

Molekulen arteko indarrak, solido molekularrak eta kobalenteak



Lan hau Creative Commons-en Nazioarteko 3.0 lizentziaren mendeko Azterketa-Ez komertzial-Partekatu lizentziaren mende dago. Lizentzia horren kopia ikusteko, sartu <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/3.0/es/> helbidean

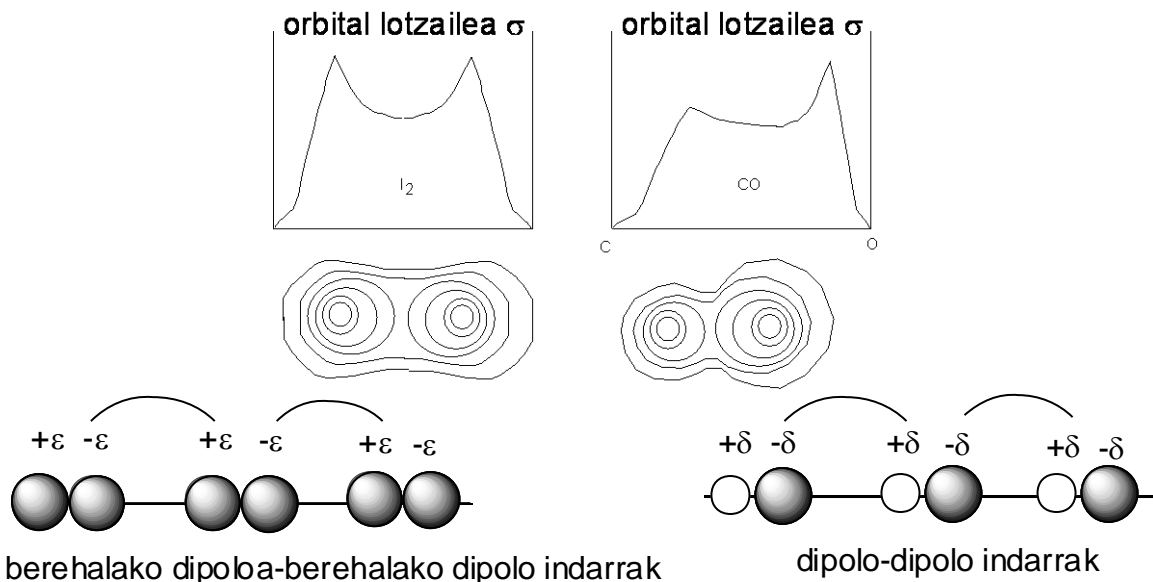
9. Molekulen arteko indarrak, solido molekularrak eta kobalenteak

Molekula gehienak ez daude solido egoeran baldintza estandarretan; adibidez, ura likido-egoeran dago eta dioxigenoa molekular, gas egoeran. Hala ere, solido egoeran daudenak egon badaude: esaterako, sufremehatzetatik lortzen dena **solido molekularra** da, S_8 molekularak dituena. Solido egoeran molekulek sare kristalinoa ordenatuak eratzen dituzte eta, horretarako, **kohesio-indarrek** jokatzten dute euren artean. Indar horiek oso ahulak dira lotura kobalentearekin konparatuz eta, beraz, solido molekularren fusio-puntuak baxuak izaten dira.

Unitate diskretoak izan arren, tamaina askotako molekularak esistitzen dira. Horrela, tamainak infinitorantz jotzen duenean, molekula **solido kobalente**tzat jotzen dugu, tamaina solidoaren monokristalarena baita. Solido mota bi hauek elkarrekin aztertuko ditugu, bietan lotura kobalenteak jokatzten baitu.

1. Kohesio-indarrak

Kohesio-indarrek molekulen polaritatearekin dute zerikusia. Adibidez, I_2 molekula apolarra da eta CO delakoa, polarra (1. irudia). CO molekularen momentu dipolarraren ondorioz, molekularak behin betiko dipoloak dira eta horren arabera paketatzen dira sare kristalinoan; alegia, kargen arteko erkarpenak ahalik eta handienak izan daitezten eta aldarapenak, berriz, ahalik eta txikienak. I_2 molekula, ordean, ez da behin betiko dipoloa denboran zehar. Dena dela, elektroien mugikortasunaren ondorioz, dentsitate elektronikoaren banaketa aldatu egiten da unez une eta, horrela, batez bestean apolarra izan arren, I_2 molekularak behin behiniko dipolo modura jokatzten du denboran zehar. Horri esker, molekulen arteko elkartek sortzen dira eta sarearen ordena mantentzen da.



1. irudia. (goian) Dentsitate elektronikoaren banaketa (ezk) I_2 molekula apolarrean eta (esk) CO molekula polarrean. (Behean) Kohesio-indarrak solido egoeran: (ezk) ϵ berehalako dipoloen ondorioz eta (esk) δ dipoloen ondorioz ($\epsilon < \delta$ da).

1.1. Van der Waals-en indarrak

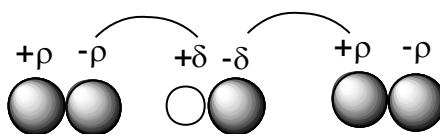
Molekula apolarren arteko kohesio-indarrei **berehalako dipolo-berehalako dipolo indar** (edo **London-en indar**) deritze eta molekula polarren artekoei, **dipolo-dipolo indar** (edo **Keesom-en indar**). Zer esanik ez, ϵ berehalako dipoloak δ behin betikoak baino askoz ahulagoak direnez, molekula apolarren arteko kohesioa

9. Molekulan arteko indarrak, solido molekularrak eta kobalenteak

polarren artekoa baino ahulagoa izaten da.

Indar hauek likido egoeran ere jokatzen dute, molekulen arteko elkarteak egon behar dute eta (ostarantzean, bolumena aldakorra izango zen, gas egoeran gertatzen den bezala). Alabaina, bero-mugikortasunaren ondorioz, elkarte hauek solido egoeran daudenak baino askoz ahulagoak dira.

Zer esanik ez, kohesio-indarrek disoluzio-prozesuetan ere jokatzen dute soluto solidoaren eta disolbatzaile likidoaren molekulen artean. Solutoaren molekulak apolarrak eta disolbatzailearenak polarrak direnean (edo alderantziz), **dipolo indizitu-dipolo** indarrak sortzen dira, **Debye-ren indar** deritzenak (2. irudia). Hots, molekula polarren δ dipoloek ρ dipoloak sorrarazten dituzte molekula apolarretan disoluzioa erraztuz. Hala ere, sortutako elkarteak ez dira oso sendoak eta, horregaitik, solido apolarren disolbagarritasuna disolbatzaile polarretan ez da oso handia. Bestalde, Deby-ren indarrek likido polar bat likido apolar batekin nahasten denean ere jokatzen dutela gaineratu beharra dago.

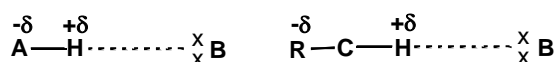


2. irudia. Dipolo indizitu-dipolo indarrak molekula polar eta apolarren artean.

Molekulen arteko London, Keesom eta Debye-ren indarrei, **Van der Waals-en indar** deritze. Hots, molekulen arteko Van der Waals-en indarrak ahulak, ez-norabidezkoak eta ez-asetuak dira dipoloen arteko erakarpena euskarri baitute. Lotura kobalentearen bidez elkartutako atomoen arteko indarrak, berriz, sendoak, norabidezkoak eta asetuak dira, orbitalen gainezarketan oinaritzen baitira.

Aipatutakoetaz gain, **hidrogeno-lotura** ere suerta daiteke molekulen artean. Lotura hitza erabiltzean, atomo jakin batzuen artean gertatzen dela aditzera ematen da. Horren ondorioz, hidrogeno-lotura intramolekularra ere izan daiteke; alegia, molekula baten atomoen artekoa. Hala ere, geroago ikusiko dugunez, elkarte hau ez da lotura kobalente bat bezain sendoa.

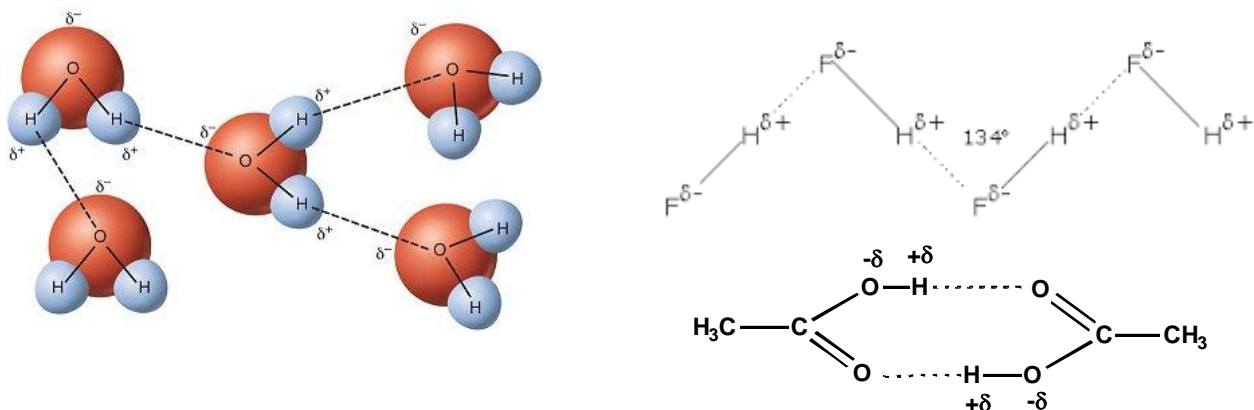
Hidrogeno-lotura gerta dadin, hidrogeno azido baten beharra go; hain zuzen, karga partzial postiboa duen H atomo bat. Hidrogeno horri lotuta, A elementu oso elektronegatibo baten batek egon behar du (N, O, F ohiko atomoak dira baina S eta Cl atomoak ere hidrogeno-loturetan parte har dezakete). Azkenez, gutxienez elektroi-bikote bakarti bat duen beste B atomo bat behar da. Horrela, hidrogeno-lotura H eta B atomoen artean suertatzen da hidrogeno azidoak bikote bakartia erakarriz (3. irudia). Bestalde, hidrogenoa C atomo bati lotuta dagoenean, hidrogeno-lotura gerta daiteke C-ari lotura dagoen beste R talde bat oso elektronegatiboa baldin bada ($N\equiv C^-$, CH_3-CO^- , $O=N^-$ eta Cl- ohiko R taldeak dira).



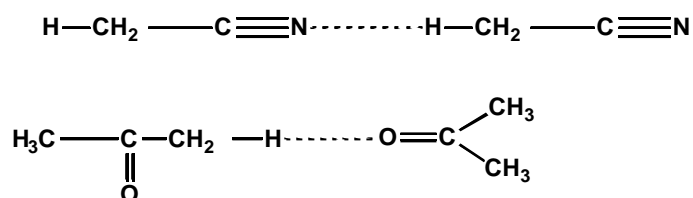
3. irudia. Hidrogeno-lotura (lerro etenaren bidez adierazia): (ezk) H atomoa A atomo elektronegatiboari lotuta dagoenenan eta (esk) H atomoari lotura dagoen dagoen C atomoa R talde elektronegatiboari lotuta dagoenenan

4. irudian, H_2O , HF eta CH_3COOH molekulen arteko hidrogeno-loturak adierazi dira. Ikus daitekeenez, H_2O -aren kasuan O atomoak A eta B atomo modura jokatzen du eta HF-arenean, F atomoak. CH_3COOH -aren kasuan berriz, OH^- taldeko O atomoek A modura jokatzen dute eta besteek, B modura.

9. Molekulen arteko indarrak, solido molekularrak eta kobalenteak

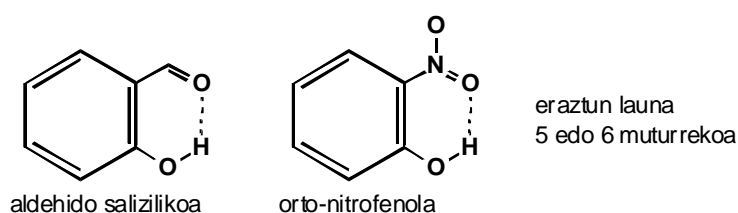
4. irudia. H_2O , HF eta CH_3COOH molekulen arteko hidrogeno-lotura (lerro etenaren bidez adierazia)

5. irudian, nitrilometanoaren eta azetonaren hidrogeno-loturak irudikatu dira. Ikus daitekeenez, nitrilometanoaren molekulan $\text{C}\equiv\text{N}$ taldea R da eta B, nitrilo taldearen N atomoa. Bestalde, azetonan $\text{R}=\text{CH}_3\text{-CO}$ da eta $\text{B}=\text{O}$ da.



5. irudia. Nitrilometanoaren eta azetonaren molekulen arteko hidrogeno-lotura (lerro etenaren bidez adierazia)

Hidrogeno-lotura horren bitxia denez, parte hartzen duten atomoek molekula berekoak izan daitezke. Horretarako, baina, hidrogeno-loturen bidez eratzen diren eraztunek ez dute gehitu behar tentsio nabaririk molekulari. Hau dela eta, bost edo sei muturreko eraztun launak eratzen dira gehienetan (. irudia).

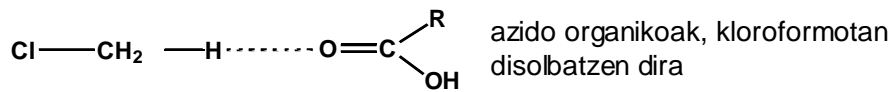
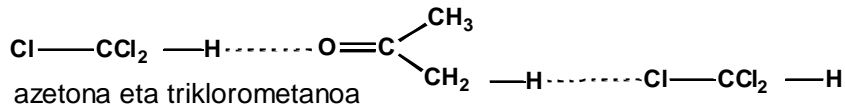


6. irudia. Aldehido salizilikoaren eta orto-nitrofenolaren hidrogeno-lotura intramolekularrak

1.2. Kohesio-indarren eragina likidoen ezaugarrietan

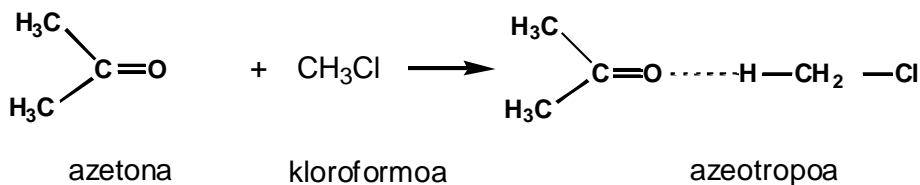
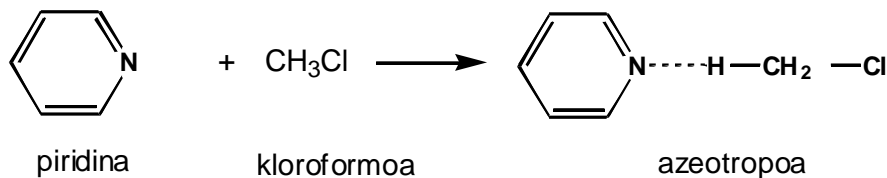
Likido biren molekulen artean hidrogeno-loturak eratzeko posibilitateak daudenean, likidoak guztiz nahasgarriak izaten dira. Adibidez, 7. irudian, azetonaren eta triklorometanoaren hidrogeno-lotura posibleak adierazi dira eta bai, azido organikoaren eta kloroformoaren artekoak.

9. Molekulen arteko indarrak, solido molekularrak eta kobalenteak



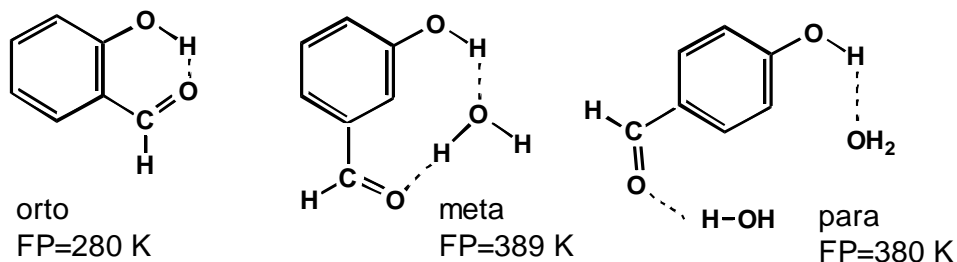
7. irudia. (goian) Azetonaren eta triklorometanoaren hidrogeno-loturak eta (behean) azido organikoen eta kloroformoaren artekoak.

Portaera azeotropikoa horrekin zerikusia duen ezaugarria dugu. Hots, batzuetan bi likido nahastutakoan suertatzen denak ez ditu likido bien batez besteko ezaugarriak, beste batzuk baino. Beraz, nahastea hirugarren likido bat modura jokatzen du eta **azeotropo** deritzo. Adibidez, piridina eta kloroformoa nahastutakoan 8. irudiko azeotropoa sortzen da zeinaren irakite-puntua piridinaren eta kloroformoaren batez bestekoa baino txikiagoa da. Beraz, horrek azeotropoko indar intramolekularrak jatorrizko likidoenak baino sendoagoak direla adierazten digu. Kloroformoak azetonarekin ere eratzen du azeotropo bat.



8. irudia. Piridinaren azeotropoak kloroformoarekin eta azetonarekin.

Hidrogeno-loturaren eragina disolbagarritasunean azaltzeko hidroxibenzaldehidoaren isomeroak hartuko ditugu kontuan. Hots, orto-isomeroa ez bezala, meta-eta para-hidroxibenzaldehidoare molekulek ez dute hidrogeno-lotura intramolekularrak eratzeko aukera (9. irudia). Horren ondorioz, para- eta meta-hidroxibenzaldehidoak, orto-isomeroa baino askoz disolbagarriagoak dira uretan, ur molekulekin hidrogeno-loturak eratzen baituzte.



9. irudia. Hidroxibenzaldehidoen hidrogeno-loturak eta beren eragina disolbagarritasunean eta fusio-puntuan (FP)

9. Molekulen arteko indarrak, solido molekularrak eta kobalenteak

Horrek isomeroen fusio-puntuetan era du eragina. Izan ere, orto-hidroxibenzaldehidoaren fusio-puntua beste isomeroenak baino baxuagoa da, orto-isomeroen molekulen arteko kohesio-indarrak beste isomeroarenak baino ahulagoak direlako.

Beraz, likidoen fusio-puntuak (eta bai irakite-puntuak) molekulen arteko indarren sendotasunaren neurria dugu. 1. taulan ikus daitekeenez, hidrogenoari lotuta dagoen atomoen elektronegativitateak behera egin ahala (taldeetan gorantz), fusio-puntua eta irakite-puntua gero eta altuagoak dira hidrogeno-loturak gero eta sendoagoa baitira.

1. taula. Zenbait hidruoen FP fusio-puntua (K) eta IK irakite-puntua (K).

	NH ₃	PH ₃	H ₂ O	H ₂ S	HF	HCl
FP	195.5	139	273	187.5	190	159
IP	240	185	373	212.9	293.1	188

Periodo bereko hidruoak konparatzean (NH₃, H₂O eta HF, adibidez), bi kontrako eragin jokatzen dute ezkeraldera joatean taula periodikoan: alde batera, atomoaren elektronegativitatearen handipena eta, bestera, hidrogeno azidoen kopuruaren murrizpena. Izan ere, hidrogeno azidoen kopuruak badu eragina hidrogeno-loturaren sendotasunean. Horrela, 2. taulan ikus daitekeenez, hidrogeno azidoen kopuruak gora egitean, irakite-puntuak ere gora egiten du hidrogeno-loturak eratzeko aukerak gero eta gehiago baitira. Hain zuzen, H₂O, CH₃OH, (CH₃)₂O segidan, irakite-puntua behera doa. Izan ere, ur molekulan bi hidrogeno azido daude eta metanolean, bat. Bestalde, eter etilikoan ez dago hidrogeno-lotura eratzeko aukerarik hidrogeno azidorik ez dagoelako. Horrek biskositatean era du eragina zeren eta parametro hau eta molekulen arteko indarren sendotasuna zuzenean proportzionalak diren.

2. taula. Zenbait hidruoen IK irakite-puntua (K) eta ζ biskositatea (mpoiss)

	H ₂ O	CH ₃ OH	(CH ₃) ₂ O
IP	373	336	268
ζ	10.05	5.97	2.33

Konstante dielektrikoa eta polaritatea harreman estuan daude eta bai molekulen arteko indarren sendotasunarekin. Hots, likido egoeran dauden molekulen dipoloek pantaila modura jokatzen dutenez, likidoaren konstante dielektrikoaren zenbat eta handiagoa izan (hau da, likidoaren molekulen polaritatea zenbat eta handiagoa izan) bi kontrako seinuko kargen arteko erakarpen-indarra (adibidez, disolbatuta dagoen soluto baten ioien artekoa) orduan eta txikiagoa izango da eta, orduan, solutoaren disoluzioa gero eta errazagoa izango da. Bestalde, likidoaren molekulen arteko hidrogeno-loturak eratzeko aukera baldin badago, horiek sendoagoak izango dira H atomoen azidotasuna handitzean eta, beraz, polaritatea handituz doan heinean.

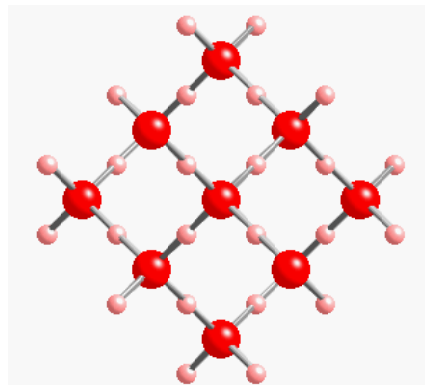
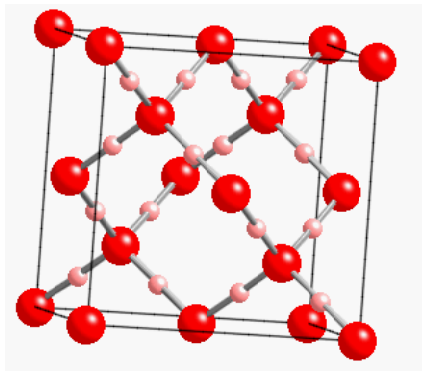
2. Solido molekularrak

Molekulen arteko kohesio-indarrak eta agitazio termikoa lehian daudenez, molekulak egoera solidoan egon daitezkeen kohesio-indarrek behar den adina sendotasuna izan behar dute sare kristalografikoak egonkor iraun dezan (forma eta bolumena mantenduz). Hala bada ere, solido egoarako Van der Waals-en indarrak ahulak dira bestelako loturek sortutakoekin konparatuz. Horregatik, solido molekularren fusio-puntuak baxuak izaten

9. Molekulen arteko indarrak, solido molekularrak eta kobalenteak

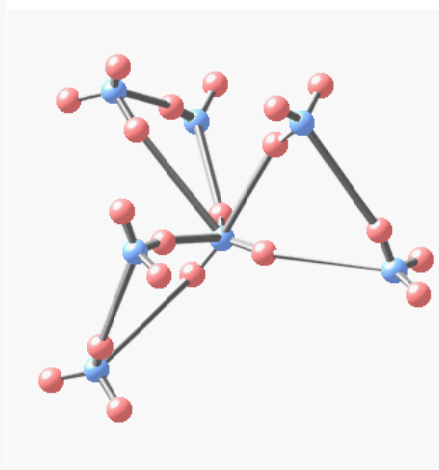
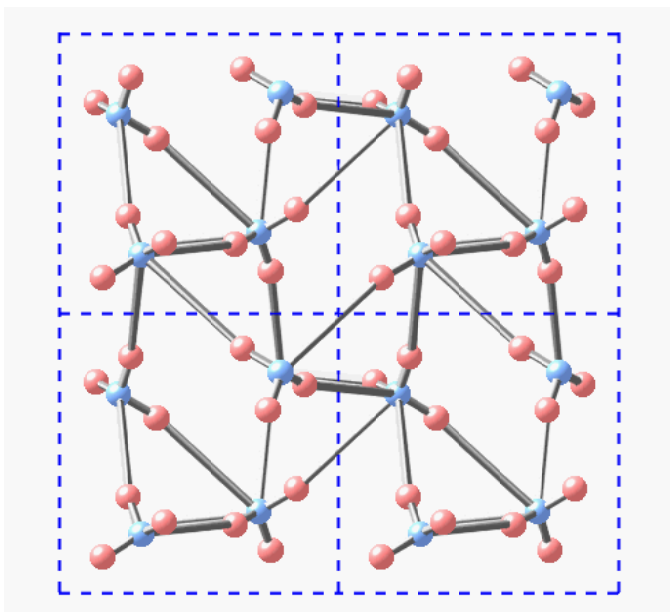
dira; izan ere, solido guztien artean baxuenak dira ($FP < 25^{\circ}C$). Halaber, presioa pixka batez handitzen bada, solidoa puxkatu egiten da eta, beraz, solido molekularrak bigunak eta hauskorak dira.

Izotza solido molekularren adibide bat dugu solidifikazio-prozesuaren araberako polimorfo desberdinak dituena. 10. irudian izotzaren polimorfo kubiko baten egitura irudikatu da. Ikus daitekeenez, O atomo bakoitza lau H atomoei lotuta dago geometria tetraedrikoan. Polimorfo hau oso berezia da (ikus 7. kapituluaren gai osagarria), bertako hidrogeno-loturak eta lotura kobalenteak bereiztezinak baitira: hain zuzen, O...H lotura guztien distantzia 1.38 \AA da (ur molekula isolatu baten lotura kobalentearena baino luzeagoa eta ohiko hidrogeno-loturena baino askoz laburragoa).



10. irudia. Izotza kubikoaren sare kristalografikoa: (ezk) hiru dimentsioko ikuspegia eta (esk) bi dimentsioko.

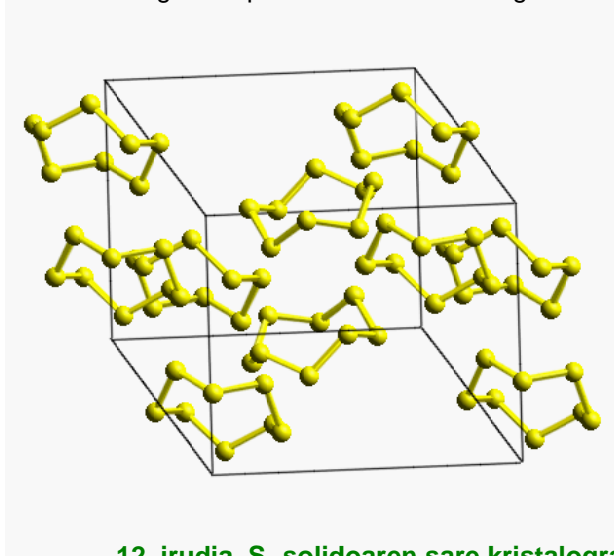
Amoniako solidoan (11. irudia), molekula bakoitza beste hiru molekulei lotuta dago hidrogeno-loturen bidez. Kasu honetan, baina, argi ikusten da lotura kobalentearen eta hidrogeno-loturen sendotasunen arteko diferentzia lotura-distantzien bidez: N...H lotura kobalenteen distantzia 0.85 \AA da eta hidrogeno-loturena, 2.56 \AA .



11. irudia. Amoniako solidoaren sare kristalografikoa: (ezk) bi dimentsioko ikuspegia eta (esk) hiru dimentsioko ikuspegiaren detailea non amoniako molekularren inguruan dauden sei molekulak ikus daitezkeen.

9. Molekulen arteko indarrak, solido molekularrak eta kobalenteak

Ez ura eta ez amoniakoa ere ez daude solido egoeran baldintza estandarretan; S_8 molekulak, ordea, bai. S atomoek zortzi erpineko eraztun ez-launak eratzen dituzte eta molekula hauen artean jokatzen duten kohesio-indarren sendotasuna nahikoa da giro-tenperaturan sare kristalografikoa egonkorra izan dadin (12. irudia).



12. irudia. S_8 solidoaren sare kristalografikoa:

Sufre solidoaren kasuan, molekulen tamaina nahitaezko aldagaia da kohesio-indarren sendotasuna azaltzeko. Izan ere, molekulen tamaina gora egitean fusio-puntua eta irakite-puntua gero eta altuagoa dela erraz ikusten daiteke hidrokarburoetan; adibidez, butanoaren, pentanoaren eta hexanoaren irakite-puntuak – 0.5, 36.1 eta 68.7°C dira, hurrenez hurren.

Beste solidoena bezala, molekularren egonkortasuna espazioaren aprobetxamenduaren irizpidean datza. Solido hauetan, baina, molekulak ez dira esferikoak eta, horregatik, solido ionikoetarako zein metalikoetarako garatutako ereduak (esferen paketaketarenak) ez dira baliagarriak.

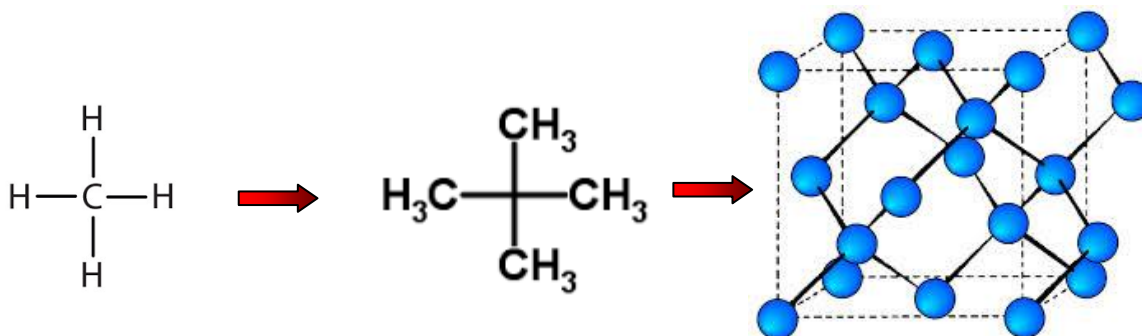
Kitaigorodskii kristalografo errusiarrek **molekulen paketaketaren eredu**a garatu zuen 1955ean. Hots, molekulek hutsuneak eta protuberantziak izaten dituztenez, irizpide geometrikoetan baino ez oinarrituz, paketaketa eraginkorrenak zuloak protuberantziekin gainezartzeari dagokiona izan beharko zuen. Dena den, molekula desberdinen elektroien arteko aldarapenak jokatzen dute solido molekularren paketaketa azaltzeko eta kontuan hartu beharrekoak dira. Eredu hau garatuko ez dugun arren, zenbait alderdi gaineratuko ditugu.

Hain zuzen, molekula diatomiko askok fusio-puntutik gertu dauden tenperaturetan simetria altuko paketaketa trinkoak eratzen dituzte: esaterako, H_2 , $\beta-N_2$ eta CO molekulek paketaketa hexagonal trinkoan kristalizaten dute eta $\gamma-O_2$ eta $\beta-F_2$ molekulek, kubiko trinkoa. Izan ere, molekulek errotatzeko behar adina bero-energia dute eta esfera modura jokatzen dute. Tenperatura baxuagoetan, berriz, errotatzeko ahalmena oso murriztua dago eta molekulak bestelako irizpedeen arabera paketatzen dira. Zer esanik ez, suertatutako paketaketek simetria gutxiagoa adieraten dute: adibidez, Cl_2 , Br_2 eta I_2 molekulak sare ortorronbikoetan paketatzen dira solido egoeran.

Gas nobleen solidoak ez dira molekularrak, egitura-unitateak atomoak baitira. Halaber, atomoen arteko erakarpen indarrak ez dira kobalenteak Van der Waals-enak baino. Izan ere, gas nobleen sare kristalografikoak eta solido metalikoarenak antzekotasunak dituzte. Hain zuzen, Ne, Ar eta Kr direlakoek paketaketa hexagonal trinkoetan solidifikatzen dute eta He-k, berriz, kubiko trinkoan.

3. Solido kobalenteak

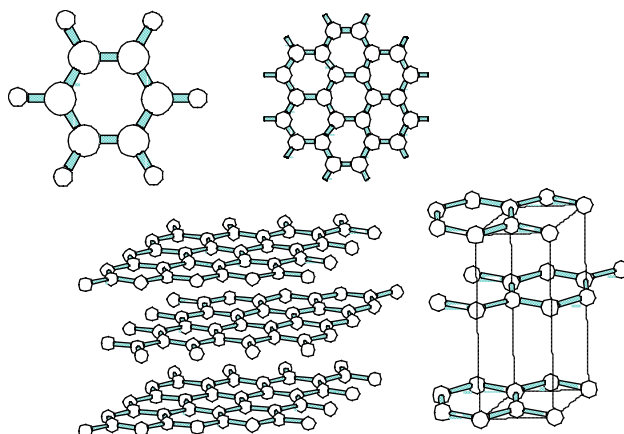
Solido molekularretan paketatzen diren molekulak diskretoak dira definizioz baina egitura-unitate infinitoa ere har dezakete parte sare kristalografikoan eta, orduan, solido kobalentez mintzatu beharrean gaude. Ideia hau ulertzeko, 13. irudia erabiliko dugu.



13. irudia. (ezk) Metano molekulatik C-diamante solidorako egitura-eraketaren prozesu hipotetikoa

Hots, metano molekularen H atomoen ordez, CH₃ taldeak jarriko bagenitu, C(CH₃) molekula diskretoak lortuko genuke. Horrela, horren H atomoen ordez, CH₃ taldeak eten gabe jarritz gero, C-diamantearen egitura lortuko genuke. Zer esanik ez, prozesu hau hipotetikoa da eta C-diamantea molekula infinitozat jo dezakegula adierazteko baino ez da baliagarria. C-diamantea **hiru dimentsioko solido kobalentea** dugu, espazioko hiru dimentsiotan dauden atomoak lotura kobalentearen bidez elkartuta baitaude.

Grafitoan, berriz, lotura kobalentea bi dimentsiokoa da (14. irudia). Hots, bentzenoaren H atomoen ordez C atomoak eten gabe jarritz gero, egitura-unitate infinitoa eta launa lortzen da non C atomoek hexagonoak eratzen dituzten. Beraz, grafitoa **bi dimentsioko solido kobalentea** dugu. Hau esatean, baina, arretaz ibili behar da zeren eta solido guztiak definizioz hiru dimentsiokoak diren; hots, grafitoaren planoen artean kohesio-indarrek jokatzeko dute planoen artean perpendikularra den norabidean. Beraz, grafitoaren plano isolatu batek ez du inolako identitateirik baina planoen paketatuz eratutako hiru dimentsioko solidoa bai.



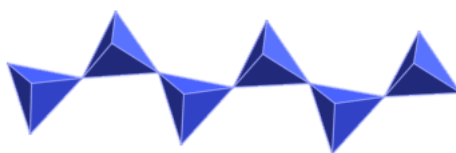
14. (goian) Sare hexagonal launaren eraketa hipotetikoa irudia eta (behean) grafitoaren egitura: (ezk) planoen paketaketa hirugarren norabidean eta (esk) sarearen detailea non sare unitatea ikus daitekeen

Zer esanik ez, indar horiek lotura kobalentearenak baino askoz ahulagoak dira eta hori grafitoaren lotura-distantzietan somatzen da: izan ere, planokideak diren C atomoen arteko distantzia (hau da, lotura

9. Molekulen arteko indarrak, solido molekularrak eta kobalenteak

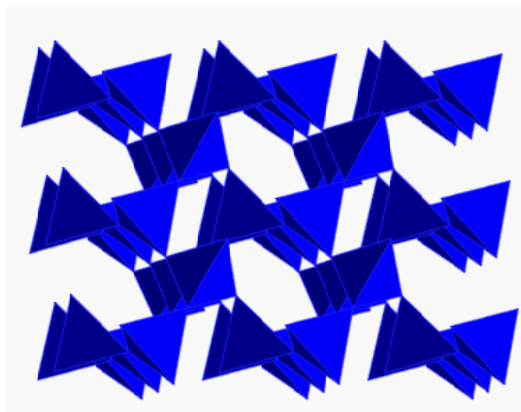
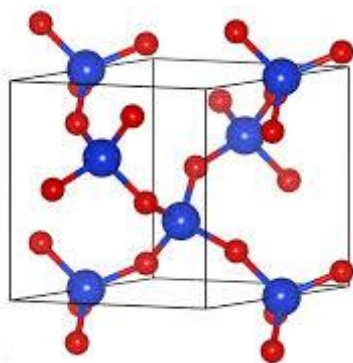
kobatentearen bidez lotuta dauden atomoen artekoa) 2.46 Å da eta plano desberdinetako C atomoen arteko distantzia minimoa 3.35 Å da. Hau dela eta, bidimentsioko solidoak ahulak dira norabide batean. Arkatzak erabiltzean hori oso erraz ikus daiteke grafitoaren kasuan zeren eta, idazterakoan egiten den presio txikiaren ondorioz, planoen arteko paketaketa desegiten dugun.

Egitura-unitate kobalenteak dimentsio bakarrekoak ere izan daitezke, polietilenoan gertatzen den bezala. Polimero hau $(\text{CH}_2)_n$ molekula infinitotzat jo daiteke non $-\text{CH}_2-$ taldeen segiden ondorioz, molekula infinitorantz hedatzen da espazioko dimentsio batean. Kasu honetan, eraketa hipotetikoaren abiapuntutzat CH_4 molekula jo daiteke (15. irudia).



15. Polietilenoaren molekula infinitoa espazioko dimentsio bakarrean: tetrameroak CC_2H_2 taldeak dira

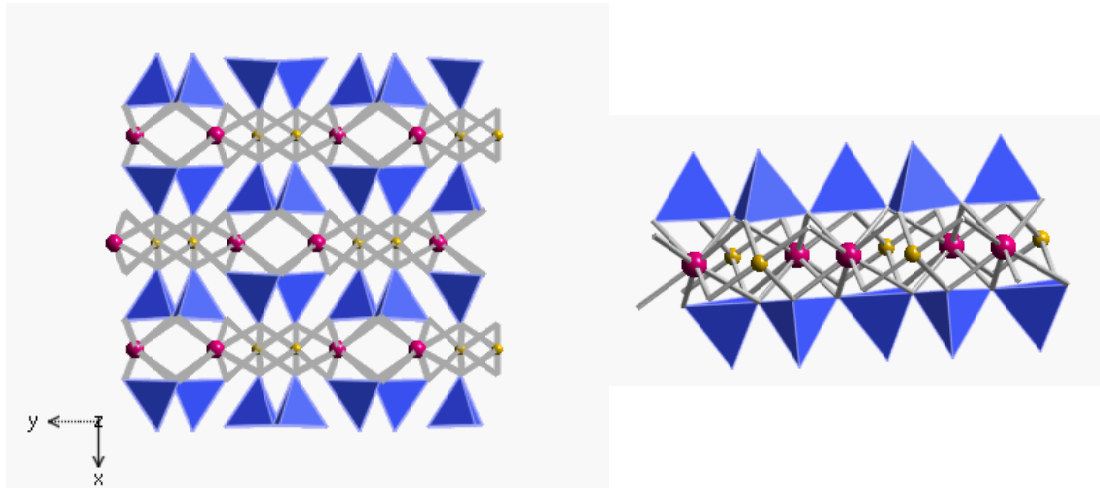
Tetraedroetan oinarritutako egiturak ugariak dira eta euren artean silikatoak ditugu aipagarri. Silikatoak SiO_4 unitate tetraedrikoan oinarritutako mineralak dira. Hots, SiO_2 silizearen zenbait polimorfo ezagutzen dira giro-presioan: kuartzoa (870°C -tara arte), tridimita (1470°C -tara arte) eta kristobalita (1710°C -tara arte). Kuartzoa polimorfo ugariena da, lurrazaleko arkaitz askotan parte hartzen baitu. 16. irudian ikus daitekeenez, SiO_4 tetraedroak erpinak partekatzen dituzte espazioko hiru dimentsioetan molekula "infinitoa" eratuz.



16. Kuartzoaren egitura kristalinoa: (ezk) sare unitatea eta (esk) tetraedroen bidezko hiru dimentsioko ikuspegia

Silikatoetan SiO_4 tetraedroak ez dituzte zertan lau erpinak partekatu behar. Adibidez, bi erpin partekatzen badituzte unitate linealak era daitezke dira; $\text{CaMg}(\text{SiO}_3)_2$ silikatoarenak bezalakoak. 17. irudian ikus daitekeenez, Ca^{2+} eta Mg^{2+} katioiek kate haun lokarri modura jokatzen dute tetraedroen O atomoei lotuta daudelako. Aldi berean, katioi hauek sarearen neutralitatea mantentzen dute O proportzioa Si atomoko silizearena baino txikiagoa baita.

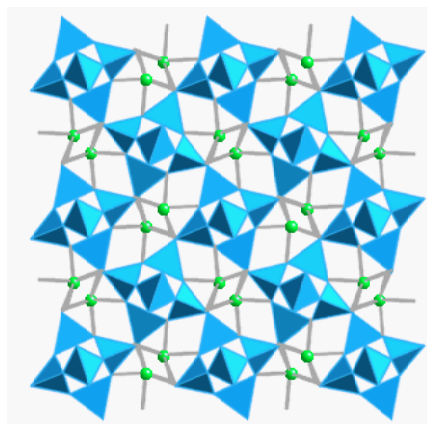
9. Molekulen arteko indarrak, solido molekularrak eta kobalenteak



17. $\text{CaMg}(\text{SiO}_3)_2$ silikatoaren egitura kristalinoa: (ezk) bi dimentsioko ikuspegia eta (esk) bi unitate linealen arteko loturaren detailea.

Kate linealetaz gain, silikatoen tetraedroen bidez anitz unitate-egitura era daitezke: eraztunak, kate bikoitzak, planoak, etabar. Sarearen neutralitatea mantentzeko eta unitate-egitura horiek elkartzeko, makina bat katioik har dezakete parte.

Silikatoek mineral-familia oso zabala osatzen dute metal gehienek horietan parte hartu ahal baitute. Hemen **aluminosilikatoak** baino ez ditugu aipatu behar, oso kasu berezia baita; alegia, Al atomoak zenbait Si atomo ordezkatzen dituzte eta, beraz, tetraedroen sarearen partaideak dira. Ordezpen hori orden gabekoa zein ordenatua izan daitekela gaineratu behar da. Hots, SiO_4 eta AlO_4 tetraedroz osatutako sare bat anioi infinitoa da non karga negatiboa Al atomoen kopurua da (Al-aren oxidazio-egoera +3 baita). Beraz, aluminosilikatoetan gainontzeko katioiak egon behar dira sarearen neutralitatea mantentzeko. Aluminosilikatoen artean, **zeolitak** aipatu beharra dago (18. irudia). Horietan sarearen hutsuneak oso handiak direnez eta, beraz, gainontzeko katioiak erraz ordezka daitezke; hots, zeolitak ioien trukatzaille eraginkorrak dira. Adibidez, sodio zeolitetan Na^+ katioiak Ca^{2+} katioien bidez ordezka daitezkeenez, zeolita hauek ur gogorrek biguntzeko erabiltzen dira.



18. Na-zeolita den natrolitaren egitura kristalinoa (Na^+ katioiak tetraedroak utzitako hutsuneetan).

Zer esanik ez, silikatoetan hutsuneetako katioien eta O atomoen arteko lotura ionikotzat jo daiteke. Beraz, liburu honen orrialdetan maiz errepikatu dugun bezala, errealitatea eta gure ereduak oso gutxitan datoz bat

9. Molekulen arteko indarrak, solido molekularrak eta kobalenteak

erabat. Hala ere, silikatoen egonkortasunak SiO_4 tetraedroen lotura kobalentean du euskarri eta, horregaitik, silikatoek solido kobalenteen ezaugarriak adierazten dituzte.

Hots, solido kobalenteak gogorrak eta hauskorak dira, lotura kobalentea norabidezkoa baita. Horren ondorioz, fusio- eta irekita-puntuak altuak dira eta koordinazio-indizeak, baxuak (laukoa ohikoa dugu). Bestalde, disolbagaitzak izaten dira, bai disolbaltzaile polarretan eta bai apolarretan.

Lotura kobalentearen ondorioz, elektroien mugikortasuna oso murriztua da eta solido kobalenteak isolatzaile elektrikoak izaten dira. Izan ere, C-diamantea, Si eta Ge solidoen eroankortasun eza dagoeneko azaldu dugu banden teoriaren bidez.