

**O'ZBEKISTON RESPUBLIKASI OLIY VA O'RTA
MAXSUS TA'LIM VAZIRLIGI**

GULISTON DAVLAT UNIVERSITETI

TABIIY FANLAR FAKULTETI

“KIMYO” KAFEDRASI

REFERAT

MAVZU: Kimyoviy bog`lanishlar. Moddalar tuzilishi.

BAJARDI: 29-12 GURUH TALABASI BOBOJONOV
MUZAFFAR BAJARDI

GULISTON-2016

Kimyoviy bog`lanishlar. Moddalar tuzilishi.

Reja.

- 1. Kimyoviy bog`lanish turlari.**
- 2. Qutbli va qutbsiz molekulalar**
- 3. Kristall panjaralarning turlari .**
- 4. Tuzilish formulalari, oksidlanish darajasi, valentlik.**

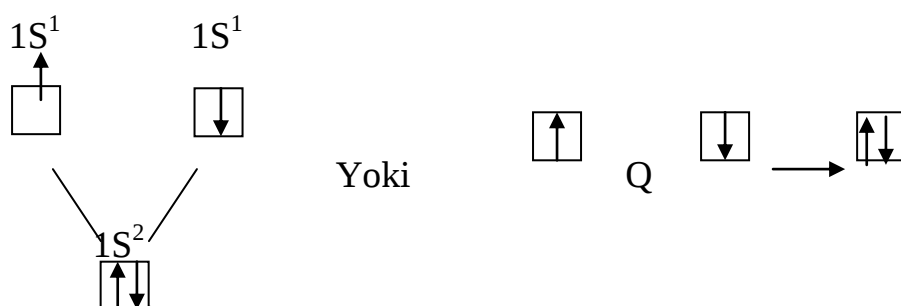
1. Kimyoviy bog`lanish turlari.

Kimyoviy bog`lanish haqidagi ta`limot–hozirgi kimyoning asosiy masalasidir. Bu ta`limotni bilmay turib kimyoviy birikmalarning turli–tumanlilik sabablarini, ularning hosil bo`lish mexanizmini, tuzilishinilinishning uchta asosiy turi bor : kovalent ionli va metall bog`lanishlar. Kimyoviy bog`lanishning ikkinchi darajadagi ko`rinishlari qatoriga vodorod bog`lanish, donor–akseptor bog`lanish va kristall panjaralar turlari kiradi.

Kimyoviy bog`lanishlarni turlicha tasvirlash qabul qilingan: 1) elementning kimyoviy belgisiga qo`yilgan nuqtalar ko`rinishidagi elektronlar yordamida, masalan,



2) kvant katakchalar (orbitalar) yordamida, masalan,



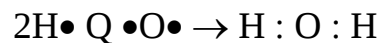
3) Ko`pincha (ayniqsa, organik kimyoda) kovalent bog`lanish elektronlar juftini bildiradigan shiziqcha (shtrix) bilan tasvirlanadi, masalan, H–H.

Agar atomlar orasida bitta kovalent bog`lanish vujudga kelsa, u birlamchi bog`lanish, ikkita vujudga kelsa qo`shbog`, uchta vujudga kelsa ushlamchi bog`lanish deyiladi. Birlamchi bog`lanishda bitta, qo`shbog`da ikkita, uchlamchi bog`lanishda uchta chiziqcha qo`yiladi.

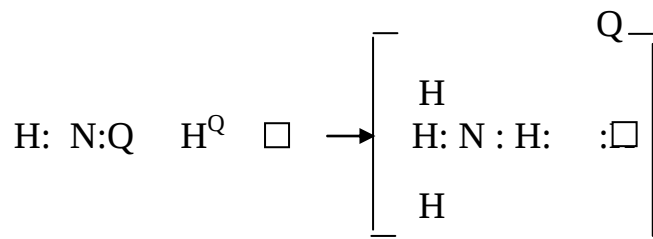
Elektron juftlar tufayli vujudga keladigan kimyoviy bog`lanish **kovalent bog`lanish** deyiladi. Bu ikki elektronli va 2 markazli bog`lanishdir. Kovalent bog`lanishli birikmalar gomeopolyar yoki atom birikmalar deb ataladi.

Kovalent bog`lanishning qutbsiz va qutbli bog`lanishlar deb ataluvchi ikki turi mavjud. **Qutbsiz kovalent bog`lanishda** umumiy elektronlar jufti hosil qilgan elektron buluti yoki bog`lanishning elektron buluti fazoda 2 la atomning yadrolariga nisbatan simmetrik taqsimlanadi. Bunga H₂, Cl₂, O₂, N₂, F₂ kabi molekulalar misol bo`la oladi.

**Qutbli kovalent bog`lanishda** bog`lanishning elektron buluti nisbiy elektrmanfiyligi katta atomga tomon siljigan bo`ladi. Bunga uchuvchan anorganik birikmalar: HCl, H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>S, NH<sub>3</sub> kabi molekulalar misol bo`ladi.



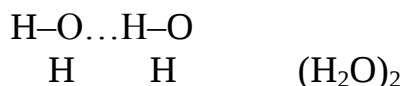
Kovalent bogʻlanish bir elektronli bulutlarning bir birini qoplashi hisobiga vujudga kelsa—bu bogʻlanish hosil boʻlishining almashinish mexanizmi deyiladi. Kovalent bogʻlanish hosil boʻlishining donor–akseptorli mexanizmida kimyoviy bogʻlanish 1 ta atomning 2 elektronli buluti bilan boshqa atomning erkin orbitali hisobiga vujudga keladi, masalan:



Bir atomning 2 elektronli buluti va boshqa atomning boʻsh orbitallari hisobiga kovalent bogʻlanish hosil boʻlish mexanizmi **donor–akseptorli** yoki **koordinatsion bogʻlanish** deyiladi.

H bogʻlanish kimyoviy bogʻlanishning oʻziga xos turidir, u molekulalararo yoki ichki molekulyar boʻlishi mumkin.

Molekulalararo H bogʻlanish H xamda juda elektromanfiy element—F, O, N, Cl, S kiradigan molekulalar orasida vujudga keladi. Bunday molekulalarda umumiy elektron jufti H dan elektromanfiy element tomonga koʻproq siljiydi, H ning musbat zaryadi esa kichik hajmda yoʻnalgan ekanligi sababli proton boshqa atom yoki ionning boʻlinmagan elektron jufti bilan oʻzaro taʼsirlashib, bu juftni umumlashtirib oladi. Natijada 2–ancha kuchsiz bogʻlanish vujudga keladi, u **vodorod bogʻlanish** deyiladi.



Ionlar orasida elektrostatik tortishuv tufayli vujudga keladigan kimyoviy bogʻlanish **elektrovalent yoki ionli bogʻlanish** deyiladi. Ionlarning bir–biriga tortilish yoʻli bilan hosil boʻladigan birikmalar geteropolyar yoki ionli birikmalar deb ataladi. $\text{Na} \bullet \text{Q} \bullet \text{Cl} \rightarrow \text{Na}:\text{Cl}$ soʻngra $\text{Na} \bullet \text{Q} \bullet \text{Cl} \rightarrow [\text{Na}^{\text{Q}}] \bullet [:\text{Cl}^-]$

Koʻpchilik metallar atomlarining tashqi energetik pogʻonasida elektronlar soni koʻp boʻlmaydi. Masalan: 16 ta element tashqi pogʻonasida 1 tadan elektron, 58 tadan 2 tadan, 4 elementda 3 tadan va faqat Pd ning tashqi pogʻonasida 1 ta ham elektron boʻlmaydi

Metall elementlar oddiy moddalar—metallarni hosil qiladi. Odatdagi sharoitda ular kristall moddalardir (simobdan tashqari). Hamma metallarda atomlar bir–biriga yaqinlashganida kristall panjara hosil boʻlishi natijasida qoʻshni atomlarning valent orbitallari bir–birini qoplaydi, shu tufayli elektronlar bir orbitaldan boshqasiga bimalol oʻtib, metall kristalidagi barcha atomlar orasida

bog`labish hosil qiladi. Kimyoviy bog`lanishning bunday turi **metall bog`lanish** deb ataladi.

2. Qutbli va qutbsiz molekulalar.

Qutbli kovalet bog`lanishli molekulalarda bir tomonlama qutblanish molekulada elektron zichlikning notekis taqsimlanishiga olib keladi. Masalan, HCl molekulasida elektron zichlik vodorod yadrosi atrofida qaratilgan Cl yadrosi atrofida katta bo`ladi. Molekulada Q va $-$ zaryadlarning elektr markazlari bir nuqtada ustma-ust tushmaydi, balki bir-biridan ma`lum  $L$  masofada bo`ladi. Molekula umumiy neytral bo`gani bilan Cl atomida  $-q$  zaryad va H atomida  $Qq$  zaryad bor elektr dipoldan iborat. Bunday bog`lanish va molekulalar qutbli deyiladi (HCl molekulasida qCl $q = -18$, qHq $Q18$, bog`lanishning ionlilik darajasi 18%).

Bog`lanish va molekulaning qutblilik o`lchovi-dipolning elektr momenti μ (myu) quyidagicha aniqlanadi: **μqql (3. 1)**, bunda q -effektiv zaryad; l - dipolning uzunligi.

SI sistemasida dipolning elektr momenti birligi $3,33 \times 10^{-30}$ kl.m (kulon. metr) qiymat bilan ifodalanadi.

Qutbsiz kovalent bog`lanishli molekulalar qutbsiz yoki gomeopolyar molekulalar deyiladi. Ularda bog`lovchi elektron bulut 2 ta atom yadrolari orasida simmetrik taqsimlanadi va yadrolar unga bir hil darajada ta`sir etadi. Bularga 1 ta elementning atomlaridan tarkib topgan  $H_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$  molekulalari misol bo`la oladi. Bunday molekulalar dipolning elektr momenti 0 ga teng hisoblanadi.

3. Kristall panjaralarning turlari .

Qattiq moddalar, odatda, kristall tuzilishli bo`ladi. Ular zarrachalarining fazoda qat`iy muayyan nuqtalarda to`g`ri joylashuvi bilan harakterlanadi. Bu nuqtalar bir birini kesib o`tuvchi to`g`ri chiziqlar bilan fikran birlashtirilsa, **kristal panjara** deyiladigan fazoviy karkas hosil bo`ladi. Zarrachalar joylashgan nuqtalar kristall panjaraning tugunlari deb ataladi.

Zarrachalarning turiga va ular orasidagi bog`lanish xususiyatiga qarab, kristall panjaraning to`rtta turi bo`ladi: ionli, atomli, molekulyar va metall panjaralar.

Ionlardan tuzilgan kristal panjaralar **ionli panjara** deyiladi. Ularni ionli bog`lanishli moddalar hosil qiladi. Masalan, NaCl kristalli.

Kristallda yoki alohida molekulada ayni zarrachaga zich yaqinlashib kelgan qo`shni zarrachalar soni koordinatsion son deyiladi.

Tugunlarida alohida atomlar bo`ladigan kristall panjaralar **atomli panjaralar** deyiladi. Bunday panjaralarda atomlar o`zaro puxta kovalent bog`lanishlar bilan birikkan bo`ladi. Masalan, olmos strukturasi.

Qutbli va qutbsiz molekulalardan tarkib topgan kristall panjaralar **molekulyar panjaralar** deyiladi. Bunday panjaralarda molekulalar bir-biri bilan

nisbatan bo'sh molekulalararo kuchlar vositasida birikkan bo'ladi, masalan, muz, qattiq CO₂, qattiq H₂O lar, inert gazlar, ikki (F₂, Cl₂, Br₂, I₂, H₂, O₂, N₂), uch (O₃), to'rt (P₄), sakkiz (S₈) atomli molekulalardan hosil bo'lgan qattiq oddiy moddalar.

Qattiq holatda metallar **metal kristall panjaralar** hosil qiladi. Ular odatda valent elektronlar, ya'ni manfiy zaryadlangan «elektron gaz» bilan yagona bo'lib bog'langan metall kationlarining birikmasi sifatida tasavvur qilinadi.

4. Tuzilish formulalari, oksidlanish darajasi, valentlik.

Kimyoviy birikmalarning tarkibi kimyoviy formulalar: empirik, elektron, tuzilish formulalari ko'rinishida tasvirlanadi.

Empirik formulalar: H₂, H₂O, NH₃, SH₄

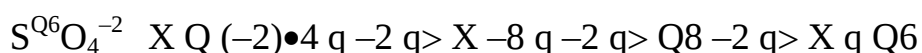
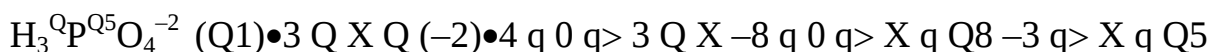
Elektron formulalar: H:H, H:O:H, Na:Sl, K:O:H,

Tuzilish formulalari: H-H, H-O-H, Na-Sl, K-O-H.

Oksidlanish darajasi kimyoning asosiy tushunchalari qatoriga kiradi. U atomning birikmadagi holatini tavsiflash uchun kiritilgan. Oksidlanish darajasi—bu birikmadagi atomning birikma faqat ionlardan tarkib tobgan degan taxmin asosida hisoblab topilgan shartli **zaryadidir**.

Oksidlanish darajasi bu atomning birikmadagi boshqa atomlar bilan bog'lanishda ishtirok etgan elektronlar jufti elektrmanfiyroq atomlarga o'tgandagi, bu xil atomlarga tegishli elektron juftlar esa ular orasida bo'linganda atomda paydo bo'ladigan elektr zaryadidir, masalan, Na₂^QO⁻², Cl₂⁰.

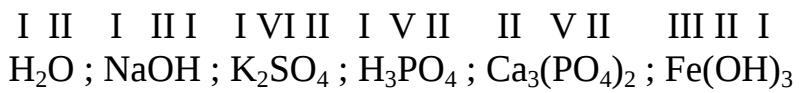
Birikmadagi atomlar oksidlanish darajalarining algebraik yigindisi doimo 0 ga, murakkab ionda esa ionning zaryadiga tengligini e'tiborga olish kerak.



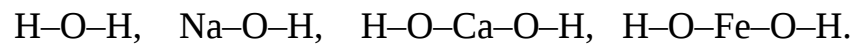
Atomning valentligi ham kimyoning asosiy tushunchalaridan hisoblanadi. U elementlar atomlarining kimyoviy bog'lanishlar hosil qilish xususiyatlarini ko'rsatadi.

Elementlarning atomlari elektronlar berish, birlashtirib olish yoki umumiy elektron juftlar hosil qilish xossalriga ega. Atomlar orasida kimyoviy bog'lanishlar hosil bo'lishida ishtirok etadigan elektronlar valent elektronlar deyiladi. Bular eng bo'sh bog'langan elektronlardir.

Valent elektronlar odatda davriy jadvaldagi guruh raqamiga teng bo'ladi, hamda ularga tashqi tugallanmagan pog'onalardagi elektronlar kiradi. d- va f-elementlarda esa tashqi va tashqidan oldingi elektronlar ham kiradi. Valentlik berilgan atom boshqa atomlar bilan birikkan kimyoviy bog'lanishlar soni sifatida aniqlanadi, ammo valentlikning ishorasi bo'lmaydi, valentlik rim raqami bilan belgilanadi.



Ko`pchilik anorganik birikmalarning formulalariga qarab elementlarning valentligi haqida emas, balki ularning oksidlanish daragasi haqidagina fikr yuritish mumkin.



Foydalanilgan adabiyotlar.

1. G. P. Xomchenko. Kimyo. Oliy o`quv yurtlariga kiruvchilar uchun. Toshkent, «O`qituvchi», 2001.
2. K. R. Rasulov va boshqalar. «Umumiy va anorganik kimyo». Toshkent, «O`qituvchi», 1996.
3. G. Ye. Rudzitis, F. G. Feldman. Kimyo. 7–8–sinf darsliklari. Toshkent, «O`qituvchi», 1992.
4. A. G. Muftahov, H. T. Omonov, R. O. Mirzayev. Umumiy kimyo. Toshkent, «O`qituvchi», 2002.
5. M. M. Abdulxayeva, O`. M. Mardonov. Kimyo. Toshkent, «O`qituvchi», 2002.
6. S. Masharipov, I. Tirkashev. Kimyo. Toshkent, «O`qituvchi», 2002.

