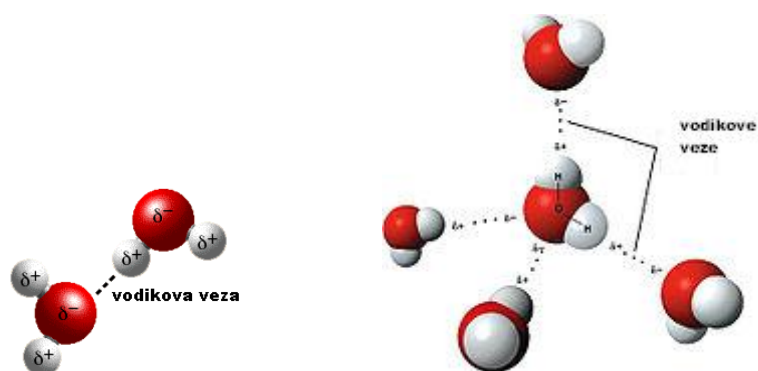
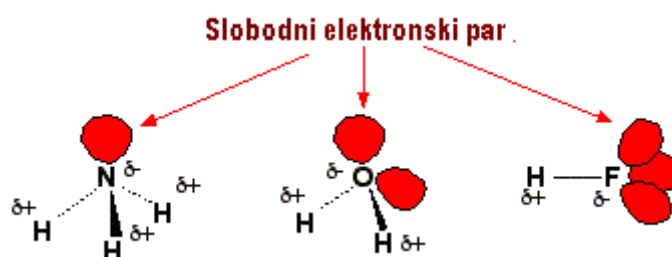


Vodikove veze

Vodikove veze snažno povezuju molekule u tekućoj i krutoj fazi, a po jakosti su između kovalentnih veza i van der Waalsovih sila (*vide infra*) pa ih neki svrstavaju i u «*prave*» kemijske veze.* Najvažnija strukturna svojstva molekula za stvaranje vodikove veze su vezanost vodika na jako elektronegativni atom, tj. polarnost veze s vodikovim atomom, odnosno *slobodan elektronski par* na elektronegativnom atomu u molekuli. Prema tome, vodikovu vezu se može promatrati i kao oblik jakog dipol-dipolnog međudjelovanja molekula.



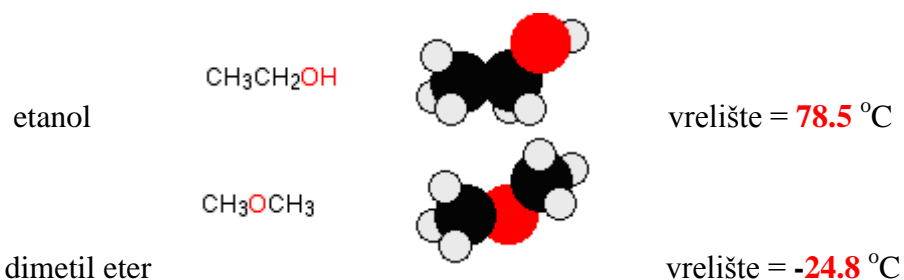
Nužne slobodne elektronske parove imaju elementi **Va**, **VIa** i **VIIa** skupine periodnog sustava elemenata, pa možemo reći da *vodikove veze čine spojevi u kojima je vodikov atom vezan na atom elementa Va, VIa ili VIIa skupine periodnog sustava elemenata*, s kojim vodikov atom tvori izrazito polarnu vezu (to su elementi druge periode: **N**, **O**, **F**).



* Usprkos terminološkom proturječju, vodikova veza se obično svrstava u *nekemijske* veze zbog male energije vezivanja od samo ~10-20 kJ mol⁻¹. Osim toga, često se tako svrstava i zato jer je se može objasniti posebnim oblikom dipol-dipolne interakcije, no treba naglasiti da je takvo gledište bilo određeno ograničenim brojem sustava koji su u vrijeme uvođenja ideje o vodikovoj vezi bili temeljito poznavani. Moderno razumijevanje kemije vodika smješta klasičnu vodikovu vezu u ekstrem pravog, kemijskog vezivanja vodika s više nego jednim atomom, a vezivanje dviju molekula vode možemo promatrati kao stvaranje (H₂O)₂ a ne kao međumolekulno (*intermolekulno*) povezivanje dviju molekula.

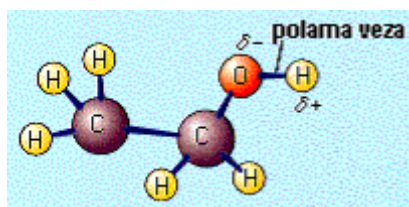
Stvaranja vodikovih veza u vodi je bez sumnje biološki najvažniji primjer H-vezivanja. Na njenom primjeru može se razmotriti i gledište koje vodikovu vezu svrstava u pravu kemijsku vezu.*

Kako znamo da postoji vodikova veza? Razmotrimo dva spoja, **etanol** i **dietileter**, jednake empirijske formule, C_2H_6O

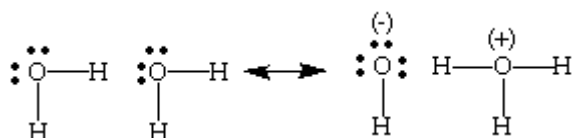


Za spojeve **iste molne mase** očekivali bismo približno **jednaka vrelišta**. Više od **100** °C razlike u vrelištima može se objasniti jedino postojanjem dodatne veze među molekulama etanola, tj. **vodikove veze**.

Kako etanol stvara vodikove veze? Veza između atoma kisika i vodika u etanolu je polarna pa je zajednički elektronski par O-H veze primaknut **elektronegativnijem** kisikovom atomu. OH veza je izrazito polarna i kako je pokazano na sljedećoj slici, molekula etanola je **dipol**.



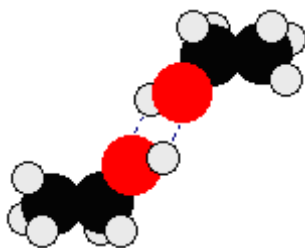
* Prema teoriji valentne veze (VBT) vodikovu vezu se može objasniti rezonantnim strukturama različitog načina vezivanja vodikovog atoma na kisikov atom u paru molekula vode, kao što je pokazano na sljedećoj slici:



U *rezonantnom hibridu* vezivanje premošćujućeg vodikovog atoma s jednim kisikovim atomom je snažnije (kraća veza \equiv kovalentna veza) a s drugim slabije (dulja veza \equiv vodikova veza). Prisjetimo se da je atom vodika monovalentan, odnosno da u cjelini može stvoriti samo jednu kemijsku vezu s drugim atomom *ili atomima*. U asocijatu molekula vode to se može promatrati kao 95% stvaranja jednostruke kovalentne veze vodikovog atoma s jednim i 5% s drugim kisikovim atomom.

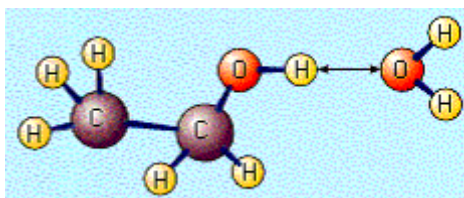
Za razliku od vode, u HF_2^- vodikov atom *jednako* dijele oba fluoridna iona, pa je takav anion stabilna čestica.

Zbog toga vodikov atom u molekuli etanola (vodikov atom bez elektrona \equiv *proton*) pokazuje izraziti *afinitet* za slobodni elektronski par kisikovog atoma *susjedne molekule etanola*.

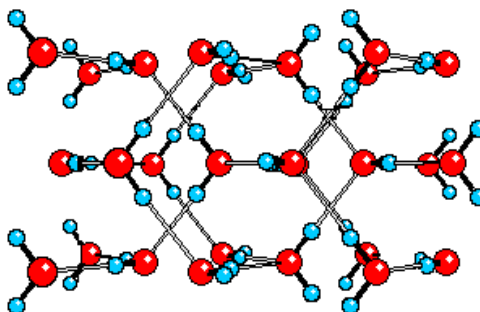


Na sličan način (a) molekule etanola stvaraju vodikove veze s molekulama vode u vodenoj otopini, i (b) molekule vode stvaraju međusobno vodikove veze.

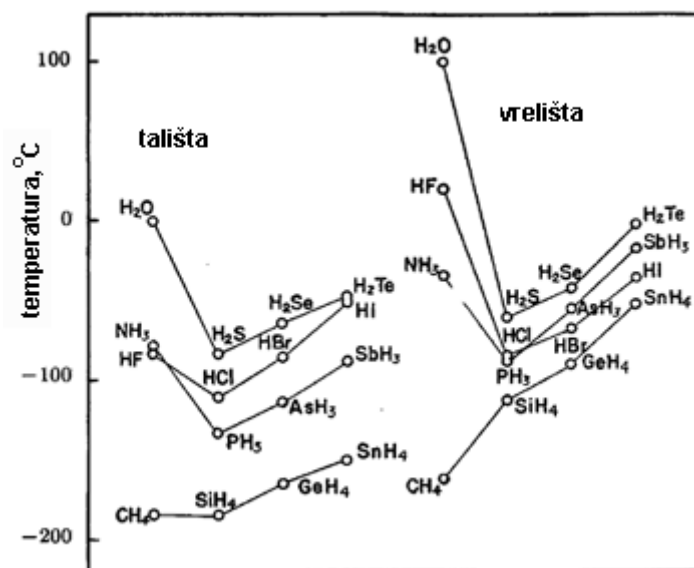
(a)



(b)



Nemoguće je prenaglasiti važnost vodikovih veza i sp^3 hibridizacije kisikovog atoma u vodi. Na sljedećoj slici dana su normalna tališta i vrelišta vodi sličnih spojeva, koja pokazuju izuzetno ponašanje vode u odnosu na ostale spojeve. Tališta i vrelišta ovih spojeva pokazuju koje međumolekulne sile djeluju između molekula homolognih nizova malih molekula koje sadrže vodikove atome.

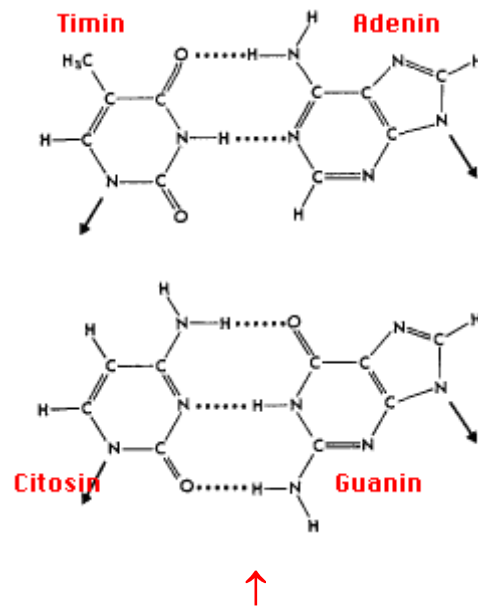


Tališta i vrelišta spojeva elemenata IVa, Va, VIa i VIIa skupine elemenata Periodnog sustava s vodikom.

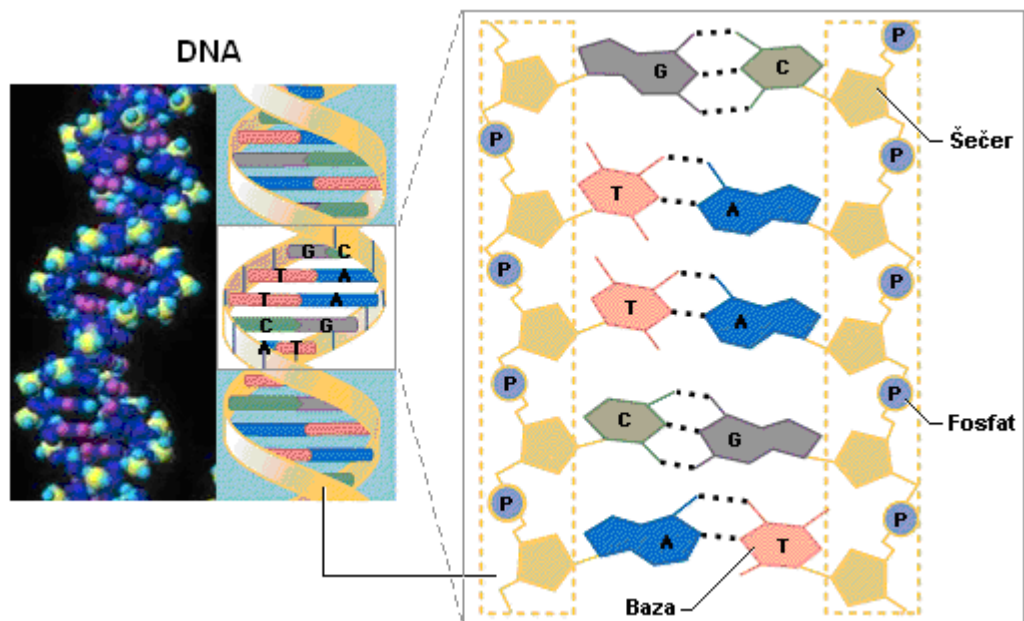
Trodimenzionlana umreženost molekula vode u tekućoj i krutoj fazi uzrok je najvišem talištu i vrelištu toga spoja u odnosu na sve ostale spojeve pokazane na slici. To izuzetno ponašanje vode, a koje je posljedica stvaranja vodikovih veza, zrcali se i u većoj gustoći tekuće vode (na 4 °C) od leda. Upravo to izuzetno ponašanje vode omogućilo je razvoj života na Zemlji.

Vodikova veza ima izuzetnu važnost u *biološkim sustavima* gdje čini jedan od najvažnijih načina međumolekulnog vezivanja biološki važnih molekula kao što su *nukleinske baze u DNA*, *aminokiseline u peptidnim vezama bjelančevina*, itd.

Vodikove veze u DNA

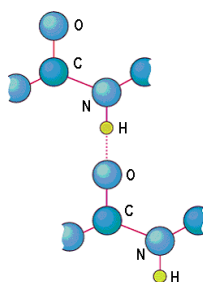


Sparivanje baza



DNA molekula se sastoji od nosećeg kostura sačinjenog od šećera i fosfata, te četiri nukleotidne baze: adenina (A), timina (T), citozina (C), i guanina (G). Genetski kod je specificiran redom nukleosinskih baza, a svaki gen posjeduje jedinstvenu sekvencu parova baza. Znanstvenici koriste te sekvence baza za smještanje gena na kromosomima i za konstruiranje mape cjelokupnog ljudskog genoma. Heliksna struktura DNA temelji se na brojnim vodikovim vezama kako je to pokazano na slici.

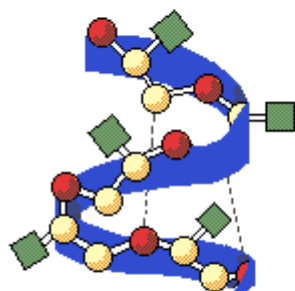
Vodikove veze u bjelančevinama



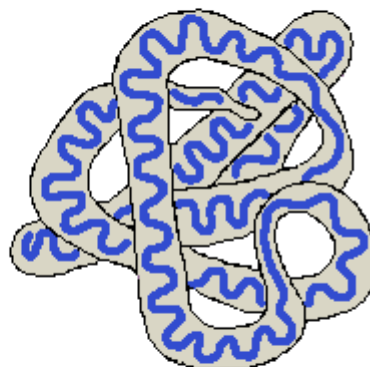
← peptidna veza



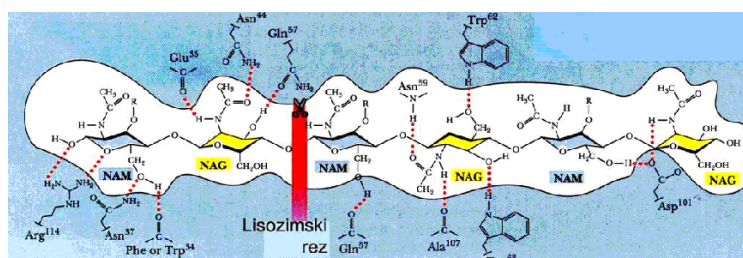
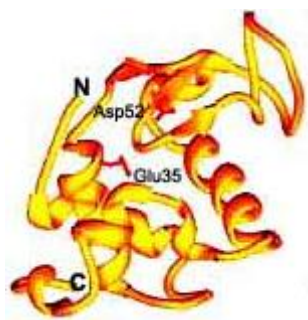
Bjelančevinska trodimenzionalna **ternarna** struktura nastaje sličnim interakcijama aminokiselina na različitim mjestima namotaja sekundarne strukture



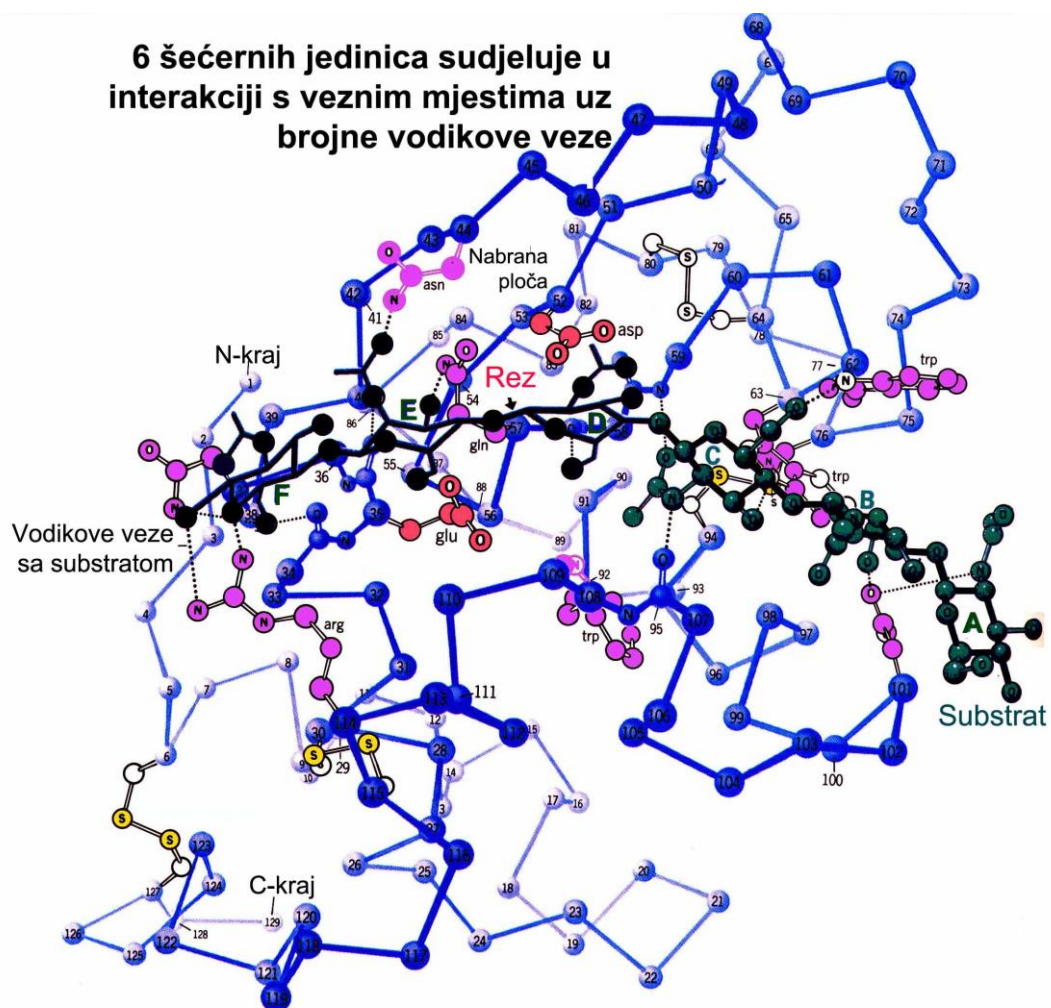
Bjelančevine se savijaju u **sekundarne** strukture stvaranjem vodikovih veza između susjednih aminokiselina u polipeptidnim sekvencama (primarne strukture bjelančevina)



Lisozim je **enzim** koji specifično prepoznaje substrat i **kida glikozidnu** vezu.

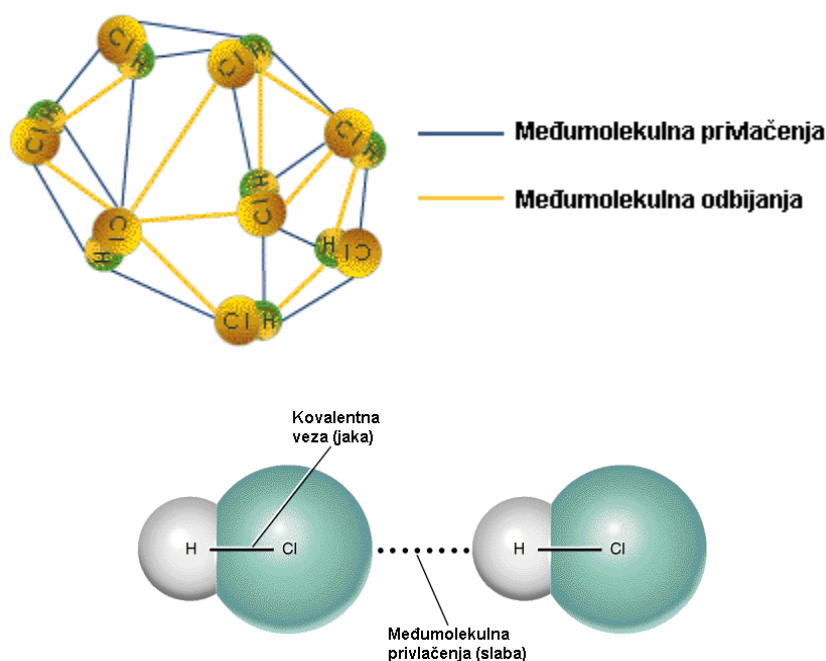


6 šećernih jedinica sudjeluje u interakciji s veznim mjestima uz brojne vodikove veze



MEĐUMOLEKULNE SILE

Dakle, kao što postoje veze koje povezuju atome u molekuli (intramolekulne veze), postoje i veze koje povezuju različite molekule (intermolekulne veze). Sve sastojke materije zajedno drže sile. Sile među atomima unutar molekule su kemijske ili intramolekulne sile. Kao što se i sva djelovanja unutar jedne molekule mogu objasniti privlačnim i odbojnim kulonskim silama kojima djeluju protoni i elektroni povezanih atoma, tako se djelovanjem kulonskih sila može objasniti međusobno povezivanje molekula u tekućoj i krutoj fazi. Molekule su načinjene od **električki nabijenih** dijelova, elektrona i jezgara, te njihovim približavanjem dolazi do međumolekulnog **privlačenja i odbijanja** kao što je na sljedećoj slici to pokazano za **klorovodik** (HCl). Takve sile zovemo međumolekulne ili intermolekulne sile.



Te sile je moguće **približno izračunati**. Jednostavnije i točnije je te sile **odrediti** mjerenjem svojstava tvari koja su određena jakošću međumolekulnih sila. Svojstva tvari* su posljedica individualnih svojstava molekula (kemijskih veza među atomima u molekulama) i njihovog zajedničkog djelovanja (posljedica intermolekulnih sila).

Interakcije nabijenih iona (nabojnih monopola) su elektrostatičke sile s djelovanjem na najveću udaljenost u „molekulnom svijetu“. Sila među nabojima (kao napr. među ionima

kristala) opisana je Coulombovim zakonom: $F_{naboj-naboj} = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$.

* Kemijska svojstva tvari su posljedica djelovanja sila među atomima u molekulama (intramolekulne sile i veze), a fizička svojstva tvari su posljedica djelovanja sila među molekulama (intermolekulne sile i veze).

S obzirom na navedeno, intermolekulne sile možemo promatrati kroz djelovanje **naboja molekule (čestice)** i njegovu raspodjelu.

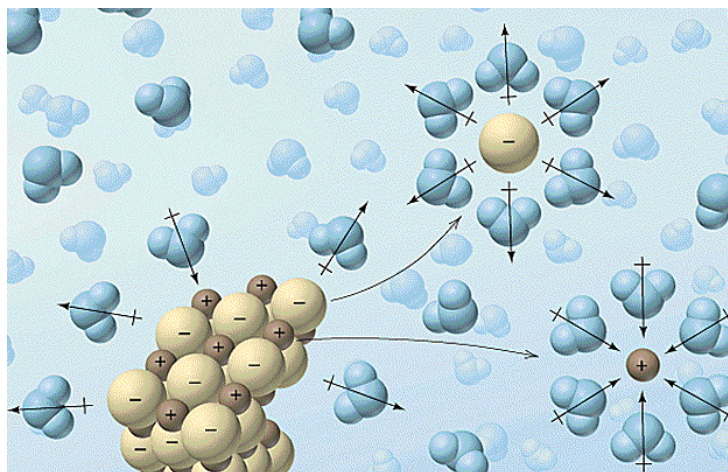
Ioni \Rightarrow naboj se nalazi najednoj čestici i jednak je $n(\pm e)$, gdje je e jedinični naboj (elektrona), 1.16×10^{-19} C. **Molekule** su neutralne ali im dijelovi mogu biti nabijeni (**djelomični** ili parcijalni naboj, **$\delta+$ i $\delta-$**). Ako molekule imaju stalan dipolni moment, $\mu \neq 0$, zovemo ih **polarne molekule**. **Parcijalni naboji molekula su manji od e** ($\text{HCl} \approx +0,2e$ i $-0,2e$).ⁱ **Permanentni** (stalni) dipolni moment je posljedica strukturnih svojstava molekule (postoji i **inducirani** ili trenutni dipolni moment koji je posljedica djelovanja električnog polja na elektrone u molekuli).

Vrste međumolekulnih sila:

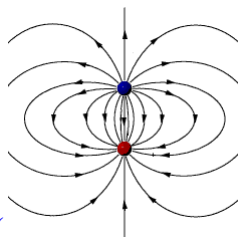
Intermolekulne sile se dogovorno svrstavaju u nekoliko vrsta ovisno o određenim svojstvima molekulnih struktura i o jačini sila koje djeluju. Sila koja djeluje među svim vrstama čestica u svim sustavima je tzv. *disperzijska sila*, ali ovisno o strukturnim svojstvima molekula uključene su i mnoge druge sile. Intermolekulne sile su mnogo slabije od intramolekulnih, no djeluju pri većim razmacima.

ion – dipol

Voda je polarna molekula i ima dipolni moment od 1.85 D (\equiv Debye, jedinica za dipolni moment vrijednosti 3.336×10^{-30} C m). Otapanjem krute soli u vodi, molekulni dipoli vode okružuju ione i ion-dipolnim privlačenjima stvaraju **hidratirane ione**. Nastala otopina se zove *elektrolit*.



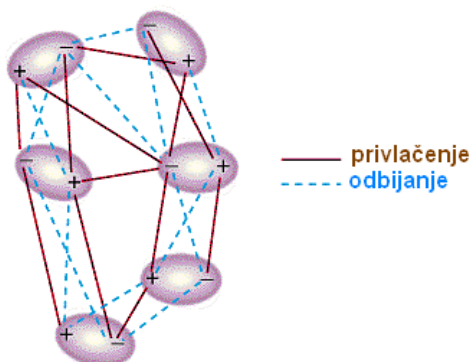
dipol – dipol



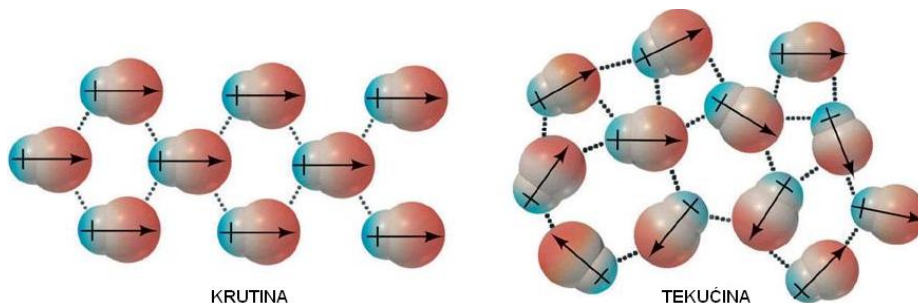
Dipolne molekule stvaraju *električno polje*, (- silnice električnog polja polarne molekule), a električno polje jedne polarne molekule djeluje na drugu polarnu molekulu (koja posjeduje permanentni dipolni moment). Prema tome, *dipol-dipolne sile* su elektrostatičke sile koje se javljaju između (neutralnih) polarnih molekula, a zovemo ih *van der Waalsove sile*.



Van der Waalsove sile su kraćeg dometa od kulonskih sila kojima djeluju ioni, ali su dovoljno snažne da mnoge tvari održavaju u tekućem obliku pri ambijentalnim uvjetima,



a djeluju u krutoj i tekućoj fazi.



Djelovanje dipol-dipol kulonskih sila u krutom (na vrlo niskim temperaturama) i tekućem klorovodiku.

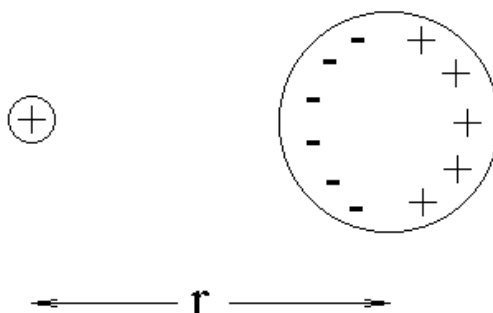
Sljedeća tablica pokazuje ovisnost vrelišta tvari o njihovom stalnom (permanentnom) dipolnom momentu koji nastaje kao posljedica razdvajanja naboja u molekulama.

Tvar	Molna masa $M/\text{g mol}^{-1}$	Dipolni moment $\mu/\text{[D]}$	Normalno vrelište $T_v/[\text{K}]$
Propan	44	0.1	231
Dimetil eter	46	1.3	248
Klorometan	50	2.0	249
Acetaldehid	44	2.7	294
Acetonitril	41	3.9	355

Dipol-dipolne sile postoje među molekulama sa **stalnim** dipolnim momentom. Međutim elektrostatika iona i permanentnih dipola ne može objasniti kako molekule bez stalnog dipolnog momenta mogu postojati u tekućem obliku. Gravitacijske sile su preslabe pa se postavlja pitanje **što međusobno privlači i drži zajedno takve molekule?**

Induktivne sile i disperzija

Induktivne sile nastaju zbog izobličenja (*distorzije*) elektronskog oblaka izazvanog postojanjem vanjskog električnog polja čiji izvor može biti ion ili dipolna molekula. Te sile su uvijek privlačne ali su općenito kraćeg dosega nego ranije opisane elektrostatičke sile. Ako nabijena molekula (ion) inducira dipolni moment u susjednoj neutralnoj molekuli ili atomu, dvije čestice će se privlačiti unatoč početne neutralnosti i sfernosti molekule ili atoma kao što je to pokazano na sljedećem crtežu.



Kao što se može i očekivati, induktivne sile vrste *permanentni dipol - induciorani dipol* su slabije nego induktivne sile vrste *ion - inducirani dipol*.

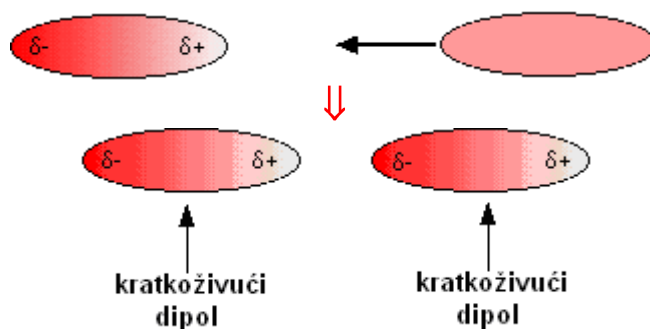
1873. van der Waals je ustanovio da postoje **privlačne sile i između nepolarnih molekula**, napr. H_2 ili Br_2 .



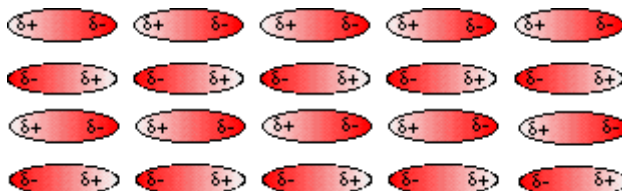
To se može objasniti jedino postojanjem trenutno **induciranog dipolnog momenta** u nepolarnim molekulama, koji nastaje kao posljedica neprekidnog kretanja elektrona. Naime, iako nepolarna molekula u duljem vremenskom razdoblju u kojem je promatramo uprosječno ne posjeduje (permanentni) dipolni moment, u nekom izuzetno kratkom vremenskom razdoblju elektronska gustoća neće biti simetrično raspoređena u atomu ili molekuli zbog kretanja elektrona oko jezgara. Radi toga će atom ili molekula u tom kratkom razdoblju predstavljati kratkoživi dipol kojem se moment neprekidno mijenja i preusmjerava kako je to pokazano na sljedećoj slici:



U stvarnosti će tako stvoreni kratkoživi dipol moći stvoriti (inducirati) drugi kratkoživi dipol u svojoj blizini, a dvije molekule će se međusobno privlačiti.

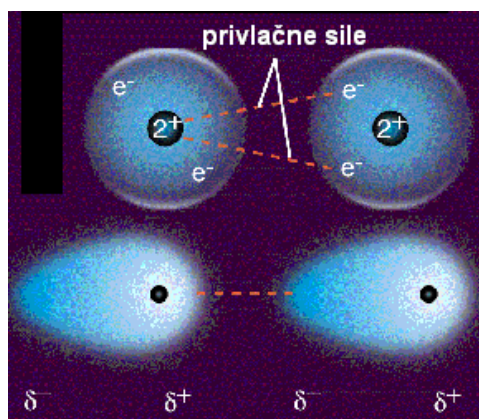


Na sljedećoj slici je isto načelo primjenjeno na velik broj molekula nepolarne tvari.

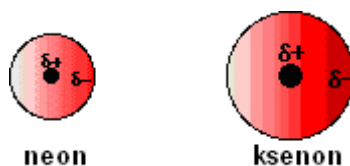


Sile koje nastaju kretanjem (fluktuacijom) elektronske gustoće, a ne stalnom raspodjelom naboja, zovu se **Londonove disperzijske sile**. Te sile djeluju među svim vrstama atoma i molekula, no najveću važnost imaju u sustavima gdje ne postoji drugi uzrok povezivanja

čestica, kao što su to napr. plemeniti plinovi. S obzirom da u plemenitim plinovima ne postoje trajne elektrostatske sile, oni se mogu ukapljiti baš zahvaljujući disperzijskim silama koje drže atome plemenitog plina zajedno u tekućoj fazi.



Disperzijske sile ovise o **polarizabilnosti** odnosno **volumenu** atoma i molekula. Što je atom većeg promjera, njegova pozitivno nabijena jezgra slabije djeluje na vanjske elektrone koji zbog toga mogu lakše izazvati izobličenje elektronskog oblaka u atomu, tj. takav je atom polarizabilniji.

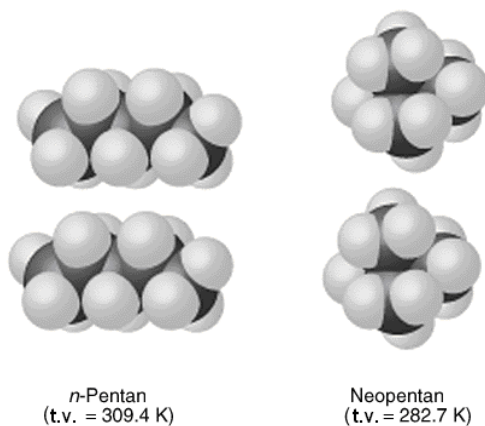


Neonova jezgra jače djeluje na svoje vanjske elektrone nego ksenonova jezgra pa se elektronska gustoća ksenona lakše izobliči pa je ovaj posljednji atom polarizabilniji.

Utjecaj veličine atoma, odnosno polarizabilnosti, na Londonske disperzijske sile moguće je razumijeti promatranjem vrelišta nepolarnih tvari. Više vrelište posljedica je snažnijih (Londonovih disperzijskih) sila koje se opiru prelasku atoma ili molekula nepolarne tvari u plinsku fazu.

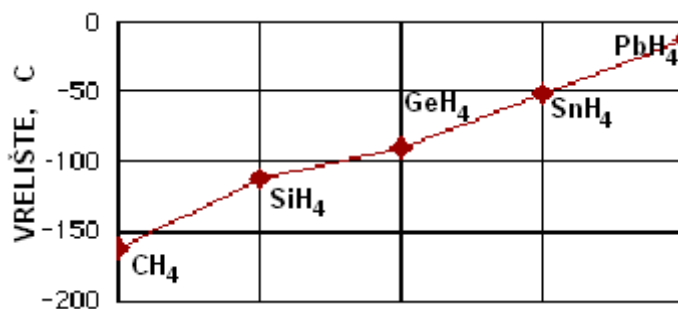
Element	Ukupan broj elektrona	Vrelište, °C
Helij	2	-269
Neon	10	-246
Argon	18	-186
kripton	36	-152
ksenon	54	-108
radon	86	-62

Veličinu disperzijske sile određuju volumen atoma ili molekule i njen oblik, tj njihova površina. Što je čestica veća snažnije su disperzijske sile. Na sljedećoj slici pokazane su molekule izomera pentana i pripadajuća im vrelišta. Obje vrste molekula su nepolarne tj. nemaju stalnog dipolnog momenta. Veći volumen i dodirna površina u molekula n-pentana uzrok je snažnijim disperzijskim silama, jačim međumelekulnim privlačenjima i višem vrelištu te tvari.



Disperzijske sile ovise o obliku molekule jer on određuje međusobnu dodirnu površinu i kroz nju snagu djelovanja elektrona jedne molekule na elektrone druge molekule. Za nepolarne izomerne molekule $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ i $\text{C}(\text{CH}_3)_4$, globularni oblik ove posljednje zatvara jednaki broj elektrona unutar volumena manje površine, i to objašnjava njegovu lakšu hlapljivost.

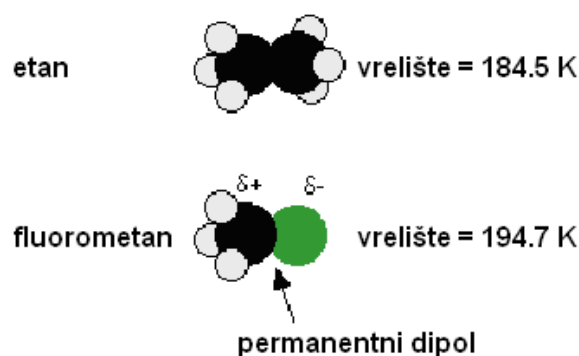
Do sličnog zaključka može se doći razmatranjem homolognog niza spojeva XH_4 , u kojima je **X** element **IVa** skupine periodnog sustava kemijskih elemenata. Svi spojevi su nepolarni jer imaju simetrične strukture.



Najniže vrelište ima metan jer je ugljik element s najmanjim glavnim kvantnim brojem n te mu je i najmanji polumjer. Olovo ima najveći redni broj među razmatranim atomima i najveći polumjer, pa PbH_4 ima najveći volumen, najveće su mu orbitale i najpolarizabilniji je. To

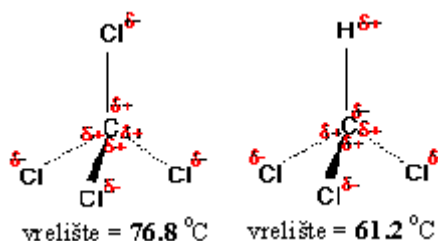
uzrokuje najsnažnije disperzijske sile odnosno najčvršće povezivanje molekula i time najviše vrelište.

Velika važnost Londonovih disperzijskih sila na međumolekulne veze naročito se može primijetiti razmatranjem vrelišta etana i fluorometana.



Spojevi imaju gotovo **jednaku molnu masu**, no etan je **nepolaran** a fluorometan **polaran**. Gotovo jednaka vrelišta pokazuju da London-disperzijske sile gotovo potpuno nadoknađuju izostanak polarnosti u molekuli etana.

Slično se može uočiti na primjeru **tetraklorugljika** (CCl_4) i **kloroforma** (CHCl_3). Tetraklorugljik je nepolarna molekula a kloroform posjeduje stalan dipolni moment, ali masa molekule tetraklorugljika je nešto veća od kloroformove. S obzirom da je kloroform polaran očekivali bismo njegovo više vrelište, no zahvaljujući većem broju elektrona u molekuli i naglašenim Londonovim disperzijskim silama, tetraklorugljik ima čak nešto više vrelište.



Još jednom treba ponoviti da u istoj tvari može usporedno djelovati **nekoliko vrsta međumolekulnih sila** a posljedica njihova djelovanja je **čvrstoća tvari**, agregatno stanje tvari pri ambijentalnim uvjetima (**talište** i **vrelište**), te **spособnost otapanja** drugih tvari itd.

Niže je navedeno nekoliko primjera usporednog ili pojedinačnog djelovanja međumolekulnih sila u tvarima.

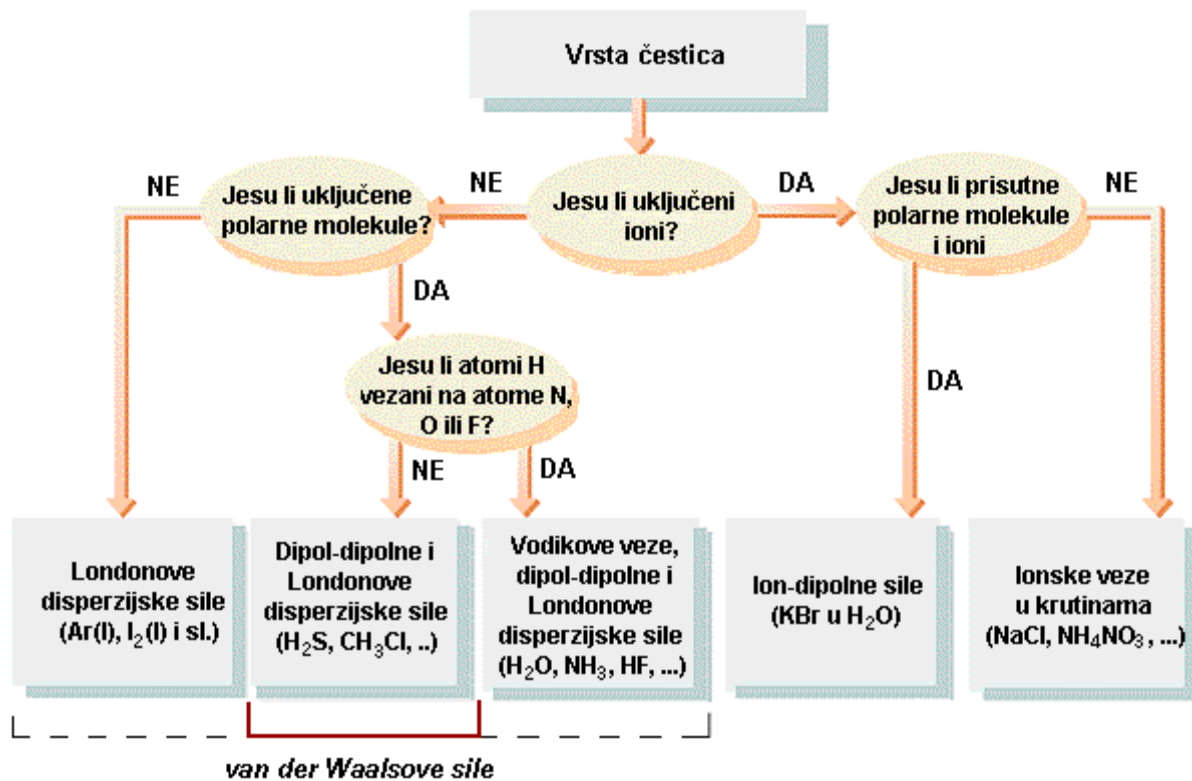
Odnos energije međumolekulnih privlačenja (kJ mol ⁻¹) za neke jednostavne molekule						
MOLEKULA	μ/De	α*	DIPOL-DIPOL	DIPOL-INDUCIRANI DIPOL	DISPERZIJA	UKUPNO
H ₂	0	0.80	-	-	1.6	1.6
Ar	0	1.63	-	-	8.5	8.5
N ₂	0	1.73	-	-	7.8	7.8
CH ₄	0	2.60	-	-	11.3	11.3
Cl ₂	0	4.50	-	-	30.9	30.9
CO	0.12	1.93	-	0.008	8.7	8.7
HI	0.38	5.40	0.025	0.113	25.8	26.0
HBr	0.78	3.58	0.685	0.502	21.9	23.1
HCl	1.03	2.63	3.30	1.00	16.8	21.1
NH ₃	1.5	2.21	13.30**	1.55	14.7	29.6
H ₂ O	1.84	1.48	36.30**	1.92	9.0	47.2

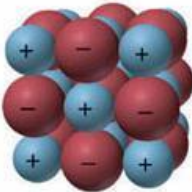

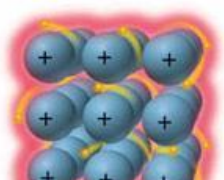

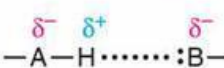




*Polarizabilnost

** Uključuje i vodikovu vezu.

Usporedba čvrstoća veza zorno pokazuje svojstva sila koje povezuju atome (molekule, ione,).

Zaključno o međumolekulnim silama



Sila Vezanje	Model	Temelj djelovanja	Energija, kJ/mol	Primjer
Ionsko		Kation-anion	400–4000	NaCl
Kovalentno		Jezgre zajednički elektronski par	150–1100	H—H
Kovinsko		Kationi-delokalizirani elektroni	75–1000	Fe
Ion-dipol		Ionski-dipolni naboj	40–600	$\text{Na}^+ \cdots \text{O} \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \end{array}$
H-veze		Polarno vezani H - naboj dipola (N, O, F,)	10–40	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{--H} \\ \\ \text{H} \end{array} \cdots \begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{--H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Dipol-dipol		Naboji dipola	5–25	$\text{I--Cl} \cdots \text{I--Cl}$
Ion-inducirani dipol		Ionski naboj – polarizabilni e ⁻ oblak	3–15	$\text{Fe}^{2+} \cdots \text{O}_2$
Dipol-inducirani dipol		Naboj dipola – polarizibilni e ⁻ oblak	2–10	$\text{H--Cl} \cdots \text{Cl--Cl}$
Disperzija (London)		Polarizabilni e ⁻ oblaci	0.05–40	$\text{F--F} \cdots \text{F--F}$

Seminarsko gradivo

Primjer 1

Za svaku od niže navedenih molekula predvidite vrstu(e) međumolekulnih sila koje djeluju unutar para takvih molekula.

(a) CH₄, (b) PF₃, (c) CO₂, (d) HCN, (e) HCOOH (metanska ili **mravlja kiselina**)

Ključ:

Dispersijske sile djeluju među **svim** molekulama. Dipol-dipolne sile zahtijevaju stalni dipolni moment molekula. Da nastanu **vodikove** veze molekule moraju sadržavati element **Va**, **VIa** ili **VIIa** skupine periodnog sustava kemijskih elemenata (N, O, ili F) vezan s vodikovim atomom.

Odgovor:

- (a) CH₄ je tetraedarska molekula bez stalnog dipolnog momenta i ne sadrži N, O, ili F. Samo **dispersijske sile** djeluju u paru CH₄ molekula.
- (b) PF₃ je trigonalnoprizmatna molekula (kao amonijak, P ima slobodni elektronski par); ima stalni dipolni moment; sadrži F, ali fluor nije vezan s vodikom. **Dispersijske** i **dipol-dipolne sile** djeluju u paru PF₃ molekula.
- (c) CO₂ je linearna molekula; bez stalnog dipolnog momenta; sadrži O koji nije vezan s vodikovim atomom. Samo **dispersijske sile** djeluju u paru CO₂ molekula.
- (d) HCN je linearna molekula; posjeduje permanenti dipolni moment; sadrži N koji nije neposredno vezan na vodikov atom. **Dispersijske** i **dipol-dipolne sile** djeluju u paru HCN molekula.
- (e) HCOOH je nelinearna molekula; posjeduje permanent dipolni moment; sadrži O koji je neposredno vezan s vodikovim atomom. **Dispersijske**, **dipol-dipolne** i **vodikove veze** djeluju u paru HCOOH molekula.

Primjer 2

Objasnite trend normalnih vrelišta navedenih tekućina u svjetlu međumolekulnih sila.

CH₄ vrelište: -161.5 °C

CF₄ vrelište: -28 °C

CCl₄ vrelište: +77 °C

CBr₄ vrelište: +190 °C

Ključ:

Za svaku od navedenih tekućina predvidite vrstu(e) međumolekulnih sila koje djeluju unutar para takvih molekula. Sve molekule su tetraedarske i bez stalnog dipolnog momenta.

Odgovor:

Jedine međumolekulne sile koje djeluju unutar para tih molekula su **dispersijske sile**. Veličina te sile ovisi o polarizabilnosti molekula a ona o njihovom volumenu. Kovalenti polumjer atoma u molekulama povećava se u nizu H<F<Cl<Br (zašto?). Molekulni volumen i polarizabilnost molekula

raste u nizu $\text{CH}_4 < \text{CF}_4 < \text{CCl}_4 < \text{CBr}_4$. Dispersijske sile povećavaju se istim redom a to objašnjava opaženi porast normalnih vrelišta.

Primjer 3.

Za svaku od navedenih molekula objasnite da li može ili ne može stvarati vodikove veze: (a) NH_3 , (b) $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$, (c) CH_4 , (d) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ (e) H_2 .

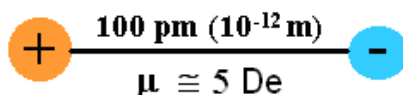
Ključ:

Da nastanu vodikove veze molekule moraju sadržavati element **Va**, **VIa** ili **VIIa** skupine periodnog sustava kemijskih elemenata (N, O, ili F) vezan s vodikovim atomom.

Odgovor:

- (a) U molekuli NH_3 vodik je spojen s dušikovim atomom koji ima slobodni elektronski par (**Va** skupina) kojim može privući vodikov atom susjedne molekule – vodikova veza je moguća.
- (b) U acetonu $((\text{CH}_3)_2\text{CO})$ vodikovi atomi su spojeni na ugljikove atome, veza je slabo polarna jer su ova dva elementa približno jednake elektronegativnosti i zbog toga atom vodika nije sklon povezivanju na kisikov atom susjedne molekule – nema vodikove veze.
- (c) U CH_4 vodikovi atomi su vezani na ugljikov atom koji ima gotovo jednaku elektronegativnost njihovoj – nema vodikove veze.
- (d) U dimetil eteru $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ postoji kisikov atom ali H nije neposredno vezan na njega – nema vodikove veze.
- (e) H_2 ne sadrži element Va, VIa ili VIIa skupine koji je neposredno vezan s vodikovim atomom – nema vodikove veze.

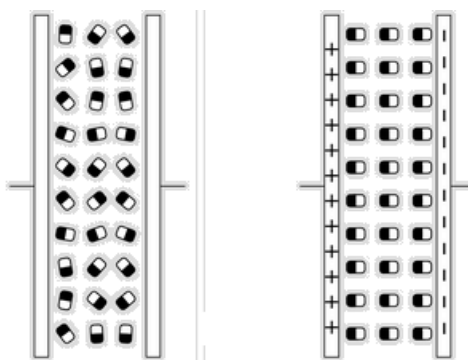
ⁱ **Dipolni moment** – težište naboja i mase se ne **poklapaju**, u čestici postoje **dva pola** određenog naboja Q^+ razdvojena na udaljenosti **r**.



$$\mu = Q r = (1.60 \times 10^{-19} \text{ C})(1.00 \times 10^{-10} \text{ m}) = 1.60 \times 10^{-29} \text{ C}\cdot\text{m}$$

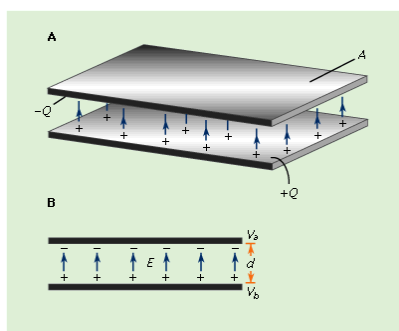
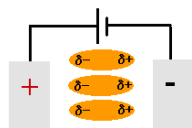
$$[1 \text{ debye (D)} = 3.336 \times 10^{-30} \text{ C}\cdot\text{m}]$$

U prostoru gdje ne djeluje električno polje, polarne molekule se usmjeravaju nasumično u svim smjerovima, dok pod djelovanjem vanjskog električnog polja usmjeravaju se krajevi dipola prema suprotno nabijenim elektrodama.



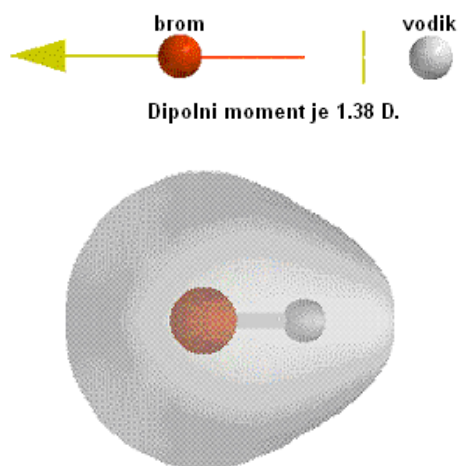
Ponašanje polarnih molekula u prostoru gdje ne djeluje (lijevo) i gdje djeluje (desno) vanjsko električno polje,

Zahvaljujući takvom ponašanju dipolnih molekula, njihov dipolni moment se može **odrediti eksperimentalno**, mjerenjem kapaciteta električnog kondenzatora kako je to pokazano na sljedećoj slici.



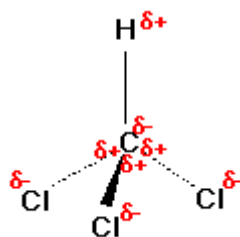
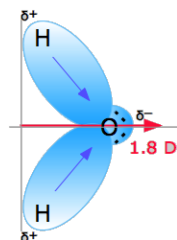
Shematski prikaz kondenzatora.

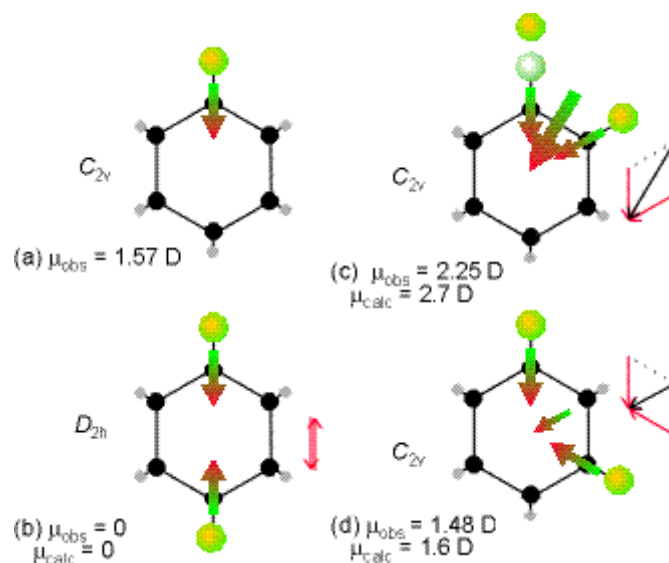
Sljedeća slika pokazuje primjer molekule **bromodika** (HBr).



Prikaz elektrostatskog potencijala molekule HBr iz kojeg je uočljivo da je elektronska gustoća na bromovom atomu veća nego vodikovom atomu.

Na sljedećim slikama su pokazane molekule vode, **kloroforma** (CHCl_3), **monoklorbenzena** ($\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$) i derivata **diklorbenzena** ($\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2$).





Pokusima određeni dipolni moment i duljina veze mogu se iskoristiti za **izračunavanje** udjela ionskih i kovalentnih svojstava u nekoj vezi. Pri tome se u izračunu teorijske vrijednosti dipolnog momenta pretpostavlja potpuni prijelaz elektronske gustoće na atom veće elektronegativnosti.

Udio ionskih svojstava u vezi izračunava se po sljedećem izrazu:

$$\text{Udio ionskih svojstava veze} = \frac{\text{određeni dipolni moment veze}}{\text{teorijski dipolni moment veze}}$$

Primjer:

1. CH_3Cl :

C-Cl, ključna polarna veza je 178 pm. Mjerenja pokazuju $\mu = 1.87 \text{ D}$.

Iz tih podataka možemo izračunati % ioniskog karaktera veze.

Da je veza 100% ionska (temeljeno na protonu i elektronu),

$$\mu = 8.54 \text{ D}$$

$$\% \text{ ionskog karaktera} = (1.7/8.54) \times 100 = \mathbf{22\%}$$

2. **HCl:**

$\mu = 1.03$ D (izmjereni) H-Cl dužina veze je 127 pm

Ako je veza 100% ionska,

$\mu = 6.09$ D

% ionskog karaktera = $(1.03/6.09) \times 100 = 17\%$