaju preostalim elektronima u vodljivoj vrpici kretanje pod utjecajem električnog polja. Provodnost se događa kretanjem elektrona kako u valencijskoj tako i u vodljivoj vrpici.

Električna provodnost metala ne ovisi o termičkom pobuđenju elektrona. Dok se provodnost intrinzičnih poluprovodnika s povišenjem temperature povećava, električna se provodnost metala s povišenjem temperature smanjuje. Povišenje temperature uzrokuje povećanje treperenja metalnih iona oko njihovih ravnotežnih položaja u kristalnoj rešetki te ometa protok vodljivih elektrona. O ostalim svojstvima provodnika raspravljat će se u poglavlju 7. *Tekućine i krutine*.

4.9 Odnos struktura - svojstvo

Svojstva ionskih spojeva najlakše je pojmiti na osnovi poznavanja njihove kristalne građe. Elektrostatske privlačene sile među ionima u kristalima spadaju u umjereno jaka privlačenja. Svi se ionski kristali odlikuju znatnom tvrdoćom. Tijekom procesa taljenja, ionskim spojevima treba dovesti znatnu količinu termičke energije za svladavanje međuionskih privlačenja da dođe do prijelaza krute u tekuću fazu. Zbog toga, većina ionskih tvari ima razmjerno visoke, a neki od njih izuzetno visoke temperature tališta. Taljevina, u kojoj još uvijek među ionima postoje elektrostatska privlačenja, razlikuje se od kristalne krutine potpunim izostankom simetrije, posvemašnjim neredom koji u taljevini postoji. Međutim, pokretni ioni još uvijek se drže na okupu ionskom vezom. Temperature vrelišta ionskih tvari također su vrlo visoke, jer prevođenje ionske taljevine u parnu fazu zahtijeva potpuno kidanje ionske veze. U parovitom stanju ioni će nastojati ostvariti elektrostatska privlačenja te će postojanje ionskih parova u parnoj fazi biti vrlo izgledno.

Ioni su u kristalima razmještni u pravilnom geometrijskom rasporedu. S obzirom na prisutnost iona suprotnih naboja, struktura mora odražavati određenu unutarnju simetriju glede naboja i veličine iona. Struktura mora biti takova da elektrostatska privlačenja između kationa i aniona nadoknade te nadjačaju odbijanja koja postoje između istovrsnih naboja. Zbog toga, ionski su kristali krhki s obzirom da postojanost kristala ovisi o očuvanju geometrijskog rasporeda. Ionski spojevi su dobri provodnici elektrike u rastaljenom stanju i otopini, tj. u uvjetima u kojima su nabijene čestice pokretljive. Ionski spojevi dobro su topljivi u polarnim otapalima (vidi poglavlje 9. *Otopine*).

Dok su svi ionski spojevi odreda kristalne krutine, kovalentni spojevi, ovisno o njihovoj prirodi, plinovi su, tekućine ili krutine. Međumolekularne sile, koje drže povezanim molekule u kristalnom stanju, nisu ni približno tako jake kao elektrostatske sile koje se susreću u ionskim kristalima. Prema tome, molekularni kristali su mekani i imaju razmjerno niske temperature tališta. Taljevine nastale od molekularnih kristalnih krutina imaju niske temperature vrelišta, s obzirom da nije potrebno uložiti mnogo energije za kidanje slabih međumolekularnih interakcija u taljevini molekularnog spoja.

Londonove sile drže apolarne molekule na okupu u kristalnoj rešetki. U kristalima polarnih molekula dipolno-dipolna međudjelovanja pojačana su uvijek prisutnim Londonovim disperzijskim silama. Zbog toga, tališta i vrelišta polarnih kovalentnih spojeva općenito su nešto viša od temperatura tališta i vrelišta apolarnih spojeva *s usporedljivom molekularnom veličinom i oblikom*. Ovo se poopćenje mora obrazložiti vrlo pažljivo. *Za većinu kovalentnih spojeva, Londonove sile jače su od dipolno-dipolnih privlačenja*. Čak, iako je HCl mnogo polarnija molekula od HI (dipolno-dipolne sile među molekulama HCl jače su od onih između molekula HI), *t.v.* klorovodika iznosi $-85\text{ }^{\circ}\text{C}$ i niža je od *t.v.* jodovodika koja iznosi $-35\text{ }^{\circ}\text{C}$. Razlog za ovakvo ponašanje je činjenica da su Londonova privlačenja u jodovodiku neusporedivo veća nego u klorovodiku (Tablica 4.4).

Općenito, otopljeni kovalentni spojevi ne provode elektriku. Apolarne molekule ne nose naboj i ne reagiraju na električno polje, dok se polarne molekule prostorno usmjere u prisutnosti električnog polja. Međutim, neki polarni spojevi u tekućem stanju disociraju do izvjesnog stupnja, stvarajući nisku koncentraciju iona (16. Poglavlje). Ove posebne tvari slabi su provodnici elektrike. Tekućine izvedene iz polarnih molekularnih tvari najbolja su otapala za ionske spojeve.

Atomni kristali su oni u kojima su točke u kristalnoj rešetki zauzete atomima koji su umreženi kovalentnim vezama. Nemoguće je razlikovati jedinku od koje se sastoji atomni kristal. U stvari, cijeli kristal treba predstaviti kao jednu golemu molekulu. Primjer takvog kristala je dijamant u kojem su ugljikovi atomi međusobno spojevni jednostrukim kovalentnim vezama u trodimenzijsku slagalinu. Tvari ove vrste imaju vrlo visoke temperature tališta i vrelišta, nisku hlapljivost, izuzetno su tvrde zbog ogromnog broja kovalentnih veza koje bi trebalo istodobno ili sukcesivno pokidati da se uništi kristalna rešetka. Ovi su materijali izolatori.

Iako se na prvi pogled, prema njihovom vanjskom izgledu, ne čini tako, metali kristaliziraju po zakonitostima kojâ vrijede za ionske, kovalentne i atomne spojeve s unutarnjom simetrijom i pravilnim prostornim razmještajem atoma. U metalnim kristalima, atomi su povezani jakom metalnom vezom o kojoj svjedoči gusto pakovanje formalno pozitivno nabijenih iona u kristalnoj rešetki, te velika gustoća i visoka temperatura tališta većine metala. Ipak, neki od metala imaju razmjerno niske gustoće i temperature tališta, koje su određene drugim čimbenicima, kao što su atomni polumjer i nenapućene atomne orbitale. Za razliku od ionskih kristala, položaji formalno pozitivnih iona u kristalnoj rešetki, mogu se zamijeniti bez narušavanja simetrije kristalne rešetke zbog jednolične raspodjele naboja koju omogućuju slobodno pokretljivi elektroni. Zbog toga,

metalni se kristali vrlo lako mogu izobličiti, većina metala su kovki (mogu se iskovati u oblik po želji), i duktilni (mogu se razvlačiti u žice). Slobodno pokretljivi elektroni odgovorni su za visoku termičku i električnu provodnost metala.

Svojstva različitih vrsta kristala sažeta su u Tablici 4.5.

TABLICA 4.5 Vrste kristalnih krutina i pregled njihovih fizikalnih svojstava

Kristal	Čestice	Privlačne sile	Svojstva	Primjeri
Ionski	kationi i anioni	elektrostatska privlačenja	visoka <i>t.t.</i> , tvrdi, krhki, provodnici elektrike	NaCl, BaO, KNO ₃
Molekularni	polarne molekule	Londonove i dipolno-dipolne	niska <i>t.t.</i> , meki, izolatori ili loši provodnici	H ₂ O, NH ₃ , SO ₂
	apolarne molekule	Londonove		H ₂ , Cl ₂ , CH ₄ , CO ₂
Atomni	atomi	kovalentan veza	vrlo visoke <i>t.t.</i> , vrlo tvrdi, izolatori	C _{dijamant} , SiC, AlN, SiO ₂
Metalni	pozitivni ioni i pokretni elektroni	metalna veza	uglavnom visoke <i>t.t.</i> , tvrdi ili meki, kovki, duktilni, provodnici	Ag, Cu, Na, Fe, K

