

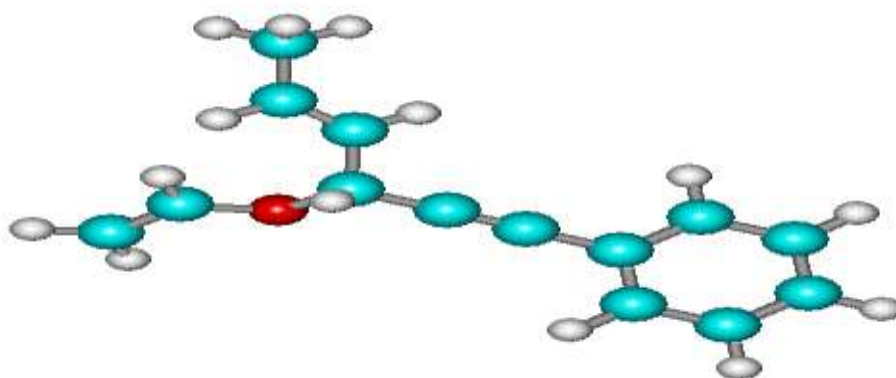
O‘ZBEKISTON RESPUBLIKASI OLIY VA O‘RTA MAXSUS TA‘LIM VAZIRLIGI

TERMIZ DAVLAT UNIVERSITETI

**TEXNIKA VA KIMYO FAKULTETI
UMUMIY KIMYO KAFEDRASI**

“Modda tuzilishi” FANIDAN

MA‘RUZALAR MATNI



Tuzuvchi: katta o‘qituvchi Kenjayev D.R.

Termiz-2014

**«Modda tuzilishi» fanidan kimyo ta'lim yo'nalishlari uchun
tanlangan ma'ruza mavzulari va ularga ajratilgan soatlar**

№	Ma'ruza mavzulari	soatlar
1	Kirish. Modda tuzilishi fanining maqsad va vazifalari	2
2	. Modda tuzilishi fanini o'qitishdagi zamonaviy axborot va tenologiyalar	2
3	Atom – molekulyar ta'limot. Materiya va uning diskret tuzilishi.	2
4	Atom yadrosining tuzilishi to'g'risidagi hozirgi zamon ta'limlari.	2
5	Moddalarning agregat va fazoviy holatlari	2
6	Moddalardagi kimyoviy bog'lanishlarning turlari	2
7	Molekulaning fazoviy tuzilishi	2
8	Atom orbitallarning gibridlanishi va ularning turlari	2
9	Molekulyar orbitallar metodi	2
10	Koordinatsion birikmalarning konfiguratsiyalari	2
11	Molekulaning geometrik tuzilishi va uning simmetriya elementlari	2
12	Ichki molekulyar aylanish va konformatsiyalar	2
13	Molekulaning elektr xususiyatlari	2
14	Molekulalarning tashqi elektr maydonidagi qutublanuvchanligi	2
15	Molekulyar refraksiya va uning hisoblash usullari	2
16	Molekulalarning magnit xususiyatlari	2
17	YEPR va YAMR spektrlari asosida modda tuzilishini aniqlash	2
18	Molekulalararo ta'sir. Van-der-valls kuchlari	2
Jami:		36

1-ma'ruza: MODDA TUZILISHI FANINING MAQSAD VA VAZIFALARI

Reja

- 1. Modda tuzilishi fanining maqsadi.**
- 2. Modda tuzilishi fanining boshqa fanlar bilan bog'liqligi.**
- 3. Modda tuzilishi fanining vazifalari va ahamiyati.**

Kimyo fanining o'rganish metodlarining kimyoviy xususiyatlarini o'rganish demakdir. Kimyoviy jarayon xossalari ma'lum bo'lgan moddalardan xossalari aksariyat hollarda noma'lum bo'lgan yangi moddalarni olish demakdir. Ikkala holda ham boshlang'ich va yangidan hosil bo'lgan moddalarni to'liq karakterlash (identifikatsiya) qilish uchun ularni kimyoviy va ayniqsa hozirgi zamon fizik –kimyoviy usullar yordamida tekshirish kerak bo'ladi. Ma'lumki kimyoda “tartib – tuzilish va xossa” uchburchagining aniq bo'lishi hal qiluvchi rol o'ynaydi.

Shuning uchun “Modda tuzilishi” kursi uzoq vaqtlar davomida fizikaviy kimyo kursining boshlang'ich va eng asosiy qismlaridan biri bo'lib xisoblanib keldi. Ammo keyingi paytlarda atomlar, molekular, kristall va polimer moddalarga tegishli ma'lumotlarning ko'payganligi va va modda tuzilishini o'rganoishning turli –tuman usullari yaratilganligi tufayli va bu ma'lumotlar kimyoning hamma sohalarida bab –barobar ishlatilayotganligi uchun “Modda tuzilishi” universitetlarda alohida fan sifatida o'qitila boshlanadi.

Modda tuzilishi to'g'risidagi ta'limot hozirgi zamon tariiy fanlaridan eng murakkabi deyilsa mubolag'a bo'lmasa kerak. Bu ta'limot amalda fizika fanining barcha yutuqlaridan va ulkan matematik apparatidan foydalaniladi. Har bir usul modda tuzilishini o'rganishda albatta “qurol” sifatida qo'llaniladi.

Bu usullarni sanab o'tamiz: rentgenografiya, elektronografiya, massnektrometriya, optik spektroskopiya, neytronografiya, dielkometriya, refraktrometriya, electron paramagnet remonens, yadro paramagnet rezonans va boshqalar.

Modda tuzilishi to'g'risidagi ta'limot kimyo fani bilan bir vaqtda maydonga keldi. Olimlar moddalarni faqatgina ,bir biridan farq qilish yoki tabiiy materiallar tarkibidan ajratib olish bilangina cheklanib qolmasdan ularning tarkibi, tuzilishi va xossalarini aniqlash va o'rganishga doimo katta e'tibor berib kelganlar. Olingan ma'lumotlarni umumlashtirish, o'zaro taqqoslash, moddalarning tarkibi va tuzilishiga qarab tug'dirdi. Ularning qo'llash sohalarini aniqlashda, ekologik muammolarni hal qilishda zararsizlashtirish usullarini ilmiy asosda tanlash imkoniyatini berdi.

Moddalarning tuzilishi ularning tashqi muhit bilan ta'sirlanish karakterini belgilaydi va bunday bog'liqlikdan moddalarni tekshirishda foydalanamiz. Tashqi ta'sirga nisbatan indifferent (befarq) bo'lgan moddalarni tekshirish usullari doirasi birmuncha kichrayadi va masalaga ijobiy javob berish anchagina murakkablashadi.

Modda tuzilishini o'rganish vaqtida biz uning diskretligidan kelib chiqamiz. Modda materiyaning ikki hil yasash, mavjud bo'lish shaklidan bittasidir. Materiyaning yashash shaklining uchinchi maydondir. Modda tinchlik massasiga ega va u lektonlar, adronlar kabi mikrozarachalardan iborat. Ko'p sonli mikrozarachalardan turli ma'lum qonuniyatlar asosida moddalar, jismlar ya'ni makrosistemalar paydo bo'ladi.

Maydonni tashkil qiluvchi zarrachalar masalan fotonlar tinchlik massasiga ega emaslar. Ular vakumda yorug'lik texligi $C=300000$ km/c ga teng tezlik bilan harakat qiladilar. Modda bor joyda maydon bo'ladi. Moddalarni birinchi navbatda kimyo fani o'rgatsa, maydonlarni fizika fani o'rgatadi. Modda bilan maydon bir biriga o'tishi mumkin. Masalan elektron bilan o'zaro qo'shilib ikkita kvant xosil qiladi. Bu hodisa atom kasida “agnigilyatsiya” termini bilan ma'lum. Ma'lum sharoitlarda aksinch ikkita kvant asosida elektron va positron hosil bo'lishi mumkin; bu hodisaga juft hosil bo'lish deyiladi.

Shunday qilib “Modda tuzilishi” kursning predmeti atrofimizdagi materiyani o'rganish ekan, maqsadi esa tayyorlanadigan mutaxassislarni moddalarning tuzilishi, ularning o'ziga xos tomonlari, ularni tekshirishning hozirgi zamondagi ilg'or fizikaviy va fizik –kimyoviy usullar bilan tanishtirish va qurollantirish moddalarni rangga ega bo'lish yoki bo'lmaslik, erib dispers

sistemalar hosil qilish yoki qilmaslik, kimyoviy tuzilishi va kimyoviy va fizikaviy xossalari o'rtasidagi bog'lanishni aniqlab olingan natijalarni xalq xo'jaligida qo'llanishdan iborat.

2-ma'ruza: MODDA TUZILISHI FANINI O'QITISHDAGI ZAMONAVIY AXBOROT TEXNOLOGIYALAR

Reja:

- 1. Ta'limni isloh qilish va uni amalga oshirish.**
- 2. Ilg'or pedagogik texnologiyalar asosida kimyo ta'limining amalga oshirish.**
- 3. Modda tuzilishgi fanining ta'lim beruvchi funksiyasi.**

O'zbekiston Respublikasining «Ta'lim to'g'risida»gi Qonuni va «Kadrlar tayyorlash Milliy dasturi»da ta'limning barcha bosqichlarida islohotlar o'tkazish vazifasi belgilandi. Isloh qilishning eng muhim tomonlaridan biri o'quv-tarbiya jarayonini ilg'or pedagogik texnologiyalar bilan ta'minlashdir. Ta'limni isloh qilish va uni amalga oshirishdagi asosiy mas'uliyat professor-o'qituvchilar zimmasidadir. Shuning uchun yuqori malakali, xorijiy mamlakatlarning pedagoglari bilan raqobat qila oladigan va zamon talablariga javob beradigan g'oyaviy yetuk pedagog kadrlar tayyorlash va ularning kasbiy omilkorliklarini shakllantirish ta'limni isloh qilishda muhim ahamiyat kasb etadi. Chunki mamlakatimiz kelajagi bo'lgan yosh avlodga ta'lim va tarbiya berish kabi g'oyat ma'suliyatli ish o'qituvchiga yuklatilgan, yoshlar shaxsiyatini shakllantirish ham unga ishonib topshirilgan. Bunday vazifalarga loyiq bo'lish uchun o'qituvchi ham yuksak shaxsiyatga ega bo'lishi kerak.

Shuning uchun kimyo fani o'qituvchisi o'z fani bo'yicha yetuk mutaxassis va yuksak pedagogik mahorat egasi bo'lishi kerak. Lekin boshqa kimyogar mutaxassislari kabi faqat kimyoviy bilimlar va malaka, ko'nikmalarga ega bo'lishning o'zi kimyo o'qituvchisi kasbini belgilab bera olmaydi. Kimyoni yaxshi bilgan holda yomon o'qituvchi bo'lishi mumkin. O'quvchilarga bilim berish va ularni tarbiyalash uchun o'qituvchi bolalarni, ayniqsa, ularning o'sish davridagi psixologik xususiyatlarini yaxshi bilishi kerak, o'qitishning metodlarini egallashi zarur. O'qituvchi doimo o'z bilimini to'ldirib borishi, o'qitishning yangi metodlarini izlashi, o'quv-tarbiya jarayonini takomillashtirishi lozim. O'qituvchining shaxsiy va kasbiy sifatlari, uning egallashi lozim bo'lgan bilim va ko'nikmalar kimyo o'qituvchisi tayyorlash ta'lim standartlarida berilgan bo'lib, pedagogika universiteti va institutlari bitiruvchilari va amalda faoliyat ko'rsatayotgan o'qituvchi kadrlar ularga erishish uchun tinmay ijodiy izlanishda bo'lishi kerak.

Zamonaviy kimyo o'qituvchisi quyidagilarni bilishi kerak:

- a) kimyo o'qitish jarayonida uning ta'lim berish va tarbiyalash hamda o'quvchilarni rivojlantirish maqsadini;
- b) ta'lim muassasalarining DTS, o'quv rejasi, o'quv dasturlari, darsliklari va o'quv-metodik qo'llanmalarini;
- v) KO'Mning nazariy asoslari, jumladan, o'qitish metodlari, o'qitish natijalarini nazorat qilish, kimyo kabinetining o'quv jihozlari, laboratoriyada ishlashning xavfsizlik qoidalari, kimyoviy eksperiment texnikasi va metodikasi, kimyoviy reaktivlarning xossalari va ularni saqlash qoidalari, o'qitishning texnik vositalari va ulardan foydalanish usullarini;
- g) pedagogika va psixologiya fanlari asoslarini;
- d) mashq, masala va test topshiriqlarini yechish malakasiga ega bo'lishi.

O'qituvchining shaxsiy fazilatlari ham uning o'z kasbiy vazifasini ado etishida muhim o'rin tutadi. Uning ijodkorligi, tashabbuskorligi, izlanuvchanligi, yangilikka intiluvchanligi va ijtimoiy hayot bilan hamqadamligi o'z ishini yaxshi bajarishiga katta yordam beradi. Undan ilmiy tadqiqotchilik malakasiga ega bo'lish ham talab etiladi. Bu ko'nikma va malakalar ularning talabalik davrida pedagogik amaliyot vaqtida shakllantiriladi. Ular referat, kurs ishlari va bitiruv malakaviy ishlarini bajaradilar. Bitiruv ishlari ilmiy-metodik yangilik elementlariga ega bo'lishi kerak. Afsuski, hozirgi yozilayotgan bitiruv ishlarida referativ xarakter ustunlik qilib qolmoqda, ya'ni manbalarni ko'chirish asosida bajarish hollari uchramoqda.

Kimyo o'qitishning an'anaviy metodlari o'rniga interaktiv metodlar, jumladan, innovatsion va axborot texnologiyalari keng joriy qilinayotgan hozirgi davrda o'qituvchilarning bu metodlarni bilib olishlari ham talab etiladi.

Ma'lumki, o'qituvchi psixologik xususiyatlari turli bo'lgan bolalar bilan ish olib boradi, ularga ta'lim va tarbiya beradi. Bunda uning insonparvarlik va psixologik sifatlari namoyon bo'ladi. O'quvchilarning fikrlash qobiliyatlarini rivojlantirishning muhim omillaridan biri-ularning kimyoviy test, mashq va masalalar yechish malakalarini shakllantirish va rivojlantirishdir. Shu bois, o'qituvchidan o'z o'quvchilarini mantiqiy fikrlashga o'rgatish ham talab qilinadi.

O'qituvchining inson shaxsi bilan doimiy muloqot qilish faoliyati unda yuksak nutq madaniyatiga ega bo'lishni talab etadi. Og'zaki va yozma nutqi bekamu-ko'st bo'lgan o'qituvchining nufuzi, albatta, yuqori bo'ladi.

O'qitiladigan mavzularga oid respublikadagi kimyoviy tabiiy zaxiralar va ulardan mahsulotlar ishlab chiqarish bilan bog'liq ma'lumotlarni bayon etish orqali o'quvchilarni vatanga sadoqat ruhida tarbiyalash, ularning fanga bo'lgan qiziqishlarini orttirish va tabiatga ehtiyotkorona munosabatda bo'lish tuyg'usini hosil qilish.

Bilimlarni egallashda o'quvchilar faolligini ta'minlash va kimyoviy tafakkurni rivojlantirish.

Kimyoviy sanoat ishlab chiqarishining xalq xo'jaligidagi salmog'ini va ishlab chiqarish texnologiyalarini bayon etish orqali o'quvchilarda mehnat ta'limini shakllantiradi va kimyo kasbiga yo'naltirish masalalarini amalga oshiradi.

Ilg'or pedagogik texnologiyalar asosida kimyo ta'limining amalga oshirilishi-o'quvchilarni rivojlantiruvchi vosita ekanligi

Axborot va innovatsion texnologiyalarni dars samaradorligiga ta'sirini o'rganishga oid keyingi o'tkazilgan ilmiy pedagogik tadqiqotlar, nafaqat o'quvchilar tomonidan bilimlarni egallashning muhim omili ekanligi, balki o'quvchilarni rivojlantirishda ham muhim vositaga aylanib borayotganligini ko'rsatmoqda. Talabalarning rivojlanishida kimyoviy tajribalarni ular tomonidan mustaqil bajarilishi, masalalar yechish, ko'nikma va malakalarini hosil qilinishi, Anorganik va organik moddalar sinflari orasidagi genetik bog'lanishlar kabi umumlashtirishlarni talab darajada o'qitilishi muhim ahamiyat kasb etadi.

Rivojlantiruvchi o'qitishni amalga oshirish uchun o'quvchilarning mustaqil ta'limini amalga oshirish muhim ahamiyatga egadir. Lekin an'anaviy o'qitish metodlari bilan talabalarning mustaqil ta'limini amalga oshirish qiyin muommoga aylanib qoldi.

Keyingi yillarda innovatsion va axborot texnologiyasi asosida mustaqil ta'limni amalga oshirishga oid ilmiy metodik tadqiqotlar va ta'limni amalga oshirish tajribalari bu muommoni hal qilish mumkinligini ko'rsatmoqda. Masalan, innovatsion texnologiyaning «Aqliy hujum», «Pinbord», «Klaster», «Loyihalash» texnologiyalari asosida talabalarning mustaqil ta'limini amalga oshirishini qisqacha ko'rib chiqamiz. Masalan «Aqliy hujum» metodida mustaqil ta'limni amalga oshirish uchun modda tuzilishi fanidan, «Molekulyar orbitalar usuli» mavzusini talabalarga uyga vazifa qilib beriladi. Bu metodni amalga oshirish uchun talabalar berilgan mavzu yuzasidan bilimlarni mustaqil o'rganib kelishlari zarurdir. Mustaqil egallangan bilimlar asosida talabalar g'oyalar tayyorlaydilar. G'oyalar o'qituvchi tomonidan tuzib berilishi ham mumkin. Seminar va amaliy mashg'ulotda dars rejasi bo'yicha tuzilgan har bir g'oya talabalarga o'qib eshittiriladi. Masalan bir g'oyani guruh bo'yicha hal qilishda guruhdagi talabalar birin-ketin adabiyotlardan mustaqil tayyorlanib kelgan bilimlari asosida javob beradilar. Javoblarni guruhdagi ikki talaba yozib boradi. To'g'ri javoblar to'planadi, takrorlangan javoblar hisobga olinmaydi. Noto'g'ri javob uchun talabalar tanqid qilinmaydi. «Aqliy hujum» oxirida ularni tartibga solib talabalarga eshittiriladi.

O'zlashtirib kelish uchun berilgan mavzu bilimlarini talabalar tomonidan qanday o'zlashtirganliklarini nazorat qilish talabalarning g'oyani hal qilishlaridagi javoblariga ball qo'yish orqali aniqlanadi.

Modda tuzilishgi fanining ta'lim beruvchi funksiyasi:

Ushbu mavzuda moddiy olamdagi kimyoviy o'zgarishlar va dunyoning kimyoviy manzarasi haqida bilimlar beriladi. Kimyo o'qitishning ta'limiy vazifasi va uning meyoriy asoslari, kimyo

fani va o'quv predmeti, kimyo bo'yicha Davlat ta'lim standartlari (DTS) va o'quv rejasi, fan dasturi va darsliklari, kimyo fani va o'quv predmetining asosiy vazifalari bayon qilinadi.

3-ma'ruza: ATOM-MOLEKULAR TA'LIMOT. MATERIYA VA UNING DISKRET TUZILISHI

Reja:

- 1. Kimyoda atom- molekulyar ta'limot.**
- 2. Nisbiy atom va nisbiy molekulyar massalar.**
- 3. Mol. Molyar massa.**
- 4. Kimyoning asosiy qonunlari.**

Tayanch iboralar va tushunchalar.

Molekula, massa atom birligi, nisbiy atom massa, nisbiy molekulyar massa, mol, molyar massa, Avogadro doimiysi, daltonidlar, bertollidlar, kimyoviy ekvivalent, molyar xajm, gazlar zichligi.

Adabiyotlar: 1 va 2.

1. KIMYODA ATOM – MOLEKULAR TA'LIMOT.

XVIII asrning o'rtalarida M.V.Lomonosov qadimgi yunon faylasuflari Levkip va Demokritning «hamma moddalar juda mayda zarrachalar-atomlardan tuzilgan, hamda ular doimiy va uzluksiz harakatda bo'ladi, dunyoda sodir bo'ladigan barcha o'zgarishlar atomlarning birikishi yoki bir-biridan ajralishi natijasidir», - degan atomistik tasavvurini rivojlantirib, sistemaga soldi hamda kimyoga tatbiq etdi. Bu ta'limotning asosiy qoidalari «Matematik kimyo elementlari» (1741) nomli va boshqa ko'pgina asarlarida bayon qilingan. U ham o'z ta'limotiga barcha moddalar juda mayda zarrachalardan tuzilgan, degan fikrni asos qilib oldi va zarrachalarni ikki turga bo'ldi: atomlarni «elementlar» deb, molekulalarni esa «korpuskular» deb nomladi. Molekulalar hosil bo'lishida atomlar bir-biri bilan miqdoriy nisbatlarda birikadi. Molekulalarning xossalari faqat ularning tarkibiga kirgan atomlar sonigagina bog'lik bo'lmay, balki atomlarning molekulada joylashish tartibiga ham bog'likdir.

Lomonosov ta'limotining mohiyatini quyidagi qoidalar bilan bayon qilish mumkin:

1. Barcha moddalar «korpuskula» (molekula) lardan tarkib topgan, ular bir-biridan oraliq – fazo bilan ajralgandir va ular to'xtovsiz harakatda bo'ladi.
2. «Korpuskula» lar «element» (atom) lardan tarkib topgan. «Element» lar ham to'xtovsiz harakatda bo'ladi.
3. «Element» lar aniq massa va o'lchamga ega.
4. Oddiy moddalarning «korpuskula» lari bir xil elementlardan, murakkab moddalarning «korpuskula» lari turli elementlardan tuzilgan.

M.V.Lomonosovdan qariyb yarim asr keyin, ingliz olimi J.Dalton kimyo va fizika sohasida yig'ilgan tekshirish natijalarini atomistik ta'limot asosida talqin qildi; u 1808 yilda atomistik ta'limotni quyidagicha ta'rifladi:

- a) moddalar nixoyatda mayda zarrachalar – atomlardan tuzilgan, atom yanada kichikroq zarrachalarga bo'lina olmaydi;
- b) har qaysi kimyoviy element faqat o'ziga hos «oddiy» atomlardan tuzilgan bo'lib, bu atomlar boshqa element atomlaridan farq qiladi, har bir elementning atomi o'ziga hos massa va o'lchamga ega;
- v) kimyoviy reaksiya vaqtida turli elementlarning «oddiy» atomlari o'zaro aniq va o'zgarimas butun sonlar nisbatida birikib, «murakkab» atomlarni hosil qiladi

g) faqat boshqa – boshqa xossalarga ega bo'lgan atomlar o'zaro birika oladi, bir elementning atomlari hech qachon o'zaro kimyoviy reaksiyaga kirishmaydi. Ular faqat bir-biridan itariladi.

Dalton atomistik ta'limotga tayanib, kimyoning asosiy qonunlarini izohlab berdi. U kimyoviy element tushunchasiga aniq ta'rif berdi: «kimyoviy element bir xil xossalari bilan tavsiflanadigan atomlar turidir». Bundan tashqari, u «atom massa» (ya'ni atomning nisbiy massasi) tushunchasini kiritdi, vodorodning atom massasini shartli ravishda birga teng deb qabul qildi.

Dalton ta'limotida kamchiliklar borligi o'sha vaqtdayoq ma'lum bo'ldi. Dalton ta'limoti oddiy moddalarning molekulari bo'lishini inkor qildi. Undan tashqari Dalton murakkab moddalarning tuzilishini talqin qilishda hatoga yo'l qoyib, bir elementning bir atomi ikkinchi elementning fakat birgina atomi bilan birikadi, deb faraz qildi. Shunga asoslanib, Dalton suv formulasini NO, ammiaknikini NH, etilennikini SN shaklida ifodaladi. Dalton atom massa tushunchasi bilan «ekvivalent» tushunchasi orasidagi farqni ko'rmadi. Shuni ta'kidlab o'tish kerakki, Daltonning oddiy moddalarda molekular bo'lishini inkor etishi kimyoning keyingi rivojlanishiga halol berdi.

Kimyoda atom – molekulyar ta'limot faqat XIX asrning o'rtalaridagina uzil – kesil qaror topdi. Kimyogarlarning 1860 yilda Karlsrue shaxrida bo'lib o'tgan xalqaro anjumanida molekula va atom tushunchalarining ta'rif qabul qilindi. Hozir zamonaviy atom-molekulyar ta'limotni quyidagicha bayon qilish mumkin:

1. Moddaning kimyoviy jihatdan bo'linmaydigan eng kichik zarrachasi – atom deb ataladi. Bir turdagi atomlar «kimyoviy element» deyiladi.

2. Tabiatdagi moddalarning turli-tumanligi kimyoviy elementlar atomlarining o'zaro turlicha birikishi bilan izohlanadi.

3. Atomlar o'zaro birikib molekular hosil qila oladi. Molekula ayni modda tarkibini va kimyoviy xossalari ifodalovchi eng kichik zarrachadir. Molekularning o'zaro jipslashishi natijasida «molekulyar tuzilishi» moddalar hosil bo'ladi. Bu moddalarda molekulararo tortishuv kuchlari molekula tarkibidagi atomlararo tortishuv kuchlaridan kichik bo'lganligi sababli, molekulyar tuzilishli moddalar past temperaturada suyuklanadi va qaynaydi.

4. Atomlar o'zaro birikishi natijasida atomlar tuzilishiga ega bo'lgan moddalar hosil bo'lishi ham mumkin. Bu moddalar ko'p miqdordagi batartib o'rnashgan atomlardan iborat bo'lib, ularni «atom tuzilishli» moddalar deb ataladi. Ular (masalan, olmos va boshqalar) yuqori haroratlarda suyuklanadi.

5. Moddalar o'z tarkibi jihatidan oddiy va murakkab bo'lishi mumkin.

6. Molekula va atom uzluksiz harakatda bo'ladi.

7. Kimyoviy reaksiya vaqtida o'zaro ta'sirlashuvchi moddalar tarkibidagi atomlar qayta guruhlanishi natijasida yangi mahsulotlar hosil bo'ladi.

8. Atom kimyoviy elementning eng kichik zarrachasi bo'lib, shu elementning barcha kimyoviy xossalari o'zida mujassam qiladi.

2. NISBIY ATOM VA NISBIY MOLEKULAR MASSALAR

Eng yengil atom – vodorod atomi bo'lib, uning massasi $1,674 \cdot 10^{-27}$ kg ni; Yerda uchraydigan eng og'ir atom – uranniki – $3,952 \cdot 10^{-25}$ kg ni, kislorodniki – $2,667 \cdot 10^{-27}$ kg ni, uglerodniki esa – $1,993 \cdot 10^{-26}$ kg ni tashkil etadi. Hisoblashlarda, bunday sonlarni qo'llash noqulaydir. Shuning uchun kimyoda, fizikada va umuman hamma tabiatshunoslikda atom massalarining mutlaq emas balki, nisbiy qiymatlaridan foydalaniladi. 1961 yilda atom massasining birligi qilib uglerod izotopi ^{12}S atomi massasining 1/12 qismiga teng bo'lgan massa atom birligi (m.a.b.) qabul qilingan.

Ko'pchilik kimyoviy elementlarda massasi turlicha bo'lgan atomlar bo'ladi. Shu sababli: elementning tabiiy izotoplar tarkibidagi atomi o'rtacha massasining uglerod ^{12}S atom

massasining 1/12 qismiga nisbatiga teng kattalik kimyoviy elementning nisbiy atom massasi (A_r) deyiladi.

Elementlarning nisbiy atom massalari (uni «atom massa» deb atalsa ham bo'ldi) A_r bilan belgilanadi, bunda indeks r – inglizcha relative nisbiy so'zining bosh harfidir. $A_r(N)$, $A_r(O)$, $A_r(S)$ yozuvlar vodorodning nisbiy atom massasi, kislorodning nisbiy atom massasi va uglerodning nisbiy atom massasini bildiradi. Masalan,

$$A_r(N) = \frac{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ kg}} = 1,0079 ;$$

$$A_r(O) = \frac{2,667 \cdot 10^{-26} \text{ kg}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ kg}} = 15,9994;$$

Nisbiy atom massa – kimyoviy elementning asosiy karakteristikalaridan biridir. Atom massalarning hozirgi qiymatlari D.I. Mendeleevning elementlar davriy sistemasida berilgan.

Moddaning tabiiy izotoplar tarkibidagi molekulasini o'rtacha massasining uglerod atomi ^{12}S massasining 1/12 qismiga nisbatiga teng qiymat moddaning nisbiy molekulyar massasi M_r deyiladi.

Nisbiy molekulyar massa son jihatdan modda molekulasini tarkibiga kiradigan barcha atomlar nisbiy atom massalarining yig'indisiga teng. Uni moddaning formulasidan oson hisoblab topish mumkin. Masalan, $M_r(\text{N}_2\text{O})$ quyidagicha topiladi:

$$2 A_r(H) = 2 \cdot 1,00797 = 2,01594$$

$$A_r(O) = 1 \cdot 15,9994 = 15,9994$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,01534$$

Demak, suvning nisbiy molekulyar massasi 18,01534 ga yoki yaxlitlaganda 18 ga teng.

Nisbiy molekulyar massa berilgan modda molekulasining massasiga ^{12}S atomi massasining 1/12 qismidan necha marta katta ekanligini ko'rsatadi. Masalan, suvning molekulyar massasi 18 ga teng. Bu degan so'z, suv molekulasining massasi ^{12}S atom massasining 1/12 qismidan 18 marta katta demakdir. Nisbiy molekulyar massa ham – moddalarning asosiy karakteristikalaridan biridir.

2.3. MOL. MOLYAR MASSA.

Hamma kimyoviy hisoblarda muhim tushuncha bo'lib mol hisob qiladi. «Fizikaviy kattaliklar birliklari» Davlat standartida mol uchun quyidagi ta'rif berilgan: «Mol – bu moddaning 0,012 kg uglerod izotopi ^{12}S da nechta atom bo'lsa, tarkibida shuncha struktura birliklar (molekula, atom, ion, elektron va boshqalar) bo'ladigan miqdoridir.» Masalan, 1 mol uglerod (IV) – oksidi (SO_2) 1 mol SO_2 molekulasidan, 1 mol S atomlaridan 2 mol O atomlaridan, 22 mol elektronlardan 3 mol atom yadrolardan tarkiblangan; 1 mol natriy sulfid esa 1 mol Na_2SO_4 guruhidan, 2 mol Na^+ ionlaridan, 1 mol SO_4^{2-} ionlaridan tarkiblangan.

Bitta uglerod atomining massasini ($1,993 \cdot 10^{-26}$ kg) bilgan holda 0,012 kg ugleroddagi atomlar soni N_A ni hisoblab topish mumkin.

$$N_A = \frac{0,012 \text{ kg} / \text{mоль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ kg}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ g/mol}$$

Bu son Avogadro doimiysi deyiladi (belgisi N_A , o'lchovi g/mol) va istalgan moddaning bir molidagi struktura birliklari sonini ko'rsatadi.

Mollar hisobidagi modda miqdori massa proporsional bo'lmaydi, chunki ayni bir modda molekulari massalari hatto turli xil izotoplardan tarkib topganini hisobga olmaganda

ham, har xil energetikaviy holatlarida turli massaga ega bo'ladi. Shuning uchun modda miqdori – mol yangi birlik bo'lib, massadan farq qiladi.

Molyar massa – modda massasining moddaning miqdoriga nisbatiga teng kattalik.

Uning o'lchovi kg/mol yoki g/mol; odatda u M xarfi bilan belgilanadi.

Molekulaning massasini bilgan holda moddaning molyar massasini oson hisoblab topish mumkin. Masalan, agar suv molekulasining massasi $2,99 \cdot 10^{-26}$ kg ga teng bo'lsa, u holda molyar massasini $M_r(N_2O) = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ g/mol} = 0,018 \text{ kg/mol}$, ya'ni 18 g/mol bo'ladi. Umumiy holda moddaning g/mol da ifodalangan molyar massasi shu moddaning nisbiy atom yoki nisbiy molekulyar massasiga son jihatidan teng bo'ladi. Masalan, S, Fe, O₂, H₂O larning nisbiy atom va molekulyar massalari tegishlicha 12, 56, 32, 18 ga teng, ularning molyar massalari esa tegishlicha 12 g/mol, 56 g/mol, 32 g/mol, 18 g/mol bo'ladi.

Molekulyar massani molekulyar holatdagi moddalar uchun ham, atomar holatdagi moddalar uchun ham hisoblab topish mumkin. Masalan, vodorodning nisbiy molekulyar massasi $M_r(N_2) = 2$, moddaning struktura birliklari soni (N_A) bilan aniqlangan miqdori bir xil – 1 mol. Lekin molekulyar vodorodning molyar massasi esa 1 g/mol. Bir mol atom, molekula yoki ionlardagi zarrachalar soni Avogadro doimiysiga teng bo'ladi, masalan:

$$1 \text{ mol } ^{12}\text{S atomlari} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atom } ^{12}\text{S}$$

$$1 \text{ mol } N_2O \text{ molekulari} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molekula } N_2O$$

$$1 \text{ mol } SO_4^{2-} \text{ ionlari} = 6,02 \cdot 10^{23} SO_4^{2-} \text{ ionlari}$$

Massa bilan modda miqdori – har xil tushunchalardir. Massa kilogrammlarda

(grammlarda), modda miqdori esa – mollarda ifodalanadi. Moddaning massasi (m , g),

moddaning miqdori (n , mol) va molyar massa (M , g/mol) orasida oddiy nisbatlar bor:

$$m = nM$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$M = \frac{m}{n}$$

Shu formulalardan modda muayyan miqdorining massasini hisoblab topish, yoki

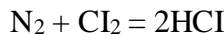
moddaning ma'lum massasidagi mollar sonini aniqlash yoxud moddaning molyar massasini oson topish mumkin.

MASSALAR SAQLANISH QONUNI.

Moddalar massasining saqlanish qonuni – kimyoning birinchi qonunidir. Bu qonunni dastlab 1748 yilda M.V.Lomonosov, keyin 1789 yilda frantsuz kimyogari Lavuaze mustaqil ravishda ta'riflab bergan. Qonunning hozirgi ta'rifi quyidagicha:

Kimyoviy reaksiyaga kirishadigan moddalarning massasi reaksiya natijasida hosil bo'ladigan moddalarning massasiga teng. Moddalar massasining saqlanish qonunini atom – molekulyar ta'limot nuqtai nazardan shunday izohlash mumkin: kimyoviy reaksiyalarda atomlar

yo'qolmaydi va yo'qdan vujudga kelishi mumkin emas; reaksiyagacha va reaksiyadan keyin atomlarning umumiy soni o'zgarishsiz qoladi. Masalan, vodorod bilan xlorning ikki atomli molekullari o'zaro ta'sir ettirilganda shuncha NCl molekulasini hosil bo'lishi kerakki, vodorod bilan xlor atomlarining soni ikkiga teng bo'lsin, ya'ni ikki molekula HCl hosil bo'lishi kerak:



Moddalar massasining saqlanish qonuni M.V.Lomonosov energiyaning (harakat miqdorining) saqlanish qonuni bilan bog'ladi. U bu qonunlarni birgalikda, tabiatning umumiy qonuni sifatida qaradi va quyidagicha ta'rifladi: «Tabiatdagi barcha o'zgarishlarning mohiyati shundan iboratki, bir jismdan qancha olinadi, boshqasiga shuncha qushiladi». Masalan, agar qaerda materiya bir oz kamaysa, boshqa joyda ko'payadi.

Katta miqdorda energiya ajralib chiqishi bilan sodir bo'ladigan jarayonlarda moddalar (masalan, radioaktiv moddalarning yemirilishi, atom hamda vodorod bombalarining portlashi) massasining saqlanish qonuniga emas balki materiyaning saqlanish qonuniga bo'ysunadi. Agar jarayonning issiqlik effekti Q bo'lsa, jarayon davomida modda massasining o'zgarishi Eynshteyn tenglamasi bilan ifodalanadi:

$$\Delta m = \frac{Q}{c^2}$$

bu yerda c^2 nihoyatda katta son ($9 \cdot 10^{16} \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}$) bo'lganligidan odatdagi reaksiyalarda massa o'zgarishi nihoyatda kichik bo'ladi va uni tarozi yordami bilan ham paykash qiyin.

Moddalar massasining saqlanish qonuni kimyoviy reaksiyalarning tenglamalarini tuzish uchun moddiy asos beradi. Unga asoslanib, kimyoviy tenglamalar boyicha hisoblashlar o'tkazish mumkin.

TARKIBNING DOIMIYLIK QONUNI.

Frantsuz kimyogari A.Lavuaze 1781 yilda SO_2 gazini 10 xil usul bilan hosil qildi va gaz tarkibidagi uglerod bilan kislorod massalari orasidagi nisbat 3 : 8 ekanligini aniqladi. Shundan keyin: har qanday kimyoviy toza birikmaning tashkil etuvchi elementlarning massalari o'zgarishsiz nisbatda bo'ladi, degan xulosa chiqarildi. Bu xulosa tarkibning doimiylik qonunidir. 20 yil davomida bu qonunning to'g'riligi barcha olimlar tomonidan e'tirof etib kelingan. Lekin 1803 yilda boshqa frantsuz olimi Bertolle qaytar reaksiyalarga oid tadqiqotlar asosida, kimyoviy reaksiya vaqtida hosil bo'ladigan birikmalarning miqdoriy tarkibi reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarning massa nisbatlariga bog'liq bo'ladi, degan xulosa chiqadi.

Frantsuz olimi J.L.Prust (1753-1826) Bertollening yuqoridagi xulosasiga qarshi chiqdi. U kimyoviy toza moddalarni puxta taxlil qildi: toza birikmalarning miqdoriy tarkibi bir xil bo'lishini o'zining juda ko'p analizlari bilan isbotladi. Prust bilan Bertolle orasidagi munozara 7 yil davom etdi. Bu kurash ikki falsafiy oqim ko'rashi bo'ldi. Prust falsafasi – uzluksizlik printsipti, Bertolle falsafasi – uzluksizlik printsipti nomi bilan yuritiladi. Ko'pchilik olimlar o'zlarining amaliy ishlari natijalari bilan Prust printsiptini tasdiqladilar. Natijada Prust g'olib chiqdi va 1809 yilda kimyoning asosiy qonunlaridan biri tarkibning doimiylik qonuni quyidagicha ta'rifladi: har qanday kimyoviy toza birikma, olinish usulidan qat'iy nazar, o'zgarishsiz miqdoriy tarkibga ega. Masalan, toza suv tarkibida 11,11 % vodorod va 88,89 % kislorod bo'lib, suv normal sharoitda 0° S da muzlaydi, 100° S da qaynaydi; uning 4° S dagi zichligi 1000 kg/m^3 yoki 1 g/cm^3 yoxud 1 g/ml^{-1} ga teng; u o'zgarishsiz elektr o'tkazuvchanlikka, o'zgarishsiz qovushoqlikka ega.

Kimyoning rivojlanishi shuni ko'rsatdiki, o'zgarishsiz tarkibli birikmalar bilan bir qatorda o'zgaruvchan tarkibli birikmalar ham bo'lar ekan. M. S. Kurnakovning taklifiga ko'ra o'zgarishsiz tarkibli birikmalar daltonidlar (ingliz kimyogari va fizigi Daltonni xotirasiga), o'zgaruvchan tarkibli birikmalar bertollidlar (shunday birikmalar borligini oldindan aytgan frantsuz kimyogari Bertolle xotirasiga) deb ataldi. Daltonidlarning tarkibi butun sonli stexiometrik indekslari bor oddiy formulalar bilan ifodalanadi, masalan, N_2O , N_2O_3 , SO_2 , CO_2 . Bertollidlarning tarkibi o'zgarib turadi va stexiometrik nisbatlarga muvofiq kelmaydi. Masalan, uran (VI) – oksidning

tarkibi odatda UO_3 formula bilan ifodalanadi. Haqiqatda esa uning tarkibi $UO_{2,5}$ dan UO_3 gacha bo'ladi va boshqalar.

Ўzgaruvchan tarkibli birikmalar borligi munosabati bilan tarkibning doimiylik qonunining ko'zigi ta'rifiga ayni kiritish kerak bo'ladi

Molekulyar strukturali, ya'ni molekulalardan tuzilgan birikmalarning tarkibi, olinish usulidan qat'iy nazar o'zgarmas bo'ladi. Nomolekulyar strukturali (atomli, ionli va metall panjarali) birikmalarning tarkibi esa o'zgarmas bo'lmaydi va olinish sharoitlariga bog'liq bo'ladi.

EKVIVALENTLAR QONUNI.

Kimyoviy elementlar bir-biri bilan qanday og'irlik miqdorlarda birikishini ko'rsatuvchi son ekvivalent soni deb ataladi. Moddalar o'zaro ma'lum massa miqdorlarida birikadi. Masalan, 49 g sulfat kislotasi 32,5 g rux bilan reaksiyaga kirishganida 1 g vodorod ajralib chiqadi. Sulfat kislotaning o'rniga 36,5 g xlorid kislotasi olinsa ham o'shancha vodorod ajralib chiqadi. Ruxning o'rniga alyuminiy olinsa, 1 g vodorod ajralib chiqishi uchun 9 g alyuminiy kerak bo'ladi. Demak, kimyoviy jihatdan qaraganda 49 g sulfat kislotaning "qiymati" 36,5 g xlorid kislotasi "qiymatiga", 32,5 g ruxning "qiymati" esa 9 g alyuminiy qiymatiga tengdir. Bunday misollarni juda ko'p keltirish mumkin. Bu xolni tasvirlash uchun Vollaston 1814 yilda kimyoga ekvivalent ("teng qiymatli") degan tushunchani kiritdi. Vodorodning ekvivalenti 1 ga teng deb qabul qilindi, 1 massa qism vodorod 8 massa qism kislorod bilan birikkanda 9 massa qism suv hosil bo'ladi, shuning uchun kislorodning ekvivalenti 8 ga teng.

Elementning bir massa qism vodorod va 8 massa qism kislorod bilan birika oladigan yoki shularga almashina oladigan miqdori uning kimyoviy ekvivalenti deb ataladi. Masalan, magniyning ekvivalenti 12 ga teng, chunki 8 g kislorod 12 g magniy bilan qoldiqsiz birikib, 20 g magniy oksid hosil qiladi.

Murakkab moddaning bir ekvivalenti (1 massa qism) vodorod yoki bir ekvivalent (8 massa qism) kislorod bilan yoxud, umuman boshqa har qanday elementning bir ekvivalenti bilan reaksiyaga kirishadigan massa miqdori shu murakkab moddaning ekvivalenti deb ataladi. Ekvivalentlar qonuni quyidagicha ta'riflanadi: reaksiyaga kirishuvchi moddalar massasi shu moddalarning kimyoviy ekvivalentlarga proporsionaldir. Uning matematik ifodasi:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\vartheta_1}{\vartheta_2}$$

bunda m_1 va m_2 – birinchi va ikkinchi moddalarning massasi;

E_1 va E_2 – birinchi va ikkinchi moddalarning ekvivalentlari;

Elementlarning ekvivalenti tajribada analiz, sintez va umuman kimyoviy reaksiya natijalari asosida hisoblab topiladi.

Elementning atom massasini valentligiga bo'lish bilan ham shu elementning ekvivalentini hisoblash mumkin, atom massa ekvivalentning valentlikka ko'paytmasiga tengdir. Valentligi o'zgaruvchan elementlarning ekvivalentlari ham o'zgaruvchan bo'ladi.

Kislotasi ekvivalentini hisoblash uchun uning molekulyar massasini kislotaning asosligiga bo'lish kerak: masalan, ortofosfat kislotasi N_3RO_4 3 asosli bo'lgani uchun uning ekvivalenti $\frac{98}{3} = 32,6$ ga teng.

Asos ekvivalentini topish uchun uning molekulyar massasini shu asos tarkibidagi metallning valentligiga bo'lish kerak. Masalan, $Sa(ON)_2$ ning ekvivalenti $\frac{74}{2} = 37$ ga teng.

Tuz ekvivalentini topish uchun uning molekulyar massasini tuz tarkibidagi metallning umumiy valentligiga bo'lish kerak. Masalan, $Al_2(SO_4)_3$ ning ekvivalenti $\frac{342}{6} = 57$ dir.

GAZ QONUNLARI. AVOGADRO QONUNI.

Gazlar tekshirish uchun eng oddiy ob'ekt bo'lganligi sababli, ularning xossalari va gazsimon moddalar orasidagi reaksiyalar eng to'liq o'rganilgan.

Frantsuz olimi Gey – Lyussak (1778-1850) ta'riflagan hajmiy nisbatlar qonuni atom massalar xaqidagi masalani yechishga katta yordam berdi. Bu qonun quyidagicha ta'riflanadi: kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi gazlarning hajmlari o'zaro va reaksiya natijasida hosil bo'ladigan gazlarning hajmlari bilan oddiy butun sonlar nisbati kabi nisbatida bo'ladi. Masalan, 2 hajm vodorod 1 hajm kislorod bilan yuqori haroratda reaksiyaga kirishganda 2 hajm suv bug'i hosil bo'ladi. Albatta, bunday reaksiyada ishtirok etgan gazlarning hajmlari bir xil bosim va bir xil temperaturada o'lchanishi lozim.

Italiya olimi A.Avogadro 1811 yilda quyidagi gipotezani ilgari surdi: bir xil sharoitda (bir xil harorat va bir xil bosimda) va barobar hajmda olingan turli gazlarning molekullari soni o'zaro teng bo'ladi.

Avogadroning bu qonuni juda ko'p tajribalar yordamida tasdiqlandi va 1860 yildan boshlab qonun sifatida tan olindi. Avogadro qonunidan uchta xulosa chiqadi:

1. Oddiy gazlarning (kislorod, vodorod, azot, xlor) molekullari ikki atomdan iborat.
2. Normal sharoitda bir mol gaz 22,4 l hajmni egallaydi.

Bir xil sharoitda teng hajmda olingan ikki gaz massasi orasidagi nisbat shu gazlarning molekulyar massasi orasidagi nisbatga teng.

Sharh – Gey- Lyussak qonuniga muvofiq:

a) o'zgarmas bosimda gaz massasining hajmi gazning mutlaq haroratiga proporsional bo'ladi:

$$V = (\text{const} \cdot T) p_1 m \text{ yoki } V_1/V_2 = T_1 / T_2$$

Bu yerda: $T=273+t^0$; uni darajaning Kelvin shkalasi deyiladi (K harfi bilan yoziladi).

b) o'zgarmas hajmda o'zgarmas gaz massasining bosimi gazning mutlaq haroratiga proporsional bo'ladi:

$$R = (\text{const} \cdot T) V_1 m \text{ yoki } P_1/R_2 = T_1 / T_2$$

Gazning bosimi, hajmi va harorati orasidagi bog'lanish ideal gazning holat tenglamasi yoki Klapeyron tenglamasi bilan ifodalanadi:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

Fizikada gazning normal holati deb, uning $T = 273K$ va $R = 101,325 \text{ Kpa}$ bosimdagi holati qabul qilingan.

Gazning hajmini normal sharoitga keltirish uchun yuqridagi formuladan kelib chiqadigan tenglamadan foydalaniladi:

$$V_0 = \frac{P \cdot V \cdot T_0}{P_0 \cdot T}$$

Normal sharoitda turli gazlarning 1 moli 22,4l ga teng hajmni egallaydi. Bu hajm gazning molyar hajmi deyiladi. Gazning molyar hajmi – bu modda hajmning shu moddaning miqdoriga nisbatidir:

$$V_m = \frac{V}{n}$$

bunda $V_m =$ gazning molyar hajmi (o'lchov birligi m^3 / mol yoki l / mol);

V – sistemadagi moddaning hajmi;

n – sistemadagi moddaning miqdori.

Bir gaz muayyan hajmi massasining xuddi shunday hajmdagi ikkinchi gaz (o'sha sharoitlarda olingan) massasiga nisbati birinchi gazning ikkinchi gazga nisbatan zichligi deyiladi. (D harfi bilan belgilanadi):

$$\frac{M_1}{M_2} = D, \text{ bundan } M_1 = M_2 \cdot D$$

Odatda, gazning zichligi eng yengil gaz – vodorodga nisbatan aniqlanadi (D_{H_2} bilan belgilanadi). Vodorodning molyar massasi 2,016 g/mol yoki takriban 2 g/mol ga teng. Shu sababli quyidagini olamiz:

$$M = 2 \cdot D_N$$

Ko'pincha gazning zichligi havoga nisbatan aniqlanadi. Havoda gazlar aralashmasi bo'lsa ham har holda uning o'rtacha molekulyar massasi bor, deyiladi. Bu massa 29 g/molga teng. Bu holda molyar massa ushbu ifodadan aniqlanadi:

$$M = 29 D_X$$

Molekulyar massalarni aniqlash shuni ko'rsatadiki, oddiy gazlarning molekulari ikki atomdan (N_2 , F_2 , Cl_2 , O_2 , N_2), nodir gazlarning molekulari esa – bir atomdan tarkib topgan (Ne , Ar , Kr , Xe , Rn). Nodir gazlar uchun «molekula» va «atom» tushunchalari teng qimmatlidir. Lekin ayrim boshqa oddiy moddalarning molekulari uch va undan ko'p atomlardan tarkib topgan, masalan ozon O_3 , fosfor P_4 molekulari, o'rtacha haroratda oltingugurt bug'lari S_8 .

Avogadro qonuni asosida turli hisoblashlar o'tkaziladi – gazlarning normal sharoitdagi hajmi, massasi, zichligi, gazsimon moddalarning molyar massasi, shuningdek, gazlarning nisbiy zichligi hisoblab topiladi.

NAZORAT SAVOLLARI.

1. Atom molekulyar ta'limotning vujudga kelishida Levkip va Demokritlarning fikrlarini ko'rsating.
2. Atom – molekulyar ta'limot to'g'risida M.V. Lomonosov fikrlarini ko'rsating.
3. Atom – molekulyar ta'limotning mohiyati qanday qoidalar bilan bayon qilingan?
4. Atomistik ta'limot to'g'risida Dalton ishlarini ko'rsating.
5. Qanday moddalarga oddiy va murakkab moddalar deyiladi.
6. Kimyoviy element tushunchasiga ta'rif bering va uning oddiy moddadan farqini ko'rsating.
7. Nisbiy atom va nisbiy molekulyar massalar to'g'risida qisqacha ma'lumot bering.
8. Mol va molyar massa nima? Qisqacha tushuncha bering.
9. Massalar saqlanish qonunini ta'riflang va unga misollar keltiring.
10. Tarkibning doimiylik qonunini ta'riflang va unga tegishli misol keltiring.
11. Ekvivalentlar qonunini ta'riflang, kimyoviy elementlar, kislotalar, asoslar va tuzlarning ekvivalentlarini aniqlash usullarini ko'rsating.
12. Qanday qonunlar gaz qonunlariga mansub, ularni ta'riflang.

4-ma'ruza: ATOM YADROSINING TUZILISHI TO'G'RIDAGI HOZIRGI ZAMON

TA'LIMTLARI

Reja

1. Atom tuzilishi to'g'risida tarixiy ma'lumotlar.
2. Atom tuzilishining yadro nazariyasi .
3. Atom yadrosini sun'iy yo'l bilan parchalash.
4. Atom yadrosining tarkibi. Izotoplar.
5. Atomlar elektron qobiqlarining tuzilishi.

Tayanch iboralar va tushunchalar:

Atom, elektron, radioaktivlik hodisasi, alfa - nurlar, beta - nurlar, gamma – nurlar, atom tuzilishining yadro nazariyasi, yadro reaksiyalari, proton, neytron, proton – neytron nazariyasi, nuklonlar.

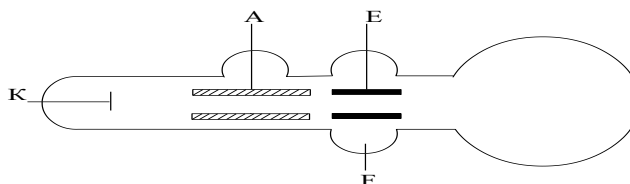
Adabiyotlar: 1, 2,3.

1. ATOM TUZILISHI TO'G'RISIDA TARIXIY MA'LUMOTLAR.

Fanda uzoq muddat davomida atom bo'linmas zarracha deb tushunib kelingan, ya'ni atomda boshqa elementar zarrachalar yo'k deyiladi. Undan tashqari atomlar o'zgaras, ya'ni bir atom boshqa atomga aylanmaydi deyilar edi.

Ammo XIX asrning oxirlariga kelib atom murakkab tuzilishga egaligi va bir atom boshqa atomga aylanishi mumkinligi isbot qilindi.

Atomning murakkabligini tasdiqlovchi dastlabki tajriba ma'lumotlari 1879 yilda, siyraklashtirilgan gazlarda elektr zaryadi hosil bo'lishi xodisasini tekshirish natijasida olindi. Agar elektrodlar qovsharlangan shisha nayda havo surib olinsa va unga yuqori kuchlanishli tok ulansa, katoddan nur tarala boshlaydi. Bu nurlar katod nurlari deyiladi. Ular elektr maydoni da to'g'ri chiziqli harakatini o'zgartirib, musbat qutb tomonga og'adi (II.I - rasm). Tadqiqotlar shuni ko'rsatdiki, bu oqim elektronlar oqimidan iborat.



III.1. – Rasm. Elektr maydonida katod nurlarining og'ishi.

Ko'pchilik metallar ultrabinafga nur bilan yoritilganda (fotoeffekt) ham elektronlar ajralib chiqadi. Elektronning massasi $9,1 \cdot 10^{-28}$ g, bu vodorod atomi massasining $\frac{1}{1837}$ qismini tashkil qiladi.

Elektronlar hamma elementlardan ajralishi, metallarda elektr oqimini tashkil qilishi, alangada mavjudligi, ko'pgina moddalar qizdirilganda chiqishi, rentgen nurlanishida chiqishi isbotlangan. Bu yerdan shunday xulosa chiqadiki, elektronlar atomlar tarkibiga kiradi. U manfiy zaryadga ega. Atom esa elektrneytral zarrachadir. Bundan shunday xulosa chiqadiki, atomda yana musbat zaryadlangan zarracha ham bo'lishi kerak. Shunday qilib atom bu murakkab zarracha bo'lib, unda yanada kichik zarrachalar mavjuddir. Atomning murakkab zarrachaligini isbotlashda radioaktivlik xodisasi juda qo'l kelgan.

Atom tuzilishi haqidagi ta'limotning keyingi rivojlanishi, radioaktivlik hodisasining kashf etilishi bilan bog'liq. 1896 yilda A.Bekkerel uran birikmalari ko'zga ko'rinmaydigan qandaydir nurlar chiqarish xususiyatiga ega ekanligi va bu nurlar qora kog'ozga o'ralgan fotografiya plastinkasiga ta'sir qilishini aniqladi. Mariya Kyuri – Skladovskaya va Per Kyurilar Bekkerel tekshirishlarini davom ettirib, 1898 yilda uran rudasida 2 ta yangi element – radiy va poloniyni kashf etdilar. Bu elementlar juda faolnurlanish xossasiga ega.

Radioaktiv nurlanishni o'rganish shuni ko'rsatdiki, ba'zi radioaktiv elementlar α (alfa) zaryadi, boshqalari β (beta) va γ (gamma) nurlar chiqaradi.

α - zarracha musbat zaryadlangan bo'lib, uning massasi 4 uglerod birligiga teng, tezligi 20000 km / sek, geliy ionlari (He^{2+}) dan iborat.

β - zarracha manfiy zaryadga ega, uning harakat tezligi 100000 km/ sek. Bu nur tez harakatdagi elektronlar oqimidan iborat.

γ - nur zaryadsiz bo'lib, xuddi rentgen nuriga o'xshab elektr magnit to'lqin xossasiga ega. U juda qalin metall plastinkasidan ham o'tadi. U elektr maydonida og'maydi. O'zining tabiati jihatidan yorug'lik nurlariga o'xshaydi, lekin to'lqin uzunligining juda kichikligi bilan undan farq qiladi.

Radioaktiv nurlanishda bir element boshqa elementga aylanadi. Masalan, radiy o'zidan α va γ - nurlar chiqarib inert gaz radon Rn ga aylanadi.

Atom yunoncha so'z bo'lib «bo'linmas» ma'nosini anglatadi. Miloddan V asr oldin yashagan materialist olimlar Levkipp va uning shogirdi Demokrit barcha moddalar ko'zga ko'rinmaydigan darajada mayda zarrachalardan – atom (bo'linmas zarracha) lardan tashkil topgan degan fikrni ilgari surgan. Lekin atomning murakkab sistema ekanligini M.G.Pavlov 1819 yildayok aytib o'tgan edi. XIX asrning 80 – yillarida B.N. Chicherin atom xuddi «Quyosh» sistemasi kabi tuzilgan va uning markaziga musbat zaryadli yadro joylashgan deb ta'riflagan edi. A.M.Butlerov 1886 yilda «atomlar bizga ma'lum kimyoviy jarayonlarda bo'linmas bulib qolsada, keyinchalik kashf etiladigan jarayonlarda albatta bo'linishi kerak» degan edi. 1896 yilda Bekkerel radioaktivlikni kashf qildi. 1904 yilda J. Tomson atomning barcha qismini musbat zaryad band etadi va uni manfiy zaryadli zarrachalar – elektronlar o'rab turadi degan fikrni aytdi.

Atom tuzilishi haqida birinchi «Planetar (nuklear) nazariya» 1888 yilda Rossiya olimi B.N.Chicherin tomonidan taklif qilingan bo'lib, bu haqda D.I.Mendeleev 1888 yilning 4 fevralida Rusiya fizika va kimyo jamiyati majlisida ma'ruza qilgan. Lekin bu haqda xalqaro kimyo adabiyotida e'lon qilinmagan. Keyinroq 1903 yilda Tomson planetar nazariyani inkor qilib o'zining nazariyasini taklif qildi. Bu nazariyaga ko'ra atom – butun hajm o'zra bir tekis tarqalgan musbat zaryaddan iborat bo'lib, bu musbat zaryadni manfiy zaryadli elektronlar neytrallab turadi. 1911 yilda ingliz olimi Ernst Rezerford o'z tajribalari asosida Tomson nazariyasining puchligini isbot qildi va planetar nazariyani qaytadan tikladi. 1911 yilda E.Rezerford – nurlarni metall (yupqa) plastinkadan o'tkazganda, ularning ko'p qismi metall plastinkadan bemalol o'tib, yo'nalishini o'zgartirmasligini, bir qismi (oz qismi) yo'nalishini o'zgartirishini kuzatdi. Juda kamdan – kam hollarda zarracha sachrab orqaga qaytdi. Shu tajriba asosida Rezerford atom tuzilishining nuklear (yadro) nazariyasini taklif qildi: atom markazida musbat zaryadli yadro joylashgan bo'lib, uning atrofida elektronlar harakatlanadi. Atom elektrneytraldir, chunki elektronlar soni yadroning musbat zaryadi soniga teng. elektronlarning umumiy massasi atomdagi proton va neytronlarning umumiy massasidan ancha kichik. Shuning uchun atomning 99,9 % dan ko'proq massasi uning yadrosiga to'plangan. Atomga quyidagicha ta'rif berish mumkin:

Atom – kimyoviy elementning eng kichik zarrachasi bo'lib, uzida usha elementning barcha kimyoviy hossalarni mujassamlashtiradi.

Atom elektrneytral zarracha bo'lib, u musbat zaryadli yadro va manfiy zaryadli elektronlardan iborat. Atomning deyarli barcha massasini yadro massasi tashkil etadi. Atom yadrosi nuklonlardan, ya'ni proton va neytronlardan tuzilgan. Bu nazariya dastlab 1932 yilda D.D.Ivanenko va Ye.N. Gapon tomonidan taklif etilgan.

Atomning radiusi juda kichik: 10^{-10} m (yoki 10^{-9} nm). Masalan, vodorod atomining radiusi 0,053 nm (nanometr) bo'lsa, kumush atomining radiusi 0,144 nm ga teng. Yadro radiusi esa 10^{-4} – 10^{-5} nm chamasida bo'ladi, ya'ni atomnikidan taxminan 10^5 marta (100000) kichikdir. Atom tuzilishi nazariyasi yaratilishida kimyoviy elementlarning optik spektrlarini tekshirish katta ahamiyatga ega bo'ldi.

Elektr zaryadi qiymatini 1909 yilda R. Malliken aniqladi. Protonning massasini esa Ye. Golshteyn aniqlagan edi. Proton massasi vodorod atomi massasiga teng bo'lib chiqdi. Neytron massasi ($1,6747 \cdot 10^{-27}$ kg) 1932 yilda J.Chedvik tomonidan aniqlandi.

Atom tuzilishi haqidagi zamonaviy ta'limot to'liq mexanikasi g'oyalariga asoslanadi. To'liq mexanika mikroob'ektlarning kuch maydoni ta'siridagi harakatini o'rganadi. To'liq mexanikasi XX asrning 20- yillaridan boshlab rivojlandi. Uning rivojlanishida Lui de Broyl, V.K.Geyzenberg, P.Dirak, E.Shredinger, V.A.Fok va boshqa olimlar katta xissa qo'shdilar.

Kishi ko'zi yordamida ko'rish mumkin bo'lgan barcha zarrachalar makroolamni tashkil qiladi. Makroolam ob'ektlari esa, ko'z bilan ham, mikroskop yordami bilan ham ko'rinmaydi. Ular jumlasiga molekula, atom, elektron, proton, neytronlar kabi elementar zarrachalar kiradi. Mikroob'ektlarni eng muhim xususiyatlari shundaki, ular ham zarracha, ham to'liq xossalarni namoyon qiladi. Masalan, yorug'lik kvantlari – fotonlarda zarracha (korpuskulyar) xossalar borligini Stoletov kashf etgan fotoeffekt hodisasi va Komptonning yorug'likning yoyilishi effekti nomli tajribalari asosida isbot qilingan, lekin interferentsiya va difraktsiya hodisalari yorug'likning to'liq tabiatga ega ekanligini ko'rsatdi. Makroolam ob'ektlarining hossalari klassik mexanika qonunlari asosida ham izoxlanadi, chunki ular aniq o'lchamli radius, aniq o'lchamli tezlik va boshqa xossalarga ega bo'lib, fazoda aniq o'rinni egallaydi. Mikroolam ob'ektlarining jismlari, masalan, elektron harakat tezligi, radiuslarining katta – kichikligi va holatlarining koordinatlari ma'lum darajada ehtimollik bilangina tavsiflanishi mumkin. to'liq mexanika asosida ikki printsip yotadi. Birinchisi – «mikroolam zarrachagina emas ular to'liq hamdir», bu printsip de Broyl formulasi

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

bilan ifodlanadi (bu yerda: m – zarracha massasi; v – uning tezligi; h – plank doimiyligi; $h = 6,624 \cdot 10^{-34}$ j · sek; λ – zarrachaga mos keluvchi to'liq uzunligi).

To'liqsimon harakat makrosistema jismlari uchun ham taaluqli, lekin ular harakatining to'liq uzunligi juda katta va chastotasi kichik bo'lishi tufayli bunday harakatni inobatga olmasa ham bo'ladi. Mikroolam zarrachalarining to'liq o'lchamlari makroolam zarrachalarinikiga teskari bo'lib, ularni xisobga olmasa bo'lmaydi. Chastota katta bo'lishi ularning energiyasi ham katta bo'lishiga olib keladi.

De Broyl formulasi, olib borilgan tadqiqotlar natijasida isbot etildi. Professor P.S.Tartakovskiy elektronlarning difraktsiyaga uchrashi misolida de Broyl formulasining to'g'ri ekanligini tasdiqladi. Keyinchalik, neytron, proton, geliy atomi, vodorod molekulasini ham difraktsiya xodisasiga uchrashi kuzatildi. Hozirda mikroolam zarrachalarining to'liq xususiyatlaridan elektronografiya, neytronografiya va boshqa sohalarida keng foydalanilmokda. Ikkinchi printsip – Geyzenbergning noaniqlik printsipi bo'lib, bu printsipga muvofiq, elektronning impulsi yoki tezligi kanchalik aniqlik bilan topilsa uning koordinatlari (fazodagi o'rni) shunchalik noaniqlik bilan o'lchanadi:

$$\Delta R_x \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2\pi}; \quad \Delta R_u \cdot \Delta u \geq \frac{h}{2\pi}; \quad \Delta R_z \cdot \Delta Z \geq \frac{h}{2\pi}$$

2. ATOM TUZILISHINING YADRO NAZARIYASI.

Atom tarkibining musbat zaryadli qismini ingliz olimi E. Rezerford x – zarrachalarning tarqalishini o'rganish natijasida kashf etdi. Rezerford x – zarrachalar oqimi yupqa metall plastinkaga yo'naltirilsa, ularning ko'p qismi metall plastinka orqali o'tib, o'zining to'g'ri chiziqli harakatini o'zgartirmasligini aniqladi; x – zarrachalarning faqat bir qismigina harakatini dastlabki yo'nalishidan turli burchaklarga og'adi (2 – rasmga qarang). Ba'zi juda kamdan kam hollarda yo'nalishini bunday keskin o'zgartirishini shu bilan izohlash mumkinki ular atom ichida

uning musbat zaryadli va x – zarrachaga qaraganda katta massali tarkibiy qismi bilan to'qnashadi. x – zarrachalar juda ko'p atomlar o'tishiga qaramay, ulardan faqat ozginasi o'zining to'g'ri chiziqli harakatidan og'adi. Bundan atom tarkibining musbat zaryadli qismi atom hajmiga nisbatan juda kichik bir hajmini ishg'ol qiladi degan xulosa chikadi.

Rezerford 1911 yilda atom tuzilishining yadro nazariyasini taklif qildi. Bu nazariyaga muvofiq atom markazida musbat zaryadli yadro joylashgan bo'lib, uning atrofida elektronlar aylanib yuradi. Butun atom elektroneytraldir, chunki elektronlar zaryadining yigindisi yadroning musbat zaryadlari soniga teng. Elektronlar massasi juda kichik, demak hakikatda atomning barcha massasi uning yadrosida to'plangan. Musbat yadro bilan elektronlar orasida tortilish kuchi elektronlarning markazdan qochish kuchi bilan muvozanatda bo'ladi:

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{\lambda\lambda}{r^2}$$

bu yerda m -elektron massasi;

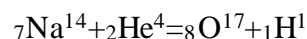
v -elektron tezligi;

e -zaryadi;

r – yadro bilan elektron orasidagi masofa.

3. ATOM YADROSINI SUN'IY YO'L BILAN PARCHALASH.

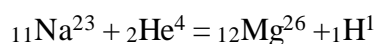
1919 yilda Rezerford atom yadrosi sun'iy yo'l bilan parchalashda radioaktiv nurlanishda chikadigan x -zarrachalarning juda katta kinetik energiyasidan birinchi bo'lib foydalandi. U x -zarrachalar bilan azot atomlarini bombardimon qildi, natijada atom yadrosi o'zgardi. Bir xil atomlar yadrolarining boshqa xil atom yadrolariga aylanish jarayoni yadro reaksiyalari deyiladi. Ular tenglamalar bilan ifodalanadi. Masalan , azot atomlarini x -zarrachalar bilan bombardimon qilishda sodir bo'ladigan jarayon quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



Zarrachalar zaryadi yig'indisi va massalar yig'indisi yadro reaksiyasida o'zgarmaydi. Shuning uchun zarrachalar belgilarining tepasi va pastiga yozilgan indekslar tenglamaning o'ng va chap tomonida bir xil bo'lishi kerak.

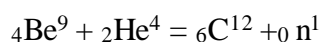
Yadro reaksiyasining yuqorida keltirilgan tenglamasidan ko'rinib turibdiki, azot atomi yadrosi ${}_7\text{N}$ x – zarracha (geliy atomi yadrosi ${}_2\text{He}^4$) bilan to'qnashganda uni yutadi. Hosil bo'lgan beqaror atom yadrosi musbat zaryadlangan zarracha ya'ni proton ${}_1\text{N}^1$ (yoki R) chiqaradi, bunda kislorod izotopi ${}_8\text{O}^{17}$ hosil bo'ladi. boshqacha aytganda, azot va geliy atomlari yadrolaridan kislorod hamda vodorod atom yadrolari hosil bo'ladi.

Keyinga vaqtda turli element atom yadrolaridan protonlar urib chiqarilishi va natijada bir kimyoviy elementni sun'iy yo'l bilan boshqasiga aylantirish mumkinligi aniqlandi. Masalan, natriy atomi ${}_{11}\text{Na}^{23}$ x – zarrachalar bilan bombardimon qilinganda magniyning izotopi ${}_{12}\text{Mg}^{26}$ va proton hosil bo'ladi:



1930 Ve x – zarrachalar bilan bombardimon qilinganda, u singish hususiyati kuchli bo'lgan o'ziga xos nurlar chiqarishi aniqlandi. 1932 yilda ingliz olimi Chedvik bu nurlar elektroneytral zarrachalar oqimidan iborat ekanligini aniqladi. Ular keyinchalik neytronlar deb ataldi.

Atom yadrolarining masalan, berily atomi yadrosining neytronlar (n^1) chiqarish jarayonini quyidagi tenglama bilan ifodalash mumkin:



4. ATOM YADROSINING TARKIBI.

Yadro reaksiyasini chuqur o'rganish natijasida Rossiya fizigi Ivanenko va u bilan bir vaqtda nemis fizigi Geyzenberg (1932y.da) atom yadrosi tuzilishining proton – neytron nazariyasini taklif qildilar. Bu nazariyaga muvofiq atom yadrosi proton va neytronlardan tuzilgan. Umumiy nom bilan nuklonlar deb ataladigan bu ikki xil zarrachalar deyarli bir xil massaga ega bo'lib, u taxminan bir uglerod birligiga teng. Massalar soni nuklonlarning umumiy sonini, ya'ni ayni element atom yadrosidagi proton va neytronlar sonini bildiradi. Masalan, natriy atom yadrosining massalar soni 23; u 11 ta proton va 12 ta neytrondan iborat.

Proton kattaligi jihatidan elektron zaryadiga teng bo'lgan musbat zaryadga ega. Neytronlar zaryadsiz bo'lgani uchun atom yadrosining musbat zaryadi undagi protonlar soniga qarab aniqlanadi.

Masalan, natriy atom yadrosining musbat zaryadi 11 ga teng, demak unda 11 ta prton bor. Elementning tartib raqami atomning yadro zaryadiga teng. Demak neytronlar soni N massalar soni A bilan tartib raqam Z orasidagi ayirmaga teng:

$$N = A - Z$$

Masalan, Mg atom yadrosining massasi soni 24, tartib raqami 12, demak unda

$$N = A - Z = 24 - 12 = 12 \text{ ta neytron bor.}$$

Yengil elementlarda massalar soni elementning tartib raqamidan taxminan ikki baravar katta, ya'ni neytronlar soni protonlar soniga deyarli teng. Tartib raqamining ortib borishi bilan neytronlar soni bilan protonlar soni orasidagi farq ham ortib boradi.

Bir xil zaryadli, lekin massalari turlicha bo'lgan atom yadrolarining (ya'ni izotoplarning) protonlar soni teng bo'ladi. Ular bir – biridan neytronlar soni jihatidan farqlanadi. Masalan, massa soni 35 ga (${}_{17}\text{Cl}^{35}$) teng bo'lgan xlor izotopining yadrosida 18 ta neytron massalar soni 37 ga (${}_{17}\text{Cl}^{37}$) teng bo'lgan izotopi yadrosida esa 20 ta neytron bor.

5. ATOMLAR ELEKTRON QOBIQLARINING TUZILISHI.

Bosh kvant sonining $n = 2$ qiymatidan boshlab energetik qobiqlar (qavatlar) yadro bilan bog'lanish energiyasi jihatidan bir – biridan farq qiladigan qobiqchalarga (qavatchalarga) bo'linadi. Qobiqchalar soni bosh kvant sonining qiymatiga teng, lekin to'rttadan oshmaydi: 1 – qobiqda bitta qobiqcha, 2 – qobiqda – ikkita, 3 – pog'onada – uchta, 4 – pog'onada – to'rtta qobiqcha bo'ladi. Qobiqchalar o'z navbatida orbitallardan tarkib topadi. Qobiqchalarni lotin harflar bilan belgilash qabul qilingan: S – har qaysi energetik qobiqning yadroga eng yaqin birinchi qobiqchasi; u bitta s orbitaldan tarkib topgan; p – ikkinchi qobiqcha, uchta r – orbitaldan tarkib topgan; d – uchinchi qobiqcha, u beshta d – orbitaldan tarkib topgan; f – to'rtinchi qobiqcha bo'lib, unda 7 ta f – orbital bo'ladi. Shunday qilib, n ning har qaysi qiymati uchun n^2 orbitallar bo'ladi (III.1 – jadval)

Bosh kvant soni, orbitallarning turi va soni hamda qobiqcha va kobiqlardagi elektronlarning maksimal soni.

III. 1 – jadval

Energetik qobiq n	Qobiq- chalar soniga teng.	Orbital-lar	Orbitallar soni		Elektronlarning maksimal soni	
			Qobiq- chada	Qobiq- da n^2 ga teng.	Qobiq- chada	Qobiq- da
K (n = 1)	1	1s	1	1	2	2
L (n = 2)	2	2s	1	4	2	8
		2p	3		6	
M (n = 3)	3	3s	1	9	2	18
		3p	3		6	
		3d	5		10	
N (n = 4)	4	4s	1	16	2	32
		4p	3		6	
		4d	5		10	
		4f	7		14	

Har qaysi orbitalda ko'pi bilan ikkita elektron bo'lishi mumkin – Pauli printsipi. Agar orbitalda bitta elektron bo'lsa, u juftlashmagan elektron, agar ikkita bo'lsa – juftlashgan elektron deyiladi. Pauli printsipi $N = 2n^2$ formulani tushuntirib beradi. Haqiqatdan ham, agar masalan uchinchi qobiqda (n = 3) $3^2 = 9$ orbital, har qaysi orbitalda esa 2 tadan elektron bo'lsa, u holda elektronlarning maksimal soni $2 \cdot 3^2 = 18$ bo'ladi.

NAZORAT SAVOLLARI

1. Jon Tomson ishlari va elektronning kashf etilishi.
2. Bekkerel, Mariya Kyuri va va Per Kyurilar ishlari hamda radioaktivlik xodisasi.
3. Alfa, beta va gamma nurlar va ularning tavsiflari.
4. Rezerford ishlari va atom tuzilishining yadro nazariyasi.
5. Yadro reaksiyalari va atom yadrosini sun'iy yo'l bilan parchalash.
6. Azot atomlarini alfa zarrachalar bilan parchalash, uning reaksiyasi tenglamasi.
7. Natriy atomini alfa zarracha bilan parchalab hosil qilingan yangi mahsulotlar reaksiya tenglamasi.
8. Ivanenko va Geyzenberg ishlari va proton – neytron nazariyasi.
9. Protonning tavsifi.
10. Neytronning tavsifi.

5-ma'ruza: MODDALARNING AGREGAT VA FAZOVIY HOLATLARI

Reja

1. Qattiq moddalarning geometrik tuzilishi.
2. Ion bog'li moddalarning kristall tuzilishi.
3. Suyuq va gaz holatdagi moddalning molekulari orasidagi ta'sir.

Bu kuchlar tabiatini bayon qilishdan oldin moddaning agregat holati hususida qisqacha to'xtalib o'tamiz. Chunki agregat holat ana shu kuchlar bilan bog'liq.. Ma'lumki, moddalar asosan to'rt xil agregat holatda qattiq, suyuq, gaz, shuningdek, plazma holatda bo'ladi. Plazma holat juda yuqori temperatura (million gradus va undan ortiq) da atomlar parchalanib, "yalong'och" yadro va alohida elektronlar "aralashmasi" hosil bo'lganda vujudga keladi. Quyosh va ba'zi yulduzlar plazma holatidadir.

Qattiq holatidagi moddalar qat'iy bir geometrik shakldagi kristall najaralardan tashkil topgan bo'ladi. Bunday geometrik shakllar asosan yettita: kub, trigonalb, ortorombik, monoklinik, triklinik, geksagonal va romboedrik.

Panjara uchlarida qanday zarrachalar turishiga qarab, kristall panjaralar ion, kovalent, molekulyar va metall turlarga ajratiladi. Ion kristall panjaralarda panjara uchlarida ionlar turadi va har bir musbat yoki manfiy ion hamma tomondan qarama – qarshi zaryadli ionlar bilan qurshab olingan bo'ladi. Ionlar o'rtasidagi tortishish kuchlari elektrostatik tabiatga ega.

Kristall panjara uchlarida turgan har bir ion amplitudasi uncha katta bo'lmagan tebranma harakatda bo'ladi, lekin ular aylanma harakatda bo'lmaydi va panjara uchlaridan uzoqqa siljiy olmaydi. Bunday harakt faqat ion panjarali moddalar emas, balki jamiki qattiq holatdagi moddalar (kristall panjara uchlarida atom yoki molekular turishidan qat'iy nazar) uchun xosdir. Ion birikmalar, jumladan barcha qattiq moddalardagi panjara uchlarida turgan zarracha (ion, atom, molekula) lar tebranma issiqlik harakat energiyasi shu zarrachalar o'rtasidagi tortishishi energiyasidan kichik bo'ladi, shuning uchun ham panjara uchlaridagi zarrachalar o'z o'rnida saqlanib turadi. Tarkibida elektromanfiyligi bir-biridan keskin farq qiladigan atomlar tutuvchi molekular ion – panjaralar hosil qiladi. Bunga misol qilib osh tuzi molekulasining kristall panjarasini ko'rsatish mumkin. Ion bog' energiyasi yuqori bo'lgani uchun uni uzish qiyin va shunga ko'ra ion birikmalarining suyuqlanish temperaturasi juda yuqori. Qolaversa, ion panjaralarda ionlar o'rtasidagi masofa haddan tashqari kichik (ionlar bir – biriga juda yaqin turadi, bu hususiyat barcha kovalent va molekulyarpanjarali qattiq moddalar uchun ham xos) bo'lganidan ularning zichligi katta, hajmi esa kichik. Aytaylik, biror qattiq moddani suyuqlantirish zarur. Sarflangan energiya panjaradagi zarracha (ion, atom, molekula) larning issiqlik harakatini oshiradi. Bu harakat energiyasi shu zarrachalarning o'zaro tortishish energiyasiga yaqinlashganda yoki undan bir oz oshganda zarrachalarning tebranma harakat amplitudasi kuchayadi, ular endi aylanma harakat ham qila boshlaydi. Shuning dek bir – biriga nisbatan siljiydigan blib qoladi va bir – biridan ma'lum masofaga uzoqlashishi mumkin. Bu, shu zarrachalar o'rtasidagi bog' uzildi, demakdir. Moddaning qat'iy geometrik tuzilishi (kristall panjarasi) buzilib, u suyuqlanadi. Lekin zarrachalar hali bir – biri bilan kontaktda bo'lib turadi. Bir – biriga nisbatan siljiganida (uzoqlashib yaqinlashganda) zarrachalar o'rtasidagi ximiyaviy bog'lar uzilib, yangidan hosil bo'lib turadi. Zarrachalar kristall panjarada zich va ixcham joylashgan, modda suyuqlanganda esa undagi ixchamlik va batartiblik o'zgaradi. Natijada hajm ortadi, zichligi qattiq holatidagiga nisbatan kamayadi.

6-ma'ruza: MODDALARDAGI KIMYOVIY BOG'LANISHLARNING TURLARI

Reja

- 1. Kimyoviy bog'lanishning umumiy tavsifi.**
- 2. Elektrmanfiylik.**
- 3. Kimyoviy bog'lanish turlari.**
- 4. Kimyoviy bog'lanishning xususiyatlari.**

Tayanch iboralar va tushunchalar:

Bog'lanish energiyasi, ion bog'lanish, ionli birikmalar, kovalent bog'lanish, qutbsiz kovalent bog'lanish, qutbli kovalent bog'lanish, dipol sistema, sig'ma bog'lanish, pi bog'lanish, donor – akseptor bog'lanish, donor, akseptor, dativ bog'lanish, vodorod bog'lanish.

Adabiyotlar: 1, 2, 3, 4, 5, 6.

1. KIMYOVIY BOG'LANISHNING UMUMIY TAVSIFI.

Kimyoviy bog'lanish haqidagi ta'limot – hozirgi kimyoning asosiy masalasidir. Bu ma'lumotni bilmay turib kimyoviy birikmalarning turli – tumanlik sabablarini, ularning hosil bo'lish mexanizmini, tuzilishini va reaksiyaga kirisha olish xususiyatlarini tushunib bo'lmaydi.

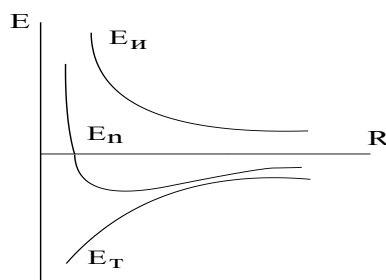
Kimyoviy bog'lanishning kelib chikish sababi shundaki, atom yoki ionlar bir-biri bilan birikkanda ularning umumiy energiya zahirasi ular ayrim – arim holda bo'lgandagiga qaraganda kichikroq qiymatga ega bo'ladi va sistema nisbatan barqaror holatni egallaydi. Agar biror sistema bir holatdan ikkinchi holatga o'tganda uning energiya tutumi kamaysa, bu hodisa «sistema energetik manfaatga ega bo'ldi» degan ibora bilan tavsiflanadi.

Atomlar o'zaro ta'sirlashishi natijasida uch xil zarrachalar (molekulalar, ionlar va erkin radikallar) hosil bo'lishi mumkin. molekulalar bir-biridan atomlarning soni, molekula tarkibidagi atomlarning markazlararo masofalari, bog'lanish energiyasi bilan farq qiladi. Chunonchi, bir tomli va ko'p atomli molekulalar bo'ladi. Nodir gazlarning molekulalari odatdagi sharoitda bir atomli bo'lsa, polimer moddalarning molekulalarini juda ko'p atomlar tashkil qiladi.

Kimyoviy bog'lanishni o'zish uchun zarur bo'lgan energiya miqdori bog'lanish energiyasi deb ataladi. Har bir bog' uchun to'g'ri keladigan bog'lanish energiyasi qiymati 200 – 1000 kJ M mol⁻¹ oraligida bo'ladi. Masalan, CH₂F da C – F bog'lanish energiyasi 487 kJ . mol⁻¹ ga teng. atom yoki molekulalarning elektron berishi yoki qabul qilib olishi natijasida hosil bo'ladigan zarrachalar ionlar deb ataladi. Ionlar musbat yoki manfiy zaryadli bo'ladi. Modda tarkibida musbat ionlar manfiy ionlar bilan bog'langan.

Toyinmagan valentlikka ega zarrachalar erkin radikallar deb ataladi. Masalan, CN - , NO - , CH₃ - va NH₂ - lar erkin radikallardir. Odatdagi sharoitda erkin radikallar uzoq vaqt mavjud bo'la olmaydi. Lekin kimyoviy jarayonlarning borishi uchun erkin radikallar juda muhim rol oynaydi. Hozirgi vaqtda bir necha barqaror radikallar topilgan.

Yana shuni ham aytish kerakki, kimyoviy bog'lanish jarayonida o'zaro birikuvchi zarrachalar orasida albatta ikkita kuch ta'sir etadi, ulardan biri zarrachalarning o'zaro tortilish (Yet) kuchi bo'lsa, ikkinchisi – ularning bir-biridan itarishish (Yeu) kuchidir (VI.I - rasm)



VI.I – rasm. Ikki atomdan iborat ionli molekuladagi tortishish (Y_e), itarishish (E_u) va molekulaning potentsial energiyalari (Y_e) ning atomlararo masofaga qarab uzgarishi.

Ionlanish jarayonini quyidagi tenglama shaklida ifodalash mumkin:

$$E^0 + \mathfrak{I} = E^+ + y_e^-$$

Bu tenglamadagi \mathfrak{I} - atomning elektron berish qobiliyatini miqdoriy jihatdan harakterlaydi; uni ionlanish energiyasi yoki ionlanish potentsiali deb yuritiladi; $\mathfrak{I} = Y_{E\infty} - Y_{E_{asosiy}}$ ya'ni, gazsimon fazada bo'lgan normal holatdagi atomdan bir elektronni batamom chiqarib yuborish uchun zarur bo'lgan minimal energiya miqdori ionlanish energiyasi - \mathfrak{I} dir. Atom va molekula ionlanishi uchun albatta energiya sarf qilish kerak. Ionlanish energiyasi eV yoki kJ . mol⁻¹ bilan ifodalanadi.

2.ELEKTRMANFIYLIK.

Elementning ionlanish potentsiali (\mathfrak{I}) qanchalik kichik bo'lsa, bu element shunchalik kuchli metallik xossalariga ega bo'ladi. Shuning uchun D.I.Mendeleev davriy sistemasida har qaysi davrning boshidan ohiriga o'tgan sayin elementlarning ionlanish energiyasi ortib boradi. Masalan, Li ning ionlanish potentsiali 5,392 eV, V e niki 9,32 eV, F ning ionlanish potentsiali 17,42 eV ga teng.

Davriy sistemaning har qaysi guruhida yuqoridan pastga tushgan sari ionlanish energiyasining qiymati kamayib boradi. Masalan, natriyning ionlanish potentsiali 5,14 eV, kaliyniki 4,34 eV.

Elementning elektronga moyilligi. Ma'lumki, davriy sistemada har qaysi davr ichida chapdan o'nga o'tgan sayin atomning o'ziga elektron biriktirib olish xossasi orta boradi. Atom o'ziga elektron biriktirib olib, o'sha elementning manfiy ioniga aylanadi. Element atomi bir elektron biriktirib olganda ajralib chiqadigan energiya miqdori ayni elementning elektronga moyilligi deb ataladi. Bu miqdor kJm^{mol}-1 yoki elektronvoltlar bilan o'lchanib, Y_e harfi bilan belgilanadi. Elementning elektronga moyilligi qanchalik katta bo'lsa, uning metallmaslik xossalari shunchalik kuchli ifodalangan bo'ladi. Demak, elementlarning metallmaslik xossalarini yaqqol ifodalash uchun elektrmanfiylik degan tushuncha kiritilgan. Ayni elementning elektrmanfiyligi uning ionlanish energiyasi bilan elektronga moyilligi yig'indisiga teng, uni $Y_e + \mathfrak{I} / 2$ deb yozish ham mumkin:

$$X = Y_e + \mathfrak{I}$$

Elementning elektrmanfiyligi eV bilan ifodalanadi.

Nima sababdan elementning elektrmanfiyligini ifodalash uchun $Y_e + \mathfrak{I}$ yig'indi qabul qilinganligini tushunish qiyin emas. Masalan, ikki element – A hamda V o'zaro ta'sir etib, ion birikma hosil qilsin. Bunda elektron A dan V ga yoki, aksincha V dan A ga o'tishi mumkin. bu ikkala imkoniyatdan qaysi biri amalga oshadi?

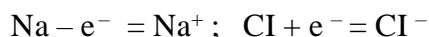
Agar elektron A dan V ga o'tsa, bu vaqtda Y_{eV} ga (ya'ni V ning elektronga moyilligiga) teng energiya ajralib chiqib, \mathfrak{I}_A ga (ya'ni A ning ionlanish energiyasiga) teng energiya yutiladi; kimyoviy o'zaro ta'sir natijasida sistemaning energiyasi $Y_{eV} - \mathfrak{I}_V$ qadar kamayadi. Aksincha, elektron V dan A ga o'tsa, kimyoviy o'zaro ta'sir natijasida sistemaning energiyasi $Y_{eA} - \mathfrak{I}_V$ ga qadar kamayishi kerak. Lekin kimyoviy o'zaro ta'sir energiya ko'proq kamayadigan yo'nalishda amalga oshadi. Demak, $Y_{eV} - \mathfrak{I}_A > Y_{eA} - \mathfrak{I}_V$ bo'lsa, elektron A dan V ga kuchishi lozim, aks holda V dan A ga o'tadi. Bu tengsizlikni:

shaklida yozish mumkin. Demak, o'zaro ta'sir etayotgan elementlardan qaysi birining yig'indisi ($Y_e + \mathfrak{I}$) qattarok bo'lsa, elektron o'sha element atomiga o'tadi. Shuning uchun ham $Y_e + \mathfrak{I}$ yig'indi elementning elektrmanfiyligini ifodalaydi.

ION BOG'LANISH.

Ion bog'lanish elektrstatik nazariya asosida tushuntiriladi. Bu nazariyaga muvofiq atomning elektron berishi yoki elektron biriktirib olishi natijasida hosil bo'ladigan qarama-qarshi zaryadli ionlar elektrstatik kuchlar vositasida o'zaro tortishib ularning tashqi qavatida 8 ta (oktet) yoki 2 ta (dublet) elektroni bo'lgan barqaror sistema qosil bo'ladi. Ion bog'lanishli moddalar kristall holatda uchraydi, shuningdek, suvli eritmalarda ion bolanishli molekularlar o'rniga ularni tashkil etuvchi monlar buladi. Ion bog'lanish energiyasini hisblab chiqarish natijasini tajribada topilgan qiymat bilan taqqoslab quriladi.

Ion bog'lanish vujudga kelishini natriy xlorid NaCl hosil bo'lishi misolida ko'rib chiqamiz. Shu birikmani hosil qilgan natriy va xlor atomlari elektrmanfiyligi jihatidan bir-biridan keskin farq qiladi: natriy atomi uchun bu qiymat 1,01 ga, xlor atomi uchun 2,83 ga teng. Elektron formulalar Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ va Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ dan ko'rimib turibdiki, bu atomlarning tashqi elektron pog'onalari tugallanmagan. Tashqi pog'onasini tugallash uchun natriy atomi 7 elektron biriktirib olishidan ko'ra 1 elektron berishi oson, xlor atomi esa 7 elektron berishidan ko'ra 1 elektron biriktirib olishi oson. Tajriba shuni ko'rsatadiki, kimyoviy reaksiyalarda natriy atomi 1 elektron beradi, xlor atomi esa uni biriktirib oladi. Buni sxema tarzida quyidagicha yozish mumkin:



ya'ni Na atomining elektron qobig'i nodir gaz Ne ning barqaror elektron qobig'iga aylanadi – $1s^2 2s^2 2p^6$ (bu natriy ion Na^+), Cl atomining qobig'i esa nodir gaz Ar atomining qobig'iga aylanadi – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (bu xlorid – ion Cl^-). Na^+ va Cl^- ionlari orasida elektrstatik tortishish kuchlari vujudga keladi, natijada NaCl birikma hosil bo'ladi.

Ionlar orasida elektrstatik tortishuv tufayli vujudga keladigan kimyoviy bog'lanish elektrvalent yoki ionli bog'lanish deyiladi. Ionlarning bir-biriga tortilish yo'li bilan hosil bo'lgan birikmalar ionli birikmalar deyiladi.

Ionli birikmalarning elektrmanfiyligi jihatidan bir-biridan keskin farq qiladigan atomlar, masalan I va II guruxlar bosh guruhchalaridagi elementlarning atomlari bilan VI va VII guruhlarning bosh guruhchalaridagi elementlarning atomlari hosil qiladi. Ionli birikmalar nisbatan ko'p emas.

Natriy xlorid NaCl molekulari faqat bug' holatdagina mavjud bo'ladi. Ionli birikmalar qattik (kristall) xolatda ma'lum qonuniyat bilan joylashgan musbat va manfiy ionlardan tarkib topadi. Bu holda molekularlar bo'lmaydi.

Kovalent bog'lanish kimyoviy boglanishning ancha umumiy turidir. Bog'lanish nazariyasi ionli bog'lanishning kovalent bog'lanishdan vujudga kelishini umumiy elektron juftning haddan tashqari bir tomonlama qutblanishi bilan tushuntiradi, unda umumiy elektronlar jufti birikayotgan atomlardan bittasining ihtiyoriga o'tadi. Masalan:



Keltirilgan misolda metalmaslik xossalarini namoyon qiladigan (elektr manfiyligi $X_{\text{Cl}} = 2,83$) xlor atomi haddan tashqari bir tomonlama qutblanadi. Molekulyar elektron bulut (elektronlar jufti) batamom xlor atomiga siljigan bo'ladi. Bu hol elektronning natriy atomidan xlor atomiga o'tganligi bilan barobardir.

Ravshanki, qutbli kovalent bog'lanishni kovalent bog'lanishning qisman bir tomonlama qutblangan to'ri (bog'lovchi elektron bulut nisbiy elektrmanfiyligi katta bo'lgan atom tomonga

siljigan) sifatida qarash mumkin. U ionli va qutbsiz kovalent bog'lanishlar o'rtasida oraliq holatni egallaydi.

Shunday qilib, qutbsiz kovalent, qutbli kovalent va ionli bog'lanishlarning vujudga kelish mexanizmidan muhim farq yo'q. Ular bir-biridan umumiy elektron juftlarning qutblanganlik darajasi (siljiganligi) bilan farq qiladi. Kimyoviy bog'lanish tabiati yagonadir.

Haqiqatda bog'lanishlar 100 % ionli bo'lmaydi. Shu sababli bog'lanishning ionlilik darajasi yoki xissasi haqida so'z yuritiladi. U tajriba yo'li bilan aniqlanadi. Ma'lum bo'lishicha, hatto CsF birikmasida ham ionli bog'lanish 89 % ifolangan ekan, xolos.

Ion bog'lanish ionlararo o'zaro ta'sir natijasida hosil bo'ladi. Har qaysi ionni zaryadlangan shar deb qarash mumkin: shuning uchun ionning kuch maydoni fazoda hamma yo'nalishlar bo'yicha tekis tarqaladi, ya'ni ion o'ziga qarama-qarshi zaryadli boshqa ionni har qanday yo'nalishda bir tekisda torta oladi. Demak, ion bog'lanish yo'naluvchan xossasini namoyon qilmaydi. Bundan tashqari, manfiy va musbat ion o'zaro birikkan bo'lsa ham manfiy ion boshqa musbat ionlarni tortish xossasini yo'qotmaydi. Masalan, +1 zaryadli musbat ion ham yonida bitta manfiy ion bo'lishiga qaramay, yana boshqa manfiy ionlarni o'ziga tortaveradi. Demak, ion bog'lanish toyinuvchanlik hususiyatiga ega emas.

Ion bog'lanish yo'naluvchanlik va toyinuvchanlik xossalariga ega bo'lmaganidan, har qaysi ion atrofida maksimal miqdorida unga teskari zaryadli ionlar bo'ladi. Ionlarning maksimal miqdori kation va anionlar radiusining bir-biriga nisbatan katta – kichikligiga bog'liq. Masalan, Na⁺ atrofida eng ko'pi bilan 6 ta xlor, Ss⁺ atrofida esa 8 ta CI ionlari joylasha oladi.

Ion bog'lanish yo'naluvchanlik va toyinuvchanlik xossalarini namoyon qilmasligi tufayli, bitta musbat va bitta manfiy iondan iborat ion bog'lanishli molekular odatdagi sharoitda yakkama – yakkama mavjud bo'la olmaydi, ular birlashib juda ko'p ionlardan tarkib topgan gigant molekula – kristallni hosil qiladi.

KOVALENT BOGLANISH.

Ion bog'lanish organik va ko'pchilik anorganik birikmalarda, masalan,

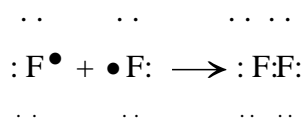
N₂, O₂, F₂, Cl₂ kabi faqat bir xil atomlardan tuzilgan qutbsiz molekularlardan kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lish va uning mavjudlik sababini izohlab bera olmaydi. Bu birikmalar bir qancha xossalari bilan ionli birikmalardan farq qiladi: elektr oqimini o'tkazmaydi, suyuqlanish va qaynash haroratlari past bo'ladi. Bularning ko'pchiligi gazlar va oson bug'lanadigan suyuqliklardir. Bunday birikmalarda atomlar o'zaro kovalent bog'lanish hosil qilib birikkan.

1916 yilda amerika kimyogari G.N.Lyuis tomonidan yaratilgan kovalent bog'lanish nazariyasi asosida «sirtqi qavati sakkiz (yoki ikki) elektrondan iborat atom barqaror» degan tushuncha yotadi. Bu bog'lanishda barqaror konfiguratsiya bir atomdan ikkinchi atomga elektron kuchishi natijasida emas, balki ikki atom orasida bir yoki bir necha umumiy elektron juftlar hosil bo'lishidan kelib chiqadi. Elektron juftlar hosil bo'lishida ikkala atom ham ishtirok qiladi. Shuning uchun har bir atom umumiy juft uchun o'zidan albatta elektron beradi. Kovalent bog'lanish hosil bo'lishini bir necha moddalarda kuzatish mumkin. Har birida bittadan elektron bo'lgan ikki vodorod atomi o'zaro yaqinlashganda vodorod molekulasini (N₂) hosil qiladi. Bu jarayon quyidagicha ifoda qilinadi:

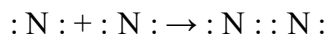


Har qaysi atomning umumiy juft uchun beradigan elektroni sxemada nuqta bilan tasvirlanadi. Vodorod molekulasida bir juft elektron ikki yadro orasida joylashishi natijasida barqaror konfiguratsiya hosil bo'lishiga olib keladi.

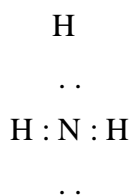
Ftor atomida oktet, ya'ni sakkiz elektronli qavat hosil bo'lishi uchun bir elektron yetishmaydi. Ftorning bir atomini uning ikkinchi atomi bilan birkanda kovalent bog'lanish hosil bo'lishini quyidagicha tasvirlash mumkin:



Azot atomida oktet hosil bo'lishi uchun uch elektron yetishmaydi. Ikki atom azot molekulasining hosil bo'lishini quyidagicha yozish mumkin:



Lengmyur birikuvchi atomlar orasida hosil bo'ladigan elektron juftlarning soni shu element valentligiga teng, deb qabul qildi. Masalan,



molekulasida azot uch valentli, vodorod bir valentli, ya'ni NH₃ ning hosil bo'lishida azotning uchta elektroni ishtirok etadi, lekin bir jufti ishtirok etmaydi. Ana shunday bog'lanishda ishtirok etmay qoladigan elektronlar jufti – yadrolar oralig'ida taqsimlanmagan juft elektronlar deb ataladi. Bunday elektron juftlar ko'pincha erkin elektron jufti deb ham ataladi.

Lyuis va Lengmyurning kovalent bog'lanish haqidagi elektron nazariyasi murakkab bo'lmagan moddalardagi kimyoviy bog'lanishning izohlab berdi; lekin murakkab moddalardagi (ayniqsa kompleks birikmalardagi) kimyoviy bog'lanish tabiatini tushuntira olmadi. Nima sababdan elektron juftlar hisobiga hosil bo'ladi, degan savollarga to'liq javob bera olmadi; bundan tashqari, Lyuis va Lengmyur nazariyasi statik nazariya bo'lib, u elektron va yadrolarning harakatdagi holatini hisobga olmagan edi.

Faqat kvant mexanika asosida kimyoviy bog'lanishning izchil nazariyalari yaratildi. Hozirgi vaqtda kvant mexanikada kimyoviy bog'lanishni tushuntirish uchun ikki uslubdan foydalaniladi. Ulardan biri valent bog'lanish (VB) metodi, ikkinchisi – molekulyar orbitalar (MO) metodidir.

O'zaro birikuvchi atomlarning elektron buluti bir-birini qanchalik ko'p qoplasa kimyoviy bog'lanish shunchalik mustahkam bo'lib, bunday bog'lanishni o'zish uchun shunchalik ko'p energiya talab qilinadi, boshqacha qilib aytganda «bog'lanish energiyasi» shunchalik katta bo'ladi.

Molekuladagi ayni bog'lanishni batamom o'zib, hosil bo'lgan tarkibiy qismlarni bir-biriga hech ta'sir etmaydigan holatga keltirish uchun zarur bo'lgan energiya miqdori bog'lanish energiyasi deyiladi.

Kimyoviy bog'lanish energiyasining miqdori eV yoki kJ · mol⁻¹ bilan ifodalanadi. bog'lanish energiyasining son qiymati o'zaro birikuvchi atomlarning elektron buluti shakliga, molekuladagi yadrolararo masofaga va boshqa faktorlarga bog'liq. Masalan, N₂ molekulasidagi bog'lanish energiyasi 434, 8 kJ · mol⁻¹, O₂ molekulasida 498 kJ · mol⁻¹.

QUTBSIZ VA QUTBLI BOG'LANISH.

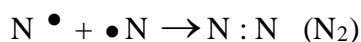
Kovalent bog'lanishning ikki turi: qutbsiz va qutbli bog'lanish ma'lum.

a) Kutbsiz boglanish

Elementlarning elektrmanfiyligi o'zaro teng bo'lganda kovalent qutbsiz bog'lanish hosil bo'ladi. N_2 , O_2 , N_2 va boshqa molekullardagi bog'lanish qutbsiz kovalent bog'lanishdir. Atomlar o'zaro ta'sir etishida birikuvchi atomlar sirtqi qavatlaridagi elektronlarning bir qismini (yoki hammasini) bog' hosil qilishga beradi, buning natijasidagi esa elektronlar jufti hosil bo'ladi. Elektronlar jufti ikki atomga tegishli bo'lib, shu atomlar atrofida aylanadi. Elektron juftlar ikkala atom yadrolari o'rtasida bo'lib, ikkala yadroga tortiladi va atomlarni bir sistema qilib bog'laydi. Quyidagi misollarda qutbsiz kovalent bog'lanishning hosil bo'lishi keltirilgan. G.N. Lyuis kovalent bog'lanishda ishtirok etadigan atomlarni quyidagi ko'rinishda yozishni taklif etdi:



Bu yerda elementning belgisi – yadro, nuqtalar esa sirtqi qobiqdagi elektronlarni ko'rsatadi. Masalan, ikkita vodorod atomidan vodorod molekulasini quyidagicha hosil bo'ladi:



Bunda har bir vodorod atomi o'z elektronini bog' hosil qilishga beradi, natijada ikkala atom uchun ta'luqli elektronlar jufti hosil bo'ladi. bunday bog'lanishda elektronlar jufti har ikkala birikuvchi atom orasida baravar taqsimlanadi (ulardan bir xil uzoqlikda joylashadi), shuning uchun bunday molekullar qutbsiz molekula deb ataladi. Xlorning ikkala atomidan xlor molekulasini hosil bo'ladi:

elektron juftini antiparallel spinli elektronlarga hosil qiladi, chunki shunday elektronlar bir – birini tortadi. Elektronlarning spinlari antiparallel bo'lsa, ikkala atom orasidagi elektr maydoni zaryadining zichligi atrofida katta bo'ladi, yadro atrofida elektron bulutlar bir-birini koplaydi va, natijada, atomlar bir-birini tortadi.

b) qutbli boglanish.

Elektrmanfiyligi bir-biridan ozgina farq qiladigan elementlarning atomlari o'zaro birikkanda qutbli bog'lanish vujudga keladi. Qutbli bog'lanish o'z tabiati jihatidan qutbsiz kovalent bog'lanishdan farq qilmaydi, elektronlar jufti, kovalent bog'lanishdagidek, ikki yadroning o'rtasida bulmay, elektrmanfiy (metallmas) element atomi tomon bir oz siljigan bo'ladi. Bu bog'lanish, odatda, quyidagicha ifodalanadi: masalan HCl va N_2O molekullarining hosil bo'lishi:

Molekula hosil bo'lishida elektronlar juftining bir tomonga siljishi natijasida molekulaning bir tomoni ortiqcha musbat, bir tomoni esa ortiqcha manfiy zaryadlanadi. Bu zaryadlarning og'irlik markazlari bir-biridan ma'lum masofada bo'ladi. Bir molekulada ikkita qutb vujudga kelib, natijada dipol hosil bo'ladi. Miqdoriy jihatdan baravar va bir-biriga nisbatan ma'lum masofada joylashgan, qarama – qarshi elektr zaryadlaridan iborat sistema dipol sistema deb ataladi.

Dipol uzunligi – h ning elektr zaryadi e ga ko'paytmasi dipol momenti deyiladi va μ harfi bilan belgilanadi:

$$\mu = ye \cdot h$$

Masalan, suv molekulasining dipol momenti 1,84 D ga teng. Dipol momenti debay birligi hisobida o'lchanadi. 1 Debay D harfi bilan belgilanadi va 10⁻¹⁸ elektrstatik birlikka teng.

Dipol momentining qiymati qutbli bog'lanishning qay darajada qutblanganligini ko'rsatadi. Binobarin, suv molekulasida qutbli molekuladir.

Dipol momenti noldan katta bo'lgan molekular qutbli molekular deb, dipol momenti nolga teng bo'lgan molekular esa qutbsiz molekular deb ataladi.

Qutbli molekularga suv molekulasidan tashqari, spirt hamda vodorod galogenidlar molekulari, qutbsiz molekularga esa benzol va uglevodorodlar molekulari misol bo'la oladi.

METALL BOG'LANISH

Metallarning suyuqlanish va qaynash haroratining yuqoriligi, metall

sirtidan yorug'lik va tovushning qaytishi, ulardan issiqlik va elektr oqimining yaxshi o'tishi, zarb ta'sirida yassilanishi kabi xossalari metallarning eng muhim fizikaviy xossalari. Bu xossalari faqat misollarga xos bo'lgan metall bog'lanish mavjudligi bilan tushuntiriladi.

Metall atomida valent elektronlar soni unchalik ko'p emas, lekin metall atomida elektronlar bilan to'lmagan orbitallar ko'p. Valent elektronlar metall atomining yadrosi bilan zaif bog'langan. Shuning uchun ular metallning kristall panjarasidagi metall ionlari orasida erkin harakat qiladi. Metall tuzilishini quyidagicha tasavvur qilish kerak: metallning kristall panjara tugunlarida musbat zaryadli metall ionlari (kationlar) zich joylashgan bo'lib, atomlarning valent elektronlari panjara ichida erkin harakat qiladi. Bu elektronlarning harakati gaz molekularining harakatini eslatganligi uchun ular elektron gaz deb atalgan. Demak, har bir atom o'z valent elektronini o'rtaga tashlaydi va ular ko'p miqdordagi metall ionlarini bir-biri bilan bog'lab turadi. Shu bilan birga bu elektronlar erkin harakatlanadi. Binobarin, metallarda kimyoviy bog'lanishning harakatchan turi borligi ko'rinadi.

Metall bog'lanish qattiq va suyuq holdagi metallar uchun xosdir. Bu bir-biriga bevosita yaqin joylashgan atomlar agregatlarining xossalari. Lekin barcha moddalarning atomlari kabi metallarning atomlari ham bug' holatida bir-biri bilan kovalent bog'lanish orqali bog'langan bo'ladi. Metallarning buglari alohida molekularlardan (bir atomli va ikki atomli) tarkib topgan bo'ladi. Kristalda bog'lanish po'xtaligi metall molekulasidagidan kuchli, shu sababli metall kristali hosil bo'lish jarayoni energiya ajralib chiqishi bilan boradi.

Metall bog'lanish kovalent bog'lanishga ma'lum darajada o'xshaydi, chunki u ham valent elektronlarning umumlashishiga asoslangan. Lekin kovalent bog'lanishni vujudga keltiradigan elektronlar birikkan atomlarga yaqin va ular bilan po'xta bog'langan bo'ladi. Metall bog'lanishni hosil qiladigan elektronlar esa barcha kristall boylab erkin harakatlanadi va uning barcha atomlariga tegishli bo'ladi. Xuddi shuning uchun ham kovalent bog'lanishli kristallar mo'rt, metall bog'lanishlilari – plastik, ya'ni ular zarba ta'sirida o'z shaklini o'zgartiradi, yupka listlar bo'lib yoyiladi va sim bo'lib chuziladi.

VODOROD BOG'LANISH

Yuqorida ko'rib o'tilgan ion, kovalent, metall, donor-aktseptor kabi bog'lanishlar kimyoviy bog'lanishning asosiy turi hisoblanadi. Atom va molekular orasida bu xil bog'lanishlardan tashqari yana ikkinchi darajali bog'lanish hili - vodorod bog'lanish hamda molekulararo tortishish kuchlari (Vander-Vals kuchlari) ham mavjud. Orientatsion, dispersion va induksion kuchlar ham shular jumlasiga kiradi. D.I.Mendeleev davriy sistemasidagi V,VI va VII guruh metallmaslarning vodorodli birikma (gidrid) larining qaynash haroratini o'rganish natijasida nazariya bilan tajriba orasida nomuvofiklik mavjudligi aniqlangan. Chunonchi NF, N₂O va NH₃ ning qaynash harorati kutilgandan yuqoriroq bo'lib chiqqan. N₂O ning qaynash harorati N₂S ning qaynash haroratidan pastroq bo'lishi kerak edi, chunki moddalarning qaynash harorati ularning

molekulyar massasiga proporsionalligi juda ko'p hollarda kuzatiladi. Shuningdek, HF ning qaynash harorati HCl nikidan, NH_3 niki esa RN_3 nikidan past bo'lishi lozim edi. Lekin tajriba buning teskarisini ko'rsatdi. Buning sababini vodorod bog'lanish nazariyasi bilan izohlash mumkin. Chunki vodorod bog'lanish borligi tufayli NF, H_2O , NH_3 moddalarining molekulari o'zaro tortishib yiriklashgan, ya'ni $(\text{HF})_n$, $(\text{H}_2\text{O})_n$, $(\text{NH}_3)_n$ holatida bo'ladi. Shunga ko'ra vodorod fluorid, suv va ammiakning qaynash harorati yuqoridir.

Vodorod bog'lanishning asosiy mohiyati shundan iboratki, biror modda molekulasida fluor, kislorod, azot kabi elektrmanfiy elementlarning atomlari bilan birikkan bir valentli vodorod atomi yana boshqa fluor, kislorod va azot atomlari bilan kuchsiz bog'lanish xususiyatiga ega. Buni quyidagi misollardan oson tushunish mumkin. Masalan, NF da N atomi elektroni fluor atomi tomon siljigani tufayli u shartli ravishda musbat zaryadga ega bo'lib qoladi, ya'ni vodorod ionini hosil bo'ladi deyish mumkin.

Boshqa fluor yoki kislorod atomining juft elektronlari vodorod ionini o'ziga tortadi, natijada vodorod atomi ikki tomondan bog'lanib qoladi:



umuman $(\text{HF})_n$, bu yerda $n = 2, 3, 4, 5, 6$ bo'lishi mumkin.

Demak, elektrmanfiyligi katta bo'lgan element atomi bilan boshqa molekuladagi vodorod atomi orasida vujudga keladigan ikkinchi darajali kimyoviy bog'lanish vodorod bog'lanish deb yuritiladi. Lekin bu bog'lanishning energiyasi unchalik katta emas. U $8 - 42 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ni tashkil qiladi. Molekulararo tortishish kuchlarining mustahkamligi esa $0,1 - 8,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ atrofida bo'ladi.

NAZORAT SAVOLLARI.

1. Kimyoviy bog'lanish qanday kattaliklar bilan tavsiflanadi?
2. Erkin radikal, ion, molekula tushunchalariga ta'rif bering. Kimyoviy bog'lanishni tushuntirishda qanday ikki kuchni e'tiborga olish kerak?
3. Kimyoviy bog'lanish haqida qanday nazariyalar mavjud? Kossel va Lyuis nazariyalarining farqi nimadan iborat?
4. Ionlanish potentsiali, elektronga moyillik, elektrmanfiylik tushunchalariga ta'rif bering.
5. Kimyoviy bog'lanishturlari haqida gapirib bering.
6. Kovalent va qutbli bog'lanish hamda ularning xossalari, valent bog'lar haqida nimalarni bilasiz?
7. Ion bog'lanish qanday amalga oshadi? Misollar keltirib tushuntiring.
8. Metall bog'lanish qanday amalga oshadi? U qaysi bog'lanishga o'xshash bo'ladi?
9. Yakka, qo'sh va qarrali bog'lanishlar to'g'risida nimalarni bilasiz?
10. Donor-aktseptor bog'lanish qanday amalga oshadi? Misollar keltirib tushuntiring.
11. Qanday bog'lanishga dativ bog'lanish deyiladi? Qisqacha tushuncha bering.
12. Delokallanish qanday amalga oshadi? Misol keltirib tushuntiring.
13. Vodorod bog'lanish qanday amalga oshadi? Misollar keltirib tushuntiring.

7-ma'ruza: MOLEKULANING FAZOVIY TUZILISHI

Reja:

1. Kovalent bog'li molekularning xususiyatlari.

2.Kovalent bog‘ning fazoda yo‘nalishi.

3.Elektron orbitallarning qoplashini molekula tuzilishiga t‘siri.

Molekulaning muayyan shakl va tuzilishiga ega bo‘lishi undagi atomlarning qat‘iy bir tartibda joylashishini ko‘rsatadi. Boshqacha aytganda, molekulardagi valentliklar barcha tomonga bir xil yo‘nalgan emas, balki muayyan yo‘nalishlarda “mahkamlangan”, kovalent bog‘ yo‘nalishiga ega deyimiz. Kovalent bog‘ shu jihatdan ham ion bog‘dan farq qiladi. Ion bog‘ yo‘nalishiga ega emas. Chunki ion bog‘ ikkita qarama – qarshi zaryadning elektrostatik tortishib turishidan vujudga keladi. Bu zaryadlar izotrop (hamma yo‘nalishlarda bir xil) dir. Ko‘p elektronli sistemalar (molekular) da elektron zaryadlari bir tekis va sferik simmetrik taqsimlanmagan. Bu – molekulardagi ximiyaviy bog‘larni hosil qiladigan kuchlar ion bog‘lardagi kabi hamma tomonga bir xilda yo‘nalmaganligini ko‘rsatadi. Kovalent bog‘ning bu xususiyati shu bog‘ni vujudga keltiradigan elektron bulutlarning fazoda yo‘nalishiga ega bo‘lishidan kelib chiqadi. Elektron bulutlarning fazoviy yo‘nalishiga ega bo‘lishining sababi nimada? Ikkinchi davr elementlaridan azot va kislorodning tashqi qavatidagi elektronlar muvofiq ravishda 5 va 6 ta. Shundan azot atomida ikkita elektron juftlashganu, lekin umumlashmagan. Klorodda esa, ikkita umumlashmagan elektron jufti bor. Ma‘lumki, elementning sirtqi qavatida nechta toq spinli elektroni bo‘lsa, u bog‘ hosil qilishda shu elektronlari va ular joylashgan orbitallari bilan ishtirok etadi. Azot atomi va vodorod atomlaridan ammiak hosil bo‘lishida azot atomining p - orbitallari vodorodning $1s$ – orbitallari bilan qoplanadi. $1s$ – orbitallar sharsimon bo‘lganidan p - orbitallar bilan qoplanganida, ularning fazodagi o‘rni p - orbitallarning joylashishiga bog‘liq. Uchta p - orbitalni fazoda x , y , z o‘qlari bo‘ylab joylashtirish mumkin. Koordinata markazi azot atomiga muvofiq keladi. Koordinata markazidan turib turgan holda o‘qlar yo‘nalishlarini pastga qaratilsa B ga o‘xshagan shakl, uch burchakli piramida hosil bo‘ladi. p - orbitallarning ikkinchi yarmi ham xuddi shunday piramida hosil qiladi. Endi vodorod atomlarining $1s$ – orbitallarining uchta p - orbital bilan qoplangan holati (V) ni olib ko‘raylik. ($1s$ – orbitallar gantellarning pastki pallalari bilan qoplanadimi yoki yuqoridagilari bilan qoplanadimi, buning ahamiyati yo‘q. Har ikkala qoplanish bir xil natijaga olib keladi. Sxemada pallalarning pastki qismi bilan qoplanish ko‘rsatilgan). Uchta qoplanish joyining har birida ikkitadan, jami oltita elektron bo‘ladi. Elektronlarning uchtasini uchta vodorod atomi, qolgan uchtasini azot atomi berganligi tufayli uchta juft azot va vodorod atomlari uchun umumiydir. x , y , z koordinata o‘qlari bir – biriga perpendikulyar, ular orasidagi burchak esa 90° . u holda azot atomidan piramidaning asoslari tomon yo‘nalgan chiziqlar – azot atomining valentliklari orasidagi burchak ham shunga teng bo‘ladi. Odatda bu hol azot atomining valentliklari piramida uchidan uning asoslari tomon yo‘nalgan deyiladi. Demak, ammiak molekulasida uch burchakli piramida tuzilishiga ega bo‘lishi, N – H bog‘lar o‘rtasidagi burchak 90° ga teng bo‘lishi kerak. p - orbitallarning x , y , z o‘qlari bo‘ylab joylashishi sababi sxema V dan ko‘rinib turibdi: qoplanish joyidagi elektron juftlar bir – biridan qochadi. Ana shunday joylashgandagina ular orasidagi masofa eng uzoq va o‘zaro itarilish kuchlari minimal bo‘ladi. Shunday qilib, p - orbitallarni fazoda muayyan tartibda joylashishga majbur qiladigan omil ular boshqa biror orbital (misolimizda $1s$) bilan qoplanganida, qoplanish joyida mavjud elektron juftlarning bir – biridan qochishi hamda molekulaning bu itarilishni minimumga keltirishga intilishidir. Shunga o‘xshash mulohazalar asosida, kislorodning ikkita p va vodorod atomlarining ikkita $1s$ – orbitallari qoplanib, suv molekulasida hosil qilishida ham p - orbitallar x , y , z o‘qlari bo‘ylab joylashishini, ularning ikkitasi vodorodning $1s$ – orbitallari bilan qoplanishini, qoplash joyida ikkita elektron juft bo‘lishini, elektronlarning ikkitasi kislorodning toq elektronlari, yana ikkitasi vodorodga tegishli elektronlar ekanligini, uchinchi p -orbitalda kislorodning umumlashmagan jufti joylashishini isbot qilish mumkin. O-N bog‘lar o‘rtasidagi burchak 90° ga teng bo‘lishi tushunarli.

Demak, suv molekulasida burchakli (yassi) tuzilishli bo‘lishi kerak. Lekin spektral ma‘lumotlar va boshqa tadqiqotlar ammiak va suv molekularining tetraedrik tuzilganligini,

ammiakdagi N-N, suvdagi O-N bog'lar o'rtasidagi valent burchaklar muvofiq ravishda 107,3 hamda 104,5^o ga tengligini ko'rsatadi.

Molekulalarning hajmlari to'g'risidagi dastlabki ma'lumotlar kinetic nazariya asosida olingan bo'lib, bu nazariyaga binoan molekulalar elastic shartlar deb qabul qilinadi. Kinitik energiyaga binoan molekulalar to'qnashish vaqtida o'zaro yaqinlashib keladigan eng kichik masofa ularning diametrlari deb qabul qilinadi. Effektiv radiusni kinetic nazariyasiga binoan

topish uchun $v(\text{shar}) = 4\pi r_0^3$ formuladan foydalanamiz. O'zaro to'qnashayotgan ikkita sfera uchun hajmi $2V(\text{shar})$ gat eng bo'ladi.

$$2V = 2 \cdot \frac{4}{3} \pi r_0^3 = 2V_0 \quad \text{Vander - Baals tenglamasiga binoan } v = n N_A V_0 \text{ edi. Bundan}$$

$$V_0 = \frac{V_K}{3} \cdot \frac{V_K}{12 N_A}; \quad \text{Kritik xolat uchun } V_K = 3v; \quad v = \frac{V_K}{3}$$

Demak,

$$V_0 \frac{V_K}{3} \cdot \frac{1}{4 N_A} = \frac{V_K}{12 N_A}; \quad \frac{4}{3} \pi r_0^3 = \frac{V_K}{12 N_A}$$

$$R_0^3 = \frac{Bk}{16 P N_A}; \quad r_0 = \frac{PK}{16 \pi N_A} \quad r_0 = \frac{1}{2} \sqrt[3]{\frac{V_K}{2 \pi N_A}}$$

Demak, r_0 ni topish uchun real moddalarning kritik parametrlaridan biri bo'lgan kritik hajmni topish kifoY.

Bundan tashqari gaz holdagi modda molekulalarining ozod yo'l uzunligi

$$e = \frac{1}{\sqrt{2 N_1 \pi d^2}}$$

Formulasidan ham foydalanish mumkin. Bu yerda N_1 – hajm birligidagi molekulalar soni pd^2 – molekulani o'rab turgan va boshqa molekulalar kirolmaydigan sharning kesmasining yuzasi; d – molekulaning diametri.

$$\text{Gazning yopishqoqligini } \eta = \frac{N_1 m W}{3} \text{ ga teng.} \quad (1)$$

W – gaz molukalalarining o'rtacha tezligi, birinchi formulaga 1 –ning qiymatini qo'yib n -ni 2 ta gaz uchun yozsak

$$\eta = \frac{N_1 m W \sqrt{2 N_1 \pi d^2}}{3} \quad \eta_1 = \frac{N_1^2 m_1 W_1 \sqrt{2 \pi d_1^2}}{3}$$

$$\eta_2 = \frac{N_1^2 m_2 W_2 \sqrt{2 \pi d_2^2}}{3}$$

$$\frac{\eta_2}{\eta_1} = \frac{m_2 W_2 d_2^2}{m_1 W_1 d_1^2}$$

$n_2 - n_1$ ga nisbatini topsak Agar birinchi gal sifatida biror etalon gaz (N_2, Ar, Kr) olinsa va $m = M/N_A$ dan topilishini e'tiborga olib

$$d_2^2 = \frac{\eta_2 \cdot m_1 W_1^2}{\eta_1 \cdot m_2 W_2}$$

bo'yicha tekshirilayotgan gaz molekulasining kinetic diametric topiladi. Bu yerda n_1, n_2, W_1, W_2 va a_1 lar tajriba asosida topiladi.

Ba'zi moddalar molekularining effektiv diametrlari

Modda	$D_{eff} (d_2)_1$	A Modda	$D_{eff} (d_2)$
He	3.20	N_2	3.80
Ar	3.66	C_7H_{16}	26.7
H_2	2.75	C_8H_{18}	34.9

Kimyoviy bog'larning uzunligi renttsi nurlari va elektron oqimlarining ularning to'liqinsimon tabiati tufayli diffraksiyanishiga asoslashgan. Bunday tajribalarda Bulf -Breg formulasidan foydalaniladi:

Kvant mexanika kimyoviy kuch (valentlik) yo'nalishga ega ekanligini ko'rsatdi. Bu narsa valent elektronlar egallab turgan atom orbitallarining hiliga bog'liq.

AO: s bog'lanishda tanlangan yo'nalishi yo'q.

p bog'lanishlar	90°	burchak	ostida	yo'nalish
sp	"	180°	"	"
sp^2	"	120°	"	"
sp^3	"	$109^\circ 20'$	"	"
sp^2d	"	90°	"	"
sp^3d^2	"	90°	"	"

Demak, molekular o'z geometrik tuzilishiga qarab sferik (s), to'g'ri burchakli (p), chiziqlar (sp), planar (sp^2), teatdaedri (sp^3), planar kvadratik (sp^2d), oktaekdrik (sp^3d^2) bo'lishi mumkin. Boshqacha holler ham bo'lishi mumkin.

Bog' hosil qiluvchi elektronlarning qanday AO larni turganligiga qarab molekular turli fazoviy tuzilishga ega bo'ladi. Bunday masalalarni sterxoximim o'rganadi. Karro bog'lar bilan bog'langan uglerod atomlari asitilen kabi chiziqli yoki etilen kabi planar molekularni hosil qiladi. Benzod va naftalin molekulari ham plapardir, chunki ularda sp^2 xilidagi gibridlanish mavjud:

Bunday fazoviy tuzilish o'z navbatida aromatiklikni ta'mirlaydi. n - bog'larini hosil qiluvchi va 2p orbitallarda joylashgan r - elektronlar o'zaro to'la -to'kis qoplanadi. Bunday qoplanishning butun xalqa bo'yicha ro'y berishi aynan aromatiklikni belgilaydi. Siklooktatetrayenda n - bog'lari o'zaro fazoda joylashganligi uchun ular qoplasha olmaydi. Aromatiklik ro'yobga chiqolmaydi. Sikloalkanlarda "vanna" va "kreslo"-konformatsiyalarining paydo bo'lishi ham

Bu konformatsiyalar osonlik bilan bir -biriga o'tib turadi. Ammo potensial to'siqning qiymati katta bo'lsa, molekularning kinetic energiya zapasi uni yengib o'tishga yetmaydi va konformatsiyalar o'zaro barqaror bo'ladi.

8-ma'ruza: ATOM ORBITALLARING GIBRIDLANISHI VA ULARNING TURLARI

Reja:

1. Gibrid orbitallarining hosil bo'lishi.
2. Tetraedrik yoki sp^3 gibridlanish funksiealari.
3. Trigonal yoki sp^2 gibridlanishda p-bog'ning tuzilishi.

4. Digonal yoki sp gibridlanish va gibridlanishning boshqa turlari.

5. Bog'lar uzunligi va energiasining gibridlanish turiga bog'liqligi.

Gibridlanish. L. Poling turli atom orbitallari bir-biri bilan qo'shib ulardan "o'rtacha" yoki "oraliq" orbitallaryuzaga keladi degan fikrni aytdi. Masalan, uglerod atomining bitta *s*- va uchta *p*- orbitali qo'shib, to'rtta bir xil "oraliq" orbital hosil bo'ladi. Oraliq orbital gibrid orbital deb ataladi. (gibrid so'zi qo'shilish, chatishish degan ma'noni anglatadi).

Metallarning suyuqlanish va qaynash haroratining yuqoriligi, metall

sirtidan yorug'lik va tovushning qaytishi, ulardan issiqlik va elektr oqimining yaxshi o'tishi, zarb ta'sirida yassilanishi kabi xossalari metallarning eng muhim fizikaviy xossalari. Bu xossalari faqat misollarga xos bo'lgan metall bog'lanish mavjudligi bilan tushuntiriladi.

Metall atomida valent elektronlar soni unchalik ko'p emas, lekin metall atomida elektronlar bilan to'lmagan orbitallar ko'p. Valent elektronlar metall atomining yadrosi bilan zaif bog'langan. Shuning uchun ular metallning kristall panjarasidagi metall ionlari orasida erkin harakat qiladi. Metall tuzilishini quyidagicha tasavvur qilish kerak: metallning kristall panjara tuzilishida musbat zaryadli metall ionlari (kationlar) zich joylashgan bo'lib, atomlarning valent elektronlari panjara ichida erkin harakat qiladi. Bu elektronlarning harakati gaz molekularining harakatini eslatganligi uchun ular elektron gaz deb atalgan. Demak, har bir atom o'z valent elektronini o'rtaga tashlaydi va ular ko'p miqdordagi metall ionlarini bir-biri bilan bog'lab turadi. Shu bilan birga bu elektronlar erkin harakatlana oladi. Binobarin, metallarda kimyoviy bog'lanishning harakatchan turi borligi ko'rinadi.

Metall bog'lanish qattiq va suyuq holdagi metallar uchun xosdir. Bu bir-biriga bevosita yaqin joylashgan atomlar agregatlarining xossalari. Lekin barcha moddalarning atomlari kabi metallarning atomlari ham bug' holatida bir-biri bilan kovalent bog'lanish orqali bog'langan bo'ladi. Metallarning bug'lari alohida molekullardan (bir atomli va ikki atomli) tarkib topgan bo'ladi. Kristalda bog'lanish po'xtaligi metall molekulasidagidan kuchli, shu sababli metall kristali hosil bo'lish jarayoni energiya ajralib chiqishi bilan boradi.

Metall bog'lanish kovalent bog'lanishga ma'lum darajada o'xshaydi, chunki u ham valent elektronlarning umumlashishiga asoslangan. Lekin kovalent bog'lanishni vujudga keltiradigan elektronlar birikkan atomlarga yaqin va ular bilan po'xta bog'langan bo'ladi. Metall bog'lanishni hosil qiladigan elektronlar esa barcha kristall boylab erkin harakatlanadi va uning barcha atomlariga tegishli bo'ladi. Xuddi shuning uchun ham kovalent bog'lanishli kristallar mo'rt, metall bog'lanishlilari – plastik, ya'ni ular zarba ta'sirida o'z shaklini o'zgartiradi, yupka listlar bo'lib yoyiladi va sim bo'lib chuziladi.

Yuqorida ko'rib o'tilgan ion, kovalent, metall, donor-aktseptor kabi bog'lanishlar kimyoviy bog'lanishning asosiy turi hisoblanadi. Atom va molekular orasida bu xil bog'lanishlardan tashqari yana ikkinchi darajali bog'lanish hili - vodorod bog'lanish hamda molekulararo tortishish kuchlari (Vander-Vals kuchlari) ham mavjud. Orientatsion, dispersion va induksion kuchlar ham shular jumlasiga kiradi. D.I. Mendeleev davriy sistemasidagi V, VI va VII guruh metallaslarining vodorodli birikma (gidrid) larining qaynash haroratini o'rganish natijasida nazariya bilan tajriba orasida nomuvofiklik mavjudligi aniqlangan. Chunonchi NF, N₂O va NH₃ ning qaynash harorati kutilgandan yuqoriroq bo'lib chiqqan. N₂O ning qaynash harorati N₂S ning qaynash haroratidan pastroq bo'lishi kerak edi, chunki moddalarning qaynash harorati ularning molekulyar massasiga proporsionalligi juda ko'p hollarda kuzatiladi. Shuningdek, HF ning qaynash harorati HCl nikidan, NH₃ niki esa RN₃ nikidan past bo'lishi lozim edi. Lekin tajriba buning teskarisini ko'rsatdi. Buning sababini vodorod bog'lanish nazariyasi bilan izohlash mumkin. Chunki vodorod bog'lanish borligi tufayli NF, H₂O, NH₃ moddalarning molekulari o'zaro tortishib yiriklashgan, ya'ni (HF)_n, (H₂O)_n, (NH₃)_n holatida bo'ladi. Shunga ko'ra vodorod florid, suv va ammiakning qaynash harorati yuqoridir.

Vodorod bog'lanishning asosiy mohiyati shundan iboratki, biror modda molekulasida fluor, kislorod, azot kabi elektrmanfiy elementlarning atomlari bilan birikkan bir valentli vodorod atomi yana boshqa fluor, kislorod va azot atomlari bilan kuchsiz bog'lanish xususiyatiga ega. Buni quyidagi misollardan oson tushunish mumkin. Masalan, NF da N atomi elektroni fluor atomi tomon siljigani tufayli u shartli ravishda musbat zaryadga ega bo'lib qoladi, ya'ni vodorod ioni hosil bo'ladi deyish mumkin.

Demak, elektrmanfiyligi katta bo'lgan element atomi bilan boshqa molekuladagi vodorod atomi orasida vujudga keladigan ikkinchi darajali kimyoviy bog'lanish vodorod bog'lanish deb yuritiladi. Lekin bu bog'lanishning energiyasi unchalik katta emas. U $8 - 42 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ni tashkil qiladi. Molekulararo tortishish kuchlarining mustahkamligi esa $0,1 - 8,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ atrofida bo'ladi.

NAZORAT SAVOLLARI.

13. Kimyoviy bog'lanish qanday kattaliklar bilan tavsiflanadi?
14. Erkin radikal, ion, molekula tushunchalariga ta'rif bering. Kimyoviy bog'lanishni tushuntirishda qanday ikki kuchni e'tiborga olish kerak?
15. Kimyoviy bog'lanish haqida qanday nazariyalar mavjud? Kossel va Lyuis nazariyalarining farqi nimadan iborat?
16. Ionlanish potentsiali, elektronga moyillik, elektrmanfiylik tushunchalariga ta'rif bering.
17. Kimyoviy bog'lanishturlari haqida gapirib bering.
18. Kovalent va qutbli bog'lanish hamda ularning xossalari, valent bog'lar haqida nimalarni bilasiz?
19. Ion bog'lanish qanday amalga oshadi? Misollar keltirib tushuntiring.
20. Metall bog'lanish qanday amalga oshadi? U qaysi bog'lanishga o'xshash bo'ladi?
21. Yakka, qo'sh va qarrali bog'lanishlar to'g'risida nimalarni bilasiz?
22. Donor-aktseptor bog'lanish qanday amalga oshadi? Misollar keltirib tushuntiring.
23. Qanday bog'lanishga dativ bog'lanish deyiladi? Qisqacha tushuncha bering.
24. Delokallanish qanday amalga oshadi? Misol keltirib tushuntiring.
13. Vodorod bog'lanish qanday amalga oshadi? Misollar keltirib tushuntiring.

9-ma'ruza: MOLEKULYAR ORBITALLAR METODI

1. Turli AO larda bog'lovchi va ajratuvchi MO larning hosil bo'lishi.
2. MO larning electron konfiguratsiyasi.
3. Bog' tartibi yoki bog'ning karaliligi.

Hamma atomlar va molekulalar ionlanish qobiliyatiga ega. Ionlanish potentsiali deb normal holatda turgan elektroneytral atomdan bitta (birinchi) elektroni uzib chiqib ketish uchun kerak bo'lgan va elektron – voltlar (eV) da o'lchanadigan energiyaga aytiladi. Metallarning ionlanish potentsiali metallmaslarnikidan kichik bo'ladi. Shuning uchun ular kuchli qaytaruvchilar xisoblanadilar.

Atomlar manfiy zaryadlangan holga ham o'tishi mumkin. Buning uchun ular o'zlariga bitta ortiqcha elektroni qo'shib olishlari kerak. Shunday jarayon vaqtida ajralib chiqadigan energiyaga ushbu atomning elektronga moyilligi deyiladi. Biror elementning atomi uchun bu ikki kattalikning yig'indisi elektromanfiylik deyiladi va u x (ksi) harfi orqali ifodalanadi. $x(\text{Li})=5,61\text{eV}$ elektromanfiylikning birligi deb qabul qilishgan. Shunga binoan: formulasi bo'yicha topiladi.

Ba'zi elementlarning nisbiy elektromanfiyligi

H-2.1						
Li -0.97	Be-1.47	B-2.01	C-2.50	N-3.07	O-3.5	P-1.1

Na-1.01	Mg 1,23	Al-1.47	Si-1.74	P-2.1	S-2.5	Sl-2.83
K-0.91	Ca- 1,04	Ga-1.82	Ge-2.02	As-2.20	Se-2.48	Br-2.74
Rb- 0.98	Sr-0.9	In-1.49	Sn-1.72	Sb-1.82	Te-2.01	I-2.21
Cs- 0.96	Ba-0.979	Tl-1.44	Pb-1.55	Bi-1.67	Po-1.76	At-1.90

Ionlanishi amalgam oshirishning qator usullari ma'lum. Termik ionlanish, elektr maydon ta'sirida va elektron to'qnashishi tufayli ionlanish, fotoionlashish va boshqalar.

Molekulalarning qutblanuvchanligi.

Agar elektr kondensator ilastinkalari orasiga biror dielektrik kiritilsa, ilastikalarning elektr sig'imi 3 marta ortadi. $C = \epsilon C_0$ ($\epsilon(\text{havo})=1$, $\epsilon(\text{He})=1.05$, $\epsilon(\text{H}_2\text{O})=79.5$, $\epsilon(\text{HCN})=95.0$ va h.k.

Kondensator plastikalari o'rtasida vakuum bo'lganida ($\epsilon=1$) maydon kuchlanishligi E_0 deylik. Agar plastinkalar orasiga biz tekshirayotgan modda kiritilsa va uning dielektrik doimiyligi ϵ (ensilon) gat eng bo'lsa, kondensator plastinkalari orasidagi elektr kuchlanishlik E marta kamayadi, ya'ni

bo'ladi. Bunda

maydon kuchlanishligi E_0 moddaning ushbu maydon ta'sirida qutublanishi P xisobiga kamayadi va bu kamayish dielektriklar nazariyasiga binoan $4\pi P$ ni tashkil qiladi. Demak, E ni E_0 ga tenglash uchun unga $4\pi P$ ni qo'yish kerak

$$\epsilon_0 = \delta + 4\pi P \quad (2)$$

$$(1) \quad \text{va (2) dan} \quad \epsilon E = E + 4\pi P; \quad \vec{P} = \frac{\epsilon - 1}{4\pi} \cdot E$$

moddaning umumiy (makroskonik) qutblanishi P ayrim molekulalarning qutblanishining yig'indisidan iborat: $P = N_1 P_0$. bu yerda N_1 - 1 cm^3 hajmdagi moddani tashkil qiluvchi molekulalar soni P_0 - har bir molekulaning qutblanish qiymati. Kondensator plastinkalar orasidagi istalgan bitta molekulaga tashqi E maydoniga ta'sir qilib qolmasdan, balki molekulamizni o'rab turgan ichki lokal molekulalar maydon ham ta'sir qiladi. Qo'shni molekulalar tashqi elektr maydoni ta'sirida orientatsiyalangan holda bo'lganligi uchun ular tashqi maydonga o'z hissi bilan qo'shiladi. Shuning uchun tanlab olingan molekulaga ta'sir

qilayotgan effektiv maydon $\epsilon_{eff} > \epsilon$. Nazariy xisoblashlar yo'li bilan aniqlanganki

$$A_{eff} = A + \frac{4\pi}{3} P \quad (1)$$

Nazariyaga binoan bitta molekulaning qutblanishi P_0 uning qutblanuvchanligi a va unga ta'sir qilayotgan elektr maydonning kuchlanishligiga to'g'ri proporsional.

$$(5) \quad \vec{P}_0 = aE$$

a - intensivlik faktori;

E - ekstensivlik faktori.

$$\text{Bizning misolda} \quad A_{eff} = A + \frac{4\pi}{3} P.$$

Demak

$$(6) \quad \vec{P}_0 = aE = aE_{eff} = a \left(E + \frac{4\pi}{3} p \right)$$

Bu yerdagi $\vec{p} = \frac{A-1}{4\pi} A$ edi. \vec{P} va \vec{P}_0 o'rtasida quyidagi bog'lanish mavjud edi.

$$\vec{P} = N_1 \vec{P}_0; \quad \vec{P}_0 = \frac{\vec{P}}{N_1} = \frac{E-1}{4\pi} E \cdot \frac{1}{N_1} = \frac{E-1}{4\pi N_1} E \quad (7)$$

Demak (6) ga binoan (7) va (3) ni xisobga olgan holda yoza olamiz.

$$\frac{1E-1}{N_1 4\pi} \sqrt{2} = a \left(E + \frac{4\pi}{3} p \right) = a \left(E + \frac{4\pi}{3} \cdot \frac{E-1}{4\pi} E \right) = a \left(E + \frac{E-1}{3} \right) E - aE \left(\frac{E+2}{3} \right);$$

$$\frac{1}{N_1} \cdot \frac{E-1}{4\pi} = (E+2) \frac{a}{3}$$

$$\frac{E-1}{E+2} = \frac{4\pi N_1 a}{3} \quad (8)$$

1 cm³ hajmda N₁ ta molekula bor bo'lsa, $V_{mol} = \frac{M}{d}$ hajmda N_A ta molekula bor bo'ladi.

$$N_1 \cdot \frac{M}{d} = N_A; \quad N_1 = N_A \frac{d}{M}$$

Demak

$$\frac{E-1}{E+2} = \frac{4\pi}{3} \cdot \frac{N_A \cdot d}{M} a \quad \text{yoki} \quad \frac{E-1M}{E+2d} = \frac{4\pi N_A}{3} a \quad (9)$$

(9) – Klauzius – Mosotti tenglamasi deyiladi. Undan $a = [(1/d)]$ chiqadi. Demak, temperature o'trgan sari d kamayganligi tufayli moddaning qutblanuvchanligi a ortadi. Qutblanuvchanlik modda zichligiga teskari proporsional va dielektrning doimiyiligiga bog'liq,

chunki $\frac{E-1}{E+2}$ birga teng emas. Keltirib chiqarilgan yuqorida aytganimizdek Klauzius – Mosotti nomi bilan yuritiladigan tenglama moddalarning elektr xossalarini ularning tashqi elektr maydonidagi holatini tekshirish, tahlil qilish yo'li bilan aniqlanar ekan.

14-ma'ruza: MOLEKULALARNING TASHQI ELEKTR MAYDONIDAGI QUTUBLANUVCHANLIGI

Reja:

1. Qutbsiz va qutbli moddalarning qutblanishi.

2. Klauzius – Mosotti – Debay formulasi.

3. Induksiyalangan dipol momenti

Moddalarning qutblanuvchanligi a uch qismdan iborat:

1. Tashqi maydon ta'sirida molekulalardagi elektronlarning yadroga nisbatan muvozanat holatidan siqilishi. Bunday qutblanish induksiyalangan dinol momentining paydo bo'lishiga olib

keladi. $M_{nid} = a_{ed} A$; $a_{ed} \neq f(T)$ Ya'ni temperaturaga deyarli bog'liq emas. Ya'ni ular juda yengil zarrachalar bo'lganliklari uchun $T \ll T_0$ ga yaqin temperaturadayoq, ular juda tez harakat qiladi.

2. Atom qutblanuvchanlik. Elektr maydoni vositasida elektronlarning qutblanishi yadrolarning bir –biriga qutblanishiga, siljishiga olib keladi.

3. Doimiy dipolo momenti (M_0) ga ega bo'lgan molekulaning tashqi maydonga ma'lum yo'nalishga ega bo'lib joylashishi orientatsion qutblanuvchanlik a_{op} ga bog'liq. Demak

$$a_{ym} = a_{al} + a_{at} + a_{op} \quad a_{op} = f(T) \quad (1)$$

(1) ni Klauzius – Mosotti formulasi olib borib qo'ysak

$$\frac{E-1}{E+2} \cdot \frac{M}{a} = \frac{4\pi N_A}{3} (a_{el} + a_{at} + a_{op}) = P \quad \text{P-umumiy qutblanish}$$

$$\frac{4\pi N_A}{3} a_{at} - P_{atom} \quad \frac{4\pi N_A}{3} a_{op} \quad \text{va} \quad \frac{4\pi N_A}{3} a_{el} = R$$

(refraksiya) deb belgilaylik.

Yorug'likning lektromagnit nazariyasiga binoan $A=n^2 a$ (Maksvell formulasi)

$$\frac{n^2 - 1}{n^2 + 2} \cdot \frac{M}{d} = R \quad \text{Lorenti – Lorents formulasi deyiladi.}$$

Elektr maydoni sifatida yorug'likdan foydalanayotgan bo'lsak, bunday maydonning chastotasi $\nu=10^{15}$ ga teng. Bunday maydonlar atomining na molekulaning qutblanishi ro'y bera olmaydi. Chunki ularning massasi elektronnikidan minglarcha marta

Shuning uchun bunday maydonda faqat elektronlarning qutblanishigina, ya'ni refraksiya kuzatiladi.

Atom qutblanish.

Atom qutblanish atomlar va atom strukturalarining tebranishi natijasida ro'y veradi. Buning uchun chastotasi nisbatan uncha katta bo'lmagan IQ nurlardan foydalaniladi. Lekin umuman P_{at} qiymat jihatdan uncha katta emas. Klauzius –Mosotti formulasidan P ning o'lchov birligi hajm ekanligi ko'rinib turibdi. Shunga binoan ulchashlar o'tkazilganda:

$$P_{at}(\text{geksan})=0.26 \text{ cm}^3 / \text{mol} \quad p_{at}(\text{suv})=3.2 \text{ sm}^3 / \text{mol}$$

$$\text{ekanligi aniqlangan. } (P_0=aE; \quad a=P_0/E \quad \text{hajm})$$

Ammo xloranil deb ataluvchi modda uchun $p_t = 15 \text{ sm}^2 / \text{mol}$ chiqqan. Bu yerda qutbli xossaga ega bo'lgan C O qutbli gruppalardan deformatsion tebranma harakatga kuchli darajada molik deb qaraladi.

Ko'pchilik moddalar uchun $\frac{\varepsilon - 1M}{\varepsilon + 2d} > \frac{n^2 + MM}{n^2 + 2d} = \vec{P}_{el} = R$ dan qo'shishidir.

Doimiy dinolga ega bo'lgan molekular uchun Debay a_f bilan M_0 o'rtasida qo'yidagicha bog'lanish borligini ko'rsatdi.

$$a_{op} = \frac{\mu_0^2}{3RT}; \quad \mu_0 = e \cdot \lambda_0 - \text{qutbli molekularning doimiy}$$

dipole momenti. $K=R/N$ – Bolrman doimiyliigi.

Bunday T – absolyut temperature, K .

Kauzius –Mosotti –Debay formulasi

Bu formuladan foydalanib M_0 ni topish mumkin, chunki $M_0 = 0$ bo'lgan holler uchun $P=f(T)$.

Dinol momentini analitik usulda topish K-M-D formulasini ikki hil (T_1 va T_2) temperaturalar uchun yozamiz.

Analitik usul tez bajarilsa ham T ning atigi ikkita qiymati uchun hisoblanganligi sababli aniqli aytarli darajada yuqori bo'ladi.

$$B = \frac{\Delta P}{\Delta\left(\frac{1}{T}\right)} = \frac{4\pi N}{33K} \mu_0^2 \quad \mu_0 = \frac{3}{2} \sqrt{\frac{K}{\pi N}}$$

Grafikdan ko'rinadiki nazariya bilan mos ravishda qutbsiz moddalarning qutblanuvchanligi temperaturaga bog'liq emas. Chunki ularda temperatura ta'siriga kuchli ravishda beriladigan $P_f=0$.

1) Temperaturaga bog'liq temperature ortishi bilan kamayadi. Buni nazariy izohlash mumkin.

2) Qutbli moddalarning qutblanishi qutbsizlikdan P_{op} hisobiga kattaroq bo'ladi.

Qutblanish tabiiyki moddaning agregat holatiga bog'liq.

Misllar

	$P_{(gaz)}$	$P_{(suyuq)}$
CH_3I	77	42
$CH_3COO CH_3$	176	63
$C_2H_5OCH_3$	62	52

Qutbli moddalarni suyuq agregat holatda tekshirayotganda to'g'ri natija olish uchun ularni qutbsiz erituvchilarga eritib suyuq eritmaları uchun P ni o'lchab so'ngra $C=1$ gacha ekstropolyatsiya qilish mumkin.

10-ma'ruza: KOORDINATSION BIRIKMALARNING KONFIGURATSIYALARI

Reja:

1. Kompleks birikmalarning VBN.
2. Kristall maydon nazariyasi.

3. Kompleks birikmalar tuzilishi va MOM.

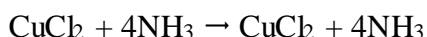
Tayanch iboralar va tushunchalar.

Atomli yoki birinchi tartibdagi birikmalar, molekulari yoki yuqori tartibdagi birikmalar, kompleks (yoki koordinatsion) birikmalar, kation kompleks, anion kompleks, neytral kompleks, xlorofil, gemoglobin, koordinatsion soni, kompleks hosil qiluvchi ligandlar, koordinatsion sig'im, aminatlar, ammiakatlar, gidratlar, akvakomplekslar, atsidokomplekslar, polikislotlar, poligalogenidlar.

Adabiyotlar: 1, 2, 3, 4, 5, 6.

1. KOMPLEKS BIRIKMALAR TO'G'RISIDA UMUMIY TUSHUNCHA.

Uzoq vaqt olib borilgan tadqiqotlar natijasida XIX asrning oxirlariga kelib, barcha kimyoviy birikmalar ikki turkumga bo'linadi: bularning biri atomli birikmalar va ikkinchisi molekulyar (yoki murakkab) birikmalar nomini oldi. Keyinroq birinchi xil birikmalar birinchi tartibdagi birikmalar, ikkinchisi esa yuqori tartibdagi birikmalar deb ataladi. CuCl_2 , BF_3 , NH_3 , FeCl kabi moddalar birinchi tartibdagi birikmalar qatoriga kiritildi, ularning hosil bo'lishi valentlik qoidasiga boysunadi. Yuqori tartibdagi birikmalar biror sodda birikmaning boshqa sodda birikma bilan o'zaro birikishi natijasida hosil bo'ladi. Masalan, mis xlorid eritmasiga ammiak ta'sir ettirilganda bu ikki sodda birikmadan molekulyar birikma hosil bo'ladi:



Keyinchalik, yuqori tartibli birikmalarning nisbatan barqarorlari kompleks (koordinatsion) birikmalar deb ataladi.

Koordinatsion birikma shunday birikmaki, uning molekulari yoki ioni markazi ion yoki atomga ega bo'lib, buni bir necha ion yohud molekularlar ya'ni ligandlar qurshab turadi.

Kompleks birikma hatto eritmalarda ham mustaqilligini saqlab qolishga intiladi, ionlarga ham dissotsilanadi. Markaziy ionning musbat zaryadi uni qurshab turgan ligandlar manfiy zaryadlari yig'indisidan ortiq bo'lsa, bunday kompleks – kation kompleks, markaziy ionning zaryadi uni qurshab turgan ligandlar zaryadlarining yig'indisidan kichik bo'lsa, anion kompleks, markaziy ionning zaryadi bilan ligandlar zaryadlarining yig'indisi orasidagi ayirma nolga teng bo'lsa, neytral kompleks deb ataladi.

Kompleks birikmalar tabiatda ko'p tarqalgan. Masalan, o'simliklarning yashil qismida bo'ladigan va fotosintezni amalga oshiradigan modda – xlorofil magniyning koordinatsion birikmasidir, tirik hujayralarni kislorod bilan ta'minlab turuvchi modda – qon gemoglobini temirning koordinatsion birikmasidir. Juda ko'p minerallar, alyumosilikatlar koordinatsion birikmalardan iborat.

Koordinatsion birikmalar hosil qilish uchun birikish, almashinish, oksidlanish – qaytarilish reaksiyalaridan foydalaniladi.

2. VERNER NAZARIYASI.

1893 yilda A. Verner kompleks birikmalarning tuzilishi haqida yangi nazariya yaratdi. Bu nazariya quyidagi uch bandedan iborat:

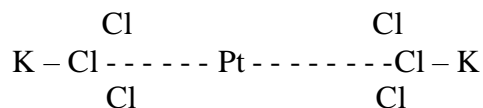
1. ayrim elementlar o'zining asosiy valentliklaridan tashqari yana qo'shimcha valentlik namoyon qila oladi;

2. har qaysi element o'zining asosiy va qo'shimcha valentligini toyintirishga intiladi;

3. markaziy atomning qo'shimcha valentligi fazoda ma'lum yo'nalishga ega bo'ladi.

Verner nazariyasi koordinatsion nazariya deb ataladi.

Verner fikricha birinchi tartibdagi birikmalar asosiy valentlik hisobiga, koordinatsion birikmalar esa qo'shimcha valentlik hisobiga hosil bo'ladi. Masalan, PtCl_4 bilan KCl birikib, $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$ ni hosil qilganida Pt va Cl ionlari o'zlarining asosiy valentligidan tashqari yana qo'shimcha valentlik namoyon qiladi.



bu yerda, tutash chiziqlar asosiy valentlikni, uzlukli chiziqlar qo'shimcha valentlikni ko'rsatadi. Hozirgi zamon atamasi bilan aytganda asosiy valentlik elementning ayni birikmadagi oksidlanish darajasini, qo'shimcha valentlik esa uning koordinatsion sonini ko'rsatadi. PtCl · 2KCl da platinaning asosiy valentligi 4 ga, qo'shimcha valentligi 6 ga tengdir.

Kompleks tarkibida markaziy atom bilan bevosita birikkan ligandlar orasidagi bog'lanishlar soni markaziy atomning koordinatsion soni deb ataladi. Kompleksda markaziy taom bilan ligandlar orasidagi barcha bog'lanishlar bir xil kuchga ega bo'ladi.

Markaziy ionning koordinatsion soni 1 dan 12 ga qadar bo'lishi mumkin. Lekin 8 dan katta koordinatsion sonlar kam uchraydi. Bir valentli elementlarning koordinatsion soni ko'pincha 2 ga teng bo'ladi: masalan: [Ag (NH₃)₂]Cl; K[Ag (CN)₂]. Ikki valentli elektronlarning koordinatsion soni ko'pincha to'rtga, ba'zan uchga va oltiga teng bo'ladi; masalan: Na[PbJ₃], K₄[Fe (CN)₆], [Zn (NH₃)₄]Cl₂. Uch va to'rt valentli elementlarning koordinatsion sonlari asosan oltiga teng, masalan, K₃[Fe(CN)₆]. Besh valentli elementlarning koordinatsion soni 7 ga teng bo'ladi, masalan, K₂[NbF₇].

Markaziy atom bilan ligandlar – kompleksning ichki sferasini tashkil qiladi. Masalan, CoCl₃ · 6NH₃ da oltita ammiak kobalt bilan bevosita birikib bo'lib, uchta xlor kompleksning tashqi sferasiga moylanadi; tashqi sferadagi zarrachalar ichki sfera bilan ionli bog'langan bo'ladi. Masalan, [So(NH₃)₆]Cl₃ ni suvda eritilsa, u to'rtta ionga parchalanadi:



Verner yana ligandning koordinatsion sig'imi degan tushunchani kiritdi. Ayni ligand kompleksining ichki qavatida markaziy ion atrofida necha joyini band qilsa, bu son ligandning koordinatsion sig'imi deb ataladi. Masalan, K₄[Fe(CN)₆] da CN⁻ ionining koordinatsion sig'imi birga teng, chunki bir CN⁻ ioni temir ion atrofida oltita o'rindan faqat bittasini band qiladi.

Verner nazariyasining uchinchi bandi komplekslar tuzilishini steriokimyoviy jihatdan oydinlashtiriladi. Verner koordinatsion birikmalarning fazoviy tuzilishini aniqlashda ayni koordinatsion birikmaning nazariya asosida topiladigan izomerlari sonini uning haqiqatdan mavjud bo'lgan izomerlari soni bilan taqqoslash usulidan foydalandi chunki rentgen nurlari kashf etilmasdan avval molekulaning fazoviy tuzilishi faqat ana shu yo'l bilan aniqlanar edi.

KOMPLEKS BIRIKMALARDA KIMYOVIY BOG'LANISH TABIATI.

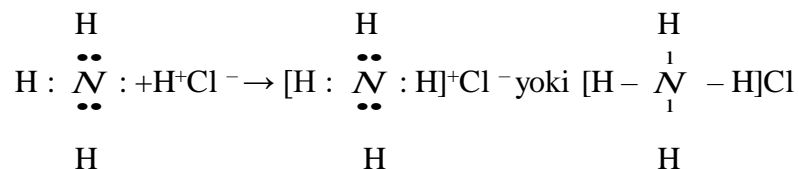
Atomning elektron tuzilishi nazariyasi yaratilishidan 20 yil chamasi avval taklif qilingan Verner ta'limoti qo'shimcha valentlik haqidagi tasavvurga suyanib kompleks birikmalarning mavjudlik sababini va sterio - kimyosini izohlab berdi. Lekin koordinatsion bog'lanishning tabiati asosiy va qo'shimcha valentliklarning tom ma'nosi faqat elektron nazariya asosidagina to'la yoritildi. Shuningdek, ba'zi komplekslarda ligandlar neytral molekular (masalan, N₂O, NH₃, CO, C₂H₂, C₂H₄, C₆H₆ va hokazolar) bo'lishi mumkin. Bunday komplekslarda markaziy atom bilan ligandlar orasida donor – aktseptor (ba'zan dativ) bog'lanish mavjud. Ba'zi kompleks birikmalarda markaziy atom formal nol valentli bo'ladi, masalan, Cr(C₆H₆)₂, Cr(CJ)₆, Fe(CO)₅ kabi birikmalarda markaziy atom bilan ligandlar orasida dativ bog'lanish yuzaga chiqadi.

Dastlab kompleks birikmalarda bo'ladigan kimyoviy bog'lanish Kossel va Lyuis nazariyalari asosida talqin qilindi. Keyinchalik bu haqda uch nazariya qad ko'tardi; 1) valent bog'lanishlar yoki atom orbitallar uslubi, 2) kristallik maydon va ligandlar maydoni nazariyasi, 3) molekulyar orbitallar uslubi.

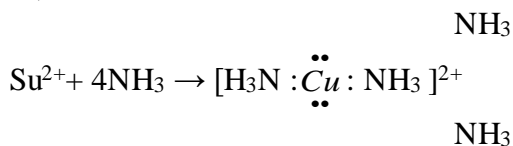
Elektrostatik (Kossel) nazariyasiga ko'ra, markaziy ion ligandlarni Kulon qonuniga muvofiq elektrstatik kuch bilan tortadi, ligandlar esa bir – biriga elektrstatik qarshilik ko'rsatadi. Kossel va Magnus fikricha n ta bir zaryadli ionlar bilan neytrallangan n zaryadli musbat zarracha yana boshqa manfiy zarrachalarni o'ziga tortish qobiliyatini yo'qotmaydi. Biroq bu vaqtda markaziy ion bilan ligandlar orasida o'zaro tortishuv va manfiy zarrachalar orasida o'zaro

karshilik kuchlari hosil bo'ladi. Bu nazariyada har qaysi ion elastik shar deb qaraladi, sharlarning markazlari orasidagi masofa ko'shni ionlar radiuslari yig'indisi r_1+r_2 ga teng deb olinadi.

Lyuis nazariyasiga ko'ra kovalent bog'lanish hosil bo'lganida o'zaro birikuvchi atomlar orasida umumlashgan elektron juftlar hosil bo'ladi. Koordinatsion kovalent bog'lanishda esa, elektron juftlar reaksiyadan avval o'zaro birikuvchi zarrachalarning birida bo'ladi, keyin umumiy bo'lib qoladi (donor–aktseptor bog'lanish). Masalan, ammiak kislotalar bilan reaksiyaga kirishganda ammiakning azot atomidagi elektron jufti vodorod ioni bilan ammiak o'rtasida umumiy bo'lib qoladi.



NH_4^+ dagi barcha N – H bog'lanishlar bir – biridan sira farq qilmaydi. Bu reaksiyada ammiak molekulasidagi azot atomi donor, vodorod ioni esa aktseptor vazifasini bajaradi. Ammiak molekulasida o'zining elektron muftini vodoroddan boshqa ionlarga ham berish mumkin. Masalan;

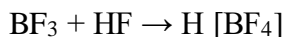


G. Lyuis bu reaksiyalarni kislota bilan asosning o'zaro ta'sirlanish reaksiyasi deb qaradi. G.lyuns nazariyasiga muvofiq, kislota deganda o'ziga elektron juftlarni qo'shib olish qobiliyatiga ega bo'lgan moddani tushunish kerak, asos esa o'zidan elektron juftlar berishga qobil moddadir. Yuqoridagi misolda Cu^{2+} kislota va NH_3 asos rolini bajaradi.

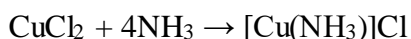
Valent bog'lanishlar nazariyasiga muvofiq, koordinatsion birikmalarda markaziy ion bilan ligandlar orasida donor – aktseptor bog'lanish hosil bo'ladi: markaziy ion aktseptor, ligandlar esa donor vazifasini bajaradi, bu nazariyada markaziy ion orbitallarining gibridlanishi ham nazarda tutiladi.

KOMPLEKS BIRIKMALARNING XILLARI.

Kompleks birikmalar odatda, kation, anion va neytral koordinatsion birikmalarga bo'linadi. Lekin Vener nazariyasi yaratilgan davrda barcha koordinatsion birikmalarni ularning hosil bo'lish sxemasiga qarab quyidagi ikkita katta sinfga bo'lingan: a) biriktirib olish mahsulotlari, b) singdirilish mahsulotlari. Masalan, agar BF ga HF qo'shilsa, biriktirib olish mahsuloti hosil bo'ladi:



Singdirilish mahsulotlari: mis xloridga ammiak qo'shilganida mis bilan ikkita xlor orasiga 4NH_3 goyo «pona» bo'lib joylashadi:



Hozirgi vaqtda koordinatsion birikma tarkibidagi ligandlarning xillariga qarab barcha koordinatsion birikmalar quyidagi sinflarga ajratiladi:

1. Aminat va ammiakatlar. Bular o'zining ichki sferasida ammiak yoki boshqa organik aminlar bo'lgan koordinatsion birikmalardir. Bu birikmalarda markaziy atom bilan ligandlar azot atomlari orqali bog'langan bo'ladi. Ammiak molekulasining har biri bittadan koordinatsion o'rinni egallaydi. Shuning uchun ichki sferada bo'ladigan ammiak molekular soni markaziy ionning koordinatsion soniga bog'liq bo'ladi. Mis, nikel, kobalt kabi elementlar juda barqaror ammiakatlar hosil qiladi.

2. Gidratlar va akvakomplekslar. Anorganik moddalarda suv molekulasini bilan birikib turg'unligi turlicha bo'lgan birikmalar hosil qilish hodisasi keng tarqalgan. Ichki va sirtqi qavatida suv molekulasini tutgan koordinatsion birikmalar gidratlar deb nomlangan. Agar suv molekulasini koordinatsion birikmalarda ligandlik vazifasini bajarsa, bunday birikmalarni akva – komplekslar deb ataladi.

3. Atsidokomplekslar. Ligandlari kislotani qoldiqlaridan iborat koordinatsion birikmalar atsidokomplekslar deb ataladi.

Masalan, $K_4[Fe(CN)_6]$: atsidokomplekslarda bir necha xil kislotani qoldig'ini ham bo'lishi mumkin. Masalan, $K_2[Pt(NO_2)_4Br_2]$.

Qo'shaloq tuzlar ham atsidokomplekslar jumlasiga kiradi. Qo'shaloq tuzlar bilan haqiqiy koordinatsion birikmalar orasidagi ayirma shundaki, qo'shaloq tuz suvda eritilganda o'z tarkibidagi ionlarga parchalanib ketadi.

Masalan, karnalit $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6 H_2O$ ni $K[MgCl_3]$ tarkibli koordinatsion birikma deb qarash mumkin.

4. Polikislotalar. Bularni kislotani molekulasig shu yoki boshqa kislotaning angidridi kelib qo'shilgan mahsulotlar deb qarash mumkin. $H_2C_2O_7$ polikislotadir, chunki u H_2SO_4 ni SO_3 bilan tayinirilganda hosil bo'ladi.

5. Poliglogenidlar. Markaziy ioni va ligandlari gologenlardan iborat koordinatsion birikmalar poliglogenidlar deb ataladi. Masalan: $K[J_2]$; $K[JCl_4]$; $K[BrCl_2]$ va boshqalar.

6. Tsiklik kompleks birikmalar. Ichki sferasida tsikli koordinatsion birikmalar tsiklik birikmalar deb ataladi.

NAZORAT SAVOLLARI.

1. Qanday birikmalarga kompleks birikmalar deyiladi?
2. Kompleks birikmalar qanday tuzilishga ega?
3. Vener nazariyasi to'g'risida qisqacha ma'lumot bering.
4. Kompleks birikmalarining koordinatsion sonlari qanday bo'ladi?
5. Kompleks birikmalarda kimyoviy bog'lanish tabiati qanday bo'ladi?
6. Donor – akseptor bog'lanishning mexanizmi qanday bo'ladi?

11-ma'ruza: MOLEKULA NINGN GEOMETRIK TUZILISHI VA UNING SIMMETRIYA ELEMENTLARI

Reja

1. Molekulalardagi atomlarning joylashishi.
2. Molekulaning simmetriya elementlari.
3. Kristall moddalarning turli shakillari va ularning turlari.

Molekulalardagi atomlarning joylashishi ma'lum simmetriyaga ega. Mazkur sistemaning simmetriya xilini bilish molekulaning fazoviy buzilishini, turli (optik, elektrik va boshqalar..) xossalarni aniqlash, analiz qilish va oldindan aytib berish uchun xizmat qiladi. Simmetriya elementlarini aniqlash to'g'risidagi gap yuritilayotgan paytda molekularni nuqtaviy kattaliklarga ega bo'lgan sistema deb qaralishi mumkin.

Simmetriya operatsiyasi deb, shunday matematik operatsiyaga aytiladiki, uni amalga oshirish natijasida molekulaning konfiguratsiyasi van a xususiyatlari o'zgaradi. Asosiy simmetrik operatsiyalariga aylantirish, aks ettirish kiradi.

Simmetriya tekisligi deb, molekula bu ntekislikda aks ettirilganda uning holati o'zgarmay qoladigan tekislikka aytiladi. Masalan, suv molekulasini bitta simmetriya tekislikka ega. molekulasini esa bir –biriga perpendikulyar bo'lgan ikkita simmetriya tekisligiga ega. Simmetriya tekisligi b –orqali belgilanadi.

Simmetriya elementining ikkinchi hili – aylanish o'qidir. Aylanishning simmetriya o'qi deb molekulani φ burchakda burganda u o'zini dastlabki xolatiga qaytishini ta'mirlovchi

chiziqqa aytiladi. Simmetriya o`qi har hil bo`ladi. O`qining har biriga molekulani 360^0 ga aylantirganda u necha marta o`z dastalari holatiga ayniy holatga o`tishini ko`rsatadi. Suv molekulasi ikkinchi tartibli simmetriya o`qiga ega. Simmetriya o`qi C xarfi bilan ifodalanadi, indeks sifatida uning tartibi ko`rsatiladi. C_n – n – chi tartibli simmetriya o`qi. Suv uchun $n=360/180=2$. ammiak molekulasida uchun $n=3$ ga teng: $360/180=3$ va h.k. NH_3 molekulasida C_3 dan tashqari yana 3 ta simmetriya tekisligi bo`lib, ular NH bog`lari va qarama – qarshi tomondagi katetning yarmi orqali o`tadi.

Uchinchi xil simmetriya element –simmetriya markazidir. Material nuqtalar sistemasining simmetriya markazi deb barcha nuqtalarni aks ettirgan paytda sistemaning holati dastlabki holatga o`xshash bo`lishini ta`minlaydigan nuqtaga aytiladi.

Trans -1,2 – dixloretilenning simmetriya markazi bor, dis 1,2 – dixloretilen esa simmetriya markaziga ega emas.

Simmetriya markazi i harfi bilan ko`rsatiladi. Molekulada bo`lishi mumkin bo`lgan simmetriya elementlaridan yana biri “burib aks ettirish” simmetriya elementidir. Buning uchun molekulani avval ma`lum φ burchagiga buramiz va so`ngi struktura elementlarini ma`lum tekislikda aks ettiramiz.

Ichki aylanish molekulalar ichida ro`y beradigan hodisalardan bittasidir. Ichki aylanish deb molekulaning ayrim bo`laklarini ya`ni atomlar guruhlarini ichki kinetic energiya hisobiga guruhlarni o`zaro bog`lab turuvchi kimyoviy bog`lar (bular albatta b bog`lar bo`lishi kerak) atrofida bir –biriga nisbatan aylanishiga aytiladi. Aylanish davomida bu guruhlar ma`lum qiymatga ega bo`lgan potinsial to`sqinni yengib o`tish kerak. Agar potinsial to`sqining energiyasi 3 kk yaqin bo`lsa, aylanish ozod kechadi. Bunga etan molekulasidagi metal guruhlarning bir –biriga nisbatan aylanishi misol bo`ladi. Agar potinsial to`sqining qiymati uchtadan katta bo`lsa, aylanish tormozlangan bo`ladi. Buni 1,2 – dixloretilen molekulasi misolida ko`rish mumkin.

Agar potinsial bar`or 5 dan katta bo`lsa, aylanayotgan guruhlarda fazoviy to`siqlar mavjud bo`lsa, hatto birlamchi bog` atrofida ham aylanish ta`qiqlangan bo`ladi. Bunday hollarda guruhlar bog`lar atrofida $5 - 20^0$ buriladilar xolos. Molekulaning bunday konformatsiyasi barqaror bo`lib, molekula “qattiq” sistema deb qaralishi mumkin.

Ichki aylanish ayniqsa polimerlar uchun katta ahamiyatga ega bo`lgan hodisadir. Poliakrilonitril, polikarbonatlar, polivinilxlorid kabi polimerlar qattiq zanjirli polimerlar bo`lib, ular ekspluatatsiya vaqtida plastifikatsiya qilishni talab qiladi.

12-ma`ruza: ICHKI MOLEKULAR AYLANISH VA KONFORMATSIYALAR

Reja

1.Molekulaning elektron-tebranma, aylanma holatlari.

2.Aylanma holatlar energiyasi.

3. Kombinatsion spektrni paydo bo`lishi.

Aylanma harakat energiyasi bo`ladigan uchun tebranma va aylanma harakat qilayotgan molekulaning energiyasi bo`lgan E_{ma} ni E_m gat eng deb qabul qilishimiz mumkin. Bu holda biz tebranma harakat spektriga tegishli, aloqador qonuniyatlar bilan to`g`ridan –to`g`ri tanishish imkoniyatga ega bo`lamiz. Tebranma harakat qilayotgan 2 atomli molekulaning energiyasini nazariy ravishda Shredinger tenglamasining yechimi yo`li bilan topsa bo`ladi.

W – to`liq energiya; $u(x, y, z)$ –potensial energiya

$W - n(x, y, z) = T$ – kinetik energiya, ya`ni tebranma harakat energiyasi. Tekshirish uchun chiziqli (masalan 2 atomli molekulalari olgan bo`lsak, tebranish faqat x-o`qi bo`yicha ro`y beradi, u holda Sgredinger tenglamasi ko`rinishida yoziladi.

Bu differensial tenglamani yechib w ni topish uchun $n(p)$ ning aniq (konkret) ko`rinishini bilish kerak.

1. Agar tebranayotgan 2 atomli molekulalarni garmonik ostillyator deb hisoblasak $U(p)=kp^3$ bo`ladi.

Bunday garmonik ostillyator uchun Shredinger tenglamasi yechilsa ifoda kelib chiqadi.

Bu formula real molekula uchun qo'llanilsa kvant soni v ortib borishi bilan uning energiyasi orta borib irovardida x teng bo'lishi kerak. Bunday bo'lishi mumkin emas. Real molekula qachondir dissotsiyalanishi kerak.

Bunday real ikki atomli molekula gramonik ossillyator va qabul qilinishi va uning tebranishini sof garmonik deyish noto'g'ri degan xulosa kelib chiqadi. Real molekulaning tebranma harakati pogarmonik (angarmonik) harakatdir. Uning potensial energiyasi p bilan bog'lovchi eng loyiq formula –ifoda Morze funksiyasidir.

U_e – nolinci (muvozanat holda turganda) tebranish energiyasi (OK ga to'g'ri keladi). D va a lar doimiy sonlar $U(p)$ ni Shredinger tenglamasiga qo'yib w ni topsak ifodasi kelib chiqadi. (3)

V – tebranish kvant soni = 0. 1. 2. 3. bo'lishi mumkin.

X_e –angarmonik doimiyligi $X_e \ll 1$ $X_e = h\nu_e/4D$

W_e – yadrolarning xususiy tebranish takrorligi. Agar X_e ni hisobga olmasak ($X_e=0$ deyilsa), (3) chi ifoda (1) ga o'tadi.

hW_1^2 hW_1X_1 (V H) gat eng bo'lib chiqadi. Bu kattalik har gal V birga ortganda $2hW_eX_e$ ga kamayib boraveradi. Tebranma energetik pog'onalarining ustma –ust tushishi sharti $AW_1(V_{max})=0$ bo'lishi kerak.

Bu nolinci tebranish energiyasi esa reeal holda mavjud. Murakkab molekulalarning tebranma harakati yanada murakkab bo'ladi. Tebranish erkinlik darajasi $3N - 6$ bo'lganligi uchun (bu years N – yadrolar soni) tabranishlar soni ancha katta bo'lishi mumkin. 6 ning 3 tasi ilgarilanma harakat erkinlik darajasi qolgan 3 tasi aylanma harakat erkinlik darajasi.

Chizikli molekularlar (CO_2 , HCN , C_2H_2 va b.) uchun aylanish erkiblik darajasi 2 ga teng. Ularda tebranma harakatning soni $3N-5$ ifodasidan topiladi.

Tebranma harakatlar simmetrik va nosimmetrik valent tbranish, deformatsion tebranish bo'ladi.

Xohlagan agregat holatdagi moddalarni ravshanligi anchagina yuqori bo'lgan, chizikli monoxromatik nur bilan yoritilsa, manba'ning spektriga xos bo'lgan V_0 chastotali chiziqdan tashqari (bu chiziqning paydo bo'lishi tushayotgan nurning releychasiga yoyilishi natijasidir), unga nisbatan ikkala tomoniga siljigan $v+$ v chastotalik yangi chiziqlar paydo bo'ladi. Mutlaqo yangi bunday chiziqlarning hosil bo'lishi, nurning kombinatsion sochilishi yoki Raman effekti deyiladi.

Eng birinchi tekshirilardayoq chiziqlararo o'rtasidagi sochuvchi molekulaning xususiy tebranish aniqlandi, ya'ni

Kombinatsion spektrning paydo bo'lishini qo'yidagi sxemalar saqlanish (termodinamikaning birinchi qonuni) qonuniga binoan

Demak nurning kombinatsion tarqalish xodisasi nur bilan molekulaning o'ziga xos ta'siri bo'lib birinchi (stoks) hildagi ta'sir natijasida hW energiyasi bilan tebranayotgan yangi holdagi molekula va ($h\nu_p^{ac} < h\nu_0$) chastotasi tushayotgan nurnikidan bo'lgan sochilgan kvant $h\nu$ energiya bilan tebranayotgan

Sochilayotgan nurning ravshanligi shunday nurli sochuvchi molekulalarning soniga propotsionalligidan

$N_1 - 1$ –chi pog'onadagi molekulalarning soni bo'lsin ($M(0)$ xolat)

$N_0 - 0$ –chi pog'onadagi molekulalarning soni bo'lsin ($M(0)$ xolat)

N_1 va N_0 o'rtasidagi bog'lanishi Baltsman formulasiga binoan

$N_1 = N_0 e^{-h\nu/kt}$ bo'ladi.

N_0 – ni bir birlik deb qabul qilsak, N_1 , N_0 dan $e^{-h\nu/kt}$ marta kichik bo'ladi. $N_0 > N_1$ dan ekan, ya'ni asosiy $[M(0)]$ holatdagi mosonidan ko'p bo'lar ekan.

Bundan

1. T ortib borishi bilan I_{ac} (antistoks chiziqlarining ravshanligi) ko'payib borishi kerak chunki $M(1)$ holatdagi molekulalarning soni (N_1) ning ortishi angisteks o'tishlar va uning to'g'ri kelgan chiziqlar sonini ko'paytiradi, demak ravshanligining ortiradi.

2. Energiyaning $h\nu$ gat eng bo'lgan qiymati, ya'ni $\nu=1$ pog'onalar o'rtasidagi masofa (kvant kattaligi, energiya farqi tebranma o'tish chastotasi) ko'paysa N_0 dan N_1 ga o'tish soni kamayishi, o'tish qiyinlashganligi sababli I^{ac} ning ravshiligi kamayishi kerak.

Demak temperaturani oshirish yo'li bilan stoks chiziqlari bilan bir qatorda antistoks chiziqlarini ham kuzarish mumkin. Shu bilan birga o'tishi uchun kichkina kvant talab qiladigan molekullarning kombinatsion tarqalish spektrida stoks va antistoks chiziqlari birgalikda namoyon bo'layotgan bir paytda, o'tish uchun katta kvant talab qiluvchi molekullari moddalar uchun faqatgina stoks chiziqlariga kuzatiladi.

Nurning kombinatsion tarqalishini klassik optika nuqtai nazaridan tushuntirish mumkin.

1. Yorug'likning elektr vektori E ta'sirida molekulada tushayotgan nur chastotasiga teng chastota bilan tebranuvchi induksiyalangan dipole momenti paydo bo'ladi.

$E = E_a \sin 2\pi\nu_0 t$; $M_{mm} = aE = aE_0 \sin 2\pi\nu t$ elektronlarning siljish jarayoni tufayli hosil bo'layotgan kattalik.

Siljiyotgan elektronlarning tebranish chastotasi ν_0 ga teng.

1. Demak induksiyalangan dipole momenti x_0 chastota bilan tebranadi. Bu majburiy tebranishni nurni releychasiga sochilishining sababidir.

2. Ammo dinamik bog'langanlik sababli dipolning tebranishi jarayonida yadrolar ham ishtirok etdi. Lekin yadrolar elektronlarga nisbatan og'ir bo'lganligi uchun yorug'lik ta'sirida tebranishi vaqtida ukar elektronlardan birnuncha orqada qoladi. Natijada molekullarning qutblanuvchanligi avvalgi –boshlang'ich holatga nisbatan o'zgaradi. Bu esa o'z navbatida uning tomonidan sochilayotgan nurning chastotasini o'zgartiradi, ya'ni kombinatsion sochilish chiziqlarining vujudga kelishadi.

Agar W dab yadrolarning tebranish chastotani qabul qilsin qutblanuvchanlik shu chastotaga bog'lib o'lgan holda o'zgaradi. yorug'lik ta'sirida elektronlariga tebranishi bilan bog'liq bo'lgan nurning releychasiga yoyilishini ta'minlovchi qutblanuvchanlik

$A^0 \sin 2\pi\nu$ – qutblanuvchanlikning yadrolarining tebranishi bilan bog'liq bo'lgan o'zgarishi. Qutblanuvchanlik a ana xila qutblanuvchanlikning yig'indisiga teng.

$a^0 - a_0 a^0 \sin 2\pi\nu t - W$ – yadrolarning tebranish chastotasi

Klassik optika yordamida tushuntirish sxematik bo'lib, V_p^c va V_p^{ac} mchiziqlarining har hil ravshanlikka ega ekanligini tushuntira olmaydi. Kombinatsion tarqalish spekteri qutbsiz to'la –to'kis tushuntiradi. Kombinatsion tarqalish spektri qutbsiz molekullari birikmalarni masalan uglevodlar aralashmalarini, neft maxsulotlarini analiz qilishda asqotadi. Bunday xildagi birikmalar uchun M ga bog'liq bo'lgan UR – spektroskopiya deyarli yaroqsizdir.

Molekullarning to'liq spektrini ba'zan elektron spektr deb ham yuritiladi, chunki bu spektr molekulasining elementr atomlaridagi kabi bir energetic pog'onadan o'tishda foydalaniladi. Qo'shish elektron pog'onalarining orasi nisbatan uzoq shuningdek unga to'g'ri kelgan kvantining chastotasi o'zgaraydigan

Elektron o'tish ro'y bergan paytda u bilan birgalikda aylanma va tebranma o'tishlar ham parametrlari – F , B_c , W_c , X_c lar o'zgaradi. Agar uchchala o'tishning o'zaro ta'sir qilishini hisobga olsak ν_{ym} topish ancha qiyin bo'ladi. Shuning uchun ayrim chastotasilarning additive yig'indisi olinadi.

Bu takrorliklar o'zaro ν_e ν_t ν_a ko'rinishida bog'langan. Agar elektron o'tin ma'lum pog'onalar orqasida ro'y bersa, $\nu_3 = \text{const}$ deb hisoblash mumkin.

Elektron o'tish bo'lgan hol uchun ν_p bunday o'tish barcha holdan farq qiladi, chunki W_e , X_e lar o'zgaradi. bo'lgani uchun uni tushuntirib qoldirsak.

Elektron o'tish vaqtida va istalgancha o'zgarishi mumkin: tanlash qoidasi aniq emas. Molekula istalgan. Pastki tebranma pog'onadan istalgan yuqorigi pog'onaga o'tishi mumkin. To'liq spektrni tahlil qilish uchun uni seriyalarga ajratiladi. Seriyalarga ajratish uchun Delandri sistemasidan foydalaniladi. Bu sistemaga kvant sonlarining qiymati e'tiborga olinadi. (jadval qaralsin).

Atomlardagiga o'xshash molekulardagi elektron o'tishlar ultrabinafsha sohada ro'y beradi. O'tish chastotasi atomlar chastotasiga yaqin. Energiyasi 1eV dan 20eV gacha bo'lgan interval (oraliq) dab o'ladi. Mazkur elektron holat uchun molekulaning to'liq energiyasi atomlar orasidagi masofaga, ya'ni molekula qanday tebranma va qanday aylanma energetik pog'onada turganligiga bog'liq. UF spektroskopiya moddalarni fizikaviy tadqiq qilish uchun imkoniyatlar beradi.

13-ma'ruza: MOLEKULALARNING ELEKTRIK XUSUSIYATLARI.

Reja:

1. Molekulalarning xususiyatlari.
2. Qutubli va qutubsiz moddalar.
3. Molekulalarning dipole momenti.

Moddalarning elektr xususiyati asosida ularning musbat va manfiy zaryadlangan zarrachalardan tashkil topganligi yotadi.

Hamma atomlar va molekulalar ionlanish qobiliyatiga ega. Ionlanish potinsiali deb normal holatda turgan elektroneytral atomdan bitta (birinchi) elektronni uzib chiqib ketish uchun kerak bo'lgan va elektron – voltlar (eV) da o'lchanadigan energiyaga aytiladi. Metallarning ionlanish potinsiali metallmaslarnikidan kichik bo'ladi. Shuning uchun ular kuchli qaytaruvchilar xisoblanadilar.

Atomlar manfiy zaryadlangan holga ham o'tishi mumkin. Buning uchun ular o'zlariga bitta ortiqcha elektronni qo'shib olishlari kerak. Shunday jarayon vaqtida ajralib chiqadigan energiyaga ushbu atomning elektronga moyilligi deyiladi. Biror elementning atomi uchun bu ikki katalikning yig'indisi elektromanfiylik deyiladi va u x (ksi) harfi orqali ifodalanadi. $x(\text{Li})=5,61\text{eV}$ elektromanfiylikning birligi deb qabul qilishgan. Shunga binoan:

$$X(A) = \frac{I(A) + E(A)}{5,61} \quad \text{formulasi bo'yicha topiladi.}$$

Ba'zi elementlarning nisbiy elektromanfiyligi

H-2.1						
Li -0.97	Be-1.47	B-2.01	C-2.50	N-3.07	O-3.5	P-1.1
Na-1.01	Mg 1,23	Al-1.47	Si-1.74	P-2.1	S-2.5	Sl-2.83
K-0.91	Ca- 1,04	Ga-1.82	Ge-2.02	As-2.20	Se-2.48	Br-2.74
Rb- 0.98	Sr-0.9	In-1.49	Sn-1.72	Sb-1.82	Te-2.01	I-2.21
Cs- 0.96	Ba-0.979	Tl-1.44	Pb-1.55	Bi-1.67	Po-1.76	At-1.90

Ionlanishi amalgam oshirishning qator usullari ma'lum. Termik ionlanish, elektr maydon ta'sirida va elektron to'qnashishi tufayli ionlanish, fotoionlashish va boshqalar.

Molekulalarning qutblanuvchanligi.

Agar elektr kondensator ilastinkalari orasiga biror dielektrik kiritilsa, ilastikalarning elektr sig'imi 3 marta ortadi. $C = \epsilon C_0$ $\epsilon(\text{havo})=1$, $\epsilon(\text{He})=1.05$, $\epsilon(\text{H}_2\text{O})=79.5$ $\epsilon(\text{HCN})=95.0$ va h.k.

Kondensator plastikalari o'rtasida vakuum bo'lganida ($\epsilon=1$) maydon kuchlanishligi E_0 deylik. Agar plastinkalar orasiga biz tekshirayotgan modda kiritilsa va uning dielektrik doimiyligi $\epsilon(\text{ensilon})$ gat eng bo'lsa, kondensator plastinkalari orasidagi elektr kuchlanishlik E marta kamayadi, ya'ni bo'ladi. Bunda

maydon kuchlanishligi E_0 moddaning ushbu maydon ta'sirida qutblanishi P xisobiga kamayadi va bu kamayish dielektriklar nazariyasiga binoan $4\pi p$ ni tashkil qiladi. Demak, E ni E_0 ga tenglash uchun unga $4\pi p$ ni qo'yish kerak

moddaning umumiy (makroskopik) qutblanishi P ayrim molekullarning qutblanishining yig'indisidan iborat: $P = N_1 P_0$. bu yerda N_1 - 1 cm^3 hajmdagi moddani tashkil qiluvchi molekullar soni P_0 - har bir molekulaning qutblanish qiymati. Kondensator plastinkalar orasidagi istalgan bitta molekulaga tashqi E maydoniga ta'sir qilib qolmasdan, balki molekulamizni o'rab turgan ichki lokal molekulalar maydon ham ta'sir qiladi. Qo'shni molekullar tashqi elektr maydoni ta'sirida orientatsiyalangan holda bo'lganligi uchun ular tashqi maydonga o'z hissasi bilan qo'shiladi. Shuning uchun tanlab olingan molekulaga ta'sir qilayotgan effektiv maydon $\mathcal{E}_{eff} > \mathcal{E}$. Nazariy xisoblashlar yo'li bilan aniqlanganki

$$A_{eff} = A + \frac{4\pi}{3} p \quad (1)$$

Nazariyaga binoan bitta molekulaning qutblanishi P_0 uning qutblanuvchanligi a va unga ta'sir qilayotgan elektr maydonning kuchlanishligiga to'g'ri proporsional.

$$(5) \quad \vec{P}_0 = aE$$

a - intensivlik faktori;
 E - ekstensivlik faktori.

Bizning misolda $A_{eff} = A + \frac{4\pi}{3} p$.

Demak

$$(6) \quad \vec{P}_0 = aE = aE_{eff} = a \left(E + \frac{4\pi}{3} p \right)$$

Bu yerdagi $\vec{P} = \frac{A-1}{4\pi} A$ edi. \vec{P} va \vec{P}_0 o'rtasida quyidagi bog'lanish mavjud edi.

$$\vec{P} = N_1 \vec{P}_0; \quad \vec{P}_0 = \frac{\vec{P}}{N_1} = \frac{E-1}{4\pi} E \cdot \frac{1}{N_1} = \frac{E-1}{4\pi N_1} E \quad (7)$$

Demak (6) ga binoan (7) va (3) ni xisobga olgan holda yoza olamiz.

$$\frac{1E-1}{N_1 4\pi} \sqrt{2} = a \left(E + \frac{4\pi}{3} p \right) = a \left(E + \frac{4\pi}{3} \cdot \frac{E-1}{4\pi} E \right) = a \left(E + \frac{E-1}{3} E \right) = a \left(\frac{E+2}{3} E \right);$$

$$\frac{1}{N_1} \cdot \frac{E-1}{4\pi} = (E+2) \frac{a}{3}$$

$$\frac{E-1}{E+2} = \frac{4\pi N_1 a}{3} \quad (8)$$

1 cm³ hajmda N₁ ta molekula bor bo'lsa, $V_{mol} = \frac{M}{d}$ hajmda N_A ta molekula bor bo'ladi.

$$N_1 \cdot \frac{M}{d} = N_A; \quad N_1 = N_A \frac{d}{M}$$

Demak

$$\frac{E-1}{E+2} = \frac{4\pi}{3} \cdot \frac{N_A \cdot d}{M} a \quad \text{yoki} \quad \frac{E-1M}{E+2d} = \frac{4\pi N_A}{3} a \quad (9)$$

(9) – Klauzius – Mosotti tenglamasi deyiladi. Undan $a = [(1/d) \chi]$ chiqadi. Demak, temperature o'tgan sari d kamayganligi tufayli moddaning qutblanuvchanligi a ortadi. Qutblanuvchanlik modda zichligiga teskari proporsional va dielektrning doimiyiligiga bog'liq,

chunki $\frac{E-1}{E+2}$ birga teng emas. Keltirib chiqarilgan yuqorida aytganimizdek Klauzius –

Mosotti nomi bilan yuritiladigan tenglama moddalarning elektr xossalarini ularning tashqi elektr maydonidagi holatini tekshirish, tahlil qilish yo'li bilan aniqlanar ekan.

14-ma'ruza: MOLEKULALARNING TASHQI ELEKTR MAYDONIDAGI QUTUBLANUVCHANLIGI

Reja:

1. Qutbsiz va qutbli moddalarning qutblanishi.

2. Klauzius – Mosotti – Debay formulasi.

3. Induksiyalangan dipol momenti

Moddalarning qutblanuvchanligi a uch qismdan iborat:

1. Tashqi maydon ta'sirida molekuladagi elektronlarning yadroga nisbatan muvozanat holatidan siqilishi. Bunday qutblanish induksiyalangan dinol momentining paydo bo'lishiga olib

keladi. $M_{nid} = a_{ed} A;$ $a_{ed} \neq f(T)$ Ya'ni temperaturaga deyarli bog'liq emas. Ya'ni ular juda yengil zarrachalar bo'lganliklari uchun T O °K ga yaqin temperaturadayoq, ular juda tez harakat qiladi.

2. Atom qutblanuvchanlik. Elektr maydoni vositasida elektronlarning qutblanishi yadrolarning bir –biriga qutblanishiga, siljishiga olib keladi.

3. Doimiy dipolo momenti (M₀) ga ega bo'lgan molekulaning tashqi maydonga ma'lum yo'nalishga ega bo'lib joylashishi orientatsion qutblanuvchanlik a_{op} ga bog'liq. Demak

$$a_{ym} = a_{al} + a_{at} + a_{op} \quad a_{op} = f(T) \quad (1)$$

(2) ni Klauzius – Mosotti formulasiga olib borib qo'ysak

$$\frac{E-1}{E+2} \cdot \frac{M}{a} = \frac{4\pi N_A}{3} (a_{el} + a_{at} + a_{op}) = P \quad \text{P-umumiy qutblanish}$$

$$\frac{4\pi N_A}{3} a_{at} - P_{atom} \quad \frac{4\pi N_A}{3} a_{op} \nu a \quad \frac{4\pi N_A}{3} a_{el} = R$$

(refraksiya) deb belgilaylik.

Yorug'likning lektromagnit nazariyasiga binoan $A=n^2 a$ (Maksvell formulasi)

$$\frac{n^2 - 1}{n^2 + 2} \cdot \frac{M}{d} = R$$

Lorenti – Lorents formulasi deyiladi.

Elektr maydoni sifatida yorug'likdan foydalanayotgan bo'lsak, bunday maydonning chastotasi $\nu=10^{15}$ ga teng. Bunday maydonlar atomining na molekulaning qutblanishi ro'y bera olmaydi. Chunki ularning massasi elektronnikidan minglarcha marta

Shuning uchun bunday maydonda faqat elektronlarning qutblanishigina, ya'ni refraksiya kuzatiladi.

Atom qutblanish.

Atom qutblanish atomlar va atom strukturalarining tebranishi natijasida ro'y veradi. Buning uchun chastotasi nisbatan uncha katta bo'lmagan IQ nurlardan foydalaniladi. Lekin umuman P_{at} qiymat jihatdan uncha katta emas. Klauzius – Mosotti formulasidan P ning o'lchov birligi hajm ekanligi ko'rinib turibdi. Shunga binoan ulchashlar o'tkazilganda:

$$P_{at} (\text{geksan}) = 0.26 \text{ cm}^3 / \text{mol} \quad p_{at} (\text{suv}) = 3.2 \text{ sm}^3 / \text{mol}$$

$$\text{ekanligi aniqlangan. } (P_0 = aE; \quad a = P_0/E \quad \text{hajm})$$

Ammo xloranil deb ataluvchi modda uchun $p_t = 15 \text{ sm}^2 / \text{mol}$ chiqqan. Bu yerda qutbli xossaga ega bo'lgan C O qutbli gruppalaridan deformatsion tebranma harakatga kuchli darajada molik deb qaraladi.

$$\text{Ko'pchilik moddalar uchun } \frac{\varepsilon - 1M}{\varepsilon + 2d} > \frac{n^2 + MM}{n^2 + 2d} = \vec{P}_{el} = R \text{ dan qoshishidadir.}$$

Doimiy dinolga ega bo'lgan molekular uchun Debay a_f bilan M_0 o'rtasida qo'yidagicha bog'lanish borligini ko'rsatdi.

$$a_{op} = \frac{\mu_0^2}{3RT}; \quad \mu_0 = e \cdot \lambda_0 - \text{qutbli molekulaning doimiy}$$

dipole momenti. $K=R/N$ – Bolrman doimiyliigi.

Bunday T – absolyut temperature, K .

Bu formuladan foydalanib M_0 ni topish mumkin, chunki $M_0 = 0$ bo'lgan holler uchun $P=f(T)$.

Dinol momentini analitik usulda topish K-M-D formulasini ikki hil (T_1 va T_2) temperaturalar uchun yozamiz:

Analitik usul tez bajarilsa ham T ning atigi ikkita qiymati uchun hisoblanganligi sababli aniqli aytarli darajada yuqori bo'ladi.

$$B = \frac{\Delta P}{\Delta\left(\frac{1}{T}\right)} = \frac{4\pi N}{33K} \mu_0^2 \quad \mu_0 = \frac{3}{2} \sqrt{\frac{K}{\pi N}}$$

Grafikdan ko'rinadiki nazariya bilan mos ravishda qutbsiz moddalarning qutblanuvchanligi temperaturaga bog'liq emas. Chunki ularda temperatura ta'siriga kuchli ravishda beriladigan $P_f=0$.

- 3) Temperaturaga bog'liq temperature ortishi bilan kamayadi. Buni nazariy izohlash mumkin.
- 4) Qutbli moddalarning qutblanishi qutbsizlikdan P_{op} hisobiga kattaroq bo'ladi. Qutblanish tabiiyki moddaning agregat holatiga bog'liq.

Misllar

	$P_{(gaz)}$	$P_{(suyuq)}$
CH_3I	77	42
$CH_3COO CH_3$	176	63
$C_2H_5OCH_3$	62	52

Qutbli moddalarni suyuq agregat holatda tekshirayotganda to'g'ri natija olish uchun ularni qutbsiz erituvchilarga eritib suyuq eritmaları uchun P ni o'lchab so'ngra $C=1$ gacha ekstrapolyatsiya qilish mumkin.

15-ma'ruza: MOLEKULAR REFRAKTSIY. VA UNING HISOBLASH USULLARI

Reja

1. Elektron qutblanish refraksiyasi.
2. Atomlar, ionlar va bog'lar refraksiyasi.
3. Molekulyar refraksiyani hisoblash usullari.

Turli moddalarning refreksiyasini topish ular molekularining elektron qobig'ining tuzilishini va o'ziga xos tomonlarini chuqurroq o'rhanishga yordam beradi.

Referatsiya temperaturaga bog'liq emas. Agar $1 \cdot 10^{24} \text{ cm}^3$ 1 R deb shartli ravishda belgilasak: H_2O uchun $0^\circ C - 3.715 R$; $20^\circ C - 3.715R$; $100^\circ C - 3.71R$. referatsiya atom sistemalarining tuzilishiga va atomlarining radiusiga bog'liq.

H – 0.67

He – 0.20

Li – $12.0 \cdot 10^{-24} \text{ cm}^3$

Is

Is^2

$Is^2 2s$

J – 4.961

Xe – 4.15

Cs – $42.0 \cdot 10^{-24} \text{ cm}^3$

$H_2 - 0.81$

$J_2 - 16.3$

$R(H_2) < 2R_f(H)$ yoki $R(I_2) > 2R(I)$

Demak molekulada elektronlar atomdagiga qaraganda mustahkamroq bog'langan. I_2 molekulasining hosil bo'lishi elektronlarning harakatchanligini oshiradi va moddada metallik xususiyati paydo bo'ladi.

Izoelektron qator uchun refraksiya:

1-qator-10 elektron Ne-1.0 HF-1.9 H_2O -3.715

NH₃-5.67

2-qator-18 elektron Ar-4.2 HCl-.,6,7 H_2S -9.57

PH₃-11.7

Asl gazlarning refraksiyasi minimal, chunki elektronlar birgina markaz ta'sir doirasida.

Ko'p markazli molekular (H_2O , H_2S , NH_3) da refraksiya kattaroq, chunki elektronlarning siljiy olish qobiliyati kuchliroq.

Refraksiyaning additivligi va arzaltsiyasi.

Refraksiyaning additivligi uni molekularining tuzilishini o'rganishda ishlarishga yo'l ochadi. Refraksiyani molekuladagi atomlarining yoki bog'larning refraksiyasining yig'indisi deb qarash mumkin. Referatsiyaning additivligi ayniqsa ion bog'iga ega bo'lgan moddalar uchun yaxshi natija bradi, chunki ionlarda elektronlarning holari aniq kationdan to'la -to'kis apion hisobiga o'tgan bo'ladi. Tabiiy anionlarning refraksiyasi kationlarnikidan ancha katta bo'ladi:

Gomeopolyar qutbsiz va qutbli birikmalarga o'tgan paytda referatsiyani atomga emas, kimyoviy bog'ga nisbatan ifoda qilish to'g'riroq bo'ladi, chunki bu holda atomlarning qaysi tartibda bog'langanligiga qarab ularning o'zaro ta'siri to'g'ridan -to'g'ri hisobga olinadi. Masalan dimetil efir bilan etil spioti o'zaro isomer. Lekin molekularning tuzilishi har hil

(Butlerov): $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$ va $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{H}$. aniq ko`rinib turibdiki, masalan O atomning “qo`shnilari” 2 ta molekulada 2 hil.

Referaksiyadan faqat molekularning tuzilishigina emas, ulardagi kimyoviy bog`larning tabiatini aniqlashda ham foydalanish mumkin.

Aytaylik CO_2 molekulasi C^{14} va 2O^{-2} ionidan tuzilgan bo`lsin: $\text{O}^{-2}=\text{C}^{14}=\text{O}^{-2}$. U holda $R(\text{CO}_2) = 0.003412 \cdot 9.8 = 19.76$ bo`lishi kerak. Tajribada 6.71 topilgan. Demak bog`lar ionli emas, kovalent qutbli bog`lardir. Referaksiyasi bog`ning mustahkamligidan dalolat beradi: referaksiya qanchalik katta bo`lsa, bog` shunchalik nomustahkam bo`ladi.

Referaksiya modda tuzilishini aniqlashda ham qo`l keldi. Aytaylik analiz natijasida moddaning emperik formulasi C_6H_6 ga to`g`ri keldi. Bunday tarkibga 1. Divinilatsetilen – $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}=\text{CH}=\text{CH}_2$, 2. Benzol C_6H_6 to`g`ri kelishi mumkin. Hisoblaymiz $R(\text{DVA})=27.36$. $R(\text{benzol})=26.37$. $R(\text{tajriba})=26.19$. Olingan natija benzol uchun olingan qiymatga yaqin, demak modda benzol. Keto – enol tautomeriyadagi har bir shakldagi moddaning molyar qismini topish:

Referaksiyaning ekzaltatsiyasi.

Ekzaltatsiya deb $\Delta R = R_{\text{tajriba}} - R_{\text{add}}$ ga aytiladi. Ekzaltatsiya konyugirlangan bog`li birikmalarda va kondensirlangan aromatic birikmalarda uchraydi. Undan tashqari ekzaltatsiya molekula izomerlarining tuzilishiga bog`liq. Agar qushbog`lar konyugirlanmagan bo`lsa, ekzaltatsiya bo`lmaydi.

Ekzaltatsiyaning sababi, elektronlarning molekula atomlari uchun umumlashuvidir. Bu dilokalizatsiyaga olib keladi va harakatchanlik, qutblanuvchanlikni oshiradi.

16-ma`ruza: MOLEKULALARNING MAGNIT XUSUSIYATLARI

Reja

1. Molekulaning o`rtacha energetik xususiyatlari
2. Ionlar turtkisi vositasida energiya berish.
3. Mexanik ta`sir qilish yo`li bilan energiya berish.
4. Elektronlar turtkisi vositasida energiya berish.

Lyuminesensiya spektri. Makroskopik sistemalar, ya`ni jismlar qizdirilgan paytda ular faqat issiqliknigina tarqatmasdan undan tashqari yana lyuminesensiya spektri nomi bilan yuritiluvchi yorug`lik energiyasini ham ajratib chiqarishi mumkin. Lyuminesensiyani ro`yobga chiqarish uchun energiya zapasi mazkur temperaturaga mos keluvchi issiqlik zapasidan kattaroq bo`lgan tashqi energiya manba bilan lyuminesensiyalana oluvchi jismga ta`sir qilish kerak.

Tashqi energetic ta`sir quyidagilardan birortasi bo`lishi mumkin:

1. Ionlar turtkisi vositasida energiya berish.
2. Mexanik ta`sir qilish yo`li bilan energiya berish.
3. Elektronlar turtkisi vositasida energiya berish.
4. roentgen nurlari va radiatsiyadan foydalanib energiya berish.
5. yorug`lik bilan ta`sir qilib energiya berish.
6. Kimyoviy hodisalar tufayli energiya berish.
7. Elektr hodisalari vaqtida chiqadigan energiyadan foydalanish.

Lyuminesensiyaning o`ziga xos tomoni shundan iborat sistemaga energiya berish bilan (ayniqsa ionic kuzatish hollarida) uning nur chiqarishi boshlanguncha qandaydir oraliq hodisalar amalgam oshishidir, ro`y berishidir.

Nur chiqarishning davomiyligi nuqtai nazaridan lyuminesensiya – qisqa davr mobaynida nurlanish va fosforestensiya uzoq davom etuvchi nurlanish.

Nur chiqarish vaqtida ro`y beradigan elementlar jarayonlarining mexanizmiga asoslangan va eng jazmon (ratsional) klassifikatsiya Vavilov tomonidan berilgan edi.

1. To`satdan (spontan) nurlanish (lyuminesistisyalanish)
2. Majburiy nurlanish.
3. Rekombinatsion nurlanish
4. Rezonans nurlanish.

1. Favqulotda (to'satdan) nurlanishdan avval aksariyat hollarda nur chiqarmaydigan o'tish ro'y beradi, so'ngra bu energetik pog'onadan nurlanish ro'y beradi. Lyuminestisyaning bu turi bug` holda turgan yoki erigan holda bo'lgan murakkab molekulali moddalarga xosdir. (1 xol)

2. Majburiy o'tish vaqtida modda tashqaridan energiya qabul qilganidan keyin o'z – o'zicha metastabil, (beqaror) holda o'tadi. Metastabil holatda turgan bunday sistemaga qo'shimcha turgan energiya berilsa (bu energiya lyaminoforming ichki energiyasining hisobiga yoki yorug'likning infraqizil sohasidagi tashqaridan berish xisobiga) u norlanish pog'onasiga o'tadi va lyuminestensiya spekterini chiqaradi. (2 hol)

3. Rezonans o'tish (lyuminestensiyalanish). Metal atomlarining bug'larida va oddiy molekulali (ba'zan molekula murakkab bo'lishi ham mumkin) moddalarda kuzatiladi. Nurlanishni spontak harakterga ega bo'ladi va energiya qabul qilib qo'tarilgan sohadan qaytish hisobiga ro'y beradi. (3 xol).

4. Rekombinatsion nurlanishi kuzatiladi holga energiyani qabul qilish natijasida hosil bo'lgan murakkabligi qayta qo'shilishi (tiklanish, rekombinatsiyalanish) neytron chiqadigan nurga rekombinatsion nurlanish deyiladi.

Murakkab molekula energiyasi bog'lar va energetik pog'onalar o'rtasida uzluksiz ravishda qayta taqsimlana – turadigan statistic sistemadir. Tebranma pog'onalarining o'zaro kuchli ta'sirlashuvi natijasida energetik pog'onalarining surkalganday bo'lishi (har hil tomonga siljishi) va yuqori darajada angarmonikligi kuzatiladi. Shu sababdan lyuminestensiya spektri butkul uzluksiz ko'rinishga ega bo'ladi. Lyuminestision nurning kvantlari qo'zg'atuvchi nurnikidan kichik ham, katta ham bo'lishi mumkin.

Stoks chiziqlarining paydo bo'lishni berilayotgan energiyaning bir qismini issiqlikka aylanishi bilan tushuriladi. Ko'zg'algan molekula o'z energiyasining bir qismini sifatida atrofga tarqatib neytron yerdan nur chiqarib asosiy (normal) holatga o'tadi.

Antistoks chiziqlarining paydo bo'lishi issiqlik energiyasini qamrab olish natijasida molekulani yuqoriroq energetik pog'onaga o'tib so'ngra u yerdan lyuminestensiya spektrini chiqishining natijasidir. Lyuminestesiya spektrini paydo bo'lishini ahamiyati juda katta. Svetotexnikada bunday moddalar sari ko'proq darajada materiallarni yorug'lik ta'sirini saqlashga qo'llanilmoqda.

Molekulalarning optik spektroskopiyasi.

Molekuladagi harakatning ko'rinishlari va molekulyar spektrlarining xillari.

Molekulalar atomlarga qarama –qarshi o'laroq ikki yoki undan ortiq atomlardan tashkil tonganligi uchun ularning harakati atomlardagidan murakkabroq bo'ladi:

1. Elektronlarning molekuladagi holatini o'zgarishga olib keluvchi elektron o'tishlar.
2. Yadrolarning nisbiy joylashishining davriy o'zgarishi bilan bog'liq bo'lgan tebranma harakat.
3. Fazoviy yo'nalish (orientatsiya) ning davriy o'zgarishi bilan bog'liq bo'lgan tebranma harakat. Molekula yaxlit bir sistema sifatida o'zining fazoviy yo'nalishini davriy ravishda o'zgartirib turadi. Bunday harakatga aylanma o'tish deyiladi.

Atomning optik spektri chizikli tuzilishga molekulalarniki esa yo'lli tuzilishga ega. Molekulaning energiyasi yuqorida aytilgan uch xil energiyaning additiv yig'indisiga teng deb hisoblash mumkin, chunki o'zaro ta'sir hisobga olingudek bo'lsa, masala atomli molekulaning energetik pog'onalari sxematik ravishda keltirilgan:

- v – tebranma kvant soni
- j – aylanish kvant soni
- e – elektron energetik pog'onalar
- v – tebranma energetik pog'onalar
- j – aylanma energetik pog'onalar

bu pog'onalar to'plami o'rtasida turli tuman o'tirishlar berilganligi uchun molekulaning optic spektri PK sohada yaqin UG – sohagacha intervaldagi oraliqqa to'g'ri keluvchi qabul qilish yoki chiqarish tufayli sodir bo'ladi.

$A_{E_{ayk}} - A_{E_{tebr}} < A_{F_{el}}$

Agar molekulada ham aylanma, ham tebranma va ham elektron o'tish ro'y berayotgan bo'lsa, bunday o'tishlar majmuasiga to'g'ri kelgan spektrga to'liq o'tish spektri deyiladi. Murakkab molekulalarning to'liq spektrini tahlil qilish ancha qiyin. Bunday xollarda optic spektroskopiya karakteristik guruhlarning bor yoki yo'qligi, ko'p yoki kamligi to'g'risida ma'lumot berish bilan chegaralanadi.

Molekulalarning aylanma harakat spekterlari.

Aylanish vaqtida yadrolar o'rtasidagi masofa o'zgarmaydi desak, aylanayotgan molekulani ozod o'qli qattiq qarash mumkin.

Ozod qattiq rotator uchun potensial energiya $U=0$ (tashqi ta'sir yo'q); $W - U = T$. bu yerda T – kinetik energiya, W – umumiy energiya:

Aylanma harakat uchun impulsning kvadrati p^2 emas, impuls momentining kvanti muhim ahamiyatga ega.

Massa o'rnida esa inersiya momenti qo'llaniladi. Demak, $2 m$ o'ringa $2I_0 - 2m_0^2$ qo'yilishi o'rinlidir.

Shunday qilib kelib chiqadi Qattiq rotator uchun Shrefinter yechimi yo'li bilan umumiy energiya W

$W = hB_0I(I+1)$ ifoda topilgan.

Demak, aylanma harakat energiyasi kvantlangan ekan kvant soni deyiladi, $y = 0, 1, 2$ kabi butun son qiymatlariga ega bo'ladi.

Bu ifodadan foydalanib, aylanma o'tishlar spektrlari vositasida qattiq rotatorning atomlarining yadrolari o'rtasidagi masofa r_0 ni xisoblab topamiz.

Umuman olganda aylanayotgan 2 atomli molekulani qattiq rotator deb bo'lmaydi. Uning atom yadrolari orasida masofa aylanish kvant soni ortib borishi bilan o'zgaradi ortadi. Bu esa aylanma pog'onalar energiyasining o'zgarishga olib keladi.

o'rniga Formulasidan foydalanish maqsadga muvofiqdir. Aylanma harakat molekula harakatlaridan energiyani eng kam talab qilganlaridan bo'lganligi uchun juda past temperaturalarda birinchi bo'lib vujudga keladi. U molekula qo'llarining aylanishi sifatida namoyon bo'ladi.

17-ma'ruza: EPR VA YAMR SPEKTRLARI ASOSIDA MODDA TUZILISHINI ANIQLASH

Reja

- 1. EPR spektri va uning ishlash prinsipi.**
- 2. YAMR spektri va atom yadrolarining tuzilishi.**
- 3. Molekulalarning spektrlarini o'ziga chosligi.**

Atomlarning yadrolari massa va zaryaddan tashqari yana uchinchi bir kattalik – mexanik moment bilan karakterlanadilar. Zaryad va massa – yadroning nuqtaviy xossalaridir. Ular yadroning geometriyasiga bog'liq emas. Mexanik moment esa yadroning katta –kichikligi bilan massaning fazoda yardo hajmida yadro doirasida taqsimlanishi bilan bog'liq. Massa va zaryad yadroning atrof –muhit bilan kuchli ta'sirlashuvida namoyon bo'lsa, mexanik moment esa kuchsiz ta'sirlarda namoyon bo'ladi.

Atomlarning yadrolari protonlar va neytronlardan iborat. Bu zarrachalarning har biri S gat eng bo'lgan spin kvant soniga ega. Yadroning umumiy spinini tashkil qiluvchi zarrachalarning spinlarining algobrank yig'indisiga teng. Agar elementar zarrachalarning hammasining spinlari juftlashgan bo'lsa summa soni nolga teng bo'ladi, ya'ni yadro summa soniga ega bo'lmaydi. Bunday holda musbat zaryad yadroda simmetrik taqsimlangan bo'lib, yadroning kvadrupol momenti $e Q$ nolga teng bo'ladi. Bu yerda e – elektrostatik zaryad birligi, Q –zaryadning taqsimlanishining sferik simmetriya holdan chetlanish darajasi o'lchami.

Yuqorida aytganimizdek, yadroning spin kvant soni $J=0$ bo'lsa Q ham nolga teng bo'ladi: $J=0 \rightarrow Q=0$.

Demak, yadroning musbat zaryadi tashqi magnit maydoni yo'nalishiga parallel o'q bo'yicha ko'proq taqsimlangan bo'lsa, $Q>0$, agar H ga perpendikulyar yo'nalishda kuchliroq (ko'proq) taqsimlangan bo'lsa, $Q<0$ bo'ladi. Shunday hollar ham borki, yadrodagi hamma zarrachalarning umumiy spini $J=1/2$ ga teng bo'lishi mumkin. Bunda zaryadning taqsimlanishi sferik bo'lishiga qaramay ($eQ=0$), yadro magnit momentga ega bo'lib qoladi. $J>1$ bo'lsa, yadro spinga ya'ni mexanik momentga ega va bunday yadroda proton zaryadning taqsimlanishi sferik bo'lmashligi mumkin. $Q>0$ bo'lishi proton zaryadi maydon yo'nalishiga mosligini, $Q<0$ bo'lishi bosh o'qqa gik bo'lgan yo'nalish bo'ylab to'planganligini ko'rsatadi (2). Proton va neytronlarning soni juft qiymatga ega bo'lgan yadrolar a-tipga kiradilar ($J=0, eQ=0$).

Yadro spinini topish uchun quyidagi jadvaldan foydalansa bo'ladi.

N_{proton}	N_{neytron}	$A(N_{\text{proton}}+N_{\text{neytron}})$	J
Juft (o'zaro kompens)	Juft (o'zaro kompens)	Juft (hammasi juftkashgan)	0
Toq ()	Juft (o'zaro kompens)	Toq ()	$J=1/2$ (yarimlik son)
Juft (o'zaro komn)	Toq	Toq ()	$J=(2n+1)/2$ yarim
Toq ()	Toq ()	Juft () (ikkalasi parallel) (o'zaro kompensatsiyalashmaydi)	J-butun son

Faqat 4 chi holdagina J butun son qiymatlarga ega bo'lyapti. YamP spektri $J=1/2$ bo'lgan yadrolar uchun ko'proq tekshiriladi. $J=0$ bo'lgan yadrolar uchun uni tekshirish mumkin emas, chunki bunday yadrolarning mexanik momenti bo'lmaydi. $J >1$ bo'lgan yadrolar (3,4 hollar) uchun YamP –spektr ayrim hollarda kuzatiladi.

1-chi xil yadroli atomlariga	$^{16}\text{O}, \text{Mg}, \text{Si}, \text{S}$ larning yadrolari kiradi
2-chi xil yadroli atomlariga	$^{19}\text{F}(9+10)$ ning yadrosi kiradi
3-chi xil yadroli atomlariga	$^9\text{Be}(4+5), ^{13}\text{C}(6+7), ^{17}(8+9)$ larning yadrolari kiradi.
4-chi xil yadroli atomlariga	$^{10}\text{B}(5+5), ^{14}\text{N}(7+7)$ larning yadrolari kiradi

Yadroning mexanik momenti P yadro spin kvant soni L bilan qo'yidagicha bog'langan:

$$P = \frac{h}{2\pi} \sqrt{J(J+1)} \quad (1)$$

J – kvant soni yadroning spini deyiladi. Elektronning spin kvant soni – S dan $+1/2$ gacha o'zgaradi. Yadrolarda J 0 dan boshlab 6 gacha o'zgaradi. Yadrolar 1 ta elektrondan farq qiladigan holda bir necha nuklonlardan iborat bo'lishi mumkin, chunki yadro murakkab sistema.

Atrof muhitdan holi holda turgan (izolyatsiyalangan) sistema uchun harakat miqdorining to'liq momenti yo'nalish bo'yicha ham qiymati bo'yicha ham o'zgarmay saqlanadi. Agar o'z simmetriyasiga ega bo'lgan tashqi magnit maydoniga kiritilsa, ko'pchilik hollarda mexanik momentning tashqi magnit maydon yo'nalishi atrofida harakat, aylanishni ya'ni protsessiyalanishi ro'y beradi. Kvantlanishi qoidalariga binoan P ning Z (H_0) o'qiga proeksiyasi P_z o'z lukli qiymatlar qatorini qabul qiladi.

$$P_z = \frac{h}{2\pi} M$$

M – magnit kvant soni deyiladi. Borilgan J uchun M J dan J gacha bo'lgan $(2J+1)$ ta qiymatlarni qabul qiladi. Spinni butun son qiymatlariga ega bo'lgan yadrolar uchun M ning

qiymatlari butun sonlar. Umumiy soni g (g) bo'lganligi M ning qiymatlari orasida gat eng ham bo'ladi.

Yadroning mexanik momenti yadro massasiga bog'lash elektr faqat uning spiniga bog'liq.

$$P = h\sqrt{J(J + 1)}$$

Shu sababdan, ^{19}F , ^{31}P va ^1H larning uchchalasi bir xil mexanik momentga ega. ^{12}C , ^{16}O lar spinga ega emas. Shuning uchun ular magnit momentidan mahrumdirlar. Ular magnit xossasiga ega emaslar.

Aksincha yadrolari butun bo'lmagan spinga ega bo'lsa M ham kasr sonlarni qabul qiladi. Xolatlarning (proeksiyalar) umumiy soni juft va P ning z o'qiga proeksiyasi P_z –xech vaqt 0 ga teng bo'lmaydi.

Yadro zaryadlangan zarracha bo'lganligi uchun uning o'z o'qi atrofida aylanishi zaryadning aylana bo'ylab harakatiga olib keladi. Rasmiy qaraganda bu elektr toki degan so'z. aylanma tok solenoidni yaearadi, u esa o'z navbatida magnit maydonni hosil qiladi.

Aylanayotgan yadroni o'qi spinning o'qiga mos bo'lgan magnitga deb qarash mumkinki, uning magnit dipole momenti M ga teng.

Tashqi magnit maydoni bilan yadroning magnit dipole momenti M o'rtasida o'zaro ta'sir vujudga kelib, uning energiyasi $E = -\vec{\mu} \cdot \vec{H}_0 \cos \Theta$ ga teng. Bu yerdagi Θ - pretsessiya burchagi deyiladi. Vodorod atomning yadrosi uchun $J=1/2$, u olda dan uchun M ning qiymati atigi 2 ta;

Bu yerda $h\nu$ tashqi maydondan o'z yo'nalishini o'zgartirish uchun yadro spini tomonidan qabul qilingan.

$$\text{Energiya } \nu = \frac{2\mu H_0}{\sqrt{3}h}$$

ν - esa yutilgan kvantning chastotasi.

Bu radio to'lqinlarining sohasiga to'g'ri keladi. Shuning uchun YamR va EPR usullari radiospektroskopik usul deyiladi.

18-ma'ruza: MOLEKULALARARO TA'SIR. VAN-DER-VALLS KUCHLARI

Reja:

1. Molekulalararo ta'sir kuchlari.
2. Orientatsion ta'sir molekulalarda doimiy dipolel momenti
3. Moddalarning agregat holatlarni va ularning o'ziga xos tomonlari.

Moddalarda kimyoviy bog'lardan tashqari molekulalarni ta'sir ham mavjud. Bu hildagi ta'sir sababli moddalar sovtilganda kondensatsiyalanadi va suyuq so'ngra esa qattiq holga o'tadi. Moddalarning bog'lanish vaqtida yurgan yashirin bug'lanish energiyasining hosil bo'layotgan bug'ning bajarilishi uchun kerak bo'lgan kengayishidan katta bo'lkishi qattiq modda suyuqlanayotanda issiqlikning yutilishi ana shu ta'sirlar tufayli bolayotganligini ochiq – oydin ko'rsatadi, molekulalararo ta'sir 3 hil bo'ladi:

1. Opientatsion ta'sir (Keezom 1921 y)
2. Induksion ta'sir (Debay kuchlari 1920 y.)
3. Dispersion ta'sir (London 1930 y).

Orientatsion ta'sir molekulalarda doimiy dipolel momenti mavjudligi bilan bog'liq. Bir

$$\text{hil dipolar uchun uning energiyasi } U = -\frac{2\mu_0^4}{3kTr^6}$$

M_0 – molekulaning dipole momnti.

Agar 2 hil dipolar ta'sir qilinayotgan bo'lsa $E_2 < E_1$ bo'lganligi uchun dipolar o'zaro mos ravishda orientatsiyalanib, o'z energiyasini kamaytiradi, sistema barqarorlashadi.

Induksion ta'sir uni ba'zan polyarizatsion ta'sir deb ham yuritiladi.

Misol: atseton va benzol aralashmasini ko'raylik. Atseton qabli modda $M_0=0$. Benzol qutbsiz, simmetrik tuzilishga ega bo'lgan birikmadir.

Ko'rinib turibdiki $E_1 < E_2$ dan. Shuning uchun induksion ta'sir moddalarning aralashmasi hosil bo'lishga olib keladi. Eng oxirgi formulada a – qutblanayotgan molekulaning qutblanuvchanligi. Bizning misolimizdan a belnzolga taalluqli.

Qutblovchi molekula–astetonning doimiy dipole momentining qiymati.

Dispersion ta'sir (London kuchlari) har qanday molekulalarga xos. U elektronlarning molekulalardagi yaqinida aylanishi bilan bog'liq.

n – molekuladagi elektronlar soni, e – elektronning zaryadi. a – molekulaning elektron qutblanuvchanligi, m – elektronning massasi, r – ta'sir qilinayotgan molekulalar orasidagi masofa.

1930 yilda London eferik simmetrik elektronlarga ega bo'lgan gely misolida dispersion ta'sir energiyasi quyidagi formulani berdi:

Bu yerda $h\nu_0$ har bir atom va molekulaga xos bo'lgan polinent energiya, $\nu_0=10^{15}$ siklov/sek.

London kuchlari molekulalar yoki atomlar juftlarida hosil bo'ladi va bu kuchlar sistema uchun additivlik xossasiga ega.

Demak bu kuchlarning hammasi tortilish kuchlari, ular attatsion ta'sir deyiladi. Agar molekulalar o'zaro yaqinlashganda itarilish kuchlarini paydo bo'lishini hisobga olsak, uni deb qabul qilamiz. Shtor –repulsiv ta'sir deyiladi.

Repulsive ta'sir tortilish energiyasiga qaraganda masofa o'zgarishga kuchliroq bog'liqdir. (r^{12}).

Juda kichik masofalarda $U_{ym} > 0$ bo'ladi. Masofa kattalashgan sari $U_{ym} = 0$ nuqtadan o'tib, so'ngra potensial chuqurligini qiladi. Ana shu holda sistema barqaror bo'ladi, $r=r_0$ muvozanat masofasi deyiladi.

Molekulaning tuzilishi va tarkibiga qarab, molekulalararo ta'sir energiyasiga har bir xil ta'sirining qushadigan hissasi har hil bo'ladi.

Molekulalararo ta'sir tufayli hosil bo'ladigan birikmalar deyiladi. Ularning tarkibi turg'un yoki har xil bo'lishi mumkin, fazoviy to'siqlar tufayli yoki kannalarda ushlanib qolishi tufayli hosil bo'ladigan birikmalarning tarkibi odatda o'zgaruvchan bo'lib, ular ichida joylashish yoki kvatdat birikmalar deyiladi. Masalan, butadnen mochevina bilan joysellyuloza bilan izopropil spirt ham ana shunday birikmalar hosil qiladilar. Endi vodorod bog'i tushunchasiga o'tamiz. Kuchli elektromanfiy atom bilan bog'langan vodorod atomi protonlashadi va o'z navbatida shu molekula ichidagi (ichki molekulyar vodorod bog'i) yoki qo'shni molekuladagi elektromanfiy atomlar sferasiga tortiladi (molekulalararo vodorod bog'i) hosil bo'lgan bog'lar vodorod bog'lari deyiladi.

Vodorod bog'I nafaqat kimyoviy moddalarning shu bilan birga tirik organizmlarning hayot faoliyatini amalgam oshirishda hayotni ta'minlashda juda katta va muhim rolni o'ynaydi.

Moddalarning agregat holatlarni va ularning o'ziga xos tomonlari.

Moddalar turli hil fizikaviy va agregat holatlar

Har bir agregat holat atomlar, katta to'plami sifatida namoyon bo'ladi. Zarrachalar orasida sofa va ta'sir kuchlarining qiymatiga qarab moddalar qattiq suyuq yoki gazsimon holatda bo'ladilar va bu holatlarda moddani berilgan vaqtda bo'lish yoki bo'lmasligi temperaturaga va tashqi bosimga bog'liq.

1. Qattiq holat.

Juda past temperaturalarda aksariyat moddalar qattiq holatda bo'ladilar. Bu agregat holatda zarrachalar orasidagi masofani zarrachalar o'lchami bilan taqqoslasa bo'ladi. O'rtacha tortishish potensial energiyasi zarrachalarining o'rtacha kineti energiyasidan ko'proq:

$$E_{ym} = \left(U + \frac{mv^2}{2} \right) < 0 \quad |U| > \frac{mv^2}{2}$$

U – potinsial energiya; $\frac{mv^2}{2}$ - kinetik energiY.

Zarrachalar o`rtasida ta'sir qilayotgan tortishuv kuchi ularni muvozanat masafasi yaqinida ushlab turadi. Potinsial chuqurlar sayoz, uncha chuqur emas. Qattiq holdagi moddaning shaklini mexanik kuch vositasida o`zgartirish juda mahol masala. Fazoviy holatlari bo`yicha qattiq moddalar amorf holatda (shisha, ko`pchilik polimerlar) va kristall holatda bo`lishi mumkin.

Qattiq amorf moddaning tuzilishi suyuqliklarning ustki molekulyar tuzilishiga o`xshaydi.

Oddiy sharoitda Hg va Ga ($t_c=30^0C$) dan boshqa barcha metallar tipik kristall qattiq moddalardir. Metalldagi atomning eng asosiy hili klassik garmonik tebranishdir. Bu harakat uch o`lchamli bo`ladi.

Bir mol – atom metallning o`rtacha kinetic energiyasi $ZRT=1,8$ kk bo`lsa, uning yashirish bug`lanish energiyasi $Z(Cs) = 19$ kkal/mmol – atom $Zw-210$ kkal/mol –atom. Demak. L RT dan ancha katta shu sababdan aksariyat metallar juda yuqori suyuqlanish temperaturasi ega.

Metallning har bir atomidan bittadan elektron erkin ravishda metallning mazkur bo`lagi bo`yicha harakatda bo`ladi.

Metal erkin elektronlar vositasida bog`lanib turgan atom qoldiqlaridan tashkil topgan sistemadir.

Metallar yuqori issiqlik o`tkazuvchandir va lekr o`tkazish chaplikka egalar. Bu holni Videman Frans qonuni yaxshi ifodalaydi.

$$\frac{\lambda}{H} RT$$

bu yerda λ - issiqlik o`tkazuvchanlik; H – elektr o`tkazuvchanlik.

Ko`rinib turibdiki, T kamaysa H ortadi. Bu o`ta o`tkazuvchanlikka olib keladi.

2. Suyuq holat.

Bu oraliq holatdir. Past temperaturalarda ya'ni suyuqlanish temperaturasi yaqin hollarda suyuqliklarning xossalari holat xossalari yaqin bo`ladi (tartiblilik, zichlik, elektr o`tkazuvchanlik, siqiluvchanlik). Qaynash temperaturasi yaqin suyuqliklar bug`larga o`xshaydi. Suyuqliklarda metallardagi muvozanat holati yaqinidagi tebranma harakat modda zarrachalarining translyatsion (sakrab bo`sh joyga o`tish) harakat bilan almashadi. Ozod yo`l uzunligi molekula o`lchmi (diametri) gat eng. Ozod yo`l uzunligi effektiv gazokinetik ko`tarilishi bilan kattalashib boradi.

Suyuqliklar uchun kritik temperature xos. Kritik temperature deb, shunday temperaturaga aytiladiki, $T > T_k$ bo`lganda moddani hech qandaty bosim ostida suyuq holatga o`tkazib bo`lmaydi. $T > T_k$ bo`lganda moddaning suyuq holari bilan bug` (gaz) holati o`rtasidagi chegara yo`qolib, u bir fazali sistemaga aylanadi.

$T < T_k$ bo`lgan holler uchun suyuqliklar siqiluvchanlik xossasiga ega. U adiabatic va izotermik bo`lishi mumkin.

$$\beta_s = \frac{-1}{v} \left(\frac{\partial v}{\partial P} \right)_s \quad \beta_u = \frac{1}{v} \left(\frac{\partial v}{\partial P} \right)_1$$

β_s - adiabatic, β_u - izotermik siqiluvchanlik.

Adiabatik siqilish paytida entronich o`zgarmaydi, chunki sistemaning konfiguratsiyasi o`zgarmay qoladi. Masofalar kamayishi xisobiga ro`y beradi.

Izotermik siqiluvchanlik $\beta_u > \beta_s$ chunki bu holda zarrachalarning holati uzgarish imkoniyati ham mavjud.

3. Gaz holati.

Gaz holat eng oddiy holat bo`lib, Mendeliyev – Klapeyron tenglamasi uning holat tenglamasidir. Real sistemalar uchun $pV=nRT$ o`rniga

$$\left(p + \frac{a}{V^2} \right) (V - b) = nRT \text{ degan ifoda – Van-der-Baals tenglamasidan foydalanamiz. } \frac{a}{V^2}$$

ichki bosim deyiladi, V – esa molekularning xususiy hajmi V_0 bilan $V = 4N_0V_0$ ifodasi orqali bog`langan.

4. Plazma holati.

Plazma holat moddaning juda yuqori temperature uchun ham xos bo`lgan holatdir. Termoyadro reaksiyalari modda plazma holatda turgandagina ro`y beradi.

ADABIYOTLAR

1. Kandrteev V.N. Struktur atomov i molekul Fizmatgiz. Moskva. 1959.
2. Volkenshteyn M.V. Stroenie i fizicheskiy svoystv molekul. Moskva. Izd-vo. Ak.nauk. 1955.
3. Yelyashevich M.A. Atomnaya i molekulyarnaya spektroskopiY. Fizmatgiz. Moskva. 1962.
4. Iskandarov I., Sodiqov B. Organik kimyoning nazariy asoslari. Toshkent 1990.
5. Parpiev N.A., Muftaxov A.G. Anorganik kimyoning nazariy asoslari. Toshkent 2000.

Tuzuvchi:

D.R.KenjayeV