

5- MA'RUZA. Molekula tuzilishi va kimyoviy bog'lanish

Reja:

1. Kimyoviy elementlarning valentligi va uning turlicha talqin etilishi.
2. Doimiy va o'zgaruvchan valentlik. Oksidlanish darajasi to'g'risida tushuncha.
3. Kimyoviy bog'lanishning miqdoriy tavsiflari: bog'lanish tartibi, bog'lanish energiyasi, bog' uzunligi, valent burchagi. Bog'ning qutbliligi (ionlilik darajasi). Kimyoviy ta'sirlashuv va kimyoviy bog'ning hosil bo'lish mexanizmi.
4. Qoplanish tiplari (σ , π). Qutblanish effektivligini simmetriyaga, atom orbitalining nisbiy energiyasigava yadrolar orasidagi masofaga bog'liqligi. Qo'sh bog'lar.
5. Ion bog'lanish va uning xossalari.
6. Vodorod bog', uning tabiati va miqdoriy tavsifi.
7. Metall bog'lanish va uning ahamiyati.
8. Molekulalararo ta'sirlashuv.

Tayanch iboralar: Valentlik. Doimiy va o'zgaruvchan valentlik. Ionlar zaryadlari, kationlar, anionlar. Oksidlanish darajasi, shartlp elektr zaryadlari, ionlarda oksadlanish darajasi. Bog'lanish tartibi, bog'lanish energiyasi, bog' uzunligi. Valent burchak. σ va π bog'lar. Ion bog'lanish. Yo'naluvchanlik. To'yinuvchanlik. Karraliylik. Dipol momenti. Bog'lovchi va bo'shashtiruvchi orbitallar. Bog'lanish tartibi. Energetik diagramma. Van – der – Vaals kuchlari. Vodorod bog', xossalari.

Kimyoviy bog'lanish nazariyasi hozirgi zamon kimyosining markaziy muammolaridan biridir. Modda tarkibidagi atomlarning ta'sir etish tabiatini bilmasdan turib, kimyoviy birikmalarning xilma-xilligini sababini, ularning hosil bo'lish mexanizmini, tarkibini, tuzilishi va reaksiyaga kirishish qobiliyatlarini tushinish mumkin emas. Hozirgi zamon tekshirish usullari tajribada moddalardagi atom yadrolarining fazoviy joylanishini aniqlash imkonini beradi. Atom yadrolarining fazoviy joylanishi elektronlarning ma'lum zichligiga to'g'ri keladi. Atomlardan molekularlar hosil bo'lishida elektron zichlik o'zgaradi. Moddadagi elektron zichlikning taqsimlanish xarakteriga qarab kimyoviy bog'lanish 3 ta asosiy tipga bo'linadi: ion bog'lanish, kovalent bog'lanish va metall bog'lanish. Kimyoviy bog'lanishning 2-chi darajadagi ko'rinishlari qatoriga: molekularlar bog'lanish (Van-der Vaals kuchlari bilan xarakterlangan bog'lanish) hamda vodorod bog'lanish kiradi. Kimyoviy bog'lanish valentlik bilan xarakterlanadi.

Valentlik termini (atamasi) kimyoga 1853 yilda ingliz kimyogar-organigi Franklend tomonidan kimyoviy birikmalardagi element atomlarining miqdoriy nisbatlarini asoslash uchun kiritilgan.

Valentlik ta'limotining rivojlanishi ko'p jihatdan D. I. Mendelevning davriy qonunining ochilishi bilan bog'liqdir. D.I. Mendelev element valentligi va uning davriy sistemadagi o'rni orasidagi bog'liqlikni aniqladi. Elementlarning vodorod hamda kislorod bilan birikmalarida o'zgaruvchan valentlik namoyon qilish tushunchasini kiritdi. Atom va molekularlarning tuzilishi to'g'risidagi ta'limot valentlikni elektron nazariyasini ishlab chiqilishiga imkoniyat yaratdi.

Bir valentli elementlar.- deb ikki elementli birikmada hamma vaqt boshqa elementning bitta atomi bilan birikkan elementlarga aytiladi. Bir valentli elementga vodorod (N) elementi misol bo'ladi. Shuning uchun elementning valentlik stexiometriyasi biror elementning bitta atomi vodorodning nechta atomi bilan bog'langanligini ko'rsatadi.

Masalan: HCl da xlor bir valentli, N₂O da kislorod 2 valentli, NH₃ da azot 3 valentli. Hamma elementlar uchun vodorodli birikmalar ma'lum emas, ammo deyarli hamma elementlar kislorod bilan birikma hisil qiladi. Kislorod hamma vakt stexiometrik 2 valentli hisoblanadi, kislorodli birikmalar tarkibiga qarab, asosan boshqa elementlarning valentligini topish mumkin.

Suvdagi vodorod atomiga formal ravishda boshqa elementlarni almashtirib oksidlarni olish mumkin. Masalan: N₂O va Na₂O yoki N₂O

va SaO formulalarini solishtirish natijasida natriyning bir, kalstiyning esa 2 valentli ekanligiga xulosa kilish mumkin.

Shunday qilib, elementning valentlik stexiometriyasi biror elementning bitta atomi bilan birikkan va almashgan vodorod atomlari soni bilan aniq lanadi. Kupchilik elementlar bir qancha stexiometrik valentlikni namoyon qiladilar, ya'ni boshqa biror element atomlari bilan har xil stexiometrik tarkibli bir qancha birikmalar hosil qiladi. Bunday birikmalarni nomlash uchun element nomlariga qavs ichida rim raqamlari bilan (+ yoki -)siz valentliklar yoki stexiometrik tarkibi ko'rsatiladi.

Masalan: Cu_2O -mis (I) oksidi, CuO -mis (II) oksidi, SO_2 -oltingugurt (IV) oksidi, SO_3 -oltingugurt (VI) oksidi va h. k.

Kimyoviy element ikki elementli birikmalarda elementlarning valentliklari bilan eyishgan prinstipi asosida osonlik bilan oddiy arifmetik usulda 2 - chi element valentligini topish mumkin. Vodorodni bir valentligini bilgan holda quyidagi birikmalarda boshqa element valentliklarni topish mumkin:

I II III IV III II I
NaH, BeH_2 , BH_3 , CH_4 , NH_3 , H_2S , HCl

Shunga o'xshash kislorodni II valentligini bilgan holda:

I II III IV V VI VII VIII IV III II I
 Na_2O , BeO , B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 , RuO_4 , SO_2 , N_2O_3 , CO , Cl_2O

Agar elementlarning stexiometrik valentliklari ma'lum bo'lsa ularning kimyoviy formularini tuzish mumkin:

MASALAN: As (V), O (II) va S (VI), O (II) valentli bo'lsa
10 (=2:5) As_2O_5 va 6 (=1:3) SO_3

Shuni aytish lozimki stexiometrik valentlik ham, summar formula ham birikmada kimyoviy bog'lanish tipini va molekuladagi tuzilishdan hech qanday ma'lumot bermaydi. Valentlik stexiometrik tushunchasi kimyoga atom tuzilishi ma'lum bo'lguncha kiritilgan edi. Hozirgi paytda ma'lumki elementning bu xossasi tashqi elektronlar soni bilan uzviy bog'liq. Ko'pchilik elementlar uchun yuqori valentlik stexiometriyasi bu elementlarning davriy sistemadagi o'rnidan kelib chikadi.

IONLARNING ZARYADLARI .- Ionlarning elektr zaryadlari (formulalardagi arab sonlaridan keyin kuyiladigan "+" yoki "-" belgilar) ion birikmalarning kristall panjaralardagi bu ionlar qanday nisbatlarda turganligini harakterlaydi.

Mas: kation va anion zaryadlariga mos ravishda, bu ionlari tutgan birikmalar quyidagi tarkibga ega.

Ionlar	Na^+	Ca^{2+}	Al^{3+}
F^-	NaF	CaF_2	AlF_3
O^{2-}	Na_2O	CaO	Al_2O_3
N^{3-}	Na_3N	Ca_3N_2	AlN
NO_3^-	NaNO_3	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
SO_4^{2-}	Na_2SO_4	CaSO_4	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
PO_4^{3-}	Na_3PO_4	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	AlPO_4

Qadimgi adabiyotlarda ionlarning zaryadlari ionli valentlik deb atalgan. Bir valentli ionlar zaryadi bilan neytral atomlarning valent elektronlari orasida to'g'ridan-to'g'ri bog'lanish mavjud.

Ionlarning musbat zaryadi bitta element atomidan berilgan elektronlar soniga teng bo'ladi. Manfiy zaryad esa bitta element atomi tomonidan qabul qilingan elektronlar soniga teng bo'ladi.

Mas: Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} ionlari o'z navbatida 1, 2, 3, elektronni yo'qotgan F^- , O^{2-} , N^{3-} , ionlari esa 1, 2, 3, elektronni qabul qilgan hisoblanadi.

Oksidlanish darajasi- SO_2 , NH_3 , H_2SO_4 , CO_2 , HNO_3 , H_2CO_3 va h. k. molekulyar hamda: Na_2O Na_2SO_4 ionlari oddiy va kompleks birikmalarning tarkibini aniqlash uchun elementlarning oksidlanish darajalari degan tushuncha kiritilgan. Elementlarning oksidlanish darajalari bu birikmalarda hamma bog'lanish ionli deb faraz qilganda element atomlarining shartli elektr zaryadlaridir.

Birikmalarda elementlarning oksidlanish darajalari va ion zaryadlari quyidagicha belgilanadi.

Masalan: oksidlanish darajasi. ion zaryadi

Na^{+1} , Cl^{-1} , yoki NaCl

Na^+ , Cl^-

Ca^{+2} S^{-2} yoki CaS

Ca^{2+} S^{2-}

$\text{Al}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ yoki Al_2O_3

Al_2^{3+} O_3^{2-}

Elementning oksidlanish darajasini aniqlashda doimo kislorodning oksidlanish darajasi -2, vodorodniki esa +1 deb qabul qilingan. Mas: HCl^- , H_2S^{-2} , N^{-3}H_3 , C^{-4}H_4 yoki Na^{+2}O , Ca^{+2}O , $\text{Al}^{+3}_2\text{O}_3$, C^{+4}O_2 $\text{P}^{+5}_2\text{O}_5$, S^{+6}O_3 , $\text{Cl}^{+7}_2\text{O}_7$, Ru^{+8}O_4 .

Erkin elementlarning yoki ikkita bir xil atomdan tuzilgan molekullarning oksidlanish darajalari 0 ga teng.

Mas: Cu^0 , Al^0 , Fe^0 , H_2^0 , O_2^0 , Cl_2^0 , N_2^0 .

Atomlarning birikmalardagi oksidlanish darajalari -4, -3, -2, -1 va 0 dan +8 gacha bo'ladi, hatto kasr sonidagi oksidlanish darajalar ham ma'lum: $\text{KO}_2^{-1/2}$, $\text{KO}_3^{-1/3}$ bo'ladi. Ko'pchilik hollarda molekula tarkibidagi atomlarning oksidlanish darajalari ularning valentliklariga, ya'ni ayni element hosil qiladigan haqiqiy bog'lanishlar soniga teng bo'lmaydi. Mas: organik birikmalarda uglerodning valentligi 4 ga teng, lekin uning oksidlanish darajasi turlicha bo'lishi mumkin. Buni quyidagi jadval natijalaridan ko'rish mumkin:

Birikma	Valentligi	Oksidlanish darajasi
CO	II	+2
SO ₂	IV	+4
SN ₄	IV	-4
C ₂ H ₄	IV	-2
C ₂ H ₂	IV	-1
CH ₃ COOH	IV	0

Molekulalarda oksidlanish darajasi - molekulalarda elementlarning oksidlanish darajalarini aniqlashda molekulani fikran bir atomli ionlarga bo'lish kerak. Bunda qutbli kovalent bog'lanishlarga e'tibor berish lozim, ya'ni elektron juft ko'prok elektromanfiy element tomon siljiganligiga va sof kovalent juftlanishlarga ega elektron juftlar ikkala atomga teng bo'lganligi nazarga olinadi. Shunday qilib, har birikmalardagi har bir element atomining elektr zaryadi yoki oksidlanish darajasi aniqlanadi.

H^+O^{-2} , N^3H^{+3} , $\text{N}^{-3}\text{Sl}_3^-$, H^+S^{-2} , $\text{C}^{-4}\text{H}^{+4}$, $\text{O}^{+2}\text{F}^{-2}$

H

H - O: H - N - H :Cl:N:Cl: H - S: H - C - H :F - O:
 H H :Cl: H H :F:

Molekulalarda elementlarning oksidlanish darajalarining algebraik yig'indisi element atomlari soni hisobga olinganda nolga teng bo'lishi kerak.

Mas: R_2O_5 - molekulasida 2 ta fosfor atomining umumiy zaryadi +10 ga teng, 5 ta kislorod atomining umumiy zaryadi esa -10 ga teng bo'lib, zaryadlarning umumiy yig'indisi nolga tengdir.

Ionlarda oksidlanish darajalari - ko'p elementli ionlarda ham elementlarning oksidlanish darajalarini topishda xuddi yuqoridagidek molekulani tashkil etgan bir atomli ionlarga bo'linadi.

Masalan: SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , NH_4^+ , $(\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-})^{2-}$, $(\text{S}^{+4}\text{O}_3^{2-})^{2-}$, $(\text{N}^{-3}\text{H}_4^+)^+$

Ko'p elementli ionlarda elementlarning oksidlanish darajalarining algebraik yig'indisi element atomlari hisobiga olinganda ion zaryadiga tengdir.

Mas: NH_4^+ -ionida $4\text{H}^+ = +4$, $\text{N} = -3$ ga teng bo'lganligi uchun ionlarning algebraik yig'indisi +1 ga teng, ya'ni NH_4^+ zaryadiga ega. Kompleks ionlarda markaziy atomining oksidlanish darajasi osonlik bilan kompleks ion zaryadidan umumiy ligandlar zaryadini ayirib tashlash yuli bilan aniqlanadi:

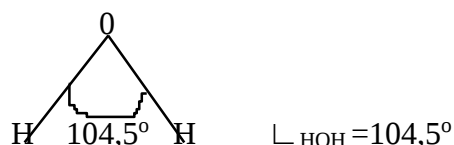
$[\text{Al}^{+3}(\text{OH})_4]^-$; $[\text{Cu}^{2+}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Fe}^{2+}(\text{CN})_6]^{4-}$

$(-1) - (-4) = -1 + 4 = +3 \text{ Al}^{3+}$

$+2 - 0 = +2 \text{ Cu}^{2+}$

$(-4) - (-6) = -4 + 6 = +2 \text{ Fe}^{2+}$ va h. k.

Moddalar qanday tuzilganligi to'g'risidagi axborotni, uning fizik va kimyoviy xossalarini tekshirish natijalariga qarab bilib olinadi. Mas: fizikaviy tekshirish usullari natijasida molekulaning asosiy parametrlari - yadrolar orasidagi masofa, valent burchaklari va molekulaning geometrik shakllari aniqlanadi. Masalan tajribada suv molekulasidagi vodorod va kislorod yadrolari orasidagi masofa 0,96 Å ga teng ekanligi aniqlangan. Kimyoviy bog'langan atom yadrolarining orasidagi masofa bog'lanish uzunligi deyiladi (d). Kimyoviy bog'langan atom yadrolarining orasidagi burchak valent burchagi deyiladi ($\angle$). Suv molekulasida bu burchak $\angle < 104,5^\circ$ ga tengdir. Demak suv molekulasida uchlari burchak shaklga ega. $d_{\text{OH}} = 0,96 \text{ Å}$



Kimyoviy bogʻlanishning eng muhim tavsiflaridan biri bogʻlanish energiyasidir. Bu energiya kimyoviy bogʻlanishni barqarorligini belgilaydi. Oʻzaro bogʻlangan atomlar orasidagi bogʻni uzish uchun kerak boʻlgan energiya miqdoriga bogʻlanish energiyasi deyiladi (E). Uning oʻlchami E = kkal/mol, kal/mol, kDj/mol.

2-atomli molekularlar uchun bogʻlanish energiyasi, shu molekularni atomlarga dissostilanish energiyasiga teng boʻladi:

$$\text{Mas: } N_2 = 2N \quad E = 435 \text{ kDj/mol}$$

$$F_2 = 2F \quad E = 151 \text{ kDj/mol}$$

$$N_2 = 2N \quad E = 940 \text{ kDj/mol}$$

ABn yoki AnB toshidagi koʻp atomli molekularlar uchun bogʻlanish energiyasi: ABn
= A + nB

$$E_{ABn} = \frac{D}{n}; \quad H_2O = 2H + O \quad E = 928 \text{ kDj/mol}$$

N-O bogʻlanish kuchi bir xil boʻlganligi uchun oʻrtacha bogʻlanish energiyasi

$$E_{on} = \frac{D}{n} = \frac{928}{2} = 464 \text{ kDj/mol}$$

Bogʻlanish uzunligi, bogʻlanish energiyasi va valentliklar burchagi kabi kattaliklar moddaning boshqa xossalari shu moddaning elektron zichligining xarakteriga toʻgʻridan - toʻgʻri bogʻliqdir. Kimyoviy bogʻlanish asosan valent elektronlari ishtirokida amalga oshadi. s-elementlarning tashqi ns-qavatda joylashgan elektronlari, p-elementlarda esa tashqi ns va np qavatchalarda joylashgan elektronlari, d-elementlarda, tashqi ns- va tashqaridan ichki n-1 d qavatchalardagi, f-elementlarda esa ns va n-2 f qavatchalarda joylashgan elektronlari valent elektronlari deyiladi.

s-elementlar oʻzgarmas doimiy valentlikni, p, d va f - elementlar esa oʻzgaruvchan valentlikni namoyon qiladilar. Demak, kimyoviy bogʻlanish paytida elektronlarning qayta taqsimlanishi sodir boʻladi. Buning natijasida elektronlar bir atom yoki molekuladan 2-chisiga oʻtadi yoki elektron zichligi biridan 2-chisiga tomon siljishi mumkin. Atom yoki molekularlarning elektron berishi yoki qabul qilib olishi natijasida hosil boʻladigan zarrachalar ionlar deyiladi. Ionlar musbat (+) va manfiy (-) zaryadli boʻladi. Modda tarkibida musbat va manfiy ionlar oʻzaro bogʻlangan va (n+n- =0) molekula elektroneytral boʻladi. Toʻyinmagan valentlikga ega boʻlgan zarrachalar erkin radikallar deyiladi. Erkin radikallar molekularlarning parchalaridir: -CN, -OH, -CH₃, -NH₂, -HS, Cl⁻, O⁺

Bizga ilgari maʼlum ediki (3-maʼruzaga qarang) elementlarning metallik va metallmaslik xossalari taqqoslash uchun Malliken va Poling elektromanfiylikni nisbiy qiymatlaridan foydalanishni taklif etgan edi.

Buning uchun litiyning nisbiy elektromanfiyligi shartli ravishda 1 ga teng deb kabul qilingan. Davrlarda chapdan unga oʻtgan sari elektromanfiylik qiymati ortib boradi, guruhlarda esa yuqoridan pastga oʻtgan sari kamayib boradi. Masalan: II davr va VII - guruh uchun elektromanfiylik qiymatlarini oʻzgarishini koʻraylik: II davr:

Li,	Be,	B,	C,	N,	O,	F	VII guruh	F,	Cl,	Br,	I
1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,1		4,1	3,0	2,5	2,6

Kimyoviy bogʻlanish xarakteri oʻzaro birikuvchi elementlarning nisbiy elektromanfiyliklari ayirmasiga bogʻliq boʻladi. Agar ikki elementning nisbiy elektromanfiyliklari orasidagi ayirma katta boʻlsa (1,5 dan to 3,3 gacha) bu elementlar orasida ionli bogʻlanish hosil boʻladi, agar bu ayirma unchalik kichik boʻlmasa (1,5 ga yaqin) qutbli kovalent bogʻlanish, agar nisbiy elektromanfiyliklar ayirmasi juda kichik boʻlsa qutbsiz kovalent bogʻlanish yuzaga keladi.

Shunday qilib, kimyoviy bogʻlanish deb ikki yoki undan ortiq atom-larning kimyoviy barqaror koʻp atomli sistema hosil qilishi va unda bogʻlangan atomlarning elektron bulutlarining qayta taqsimlanishiga aytiladi.

Kovalent bogʻlanish - N₂O, O₂, N₂, Cl₂ kabi molekularlarning va koʻpchilik anorganik hamda organik moddalarning tuzilishini tushintirish uchun 1916 yilda Lyuis (AQSh) tomonidan kovalent bogʻlanish nazariyasi yaratildi. Lyuis nazariyasiga muvofiq, molekulada atomlar, har ikkala atom uchun taʼlukli boʻlgan umumiy elektron jufti orqali bogʻlangan boʻladi. Atom tomonidan elektron juftlarni hosil qilish uchun sarf boʻlgan elektronlar jufti soni bogʻlangan atomlarning valentligini bildiradi (Lengmyur). Struktura formuladagi valentlik birligini bildiruvchi chiziqcha (-) elektron juftni anglatadi. Koʻpgina molekulada tashqi qavatdagi umumiy elektronlar bilan, hosil boʻlgan elektronlar jufti birgalikda barqaror duplet (2) yoki oktet (8) elektronli konfiguratsiya hosil qiladi. Atomlar orasida Lyuis sxemasi buyicha hosil boʻladigan kimyoviy bogʻlanish kovalent bogʻlanish deyiladi.

Kovalent - bu teng valentli demakdir. Kovalent bogʻlanish birikuvchi atomlarning tabiatiga qarab 2-ga boʻlinadi.

1. Kovalent qutbsiz; 2. Kovalent qutbli

1. Bir xil ikki atom orasida elektronlar jufti hisobiga hosil boʻladigan bogʻlanishga qutbsiz kovalent bogʻlanish deyiladi.

Mas: $N + N \rightarrow N : N$, $N - N$; $Cl + Cl \rightarrow Cl : Cl$, $Cl - Cl$

$O + O \rightarrow O :: O$, $O = O$, $N + N \rightarrow N :: N$, $N = N$

Lyuis fikricha molekular gomoyadroli va geteroyadroli boʻlishi mumkin. Mas: N_2 elektronlarining toʻlqin xossasi borligi uchun elektron harakati natijasida $N^+ N^-$ yoki $N^- N^+$ boʻlishi mumkin. Shuning uchun ularning simmetrik oʻrinlaridan effektiv (real) zaryadini atomlarda nolga teng deb olib, bunday bogʻlanishni qutbsiz (gomeopolyar) deb ataydi. $N^+ N^-$ da $H 1s^1$ va $Cl 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$ juftlashmagan elektronlar umumiy juft hosil qiladi. Bunda effektiv zaryad $H^+ Cl^-$ boʻladi. HCl molekulasini dipol boʻlib bogʻlanish qutbli boʻladi. Bir xil boʻlmagan 2 atom orasidagi elektronlar jufti hisobiga boʻlgan bogʻlanish qutbli kovalent bogʻlanish deyiladi.

Mas: $H + Cl \rightarrow H : Cl$, $2H + O \rightarrow H : O : H$

$N + 3H \rightarrow H : N : H$

H

Qutbli kovalent bogʻlanishda elektronlar jufti simmetrik joylashmaydi va molekularlarda qarama-qarshi zaryadlarning ogʻirlik markazlari ham bir nuqtada etmaydi. Shu sababli bunday molekularni qutbli molekular deyiladi. Ular 2 qutbli boʻlganligi uchun ularga dipollar deyiladi.

Dipol deb bir xil q-qiyimatli va har xil zaryadli ℓ -masofada joylashgan ionlardan tashkil topgan sistemaga aytiladi. Zaryadning masofaga koʻpaytmasi dipol momenti deyiladi $\mu = q \cdot \ell$. Qutbli bogʻlanish deb dipol momenti bilan xarakterlanadigan bogʻlanishga aytiladi. Qutbsiz bogʻlanishda $\mu = 0$ boʻladi. Qutbli bogʻlanishli moddalarning reakstiyaga kirish qobiliyati qutbsiz molekuladan koʻproq boʻladi. Shunday qilib kovalent bogʻlanish juft elektronlar bilan xarakterlanadi. Dipol uzunligi- ℓ atom oʻlchamiday 10^{-8} sm, zaryadi $q = 4,8 \cdot 10^{-10}$ el. st. birlik. Shuning uchun $\mu = 10^{-18}$ el. st. br. sm. ga teng boʻladi. Dipol momenti birligi qilib 1D debay qabul kilingan. $1D = 3,33 \cdot 10^{-30}$ Kl. m ga teng. μ vektor boʻlib, u ham miqdoriy yoʻnalishga egadir. Uning yoʻnalishini shartli ravishda + va - ishoralari bilan belgilanadi.

$\mu_{H_2O} = 1,83$ D (burchaksimon tuzilishli)

$CO_2 \approx BeF_2$ (chiziqli tuzilishli) $\mu = 0$

$\mu_{NH_3} = 1,48$ D (piramidal tuzilishli).

Shunday qilib, dipol momenti molekulaning strukturasi ham koʻrsatadi.

Ion bogʻlanish. Ion bogʻlanishning tabiati, strukturasi va ion bogʻlanishdagi birikmalarning xossalari kimyoviy bogʻlanishning elektrostatik nazariyasi asosida tushuntiriladi. Bu nazariyaga muvofiq atomning elektron berishi yoki qabul qilishi natijasida hosil boʻlgan qarama-qarshi zaryadlangan ionlar elektrostatik kuchlar vositasida oʻzaro tortishib barqaror sistemani hosil qiladi. Elementlarning oddiy ionlarga aylanish qobiliyati, ular atomlarining elektron strukturalaridan kelib chiqadi.

Bu qobiliyatni ionlanish energiyasining qiymati va atomlarning elektronlarga moyilligiga qarab baholash mumkin.

Ionlanish energiyasi kam boʻlgan ishqoriy va ishqoriy-er metallari bilan elektronga moyilligi juda katta boʻlgan VII-guruhning p-elementlari osonlik bilan oddiy ionlar hosil qiladi.

Masalan: $NaCl$ - ning hosil boʻlishi mexanizmini koʻraylik:

$Na \begin{matrix} +11 \\ 2 & 8 & 1 \end{matrix}))) \quad (((+17 \quad Cl \quad Na^0 - e = Na^+$

$Cl^0 + e^- = Cl^-$

$Na^+ + Cl^- = Na^+ Cl^- = NaCl$

Qarama-qarshi zaryadlangan ionlar orasidagi elektrostatik tortishuv hisobiga hosil boʻladigan kimyoviy birikmalar ion yoki geteropolyar birikmalar deyiladi. Ion birikmalar hosil boʻlishidagi kimyoviy bogʻlanish ion yoki elektrovalent bogʻlanish deyiladi. Ion bogʻlanish qarama-qarshi zaryadlangan ionlararo oʻzaro taʼsir natijasida hosil boʻladi.

Ion bogʻlanish yoʻnaluvchanlik va tuyinuvchanlik xossalari namoyon qilmaydi. Har bir ionni zaryadlangan shar deb tasavvur qilsak, ionning kuch maydoni fazoda hamma yoʻnalishlar buyicha tekis tarkaladi.

← + →

← - →

Shuning uchun har bir ion o'ziga qarama-qarshi zaryadli boshqa ionni har qanday yo'nalishda ham bir tekisda tortib oladi:

Shuning uchun har birida elektr kuchlarining taqsimlanishi. ion yana boshqa zaryadli ionlarni o'ziga tortaveradi. Bu xodisa ion bog'lanishni to'yinmaslik xususiyatini bildiradi. Ion bog'lanish yo'naluvchanlik va to'yinuvchanlik xossalriga ega bo'lmaganligidan, har qaysi ion atrofida maksimal miqdorda qarama-qarshi zaryadli ionlar bo'ladi. Ayni musbat yoki manfiy ion atrofida joylashishi mumkin bo'lgan ionlarning soni, shu ionlar radiuslarining bir-biriga nisbatan katta-kichikligiga bog'liq. Masalan: ion radiuslarining nisbati 0,41-0,73 gacha bo'lsa oktaedrik koordinatsiya, 0,73-1,37 gacha bo'lsa kub koordinatsiya bo'ladi.

Shu sababli odatdagi sharoitda ion bog'lanishli birikmalar kristall moddalardir. Kristall NaCl yoki CsCl hoida yakka-yakka mavjud bo'lmasdan, o'zaro birlashgan, juda ko'p ionlardan tashkil topgan gigant molekular NanClm yoki CsnClm hoida mavjud bo'ladi. Ion bog'lanishli birikmalar qiyin suyuqlanadi, ya'ni suyuqlanish temperaturalarini ancha yuqori ($\text{NaCl} - t_c = 800^\circ\text{C}$; $\text{KCl} - t_c = 768^\circ\text{C}$) va ularning suyuqlanmalari hamda suvdagi eritmalari elektr tokini yaxshi o'tkazadi. Shu sababli ularga kuchli elektrolitlar deyiladi.

Vodorod bog'lanish.

Atom va molekular orasida asosiy boglanishlardan tashqari, yana ikkinchi darajali bog'lanish xillari- vodorod bog'lanish, hamda molekulararo tortishish kuchlari (Van – der – Waals kuchlari) ham ma'lum. Vodorod bog'lanishning asosiy mohiyati shundan iboratki, biror modda molekulasida fluor, kislorod, azot kabi elektromanfiy element atomlari bilan birikkan bir valentli vodorod atomi yana boshqa fluor, kislorod va azot atomlari bilan kuchsizroq bog'lanish xususiyatiga ega.

(H - F ... H - F ... H - F yoki H - O ... H - O ... H - O...)

Molekulararo vodorod bog'lanishdan tashqari ichki molekulyar vodorod bog'lanish ham mavjud. Bunday bog'lanish ortonirofenolda yuzaga keladi:

Vodorod bog'lanishning bunday oqibatida ortonirofenol ancha past (45°C) temperaturada suyuqlanadi, metanitrofenolga nisbatan (97°C) uning molekulasida vodorod bog'lanish hisobiga assostilangan bo'ladi: ($\text{O}_2\text{N}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{OH} \dots \text{O}_2\text{N}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{OH}$)

Bularda kuchli vodorod bog' hosil bo'lishiga sabab σ , σ^{+1} , σ^* va bog'lar bo'ladi. Vodorod bog' hosil qilishda suyuqliklar yuqori temperaturada qaynaydi. Agar erituvchi bilan vodorod bog' hosil qiladigan moddaning bir - biriga tortishishi qanchalik yuqori bo'lsa, uning eruvchanligi shuncha oshadi. Shunday qilib, elektromanfiyligi katta bo'lgan element atomi bilan vodorod atomi orasida vujudga keladigan ikkinchi darajali kimyoviy bog'lanish vodorod bog'lanish deyiladi. Vodorod bog'lanishning barqarorligi 5–8 kkal/mol bo'lsa, kimyoviy bog'lanishning asosiy turlarining mustahkamligi 20 – 230 kkal/ molga teng bo'ladi. Molekulararo tortishish kuchlarining mustahkamligi kichik 0,02 – 2,0 kkal/mol bo'ladi. Murakkab moddalarda kimyoviy bog'lanishning bir necha turlarini uchratishimiz mumkin.

Mas: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, da $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ ion va SO_4^{2-} ion orasida kuchli ionli bog'lanish, Cu^{2+} ion bilan 4 ta H_2O molekulasida donor – akseptor bog'lanish, bir molekula suv bilan $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ orasida vodorod bog'lanish mavjud.

Qutbli va qutbsiz molekular

Elektromanfiyligi bir xil bo'lgan atomlar o'zaro ta'sirlashib kovalent bog'lanish hosil qilganda, molekuladagi umumiy juft elektron atomning o'rtasiga joylashadi. Bunday molekular qutbsiz molekula deyiladi. Bunday molekularada musbat va manfiy zaryadlarning markazi bir nuqtada bo'ladi. Elektromanfiyligi har xil bo'lgan atomlar o'zaro ta'sir etib, kovalent bog'lanish hosil qilishda molekuladagi umumiy juft elektron elektromanfiyligi qattaroq bo'lgan element atomi tomonga siljigan bo'ladi. Natijada hosil bo'lgan molekulada musbat va manfiy zaryadlarning markazi bir nuqtada bo'lmaydi, ya'ni siljish yuzaga keladi. Molekulada ikki qutb hosil bo'ladi: molekulaning bir qismi musbat zaryadga, ikkinchi qismi esa manfiy zaryadga ega bo'lib qoladi. Ammo molekula elektroneytral bo'ladi. Chunki, molekulani tashkil qiluvchi atomlarning yadrosidagi musbat zaryadlar soni molekuladagi manfiy zaryadlar soniga tengdir. Manfiy va musbat zaryadlar markazi siljigan molekular qutbli molekular deyiladi.

Kattaligi jihatidan bir-biriga teng, ammo qarama-qarshi ishorali va bir-biridan ma'lum masofada joylashgan ikkita elektr zaryadli sistema dipol deb ataladi. Dipol uzunligi ℓ -ning elektron zaryadi e -ga ko'paytmasi dipol moment deyiladi: $\mu = \ell \cdot e$ (μ -molekulaning dipol momenti). Dipol momenti molekulaning qutblilik darajasini bildiradi. SGS sistemada dipol uzunligi taxminan molekula o'lchamiga, ya'ni 10-8 sm ga, elektronning zaryadi esa 4,8·10-10 elektrostatik birlikka (el. st. birlik)

teng ekanligini e'tiborga olsak, dipol momenti 10-18 ga teng bo'ladi. Elektrostatik birlik SM bilan o'lchanadi, 10-18 kattalik dipol momentining birligi deb qabul qilingan, u debay deb ataladi va D. harfi bilan belgilanadi. Molekulada bir necha qutbli bog'lar simmetrik joylashgan bo'lsa, zaryadlar bir-birini qoplashi natijasida molekula qutbsiz bo'lishi ham mumkin: $O=C=O$. *Qutblanish*. Atom, ion va molekulalarda tashqi elektr maydoni ta'sirida yuzaga keladigan o'zgarish qutblanish deyiladi. Elektr maydoni ta'sirida har qanday molekulada qutblanish vujudga keladi.

Qutbli molekulalardan tuzilgan moddalarning qutblanishi orientatsion qutblanish deyiladi. Orientatsion qutblanish faqat tashqi elektr maydoni ta'sirida emas, balki molekula va ionlar elektr maydonlarining bir-biriga ta'siri natijasida ham sodir bo'ladi (13 rasm). Ionlarning qutblanishi ularning zaryadi va radiusiga bog'liq. Odatda manfiy zaryadli ionlar ko'proq qutblanadi;

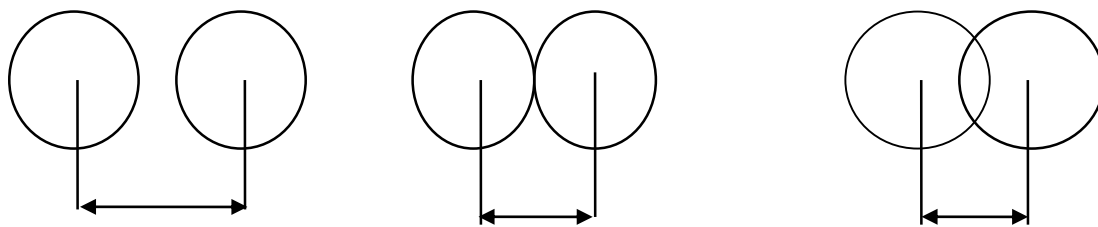
Ionning zaryadi qancha katta, radiusi qancha kichik bo'lsa, ion shuncha kuchli qutublanadi. Musbat ionlarning qutblanish ta'siri ularning zaryadiga to'g'ri va radiusiga teskari proporsional; zaryad qancha katta va radius kichik bo'lsa, qutblanish ta'siri shuncha kuchli bo'ladi.

Molekulalararo kuchlar. 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 dispertsion kuch deyiladi. Dispertsion 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 deb qarash mumkin. Bir molekulada vujudga kelgan mikrodipol qo'shni molekula mikrodipoli bilan o'zaro ta'sirlashib, tortilish kuchi namoyon qiladi. Bu 3 xil molekulalararo ta'sir etuvchi kuchlarga umumiy qilib Vander-vaals kuchlari degan nom berilgan.

Hozirgi zamonda kvant mexanika usullaridan kovalent bog'lanishni tushuntirish uchun valent bog'lanishlar usuli va molekulyar orbitallar usullari ishlatiladi. Valent bog'lanishlar usulini 1927 yilda Geytler va London (Germaniya) vodorod molekulasida elektronlar zichligi va energiyasini hisoblash yo'li bilan tushuntirishni taklif qildi. Ular N-N oralig'idagi masofa R ni o'zgaruvchan deb ikki elektron oralig'idagi potentsial energiyasini elektronlar funktsiya koeffitsienti sistemasi deb ikki elektronli to'lqin funktsiyasi φ - ni aniqlaydi. Bu tenglamani echishda sistemaning to'liq energiyasi E ni atomlar oralig'idagi masofaning funktsiyasi deb oladi. Bunda agar elektronlar parallel spinlardan iborat bo'lsa ular yaqinlashganda energiyasi oshadi, shuning uchun molekula hosil bo'lmaydi.

Agar qarama - qarshi spinlar bo'lsa energiya kamayib molekula hosil bo'ladi. Ular orasidagi masofa R_0 ga borganda energiya yana oshadi. Bu R_0 - vodorod molekulasidagi yadrolar orasidagi muvozanat masofasidir.

Bu ikki atomli molekulaga tadbiq qilib tushirishda valent bog'lanishlar usulini quyidagicha 2 prinstip orqali tushuntirish mumkin.



Birinchi prinstip: Lokallashgan elektron bulutlari bog'lanish hosil qiladi, atom orbitallar bir - birining ustini qoplaydi. Qarama - qarshi spinli elektron orbitallari bir - birini qoplaganda yadro orasidagi atom orbitallari orasida eng yuqori elektron bulut zichligi hosil bo'lib yadrolar tortishadigan zaryadlar hosil qiladi va sistema energiyasi kamayib bog' hosil bo'ladi.

Ikkinchi prinstip: Atom orbitallarining maksimal qoplanishi natijasida bog' hosil bo'lishi ya'ni, atom orbitallari qancha kuchli bir - birini qoplasa shuncha kuchli bog'lar hosil bo'ladi. Bog'dan qaysi atom boshqasini ko'proq qoplasa shu yo'nalish bo'ylab hosil bo'ladi.

Valent bog'lanishlar usulida ikkita mexanizm mavjud:

1. N_2 - molekulasi
2. $N + N \rightarrow N_2$
3. $2N - 1s$
4. $N : N$ elektron formulasi
5. $N - N$ struktura formulasi
6. Bunda zaryadlar teng taqsimlangan

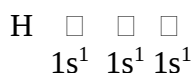
4. N $\uparrow$ 1s bo'lib, ikkala elektron ham teng
N $\uparrow$ 1s kuchli bo'ladi.

2. Atomlardan biridagi juft elektronlar hisobiga hosil bo'ladigan bog'lanishlar donor - akseptor bog'lanishlar deyiladi.

1. N₂
2. N⁺ + N⁻ → N₂
3. N⁺ 1S⁰ H⁻ 1S²
4. N⁺ □ akseptor
N⁻ □ donor
5. N : N umumiy juft elektron
6. N - N

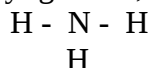
Ikkala mexanizm ham bir xil natija berdi.

1. N + 3H → NH₃ 4. H : N : H
2. N 2s²2p³ H
3H 1s¹
3. N 5. H - N - H
H



Demak, kompleks birikmalarda 2 elektronli bog'lanishni valent bog'lanish deyiladi.

N - kovalentligi 3 uni xloga nisbatan elektromanfiyligi -2,83, azotning nisbiy elektromanfiyligi esa 3,0 ga teng.



Elektromanfiy zaryad yig'indisi nolga teng. Kamchiligi valent bog'lanishlar usuli N₂ hosil bo'lishi, O₂ paramagnit xossasini XeF₆, XeOF₄, XeO₃ larda qanday bog' hosil bo'lishini tushuntira olmaydi. Valent bog'lanishlar usulining asosiy hollari quyidagilardan iborat:

1. O'zaro birikuvchi atomlar orasidagi bog', tashqi elektron qavatdagi elektronlardan bir qismining umumiy elektron juftlari hosil qilishi natijasida yuzaga keladi. Bunda elektronning spinlari antiparallel ($\uparrow\downarrow$) bo'lishi kerak va bunday elektronning bulutlari bir - birini qoplab, o'zaro birikuvchi atomlar yadrolari orasidagi fazoda taqsimlanadi.

2. O'zaro birikuvchi 2 atom maydonida juftlashmagan umumiy elektronlar zichligi lokallangan, ya'ni elektronlarning bulutlari bir - birini qoplagan bo'lishi kerak. Bu atomlarni biriktiruvchi (bog'lovchi) elektron juftlari miqdori, kimyoviy bog'lanishni miqdor birligini yoki uning valentligini bildiradi.

3. O'zaro birikuvchi atomlarning orasida elektron juftning hosil bo'lishida faqat juftlanmagan, bitta yacheykani egallagan toq elektronlarga ishtirok etadi. Bog'lanishda ishtirok etmay qoladigan juft elektronlar - ajralmaydigan (ajralmas) juft deyiladi.

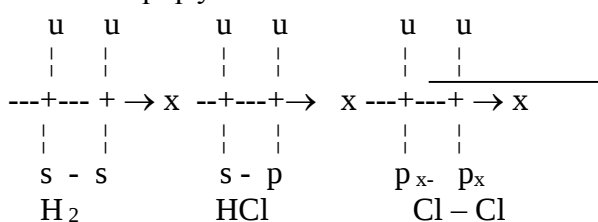
4. 2 atomning toq elektronlari o'zaro bog'lanib elektron juft hosil qilishlari uchun ularning spinlari qarama - qarshi zaryadga ega bo'lishi kerak, yoki elektronlar spinlari albatta antiparallel ($\uparrow\downarrow$) bo'lishi kerak.

σ , π va δ - bog'lanish.

Lokallashgan elektron bulutlarining valent bog'lanishlar usuli bir qavatli bog'lanish deb elektron juft hisobiga bog'langan bog'lanishlarga aytiladi. N₂, NSI, F₂ bunda doimo σ - bog'lanish bo'ladi.

σ - bog'lanish deb - bog'lanish chizig'i orqali bironta ham tekislik o'tmaydigan kimyoviy bog'lanishlarga aytiladi. Koordinatlardan biri - aloqa chizig'i deb ataymiz.

Mas: x - o'qi qaysi atom orbitalari orasida σ - bog' hosil bo'ladi.



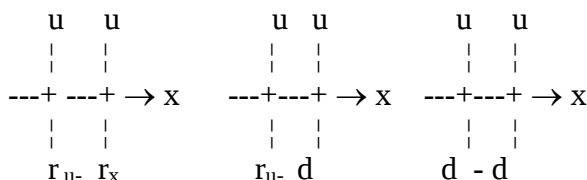
Bunda tekislikning yuqorisida + + pastida + - qoplanish bo'ladi.

s - p_y shuning uchun, umumiy qoplanish ayirmasi nolga teng bo'lishi uchun s - p_y urnida σ - bog'lanish bo'lmaydi. σ - bog'lanish molekula strukturasi o'rganishda katta ahamiyatga ega. σ - bog'lanishning yo'nalishini valent burchaklari ko'rsatadi.

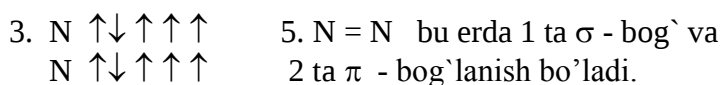
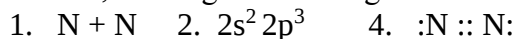
Agar kimyoviy bog'lanish bittadan ortiqcha juft elektron bilan bog'lansa ularga qo'sh bog' deyiladi.

Bog'lanish tartibi esa - bog' hosil qilgan umumiy elektronlar soni bilan ifodalanadi. Bog'lanish qo'sh bog', uchlamchi bog' va yuqori bo'ladi. Albatta 1 si δ - bog', π - bog' va ba'zi vaqtlarda δ - bog'lanish bo'ladi.

π - bog'lanish deb - bog'lanish chizig'i orqali bir tekislik tuguni o'tishi bilan bo'ladigan bog'lanishga aytiladi.

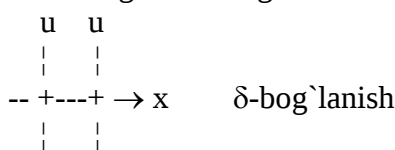


Demak, π - bog'lanish bo'lganda elektron bulutlarning qoplanishi asosiy tekislikdan o'tadi.



Bulardan tashqari δ - bog' bilan bunday bog'lanish chizig'idan 2 ta tekislik tuguni o'tadi. Demak, faqat d orbitalar hosil qiladi bu klaster deb nomlanadi, ya'ni tarkibida 2 ta metall atomi bo'lgan va ular o'zaro bir - biri bilan valent elektron bog'lanishlariga aytiladi. Mas: Re₂Cl₈²⁻ da Re = Re

1-δ 2- π 3-δ bog' bilan bog'lanadi.

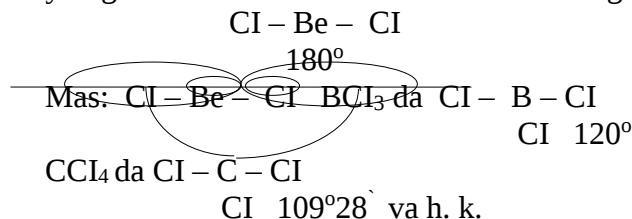


Gibridlanish nazariyasi.

Odatda atomlar kimyoviy bog'lanishlarda har xil energetik pag'onadagi elektronlar qatnashadi.

Masalan: Be - 2s¹2p¹, B - 2s¹2p², C - 2s¹2p³

Bog'lanish hosil bo'lishida bir vaqtning o'zida ham s, ham p elektronlar ishtirok etadi. Bunday vaqtda dastlabki elektronlar buluti shakllari o'zaro o'zgarib, yangi boshqa shakldagi elektron bulut hosil qiladi. Kimyoviy bog'lanishda har xil elektron orbitalar ishtirok etishiga qaramay, teng kuchli, simmetrik shaklga ega bo'lgan molekulalar hosil bo'ladi. Bunda hosil bo'lgan bog'lar alohida olingan oddiy bog'lardan mustahkam bo'ladi. Bu xodisaga **gibridlanish hodisasi** deyiladi.

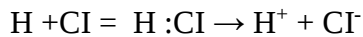


Bu erda nima sababdan har xil holatli elektron orbitalaridan, teng qiymatli bog' hosil bo'ladi degan haqiqiy savol tug'iladi? Bu qarama - qarshilikni elektron orbitalarining gibridlanish nazariyasi bartaraf qildi. Bu nazariyaga muvofiq turli orbitallarga mansub elektronlar ishtirokida kimyoviy bog'lanish yuzaga chiqishida bu elektronlarning bulutlari bir - biriga ta'sir ko'rsatib, o'z shakllarini o'zgartiradi, natijada turli orbitallarning o'zaro qo'shilishi maxsuloti gibridlangan orbitalar hosil bo'ladi.

Gibridlanish paytida boshlang'ich orbitalar energiyasi bilan, orbital shakllari o'zaro ta'sir natijasida o'zgarib, bir xil energiyali, bir xil shaklli yangi orbitalar hosil bo'ladi. Bu orbitallarga gibridlangan orbitalar deyiladi.

NH₃ da HNH -3p bog' hisobiga 90° burchak hosil bo'lishi kerak, lekin 107° burchak hosil bo'ladi, chunki bog'lanish p - p emas, balki sp³ - gibridlanish hisobiga vujudga keladi. HOH da esa 90° li burchak o'rniga 104°5' ni hosil qiladi, bu erda sp³ -gibridlanish hosil bo'lishi bilan tushuntiriladi. Gibridlanishning barqaror bo'lishi ularning energetik yaqinligiga va gibridlangan bulutlarning

zichligiga bog'liq. Atomlar orasida doimo ozmi - ko'pmi qutbli bo'ladi. Bu qutblanish natijasida bog' uzilib simmetrik va antisimmetrik bo'lishi mumkin.



Molekulyar orbitallar nazariyasi.

Valent bog'lanishlar usuli, elektron orbitallarining gibridlanishi to'g'risidagi g'oyalar turli moddalarning tuzilishini, moddalarning molekulyar geometriyasini izohlab bersada, lekin ba'zi moddalarning tuzilishini izohlashda ko'pgina qiyinchiliklarga duch keladi. Ba'zi moddalarda elektron juftlari yordamisiz bog'lanishlarning yuzaga chiqishi aniqlandi. Mas: XIX asr oxirida Tomson vodorodni bambordimon qilib, molekulyar N_2^+ - oinini oldi va bu ionda faqat bitta elektron bordir. Bu zarrachada yadrolaaro masofa $1,06A^\circ$, uning bog'lanish energiyasi $64,17$ kkal. Ya'ni ancha barqaror zarracha. Bundan ikki yadro bir – biri bilan faqat birgina elektron orqali birika oladi, binobarin bir elektronli bog'lanishning amalga oshishi mumkin degan xulosa chiqadi.

Tekshirishlarning ko'rsatishicha faqat tarkibida toq elektronlar bo'lgan molekullargina magnitga tortiladi. O_2 qattiq holatda magnitga tortiladi, ammo valent bog'lanishlar nazariyasiga asosan O_2 – sida toq elektronlar bo'lmaydi. Demak, valent bog'lanish usuli kislorod molekulasining magnit xossasini izohlay olmaydi. Bu xodisani izohlaydigan, molekula hosil bo'lishida toq elektronlarni rolini ko'rsatadigan nazariya 1932 yilda Gund va Malliken tomonidan yaratildi va molekulyar orbitallar nazariyasi nomini oldi. Bu nazariyada har qaysi elektron molekulasidagi barcha yadro va ko'p markazli orbitallar ta'sirida bo'lishini e'tiborga oladi.

Molekulyar orbitallar nazariyasi bir necha variantlaridan eng qulayi atom orbitallarining chiziqli kombinastiya usulidir (a.o.ch.k.).

Bu usulda bir elektronning molekulyar to'lqin funkstiyasi – molekulani tashkil etgan atomlarning funkstiyalarini bir – biriga qo'shish va bir – biridan ayirish natijasida topiladi. Sistemada elektron harakati: $\varphi_+ = C_1(\varphi_a + \varphi_b)$ $\varphi_- = C_2(\varphi_a - \varphi_b)$ yoki $\varphi_{\pm} = S(\varphi_a \pm \varphi_b)$ funkstiyasi bilan ifodalanadi. S_1 va S_2 – koeffistientlar; φ_a va φ_b - ayni elektronning birinchi va ikkinchi yadroga oid funkstiyalari. φ_1 – simmetrik, φ_2 – antisimmetrik funkstiya deb ataladi.

Agar elektronning harakati antisimmetrik funkstiya bilan ifodalansa, u holda elektronning buluti yadrolar orasida zichlana olmaydi, yadrolar bir – biridan uzoqlashadi. Bu holda ikkita yadro va bitta elektron o'zaro birikib, molekula hosil qilmaydi. Xulosa: antisimmetrik funkstiya bilan ifodalanadigan orbitallar kimyoviy bog'lanishni yuzaga keltirmaydi, balki molekulani berqaror qilishga intiladi. Shuning uchun bunday orbitalga bo'shashtiruvchi orbital deyiladi.

Agar elektronning harakati simmetrik funkstiya bilan ifodalansa elektronning buluti yadrolar orasidagi joyda zich holatni egallaydi. Natijada yadrolar bir – biriga tortiladi va ular o'zaro birikadi. Bunday orbitalga bog'lovchi orbital deyiladi. Bog'lovchi molekulyar orbital hosil bo'lishi, yadrolar orasidagi elektron bulutning zichligini orttirib, kimyoviy bog'lanishni kuchaytiradi. Molekulaning barqarorligi uning tarkibidagi bo'shashtiruvchi va bog'lovchi elektron orbitallarning nisbiy miqdoriga bog'liq bo'ladi.

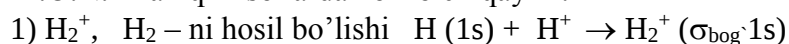
Masalan: Agar sistemada bitta bo'shashtiruvchi orbital hosil bo'lsa, u bitta bog'lovchi orbital ta'sirini yo'q qiladi. Atomda har qaysi elektron s, p, d, f –lar ifodalanadigan atom orbitallari xarakterlangani kabi, molekulada ham har qaysi elektron - σ , π , δ va ϑ kabi molekulyar orbitallar bilan ifodalanadi. Magnit kvant soni m ga o'xshash molekulyar kvant son λ kiritilgan. $\lambda = 0$ bo'lsa, bunday holat - σ holat deyiladi, bu holatni qabul qiladigan elektronlar soni 2 ga teng.

$\lambda = \pm 1$ bo'lganda π holatga ega bo'lamiz, bunday holatda 4 ta elektron bo'ladi. Agar $\lambda = \pm 2$ bo'lsa, δ holat bo'ladi va bunda ham 4 ta elektron bo'ladi. Molekulyar orbitallarning ham elektronlar bilan to'lib borishi xuddi atom orbitallaridagi kabi Pauli prinstipiga va Gund qoidasiga bo'ysinadi. M.O.N da bog'lanishni xarakterlash uchun «bog'lanish tartibi» (BT) tushunchasi kiritilgan «Bog'lovchi orbitallardagi elektronlar sonidan bo'shashtiruvchi orbitallardagi elektronlar sonini olib tashlab 2 ga nisbatiga bog'lanish tartibi deyiladi».

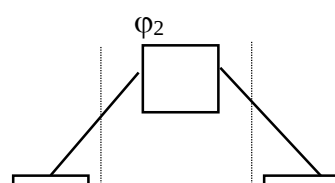
$$B.T. = \frac{e-\delta\sigma\sigma-e-\delta\gamma\gamma\gamma}{2}$$

H – ta atom orbitalidan N – ta molekulyar orbital hosil bo'ladi.

M.O.N. ni aniq misollarda ko'rib chiqaylik:

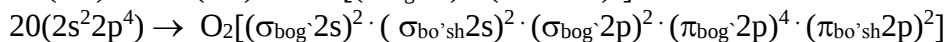
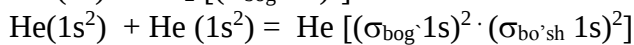
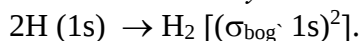


AO MO AO



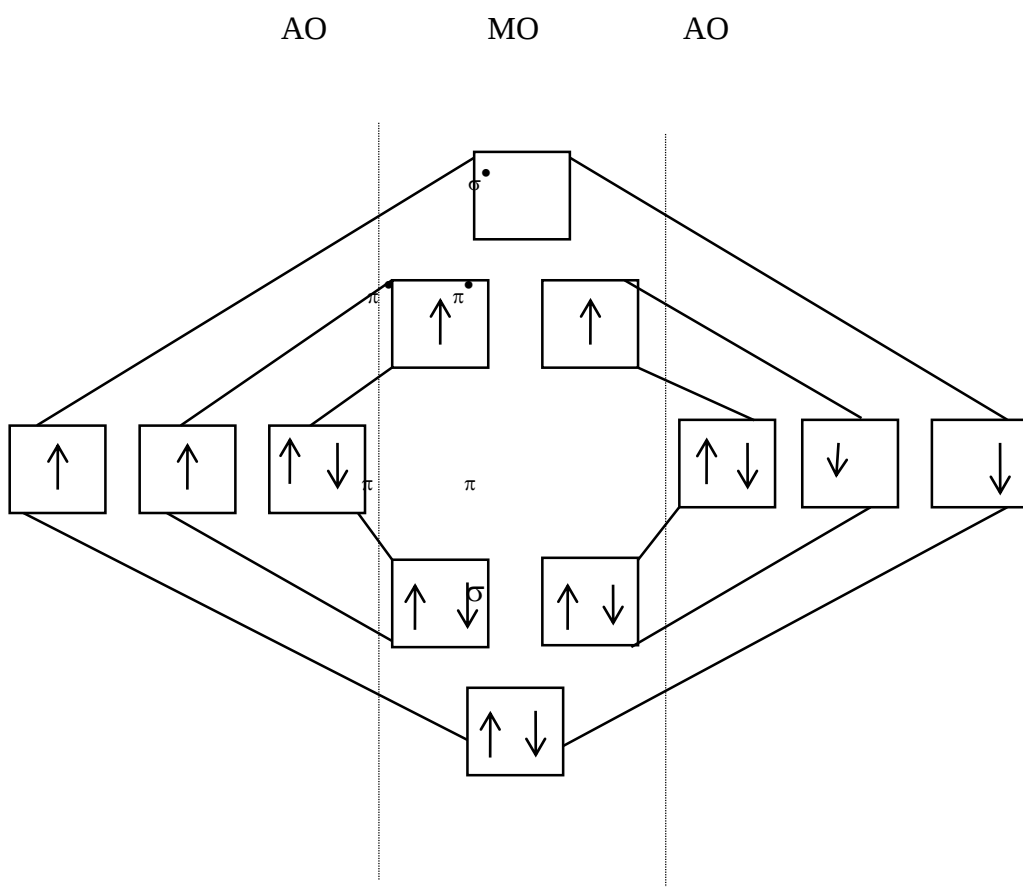
φ_1

H_2 molekulyar orbitallarining hosil bo'lishi.



$$B.T. = \frac{8-4}{2} = 2$$

Demak, kislorod molekulasining $\pi_{\text{bo'sh}} 2p$ – orbitalida faqat 2 ta elektron bor, vaholanki bu orbitalda 4 ta elektron bo'lishi kerak edi. Bu hol Pauli prinsipini va Gund qoidasiga ham zid emas. Shunday qilib, molekulyar orbitalar metodi, kislorod molekulasida 2 ta toq elektron borligini nazariy ravishda izohlab berdi. 2 ta toq elektron borligi sababli kislorod magnitga tortiladi, u paramagnit modda. Unda ortiqcha 4 ta bog'lovchi elektronlar bor (-rasm)



Kislorod molekulyar orbitallarining hosil bo'lishi.

Shunday qilib, molekulyar orbitalar usli yordami bilan yanada murakkab molekularlarning, hamda kompleks birikmalarning tuzilishlarini to'g'ri talqin qilish mumkin.

Mavzuni yorituvchi nazorat sovallari

1. Valentlik tushunchasi kim tomonidan fanga kiritilgan? Elementlar valentliklarining o'zgarishiga qarab necha xilga bo'linadi?
2. Ion nima? Ionlarning zaryadlari nimani bildiradi? Ion bog'lanish deb nimaga aytiladi? Ion bog'lanishning xossalari.
3. Oksidlanish darajasi? Valentlik bilan oksidlanish darajasi o'rtasida kandy o'xshashlik va farq bor?
4. Lyuis nazariyasini ta'riflang. Kovalent nima? Lengmyur nazariyasi.
5. Ionning oksidlanish darajasi deganda nimani tushunasiz?
6. Kimyoviy bog'lanish deb nimaga aytiladi?
7. Kovalent bog'lanish (qutbli va qutbsiz) deb nimaga aytiladi? Kovalent bog'lanishning to'yinuvchanligi va yo'naluvchanligi deganda nimani tushunasiz? Kovalent bog'lanishli birikmalarning

xossalari.

8. Gibrirlanish nazariyasini tushuntiring.

9. Molekulyar orbitalar nazarisini izohlang.

10. Vodorod bog'lanish. Misollar.

Moddalarning agregat holatlari

Kimyoviy moddalar muhitga bog'liq holda asosan uchta agregat holatda bo'ladi: 1) gaz holat; 2) suyuq holat; 3) qattiq holat. Moddalarning qaysi agregat holatda bo'lishlari ayni moddaning tabiatiga, temperaturaga va bosimga bog'liq.

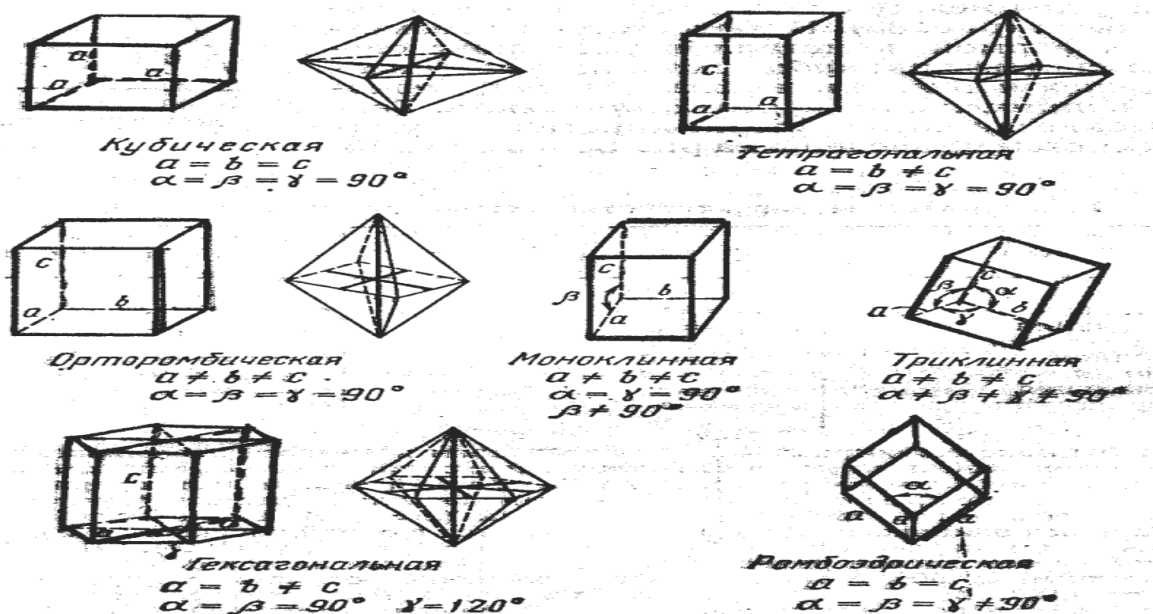
Gaz holat Agar modda gaz holatda bo'lsa, u ma'lum bir shaklga, hajmga ega bo'lmay uning zichligi, yopishqoqligi juda kam bo'lib, xoxlagancha hajmni to'ldirishi mumkin. Gazlarning xossalari o'rganish natijasida gazlarning kinetik nazariyasini kelib chiqishiga sabab bo'ldi. Bu nazariyaga ko'ra gazni tashkil qiluvchi atomlar yoki molekulalar har doim harakatda bo'ladi. Atom va molekulalar to'g'ri siniq chiziq bo'ylab harakatlanadi va shu harakatlanayotgan molekulalar idish devori bilan o'zaro to'qnashish natijasida o'zlarining harakatlanish yo'nalishlarini o'zgartiradi. Molekulalar va atomlar harakatlaganda har xil tezlikka ega bo'ladi. Engil gazlar molekulalari eng katta o'rtacha tezlikka egadir: vodorod molekulasini uchun o'rtacha tezlik 00C da 1698 sm/sek. Gaz molekulalarining idish devori bilan to'qnashishi bosimni hosil bo'lishiga sabab bo'ladi. *Ideal gaz*. Agar gaz molekulalarining o'zaro tortishish kuchlarini va molekulalarning hajmini e'tiborga olinmasa, u holda hajm bosim va temperatura o'rtasidagi bog'lanishni quyidagi formula bilan ifodalash mumkin: $PV=nRT$. Bu tenglamani ideal gazlar uchun Klapeyron-Mendeleev tenglamasi deyiladi. R-universal gaz doimiyliги. n-gazni kilomoli.

Real gaz. Real gaz ustida gap baror ekan, gazni tashkil qiluvchi molekulalarning o'zaro tortishish kuchlarini va molekulani hajmini e'tiborga olish zarur. O'zaro tortishish kuchlar shu gazning egallab turgan hajmning kvadratiga teskari proportsionaldir va uni Van-der-Vaals «a» harfi bilan belgilangan. Molekulalararo tortishish kuchi gazning siqilishiga olib keladi va buning natijasida gazning bosimini miqdorida oshiradi. Shuning uchun «V» hajmdagi real gazning bosimi ga tengdir. «a» gaz moddaning tabiatiga bog'liq. Bundan tashqari, gazni tashkil qiluvchi molekulalarning hajmini ham e'tiborga olish zarur, chunki real gaz molekulalari ma'lum hajmga ega. Shuning uchun gaz molekulalari «V» hajmda harakatlanmay, balki V-b hajmda harakatlanadi. Yuqorida aytilganlarni nazarda tutib, real gazlar uchun tenglamani quyidagicha yozish mumkin: . Bu tenglamani Van-der-Vaals tenglamasi deyiladi.

Moddalarning kristall va amorf xoslatlari. Qattiq moddalar oddiy sharoitda kristall va amorf holatda bo'ladi. Kristall moddalar qat'iy muayyan temperaturada suyuqlanadilar. Amorf holatdagi moddalarning aniq suyuqlanish nuqtasi yo'q; ular qizdirilganda asta sekin yumshaydi va suyuq yoki qovushqoq oquvchan holatga o'tadi. Amorf moddalarning ichki tuzilishi molekulalarining tartibsiz joylashganligi bilan kristall moddalardan farqlanadi. Moddalarning kristall holatida kristallni tashkil etuvchi zarrachalar (atom, molekula, ion) fazoda ma'lum tartibda joylashadi va ular kristall panjara, ya'ni fazoviy panjara hosil qiladi. Kristallda zarrachalarning joylashishi markazlari panjaraning tugunchalarida bo'ladi. Zarrachalar fazoda ma'lum tartibda joylashganligi tufayli ayrim moddalarning kristallari (monokristallar) ma'lum geometrik shaklni hosil qiladilar. Anizotropiya, ya'ni turli yo'nalishlarda xossalari (issiqlik o'tkazuvchanligi, elektr o'tkazuvchanligi, mexanik puxtaligi va boshqalar) bir xil bo'lmisligi kristallar uchun xos xususiyatdir. Kimyoviy tarkibi bir xil bo'lib kristall panjara tuzilishi har xil bo'lsa, polimorfizm hodisasi vujudga keladi. Bunday moddalar polimorf modifikatsiyalar deyiladi: olmos bilan grafit uglerodning polimorf modifikatsiyalari deyiladi. Kristall moddalarda izomorfizm hodisasi ham uchraydi. Agar kristall panjara tuzilishi bir xil bo'lib, kristall panjaralar tugunchalaridagi atom, ionlar har xil bo'lsa, izomorfizm hodisasi vujudga keladi. Kristallarning hammasini asosan 7 ta sistemaga bo'lish mumkin.

Har qanday kristall panjaraning muayyan qismi shu kristallda qonuniy ravishda takrorlanadi; bu qism kristallning elementar (katakchasi) yacheyka deyiladi. Ana shu elementar yacheykani xarakterlovchi parametrlari a,b,c dir. a,b,c-elementar katakcha tugunchalarida joylashgan zarrachalar (atom, ion, molekula) markazlari orasidagi eng qisqa masofani bildiradi. (14 rasm). α , β , γ - esa katakcha tugunchalarida eng yaqin joylashgan zarrachalarni markazlarini birlashtiruvchi to'g'ri chiziqlar orasidagi burchakni belgilaydi.

Kristall panjara tugunchalaridagi zarrachalarning turiga qarab, panjaralar to'rt turga bo'linadi:



1) ionli, 2) atomli, 3) molekuly, 4) metall kristall panjaralarga bo'linadi.

Bir turdagi moddaning kimyoviy tarkibi va (yoki) tuzilish jihatidan farq qiladigan 2-turdagi moddaga aylanish jarayoniga kimyoviy reaksiyalar deyiladi. Demak, kimyoviy reaksiya moddani aylanishi sodir bo'ladigan jarayon, bunda yangi xossaga ega bo'lgan yangi birikma hosil bo'ladi. Reaksiyaga kirishayotgan moddalarga dastlabki moddalar deyiladi. Reaksiya natijasida hosil bo'ladigan yangi birikmalarga reaksiya mahsulotlari deyiladi. Reaksiyada ishtirok etayotgan hamma moddalarga reaksiyaga kirishuvchi moddalar deyiladi.

Kimyoviy reaksiyaning mohiyati quyidagicha: atomlar va ionlar qayta taqsimlanadi yoki bu zarrachalarning almashinishi sodir bo'ladi, kimyoviy bog' qayta tuziladi (uzilish va kimyoviy bog'ning o'zgarishi, hosil bo'lishi), bunda odatda elektronlarning qayta taqsimlanishi sodir bo'ladi, energiya o'zgaradi (alohida moddalarning energiyalarining o'zgarishi sodir bo'ladi). Reaksiyalar ularda ishtirok etayotgan moddalarning stexiometrik nisbati, boshqa moddalarga aylanish darajasi, tezlik va muvozanat konstantalari, aktivlanish energiyalari, issiqlik effekti va h.k.zolar bilan ifodalanadi.

Kimyoviy reaksiyalarning o'tish sharoitlari. Kimyoviy reaksiyalarning o'tish sharoiti quyidagi parametrlar bilan tavsiflanadi: temperatura, bosim, konsentratsiya. Parametrlar ayni sharoitda moddaning xossasini ko'rsatadi. Agar dastlabki moddalar ma'lum holatlarda bo'lsa, kimyoviy reaksiyani amalga oshirish mumkin deyiladi. Hamma hollarda kimyoviy reaksiyalarning amalga oshishi uchun reaksiyaga kirishuvchi moddalar orasida tig'iz kontaktning mavjudligi hamda ularning zarrachalarining to'qnashishlari uchun katta yuza zarurdir.

Ushbu parametrlarning ma'nosi: temperatura ortganda hamma zarrachalarning o'rtacha kinetik energiyalari ortadi, bosim ortganda bosim

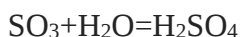
$$P = \frac{F}{S}$$

kuchining yuza birligi S bo'lgan qiymati ortadi, konsentratsiya ortsa; hamma massadagi, hajmdagi yoki modda miqdoridagi ayni moddaning ulushi (massasi, hajmi yoki modda miqdori) ortadi. Bu parametrlarning ortishi kimyoviy reaksiyani amalga oshirish uchun qulay sharoit tug'diradi.

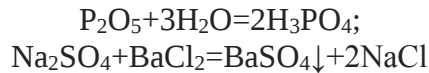
Kimyoviy tenglama – kimyoviy reaksiyalarni formulalar yordamida ifodalanishidir. Yoki kimyoviy tenglamalar, kimyoviy reaksiyalarning kimyoviy formulalar va son koeffitsientlari yordamida ifodasidir.

Reaksiyaning kimyoviy tenglamasi – bu sodir bo'lgan sifat va miqdor o'zgarishlaridan tasavvur beruvchi jarayonni yozish usulidir. Kimyoviy tenglamaning chap tomoniga dastlabki moddalar formulasi, o'ng tomoniga reaksiyadan keyingi mahsulotlar formulasi yoziladi. Formula oldidagi koeffitsient shunday tanlanadiki, natijada har bir element atomlari yig'indisi tenglamaning chap va o'ng tomonida bir xilda (teng) bo'ladi.

Masalan,



Bu yozuv quyidagi axborotlarni beradi: oltingurgut (VI) oksidi suv bilan birikib sulfat kislotani beradi. 1 mol oltingurgut (VI) oksidi 1 mol suv bilan birikib 1 mol sulfat kislota hosil qiladi. 80 g SO₃ 18 g suv bilan ta'sirlashib 98 g sulfat kislota hosil qiladi. Kimyoviy tenglama massalar ta'siri qonuni asosida tuziladi: reakstiya tenglamasi yozilganda tenglamaga qo'yiladigan koeffitsientlar eng kichik butun sonlar bo'lishi kerak. Reakstiya tenglamalarini ikki xil usulda yoziladi: -empirik formulalar yordamida:



Fizikaviy va kimyoviy xodisalar.

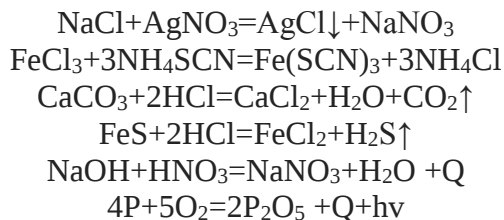
Vaqt o'tishi bilan moddalarda sodir bo'ladigan har qanday o'zgarishlarga hodisalar deyiladi. Shakllari, o'lchamlari, agregat holati, moddaning fazodagi holati yoki yadro tarkibining o'zgarishi hisobiga yangi moddaning hosil bo'lishi bilan sodir bo'ladigan hodisalarga fizikaviy hodisalar deyiladi.

Fizikaviy hodisalarda moddalarning tarkibi o'zgarishsiz qoladi. Muzning erishi, suvning qaynab bug'ga aylanishi yoki suvning muzlashi fizikaviy hodisalardir, chunki bunda suvning tarkibi o'zgarmaydi, agregat holati o'zgaradi xolos. Shisha qizdirilganda suyuqlanadi, lekin shishaligicha qoladi. Qog'ozni har qancha maydalamaylik, u boshqa moddaga aylanmaydi, shakli o'zgaradi xalos. Fizikaviy hodisalarga: qizdirish – sovutish; bug'latish - kondensastiyalanish; suyuqlanish – kristallanish; maydalanish; yadro reakstiyalari; elektr toki; mexanik harakat va h.k.lar misol bo'ladi. Fizikaviy hodisalardan turmushda keng foydalaniladi. Masalan, sutdan sariyog' olish, sanoatda ma'danlardan keraksiz moddalarni ajratish, sanoatda suv bug'i ener giyasidan foydalanish, yirik toshlardan mayda shag'al va qum tayyorlash, katta-katta marmar toshlardan marmar plitalari, marmar qumlarini tayyorlash fizikaviy o'zgarishlarning amaliy tatbig'idir.

Tabiatda shunday hodisalar sodir bo'ladiki, unda moddaning tarkibi va xossasi butunlay o'zgarib ketadi. Temirdan yasalgan buyumlar nam havoda zanglaydi, sut achiganda tarkibidagi moddalar o'zgaradi, sham yonganda alanga hosil bo'ladi, issiqlik ajraladi, SO₂ va suv bug'lari hosil bo'ladi va h.k.zo. Bunday hodisalar fizikaviy hodisalardan farqli kimyoviy hodisalardir. Bir moddaning boshqa bir moddaga aylanishi natijasida, dastlabki moddalar tarkibi, tuzilishi va xossalari bilan farq qiladigan hodisalar kimyoviy hodisalar deyiladi. Kimyoviy hodisalar natijasida, albatta moddalarning tarkiblarini o'zgarishi va yangi moddalarning hosil bo'lishi sodir bo'ladi. Shu sababli har qanday kimyoviy hodisani kimyoviy reakstiya yoki har qanday kimyoviy reakstiyani kimyoviy hodisa deyish mumkin. Kimyoviy hodisalarga: -oksidlanish; -yonish; -chirish; -zanglash; -achish; -izomerlanishlar misol bo'ladi. Kimyoviy hodisalardan (kimyoviy reakstiyalardan) amaliy faoliya timizda juda ko'p foydalanamiz: sanoatda rudalardan metallarni ajratib olish, mineral o'g'itlar, turli xil kimyoviy reakstiyalar olish, dori-darmonlar sintez qilish, sanoat korxonalari va uylarni qattiq, suyuq yoki gaz yoqilg'ilari hisobiga isitishda, domna jarayonida temir rudalardan cho'yan olish va h.k.lar kimyoviy hodisalar yoki kimyoviy reakstiyalarga asoslangan.

Kimyoviy reakstiyalarning belgilari.

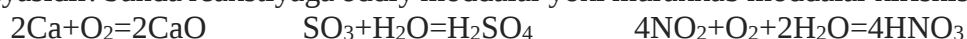
Biror hodisaning haqiqatan ham kimyoviy hodisa yoki kimyoviy reakstiya ekanligini quyidagi xarakterli belgilar bo'yicha aniqlanadi: - cho'kma hosil bo'lishi:



Bu belgilar reakstiya sodir bo'lganligini bildiruvchi tashqi alomatlardir. Kimyoviy reakstiyalarning klassifikastiyalari. Kimyoviy reakstiyalarning soni cheksizdir.

Kimyoviy reakstiyalarni u yoki bu tipga (turga) mansubligini aniqlash oson bo'lishi uchun ularni turli belgilari bo'yicha klassifikastiyalanadi. Dastlabki moddalar bilan sodir bo'ladigan o'zgarishlar va reakstiya mahsulotlari soni hamda tarkibi bo'yicha hamma reakstiyalar birikish, ajralish, o'rin olish va almashinish reakstiyalariga bo'linadilar.

Birikish reaksiyasi – ikki yoki bir necha moddalardan bitta yangi modda hosil bo'lish reakstiyasidir: bunda reakstiyaga oddiy moddalar yoki murakkab moddalar kirishishi mumkin; Masalan,



Ajralish reaksiyasi – bitta murakkab moddadan ikki yoki bir necha yangi moddalar hosil bo'lish reakstiyasidir.



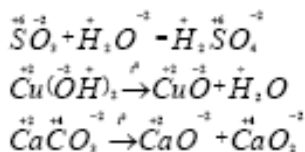
O'rin olish reaksiyasi – bu oddiy modda murakkab modda bilan ta'sirlashib, reaksiya natijasida murakkab modda molekulasidagi birorta element atomining o'rnini olish natijasida yangi oddiy va yangi murakkab moddalar hosil bo'lish reaksiyasidir.



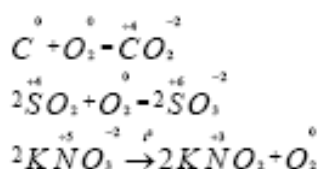
Almashinish reaksiyasi – bu ikkita murakkab moddalar o'zaro ta'sirlashib, tarkibiy qismlarini almashinishi natijasida ikkita yangi murakkab modda hosil bo'lish reaksiyasidir.



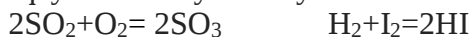
Boshqa turli turdagi klassifikastiyalar ham mavjud. Ta'sirlasha yotgan moddalardagi elementlarning oksidlanish darajalarining o'zgarishi bo'yicha hamma reaksiyalar ikkiga bo'linadi: -elementlarning oksidlanish darajalarini o'zgarishsiz boradigan reaksiyalar:



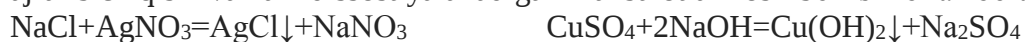
-elementlarning oksidlanish darajalarini o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar:



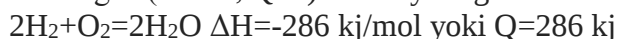
Bu tipdagi reaksiyalarga oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari deyiladi. O'z navbatida oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari ham bir qancha tiplarga bo'linadilar. Qaytarlik belgisi bo'yicha ham hamma reaksiyalar qaytar va qaytmas reaksiyalarga bo'linadi. Bir vaqtning o'zida ham to'g'ri, ham teskari tomonga boradigan reaksiyalarga qaytar reaksiyalar deyiladi.



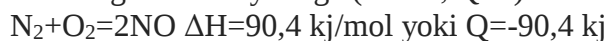
Reaksiya uchun olingan moddalarning hammasi batomom reaksiya mahsulotiga aylanishi bilan boradigan reaksiyalarga qaytmas reaksiya lar deyiladi. Bunday reaksiyalar cho'kma tushishi, gaz ajralib chiqishi va kam dissostiyalanadigan mahsulotlar hosil bo'lishi bilan boradi.



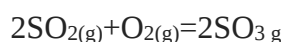
Qaytar reaksiyalar oxirigacha bormaydi, qaytmas reaksiyalar esa bir yo'nalishda va amalda oxirigacha boradi. Issiqlik effektlari bo'yicha ham reaksiyalar ekzotermik va endotermik reaksiyalarga bo'linadi. Issiqlik chiqishi bilan boradigan ($\Delta H < 0$, $Q > 0$) reaksiyalarga ekzotermik reaksiyalar deyiladi.



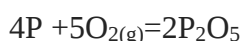
Issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiyalarga ($\Delta H > 0$, $Q < 0$) endotermik reaksiyalar deyiladi.



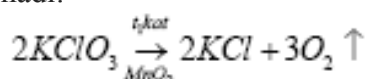
Aksariyat ko'pchilik birikish reaksiyalari ekzotermik bo'lsa, ajralish reaksiyalari endotermikdir. Reaksiyada ajralib chiqqan yoki yutilgan issiqlik miqdorini ko'rsatib yozilgan reaksiya tenglamalari termokimyoviy tenglamalar deyiladi. Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning agregat holatlari bo'yicha hamma reaksiyalar gomogen va geterogen reaksiyalarga bo'linadi. Reaksiya uchun olingan va reaksiya mahsulotlari bir xil agregat holda bo'lsa, gomogen reaksiyalar deyiladi. Bunday sistemalarda sirt chegaralanish bo'lmaydi, zarrachalar bir-biridan ajratilgan emas, ular butun birlikdan iborat.



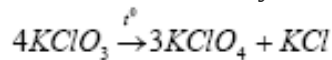
Reaksiyaga kirishayotgan moddalar va reaksiya mahsulotlari har xil agregat holatda bo'lsa, geterogen reaksiyalar deyiladi. Bularda ta'sir lashayotgan moddalar yuza sirtlar bilan chegaralangan bo'ladi:



Reaksiyada katalizator ishtirok etish yoki etmasligi bo'yicha ham hamma reaksiyalar katalitik va katalizatorsiz reaksiyalarga bo'linadi:

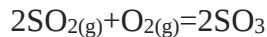


katalitik reaktsiya



katalizatorsiz reaktsiya

Har bir kimyoviy reaktsiya bir necha belgilari bo'yicha tavsiflanishi mumkin. Masalan, quyidagi reaktsiya:



birikish; endotermik; gomogen; katalitik; oksidlanish-qaytarilish; qaytar. Yuqorida ko'rib chiqqan klassifikatsiyalardan tashqari boshqacha klassifikatsiyalar ham mavjud, ular bilan kimyoni chuqur o'rganish jarayonida tanishiladi.

Reaktsiya unumi yoki mahsulot unumi.

Amalda hamma kimyoviy reaktsiyalarda olingan reaktsiya mahsulotlari massasi, dastlabki moddalar massalariga teng bo'lmaydi. Uskunalar va texnologik jarayonlarning mukammal emasligi, tajribani bajaruvchining o'ta mohir emasligi natijalarida reaktsiya mahsulotlari miqdori hamisha tenglamalar bo'yicha hisoblangandagidan kam bo'ladi. Shu bilan bog'liq holda reaktsiya unumi yoki mahsulot unumi degan kattalik kiritilgan. Mahsulot unumi – amalda olingan mahsulot massa, miqdor yoki hajmda, reaktsiya tenglamasi bo'yicha hisoblangan (nazariy mumkin bo'lgan) massa, miqdor yoki hajmning qanday qismini tashkil qilishini ko'rsatadigan kattalikka aytiladi. Mahsulot unumi odatda birning qanday ulushida yoki foizlarda (%) ifodalanadi va η bilan belgilanadi:

$$\eta = \frac{m_{\text{amal}}}{m_{\text{naz}}}; \quad \eta = \frac{V_{\text{amal}}}{V_{\text{naz}}}; \quad \eta = \frac{\vartheta_{\text{amal}}}{\vartheta_{\text{naz}}};$$

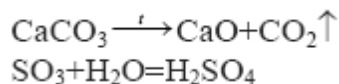
Foizlarda ifodalanganda topilgan qiymat 100 ga ko'paytiriladi yoki tenglamaga 100 qo'yiladi. Masalan biror reaktsiyada mahsulot unumi 0,75 (75%) ga teng bo'lsa, bu reaktsiyada 0,25 (25%) mahsulot yo'qolganini anglatadi.

Oksidlanish - qaytarilish reaktsiyalari Oksidlanish–qaytarilish reaktsiyalarining turlari. Oksidlovchilar va qaytaruvchilar.

Atom tuzilishi nuqtai-nazaridan barcha kimyoviy reaktsiyalarni tupga bo'lish mumkin:

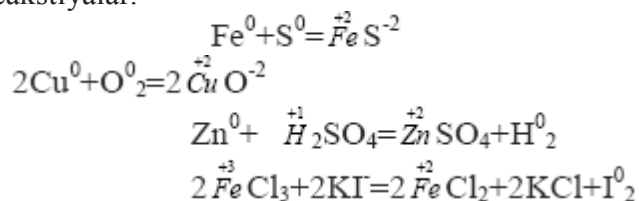
1. Reaktsiya natijasida elektronlar bir atomdan boshqasiga o'tmaganligi yoki elektronlar jufti siljimaganligi uchun, reaktsiyaga kirishuvchi moddalarning tarkibidagi elementlarning oksidlanish darajalari o'zgarmasdan boradigan reaktsiyalar.

Masalan: $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$



Ushbu reaktsiyalarda ishtirok etayotgan moddalarda birorta ham elementning oksidlanish darajalari o'zgarmagan.

2. Reaktsiya jarayonida elektronlar bir atomdan boshqasiga o'tishi yoki elektron juftlarining siljishi natijasida reaktsiyaga kirishuvchi moddalarning tarkibidagi elementlarning oksidlanish darajalari o'zgarishi bilan boradigan reaktsiyalar.



Ikkinchi tipdagi reaktsiyalarga yoki reaktsiyaga kirishayotgan molekularlar tarkibiga kiradigan elementlarning oksidlanish darajalarini o'zgarishi bilan boradigan reaktsiyalarga oksidlanish-qaytarilish reaktsiyalari deyiladi. Kimyoviy reaktsiyalar orasida oksidlanish-qaytarilish reaktsiyalari eng ko'p tarqalgan reaktsiyalar qatoriga kiradi.

Nafas olish, fotosintez, modda almashinish va qator biologik hamda kimyoviy jarayonlar asosida oksidlanish-qaytarilish reaktsiyalari yotadi. Sanoatda oksidlanish-qaytarilish reaktsiyalarining ahamiyati juda katta. Hamma metallurgiya sanoati oksidlanish-qaytarilish reaktsiyalariga asoslangan bo'lib, ularning borishida tabiiy birikmalardan metallar ajratib olinadi. Oksidlanish-qaytarilish reaktsiyalarining nazariyalariga tegishli asosiy hollarni ko'raylik.

Savol va topshiriqlar.

1. Ideal gaz holatini ta'riflang va Klapayron-Mendeleev tenglamasini yozing.
2. Real gaz holatini ta'riflang va Van-der-Vaals tenglamasini yozing.
3. Real gazning suyuqlanish (SO_2) izotermasini chizing
4. Gazning kritiq temperatura nuqtasi deb nimaga aytiladi?
5. Moddaning amorf holatini ta'rifini bering.
6. Moddaning kristall holatini ta'riflab bering.
7. Ionli, atomli va molekulyar kristall panjaralar bir-biridan nima bilan farqlanadi.
8. Amorf va kristall moddalar suyuqlanish temperaturasida nima bilan farqlanadi?