

KĪMISKĀS SAITES

Par ķīmisko saiti sauc mijiedarbības spēkus, kuri satur kopā daļiņas. Ķīmisko saiti var izskaidrot ar pievilšanās spēku, kas pastāv starp pretēji lādētām daļiņām.

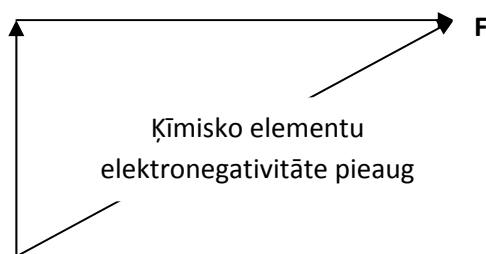
Ķīmisko saiti raksturo **saītes enerģija**. Par saītes enerģiju sauc enerģijas daudzumu, kura ir jāpatērē, lai šo saiti izjauktu. Piemēram, ķīmiskās saītes H-H enerģija ir 435,6 kJ/mol, bet ķīmiskās saītes H-F enerģija ir 567,6 kJ/mol.

ELEKTRONEGATIVITĀTE

Ja atomi pietuvojas viens otram, pastiprinās to daļiņu savstarpējā mijiedarbība, no kurām sastāv atomi. Savā starpā pievelkas pozitīvi lādēts kodols, kas pieder vienam atomam, un negatīvi lādēts elektronapvalks, kas pieder citam atomam. Vienlaicīgi rodas arī atgrūšanās spēki, piemēram, starp negatīvi lādētiem atomu elektronapvalkiem. Kāds ir šādas mijiedarbības rezultāts, ir atkarīgs no tā, cik liela ir atomu elektronegativitāte.

Vienkāršoti runājot, var teikt, **ka elektronegativitāte ir fizikāls lielums, kas raksturo ķīmiskā elementa atomu spēju, savienojoties ar citiem atomiem, pievilkt elektronus**. Šī fizikālā lieluma skaitlisko vērtību zinātnieki var gan aprēķināt, gan noteikt eksperimentāli. Ja elektronegativitāte ir neliela (ķīmiskā elementa atoms, savienojoties ar citiem atomiem, vāji pievelk elektronus), šādu ķīmisko elementu raksturo kā metālisko elementu, bet, ja elektronegativitāte ir liela, elementam ir nemetāliskas īpašības.

Periodiskajā tabulā ķīmisko elementu elektronegativitātes izmaiņās ir noteikta likumsakarība un proti: A grupās elektronegativitāte pieaug no apakšas uz augšu un no kreisās puses uz labo. Vislielākā elektronegativitāte ir fluoram, bet otrajā vietā ir skābeklis. Kopējo likumsakarību elektronegativitātes izmaiņās ataino šāda shēma:



1. attēlā ir atrodamas ķīmisko elementu relatīvo elektronegativitāšu skaitliskās vērtības.

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	<u>H</u> 2,20																	<u>He</u>
2	<u>Li</u> 0,98	<u>Be</u> 1,57											<u>B</u> 2,04	<u>C</u> 2,55	<u>N</u> 3,04	<u>O</u> 3,44	<u>F</u> 3,98	<u>Ne</u>
3	<u>Na</u> 0,93	<u>Mg</u> 1,31											<u>Al</u> 1,61	<u>Si</u> 1,90	<u>P</u> 2,19	<u>S</u> 2,58	<u>Cl</u> 3,16	<u>Ar</u>
4	<u>K</u> 0,82	<u>Ca</u> 1,00	<u>Sc</u> 1,36	<u>Ti</u> 1,54	<u>V</u> 1,63	<u>Cr</u> 1,66	<u>Mn</u> 1,55	<u>Fe</u> 1,83	<u>Co</u> 1,88	<u>Ni</u> 1,91	<u>Cu</u> 1,90	<u>Zn</u> 1,65	<u>Ga</u> 1,81	<u>Ge</u> 2,01	<u>As</u> 2,18	<u>Se</u> 2,55	<u>Br</u> 2,96	<u>Kr</u> 3,00

1. att. **Ķīmisko elementu relatīvā elektronegativitāte.**

Atsevišķu atomu mijiedarbības rezultāts jeb izveidojušās ķīmiskās saites veids ir atkarīgs no vielu veidojošo elementu elektronegativitātēm.

JONU ĶĪMISKĀ SAITE

Jonu ķīmiskā saite pastāv savienojumos starp metāliskajiem un nemetāliskajiem ķīmiskajiem elementiem, tātad šāds ķīmiskās saites veids pastāv tipisko metālu oksīdos, bāzēs, sāļos u.c. Piemēram, tipisks šādu savienojumu pārstāvis ir NaCl, kas ir izteikts jonu savienojums.

Joni ir lādētas daļiņas, kas veidojas no elektriski neitrāliem atomiem vai molekulām elektronu atdošanas un pievienošanas rezultātā. Jonu ķīmisko saiti veido ķīmiskie elementi, kuriem elektronegativitāšu starpība ir liela. Piemēram:



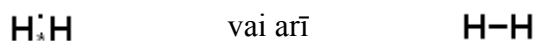
NaCl veido kristālus, kas sastāv no pozitīviem un negatīviem joniem. Šķīdinot to ūdenī, joni saistās ar ūdens molekulām jeb hidratējas, t.i., joni piesaista ūdens molekulas. Jonu savienojumus var izšķīdināt tikai polāros šķīdinātājos. Starp joniem pastāv elektrostātiskā mijiedarbība. No atomiem A un B veidojas jonu kristāls AB, ja elektronegativitāšu starpība ir $\Delta\chi_{AB} = \chi_B - \chi_A > 2$. Ja viena elementa atoms atdod elektronu un otra elementa atoms pievieno šo elektronu, tad veidojas spēcīga elektrostātiskā mijiedarbība, kas satur kristālu kopā.

KOVALENTĀ ĶĪMISKĀ SAITE

Kovalentā ķīmiskā saite pastāv vielās, kuru sastāvā ir ķīmiskie elementi ar lielu elektronegativitāti, t.i. nemetālu atomi. Šāda ķīmiskā saite pastāv nemetālos (ūdeņraža molekulās, dimanta kristālos u.c.), nemetālu oksīdos (ogļskābajā gāzē u.c.), skābēs (sērskābē, slāpekļskābē u.c.), nemetālu savienojumos ar ūdeņradi (hlorūdeņradī, amonjakā, ogļūdeņražos u.c.), gandrīz visos organiskajos savienojumos (spirtos, ogļhidrātos u.c.).

Savienojoties nemetālu atomiem, veidojas kopēji elektronu pāri, kas pieder gan vienam, gan otram atomam. Vienkāršoti var teikt, ka **kovalentā ķīmiskā saite veidojas, savstarpēji pievelkoties pozitīvi lādētiem atomu kodoliem (no vienas puses) un negatīvi lādētiem kopējiem elektronu pāriem (no otras puses).**

Kovalentās ķīmiskās saites veidošanos var attēlot ar **molekulu elektronformulu** palīdzību. Vielu elektronformulās ārējā enerģijas līmeņa elektronus (tā saucamos vērtības elektronus) apzīmē ar punktiņiem vai citādi. **Stuktūrformulās** kopējos elektronu pārus apzīmē ar svītriņām. Piemēram, kovalentās ķīmiskās saites veidošanos ūdeņraža molekulā var attēlot šādi:

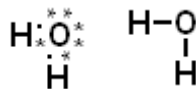


Atkarībā no tā, vai savienojušos atomu elektronegativitātes ir vienādas vai atšķirīgas, kovalentā ķīmiskā saite var būt nepolāra vai polāra.

Par nepolāru sauc kovalento saiti, ja kopējais elektronu pāris nav nobīdīts kāda atoma kodola virzienā. Napolāras kovalentās saites pastāv, piemēram, vienkāršo vielu hlora Cl₂ un slāpekļa N₂ molekulās:

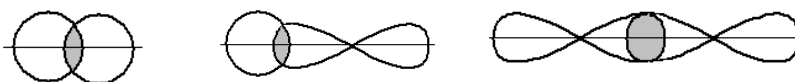


Par polāru sauc kovalento ķīmisko saiti, ja kopējais elektronu pāris ir nobīdīts kāda ķīmiskā elementa atoma kodola virzienā. Šādi saite veidojas, ja savā starpā savienojas dažādu nemetālu atomi, t.i., atomi ar atšķirīgu elektronegativitāti. Piemēram, polāras kovalentās saites pastāv hlorūdeņraža HCl un ūdens H₂O molekulās:

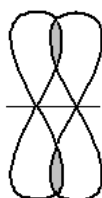


Atkarībā no tā, kā, veidojoties saitēm, pārklājas elektronu orbitāles, izšķir kovalento σ («sigma») saiti un kovalento π («pī») saiti.

Par sigma saiti sauc kovalento saiti, ja elektronu mākoņu (orbitāļu) pārklāšanās apgabals atrodas uz taisnes, kas saista atomu kodolus. Kovalentā sigma saite var veidoties, pārklājoties divām s orbitālēm, vienai s un vienai p orbitālei, kā arī divām p orbitālēm. Grafiski to var attēlot šādi:



Par pī saiti sauc kovalento saiti, ja elektronu mākoņu (orbitāļu) pārklāšanās apgabali atrodas plaknē, kas ir perpendikulāra taisnei, kura saista atomu kodolus. Pī saite veidojas, sāniski pārklājoties divām p orbitālēm:



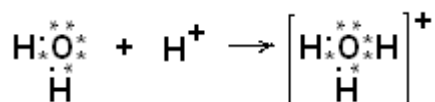
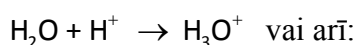
Pī saites enerģija ir ievērojami mazāka par sigma saites enerģiju.

Ja starp diviem atomiem ir tikai viena kovalentā ķīmiskā saite, tā vienmēr ir sigma saite, bet, ja starp atomiem ir vairākas ķīmiskās saites, tad viena no tām ir sigma, bet visas pārējās – pī saites.

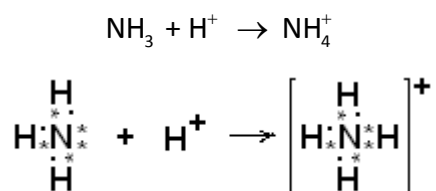
Piemēram, hlora molekulā Cl-Cl pastāv nopolāra kovalenta sigma saite. Slāpekļa molekulā N≡N pastāv trīs nopolāras kovalentās saites, pie tam viena no saitēm ir sigma, bet divas parējās – pī saites. Acetilēna (etīna) molekulā H-C≡C-H starp oglekļa un ūdeņraža atomiem ir divas polāras kovalentas sigma saites, bet oglekļa atomi savā starpā ir saistīti ar trīs nopolārām kovalentām saitēm, viena no tām ir sigma, bet divas parējās – pī saites.

Kovalentās saites var atšķirties savā starpā arī pēc veidošanās mehānisma. Parasti, veidojoties kovalentajai saitei jeb kopējam elektronu pārim, katrs atoms dod vienu nesapārotu elektronu. Bet ir gadījumi, kad, veidojoties kovalentajai saitei, viens atoms atdot saites veidošanai brīvu elektronu pāri, bet cits – tukšo orbitāli, kur minētais elektronu pāris var izvietoties. Šādu ķīmisko saiti sauc par donora akceptora kovalento saiti. Daļiņu, kas piedalās saites veidošanā ar brīvu elektronu pāri, sauc par donoru, bet daļiņu, kas piedalās saites veidošanā ar savu tukšo orbitāli, sauc par akceptoru. Struktūrformulā donora akceptora kovalento saiti parasti apzīmē ar bultiņu, kura ir virzīta no donora uz akceptoru.

Piemēram, pēc donora akceptora mehānisma veidojas kovalentā saite hidroksenija jonā:



Līdzīgi amonjaka molekulai pievienojot ūdeņraža jonu, veidojas amonija jons:



METALISKĀ ĶĪMISKĀ SAITE

Metālisko ķīmisko elementu elektronegativitātes ir zemas, tāpēc metāla kristālā, atomiem zaudējot elektronus, veidojas pozitīvi lādēti joni un negatīvi lādēti brīvbie elektroni. Process ir apgriezenisks (atomi nepārtraukti pārvēršas par joniem un joni, pieņemot elektronus, atkal pārvēršas par elektriski neitrālajiem atomiem), tāpēc pareizāk ir runāt ne par atomiem vai joniem, bet par atomjoniem:

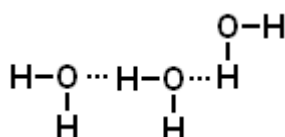


Metāliskā ķīmiskā saite veidojas, savstarpēji pievelkoties pozitīvi lādētiem atomjoniem un negatīvi lādētiem brīvajiem elektroniem. Šāda ķīmiskā saite pastāv metālos un to sakausējumos.

ŪDEŅRAŽA ĶĪMISKĀ SAITE

Ūdeņraža ķīmiskā saite veidojas, savstarpēji pievelkoties pozitīvi lādētam ūdeņraža atoma kodolam, kas atrodas vienā molekulā, un negatīvi lādētam elektronapvalkam, kas atrodas citā molekulā un pieder atomam ar ļoti lielu elektronegativitāti (fluora vai skābekļa atomam).

Ūdeņraža ķīmiskā saite pastāv starp molekulām, ja vielas sastāvā vienlaicīgi ir gan ūdeņradis, gan fluors vai skābeklis. Piemēram, ūdeņraža ķīmiskā saite pastāv starp fluorūdeņraža molekulām un starp ūdens molekulām. Tā kā ūdeņraža ķīmiskās saites enerģija vidēji ir desmit reizes mazāka par kovalentās saites enerģiju, grafiski to attēlo ar punktētu līniju:



Ūdeņraža ķīmiskā saite var veidoties arī starp atsevišķiem pietiekami liela izmēra molekulas fragmentiem, piemēram, starp olbaltumvielu molekulas vai DNS molekulas atsevišķiem posmiem.