

Kimyoviy bog'lanish nazariyasi va borliqning u bilan bog'liqligi

Inatova Maxsuda Sag'dullayevna - dotsent

Murodova Dilafuz - dotsent

Xamrayeva Mavjuda Abdusattorovna - 2- bosqich talabasi

Jizzax Davlat Pedagogika Universiteti

Annotatsiya: Ushbu maqolada moddalarning o'zaro hosil bo'lishi, valent elektronlari, kimyoviy birikmalarning turli tumanligi sabablarini, ularning hosil bo'lish mexanizmini umuman modda hosil bo'lishida kimyoviy bog'lanish nazariyasini o'rganish muhimligi haqida fikr yuritiladi.

Kalit so'zlar: elektrmanfiylik, valent bog'lanish, donor, Van –der –Vaals kuchlari, orbital, dispersion, induksion.

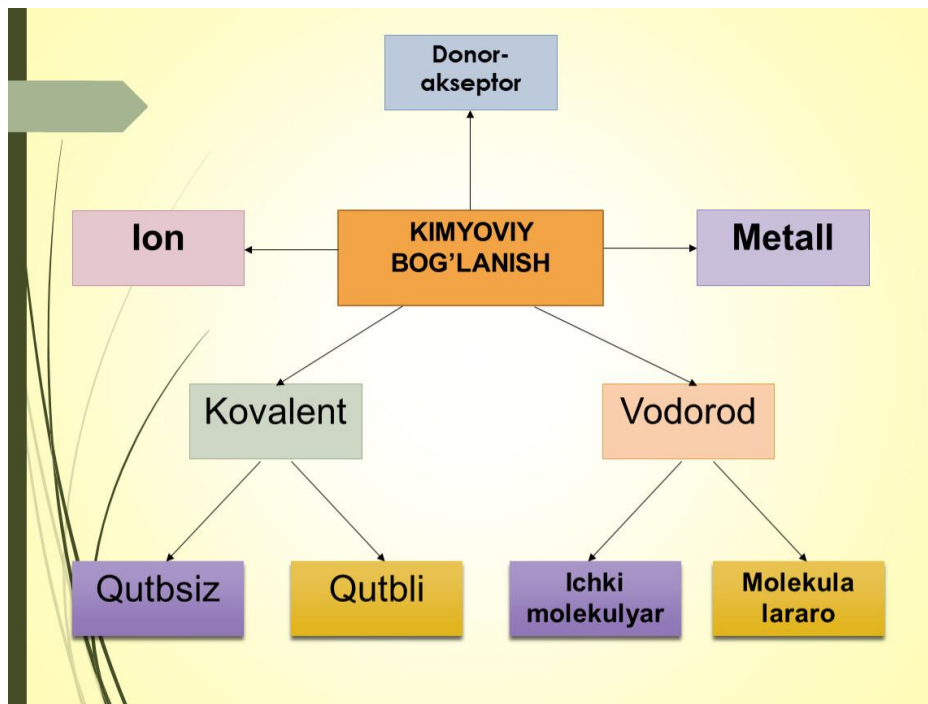
Аннотация: В данной статье обсуждается важность изучения теории химических связей при образовании веществ.

Ключевые слова: электроотрицательность, валентная связь, донор, силы Ван-дер-Ваальса, орбиталь, дисперсия, индукция.

Abstract: In this article, the importance of studying the theory of chemical bonds in the formation of substances is discussed.

Key words: electronegativity, valence bond, donor, Van der Waals forces, orbital, dispersion, induction.

XIX asrning boshlarida molekulani hosil bo'lishi kimyoviy bog'lanish tabiatini o'rganish olimlar oldida turgan asosiy muammolardan biri edi. 1807 yili ingliz fizigi G.Devi atomlarni o'zaro birikib molekulani hosil qilishida elektrokimyo nazariyasini yaratdi. Keyinchalik bu nazariya 1812-1818 yillarda I.YA.Berselius tomonidan rivojlantiriladi. Ular quyidagicha tushuntirishadi. Hamma atomlarda 2 ta qutb bor (+) va (-) qutb. Ba'zi atomlarda (+) qutb kuchliroq bo'lsa, ba'zi atomlarda (-) qutb kuchliroq bo'ladi. Shu qutblarning o'zaro tortishishi evaziga birikadi deb qaraydi.



Atomlarning o'zaro ta'sirlanishi natijasida molekulalar, ionlar, radikallar va kristallarning o'zaro bog'lanishi kimyoviy bog' deb ataladi. Hozirgi davrda kimyoviy bog'lanishning o'zaro bog'lanish tabiatiga qarab 1) kovalent, 2) ion, 3) metall, 4) vodorod va 5) Van-der-Vaals kuchlari asosidagi bog'lanishlarga bo'linadi. Kimyoviy bog'lanishlarning dastlabki uch turi (1,2,3) eng kuchli bog'lanishlar hisoblanadi. So'ngi ikki turi esa (4,5) kuchsiz bog'lanishdir. Kimyoviy bog'lanish xususiyati atomlarning tabiatiga, ya'ni ularning tuzilishi va xossalariga bog'liq bo'ladi. Kimyoviy bog'lanishning xususiyatlari ko'p jihatdan elektrmanfiylik deb ataluvchi atomlarning xossalariga bog'liq bo'ladi. Kimyoviy element atomi o'zining sirtqi qavatini tugallash uchun boshqa atomlardan elektronlar tortib olish xossasi elektrmanfiylik deb ataladi. Elementlar elektrmanfiyligi ularning davriy jadvaldagi o'rinlariga bog'liq bo'ladi. Kimyoviy elementning atomi sirtqi elektronlarini qancha puxta ushlab tursa va boshqa atomlardan elektronni qanchalik kuchli tortsa, bu element shuncha ko'proq elektrmanfiy bo'ladi. Ammo bizga ma'lumki, davrlarda element tartib raqamining ortib borishi asosiy gruppachalarda element tartib raqamining kamayishi bilan atomlardan elektronlar tortib olish tobora qiyinlashadi, qo'shimcha elektronlar biriktirib olish esa tobora osonlashadi. Kimyoviy elementlar bir-biri bilan birikishida elektronlar shu qatorda chaproqda turgan element atomidan o'ngroqda turgan element atomiga tomon siljiydi. Kimyoviy bog'lanishlarni turlicha ifodalash qabul



qilingan: 1) elementning kimyoviy belgisiga qo‘yilgan nuqtalar ko‘rinishidagi elektronlar yordamida. 2) kvant katakchalar (orbitallar) yordamida, bunda qarama-qarshi spinli ikkita elektronning bitta molekular kvant katakchada joylashuvi sifatida ko‘rsatiladi: yoki kimyoviy bog‘lanish har qaysi atomning juftlashmagan elektroni hisobiga hosil bo‘ladi. Juftlashmagan elektronlar bog‘lanib, umumiy elektronlar juftini hosil qiladi, u taqsimlangan juft ham deyiladi. Kimyoviy bog‘lanish xususiyati o‘zaro birikuvchi atomlarning nisbiy elektrmanfiyliklari ayirmasiga bog‘liq bo‘ladi. Agar ikki elementning nisbiy elektrmanfiyliklari orasidagi ayirmaning miqdori (1,5 dan to 3,3 gacha) bo‘lsa, bu atomlar orasida ion bog‘lanish hosil bo‘ladi. Agar bu ayirma (1,5 ga yaqin) qutbli bog‘lanish , agar juda kichik bo‘lsa kovalent (qutbsiz) bog‘lanish yuzaga keladi. Lyuis va Kossel nazariyasiga ko‘ra ,ion bog‘lanish atomlarning o‘zaro ta’sirlashishi natijasida yuzaga keladigan elektrostatik , ya’ni kulon kuchlari ta’sirida hosil bo‘ladi .[2 ; 101 –b.]

Kovalent bog‘lanish. Elektron juftlar tufayli vujudga keladigan kimyoviy bog‘lanish kovalent bog‘lanish deyiladi. Kovalent bog‘lar: 1) qo‘zg‘almagan atomdagi juftlashmagan elektronlar; 2) qo‘zgalgan atomdagi elektronlar juftining yakkalanishi; 3) donor-akseptor usulida hosil bo‘lishi mumkin. Bu ikki elektronli va ikki markazli (ikkita yadroni tutib turadi) bog‘lanishdir. Kovalent bog‘lanishli birikmalar gomeopolar yoki atom birikmalari deyiladi. 1916 yili Lyuis yaratgan kovalent nazariyasiga ko‘ra har qaysi ikki atom o‘zaro kimyoviy bog‘langanda , shu ikkala atomdan bittadan elektron ishtirok etishi natijasida hosil bo‘lgan elektron juft ikkala atomga tegishli bo‘lib qoladi. Bu nazariya tashqi elektron qavatida sakkizta elektron bo‘lgan atomlarning barqaror bo‘lishiga asoslangan. Lengmyur nazariyasiga muvofiq birikuvchi atomlar orasida hosil bo‘ladigan elektron juftlar soni element valentligini ko‘rsatadi. Lyuis va Lengmyurning kovalent bog‘lanish haqidagi elektron nazariyasi murakkab bo‘lmagan moddalardagi kimyoviy bog‘lanish tabiatini izohlab berdi.Lekin murakkab moddalardagi bog‘lanishning tabiatini tushuntirib bera olmadi. Faqat kvant nazariyasi yaratilgandan keyingina kimyoviy bog‘lanishni to‘liq izohlash imkoniyati tug‘ildi. Hozirgi vaqtda kvant nazariyasi asosida kimyoviy bog‘lanish tabiatini tushuntirish uchun ikkita usuldan foydalaniladi:

- 1.Atom orbitallar yoki valent bog‘lanishlar usuli.
- 2.Molekulyar orbitallar usuli.

Atom orbitallar usuli.Atom orbitallar usuli bilan kimyoviy bog‘lanishning hosil bo‘lishini tushuntirish nazariyasi 1927 yilda Geytler va London taklif qilgan

va L. Poling rivojlantirgan. Bu nazariyaga muvofiq molekulada elektronlar atom orbitallarida joylashgan bo'ladi. Kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lishida elektronlar buluti bir-birini qoplashi natijasida ularning zichligi ortadi, atomlararo masofa esa kamayadi. Murakkab moddalarning hosil bo'lishini shunga asoslab tushuntirish mumkin.

Valent bog'lanishlar usuli, elektron orbitallarning gibridlanish usuli bilan uyg'unlashgan holda turli-tuman moddalarning tuzilishi, molekuladagi valent bog'larning yo'nalishi, molekulalarning geometriyasini juda ko'p moddalar uchun to'g'ri tushuntiradi. Valent bog'lanishlar usuli quyidagi kamchiliklarga ega:

— ba'zi moddalarda elektron juftlar yordamisiz bog'lanish yuzaga kelib chiqadi. Masalan, XIX asrning oxirida Tomson molekular vodorod ionini vodorod (H_2^+) molekulasini elektronlar bilan bombardimon qilib oldi. Bunga asoslanib 2 yadro bir-biri bilan birgina elektron yordamida bog'lana oladi degan xulosa kelib chiqadi.

— benzolga o'xshash aromatik uglevodorodlarning tuzilishini valent bog'lanishlar tushuntirib bera olmaydi.

Molekulyar orbitallar usuli. Molekula hosil bo'lishida toq elektronlarning rolini ko'rsatadigan nazariya 1932-yilda Xund va Malliken tomonidan yaratilgan bo'lib, bu nazariya molekular orbitallar nazariyasi nomini oldi. Molekular orbitallar nazariyasini yaratishda atom orbitallarning tuzilishi haqidagi kvant-mexanik tasavvurlarni molekula tuzilishi uchun qo'llash mumkin deb hisoblandi. Farqi shundaki, atom bir markazli (bir yadroli) sistema bo'lsa, molekula ko'p markazli sistemadir. Bu nazariyaga ko'ra, har qaysi elektron molekuladagi barcha yadro va ko'p markazli orbitallar ta'sirida bo'lishi e'tiborga olinadi. Molekular orbitallar usulining bir necha turlari bor. Atom orbitallarining chiziqli kombinatsiya usuli eng ko'p qo'llaniladi. Molekular orbitallarning elektronlar bilan to'lib borishi ham xuddi atom orbitallardagi kabi Pauli prinsipiga va Xund qoidasiga bo'ysunadi. MO usulida bog'lovchi orbitallardagi elektronlar soni bo'shashtiruvchi orbitallardagi elektronlar sonidan ko'p bo'lsa, kimyoviy bog' hosil bo'ladi. Kimyoviy bog'lar tartibi (BT) quyidagi formula bo'yicha hisoblanadi:

$$BT = \frac{n_{bog'lovchi} - n_{bo'shashtiruvchi}}{2}$$

bunda: $n_{bog'lovchi}$ — bog'lovchi orbitallardagi elektronlar soni;

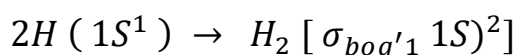
$n_{bo'shashtiruvchi}$ — bo'shashtiruvchi orbitallardagi elektronlar soni.

$\gamma = 0$, bo'lgan holat uchun 1s-atom orbitallardan elektronlari bog'lovchi molekular orbitallarga o'tishi kimyoviy bog'ni yuzaga keltiradi va jarayonda

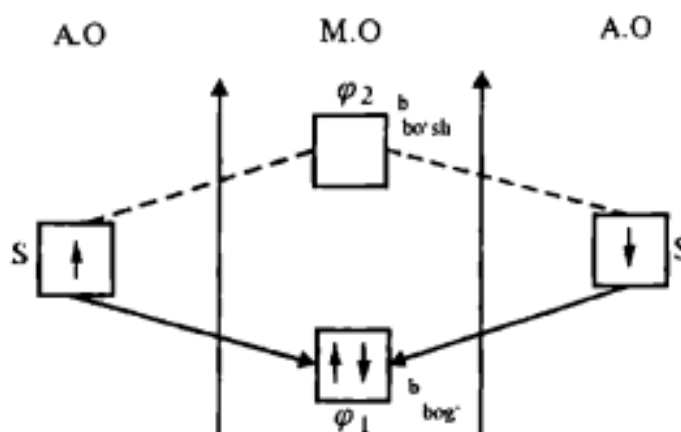


energiya ajralishi sodir bo'ladi. Agar 1s atom orbitallardan elektron bo'shashtiruvchi molekular orbitallarga o'tganida esa eneigiya sarflanishi kerak bo'ladi. Shu sababli ham $\sigma_{bog'}$, 1sga joylanishi kam energiya talab qiladi.

1.Vodorod molekulasining hosil bo'lishini molekular orbitallar usulida quyidagicha tushuntirish mumkin: ikkita vodorod atomining har biri 1s elektronga ega va bittadan elektron orbital mavjud. Molekular orbitallarda ham bitta bo'shashtiruvchi va ikkinchisi bog'lovchi orbitalga ega bo'lib, ikkala elektron ham bog'lovchi orbitalga joylashadi: Vodorod molekulasidagi bog'lovchi orbital [(1s) va (1s)]dan paydo bo'lgan faqat bitta kimyoviy bog'lanishga muvofiq kelib, bog'lanish tartibi birga teng bo'ladi:



$$N = \frac{n_{bog'} - n_{bo'sh}}{2} = \frac{2-0}{2} = 1$$



$$BT = \frac{2-0}{2} = 1$$

Vodorod molekulasining hosil bo'lishi.

Molekular orbitallarning afzalliklari. Valent bog'lanishlar usulidan molekular orbitallar usuli bir qancha afzalliklarga ega:

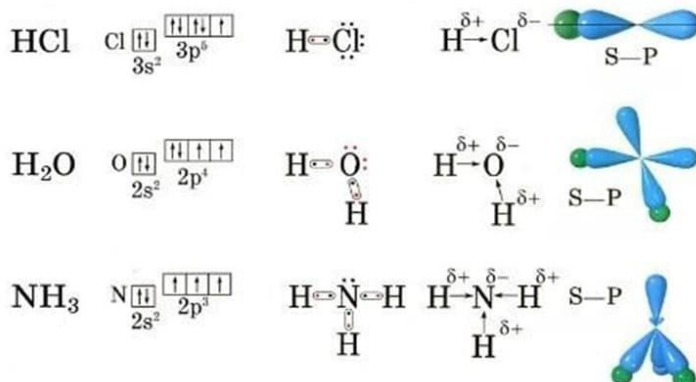
- bu usul har qanday yadrolar sistemasi va elektronlar barqarorligini tushuntira oladi;
- molekular orbitallar usuli molekularlarning va kompleks birikmalarning magnit va optik xossalarini to'g'ri tushunturadi;
- molekuladagi har bir elektronning holatini baholash imkoniyatini beradi. [1 ; 211- 212 b]

Kovalent bog'lanish ham o'z navbatida ikki turga bo'linadi:**qutbsiz va qutbli bog'lanish.**



Qutbsiz kovalent bog‘lanish. Elektrmanfiyliklari bir xil bo‘lgan atomlar o‘zaro ta’sirlashganida kovalent qutbsiz bog‘lanishli molekularlar hosil bo‘ladi. Bunday bog‘lanish H_2 , F_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 kabi oddiy moddalarning molekularlarida bo‘ladi. Bu gazlarda kimyoviy bog‘lanishlar umumiy elektron juftlar vositasida, ya’ni muvofiq elektron bulutlarning o‘zaro qoplanishi tufayli hosil bo‘ladi; bu jarayon atomlar bir-biriga yaqinlashganida yadro bilan elektron orasidagi tortishuv natijasida amalga oshadi.

Qutbli kovalent bog‘lanish. Elektrmanfiyliklari jihatidan bir-biridan u qadar keskin farq qilmaydigan elementlarning atomlari o‘zaro ta’sirlashganida umumiy elektron juft elektrmanfiylik kattaroq bo‘lgan atom tomon siljiydi. Buning natijasida kovalent qutbli bog‘lanish hosil bo‘ladi. Kimyoviy bog‘lanishning bu ko‘rinishi anorganik va organik birikmalarda eng ko‘p uchraydi. Qutbli bog‘lanishli molekularlar qatoriga : H_2O , NH_3 , HCl , HF , HBr , HJ , H_2S , H_2SO_4 larni kiritish mumkin.



Donor akseptor boglanish hisobiga yuzaga keladigan bog'lanish. Kovalent bog‘lanishni hosil qiluvchi elektronlarning biri dastlab bir atomda ,ikkinchisi esa atomda bo‘lishi shart emas. Elektronlar o‘zaro birikuvchi atomlarning birida bo‘lib, ikkinchi atomda bo‘sh orbitallar mavjud bo‘lsa, natijada bog‘lanish hosil bo‘lishi uchun o‘zining elektron juftini beradigan atom yoki ion- **donor** , elektron juftni o‘zining bo‘sh orbitaliga qabul qiladigan atom yoki ion – **akseptor** deb ataladi.





Donor-aktseptor taʼsir moddalarning bir agregat holatidan ikkinchi holatiga oʻtishga olib keladi. NH_3 va HCl gaz moddalar, lekin ularning oʻzaro taʼsir mahsuloti NH_4Cl kristall.

Ana shunday donor – akseptor bogʻlar barcha kompleks kation va anionlarda yuzaga kelib, kompleks ionlarni hosil qiladi. Donor –akseptor bogʻlar nitrat kislota va uning tuzlarida, ammoniyli tuzlarda, barcha kompleks tuzlarda uchraydi. Tibbiyotda ishlatiladigan kompleks birikmalarning davolovchi xususiyatga ega ekanligi ularning organizmda qayta kompleks hosil qilishidir. Bu jarayon metall va ligand raqobati asosida boradi. Turli saraton kasalliklarini davolashda belomitsits (BLM) antibiotigining misli ($\text{Cu}(\text{II})$ - BLM) kompleksidan foydalaniladi. [4 ; 183- b]

Donor - akseptor bogʻlanish

Bir elementning *xususiy elektron jufti* hamda ikkinchi elementning *boʻsh orbitali* hisobiga vujudga kelgan bogʻlanish.

Donor — 5,6,7 –
bosh guruhcha
elementlari

Akseptor — 1,2,3
– bosh guruhcha
elementlari va “d”
elementlar

**Ham donor, ham
akseptor** — 4 –
bosh guruhcha
elementlari

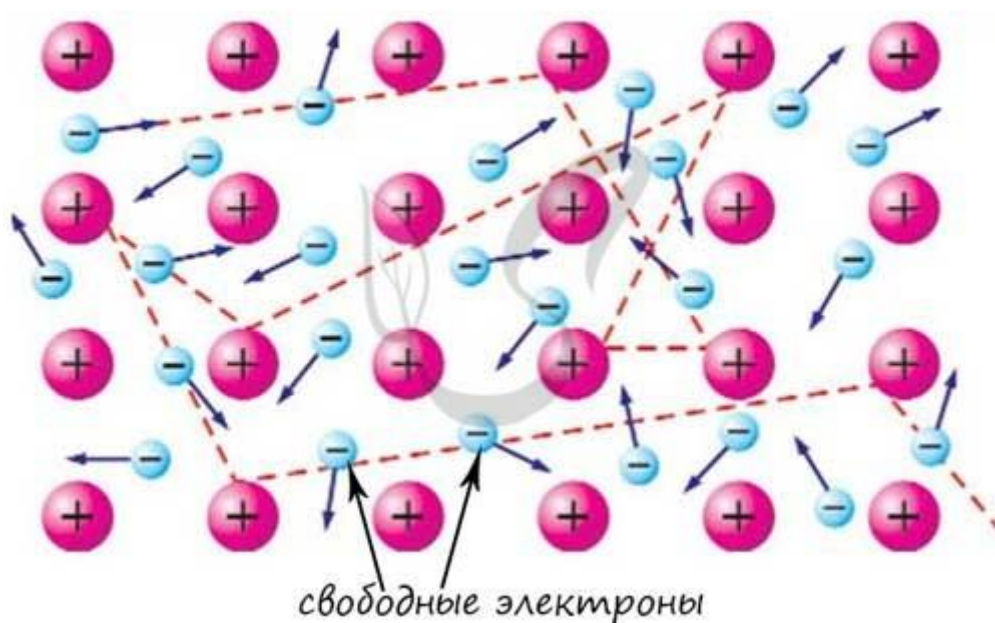
CO , N_2O_5 , PH_4Cl , H_3O^+ , DNK, RNK,
 N_2O , $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$,
Kompleks birikmalar,
kristallogidratlar,
 NH_4^+ ioni va uning tuzlari, HNO_3 va
uning tuzlari

Metall bog'lanish. Nisbatan erkin elektronlarning metall ionlari bilan o‘zaro ta’sirlashuvi natijasida hosil bo‘ladigan bog‘lanish metall bog‘lanish deyiladi . Bog‘lanishning ana shunday turi metallarda uchraydi. Metall bog‘lanishning hosil bo‘lish mohiyati quyidagilardan iborat: metall atomlari o‘zlarining valent elektronlaridan osongina ajralib, musbat zaryadli ionlarga aylanadi. Atomlardan ajralib chiqqan, nisbatan erkin elektronlar musbat zaryadli metall ionlar orasiga tarqaladi. Ionlar bilan elektronlar orasida metall bog‘lanish yuzaga keladi. Kovalent bog‘lanishdan farq qilib bunda erkin elektronlar hamma metall ionlari uchun umumiy ya’ni “ elektron gaz” holida bo‘ladi. Metall bog‘lanishli moddalar uchun quyidagi xossalar o‘rinli:

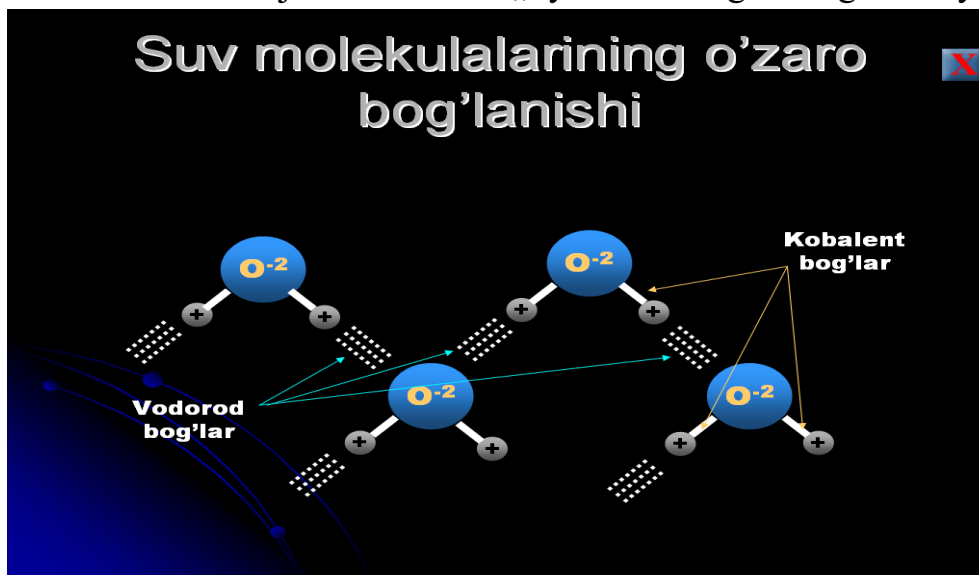
- a) Metallardagi erkin elektronlar hisobiga ular issiqlik va elektr tokini yaxshi o‘tkazadi.
- b) Asosiy guruh metallari uchun past ,o‘tish, metallar uchun yuqori suyuqlanish va qaynash temperaturasi o‘rinli.
- c) Metallar yuqori qayishqoqlikka ega.
- d) Metallar metall yaltiroqligiga ega.

Metall bog‘lanish barcha 88 ta metallda mavjud.

Металлическая связь



Vodorod bog‘lanish. Biror molekulaning vodorod atomi bilan boshqa molekulaning kuchli elektrmanfiy element (O, F, N) atomi orasida yuzaga chiqadigan bog‘lanish vodorod bog‘lanish deb ataladi. Vodorod bog‘lanish tushunchasini 1880 yil M.A. Il‘inskiy va Beketovlar fanga kiritishgan. Nima sababdan faqat vodorod atomi ana shunday alohida kimyoviy bog‘lanish hosil qiladi, degan savol tug‘ilishi mumkin. Buning sababi, vodorod atomining radiusi nihoyatda kichik ekanligida, deb javob bersa bo‘ladi. Undan tashqari, vodorod atomi o‘zigina elektronni siljitsa yoki batamom yo‘qotsa, u nisbatan yuqori musbat zaryadga ega bo‘ladi; biror molekulaning vodorod atomi ana shu musbat zaryad hisobiga, qisman manfiy zaryadga ega bo‘lgan va boshqa molekula (HF, H₂O, NH₃)lar tarkibiga kirgan elektrmanfiy element atomi bilan o‘zaro ta’sirlashadi. Ba’zi bir misollarni ko‘zdan kechiramiz. Biz, odatda, suv tarkibini kimyoviy formula H₂O bilan tasvirlaymiz. Lekin bunday ifodalashimiz u qadar to‘liq emas. Suvning tarkibini (H₂O)_n formula bilan ko‘rsatsak, to‘g‘ri ish qilgan bo‘lar edik (bu yerda, n = 2,3,4 va hokazo). Buning to‘g‘ri ekanligining sababi shundaki, suvda ayrim molekularlar bir-biri bilan vodorod bog‘lanishlar orqali birikkan bo‘ladi. Vodorod bog‘lanishni nuqtalar shaklida tasvirlash qabul qilingan. Bu bog‘lanish ion va kovalent bog‘lanishlarga qaraganda anchagina bo‘sh, lekin oddiy molekulararo o‘zaro ta’sirga qaraganda ancha mustahkam bog‘lanish hisoblanadi. Temperatura pasayganda suv hajmining kattalashishi vodorod bog‘lanish mavjudligi bilan tushuntiriladi. Buning sababi shundaki, temperatura pasayganda suv molekulari assotsilanadi. Natijada molekular „uyumlar“ ning zichligi kamayadi.



Vodorod bog‘lanish 2 ga bo‘linadi:

1. Molekulararo vodorod bog‘lanish

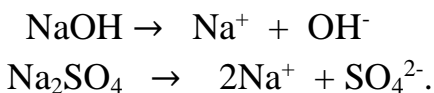


2. Ichki molekulyar vodorod bog'lanish.

Molekulararo vodorod bog'lanish H_2O , HF , N_2H_4 , NH_2OH_4 , spirtlar, aminlar, va karbon kislotalar o'rtasida hosil bo'ladi.

Ichki molekulyar vodorod bog'lanish bitta molekulaning o'zidagi elektromanfiy element va vodorod orasida hosil bo'ladi. Bunday moddalarga DNK va oqsil kiradi. Vodorod bog'lanishning energiyasi kovalent bog'lanish energiyasiga qaraganda 5 – 20 marta kuchsiz. Shunga qaramay vodorod bog'lanish moddaning fizik – kimyoviy xossalriga kuchli ta'sir qiladi.

Ion bog'lanish. Elektrmanfiyliklari jihatidan bir-biridan keskin farq qiluvchi atomlar o'zaro ta'sirlashganidan ion bog'lanish kelib chiqadi. Masalan, tipik metallar litiy Li, natriy Na, kaliy K, kalsiy Ca, stronsiy Sr, bariy Ba lar tipik metallmaslar, asosan, galogenlar bilan ion bog'lanish hosil qiladi. Lekin shuni ham nazarda tutish kerakki, ishqoriy metallar hatto kislorod va oltingugurt kabi elektrmanfiy elementlar bilan o'zaro ta'sirlashganida ham to'la ion bog'lanish hosil bo'lmaydi. Ion bog'lanish ishqoriy metallarning galogenidlaridan tashqari ishqor va tuzlar kabi birikmalarda ham mavjud bo'la oladi. Masalan, natriy gidroksid $NaOH$ va natriy sulfat Na_2SO_4 da ion bog'lanishlar faqat natriy va kislorod atomlari orasidagina mavjud (boshqa bog'lanishlarning hammasi kovalent qutbli bog'lanishlardan iborat) bo'ladi. Shuning uchun ham ishqor va tuzlar suvdagi eritmalarda quyidagicha dissotsilanadi:





Kimyoviy bogʻlanish turlari orasiga keskin chegara qoʻyish qiyin. Koʻpgina birikmalarda kimyoviy bogʻlanish oraliq vaziyatni egallaydi; masalan, kuchli qutbli kimyoviy bogʻlanish ion bogʻlanishga yaqin boʻladi. Ayni kimyoviy bogʻlanish oʻz xususiyati bilan ion bogʻlanishga yaqinroq boʻlsa, uni ion bogʻlanish deb, kovalent bogʻlanishga yaqinroq boʻlsa, kovalent bogʻlanish deb qaraladi. [5 ; 43- b.]

Kovalent bogʻlanish xossalari. Kovalent kimyoviy bogʻlanishning mustahkamligi, yadrolararo elektron bulutning zichligiga bogʻliq boʻladi. Yadrolararo elektron bulut qancha katta zichlikka ega boʻlsa, bogʻlanish shuncha mustahkam boʻladi. Binobarin, kimyoviy bogʻlanishning mustahkamligi asosan: 1. Elektron bulutlarning qoplanishidan qanday (d-bogʻ, p) bogʻlanish hosil boʻlishiga. 2. Elektron bulutlar kovalentligining toʻliq-toʻliqmasligiga. 3. Qanday koʻrinishdagi qutbsiz yoki qutbli bogʻlanish hosil boʻlishiga bogʻliq. Kimyoviy bogʻ xarakteristikasiga bogʻ energiyasi, uzunligi, qutbliligi, qutblanuvchanligi, toʻyinuvchanligi, va fazoda yoʻnaluvchanligi, bogʻlar orasidagi burchak (valent burchaklar) bogʻlanish energiyasi va bogʻlanish tartibi kabi kattaliklar kiradi.

Kimyoviy bogʻlanishning eng muhim tavsiflaridan biri **bogʻlanish energiyasidir**. Bu energiya kimyoviy bogʻlanishni barqarorligini belgilaydi. Kimyoviy bogʻni uzish uchun zarur bulgan eng kam energiya miqdoriga bogʻlanish energiyasi deyiladi. E bilan belgilanib, kJ/mol, kkal/mol da oʻlchanadi. Har bir bogʻ uchun toʻgʻri keladigan bogʻlanish energiyasi qiymati 200 – 1000 kJ/mol oraligʻida boʻladi. Masalan, CH₂F da C–F bogʻlanish energiyasi 487 kJ/molga teng. 2-atomli molekullar uchun bogʻlanish energiyasi, shu molekullarni atomlarga



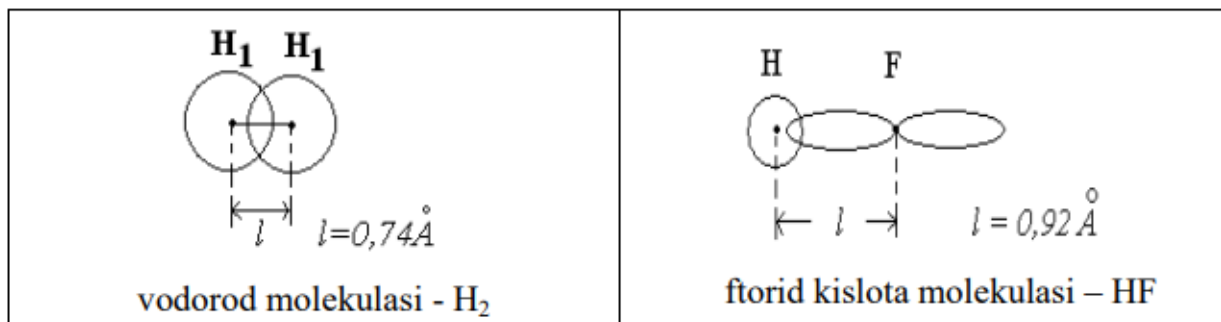
disotsialash energiyasiga teng bo‘ladi: Masalan: $H_2 = 2H E = 435 \text{ kJ/mol}$ $F_2 = 2F E = 151 \text{ kJ/mol}$ $N_2 = 2N E = 940 \text{ kJ/mol}$. Molekulada bir xil bog'lardan bir nechta bog' bo'lsa, (masalan, metanda 4 ta C – H bog' mavjud), bitta bog' energiyasini topish uchun molekulaning hosil bo'lish energiyasini yoki parchalanish energiyasini bog'lar soniga bo'lish zarur. Bog' hosil qilib turgan atomlarning elektromanfiyliklari bir-biridan qancha katta farq qilsa, bog' energiyasi ham shuncha yuqori bo'ladi. Qo'sh bog' energiyasi oddiy bog', uch bog' energiyasi esa qo'sh bog' energiyasidan katta bo'ladi. Qo'sh bog' energiyasi ikkita oddiy bog' energiyasidan kichik. Bog'lanish energiyasi qancha katta bo'lsa bog' shuncha mutsahkamdir. Agar oddiy, qo'sh bog' va uch bog' solishtirilsa ularning ichida eng bog'lanish energiyasi yuqorisi va mutsahkami uch bog' hisoblanadi. Masalan, C-C, C=C, C≡C qatorida 486,2 kJ/moldan 945,3 kJ/molgacha o'zgaradi.

Oddiy bog'lar energiyasi (Kkal/mol)

| X – X | | H – X | | C – X | | O – X | |
|---------|-------|-------|-------|-------|------|-------|-------|
| H – H | 104,2 | H – F | 134,6 | C – F | 116 | O – H | 110,6 |
| C – C | 82,6 | H – O | 110,6 | C – H | 98,7 | O – P | 145 |
| Cl – Cl | 58 | H-Cl | 103,2 | C-O | 85,5 | O-Si | 88,2 |
| Cl – Cl | 54 | H-C | 98,7 | C-Cl | 81 | O-C | 85,5 |
| S-S | 46,1 | H-N | 93,4 | C-N | 72,8 | O-N | 53 |
| Br-Br | 39 | H-Br | 87,5 | C-Br | 68 | O-Cl | 52 |
| N-N | 36,6 | H-S | 83 | C-S | 65 | O-F | 45 |
| F-F | 36,1 | H-J | 71,4 | C-J | 51 | O-S | 128 |
| J-J | 35 | H-Na | 48,2 | | | | |

Bog'ning uzunligi. Kimyoviy bog'ning uzunligi r - harfi bilan belgilanib OA, nm da o'lchanadi. Bog'ning uzunligi deb, kimyoviy bog'lanish hosil bo'lishida ishtirok etgan atomlar yadrolari o'rtasidagi masofaga aytiladi. Vodород molekulasidagi H-H bogning uzunligi $r = H-H = 0,74 \text{ nm}$. Molekula hosil qilgan atomlarning markazlararo masofasi angestremlar (A_0) bilan o'lchanadi.





Atomlarning orasidagi bog'lanishlar soni **bog'ning karraligidir**. Bunday bog'lanishlar bir bog', ikki bog'(qo'sh bog') yoki uch bog' bo'lishi mumkin. Bog'lanish karraligining ortishi bog'ning qisqarishiga va uning bog'lanish energiyasining ortishiga olib keladi. Oddiy bog'dan ko'ra qo'sh bog', undan ko'ra uch bog'ning uzulishi qiyin. Shuning uchun ham azot molekulasi kimyoviy reaksiyalarga qiyin kirishadi. Uni uzish ancha mushkul hisoblanadi.

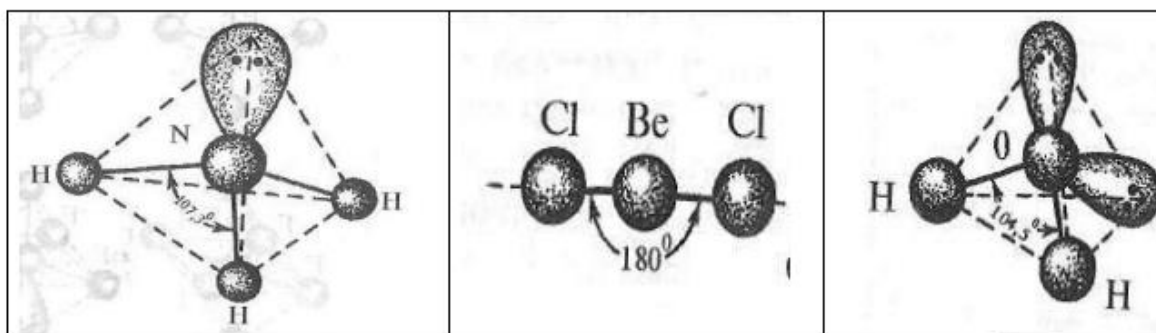
Kovalent bog'lanishning to'yinuvchanligi. Ayni atom hosil qilinishi mumkin bo'lgan kovalent bog'larning soni chegaralangan. Bu son valent orbitallarning umumiy soni bilan belgilanadi. Kvant mexanik hisoblashlar shuni ko'rsatadiki, bunday orbitallar qatoriga tashqi elektronlarning qavati s- va p-orbitallari hamda tashqaridan oldingi d-orbitallar kiradi. Atomlarning chegarlangan sondagi kovalent bog'larni hosil qilishda qatnasha olish xususiyati kovalent bog'lanishning to'yinuvchanligi deb nomlanadi. Molekuladagi bog'lanish to'yinuvchanlik xossasini namoyon qilganligi uchun ham molekula aniq tarkibga ega bo'lib, ma'lum strukturali diskret zarracha holida mavjud bo'ladi. Masalan: vodorod molekulasi-H₂, u yana vodorod atomini biriktirib H₃ holida mavjud bo'la olmaydi, yoki suv molekulasi faqat H₂O holida, metan molekulasi CH₄ holida bo'la oladi. Bu hodisa kovalent bog'lanishning to'yinuvchanlik hodisasi bo'lib, ion bog'lanishdan farq qiladi.

Kovalent bog'lanish yo'naluvchanligi. Kovalent bog'- elektron bulutlarning ma'lum yo'nalishida yuzaga keladi. Bu hodisa kovalent bog'lanishni yo'naluvchanligi deyiladi. Kovalent bog'lanishning hosil bo'lishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlarning valent elektron bulutlarining bir-birini qoplashi natijasidir. Bunday qoplash faqat elektron bulutlarning o'zaro ma'lum yo'nalishidagina yuz beradi, qoplash sohasi o'zaro ta'sir etuvchi atomlarga nisbatan ma'lum bir yo'nalishda joylashgan bo'ladi. Boshqacha aytganda kovalent bog'lanish yo'naluvchanlik xossasiga egadir. Ikki atom orasida kovalent bog'lanish hosil



bo‘lganda, o‘zaro birikuvchi atomlar elektronlar buluti bir-birini qoplaydi. Agar bog‘lanishda har ikkala atomdan s-elektronlar ishtirok etsa, hech qanday yo‘naluvchanlik namoyon bo‘lmaydi, chunki s-elektron buluti shar shaklida bo‘lganligi uchun bog‘lanish istalgan yo‘nalishda yuzaga keladi. p- va d -elektronlar uchun hamma yo‘nalish ham bir xil qiymatga ega emas, kimyoviy bog‘lanish p- yoki d- elektron bulutining ma‘lum yo‘nalishida yuzaga keladi . Masalan: s-p_x yo‘nalish p_x-p_x yo‘nalish p_z-p_z yo‘nalish. Demak, kovalent bog‘- elektron bulutlarning ma‘lum yo‘nalishida yuzaga keladi. Bu hodisa kovalent bog‘lanishni yo‘naluvchanligi deyiladi. Shunday qilib, kimyoviy bog‘lanishlarning yo‘naluvchanligi elektron bulutlarning fazoda joylanishiga bog‘liq ekan.

Valent burchak. Kimyoviy bog‘lanishlar orasidagi burchak valent burchagi deyiladi. Agar H₂O molekulasini olib qaralsa H – O bog‘i bir-biriga nisbatan 104,5 burchak ostida joylashadi va molekula burchaksimon tuzilishga ega bo‘ladi. Suv molekulasida valent burchagi 104,5 ; CH₄ molekulasida bog‘lar orasidagi burchak 109, 28; NH₃ molekulasidagi N - H bog‘lari orasidagi burchak esa 107,3 ga teng.



Boglanish tartibi. O‘zaro kimyoviy bog‘ hosil qilgan atomlar orasida hosil bo‘lgan bog‘lanishlar soni bo‘lib, birlamchi, ikkilamchi (qo‘sh bog‘), uchlamchi (uch bog‘) bog‘lanish mavjud bo‘ladi. Bog‘lanishlar tartibi ortishi bilan bog‘ning barqarorligi ortadi, uzunligi qisqaradi.

Molekulalararo kuchlar. Hozirgi vaqtda molekulari birikmalar ,qattiq, suyuq, va gazsimon moddalarning tuzilishini va hosil bo‘lishini kovalent , ion, va metall bog‘lanish nuqtai nazaridan tushuntirish murakkabligicha qolmoqda. Bunga misol tariqasida inert gazlarni ko‘rsatish mumkin. Bu elementlarning atomlari sferik simmetriyaga va barqaror elektron konfiguratsiyaga (ns², np⁶) ega bo‘lganligi uchun yuqorida aytilgan kimyoviy bog‘lanishlarni hosil qila olmaydi. Mutlaq nol temperatura atrofida inert gazlar suyuq va qattiq holatga o‘tkazilganda atomlarning bir-biriga ta’sir kuchlarini kuzatish mumkin .Moddalardagi bunday ta’sir Van- der-



Vaals kuchlari va vodorod bog'lanish hisobiga vujudga keladi. (Real gazlarni 1873 yil Van-der- Vaals kiritgan). Van-der-Vaals kuchlari quyidagi xususiyatlarga ega:

- a) Van-der –Vaals kuchlari oddiy valent bog'lanishdan kuchsiz.
- b) Oddiy valent bog'lanishga o'xshab to'yinuvchanlik namoyon qila olmaydi.

Molekulalararo ta'sir kuchlari 3 xil bo'ladi: orientatsion, induksion va dispersion kuchlar. Molekulalar qancha kuchli qutblangan bo'lsa, ular bir –biriga shuncha kuchli tortiladi. Qutblangan molekulalarning bir –biriga bunday ta'siri orientatsion ta'sir kuchi deyiladi. Qutblangan va qutblanmagan molekulalararo ta'sirlanish natijasida qutblanmagan molekula qutblangan molekulaga o'tish –molekulalararo induksion ta'sir kuchi deyiladi. Qutblanmagan molekulalar orasida ham dispersion o'zaro ta'sir vujudga keladi. Bunday ta'sirning vujudga keltiruvchi kuch dispersion kuch deyiladi. Dispersion kuchlarning kelib chiqish sababi shundaki, molekula tarkibidagi atomlarning elektron bulutlari fluktatsiya hodisasi tufayli molekula bir lahzada o'zining yo'nalishini va kattaligini o'zgartirib turadi; shunga ko'ra molekulani mikrodipol qo'shni molekula mikrodipoli bilan o'zaro ta'sirlashib, tortilish kuchi namoyon qiladi. Bu 3 xil molekulalararo ta'sir etuvchi kuchlarga umumiy qilib Van -der –Vaals kuchlari degan nom berilgan. Molekulalararo elektrik o'zaro ta'sir kuchlarini o'rganish gaz, suyuq va qattiq moddalarning xossalarini va tuzilishini tushuntirish uchun katta ahamiyatga ega. Van- der - Vaals kuchlari molekulalarning tortilishi va agregatsiyalanishida, gaz moddalarning suyuqlikka aylanishiga sababchi bo'ladi. [3 ;101- b]

Kimyoviy bog'lanishning ahamiyati nimada? Kimyoviy bog'lanishni keltirib chiqaradigan son-sanoqsiz oqibatlar uning tabiatdagi ulkan ahamiyatini ta'kidlaydi:

- Usiz, ranglar bo'lmaydi, chunki uning elektronlari elektromagnit nurlanishni yutmaydi. Atmosferada mavjud bo'lgan chang va muz zarralari yo'q bo'lib ketar edi va sababli osmonning ko'k rangi qorong'i bo'lib qoladi.

- Uglerod o'zining cheksiz zanjirlarini hosil qila olmaydi, ulardan milliardlab organik va biologik birikmalar olinadi.

- Oqsillarni ularning tarkibiga kiruvchi aminokislotalarda ham aniqlash mumkin emas edi. Shakar va yog'lar, shuningdek, tirik organizmdagi uglerod birikmalari yo'q bo'lib ketadi.

- Yer atmosferasiz qolar edi, chunki uning gazlarida kimyoviy bog'lanish bo'lmaganida, ularni ushlab turadigan kuch bo'lmaydi. Ular orasida eng kichik molekulalararo o'zaro ta'sir ham bo'lmaydi.

- Tog'lar yo'q bo'lib ketishi mumkin, chunki ularning toshlari va minerallari og'ir bo'lishiga qaramay, o'zlarining atomlarini o'zlarining kristall yoki amorf tuzilmalariga joylashtirolmagan.

- Dunyo qattiq yoki suyuq moddalar hosil qilishga qodir bo'lmagan yakka atomlardan iborat bo'lar edi. Bu, shuningdek, moddaning barcha transformatsiyalarining yo'qolishiga olib keladi.

Xulosa qilib aytganimizda, kimyoviy bog'lanishni yaxshi bilish dorivor moddalarning eritmalardagi ta'sir mexanizmini to'g'ri anglashda katta ahamiyatga ega. Kimyoning inson hayotidagi ahamiyatini ortiqcha baholash juda qiyin, chunki bu jarayonlar bizni hamma joyda o'rab oladi: elementar pishirishdan tanadagi biologik jarayonlargacha. Ushbu bilim sohasidagi yutuqlar insoniyatga katta zarar keltirdi (ommaviy qirg'in qurollarini yaratish) va o'limdan xalos bo'ldi (kasalliklarga qarshi dori darmonlarni ishlab chiqish va boshqalar). Bu fanga befarq bo'lib bo'lmaydi: bunchalik ko'p qarama - qarshi kashfiyotlar boshqa bilim sohasida sodir bo'lmagan. Kimyoni o'rganishni oldiga maqsad qilgan har bir o'quvchi, talaba kimyoviy bog'lanish nazariyasini chuqur o'rganishi, mohiyatini to'liq anglashi zarur.

Foydalanilgan adabiyotlar ro'yxati:

1. H.R.To'xtayev, S.N.Aminov “ Anorganik kimyo” Toshkent – 2011 “ Noshir”
2. Q. Ahmerov, A.Jalilov, R. Sayfutdinov “Umumiy va anorganik kimyo” Toshkent – “O'zbekiston” – 2003.
3. Yu. T. Toshpulatov , N. G. Raxmatullayev “Anorganik kimyo” Toshkent - 2005.
4. " Tibbiy kimyo" S.Masharipov Toshkent - 2018.
5. S. Masharipov, I. Tirkashev “ Kimyo” Toshkent -2014 “O'qituvchi” ijodiy uyi

