

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

**Nizomiy nomidagi Toshkent Davlat Pedagogika  
Universiteti**

**ANORGANIK KIMYO  
(nazariy asoslari)**

**Toshkent – 2005 y.**

«Anorganik kimyo nazariy asoslari» deb nomlangan ushbu metodik qo'llanma pedagogika universitet institutlarida bakalavrlari uchun mo'ljallangan bo'lib, bunda anorganik kimyoning hozirgi mavqei, atom va molekulalar tuzilishi, kimyoviy bog'lanish turlari, ya'ni yo'nalgan valentlar nazariyasi, molekulyar orbitallar (MO) nazariyasi, termodinamika asoslarining anorganik kimyoda qo'llanishi, kimyoviy kinetika va kimyoviy muvozanat, eritmalar haqidagi ta'limot, oksidlanish-qaytarilish jarayonlari va ularni qo'llanishi, shuningdek, ekologiya masalalariga ahamiyat berilgan. Bundan tashqari talabalar o'zlarini bilimlarini tekshirish uchun har bo'limda savollar keltirilgan.

Ushbu qo'llanma pedagogika sohasidagi oliy bilimsoh talabalari uchun mo'ljallangan bo'lsa-da, undan akadem-litseylar, kasb-hunar kolledjlari o'qituvchilari, talabalari, kimyo asoslarini mustaqil o'rganuvchilar ham foydalanishi mumkin.

**Tuzuvchilar: k.f.d., prof. Yu.T.Toshpulatov  
k.f.n., prof. N.G.Raxmatullaev**

**Taqrizchilar: k.f.d., prof. A.A.Yo'lchiboev,  
k.f.n., dots. K.R.Rasulov.**

Mazkur metodik qo'llanma TDPU Ilmiy Kengashida tasdiqlangan.  
Bayonnoma №11 26.05.2006yil.

## 1. So'z boshi

O'zbekiston Respublikasi Oliy va O'rta mahsus ta'lim vazirligi tomonidan tasdiqlangan kimyo bakalavr-o'qituvchi ixtisosini beradigan o'quv rejasiga muvofiq anorganik kimyo chuqur o'zlashtirilishi bo'lajak kimyo o'qituvchisining mutaxassisligi bo'yicha tayyorgarligini belgilaydi. Chunki anorganik kimyo, kimyo yo'nalishidagi akademik litsey, kasbxunar kolleji va o'rta umum-ta'lim maktablari kimyo kursining asosiy qismini tashkil qiladi.

Mustaqil Respublikamiz tabiiy zahiralari va sanoatiga anorganik kimyo fanining chambarchas bog'liqligi, uni o'qitishning ta'lim va tarbiyaviy ahamiyatini belgilaydi.

Mustaqil Respublikamizni ilmiy-texnika taraqqiyoti asosida sotsial iqtisodiy rivojlantirish dasturi ishlab chiqilib, xalq xo'jaligini sifat jixatdan qayta ko'rib yanada yuqori pog'onalarga ko'tarish uchun qator masalalarga kompleks va sistemali ravishda yondashilgan holda ish ko'riladi boshlandi.

Muhim yo'nalishlar o'suvini ta'minlab, ishlab chiqarilayotgan mahsulotlar sifatini yanada oshirish, iqtisodiy rivojlanishni yangi izga solish, boshqarishning samarali usullaridan foydalanib, sotsial muammolarni keng ko'lamda kompleks holda hal etish va bu masalalarni hal etishda asosiy omillardan biri bo'lgan etuk mutaxassislar tayyorlash ishi muhim vazifalardan biri ekanligi zamon taqazosidir.

Oliy o'quv yurtlari oldida turgan muhim vazifa - ilg'or texnologik jarayonlarga asoslangan holda ish ko'ruvchi va yangi g'oyalarni amalga oshiruvchi, o'z sohasini yaxshi biladigan yukori saviyali mutaxassislar tayyorlashdan iboratdir. Bu esa zamon talablariga javob bera oladigan darslik va o'quv-qo'llanmalar yaratilishini taqozo qiladi.

Kimyo dunyoni tashkil etgan elementlarni hamda shu elementlardan hosil bo'lgan turli-tuman oddiy va murakkab moddalarni, ularning bir-biriga aylanishiga doir murakkab qonunlarni o'rganadi.

Mustaqil mamlakatimizda kimyoga oid qator sanoatlar tez suratlar bilan rivojlanmoqda, yirik kimyo korxonalari barpo etilmoqda, chunonchi ularda o'nlab million tonna fosfor, sirka kislota angidridi, sirka kislota, ammiak, ammoniy nitrat, azot kislota, soda, tsement, shisha, karbamid, paxta tselloza, akrilanitril, kaprolaktam, atsetilen, etilen, nitron, kapron, atsetat tolalar va xalq xo'jaligini muvoffaqiyatli rivojlantirish uchun zarur bo'lgan ko'pgina boshqa mahsulotlar Respublikamiz mintaqalaridagi er osti va usti zahiralariidan foydalanib ishlab chiqilmoqda.

Hozirgi davrda har taraflama kamol topgan har bir mutaxassis kimyo asoslarini bilmay turib ish yurita olmaydi. Eng oddiy kimyoviy tasavvurlarga ega bo'lmay turib, atrof-muhit ekologik holatini tushunib etmaydi. Tavsiya etilayotgan mazkur qo'llanma jumhuriyat oliy va mahsus o'rta ta'lim vazirligi tomonidan tasdiqlangan na'munaviy dasturlarga asoslangan holda pedagoglar tayyorlovchi oliy o'quv yurtlari talabalariga mo'ljallab yozilgan.

Mazkur qo'llanmaning mavjud bo'lgan boshqa qo'llanmalardan farqi shundaki, talabalarning mustaqil ishlariga alohida e'tibor berilgan, kimyo fanining nazariy qismi, chunonchi atom-molekulyar ta'limot, atom tuzilishi, D.I Mendeleevning kimyoviy elementlar davriy qonuni va davriy sistemasi, eritmalar, kompleks birikmalar, metallar va qotishmalar xaqidagi fikrlar laboratoriya ishlari bilan bog'langan, qo'llanmadagi ma'lumotlar, o'lchov birliklari, fizik-kimyoviy kattaliklar xalqaro sistemada berilgan.

O'quv qo'llanma XII bobdan iborat bo'lib, har qaysi bobda avval atroflicha nazariy muqaddima berilib, so'ng bajariladigan tajribalar tafsiloti bayon qilingan. Talabalarning kimyo fanini shu bobi bo'yicha olgan nazariy va amaliy bilimlarini puxta o'zlashtirishlari uchun har qaysi bobdan keyin talaba o'z bilimini tekshirishi uchun savollar berilgan. Ushbu o'quv qo'llanmadan pedagogika oliy o'quv yurtlarining kunduzgi va sirtidan o'qiydigan talabalari, o'rta maktab o'qituvchilari, akadem litsey, kasb-hunar kollejlarning talabalari, shuningdek kimyo fani asoslarini mustaqil o'rganuvchilar foydalanishlari mumkin.

Mualliflar qo'llanmani yaxshilash borasida o'z maslahatlarini bildirgan kimyo fanlari doktori A.A.Yo'lchiboevga, Toshkent Davlat Pedagogika Universitetining kimyo va uni o'qitish metodikasi kafedrasida professor-o'qituvchilariga o'z minnatdorchiligini bildiradi.

Qo'llanmani kamchilik va nuqsonlardan holi deb bo'lmaydi, albatta. O'z fikr-mulohazalarini bildirgan kitobxonlarga minnatdorchilik bildiramiz. Bizning adres: 700100, Toshkent shahar Yusuf-Xos-Xojib ko'chasi 103 uy.

Mualliflar.

## Kirish

Har bir jamiyatni, fanni o'rganish bilan birga uning paydo bo'lish, rivojlanish, yuksalish va bugungi kundagi mavqega erishgunga qadar bosib o'tgan yo'li, bu yo'lning ayrim bosqich va davrlari, ularda yashab ijod etgan izlanuvchi, tadqiqotchi olimlar yoki turli kasb egalarining shu fanning yaratilishiga qo'shgan hissalar, hodisa va atrof-muhitdagi materiyani o'rganishda ularga yondashish usullari bilan tanishish katta ahamiyatga egadir. Bunday ma'lumotlar yig'indisi mazkur fanning tarixini tashkil etadi. Shunday qilib, fanni o'rganish bilan bir vaqtda, uning tarixini bilish, uni etarlicha o'rganish har bir bo'lajak mutaxassis uchun juda kerakdir.

Yuqorida aytilgan fikrlarimizdan kimyo fani ham aslo mustasno emas. Uning ham o'z tarixi bor. Bu tarix bilan tanishish kimyo fani qachon paydo bo'la boshladi, u yoki bu kimyoviy hodisalar qanday qilib kashf qilindi va ular kishilar xayotida qanday o'rin egalladi, kimyo fani qachon va qanday sabablar tufayli ratsional fanga aylandi. U qanday davrlarni o'z boshidan kechirdi, turli kimyoviy kashifiyotlar qanday ketma-ketlikda va o'zaro qanday ichki bog'lanishlar va tashqi sabablar tufayli ro'yobga keldi, degan savollarga berilgan javoblardan yaxshi habardor bo'lish, bizning shu fanga bo'lgan jonli qiziqishimizni kuchaytiradi va har bir fan va shu jumladan kimyo ham qaerdan kelib qolganligi noma'lum bo'lgan qoida va faktlarning tasodifiy to'plami emas, balki er planetasining turli burchaklarida ijod qilgan va ijod qilayotgan mutafakkirlar fikrlashishining natijasi, mevasi ekanligiga, mazkur fan mashaqqatli mehnat natijasida shakllangan va fan darajasiga ko'tarilganligiga iqror bo'lamiz. Demak, fan tarixini o'rganish shu fanni har tomonlama, chuqur va mukammal, ichki mantiqiy bog'langan ma'lumotlar asosida yaxlit bir tizim sifatida o'zlashtirishimizda asosiy omil va vosita hisoblanadi. Bu omil beqiyosdir.

Xuddi fan kabi fan tarixini xam shu fanga aloqador bo'lgan ijodkor olimlar shakllantiradilar. Ma'lumotlarni ob'ektiv analiz qilish yo'li bilan ularning kashf qilish tarixini yoritib beradilar. Kimyo sohasida ham uning tarixiga qiziquvchilar, o'zlaridan avval yoki ular bilan zamondosh bo'lgan shaxslarning hayoti va ijodiy faoliyatini tarixiy nuqtai nazardan o'rgangan va o'z ijodi mevasini bizga meros qilib qoldirgan olimlar kam emas. Shunday olimlarning faoliyati tufayli bugungi kunda bizning ko'z o'ngimizda kimyo degan fanning boy tarixi gavdalanadiki, uni o'rganish bizni yanada barkamol bo'lishimizga hizmat qiladi.

Kimyo fanining har bir davrining o'z tarixchilari bo'lgan. Ammo keyingi ikki-uch asr davomida kimyo tarixini yaratishda ancha ish qilganlar Bertlo, Ladenburg, M.Djua, Meyer, Marnovnikov va boshqalardir. Bu o'rinda ayniqsa, Italiya olimi Mikale Djuani alohida eslab o'tishimiz lozim. Biz sizlarga tavsiya etayotgan «Kimyo tarixi» deb atalgan kitob M. Djua tomonidan yozilgan bo'lib, uning birinchi nashri 1946 yilda, ikkinchi to'ldirilgan nashri esa 1962 yilda bosmadan chiqqan. Bu nashr asosida 1975 yilda «Mir» nashriyoti (Moskva shahri) M.Djua muallifligida «Kimyo tarixi» nomi bilan rus tilida nashr etildi.

Bu kitob hozirgi kunda dunyo miqyosida kimyo tarixini yorituvchi eng to'liq, keng va ob'ektiv ma'lumotlarga boy kitobdir. Nihoyat, yana bir kitobga o'quvchini e'tiborini jalb qilmoqchimiz, u ham bo'lsa A.Azimovning «Kratkaya istoriya ximii» kitobi 1983 yilda «Mir» nashriyoti tomonidan rus tilida nashr etildi. Bu kitobda ham kimyo fanini tarixi haqida juda qisqa va to'liq ma'lumotlar keltirilgan. Shuning uchun kimyo fanining to'liq tarixi bilan qiziquvchilar yuqorida keltirilgan adabiyotlarga murojaat qilishlari mumkin.

## **I BOB**

### **Kimyo tarixi haqida qisqacha ma'lumot**

Butun dunyo kimyo tarixini o'rgangan olimlari quyida keltirgan beshta katta davrga bo'lishni taklif qilganlar.

1. ***Kimyoning alkimyodan avvalgi davri.*** Bu davr miloddan qariyb 8000 yildan tortib to IV asrga qadar davom etgan bo'lib, tajribada qo'lga kiritilgan bilimlar avloddan avlodga o'tib kelgan. Olingan bilimlarni birlashtirish tushunchalari hali vujudga kelmagan edi. O'sha davrlarda oltin, mis, bronza, temir, shisha, o'simliklardan bo'yoq va boshqa mahsulotlar olish kimyoviy jarayonlar haqidagi ta'limot ko'p ming yillik tarixga ega.

Amaliy kimyo miloddan qariyb 4000 yil ilgari Misr, Mesopotamiya, Hindiston, Xitoy mamlakatlarida rivojlana boshlagan. Shuni ham qayd etish kerakki, kimyoviy bilimlar Misrdan qadimgi dunyoning turli mamlakatlariga tarqalgan. «Kimyo» so'zi yunoncha so'z bo'lib, asl metallar ishlab chiqarishni bildiradi. Tabiatdagi o'zgarishga falsafa nuqtai nazaridan qarash dastlab Yunon mamlakatida boshlangan. Ular materiya qaerdan kelib chiqqan degan savolga javob izlay boshlaganlar. Masalan, Yunon olimi Fales (miloddan 7 asr ilgari) fikriga boshlang'ich materiya suv bo'lib, undan barcha narsalar hosil bo'ladi degan. Undan bir asr keyin yunon olimi Anaksimn boshlang'ich modda havo deb tahlil qilgan. Miloddan V asr oldin yashagan Geraklit hamma narsa olovdan kelib chikadi deb ta'kidlagan va uning fikricha-materiya uzlukiz xarakterda bo'ladi. Epidokl (miloddan 490-430 yil avval) boshlang'ich modda suv, havo, olov va tuproqdir deydi. Milloddan V asr oldin yashagan yunon olimi Levkipp va uning shogirdi Demokrit barcha moddalar juda kichik zarrachalardan (bo'linmas zarracha) tashkil topgan deb ta'kidlaydi, ya'ni atomistik tushunchasiga asos solgan. Milloddan III asr oldin yashagan Arastu (Aristotel) fikricha butun dunyo «sovuqlik», «issiqlik», «namlik» va «quruqlik» larni qo'shilishidan hamma narsalar hosil bo'ladi, deb

ta'kidlagan. Uning bu tasavvurlari amaliy jarayonlar bilan tasdiqlanmagan edi.

Milloddan III asr avval Misrliklarning amaliy kimyosi va yunon faylasuflari tasavvurlari asosida Aleksandriyada akademiya va kutubxonalar barpo etildi. Milodimizning 47-yilida bu kutubxonalarda yongin (40000 jild) kitoblarga zarar etkazdi. Misrni arablar zabt etganidan keyin, Aleksandriya akademiasining qolgan boyliklari VII asrda arablar qo'lga o'tdi. Arablar «Kimyo» so'zi oldiga, arab tiliga xos «al» qo'shimchasini qo'shib kimyoni «alkimyo» deb nomladilar va ular kimyoviy ma'lumotlarni birmuncha rivojlantirdilar va yangi moddalar olish yo'llarini topdilar. VIII asrda kimyoviy bilimlar arablardan Evropaga o'ta boshladi. Qadimiy Markaziy Osiyo, jumladan o'zbek olimlarining namoyondasi Abu Ali Ibn Sino (980-1037y) tibbiyot sohasida ko'p ishlari bilan mashhurdir. Uning fikricha - kimyoviy bilimlar oddiy moddalardan oltin olish emas, balki dorivor moddalar yaratishga hizmat qilishi kerak.

980-1048 yillarda Xorazmda yashagan Abu Rayxon Beruniyning «Qimmatbaho toshlarni bilib olish bo'yicha ma'lumotlar to'plami» o'sha zamondagi Markaziy Osiyo, Yaqin Shark, hatto Evropada ham ma'dansunoslik sohasidagi eng yirik asar deb hisoblangan.

**2. Alkimyo davri.** Bu davr IV-XVI asrga qadar davom etadi. Aleksandr Makedonskiyning o'limidan so'ng (miloddan 323 yil ilgari) grek imperiyasi parchalanib ketdi. Ammo o'sha davrda ko'pchilik millatlar madaniyati aralashib ketgan edi. Ana shu davrda Misrda amaliy kimyo ancha rivojlangan bo'lib, lekin alohida bilim deb hisoblanmagan. Misrda bu ilm «Ilohiy san'at» deb, u mahfiy saqlangan. Ular asosan qimmatbaho toshlarni qayta ishlash, sohtalashtirish, murdalarni balzamlashni duo o'qishlar bilan olib borganlar. Shuning uchun amaliy kimyoni natijalari misrliklarning amaliy ishlari va grek faylasuflarning tushunchalarini birlashishining xosilasi desa ham bo'ladi. VII asrga kelib arablar kimyoni «alkimyo» deb yuritishdi. Eng ko'zga ko'ringan arab alkimyogarlaridan Djobir Ibn Xayyan (721-815y) (Evropada uni Geber ham deb ataganlar) o'zining nashrlarida nashatir spirt xaqida, qo'rg'oshin bo'yog'i (belila) olish usulini, sirka kislotasini olish usularini yozgan. U azot kislotasini olishga muvofiq bo'lgan. Lekin u ham noasl metallardan asl metallarni olish (transmutatsiya) bilan ham shug'ullangan. Arablardan yana bir ko'zga ko'ringan alkimyogar Ar-Rozi (865-925 y) (Evropada uni Razes deb ataganlar) gips olish va



singan suyaklarni gipslash ustida ishlar olib borgan va surma «Sv» ni xossalarini o'rgangan.

Bu davrda yashagan alkimyogarlarning falsafa toshining asosiy maqsadi noasl metallardan asl metall olish, uzoq umr baxsh etuvchi eliksir va universal erituvchi-alkagest kabi moddalarni topishga intilganlar.

1096 yilda xristianlar musulmonlar erlarini bosib ola boshladilar. 1099 yilda Ierusalimni ham bosib oldilar. Ular 2 asr hukmronlik qilgan davrlarida madaniyatlar aralashib ketgan. Keyinchalik xristianlar Evropaga qaytgach, ular arab alkimyosini Evropada targ'ib etdilar. Evropaliklar arablarning kitob boyliklarini va Avitsennaning kitoblarini o'girib, shu ilmlardan habar topdilar. Arab tilida chop etilgan kitoblarni birinchi bo'lib Albert Velikiy (1193-1280 y) va Rodjer Bekon (1214-1292 y) lar evropaliklar tiliga o'girishgan.

Alkimyogarlarning tushunchasidan farqlanuvchi tushuncha nemis olimi Georg Bauer (1494-1555 y) va shved olimi Tiofista Bambasta fon Gegengeym (1493-1541 y) paydo bo'ladi. Georg Bauer mineralogiya sohasida ish olib borgan va «metallurgiya» degan kitobida rudadan metall olishga doir bilimlarni jamlagan.

Nemis alkimyogari Andrey Lubau (1540-1616 y) 1597 yilda birinchi bo'lib «Alkimyo» degan o'quv kitobini yaratgan. U birinchi bo'lib HCl ni,  $\text{SnCl}_4$  ni  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  ni, «zar suvini» olish usulini ishlab chiqqan. Lekin u ham noasl metallardan asl metall olishga ishonar edi va bu masalani echishda alkimyo asosiy o'rinni tutadi deb hisoblagan. Yangi yo'nalishda fikrlovchilardan yana biri nemis olimi Iogann Rudolf Glauber (1604-1668 y) har hil moddalarni olish usullarini mukamallashtirish ustida ish olib borgan. U HCl ni NaCl ga  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ni ta'sir qilib olishni ishlab chiqdi. Qoldiqni Glauber tuzi deb hozirgacha aytiladi.

XVII asrga kelib «alkimyo» tarafdorlari juda kamayib ketdi.

### **3. *Kimyo bilimlarning sifat va miqdoriy analizlarning birlashish davri***

Bu davr o'z ichiga XVI-XVIII asrlarni oladi. Bu davrda boshqa fanlarda tez rivojlanish boshlandi, chunki astronomiyada Nyuton qonuni, fizikada Galiley konunlari kashf etildi. Ammo kimyo fanida katta o'zgarishlar bo'lmadi, chunki kimyo fanida faqat sifat analiz bilan ish yuritilgan edi. Fanning rivojlanishi uchun miqdoriy analiz poydevori kashf etilishi lozim edi. 1627-1691 yillarda yashagan Irlandiyalik olim Boyl havoni siqish jarayonini o'rgandi va havoning hajmi bosimga teskari proportsionalligini aniqladi.

1630-1684 yillarda yashagan frantsuz olimi Marriot, Boylning tajribasidan behabar, u ham shunday natijaga keladi. Shuning uchun bu qonunni Boyl-Marriot qonuni deb ataladi. Ana shu qonun birichi bor moddalarni xossalarning o'zgarishini miqdoriy o'lchashga kiradi deb aytish mumkin. Shuning asosida shunday xulosaga kelish mumkinki, havoni tashkil qiluvchi zarrachalar bir-birlaridan ancha uzoq masofada bo'lib, siqilganda ular bir-birlariga yaqinlashadilar. Ammo suyuq va qattiq moddalar hajmi bosim ostida juda kam o'zgaradi, ya'ni ularning zarrachalari havoning zarrachalariga qaraganda ancha zich joylashgan bo'ladilar, degan xulosaga kelganlar. Boyl atomistik nazariya tarafdori bo'lgan va u o'zini tajribalarini shu asosda tushuntirgan. Boyl o'zining «Ximik-skeptik» degan kitobida birinchi bor «alkimyo» o'rnida kimyo so'zini ishlatgan. O'sha davrda metallarga bo'lgan ehtiyojning tez yuksalishi metallurgiya sohasida tadqiqotlar olib borishni taqozo qiladi. Demak, metallurgiyani taraqqiy ettirish albatta yuqori haroratni talab qiladi, ya'ni ko'mirni, yog'och ko'mirini, neftni yondirish asosida olinishi lozim edi. Moddalarni yonish jarayonini tushuntirish uchun qandaydir nazariya yaratish kerak edi. Yonish, oksidlanish va qaytarilish jarayonlarini noto'g'ri izohlovchi flogiston nazariyasi 1700 yilda G. Shtal (1659-1734) tomonidan ilgari so'rildi. Flogiston nazariyasiga ko'ra har qanday modda tarkibida flogiston mavjud bo'lib, modda yonganda modda tarkibidan flogistonning chiqib ketishi bilan boradi deb tushintirilgan. (Yunoncha «flogiston» so'zi yonuvchi demakdir). Bu nazariya tarafdorlari J. Priestli, G.Kavendish, Karl Sheelelar bo'lgan. Flogiston nazariyasining asosiy qiyinchiligi metallni qizdirganda metall oksidi hosil bo'lishini tushuntirishda edi, chunki yonuvchi moddadan flogiston chiqib ketgan, qolgan modda engilroq bo'lishi kerak edi. Shuning uchun metallni qizdirganda, metall oksidi hosil bo'lishida, aksincha metall massasi og'irlashadi. Bu holatni tushuntirishda flogiston nazariyasi tarafdorlari flogiston ham musbat, ham manfiy bo'ladi deb, metall qizdirilganda manfiy flogiston chiqib ketgach, metallning massasi oshadi, deb ta'riflashgan.

Rus olimi M.V. Lomonosov (1711-1756 y) flogiston nazariyasi noto'g'ri ekanligini isbotlab berdi. U metall qizdirilganda og'irligini ortishiga sabab, metallning havo zarrachalarining bir qismi bilan birikishini isbotlab berdi. A.Lavuaze (1743-1794 y) frantsuz olimi M. Lomonosovdan bir necha yil keyin simobni uzoq qizdirish natijasida hech qanday flogiston chiqmasligini va simob qizdirilganda u havoning 1\5 qismi (oksijen) bilan birikishini ko'rsatdi.

M.V.Lomonosov, odatda matematika va fizikada foydalanadigan ilmiy metodlardan kimyoda ham foydalanish kerakligini taklif qildi. U biror moddani xarakterlash uchun uning zichligi, yorug'likni sindirishi, suyulish va qaynash temperaturasi kabi shu modda uchun doimiy bo'lgan xossalarni aniqlash zarurligini ta'kidladi. A.Lavuze flogiston nazariyasi o'rniga yonishi haqidagi kislorod nazariyasini yaratdi va moddalar massasining saqlanish qonunini ta'riflashga erishdi.

**4. Miqdoriy qonunlar davri.** XVII asrda kimyo fanining asosiy vazifalari asosan tabiiy minerallar tarkibini o'rganish bo'ldi, chunki bu davrda metallarga bo'lgan ehtiyoj juda ham o'sgan edi. XVIII asrda kimyoviy elementlarni o'zaro birikishidagi qonuniyatlarni o'rganishga qaratiladi. Bu sohada J.Prust va K.Bertole ishlarini misol qilish mumkin. J.Prust bilan K. Bertolle orasidagi ko'p yillik munozara Prust foydasiga hal bo'ldi va tarkibning doimiylik qonuni qabul qilindi. A.L. Lavuazening kislorod nazariyasi va tarkibning doimiylik qonuni XIX asr boshlanishida rivojlangan kimyoviy tahlil imkoniyatlari boshlang'ich moddalar va mahsulotlar tarkibini o'rganishni, minerallar tarkibini chuqur bilishni, yangi ochilgan elementlarni xossalarni o'rganish kabi muhim amaliy ishlarni taraqqiy etishiga sabab bo'ldi. Izlanishlar natijasida muhim ma'lumotlar to'plandi, anorganik birikmalarni sinflarga bo'lish usullari shakllandi.

XIX asr boshida J. Daltonning kimyoviy atomistikasi, A.Avogadroning molekulyar nazariyasi, atom-molekulyar nazariyasi yuzaga chiqdi. Shuning asosida valentlik va kimyoviy bog' xaqidagi tushunchalar yuzaga keldi va «atom», «molekula», «ekivalent» tushunchalariga aniq ma'no berildi. Shu bilan bir qatorda birikmalar haqidagi bilimlarning keng tarqalishi davriy qonun yaratilishiga zamin tayyorladi. 1861 yili A. M. Butlerovning organik birikmalarining kimyoviy tuzilish nazariyasi va D.I. Mendeleevning 1969 yili kimyoviy elementlarning davriy sistemasining kashf etilishi kimyoning nazariy asoslarini chuqurlashtirdi.

**5. Kimyoning hozirgi zamon davri.** Bu davr 1860 yildan hozirga kunlarga qadar davom etmoqda va bu davrni «Kimyoning oltin davri» deb atash mumkin. Qayd qilingan davr ichida kimyoviy elementlarning davriy sistemasi, stereokimyo, atom tuzilish nazariyalari yaratildi, kimyoviy bog'lanish va valentlikning aniq tushunchalari yuzaga keldi, fizik kimyo, biokimyo, geokimyo, bioanorganik kimyo, bioorganik kimyo, kosmo kimyo, yadro kimyo, kristallo kimyo, polimer kimyo va

hokazo fanlar vujudga keldi. O'zbekiston va Markaziy Osiyoda kimyoning taraqqiyotini besh davrga bo'lib ko'rish mumkin:

Birinchi davr - bu revolyutsiyaga qadar davr bo'lib, to 1920 yilgacha davom etgan va bu vaqt ichida fakat o'lkani o'rganishga oid ishlar olib borilgan;

1870 yilda Toshkentda birinchi bor kimyo laboratoriyasi N.Teyx tashabbusi bilan tashkil qilindi. Kimyo fani esa faqat gimnaziya va bilim yurtida o'qitilgan.

Ikkinchi davr. 1920 yildan 1933 yilgacha davom etgan. 1920 yilda O'rta Osiyo davlat universiteti ochildi. Bu davrda ilmiy ishlarga tayyorgarlik ishlari olib borildi va kimyogar mutaxassislar tayyorlandi.

Uchinchi davr 1933 -1941 yillargacha davom etdi va shu yillari ko'plab kimyo mutaxassislari tayyorlandi. Ana shu kimyo mutaxassislari tomonidan ko'plab ilmiy maqolalar nashr qilindi va kimyo sanoati qurilishiga kirishildi. O'zbekistonning dastlabki kimyo korxonalaridan biri bo'lgan tsement zavodi Bekobod shahrida barpo etildi. 1931 yildan boshlab Chirchiq elektrokimyo kombinatini qurishga kirishilib 1940 yili ishga tushirildi.

To'rtinchi davr 1941-1991 yillarni o'z ichiga oladi. Bu davr ichida Markaziy Osiyoga vaqtincha ko'chib kelgan kimyo institutlari, kimyo zavodlari kimyogarlari bilan mahalliy kimyogarlar orasida yaqindan hamkorlik va aloqa kuchaydi. Bu davr kimyo fani va kimyo sanoatining taraqqiy etishiga katta ta'sir ko'rsatdi. Bu davr ichida kimyo fanining yirik olimlari O.S. Sodiqov, S.Yu. Yunusov, I.P. Tsukervanik, X.U.Usmonov, K.S. Axmedov, Sh.T. Tolipov, M.N.Nabiev, A.Sultonovlar etishib chiqdilar. Ularning rahbarligida Uz.R FA si tashkil topdi va keyichalik qator ilmiy tekshirish institutlari tashkil topdi. Shuning bilan bir qatorda O'zbekistonda yirik kimyo sanoatlari barpo etildi: Farg'ona «Azot», Navoiy «azot» ishlab chiqarish birlashmalari, Samarqand va Qo'qon o'g'itlar zavodi, kimyoviy tola zavodi (Farg'ona), Namangan kimyo zavodi, Farg'ona furan birikmalar zavodi, Yangi yo'l, Andijon gidroliz zavodlari, Chirchiq oyna zavodi va xokazolar ishga tushirildi. Afsuski, bu kombinat va zavodlar asosan Respublikamizdan tashqari mintaqalardan olib kelinadigan hom ashyo bilan ishlar edilar va ishlab chiqarilgan mahsulotning ko'p qismi Respublikamizdan tashqari mintaqalarga olib chiqib ketilar edi. Shu bilan birga Respublikamizning ekologiyasiga manfiy ta'sir ko'rsatar edi. Chunki havoga chiqarib yuboriladigan gazlarni va oqova suvlarni tozalashga katta ahamiyat berilmagan.

Beshinchi davr - 1991 yildan boshlab va shu kungacha davom etmokda. Bu davr O'zbekistonning mustaqillik davri bo'lib, bu davrda Respublikamiz rahbariyati ostida kimyo fanini va kimyo sanoatini rivojlantirishga qaratilgan desak bo'ladi. Demak, O'zbekiston kimyogar olimlari va kimyo sanoati xodimlari oldiga juda katta ma'suliyatli ishlar rejalashtirildi:

1. Kimyo fani yo'nalishlarini va kimyo sanoatini dolzarb yo'nalishlarini aniqlash va bu yo'nalishda tezkorlik bilan Respublikamiz mintaqasida er usti va osti zahiralardagi hom ashyolarni oqilona qayta ishlash bilan bir qatorda tayyor mahsulotlar olib, ichki bozorni mahsulotlar bilan to'ldirish va tashqi mamlakatlar bozoriga dunyo standartlariga javob beradigan mahsulotlar chiqarib sotish masalasi qo'yilgan.
2. Tashqaridan keltiriladigan hom ashyolarni Respublikamiz mintaqasidagi hom ashyolar bilan almashtirish va shu bilan kimyo sanoatini xorij mamlakatlariga qaramligiga chek qo'yish.
3. Kimyo sanotini rivojlantirishda ekologiya masalalariga katta e'tibor berish.
4. Qishlok xo'jaligini sifatli mineral o'g'itlar va o'simliklarni himoya qilish uchun kerak bo'lgan moddalarni o'zimizdagi zahiralardan topilgan hom ashyolarni qayta ishlash asosida olish va mineral o'g'itlar, o'simliklarni himoya qilish moddalar bozorida Markaziy Osiyoda etakchi o'ringa ko'tarilish.
5. Yangi sifatli kimyoviy moddalar olish sanoatlarini barpo etish.
6. Chiqarilayotgan mahsulotlarni konkurensiyaga bardoshlilikini oshirish maqsadida sanoatga yangi energiyani kam sarflaydigan va hom ashyoni tejamkor sarflaydigan texnologiyalarni joriy qilish bilan birga maxsulotni tan narxini kamaytirish.

Yuqorida qo'yilgan talablarga asosan ilm axllari bilan O'zbek kimyo kontserni mustaqillik davrida quyidagi ishlar bajarildi:

1. Kimyo sanoati uchun hom ashyo bazasi yaratildi: Qizilqumda fosforit kombinati, Tyubegatanda kaliy tuzlarini ishlab chiqarish zavodi, ishlab chiqarish birlashmasi «Ammofos» va Samarqand kimyo zavodini rekonstruktsiya qilish, Farg'ona «Azot» «Navoiazot», «Elektroximprom (Chirchiq) ishlab chiqarish birlashmalarini modernizatsiyalash ko'zda tutilgan. Yangi kimyoviy mahsulotlarni ishlab chiqarish bo'yicha kaustik soda, xlor, vodorod xlorid, poliamid-6, paxta tsellyulozasi, melaminlarni ishlab chiqarish korxonalarini ishga tushirish ko'zda tutilgan. Undan tashqari paxta tsellyuzasi asosida nitrotsellyuloza, polietilen, polimid tolalari, protravitellar, gerbitsidlar, fungitsidlar, defoliantlar kabi mahsulotlarni ham korxonalarini qurib bitirish mo'ljallangan.

## **II BOB . Atom - molekulyar ta'limot** *Kimyoning asosiy tushuncha va qonuniyatlari*

### **2.1 Materiya va modda**

Kimyoviy toza modda ayni sharoitda o'zgarmas fizik xossalarga ega. Moddalarni o'rganishda ularning turli xossalari qarang, bir necha sinflarga bo'linadi:

- 1) Elementar zarrachalar (elektron, proton, neytron, pozitron, neytrino, mezon va h.k.)
- 2) Oddiy moddalar - kimyoviy elementning erkin holda mavjud bo'la oladigan turi. Ularning soni 400 dan ortiq.
- 3) Murakkab moddalar (kimyoviy birikmalar) - o'zaro ma'lum nisbatlarda kimyoviy birikkan ikki yoki undan ortiq elementdan tashkil topadi. Ularning, ya'ni anorganik moddalarning soni 200.000 dan ortiq, organik moddalar soni esa 2.000000 ga yaqin.
- 4) Aralashmalar. Tabiatda toza moddalar bilan bir qatorda aralashmalar ham uchraydi. Ular o'z xossalari bilan kimyoviy toza moddalardan keskin farq qiladi.

Jism moddaning fazoda chegaralangan qismidir. Jism tushunchasi juda aniq tushuncha bo'lib (temirdan bolg'a, belkurak, bolta yasash mumkin), modda tushunchasi esa ancha keng ma'noni beradi. Demak, modda tushunchasi jism tushunchasiga nisbatan umumiy tushunchadir. Umuman fanda ishlatiladigan muhim tushuncha «Materiya» tushunchasidir. Butun koinot jonli va jonsiz tabiat, koinotda sodir bo'ladigan barcha o'zgarishlar materiyaning ayrim harakat shaklidir. Materiya abadiy, u yo'kdan bor bo'lmaydi va bordan yo'q bo'lmaydi. Materiya tushunchasi bilan harakat tushunchasi o'zaro bog'liqdir. Modda materiyaning xususiy (tinch) massaga ega bo'lgan zarrachalardan tashkil topgan shaklidir.

Materiya mavjudligining ikkinchi shakli - fizik maydon bo'lib (yorug'lik maydoni, magnit maydoni, gravitatsion maydon), u «tinch»

massaga ega emas. Fizik maydon materiyaning shunday shakli, u modda zarrachalarini bir-biri bilan bog'lab turadi va bu zarrachalar orasida o'zaro ta'sirini amalga oshiradi.

Energiya - modda harakatining o'lchovi. Materiyaning harakat shakliga qarab, energiya har xil, ya'ni mexanik, issiqlik, yorug'lik, elektr va kimyoviy energiyalar bo'ladi.

Massa bilan energiya orasida miqdoriy bog'lanish borligini A.Eynshteyn 1905 yilda quyidagi formula bilan ko'rsatdi :  $E=m \cdot s^2$ , bu erda  $m$  – modda massasi (kg hisobida);  $E$ -energiya (J. hisobida)  $s$  - yorug'lik tezligi ( $300.000 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$ ). Bu tenglama, energiya o'zgarganda massa, massa o'zgarganda energiya o'zgarishini ko'rsatadi.

XVIII asrda M.V. Lomonosov qadimgi yunon faylasuflari Levkipp 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 tasavvurlarni rivojlantirib, sistemaga soldi. U ham o'z ta'limotiga barcha moddalar juda mayda zarrachalardan tuzilgan, degan fikrni asos qilib oldi. M.Lomonosov zarrachalarni ikki turga bo'ldi: atomlarni «elementlar» deb, molekulalarni esa «korpuskulalar» deb atadi. Molekulalar hosil bo'lishida atomlar bir-biri bilan ma'lum miqdoriy nisbatlarda birikadi. Molekulalarni hossalari faqat ularning tarkibiga kirgan atomlar sonigagina bog'lik bo'lmay, balki atomlarning molekulada joylashish tartibiga ham bog'liqdir.

M.Lomonosov kimyoga birinchi bo'lib atom molekulyar ta'limotni kiritdi va shu asosda element, oddiy hamda murakkab moddalarga ta'rif berdi. Bu (ta'limot) tasavvurlar o'sha davr fanidan ancha ilgari ketdi. Faqat 60 yildan keyingina J.Dalton shunga o'xshash fikrlar aytdi. XIX asrning o'rtalariga kelib atom-molekulyar ta'limot to'la-to'kis tasdiqlandi Atom, molekula, kimyoviy element va boshqa asosiy tushunchalarga aniq ta'rif berildi.

**Atom** - kimyoviy elementning oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiradigan eng kichik zarrachasidir.

**Molekula** - moddaning mustaqil mavjud bo'la oladigan va shu moddaning fizikaviy va kimyoviy xossalarini o'zida saqlab qoladigan juda kichik zarrachasidir.

**Kimyoviy element** - o'zida muayyan xossalarni mujassamlashtirgan va kimyoviy usular bilan boshqa oddiy moddaga aylana olmaydigan atomlar turidir. Demak, oddiy modda elementning erkin holda mavjud bo'lish shaklidir. Bir element atomlari bir necha xil oddiy moddalar hosil

qiladigan xollar ham oz emas; masalan karbon (S) - olmos, grafit va karbin nomli ko'rinishga ega. Ular bir-biridan qurilishi bilan farqlanadi.

Bitta kimyoviy elementning o'zi ikki yoki bir necha oddiy moddalar hosil qilishi *allotropiya* deyiladi. Murakkab moddaning bir necha ko'rinishda uchrashi *polimorfizm* deb ataladi.

## 2.2. O'lchovlar va birliklarning metrik sistemasi

Mikdoriy o'lchovlar katta ahamiyatga ega ekanligini XVIII asrda Lavuaze ko'rsatib o'tgan. 1881 yili metrik sistemaga asoslangan birikmalarning SGS sistemasi (massa birligi - gramm, uzunlik birligi - santimetr, vaqt birligi - sekund) qabul qilindi. Fanda qo'llaniladigan standartlar esa birliklarning metrik sistemasida ifodalanadi. Amaliyotda metrik sistema va undan kelib chiqadigan birliklardan foydalanish ko'zda tutilgan va undan halqaro miqyosda qabul qilingan.

«*Xalqaro birliklar sistemasi*»- CI (Sisteme Internutionite - SI) fan va texnikaning barcha sohalari uchun fizik kattaliklarning universal sistemasi bo'lib, u 1960 yili o'lchov va tarozilar XI Bosh konferentsiyasida qabul qilindi. 1971 yili o'lchov va tarozilar XIV Bosh konferentsiyasida halkaro birliklar sistemasining asosiy birligi sifatida mol qabul qilindi va unga quyidagicha ta'rif berildi: «*Mol - massasi 0,012 kg <sup>12</sup>C karbonda (uglerodda) qancha atom bo'lsa, tarkibida shuncha strukturaviy elementi bo'lgan modda miqdoridir*». CI sistemasidagi asosiy birliklar va ularning ta'rifi quyidagi jadvallarda keltirilgan:

### CI sistemasi asosiy birliklari va ta'rifi

№	<i>Kattalik nomi</i>	<i>Birlik belgisi</i>	<i>Ta'rifi</i>
1.	Molyar massa	kg/mol	Miqdori 1 mol bo'lgan 1 kg moddaning mol massasi
2	Molyar hajm	m <sup>3</sup> /mol	1m <sup>3</sup> hajmni egallaydigan 1 mol moddaning mol xajmi
3	Ximiyaviy reaksiyaning issiqlik effekti	J	Turli kimyoviy reaksiyalar natijasida 1J energiyaga ekvivalent miqdorda hosil bo'ladigan issiqlik effekti
4	Molyar ichki energiya	J/mol	Ichki energiyasi 1J ga teng bo'lgan 1 mol moddaning energiyasi



5	Molyar entalpiya	J/mol	1mol kimyoviy moddaning 1J energiyaga ekvivalent entalpiyasi
6	Kimyoviy potentsial	J/mol	1mol moddaning 1J energiyaga ekvivalent kimyoviy potentsiali
7	Kimyoviy moyillik	J/mol	1mol moddaning 1J energiyaga ekvivalent miqdorda namoyon bo'ladigan kimyoviy moyilligi
8.	Aktivlash energiyasi	J/mol	1mol moddaning kimyoviy reaksiya protsessida 1J energiyaga ekvivalent aktivlash energiyasi
9.	Molyar issiqlik sig'imi	J/mol·K	Issiqlik sig'imi 1J/K bo'lgan 1mol moddaning molyar issiqlik sig'imi
10	Molyar entropiya	J/mol·K	Entropiyasi 1J/K issiqlik sig'imi-ga ekvivalent 1mol moddaning molyar entropiyasi
11	Molyar kontsentratsiya	kg/m <sup>3</sup>	1m <sup>3</sup> hajmda massasi 1kg modda bo'lgan eritma kontsentratsiyasi
12	Protsent kontsentratsiya	%	100g eritmada erigan kimyoviy moddaning grammlarda ifodalangan miqdori
13	Molyar kontsentratsiya	mol/l	1l erituvchida 1mol moddaning erishi natijasida hosil bo'lgan eritma
14	Mol kontsentratsiya	mol/kg	1kg erituvchida 1mol moddaning erishi natijasida hosil bo'lgan eritma
15	Normal kontsentratsiya	ekv/m <sup>3</sup>	1m <sup>3</sup> hajmda 1ekvivalent modda bo'lgan eritma kontsentratsiyasi
16	Osmotik bosim	Pa	Yarim o'tkazgichlardagi 1Pa bosimga ekvivalent bo'lgan osmotik bosim
17	Diffuziya koeffitsienti	m <sup>2</sup> /s	Kontsentratsiya gradienti 1m <sup>-4</sup> bo'lganda 1s vaqt ichida 1m <sup>2</sup> yuzadan o'tadigan zarrachaning diffuziya koeffitsienti
18	Kimyoviy reaksiyaning tezligi	mol/m <sup>3</sup> ·s	1s vaqt ichida eritmadagi dastlabki molyar kontsentratsisi 1mol/m <sup>3</sup> ga o'zgaradigan monomolekulyar

			kimyoviy reaksiyaning o'rtacha tezligi
19	Katalizatorning aktivligi	mol/kg·s	1s vaqt ichida eritmadagi dastlabki molyar konsentratsiyasi mol/kg ga o'zgaradigan reaksiyaning tezligi
20	Dipol momenti	Kl·m	Kuchlanganligi birga teng bo'lgan bir jinsli elektr maydonida mexanik moment hosil qila oladigan elektr kuchi
21	Qutblanuvchanlik	Kl·m <sup>2</sup> /V	1m <sup>2</sup> yuzaga ta'sir eta oladigan elektr kuchlanishi
22	Oksidlanish-qaytarilish potentsiali	V	1mol moddaning oksidlanish qaytarilish reaksiyasiga kirishganda hosil bo'lgan kuchlanganlik
23	Nurlanish intensivligi	Vt/m <sup>2</sup>	1m <sup>2</sup> yuzaga quvvati 1Vt bo'lgan nurlanish tushgandagi intensivligi
24	Kvant oqimining zichligi	S <sup>-1</sup> ·m <sup>-2</sup>	Oqimga tik bo'lgan 1m <sup>2</sup> yuzadan 1s vaqt ichida o'tadigan kvantlar soni
25	Elementar elektr zaryad	Kl	e <sup>-</sup> elektronning elementar zaryadidan olingan karrali zaryad qiymati
26	Bog'lanish energiyasi	J	Kimyoviy bog'lanishni uzish uchun sarf bo'lgan energiya
27	Yarim emirilish davri	S	Atomning dastlabki miqdorining yarmisi emiriladigan vaqt

### Metodik sistemada ishlatiluvchi qo'shimchalar

<i>Qo'shimcha</i>	<i>Belgilanish</i>	<i>Son miqdori</i>	<i>Misollar</i>
Mega	M	10 <sup>6</sup>	1 mega metr (Mm)=1·10 <sup>6</sup> m
Kilo	K	10 <sup>3</sup>	1 kilometr (km)= 1·10 <sup>3</sup> m
Detsi	D	10 <sup>-1</sup>	1 detsimetr (Dm)=0,1 m
Santi	S	10 <sup>-2</sup>	1 santimetr (sm)=0,01 m
Milli	M	10 <sup>-3</sup>	1 millimetr (mm)=0,01 m
Mikro	Mk	10 <sup>-6</sup>	1 mikrometr (mkm)= 1·10 <sup>-6</sup> m
Nano	N	10 <sup>-9</sup>	1 nanometr (nm)= 1·10 <sup>-9</sup> m
Pika	P	10 <sup>-12</sup>	1 pikometr (pm)= 1·10 <sup>-12</sup> m

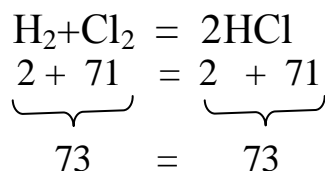
## Ba'zi fizik-kimyoviy kattaliklar miqdori va belgisi

<i>Kattalik ismi</i>	<i>Kattalik miqdori va belgisi</i>
Massaning atom birligi	1 m.a.b. = $1,660571 \cdot 10^{-27}$ kg $6,022169 \cdot 10^{23}$ m.a.b. = 1 kg
Elektron zaryadi	$L = 1,6022 \cdot 10^{-19}$ kl
Proton massasi	$m_p = 1,00728$ m.a.b. = $1,67265 \cdot 10^{-24}$ g
Neytron massasi	$m_n = 1,00866$ m.a.b. = $1,67495 \cdot 10^{-24}$ g
Elektron massasi	$m_e = 5,48580 \cdot 10^{-4}$ m.a.b. = $9,10953 \cdot 10^{-28}$ g
Molyar gaz doimiysi	$R = 8,3144$ J/K·mol = $0,0820571$ atm/k.mol
Boltsman doimiysi	$1,38066 \cdot 10^{-23}$ J/K
Plank doimiysi	$6,6262 \cdot 10^{-34}$ J·s
Faradey doimiysi	$9,6485 \cdot 10^4$ Kk/mol
Vakuumba yorug'lik nur tezligi	$S = 2,997925 \cdot 10^8$ m/s
Avogadro soni	$N_o = 6,022045 \cdot 10^{23}$ mol <sup>-1</sup>
Pi soni (P)	$P = 3,14159265$ 36

### 2.3 Kimyoning asosiy qonunlari

Bu qonunlar kimyoviy reaksiya jarayonida sodir bo'ladigan o'zgarishlarni miqdoriy jihatdan tekshirish natijasida kashf etilgan bo'lib, ular kimyo fanining nazariy negizini tashkil etadi.

**Moddalar massasining saqlanish qonuni.** Atom-molekulyar ta'limot asosida dastlab M.Lomonosov va keyinchalik A.Lavuaze bu qonunni quyidagicha ta'riflagan: - «Reaksiyaga kirishuvchi dastlabki moddalar massalari yig'indisi hosil bo'lgan mahsulotlar massalari yig'indisiga teng». Misol:



Katta miqdorda energiya ajralib chiqishi bilan sodir bo'ladigan jarayonlar (radiaktiv moddalarning emirilishi, atom bombaning portlashi) moddalar massasining saqlanish qonuniga emas, balki materining saqlanish qonuniga bo'ysunadi. Agar jarayonning issiqlik effekti Q bo'lsa, jarayon davomida massasining o'zgarishi Eynshteyn tenglamasi bilan ifodalanadi:

$$Q = \Delta m \cdot c^2$$

$$\Delta m = Q/c^2$$

Bu formulaning maxrajidagi  $c^2$  nihoyatda katta son ( $3 \cdot 10^{16} \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$ ) bo'lganligidan odatdagi kimyoviy reaksiyalarda massa o'zgarishi nihoyatda kichik bo'ladi va uni hozirgi zamon tarozi yordamida payqash mumkin emas.

**2.4. Tarkibining doimiylik qonuni.** A.Lavuaz'e 1781 yilda karbon to'rt oksid gazini 10 xil usul bilan hosil qildi va gaz tarkibidagi karbon bilan oksigen massalari orasidagi nisbat 3:8 ekanligini aniqladi va quyidagi xulosaga keldi: «Har qanday kimyoviy toza birikmani tashkil etuvchi elementlarning massalari o'zgarmas nisbatda bo'ladi». 20 yil davomida bu qonunning to'g'riligi barcha olimlar tomonidan e'tirof etib kelindi. Lekin 1803 yilda frantsuz olimi Bertole 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 huloosa chiqardi.

J.Prust (1753-1826) Bertolening fikriga qarshi chiqdi va toza birikmalarning miqdoriy tarkibi bir hil bo'lishini tajribalar asosida isbotladi. J. Prust bilan Bertole o'rtasidagi tortishuvlar yetti yil davom etdi va Prust yutib chiqdi. Shundan so'ng tarkibning doimiylik qonuni quyidagicha ta'riflandi: «Har qanday kimyoviy toza birikma, olinish usulidan qat'iy nazar, o'zgarmas miqdoriy tarkibiga ega». Toza suv tarkibida 11,11% hidrogen va 88,89% oksigen bor. Bu miqdoriy tarkib suvni qanday usul bilan olinsa ham, bu miqdoriy tarkib o'zgarmaydi.

Bertolening o'zgargan tarkibli birikmalar mavjudligi haqidagi ta'limotini XX asrning boshlarida N.Kurnakov rivojlantirdi. U qotishma, eritma, polimerlarda xaqiqatan ham o'zgaruvchan tarkibli birikmalar bo'lishini isbotladi va ularni ***bertollidlar*** deb, o'zgarmas tarkibli birikmalarni esa - ***daltonidlar*** deb atadi. Shundan so'ng tarkibning doimiylik qonunini quyidagicha ta'riflash mumkin: «Har qanday quyi molekulyar birikma, o'zining olinish usuli va sharoitidan qat'iy nazar o'zgarmas tarkib bilan ifodalana oladi».

**2.5. Ekvivalentlar qonuni.** XVIII asrning oxirida ekvivalentlar qonuni kashf etildi. Reaksiyaga kirishuvchi moddalar massasi shu moddalarning kimyoviy ekvivalentlariga proporsionaldir. Bu qonun ekvivalentlar qonuni deb ataladi:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}$$

Bunda,  $m_1$  va  $m_2$  - birinchi va ikkinchi moddalarning massasi;

$E_1$  va  $E_2$  - birinchi va ikkinchi moddalarning ekvivalentlari.

Ayni elementning bir massa qism (1,00797) vodorod yoki bir (7,9997) massa qism kislorod bilan birikadigan yohud birikmalarda shuncha miqdor vodorod yoki kislorodning o'rnini oladigan miqdori shu elementning kimyoviy ekvivalenti deyiladi.

Elementning kimyoviy ekvivalentini aniqlash uchun uning ekvivalenti ma'lum bo'lgan boshqa har qanday element bilan hosil qilgan birikmasining tarkibini bilish kerak.

1. Misol. 4,56g magniy yonganda 7,56g magniy oksid hosil bo'lishi ma'lum, magniyning ekvivalentini aniqlang.

Echish. Masalaning shartidan ma'lumki, 7,56g magniy oksidda 4,56g magniy bor, demak, birikmada  $7,56 - 4,56 = 3,00$ g kislorod bor ekan. Kislorodning ekvivalenti 8 ekanligini bilgan xolda proporsiya tuzamiz:

$$\frac{4,56}{3,0} = \frac{\mathcal{E}_{\text{Mg}}}{8}; \quad \mathcal{E}_{\text{Mg}} = \frac{4,56 \cdot 8}{3} = 12,16$$

2. Misol. Mis xloridda 47,26% mis bor. Xlorning ekvivalenti 35,45 ga tengligi ma'lum. Shu birikmadagi misning ekvivalentini aniqlang.

Echish. Misning 47,26 og'irlik birligiga  $100 - 47,26 = 52,74$  og'irlik birlik xlor to'g'ri keladi. Demak,

$$\frac{47,26}{52,74} = \frac{\mathcal{E}_{\text{Cu}}}{35,5}; \quad \mathcal{E}_{\text{Cu}} = \frac{47,26 \cdot 35,5}{52,74} = 31,77.$$

Murakkab moddaning har qanday boshqa moddaning bir ekvivalenti bilan reaksiyaga kirishadigan miqdori ekvivalent deb ataladi.

3. Misol. Ekvivalenti 12,16 ga teng bulgan magniyning 24,32 grammi bilan

98,08g sulfat kislota reaksiyaga kirishadi. Sulfat kislotaning ekvivalentini aniqlang.

Echish.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ning ekvivalenti quyidagi nisbatdan topiladi:

$$\frac{98,08}{24,32} = \frac{\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{12,16}; \quad \mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{98,08 \cdot 12,16}{24,32} = 49,04$$

Asos va tuzlarning mol (ekvivalent) ini aniqlash uchun ularning molekulyar massasi shu asos yoki tuz tarkibidagi metall valentini birliklarining umumiy soniga bo'linadi:

Ca (OH)<sub>2</sub> ning ekvivalenti  $74,102:2 = 37,05$  g/mol (ekvivalent)

Al<sub>2</sub> (SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> ning ekvivalent  $324,12: 6 = 57,02$  g/mol (ekvivalent)

**2.6. Karrali nisbatlar konuni.** Ingliz olimi J.Dalton 1804 yilda moddaning tuzilishi haqida atomistik ta'limotga asoslanib, karrali nisbatlar qonunini ta'rifladi: «Agar ikki element o'zaro birikib bir necha kimyoviy birikma hosil qilsa, elementlardan birining shu birikmalardagi ikkinchi elementning bir xil massa miqdoriga to'g'ri keladigan massa miqdorlari o'zaro kichik butun sonlar nisbatda bo'ladi: metan tarkibida 75% uglerod va 25 % vodorod bo'lib, unda 1 massa qism vodorodga 3 massa qism uglerod to'g'ri keladi (ya'ni 3:1), etilen tarkibida esa 85,71% uglerod va 14,29% vodorod bor; bu moddada 1 massa qism vodorodga 6 massa qism uglerod to'g'ri keladi (ya'ni 6:1). Demak, bu birikmalarda 1 massa qism vodorodga to'g'ri keladigan uglerod miqdori o'zaro 3:6 yoki 1:2 nisbatda bo'ladi. Bu qonun juda ko'p misollar bilan isbotlangan.

**2.6. Avogadro qonuni.** Italiya olimi A.Avogadro 1811 yilda quyidagi gipotezani ilgari surdi: bir xil sharoitda (bir xil temperatura va bir xil bosimda) va barobar hajmda olingan turli gazlarning molekullari soni o'zaro teng bo'ladi. Avogadroning bu gipotezasi juda ko'p tajribalar yordamida tasdiqlandi va 1860 yildan boshlab qonun sifatida tan olindi. Avogadro qonunidan uchta xulosa kelib chiqdi:

1. Oddiy gazlarning (kislrod, vodorod, azot, xlor va boshqalar) molekullari ikki atomdan iborat.
2. Normal sharoitda bir mol gaz 22,4 l xajmni egallaydi.
3. Bir xil sharoitda teng hajmda olingan ikki gaz massasi orasidagi nisbat shu gazlarning molekulyar massasi orasidagi nisbatga teng.

1961 yildan boshlab atom massa birligi (a.m.b.) sifatida uglerod izotopi <sup>12</sup>S atom massasining 1/12 qismi qabul qilingan.

Element atom massasining uglerod birligida ifodalangan miqdori shu elementning atom massasi deyiladi. Moddaning grammlar hisobidagi massasi son jihatdan molekulyar massasiga teng bo'lgan miqdori uning mol massasiga teng. 1 mol suv 18,01 g/mol ga teng; 1 mol sulfat kislota 98,09 g/mol ga teng.

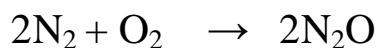
Har qanday moddaning 1 molida  $6,02 \cdot 10^{28}$  ta atom yoki molekula bo'ladi, bu son Avogadro soni deyiladi:  $N_A = 6,02 \cdot 10^{28} \text{ mol}^{-1}$

Har qanday gazning 1 mol massasi (n.sh.) 22,4 l hajmni egallaydi (n.sh. -0<sup>0</sup>S va 760 mm da simob ustuni bosimiga ega sharoitdir).

**2.8. Gey-Lyussakning hajmiy nisbatlar qonuni.** Bu qonunni frantsuz olimi Gey-Lyussak (1778-1850) kashf etgan: «Kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi gazlarning hajmlari o'zaro va reaksiya natijasida hosil

bo'ladigan gazlarning hajmlari bilan oddiy butun sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi». Masalan 2 hajm vodorod 1 hajm kislorod bilan yuqori temperaturada reaksiyaga kirishganda 2 hajm suv hosil bo'ladi. Bunday reaksiyada ishtirok etgan gazlarning hajmlari bir xil bosim va bir xil temperaturada o'lchanishi lozim.

Gey – Lyussak hajmiy nisbatlar qonuni Avogardo qonuni asosida juda qulay izohlanadi. Masalan 2 hajm vodorod va 1 hajm kislorod o'zaro birikib, 2 hajm suv bug'ini hosil qilishini quyidagicha izohlash mumkin: Kislorod va vodorodning har qaysi molekulasi 2 atomdan iborat; vodorodning bir molekulasi kislorod molekulasidagi bir atom bilan birikib, bir molekula suv hosil qiladi; Kislorodning ikkinchi atomi qolgan bitta vodorod molekulasi bilan birikib, yana bir molekula suv hosil qiladi; demak,



reaksiyasi sodir bo'ladi.

Oddiy gaz molekulasi necha atomdan iboratligi XIX asrning ikkinchi yarmiga borib aniqlandi. Buni hal qilish uchun issiqlikning kinetik nazariyasidan foydalanildi. Gazning o'zgarmas bosimdagi issiqlik sig'imini  $S_r$ , o'zgarmas hajmdagi issiqlik sig'imini  $S_v$  bilan belgilasak,  $S_r:S_v$  nisbatlar qiymati gaz molekulasi necha atomdan iborat ekanligiga bog'lik bo'ladi. Bir atomli gaz uchun  $S_r:S_v$  nisbati 1,67 ga teng, molekulasi ikki atomli gaz uchun  $S_r:S_v=1,44$  bo'ladi, uch atomli molekula  $S_r:S_v=1,33$  bo'ladi. Masalan azot uchun  $S_r:S_v=1,41$  ga teng, demak, azot molekulasi ikki atomlidir.

**2.9. Gaz moddalarning molekulyar massasini aniqlash.** Gaz moddaning molekulyar (molyar) hajmi qiymatidan foydalanib moddalarning molekulyar massasini hisoblab topish mumkin. Buning uchun berilgan gazdan 22,4 litrining n.sh.dagi massasini topish kerak.

Misol. 0,3487g atsetilen n.sh.da 300ml. hajmni egallaydi. Uning molekulyar massasini toping.

Echish. Buning uchun 22400 ml hajmni egallagan 1 mol atsetilenning massasi hisoblanadi:

$$\left. \begin{array}{l} 0,3487\text{g} \text{ — } 300 \\ 1 \text{ mol} \text{ — } 22\,400 \end{array} \right\} \quad 1 \text{ mol} = 22\,400 \cdot 0,3487 / 300 = 26,04\text{g/mol.}$$

Demak, atsetilenning molekulyar massasi 26,04 g/mol ga teng. Agar harorat va bosim n.sh.dan farq qilsa, gaz moddaning molekulyar massasi Klapeyron-Mendeleev tenglamasi yordamida hisoblab topiladi:

$$RV = m/M RT$$

Ushbu tenglamadagi R-gaz bosimi; V-hajmi; m - olingan gaz massasi; M- gazning (mol) soni; T-harorat (Kelvin shkalasida); R-universal gaz doimiysi.

Bu tenglama ideal gazning holat tenglamasi deyiladi. Universal gaz doimiysi R - bir mol gazga tegishli bo'lib, u gazning tabiati, bosimi va hajmiga bog'liq bo'lmay, faqat bosim (R) hamda hajm (V) qanday birliklarda ifodalanishiga bog'liq. Agar bir mol gaz olingan bo'lsa, n.sh.da (R=760 mm simob ustuni va T=273<sup>0</sup>K) 1 mol gazning hajmi 22400 ml bo'ladi. Bu kattaliklarni Klapeyron-Mendeleev tenglamasiga qo'yib, gaz doimiysining son qiymatini topamiz:

$$R = \frac{RV}{T} = \frac{760 \cdot 22400}{273} = 62400 \text{ sm}^3 \cdot \text{mm.simob ustuni/mol} \cdot \text{K}$$

Agar V-litrlar bilan, R-atmosfera bosimi bilan ifodalansa, R uchun boshqa son qiymati olinadi:

$$R = \frac{1,0 \cdot 22,4}{273} = 0,082 \text{ l} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$$

R ning SI dagi qiymatini topish uchun «atmosfera» ni n/m<sup>2</sup> ga aylantirish kerak (bu erda n-Nyuton, m- metr/ SI bosim birligi uchun Paskal (Pa) qabul qilingan, uning o'lchami n/m<sup>2</sup> simobning zichligi 13,595·10<sup>3</sup> kg/m<sup>3</sup>. Erning tortish kuchi tezlanishi g=9,8067 m/s<sup>2</sup> (bu erda s-sekund).

Binobarin:

$$1 \text{ atm} = (0,76 \text{ m}) \cdot (13,595 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3) \cdot (9,8067 \text{ m/s}^2) = 101325 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2 = 101325 \text{ n/m}^2 = 101,3 \text{ kPa}; \quad (1 \text{ n} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2)$$

1 mol gaz hajmi normal sharoitda = 22,414·10<sup>-3</sup> m<sup>3</sup> gaz holat tenglamasidan R:

$$R = \frac{PV}{T} = \frac{101325 \text{ n/m}^2 \cdot 22,414 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{(1 \text{ mol}) \cdot (273,15 \text{ k})} = 8,314 \frac{\text{N m}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,314 \frac{\text{joul}}{(\text{mol} \cdot \text{K})}$$

Bu erda K-kelvin daraja belgisi.

Gaz doimiyligining fizik ma'nosi o'zgarmas bo'ladi. 1 mol ideal gazni 1<sup>0</sup> isitganda yuzaga chiqadigan kengayish ishidan iborat: uning SI dagi qiymati 8,314 Joul/mol·K ga teng. Masalalar echishda shu qiymatdan foydalaniladi. Bosimni esa kPa (kilo Paskal) bilan ifodalash juda qulay:



1 atm=760mm=101,3kPa=101,3·10<sup>3</sup>Pa. Bu holda R quyidagicha hisoblanadi.

$$R = \frac{101,3 \cdot 22,4}{273,15} = 8,314 \frac{\text{l/k Pa}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

1 misol. Sig'imi 16,4l li balondagi kislorod og'irligini xisoblab toping, bunda, 17<sup>0</sup>C bosim 58 atm. ga teng ekanligi ma'lum.

Echish. Klapeyron-Mendeleev tenlamasidan massani topamiz.

$$m = \frac{MPV}{RT} \quad \text{qiymatlarni tenglamaga qo'yamiz.}$$

$$m = \frac{32 \cdot 38 \cdot 16,4}{0,082 \cdot 290} = 1280\text{g} = 1,28 \text{ kg}$$

2 misol. 400ml atseton bug'i 87<sup>0</sup>C va 720 mm. simob ustini bosimida 0,744g ga teng ekanligi ma'lum. Atsetonning mol massasini aniqlang. Masalani SGS (sm·gramm/sek) sistemasida echamiz:

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{0,744 \cdot 62400 \cdot 360}{720 \cdot 400} = 58$$

Avogadro qonunidan teng hajmdagi ikki xil gazning massa nisbati ularning molekula massalari nisbati kabi bo'ladi:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Bu erda m<sub>1</sub> - birinchi gazning berilgan hajmdagi massasi;

m<sub>2</sub> - ikkinchi gazning massasi;

M<sub>1</sub> – birinchi gazning mol massasi;

M<sub>2</sub> – ikkinchi gazning mol massasi;

m<sub>1</sub>/m<sub>2</sub>- birinchi gazning ikkinchi gazga nisbatan zichligini ko'rsatadi va D ishorasi bilan belgilanadi, ya'ni:

$$D = \frac{M_1}{M_2} \quad \text{yoki} \quad M_1 = DM_2$$

Gazning mol massasi ikkinchi gazga nisbatan zichligining shu gazning molekulyar massasiga ko'paytirilganiga teng nisbiy zichlik odatda, vodorod yoki havoga nisbatan olinadi. Masalan, vodorodning molekulyar massasi  $M=2$ , havoning o'rtacha molekulyar massasi 29. Shuning uchun noma'lum gazning mol massasi ham quyidagi formula yordamida topiladi:

$$M=2D_{n_2} \quad \text{yoki} \quad M=29 \cdot D_{\text{havo}}$$

Demak, noma'lum gazning vodorodga nisbatan yoki havoga nisbatan zichligini topib, uning molekulyar massa qiymatini hisoblash mumkin.

1 Misol. Sulfat angidridning molekulyar massasini hisoblang (uning vodorodga nisbatan zichligi 32,03 ga teng)

Echish:  $M=2 \cdot D_{H_2} = 2 \cdot 32,03 = 64,06$

Agar gazning molekulyar massasini bilsak, u holda uning vodorodga yoki havoga nisbatan zichligini topish mumkin.

2 misol. Ammiakning vodorodga nisbatan zichligini toping:

$$M_{NH_3} = 17,03$$

$$D_{H_2} = \frac{M}{2} = \frac{17,03}{2} = 8,52$$

**2.10. Elementning atom masasinini aniqlash.** Italiya olimi S. Kannitsaro gazsimon va oson bug'lanuvchi birikmalarning atom massasini aniqlashning quyidagi usulini taklif etdi: tekshirilayotgan elementning uchuvchan birikmalarining (iloji boricha ko'proq) havoga nisbatan zichligi tajriba yo'li bilan aniqlanadi. Zichlik bo'yicha birikmalarning molekulyar massasi hisoblab topiladi. So'ng kimyoviy tajribalar natijalariga asoslanib, berilgan elementning ayni birikmadagi foiz miqdori topiladi hamda olingan har qaysi birikmaning bir molekulasida ayni element hissasiga qancha uglerod birligi to'g'ri kelishi aniqlanadi. Topilgan sonlarning eng kichigi ushbu elementning atom massasi deb qabul qilinadi.

**Kislorodning atom massasini topish.**

Birikma	Mol og'irlik massasi	Kislorod, % miqdori	1 molekulada kislorod hissasiga to'g'ri keladigan uglerod birliklar soni
Uglerod (II)oksid	28	57,1	16
Uglerod (IV)oksid	44	77,7	32
Oltingugurt (IV)oksid	64	50,0	32
Oltingugurt (VI)oksid	80	60,0	48
Suv bug'i	18	88,9	16

Demak, jadvaldagi sonlar kislorodning atom massasi 16 ga tengligini ko'rsatadi. Uchuvchan modda hosil qilmaydigan elementlarning atom massasini aniqlashda Dyulong va Pti qoidasidn foydalaniladi: qattik holatdagi elementning atom massasi (A) ni uning solishtirma issiqlik sig'imi (S) ga ko'paytmasi taxminan 26,3 J ga teng, ya'ni  $A \cdot S \approx 6,3$  yoki  $A = 6,3/S$

$A \cdot S$  - ko'paytmasi 1 mol atom oddiy moddani  $1^{\circ}\text{C}$  ga istish uchun zarur bo'lgan issiqlik miqdorini bildiradi. Shuning uchun bu usulda elementning atom massasi aniqlansa hatolik katta bo'ladi. Elementning atom massasini aniq hisoblashda ayni elementning ekvivalentini ham topish kerak. Elementning atom massasi ekvivalenti va valentligi bir-biriga bog'lik:

$$\vartheta = \frac{A}{V}; \quad V = \frac{A}{\vartheta}; \quad A = \vartheta \cdot V$$

Bu erda A – atom massasi, E - ekvivalenti, V – valentlik.

1 masala. Solishtirma issiqlik sig'imi 0,9408 bo'lgan metalning tarkibiy atom massasini toping.

Echish. Dyulong- Pti qoidasiga binaon.

$$A = \frac{6,3}{0,9408} \approx 6,8$$

Bu metall litiy, uning aniq atom og'irligi 6,62 ga teng.

Atom massasini aniqroq topish uchun elementning ekvivalentini valentligiga ko'paytirish bilan hisoblanadi.

2 masala. Temir (III) oksidida 69,94% temir va 30,06% kislorod bor. Temirning solishtirma issiqlik sig'imi 0,1137 ga teng. Temirning aniq atom massasini toping.

Echish. Temir (III) oksidining foiz tarkibi asosida temirning ekvivalentini topamiz,

$$\begin{array}{l} 30,06 \text{ — } 69,94 \\ 8 \text{ — } X \end{array} \quad X = \frac{69,94 \cdot 8}{30,06} = 18,61 \text{ kelib chiqadi.}$$

Dyulong-Pti qoidasidan foydalanib, temirning taxminiy atom massasini topamiz:

$$A = \frac{6,3}{0,1137} = 56$$

Elementning topilgan taxminiy atom massasiini uning ekvivalentiga bo'lib, temir (III)- oksididan temirning valentligini topamiz:

Temirning valentligi:

$$V = \frac{56}{18,4} = 3$$

Endi ekvivalentini valentlikka ko'paytirib, temirning aniq atom massasini topamiz:  $A = 18,61 \cdot 3 = 55,83$

### **2.11. Kimyoviy birikmalarning eng oddiy va xaqiqiy formulalarini chiqarish.**

Moddaning kimyoviy formulasi ikki xil, ya'ni eng oddiy xaqiqiy (molekulyar) formuladan iborat. Eng oddiy formula - molekuladagi atomning absolyut sonini emas, balki xar hil elementlarning atomlari soni orasidagi nisbatni ko'rsatadi. Xaqiqiy formula molekuladagi atomlarning haqiqiy sonini ko'rsatadi.

Murakkab moddalarning eng oddiy formulasini tuzish uchun modda massasi tarkibini va shu modda tarkibidaga elementlarning atom massasini bilish kerak.

Misol. Tarkibida 43,4% natriy, 11,3% uglerod va 45,3% kislorod bor bo'lgan moddaning oddiy formulasini tuzing.

Echish. Bu modda tarkibida X atom natriy, Y atom uglerod va Z atom kislorod bor deylik. U holda moddaning formulasi  $\text{Na}_x\text{C}_y\text{O}_z$  shaklida yoziladi. Agar x,y,z larning o'zaro nisbati topilsa, bu birikmaning oddiy formulasi aniqlangan bo'ladi. Agar natriyning atom massasi 23, uglerodning 12 va kislorodning 16 ekanligi e'tiborga olinsa, bu modda

molekulasida 23 x massa qism natriy, 12 y massa qism uglerod va 16 z massa qism kislorod bor bo'ladi. Bularning har birini tegishli elementlarning massa qismlariga tenglashtiramiz:

$$23x=43,4$$

$$12y=11,3$$

$$16z=45,3$$

Yuqoridagi tenglamalardan x,y,z larni topamiz:

$$X = 43,4/23 = 1,88$$

$$Y = 11,3/12 = 0,94$$

$$Z = 45,3/16 = 2,83$$

Bulardan  $x : y : z = 1,88 : 0,94 : 2,83$ . Moddalar nisbatini butun sonlar bilan ifodalash uchun tenglamaning o'ng tomonini eng kichik son 0,94 ga bo'linadi. Bundan  $x : y : z = 2 : 1 : 3$  kelib chiqdi. Demak, izlanayotgan birikma molekulasida ikki atom natriy, bir atom uglerod va uch atom kislorod bor ekan. Bu  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (soda) formulasidir. Moddaning xaqiqiy molekulyar formulasini tuzish uchun moddaning protsent tarkibi, molekulyar massasi hamda uning tarkibidagi elementlarning atom massalarini aniq bilish kerak. Bu xolda ham moddaning oddiy formulasini topish metodidan foydalaniladi.

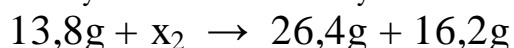
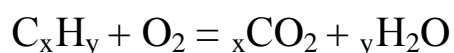
Misol. 13,8g organik modda to'liq yonganda 26,4g uglerod (IV) oksid va 16,2g suv hosil bo'ladi. Bu modda bug'ining vodorodga nisbatan zichligi 23 ga teng. Uning molekulyar formulasini toping.

Echish. Bu misolni echish uchun, avval, birikmaning molekulyar massasi xamda shu birikma tarkibidagi elementlar atom massalarining nisbatini topish kerak.

$$M = 2 \cdot D_H$$

Formuladan molekulyar massa topiladi:  $M = 2D_H = 2 \cdot 23 = 46$ .

Noma'lum moddaning yonishidan uglerod (IV) oksid bilan suv hosil bo'lgan. Demak, bu modda tarkibida, albatta uglerod va vodorod atomlari bo'lishi kerak:



Reaksiya tenglamasidan foydalanib, noma'lum modda tarkibida necha massa qism uglerod borligi topiladi:

44g  $\text{CO}_2$  da 12g uglerod bulsa,

26,4g  $\text{CO}_2$  da x g uglerod buladi.

$$\text{Bundan } X = \frac{12 \cdot 26,4}{44} = 7,2$$

Yongan modda tarkibidagi vodorod massasi:

18g suvda 2g vodorod bo'lsa,  
16,2g suvda y g vodorod bo'ladi.

$$\text{Bundan, } Y = \frac{2 \cdot 16,2}{18} = 1,8 \text{ g}$$

Yongan modda tarkibida uglerod va vodoroddan tashqari, kislorod elementining bor yo'qligi aniqlanadi:

$$7,2 \text{ gC} + 1,8 \text{ g H}_2 = 9 \text{ g Cx Hu}$$

$$13,8 \text{ g} - 9 \text{ g} = 4,8 \text{ g}$$

Demak, noma'lum modda tarkibida 7,2g uglerod, 1,8g vodorod va 4,8g kislorod bor ekan. Endi bu modda tarkibdagi uglerod, vodorod va kislorod atomlar soni topiladi:

$$x:y:z = \frac{7,2}{12} : \frac{1,8}{1} : \frac{4,8}{16} = 0,6 : 1,8 : 0,3.$$

Bu tenglamaning o'ng tomonini eng kichik son 0,3 ga bo'linsa,

$$x : y : z = 2 : 6 : 1 \text{ hosil bo'ladi.}$$

Demak, birikmaning oddiy formulasi  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_1$  bo'lib, uni  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  (etil spirt) shaklida yoziladi. Bu formula asosida birikmaning molekulyar massasi topiladi. U esa 46 ga teng.

**2.12. Kimyoviy formulalar bo'yicha hisoblashlar.** Kimyoviy formula molekulaning va kimyoviy birikmaning sifat hamda miqdoriy tarkibini ifodalaydi. Agar moddaning formulasi ma'lum bo'lsa, tarkibidagi elementlarning foiz miqdorini aniqlash qiyin emas. Kimyoviy birikmaning massa tarkibi mavjud bo'lsa, uning formulasini chiqarish mumkin:

1 misol.  $\text{H}_3\text{PO}_4$  foiz miqdorini aniqlang.

Echish  $\text{H}_3\text{PO}_4$  molekulyar massasi  $3 \cdot 1,008 + 30,97 + 4 \cdot 16 = 97,99$  ga teng.

Vodorodning foiz miqdori quyidagicha topiladi:

$$\left. \begin{array}{l} 97,99 \\ 3,024 \end{array} \right\} \begin{array}{l} 100 \\ X \end{array} \text{ bundan } X_{\text{H}_2} = \frac{3,08 \cdot 100}{97,99} = 3,08 \%$$

$$X_{\text{fosfor}} = \frac{30,97 \cdot 100}{97,99} = 31,61 \%$$

2 misol Tarkibida 82,35% azot va 17,65% vodorod bo'lgan moddaning formulasi tuzing.

Echish. Masala shartidan ma'lumki, ayni modda 82,35g azotga, 17,65g vodorodga to'g'ri keladi. Uni mol atomlar bilan ifodalaymiz.

$$82,35\text{g azot} \frac{82,35}{14} = 5,88 \text{ mol ni,}$$

$$17,65 \text{ g vodorod} \frac{17,65}{1} = 17,65 \text{ mol ni tashkil kiladi.}$$

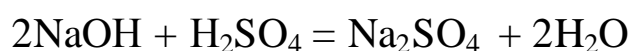
Molekulada azot va vodorod atomlar soninig nisbati ularning mol atomlari nisbati kabi bo'ladi.  $5,88:17,65=1:3$ , ya'ni 1 azot atomiga 3 vodorod atomi to'g'ri keladi. Demak, birikmaning kimyoviy formulasi  $\text{NH}_3$  ekan. Berilgan moddaning formulasini tuzish uchun shu kimyoviy birikmadagi hamma elementlarning valentligini bilish kerak. Elementning bir atomiga necha atom vodorod birikishini yoki almashinishini ko'rsatadigan son shu elementning valentligi deyiladi. Elementlarning valentligi shu element atomi o'ziga biriktirib olgan yoki birikmalarda ularning o'rnini olgan vodorod (bir valentli element) atomlari soniga qarab aniqlanadi:

$\text{HCl}^{-1}$	$\text{H}_2\text{S}^{-2}$	$\text{NH}_3^{-3}$	$\text{CH}_4^{-4}$
Vodorod xlorid	vodorod sulfid	ammiak	metan

Elementlarning valentligi kislorodli birikmalar tarkibi asosida ham aniqlanadi:

$+4 -2 \cdot 2 = 0$ $\text{CO}_2$ Karbonat anhidrid	$+6 -2 \cdot 3 = 0$ $\text{CrO}_3$ xromat anhidrid	$+7 \cdot 2 -2 \cdot 7 = 0$ $\text{Mn}_2\text{O}_7$ permanganat anhidrid
---	--	--

**2.13. Kimyoviy tenglama.** Reaksiyani kimyoviy formulalar yordamida ifodalash kimyoviy tenglama deyiladi. Kimyoviy tenglama qanday moddalar reaksiyaga kirishishini, bunda qaysi moddalar va qanday miqdoriy nisbatda hosil bo'lishini ko'rsatadi. U massaning saqlanish qonuni asosida tuziladi:



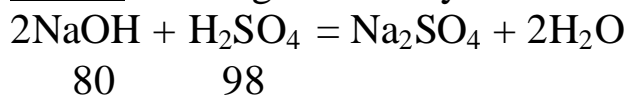
Tenglamadan ko'rinib turibdiki, 2molekula  $\text{NaOH}$  1molekula  $\text{H}_2\text{SO}_4$  bilan reaksiyaga kirishib, 1molekula  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  va 2molekula  $\text{H}_2\text{O}$  hosil qiladi. Kimyoviy reaksiya tenglamasining chap tomonidagi moddalarning

massalar yig'indisi tenglamaning o'ng tomonidagi moddalarning massalar yig'indisiga teng!

Kimyoviy tenglamadan foydalanib, ayni reaksiya bilan bog'liq bo'lgan turli hisoblarni o'tkazish mumkin.

Misol. 1,60g o'yuvchi natriyni neytrallash uchun necha gramm sulfat kislota kerak?

Echish. Buning uchun neytrallanish reaksiyasini yozamiz:



$$\left. \begin{array}{l} 80 - 98 \\ 1,6 - X \end{array} \right\} X = \frac{1,9 \cdot 98}{80} = 1,96 \text{ g. sulfat kislota kerak ekan.}$$

Agar reaksiyada gaz moddalar ishtirok etayotgan bo'lsa, bu reaksiyaning kimyoviy tenglamasi faqat massalar nisbatini emas, balki reaksiyaga kirishgan gazlarning hajmiy nisbatlarini ham ko'rsatadi. Shuning uchun reaksiyaga kirishayotgan yoki reaksiya natijasida hosil bo'lgan gazlarning hajmi (ularning massasini oldindan hisoblamay turib) tug'ridan to'g'ri reaksiya tenglamasidan hisoblab topiladi.

### 2.14. Savol va topshiriqlar

1. Materiya, modda, jism, energiya, fizik maydon tushunchalariga ta'rif bering.
2. Kimyoning asosiy qonunlarini ta'riflang.
3. Atom-molekulyar ta'limot va «mol» tushunchasiga tavsif bering.
4. Moddaning molekulyar va atom massasi qanday usullar bilan aniqlanadi?
5. «Ideal» va «Real» gazlarga ta'rif bering.
6. Moddalarning agregat holatlari o'zgarganda, moddalarning zarrachalari orasidagi masofa o'zgaradi. Sababini izohlang.
7. 6g magniy yonganda 10g magniy oksid hosil bo'lgan. Magniy oksidning miqdoriy tarkibini hisoblang.
8.  $\text{K}_2\text{SO}_4$  ning foiz tarkibini hisoblang.
9. Tarkibida 43,4% natriy, 11,3% uglerod va 45,3% kislorod bo'lgan moddaning kimyoviy formulasini tuzing.
10. 3 massa qism magniy 2 massa qism kislorod bilan birikadi. Magniyning ekvivalentini hisoblab toping.



11. Simob oksid tarkibida 92,7% simob elementi bor. Simobning ekvivalentini va valentligini aniqlang.
12. Normal sharoitda 10l hajmni egallab turgan gazning massasi 7,14g ga teng. Gazning molekulyar massasini toping.
13. 5,52g gazning havoga nisbatan zichligi 1,52 ga teng. Bu gazning normal sharoitdagi hajmini toping.
14. Ruxning solishtirma issiqlik sig'imi 0,39 kJ ga teng. Ruxning tahminiy atom massasini hisoblab toping.
15. Bir gramm magniy kislorodda yonganda 25,5 kJ issiqlik ajralib chiqadi. 1 mol MgO ning hosil bo'lish issiqligi va entalpiyasini toping.
16. Agar kimyoviy reaksiya uchun  $\Delta G^0 > 0$  bo'lsa,  $\Delta G^0$  ning ishorasi manfiymi yoki musbatmi?  $\Delta G^0 = 0$  bo'lsa, reaksiya jarayoni qanday holatga keladi? Agar reaksiya maboynida  $\Delta G^0 < 0$  bo'lsa, reaksiya qaysi yo'nalishda boradi, to'g'ri yo'nalishdami yoki teskari yo'nalishdami?

### **III BOB**

#### **Anorganik birikmalarning eng muhim sinflari**

Bizga ma'lum bo'lgan elementlar 200 mingdan ortiq anorganik birikma hosil qiladi. Bu birikmalar quyidagi to'rt sinfga bo'linadi;

1.Oksidlar; 2.Asoslar; 3. Kislotalar; 4.Tuzlar.

#### **3.1. Oksidlar**

Elementlarning kislorod bilan hosil qilgan birikmasi oksidlar deyiladi. Oksidlarda kislorod bilan birikkan element doimo musbat valentli, kislorod esa manfiy ikki valentli bo'ladi ( $F_2O$  dan boshqa birikmalarda).

Oksidlar kimyoviy xossalriga ko'ra to'rt gruppaga bo'linadi:

1. Asosli oksidlar; 2. Kislotali oksidlar; 3. amfoter oksidlar (bular tuz hosil qiluvchi oksidlar ham deyiladi); 4. Tuz hosil qilmaydigan oksidlar (masalan, NO va CO tuz hosil qilmaydi). Ko'pincha bu oksidlar betaraf (indiferent) oksidlar ham deyiladi, lekin bu to'g'ri emas, chunki ular ham kimyoviy reaksiyaga kirishadi va birikma hosil qiladi.

Masalan:  $2NO + Cl_2 = 2 NOCl$

**Oksidlarni nomlanishi.** O'zgarmas valentli elementlar oksidining nomi shu element nomiga oksid so'zini qo'shish yo'li bilan hosil qilinadi.

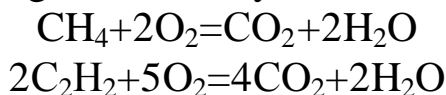
Masalan,  $K_2O$  kaliy oksid,  $Na_2O$  natriy oksid,  $CaO$  kaltsiy oksid,  $Al_2O_3$  alyuminiy oksid va hokazo. Agar element o'zgaruvchan valentlik namoyon qilsa, uning oksidini nomlashda shu elementning nomi yoniga qavs ichida rim raqami bilan elementning valentligi ko'rsatiladi va oxiriga oksid so'zi qo'shiladi. Masalan,  $FeO$  temir (II) oksid,  $Fe_2O_3$  temir (III) oksid,  $CO$  uglerod (II) oksid,  $CO_2$  uglerod (IV) oksid.

**Oksidlarni olinishi.** Oksidlarni quyidagi usullardan foydalanib olish mumkin:

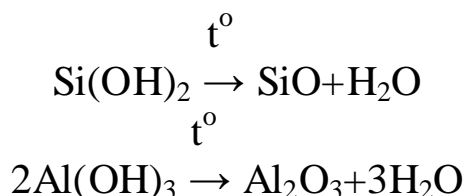
1. Metall yoki metalloidlarning kislorod bilan birikishi (bu jarayon yonish yoki oksidlanish deyiladi):



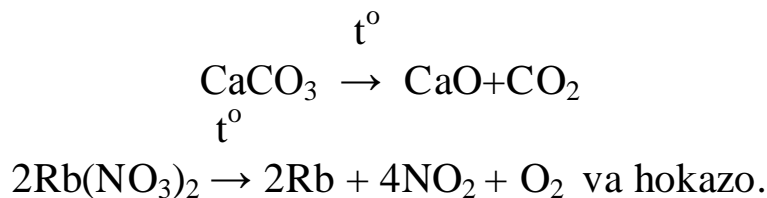
2. Murakkab moddalarning kislorodda yonishi;



3. Hidroksidlarni parchalanishi:

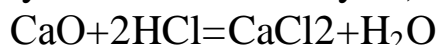


4. Tuzlarning parchalanishi:

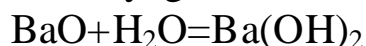


**Asosli oksidlar.** Kislotalar yoki kislotali oksidlar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuz hosil qiladigan oksidlar asosli oksidlar deyiladi. Ishqoriy va ishqoriy-er metallarining oksidlari ( $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{BaO}$  va hokazo) suvda yaxshi eriydi. Metall oksidlarining hammasi ham asosli oksidga misol bo'lavermaydi. Ayrim metallar kislotali, asosli va amfoter oksid hosil qilishi mumkin. Masalan,  $\text{CrO}$  asosli,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  amfoter,  $\text{CrO}_3$  kislotali,  $\text{MnO}$  asosli,  $\text{MnO}_2$  amfoter,  $\text{MnO}_3$  va  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  kislotali oksid hisoblanadi. Oksid tarkibida ion bog'lanish kuchsizlanib, kovalent bog'lanish kuchaygan sari oksidning harakteri o'zgarib, avval amfoter, keyin kislotali xossalarni namoyon qiladi; boshqacha aytganda, elementning oksidlovchilik xossasi ortishi bilan uning xarakteri amfoter yoki kislotali oksid xossasiga o'tib boradi. Masalan,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  qatorda oksidlarning kislotalik xossasi kuchayadi.

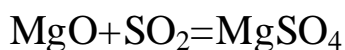
**Kimyoviy xossalari.** 1. Asosli oksidlar kislotalar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi (neytrallanishi reaksiyasi). Masalan:



2. Asosli oksidlar suv bilan reaksiyaga kirishib asos hosil qiladi:



3. Asosli oksidlar kislotali oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi:



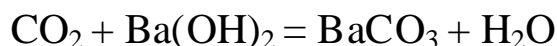
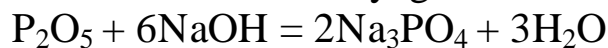
**Kislotali oksidlar.** Asoslar yoki asosli oksidlar bilan o'zaro ta'sirlanib, tuz hosil qiladigan oksidlar kislotali oksidlar deyiladi. Kislotali oksidlarni angidridlar deb ham ataladi.

Metalloidlar va oksidlovchilik xossasi kuchli bo'lgan metallmaslarning oksidlari kislotali oksidlarga misol bo'ladi. Masalan:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  va hokazo. Ko'pchilik kislotali oksidlar suvda erib, ayni elementning kislorodli kislotasini hosil qiladi:

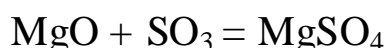


Ba'zi kislotali oksidlar suvda erimaydi ( $\text{SiO}_2$ ). Kislorodli kislotalardan suv ajratib olinsa, kislotali oksid hosil bo'ladi. Hosil bo'lgan oksid esa ayni kislotaaning angidridi deyiladi. (angidrid so'zi suvsiz degan ma'noni bildiradi).

1. Kislotali oksidlar asoslar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi:

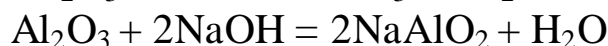
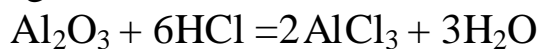


2. Kislotali oksidlar asosli oksidlar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuz hosil qiladi:



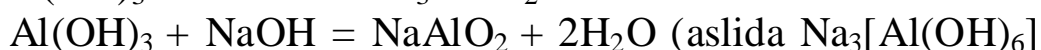
**Amfoter oksidlar.** Kislotalar bilan asosli oksid sifatida, asoslar bilan kislotali oksid sifatida reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladigan oksidlar amfoter oksidlar deyiladi. Amfoter oksidlarga quyidagilar misol bo'ladi:  $\text{ZnO}$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{RbO}$ ,  $\text{As}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Si}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$  va hokazo. Barcha amfoter oksidlarning amfoterlik xossalari bir xil emas.  $\text{ZnO}$  kislota va ishqorlarda oson eriydi. Demak, bu oksidning kislotalik va asoslilik xossalari bir xil.

$\text{SnO}_2$ ning kislotali xossasi kuchliroq, asosli xossasi esa kuchsizroqdir. Amfoter oksidlarning amfoterlik xossasini  $\text{Al}_2\text{O}_3$  misolida ko'rib chiqamiz:



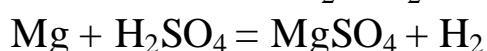
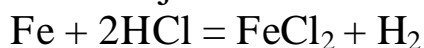
$\text{Al}_2\text{O}_3$  xlorid kislota bilan asosli oksid sifatida, ishqor bilan kislotali oksid sifatida reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi. Ba'zi elementlarning gidroksidlarida amfoterlik xossasi namoyon bo'ladi;

masalan:  $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$



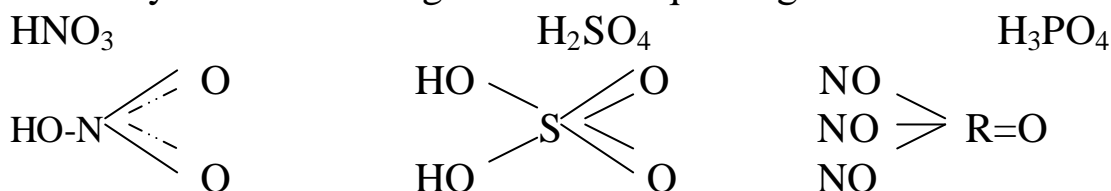
hosil bo'ladi).

**3.2. Kislotalar.** Kislotalar tarkibida vodorod atomi bo'lgan va uning o'rnini metall atomi olishi natijasida tuz hosil qiladigan murakkab moddalardir. Masalan:

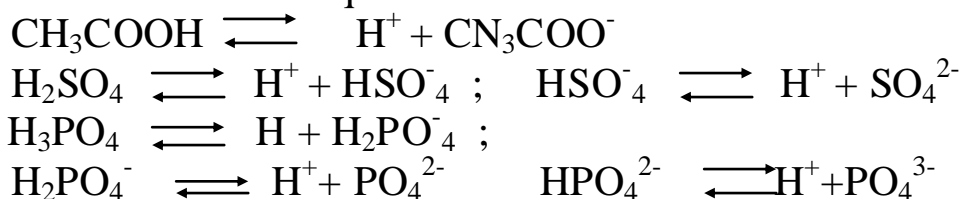


Metallga o'rnini beradigan vodorodning soniga qarab kislotalar har xil negizli bo'ladi. Agar kislota tarkibidagi vodorod atomlaridan bittasini metallga almashtirsa, bunday kislota bir negizli (HCl, HF, CH<sub>3</sub>COOH, HNO<sub>3</sub>, HNO<sub>2</sub>, HClO<sub>2</sub>), ikkitasini almashtirsa, ikki negizli (H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, H<sub>2</sub>CrO<sub>7</sub>), uchtasini almashtirsa, uch negizli (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>) bo'ladi va xokazo. H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub> to'rt negizli kislota, chunki u Mg<sub>2</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub> tarkibli tuz hosil qila oladi. Lekin ba'zi kislotalar tarkibidagi vodorod atomlarining hammasi ham metallga almashinavermaydi. Masalan, CH<sub>3</sub>COOH bir negizli kislota, chunki uning tarkibidagi karboksil gruppining (-COOH) vodorodigina metallga almashadi. Uning tuzlari CH<sub>3</sub>COONa, CH<sub>3</sub>COOK lardir.

H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> o'z tarkibidagi ikkita vodorod atomini metall atomiga almashtira oladi (Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>). Shuning uchun bu kislota ikki negizli kislota hisoblanadi. H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> o'z tarkibida uchta vodorod atomini metall atomiga almashtira oladi. (Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>). Shuning uchun bu kislota uch negizli kislota. Kislotalarning tuzilish formulalarini yozish uchun dastlab markaziy element belgisi yozilib, belgi atrofiga elementning valentligiga teng sondagi chiziqlar chiziladi va bu chiziqlarga kislorod belgisi birlashtiriladi. Kislotaning negizligini ko'rsatuvchi vodorod atomlari esa markaziy element atomiga kislorod orqali bog'lanadi. Masalan:



Suvdagi eritmalarda bir negizli kislotalar bir bosqichda, ko'p negizli kislotalar bir necha bosqichda ionlanadi:



Kislotalar asosan ikki turga: kislorodli va kislorodsiz kislotalarga bo'linadi. Agar kislota molekulasida kislorod atomlari bo'lsa, bunday kislotalar kislorodli kislotalar deyiladi. Masalan, HMnO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>, HClO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> va hokazo.

Agar kislota molekulasida kislorod atomlari bo'lmasa, bunday kislotalar kislorodsiz kislotalar (masalan HCl, HF, HI, H<sub>2</sub>S va hokazo) deyiladi.

Nomlanishi. Kislorodsiz kislotalarni nomlashda qaysi element kislota hosil qilgan bo'lsa, avval o'sha elementning nomi aytilib, oxiriga -id

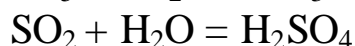
qo'shimchasi qo'shiladi. Masalan, HCl - xlorid kislota, H<sub>2</sub>Se - selenid kislota, HCN -tsianid kislota va hokazo.

Kislorodli kislotalarni nomlashda kislotaning lotincha nomi asos qilib olinadi, bunda kislotani hosil qilgan elementning valentligiga qarab nomi ham turlicha bo'ladi. Masalan:

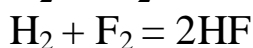
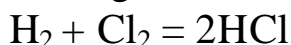
HClO - gipoxlorit kislota; HClO<sub>2</sub> - xlorit kislota, HClO<sub>3</sub> - xlorat kislota, HClO<sub>4</sub> - perxlorat kislota, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> - sulfat kislota, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> - sulfit kislota, N<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>8</sub> - persulfat kislota, H<sub>3</sub>RO<sub>4</sub> - fosfat kislota, N<sub>4</sub>R<sub>2</sub>O<sub>7</sub> - pirofosfat kislota deb ataladi.

Olinishi. 1. Kislota oksidlariga suv ta'sir ettirib olinadi.

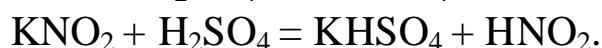
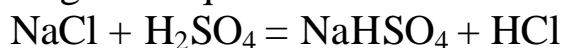
Masalan: P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + 3H<sub>2</sub>O = 2H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>



2. Metallmaslarga vodorodni ta'sir etib olinadi.

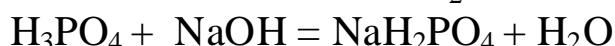
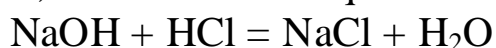


3. Tuzlarga boshqa kislotalar ta'sir etib olinadi:

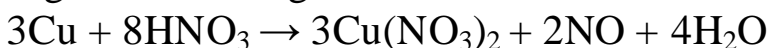
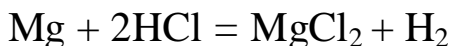


Fizik xossalari. Oddiy sharoitda kislotalar gaz, suyuq, va qattiq moddalar holida bo'lishi mumkin. Masalan. HCl, HF, H<sub>2</sub>S gaz, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>COOH suyuq, H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> esa qattiq moddalardir. Kislotalarning deyarli hammasi suvda eriydi. Kislotalarning ko'pchiligi terini kuydiradi va nordon mazaga ega.

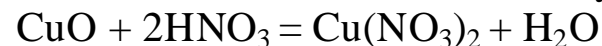
Kimyoviy xossalari. 1. Kislotalar asoslar bilan neytrallanish reaksiyasiga kirishib, tuz va suv hosil qiladi:



2. Kislotalar metallar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi:



3. Kislotalar asosli oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi:



4. Kislotalar tuzlar bilan reaksiyaga kirishib, yangi kislota va yangi tuz hosil qiladi: CaCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = CaSO<sub>4</sub> + 2HCl

5. Kislorodli kislotalar qizdirilganda suv bilan anhidridga ajraladi:

t<sup>o</sup>

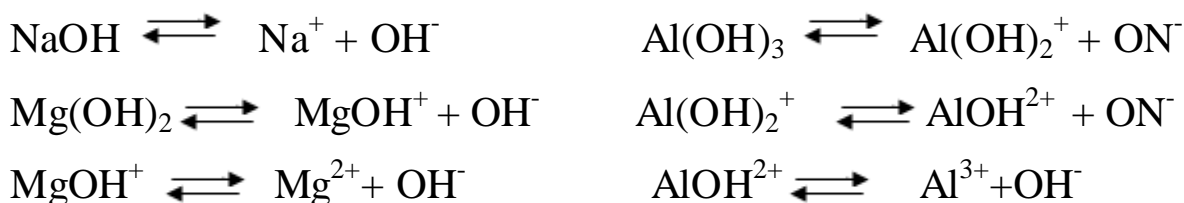
t<sup>o</sup>



6. Kislotalar ko'k lakmusni qizartiradi, metiloranj sariq rangini qizartiradi; fenolftalein esa kislotalarda rangsizligicha qoladi.

**3.3. Asoslar.** Asoslar molekulasida metall atomi va gidroksid gruppadan tarkib topgan murakkab moddalardir. Ularda metall atomi doimo musbat valentlik (kation), gidroksid gruppasi esa manfiy valentlik (anion) namoyon qiladi. Gidroksid gruppasi soni metallning valentligiga teng bo'ladi. Masalan: NaOH, Mg(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>.

Asoslar molekulasidagi gidroksid gruppasi soniga qarab bir yoki bir necha bosqich bilan dissotsilanadi. Masalan:



Asoslar suvda yaxshi eriydigan va yomon eriydigan asoslarga bo'linadi. Ishqoriy metallar va ishqoriy-er metallarining gidroksidlari suvda yaxshi eriydi va yaxshi dissotsilanadi. Suvda juda yaxshi eriydigan asoslar ishqorlar deyiladi. Masalan: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ba(OH)<sub>2</sub>, Ra(OH)<sub>2</sub> ishqorlar hisoblanadi. Ishqor terini o'yadi, shisha, yog'och va kiyimni emiradi. Shuning uchun ham ularni o'yuvchi ishqorlar deyiladi.

Davriy sistemadagi I va II gruppasining yonani gruppacha va III, IV, V, VI, VII, VIII gruppasi metallarining gidroksidlari suvda yomon eriydi, ular asoslar jumlasiga kiradi.

Nomlanishi. 1. Agar metall bitta gidroksid bilan bog'lansa, to'g'ridan-to'g'ri metall nomi aytilib, oxiriga gidroksid so'zi qo'shiladi.

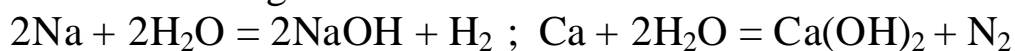
Masalan: NaOH-natriy gidroksid; Ca(OH)<sub>2</sub>-kaltsiy gidroksid.

2. Agar metall ikki yoki undan ortiq gidroksid bilan bog'langan bo'lsa, metall nomi aytilib, keyin metallning valentligi rim raqami bilan yozilib, oxiriga gidroksid so'zi qo'shiladi. Masalan: Fe(OH)<sub>2</sub>-temir (II) gidroksid; Fe(OH)<sub>3</sub>-temir (III) gidroksid.

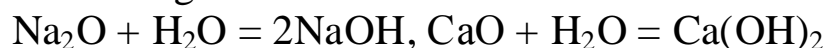
Asoslarda kislorod atomi bitta valenti bilan metall atomiga, ikkinchi valenti bilan vodorod atomiga birikadi. Masalan: KOH (K-O-H), Mg(OH)<sub>2</sub> (H-O-Mg-O-H) va hokazo.

Olinishi. Asoslar bir necha usullar yordamida olinadi:

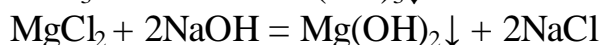
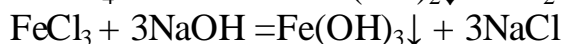
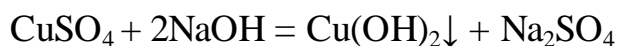
1. Aktiv metallarni suvga ta'sir ettirib:



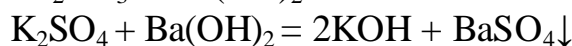
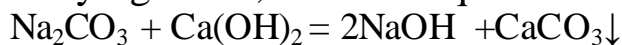
2. Asosli oksidlarga suv ta'sir ettirib:



3. Suvda yomon eriydigan asoslar olish uchun tuzlarga ishqor ta'sir ettiriladi:

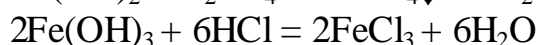
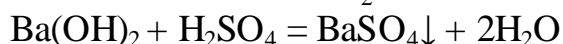
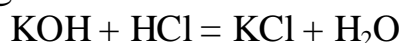


Bu usul bilan suvda yaxshi eriydigan asoslar ham olish mumkin. Bunda hosil bo'layotgan tuz, suv va ishqorda erimaydi:

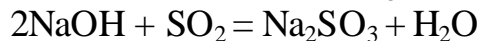
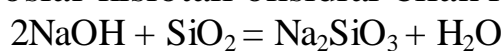


4. Ba'zan tuzlar eritmasini elektroliz qilish bilan ham asos hosil qilinadi. Osh tuzi yoki kaliy xlorid eritmasidan o'zgarimas tok o'tkazilsa, katodda vodorod, anodda esa xlor ajralib chiqadi, eritmada natriy yoki kaliy gidroksid hosil bo'ladi. Eritma bug'latilsa, qattiq holda NaOH yoki KOH olinadi.

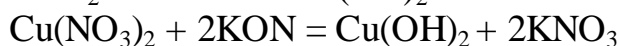
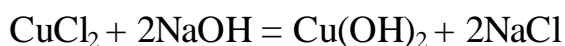
Kimyoviy xossalari 1. Suvda yaxshi eriydigan asoslar va suvda yomon eriydigan asoslar kislotalar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi:



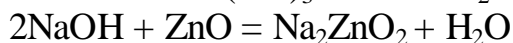
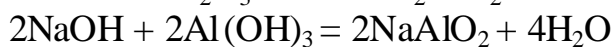
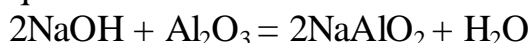
2. Asoslar kislotali oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi:



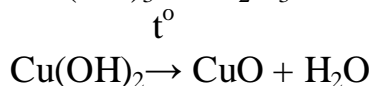
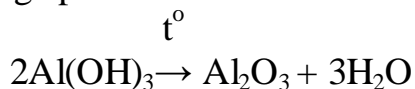
3. Asoslar tuzlar bilan reaksiyaga kirishib, yangi tuz va yangi asos hosil qiladi:



4. Asoslar amfoter oksid va amfoter gidroksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi:



5. Ishqorlar yuqori haroratga chidamli bo'ladi. Masalan, NaOH 1400°C da parchalanmasdan qaynaydi. Asoslarning ko'pchiligi qizdirilganda metall oksidi va suvga parchalanadi:



Asos eritmasiga qizil lakmus qog'oz tushirilsa, u ko'karadi, fenolftalein eritmasidan bir-ikki tomchi tomizilsa, eritma pushti rangga kiradi. Metiloranj eritmasidan tomizilsa, eritma sariq rangga kiradi.



**3.4. Tuzlar.** Molekulasi metall atomi va kislota qoldig'idan tarkib topgan murakkab moddalar tuzlar deyiladi.

Tuzlar molekularining tarkibiga qarab normal, nordon, gidrokso tuzlarga, qo'sh va kompleks tuzlarga bo'linadi.

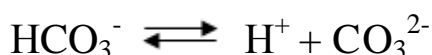
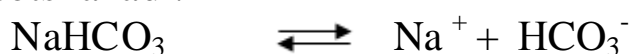
**Normal tuzlar.** Kislota molekulasidagi vodorod atomlari metallga to'liq o'rin almashinishi yoki asoslar tarkibidagi gidroksid (OH) gruppasi kislota qoldig'iga to'liq almashinishi natijasida normal tuzlar hosil bo'ladi:

$\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$  va hokazo. Ushbu formulalardan ko'rinib turibdiki, normal tuzlar metall kationi bilan kislota qoldig'i anionidan tarkib topgan moddalardir. Shuning uchun ham normal tuzlarni nomlashda metall nomi bilan kislota nomi asos qilib olinadi. Masalan.  $\text{NaNO}_3$  – natriy nitrat,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  – alyuminiy nitrat,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  – magniy nitrat,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  – natriy fosfat,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  – kaltsiy fosfat va hokazo.

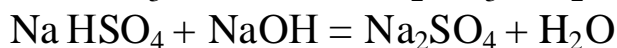
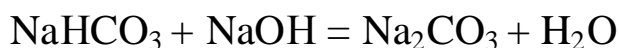
Agar bir metall bitta kislota bilan ikki yoki bir necha tuz hosil qilsa, bunday tuzlarni nomlashda avval metall nomi aytilib, qavs ichida rim raqami bilan metallning valentligi ko'rsatiladi, so'ngra kislota nomi aytiladi. Masalan,  $\text{FeSO}_4$  -temir (II)-sulfat,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  – temir (II)-nitrat,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  – temir (III)-nitrat va hokazo.

Normal tuzlar texnik nomlar bilan ham atalishi mumkin. Masalan,  $\text{NaCl}$ -osh tuzi,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – soda,  $\text{K}_2\text{SO}_3$  – potash,  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$  – achchiqtosh  $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  – mis kuporosi,  $\text{KNO}_3$  – kaliyli selitra va hokazo.

**Nordon tuzlar.** Nordon tuzlar suvdagi eritmalarida ikki bosqichda disotsilanadi:



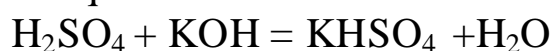
Nordon tuzlardagi vodorod metall atomlariga o'rin bera oladi, natijada, normal tuzlar hosil bo'ladi:



Nordon tuzlar qizdirilganda o'zidan suv ajratib chiqaradi va normal tuzga o'tadi:



**Olinish usullari:** 1.Kislotalarga kam miqdorda ishqor qo'shish bilan nordon tuz hosil qilish mumkin:



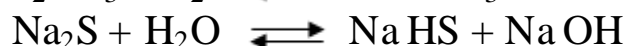
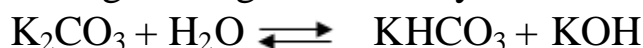
2. Tuzlarga oz miqdorda kislota qo'shib nordon tuz hosil qilish mumkin:



3. Asoslarga mo'l miqdorda kislotali oksid ta'sir qilib ham nordon tuz hosil qilinadi:  $\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{NaHCO}_3$



4. Bir valentli metall bilan ikki asosli kislota qoldig'idan hosil bo'lgan tuzlarni gidrolizga uchratish yo'li bilan ham nordon tuzlar olish mumkin:

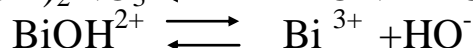
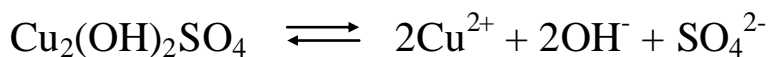


Nomlanishi. Nordon tuzlarni nomlashda normal tuzlardagi kabi avval metall nomi aytilib, keyin bi yoki gidro qo'shimchasi qo'shgan holda kislota nomi aytiladi:  $\text{NaHCO}_3$ - natriy bikarbonat yoki natriy gidrokarbonat,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ -kaltsiy bikarbonat yoki kaltsiy gidrokarbonat. Agar nordon tuz tarkibidagi vodorod atomining soni ikkita bo'lsa, gidro qo'shimchasi digidro qo'shimchasi bilan almashtiriladi. Masalan,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ -kaltsiy digidrofosfat,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ - natriy digidrofosfat.

Metallga o'rin bergan vodorodning metallga almashgan soniga qarab birlamchi, ikkilamchi, uchlamchi tuzlar deyiladi. Masalan:  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ - birlamchi natriy fosfat,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ - ikkilamchi natriy fosfat,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ - uchlamchi natriy fosfat.

Gidroksotuzlar. Molekulasi tarkibida metall atomi va kislota qoldig'idan tashqari gidroksid (OH) gruppasi bo'lgan murakkab moddalar gidroksotuzlar deb ataladi. Masalan,  $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ,  $\text{AlOHSO}_4$ ,  $\text{NiOHSO}_4$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ .

Gidroksotuzlarni asos tarkibidagi gidroksid guruppaning bir qismi kislota qoldig'iga almashinishidan hosil bo'lgan mahsulot deb qarash mumkin. Gidroksotuzlar dissotsilanganda metall kationi, kislota qoldig'i va gidroksil anioniga disotsilanadi:



Gidokso-tuzlar suvda yomon eriydi.

Olinishi. 1. Gidroksotuzlar normal tuzlarning gidrolizi natijasida hosil bo'ladi:

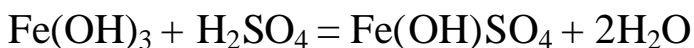




2. Normal tuzlar asoslar bilan reaksiyaga kirishib gidrokso-tuzlar hosil qiladi:



3. Asoslar bilan oz miqdordagi kislotalarning o'zaro ta'siridan gidrokso-tuzlar hosil bo'ladi:

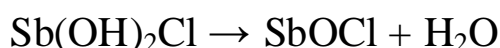
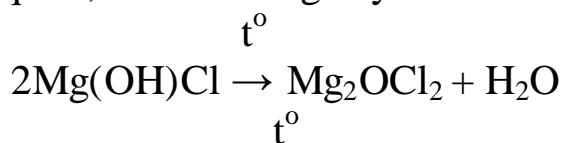


Agar kislota ortiqcha quyilsa, hosil bo'lgan gidrokso-tuz normal tuzga o'tadi:

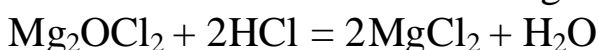


Gidrokso-tuzlarni nomlashda avval metall nomi aytilib, «Gidrokso» so'zi qo'shiladi, so'ngra kislota nomi aytiladi. Agar tuz tarkibidagi gidroksid gruppaning soni birdan ko'p bo'lsa, ularni tegishliicha di, tri, tetra va hokazo qo'shimchalar bilan ko'rsatiladi:  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ -temir digidroksoxlorid,  $\text{Ti}(\text{OH})_3\text{Cl}$ - titan trigidroksoxlorid,  $\text{Ni}(\text{OH})\text{NO}_3$ - nikel gidroksonitrat.

Gidrokso-tuzlar qizdirilganida yoki umuman vaqt o'tishi bilan tarkibida suv molekulalarini chiqarib, okso-tuzlarga aylanadi:



Okso-tuzlar ham asoslar xosasini namoyon qiladi. Binobarin, kislota ta'sirida okso-tuzlarni normal tuzga aylantirish mumkin:

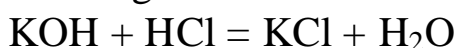


Tuzlarni olish usullari. Tuz olinishining bir necha usullari bor. Ulardan eng muhimlarini ko'rib chiqamiz.

1. Metallarga metallmaslarni ta'sir ettirish:

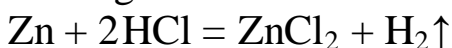


2. Asoslarga kislotalar ta'sir ettirish:



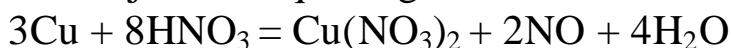
Bu reaksiya neytrallanish reaksiyasi deyiladi.

3. Metallga kislota ta'sir ettirib ham tuz hosil qilish mumkin:

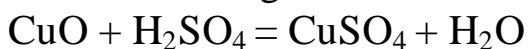


Metall bilan kislota orasidagi reaksiyadan hamma vaqt ham vodorod ajralib chiqavermaydi, chunki metallarga kislotalar ta'sir ettirib tuz olish reaktivning kimyoviy xossalriga, konsentratsiyasiga bog'liq. Oksidlovchi

xossasiga ega bo'lgan kislotalar metallar bilan reaksiyaga kirishganda vodorod ajralib chiqmasligi mumkin:



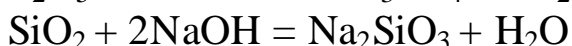
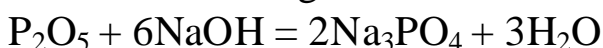
4. Asosli oksidlarga kislotalar ta'sir ettirib:



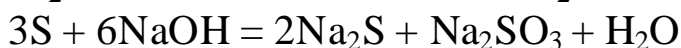
5. Asosli oksidlarga kislotali oksidlar ta'sir ettirib:



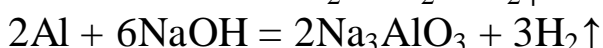
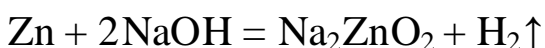
6. Kislotali oksidlarga asoslar ta'sir ettirib:



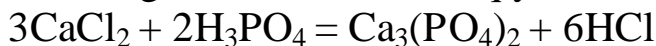
7. Metallmaslarga ishqorlar ta'sir ettirib ham tuz olish mumkin. Galogenlar, oltingugurt va boshqa elementlarga ishqor ta'sir ettirib, kislotalarning tuzlarini hosil qilish mumkin:



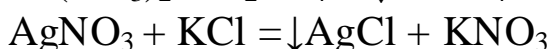
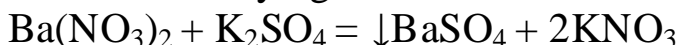
8. Amfoter oksid hosil qiladigan metallga ishqor ta'sir ettirib tuz hosil qilinadi:



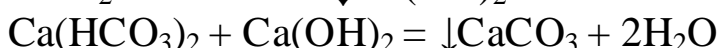
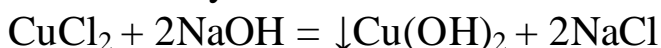
9. Tuzlarga kislotalarni ta'sir ettirib, tuz hosil qilinadi. Tuzga kislota ta'sir ettirilganda yangi tuz va yangi kislota hosil bo'ladi. Reaksiyaning borishi uchun olingan kislota kuchliroq yoki kamroq uchuvchan bo'lishi kerak:



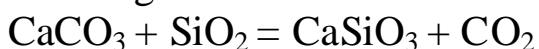
10. Tuzlarga tuzlarni ta'sir ettirib ham olish mumkin. Bu usul ancha keng qo'llaniladigan usullardan biridir. Bunda reaksiya oxirigacha borishi uchun hosil bo'layotgan mahsulotlardan biri cho'kmaga tushishi kerak:



11. Tuzlarga ishqorlarni ta'sir ettirish yo'li bilan ham tuz olish mumkin. Bu reaksiya natijasida yangi tuz va yangi asos hosil bo'ladi. Bu reaksiyadan, asosan, asoslarni olish va nordon tuzlarni normal tuzlarga aylantirishda foydalaniladi:

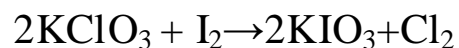
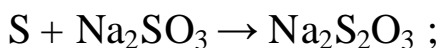


12. Tuzlarga kislotali oksidlar ta'sir ettirish bilan:



Bu reaksiyalar ko'pincha qizdirish bilan boradi.

13. Metallmaslarning tuzlar bilan reaksiyaga kirishishidan ham tuz hosil bo'ladi:



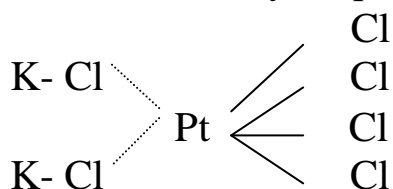
**3.5. Kompleks birikmalar.** Ba'zi murakkab moddalar boshqa murakkab moddalar bilan reaksiyaga kirishib yanada murakkabroq moddalar hosil qiladi. Hosil bo'lgan moddalar XIX asrning oxirlarida kompleks birikmalar deb ataladigan bo'ldi.

Kompleks birikmalar hosil bo'ladigan jarayonning mohiyatini tushunib olish uchun 1893 yilda Shveytsariya kimyogari A.Verner taklif qilgan va L.Chugaev, I.Chernyaev, A.Grinberg va boshqalar tomonidan to'ldirilgan kordinatsion nazariya bilan qisqacha tanishib o'tamiz. Bu nazariyaning asosiy bandleri quyidagilardan iborat:

1. Kompleks birikmalardagi ion yoki atomlardan biri markaziy ion (yoki markaziy atom) hisoblanadi va uni kompleks hosil qiluvchi deb ataladi.
2. Kompleks hosil qiluvchi markaziy ion (yoki atom) atrofiga ma'lum son qarama-qarshi zaryadli ionlar yoki qutblangan molekulalar (ligandlar) joylashadi (boshqacha aytganda ular koordinatsiyalanadi).
3. Markaziy ion yoki atomning qo'shimcha valentliklari fazoda ma'lum yo'nalishlarga ega bo'ladi.
4. Markaziy ion yoki atom ligandlar bilan birga kompleksning ichki sferasini hosil qiladi.
5. Markaziy ion yoki atom bilan bevosita birikkan ligandlar soni 2,4,6,8 ga teng bo'ladi.
6. Markaziy ion yoki atomdan uzoqroq joylashgan ionlar kompleksning tashqi sferasini tashkil qiladi.

A.Vernerning fikricha birinchi tartibdagi birikmalar asosiy valentliklar hisobiga hosil bo'ladi. Kompleks birikmalar esa qo'shimcha valentliklar hisobiga hosil bo'ladi.

Masalan:  $PtCl_4$  bilan  $2KCl$  birikib,  $PtCl_4 \cdot 2KCl$  ni hosil qilganda Pt va Cl atomlari o'zlarining asosiy valentligidan tashqari yana qo'shimcha valentliklar namoyon qiladi:



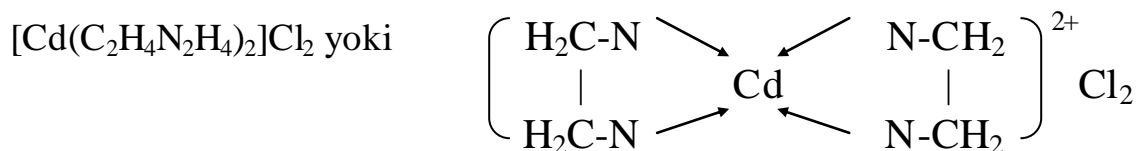
bu erda qora chiziqlar asosiy valentlikni, punktir chiziqlar qo'shimcha valentlikni qo'rsatadi. Hozirgi zamon termini bilan aytganda asosiy valentlik elementning ayni birikmadagi oksidlanish darajasini, qo'shimcha valentlik esa uning kordinatsion sonini ko'rsatadi.  $PtCl_4 \cdot 2KCl$  da platinaning 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 atom bilan ligandlar orasidagi barcha bog'lanishlar bir xil kuchga ega bo'ladi. Bir valentli elementning koordinatsion soni ko'pincha 2 ga teng bo'ladi:  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ . Ikki valentlilarning koordinatsion sonlari ko'pincha to'rtga, ba'zan uchga va oltiga teng bo'ladi:  $\text{Na}[\text{RbI}_3]$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ . Uch va to'rt valentli elementlarning koordinatsion sonlari asosan oltiga teng:  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

Umuman olganda, ayni elementning koordinatsion soni elementning valentligiga, ligandlar eritmasining konsentratsiyasiga va markaziy ion radiusining ligand radiusiga ( $R_m/R_l$ ) bo'lgan nisbatiga bog'liq bo'ladi:  $R_m/R_l=0,155$  bo'lsa koordinatsion son 2ga,  $R_m/R_l=0,155-0,225$  gacha bo'lsa, koordinatsion son 3ga,  $R_m/R_l=0,225-0,424$  gacha bo'lsa, koordinatsion son 4ga,  $R_m/R_l=0,424-0,732$  gacha bo'lsa, koordinatsion son 6ga,  $R_m/R_l=0,732-1,37$  gacha bo'lsa, koordinatsion son 8ga teng bo'ladi.

**Kompleks birikmalarning xillari.** Kompleks tarkibidagi ligandlarning xillariga qarab, barcha komplekslar quyidagi sinflarga bo'linadi:

1. Amiaklar va ammiakatlar. Bular o'zlarining ichki sferalarida ammiak yoki boshqa aminlar bo'lgan komplekslardir:  $[\text{Su}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,



2. Gidratlar va akvokomplekslar. Ichki va sirtqi sferasida suv bo'lgan kompleks birikmalar gidratlar deb ataladi. Agar suv molekulari kompleksda ligandlik rolini bajarsa, bunday birikmalarni akvokomplekslar deyiladi:  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4\text{H}_2\text{O}$ .

Deyarli barcha kationlar suvdagi eritmalarda akvokomplekslar hosil qiladi:  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ . Ya'ni kuprum ioni eritmada akvokompleks shaklida mavjud.

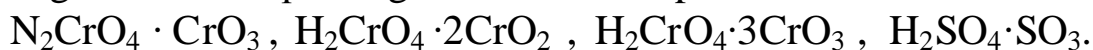
3. Atsidokomplekslar. Ligandlari kislota qo'lliqlaridan tashkil topgan kompleks birikmalar atsidokomplekslar deyiladi:



4. Poligalogenidlar. Markaziy ioni va ligandlari galogenlardan tashkil topgan kompleks birikmalar poligalogenidlar deb ataladi:



5. Polikislotalar. Kislota molekulasiga shu yoki boshqa kislotalarning anhidridi kelib qo'shilgan mahsulotlar polikislotalar deb ataladi:

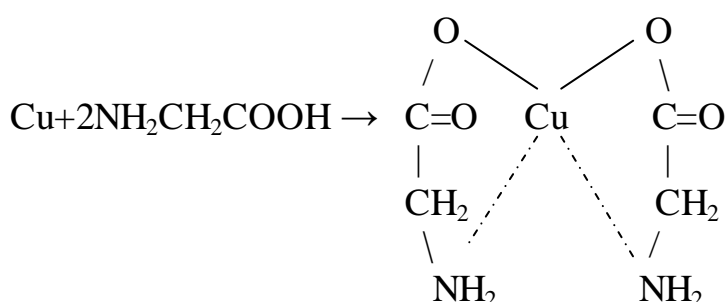


Bularni izopolikislotalar deb ataladi.

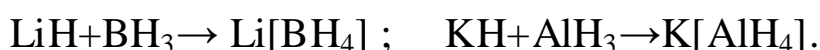
Agar biror kislota boshqa kislota anhidridi kelib qo'shilsa, getropolikislota hosil bo'ladi:  $\text{H}_3\text{BO}_3 \cdot 12\text{WO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$

6. Tsiklik kompleks birikmalar. Ichki sferasida tsikllari bo'lgan kompleks birikmalar tsiklik birikmalar deb ataladi.

1904 yilda Ley mis bilan glikol o'rtasidagi reaksiyani o'rganib, mis va glikol o'zaro ta'sirlanib glikolyat hosil bo'ladi va hosil bo'lgan mis glikolyati quyidagi tuzilishga ega deydi:



7. Kompleks gidridlar. Kislota va amfoter tabiatli asos tabiatli gidridlar bilan suvdan boshqa erituvchilarda reaksiyaga kirishsa, kompleks gidrid hosil bo'ladi:



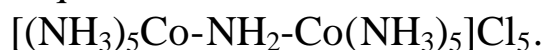
8. Metall organik komplekslar. Ichki sferasida organik birikmalar bo'lgan komplekslar metall organik komplekslar deyiladi:

$\text{Li}[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_5)_6]$ - litiy geksofenil xrom.

9. Metall karbonillar. Metallarning uglerod(II)-oksidi bilan hosil qilgan birikmalari-karbonillar deb ataladi:



10. Ko'p o'zakli komplekslar. Tarkibida ikkita va undan ortiq markaziy ionlari bo'lgan komplekslar ko'p o'zakli komplekslar deb ataladi, bu markaziy ionlar bir-biri bilan O, OH, O-O, NH<sub>2</sub>, NH kabi ligandlar orqali birikkan bo'ladi:



Kompleksdagi kobalt atomlari bir-biri bilan NH<sub>2</sub> gruppasi orqali birikadi.

**Komplekslarda izomeriya xodisasi.** Kompleks birikmalarni tekshirish natijasida kompleks birikmalarda uchraydigan izomeriyani asosan ikki gruppaga bo'lish mumkin:

1. Tuzilish-izomeriyasi.
2. Sterio-izomeriyasi.

Birinchi gruppada izomeriyasiga

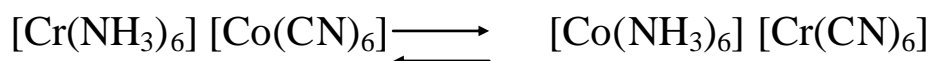
- a) koordinatsion izomeriya
- b) ionizatsion izomeriya
- v) gidrat izomeriya
- g) tuz izomeriya
- d) koordinatsion polimeriyalar kiradi.

Ikkinchi gruppada izomeriyasiga

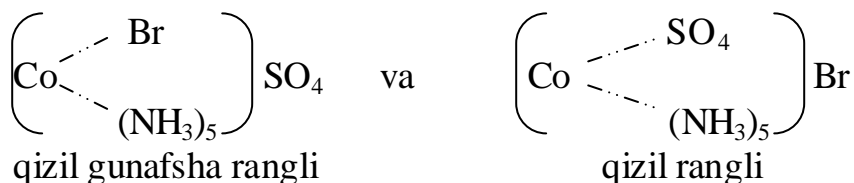
- a) tsis- va trans- izomeriya
- b) optik izomeriya kiradi.

Ularni alohida-alohida ko'rib chiqamiz.

Koordinatsion izomeriya. Kompleksni tashkil etgan tarkibiy qismlar uning ichki va sirtqi sferalarida turlicha joylashishi mumkin. Bu xil izomeriya boshqa-boshqa markaziy ionlari va boshqa-boshqa ligandari bor ikkita kompleks iondan tuzilgan birikmalarda uchraydi:



Ionizatsion izomeriya. Bir xil tarkibli, lekin eritmada boshqa-boshqa ionlarga ajraladigan komplekslar ionizatsion izomeriya uchun misol bo'la oladi:



Gidrat izomeriya. Bir xil tarkibga ega bo'lib, o'z tarkibidagi suv molekularining joylashishi bilan bir-biridan farqlanadigan moddalar gidrat izomeriya deyiladi:



Tuz izomeriyasi. Ligandlari (yoki ularning bir qismi) o'zaro anorganik izomerlardan iborat bo'lgan kompleks birikmalarda ham izomeriya uchraydi, chunki ligandlarning har qaysi izomeri markaziy ion bilan boshqa-boshqa tartibda bog'lanadi. Masalan, kobaltning ksanto tuzi  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]\text{Cl}_2$  va izoksanto tuzi  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{ONO}]\text{Cl}_2$  ni olaylik.

Ksanto tuzda  $\text{Co}^{3+}$  ioni ligand nitrogruppaga  $\text{NO}_2$  ning azot atomi ( $\text{O}=\text{N}-$ ) orqali birikkan, izoksanto tuzda esa  $\text{Co}^{3+}$  ioni ligand bilan nitrogruppaning kislorodi ( $\text{O}=\text{N}-\text{O}-$ ) orqali birikkan.



Koordinatsion polimeriya. O'zaro koordinatsion polimer komplekslar bir-biridan faqat ligandlarining joylashishi bilangina emas, balki o'zlarining molekulyar massalari bilan ham farq qiladi:

Empirik formulasi  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$  bo'lgan modda quyida formulalari yozilgan 4 shaklda uchraydi:

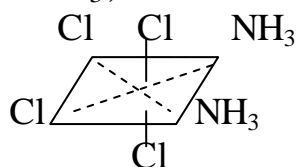
1.  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ,      2.  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$ ,      3.  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]_2$ ,
4.  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]_2 [\text{PtCl}_4]$

Stereoizomeriya ikki ko'rinishda bo'ladi:

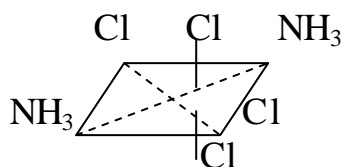
- a) geometrik yoki tsis- va trans-izomeriya
- b) optik izomeriya.

Bir xil tartibli, lekin ligandlari ion atrofida boshqa-boshqa tartibda joylashgan komplekslar o'zaro geometrik izomerlar deyiladi:

$\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$ ;

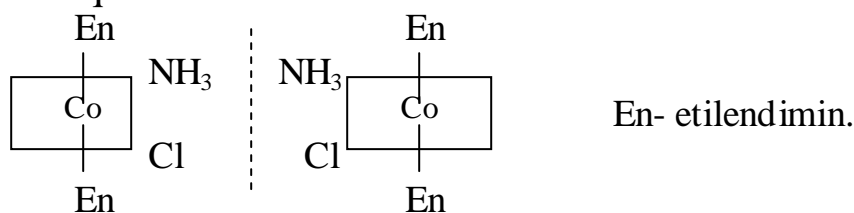


tsis-izomer



trans-izomeri

Optik izomeriya. Molekulalari simmetriya markaziga yoki simmetriya tekisligiga ega bo'lmagan va molekulyar massalari teng bo'lgan moddalar o'zaro optik izomerlar deyiladi. Bu moddalarning biri yorug'likning qutblanish tekisligini o'ngga (d-forma) va ikkinchisi chapga (l-forma) buradi, boshqaga aytganda ular optik aktivlik namoyon qiladi. d-formadagi moddani l-formadagi moddaning ko'zgudagi aksi deb qarash mumkin. Masalan,  $[\text{CoEn}_2\text{NH}_3\text{Cl}]_x$  tsis-kompleks quyidagi ikki optik izomerni hosil qiladi:



Komplekslarni nomlash. 1963 yildan boshlab taklif qilingan

nomenklatura xarqaro nazariy va amaliy kimyo ittifoqi termin komissiyasi tomonidan tasdiqlangan qarorlarga asoslanadi.

1. Ionlarni nomlashda birinchi navbatda kation, undan keyin anion ataladi.

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2] \text{Br}$  - diaminargento (I) bromid

$\text{K}_2[\text{CuCl}_3]$  - kaliytrixlorkuprat (I).

2. Ligandlarni nomlashda avval «anion», so'ngra «neytral ionlar» va undan keyin «kation» nomi ataladi. Anionlarni atashda dastlab «oddiy

anion», undan keyin «ko'p atomli anionlar» nomi aytiladi. Ularning nomiga «at» qo'shib o'qiladi.

$K_2[Pt(NO_2)_2Cl_2]$  - kaliy dixlorodinitritoplatinat.

3.Ligandlar sonini ifodalovchi qo'shimchalar. Oddiy ligandlar sonini ifodalashda di, tri, tetra, penta,geksa va xokazo qo'shimchalar ishlatiladi:

$K_4[Fe(CN)_6]$ - kaliy geksatsian ferrat (II)

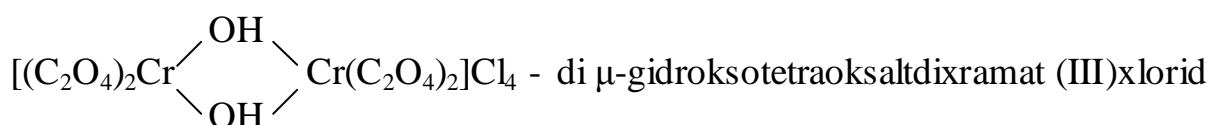
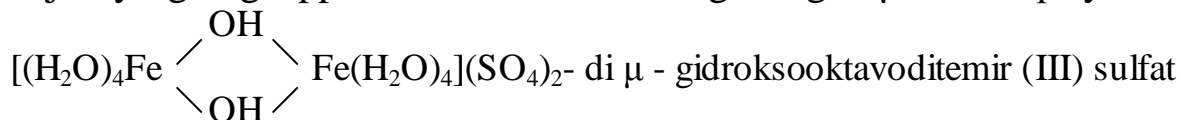
$K_3[Fe(CN)_6]$ - kaliy geksatsian ferrat (III)

$[Al(H_2O)_6]Cl_3$ - geksaakvoalyuminiy xlorid.

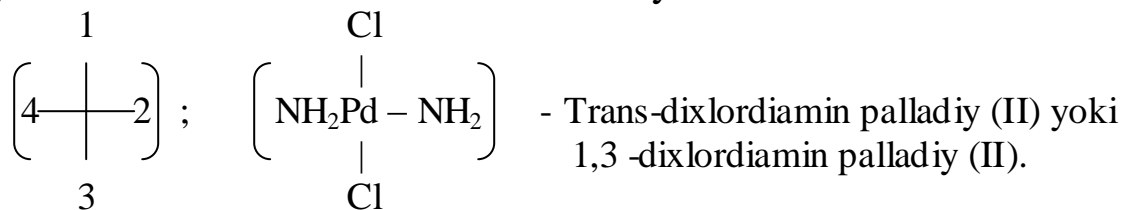
4.Markaziy ionning oksidlanish darajasini nomlashda markaziy ionning oksidlanish darajasi qavs ichida lotincha raqamlar bilan ifodalanadi:

$[Cu(NH_3)_2]OH$ -diamin mis (I) gidroksid.

5.«Ko'prik» vazifasini o'tovchi gruppalarni nomlashda bir koordinatsion markazni ikkinchisi bilan bog'lab turuvchi «ko'prik» vazifasini bajarayotgan gruppalarni atashda ularning oldiga « $\mu$ » harfi qo'yiladi:

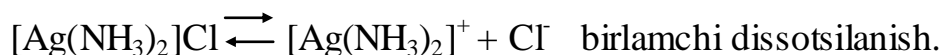


6.Geometrik izomeralarni nomlanishida ularning «raqam» belgilaridan yoki «tsis» va «trans» terminlaridan foydalaniladi:



### **Kompleks birikmalarning barqarorligi va ulardagi bog'lanish tabiati.**

Kompleks birikma suvda eritilganda, birinchi navbatda o'zining tashqi sferasidagi ionlarga va kompleks ionga ajraladi:



Bu ikkilamchi dissotsialanish muvozanat holatiga kelganda uning muvozanat konstantasi - kompleksning beqarorlik konstantasi deb ataladi:

$$K_{be} = \frac{[Ag^+][NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2]^+}$$

Bu erda;  $[Ag^+]$  muvozanat qaror topganda  $[Ag^+]$  ionlar konsentratsiyasi;

$[\text{NH}_3]^2 - \text{NH}_3$  kontsentratsiyasi,  
 $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  esa kompleks ionlar kontsentratsiyasi.

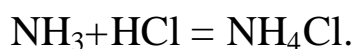
Keyingi vaqtlarda kompleks birikmalar mustahkamligini ifodalashda beqarorlik kontantasing aksi bo'lgan kattalik barqarorlik konstantasi deb atash taklif qilindi. Ular orasida quyidagi nisbat bor:

$$K_{\text{barqaror}} = \frac{1}{K_{\text{beqaror}}}$$

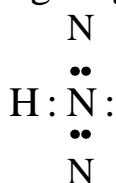
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  ioni uchun barqarorlik konstantasi quyidagicha ifodalanadi:

$$K_{\text{barqarorlik}} = \frac{1}{K_{\text{beqaror}}} = \frac{[\text{Ag}^+(\text{NH}_3)_2]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}$$

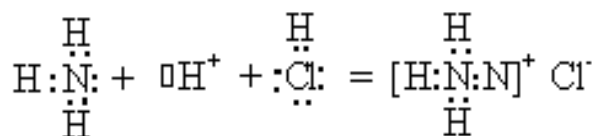
Koordinatsion bog'lanishning tabiati asosiy va qo'shimcha valentliklarning tom ma'nosi faqat elektron nazariya asosidagina to'la yoritiladi. Misol uchun  $\text{NH}_3$  va  $\text{HCl}$  ta'sirlanib,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ni hosil qilishini ko'rib chiqaylik:



Bu erda molekular koordinativ bog'lanish (donor-aktseptor bog'lanish) yo'li bilan kompleks birikma hosil bo'ladi. Ammiak molekulasida azot atomida 3ta elektron vodorod atomi bilan 3ta juft elektron hosil qilib, ammiakni hosil qiladi va bir elektron jufti esa «erkin» holatda qoladi va u faqat azotga tegishli bo'ladi



Azot atomidagi bu «erkin» juft elektron bo'sh. Shuning uchun bu «erkin» holdagi juft elektron boshqa atom yoki ion bilan birikishi mumkin:



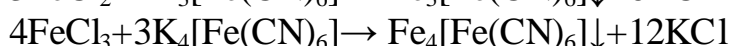
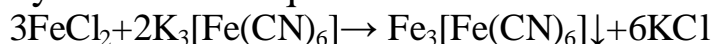
Donor aktseptor

Sxemadan ko'rinib turibdiki, azot atomidagi 3 elektron 3ta vodorod atomidagi elektronlar bilan juftlashib  $\text{NH}_3$  ni hosil qiladi. Ammiak molekulasidagi azot atomida bitta juft elektron kimyoviy bog' hosil

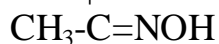
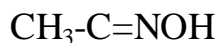
qilishda ishtirok etmadi.  $\text{NH}_3$  molekulasidagi bitta juft elektron vodorod ionidagi bo'sh s-pog'onachasiga o'tib, ular orasida donor-aktseptor bog' hosil bo'ladi.

Bog'lanish vujudga kelishi uchun o'zining juft elektronini beradigan atom yoki ion donor, elektron juftini o'zining bo'sh pog'onachasini to'ldirish uchun foydalanadigan atom yoki ion aktseptor deyiladi.

*Ishlatilishi.* 1. Ionlarni aniqlash uchun analitik kimyoda ishlatiladi. Masalan,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  va  $\text{Co}^{3+}$  ionlarni bor-yo'qligini quyidagi reaksiyalar yordamida aniqlanadi:

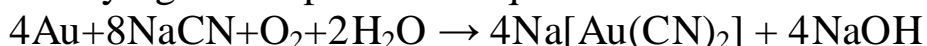


Kuchsiz ishqoriy muhitga ega bo'lgan nikel (II)- sulfat eritmasiga 3-4 tomchi dimetilglioksim qo'shilganda ko'k, qizil kristall hosil bo'ladi:



Bu reaksiya Chugaev reaksiyasi nomi bilan yuritiladi.

2. Ba'zi metallarni (lantanoidlarni) bir-biridan ajratish va yuqori darajada toza metallar (oltin, kumush va xokazolar) olish uchun kompleks birikmalardan foydalaniladi. Masalan, kvarts va qumdan oltin ajratib olishda ko'pincha oltinning natriy tsianid bilan kompleks tuz hosil qilishidan foydalaniladi. Chunki oltin kislorod ishtirokida NaCN bilan suvda yaxshi eriydigan kompleks hosil qiladi:



Eritmaga o'tgan kompleks tarkibidagi oltinni rux yordamida erkin holda ajratib olish mumkin:  $2\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_2] + \text{Zn} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4] + \text{Au} \downarrow$

3. Kompleks birikmalardan bo'yoq moddalar sifatida foydalaniladi. Tarkibida temir tuzlari bo'lgan zaangori bo'yoq 1704 yilda Disbax tomonidan qoramol qonini potash ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) bilan qizdirish natijasida hosil qilingan:  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 3\text{K}^+$

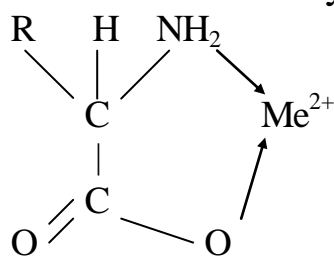
zangori bo'yoq

Bu modda lak bilan aralashtirib ishlatiladi.

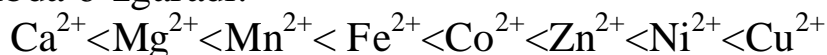
Hozirgi vaqtda xrom, kobalt va misning organik moddalar bilan hosil qilgan bo'yoqlari ko'p ishlatilmoqda.

4. Kompleks birikmalar o'simlik va hayvonot olami hayotida muhim rol o'ynaydi. Uzoq vaqt moboynda o'simlik, hayvonot hamda inson organizmlarida kimyoviy jihatdan faol biologik sistemalar bunyodga kelgan. Bularning ko'pchiligini metalloorganik birikmalar tashkil qiladi. Tirik organizmlarda uchraydigan eng sodda komplekslar-metallarning aminokislotalar bilan hosil qilgan komplekslaridan iborat. Ular tarkibidagi

aminokislota - ikki dentatli ligand vazifasini bajaradi. Shuning uchun bu komplekslarni besh a'zoli xelatlar shaklida yozish mumkin:



Bu xildagi komplekslarning barqarorligi metall tabiatiga qarab quyidagi tartibda o'zgaradi:



Bu komplekslarda organizmning boshqa murakkab birikmalari - xlorofill va gemoglobin hosil bo'ladi. Vitaminlarning ba'zilari kompleks birikmalar tarkibiga kiradi. Ular tirik organizm hayotida muhim ahamiyatga ega. Akademik A. Grinberg tashabbusi va prof. Azizov rahbarligida Toshkentda biologik jihatdan aktiv komplekslar o'rganishga kirishganlar. Ligandlar sifatida aminokislotalar, markaziy sifatida kobalt, temir, rux kabi oraliq metallardan foydalanilgan. Hosil qilingan moddalarning ko'pchiligi tibbiyot uchun katta ahamiyatga ega dorilardir. Masalan, nikotin kislota (vitamin PP) va kobalt (II) xloriddan hosil qilingan modda «koamid» va  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$  tarkibli kompleks birikma saraton kasalligining davolashda zaruriy dori sifatida ishlatiladi.

5. Metall – fermentlar (enzimlar). Fermentlar tirik organizmda sodir bo'ladigan kimyoviy reaksiyalarni tezlashtiruvchi biologik katalizatorlardir. Hozirgacha ma'lum bo'lgan fermentlar soni 2000 dan ortiq. Ularning hammasi oqsil tabiatli va boshqa turdagi moddalar kofemerlardan tarkib topgan o'zaro kimyoviy bog'larsiz birlashgan kompleksdan iboratdir.

Fermentlardan unumli va tanlab ta'sir qilish xususiyati yuqori, ularda sharoitga qarab aktivligi o'zgaruvchan xususiyatlar mavjud. Fermentlar ta'sir qiladigan modda (substrat)larning kimyoviy o'zgarishi oddiy reaksiyalarga nisbatan  $10^8$ - $10^{12}$  marta tezlashishi mumkin.

Fermentlarning tanlab ta'sir etishning odam so'lak bezida ishlab chiqariladigan amilaza organizmda kraxmal glikogen va ularga yaqin bo'lgan polisaxaridlarning gidroliz reaksiyalarini tezlashtirishda, xujayralarda polisaxaridlarning yig'ilishini ta'minlaydi. Lekin bu ferment saxarozani parchalanishiga ta'sir etmaydi.

Fermentlarni o'rganish sohasida A.Ya. Danilevskiy, A.N. Lebedev, A.N. Bax, A.I. Oparin, V.A. Engelgart, I. Berezin katta hissa qo'shdilar,

hozir esa G.A.Toshmuhammedov, M.M.Raximov va ularning shogirdlari muvaffaqiyat bilan ish olib bormoqdalar.

### **3.6. Savol va topshiriqlar.**

1. Quyidagi oksidlarning suv bilan birikishi reaksiya tenglamasini yozing:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Qaysi oksidlar suv bilan birikib kislota, qaysinisi ishqor hosil qiladi?

2.  $\text{AgOH}$ ,  $\text{Cu(OH)}_2$ ,  $\text{Fe(OH)}_3$  larning parchalanishdan hosil bo'ladigan oksidlarning formulalarining yozing.

3. Qo'yidagi birikmalarning oddiy formulasini va tuzilish formulasini yozing. Kumush (I) - oksid, oltin (III) oksid, neobiy (V) oksid, tsirkoniy (IV)- oksid, xlor (VII) oksid.

4. Qo'yidagi murakkab moddalar parchalanish natijasida qanday oksidlar hosil bo'ladi:  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Zn(OH)}_2$ ?

5. Qo'yidagi moddalarning qaysi biri xlorid kislota bilan reaksiyaga kirishadi.  $\text{N}_2\text{O}_5$ :  $\text{Mg(OH)}_2$ :  $\text{CaO}$ :  $\text{Pb(NO}_3)_2$ :  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Reaksiya tenglamasini yozing.

6. Qo'yidagi angidridlarga to'g'ri keladigan kislotalarning formulasini yozing.

$\text{SO}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$

7. Qanday usullar bilan  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{Cu(OH)}_2$  hosil qilish mumkin. Reaksiya tenglamalarini yozing.

8. Qo'yidagi tuzlardan o'rta tuzlar hosil qilish reaksiyalari tenglamalarini yozing.  $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Bi(OH)(NO}_3)_2$

9. Koordinatsion nazariyaga ta'rif bering.

10. Kompleks birikmalarning ichki sferasi, tashqi sferasi degan tushunchalarini ta'riflang.

11. Kompleks birikmalardagi ligantlarga ta'rif bering.

12. Kompleks tuzlarni oddiy va qo'shaloq tuzlardan farqi nimada?

13. Qo'yidagi kompleks tuzlardagi kompleks hosil qiluvchining oksidlanish darajasi, valentligi va koordinatsion sonini aniqlang.

$4\text{KCN}\cdot\text{Fe(CN)}_2$ ;  $\text{K}[\text{Pt(NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ ;  $[\text{Cr(H}_2\text{O)}_5\cdot\text{Cl}]\text{Cl}$ ;  $\text{CrCl}_3\cdot 6\text{H}_2\text{O}$

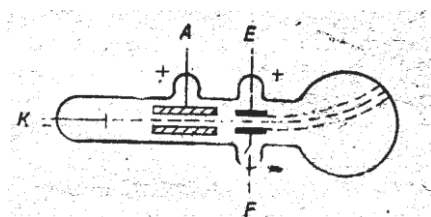
## IV bob. Atom tuzilish nazariyasi

### 4.1. Atom murakkab sistema

Atom yunoncha so'z bo'lib, «bo'linmas» ma'nosini anglatadi. XX asr boshlaridagi juda ko'p izlanishlar shuni ko'rsatadiki, atom moddaning eng kichik bo'linmaydigan zarrachasi emas, balki atomning o'zi elektron, proton, neytrondan va boshqa elementar zarrachalardan tarkib topganligi isbotlandi.

Atomning murakkab sistema ekanligini 1819 yildayoq M.G.Pavlov aytib o'tgan. XIX asrning 80 yillarida B.N.Chicherin atom xuddi «Quyosh» sistemasi kabi tuzilgan va uning markazida musbat zaryadli yadro joylashgan, deb ta'riflagan. 1886 yilda A.M. Butlerov - «atomlar bizga ma'lum kimyoviy jarayonlarda bo'linmas bo'lib qolsada, keyinchalik kashf etiladigan jarayonlarda albatta bo'linishi kerak» deb ta'kidlagan.

Darhaqiqat, atomning murakkabligini tasdiqlovchi daslabki tajriba mal'umotlari angliyalik olim Kruks tomonidan 1879 yilda, siyraklashtirilgan gazlarda elektr zaryadi hosil bo'lishi hodisasini tekshirish natijasida olindi. Agar elektrodlar kavsharlangan shisha naydan havo so'rib olinsa va unga yuqori kuchlanishli o'zgarmas tok ulansa, katoddan nur tarqala boshlaydi. Bu nurlar katod nurlari deyiladi. Ular magnit maydonida (rasm 1) to'g'ri chiziqli harakatini o'zgartirib, magnit tomonga og'adi. Demak, bu nurlar manfiy zaryadga ega.

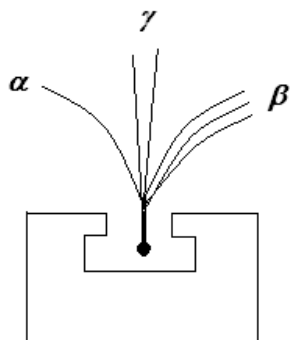


**Rasm 1.** Magnit maydonida katod nurlarini og'ishi.

Tadqiqotlar shuni ko'rsatdiki, bu oqim elektronlar oqimidan iborat. Ko'pchilik metallar ultrabinafsha nur bilan yoritilganda (fotoeffekt) ham elektronlar ajralib chiqadi. Elektronning massasi  $9,1 \cdot 10^{-28}$  g, bu vodorod atomi massasining  $1/1837$  qismini tashkil qiladi. Elektron zaryadi  $4,8 \cdot 10^{-10}$  absolyut elektrostatik birlikka yoki  $1,6 \cdot 10^{-19}$  K ga teng.

Atom tuzilishi haqidagi tushunchaning keyingi rivojlanishi, radiaktivlik hodisasining kashf etilishi bilan bog'liq. 1896 yilda A.Bekkerel (1852-1906 yillar) uran birikmalari ko'zga ko'rinmaydigan nurlar chiqarish xususiyatiga ega ekanligini va bu nurlar qora qog'ozga o'ralgan foto plastinkasiga ta'sir qilishini aniqladi. Mariya Kyuri Skladovskaya va Per-Kyuri, Bekkerelning ishlarini davom ettirib, toriy va aktiniy ham shunday hossaga ega ekanligini aniqladilar. O'z-o'zidan nurlanish hodisasi radiaktivlik deb, bu xossaga ega bo'lgan moddalar esa radiaktiv moddalar deb ataladigan bo'ldi.

Radiaktiv elementlar nurlanishida nurlar qanday zarrachalardan iboratligini birinchi bor 1903 yilda Rezerford aniqladi. U nurlarni yo'lga kuchli magnit maydon ta'sir qilganda nurlar 3 qismga ajraldi. (rasm 2)



Rasm 2. Radiaktiv elementlardan chiqayotgan nurlarning magnit maydonida og'ishi.

Rezerford tomonidan radiaktiv nurlanishni o'rganish natijasida nurlar  $\alpha$  (alfa),  $\beta$  (beta) va  $\gamma$  (gamma) nurlar chiqishini kuzatdi va  $\alpha$  - zarracha musbat zarayadlanganligi, uning massasi 4 uglerod birligiga, tezligi (dastlabki) 20.000 km/sek, geliy ionlari ( ${}^2_4\text{He}$ ) dan iboratligi aniqlangan.

$\beta$  -zarracha manfiy zaryadga ega, uning harakat tezligi 100000 km/sek. Bu nur tez harakatdagi elektronlar oqimidan iborat ekanligi aniqlangan.

$\gamma$ -nur zaryadsiz bo'lib, xuddi rentgen nuriga o'xshab elektromagnit to'lqin xossasiga ega ekanligi aniqlangan.

Shunday qilib, yangi kashfiyotlar atom murakkab sistema ekanligini va bir necha oddiy zarrachalardan tuzilganligini tasdiqladi.

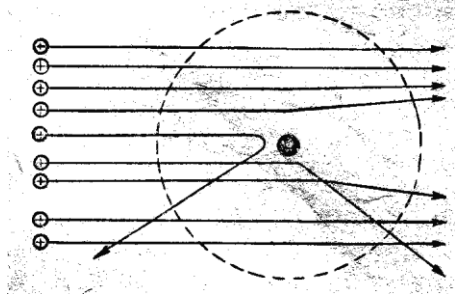


#### 4.2. Atom tuzilishi haqida ta'limot

Atom tuzilishi haqida birinchi bo'lib M.G.Pavlov 1819 yilda atom murakkab sistema ekanligini aytib o'tgan. 1888 yilda B.I. Chicherin atom xuddi «Quyosh» sistemasi kabi (planetar nazariya) tuzilgan va uning markaziga musbat zaryadli yadro joylashgan, deb ta'riflagan va 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. 1903 yilda Dj. Tomson planetar nazariyani inkor qilib, o'zining nazariyasini taklif qildi. Bu nazariyaga ko'ra atom - butun hajm uzra 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  $\alpha$ - nurlarni metall (yupqa) plastinkasidan o'tkazganda, ularning ko'p qismi metall plastinkadan o'tib, yo'nalishini o'zgartirmasligini, bir qismi yo'nalishini o'zgartirishini kuzatdi. Juda kamdan-kam hollarda zarracha sachrab orqaga qaytdi. Shu tajriba asosida E. Rezerford atom tuzilishining nuklear (yadro) nazariyasini taklif qildi; atom markazida musbat zaryadli yadro joylashgan bo'lib, uning atrofida elektronlar harakatlanadi. Atom elektroneytraldir, chunki elektronlar soni yadroning musbat zaryadi soniga teng. Elektronlarning umumiy massasi atomdagi protonlarning (va neytronlarning) umumiy massasidan ancha kichik. Shuning uchun atomning 99,9% dan ortiq massasi uning yadrosiga to'plangan. Chunki atomning diametri  $10^{-8}$  sm bo'lsa, yadroning diametri  $10^{-13}$ - $10^{-12}$  sm ni tashkil qiladi. Agar yadro massalarni bir joyga zich yig'ish mumkin bo'lsa edi,  $1 \text{ sm}^3$  ga yig'ilgan atom yadrolarning massasi 116 million tonna kelar edi.

#### 4.3. Atom yadrosining zaryadi

Atom yadrosining musbat zaryadi qanchalik katta bo'lsa, zarrachalar yupqa metall plastinkasidan o'tganda o'zining to'g'ri chiziqli harakatidan shunchalik ko'p og'adi. (E. Rezerford tajribasi, 3 rasm)



Rasm 3. Zarrachalar og'ishi ( $\alpha$ -nur, ya'ni  ${}^4_2\text{He}$ )

Demak, og'ish burchagi va og'gan zarrachalar sonini aniqlab, yadro zaryadining kattaligini taxminan aniqlash mumkin. Tekshirishlar natijasida, yadro zaryadining kattaligi elementlarning Mendeleev davriy sistemasidagi nomeriga yaqin son ekanligi aniqlandi. Buni G. Mozli (1913) va Chedvik (1920) isbotlab berdilar. Rentgen nurlar nihoyatda tez harakatdagi elektronlarning biror qattiq metallga urilishi natijasida hosil bo'ladi. Rentgen nurlarning spektrini hosil qilish uchun antikatod sinaladigan metallardan yasaladi yoki platinadan yasalgan antikatodga sinaladigan elementning biror birikmasi joylanadi, so'ngra hosil bo'lgan nurni kristalldan o'tkazib, rentgen nuri tarkibiy qismlarga parchalanadi. Spektr hosil qilinadigan ekran sifatida fotoplastinka olinadi; plastinka ochiltirilgandan keyin unda spektr chiziqlari ravshan ko'rinadi. Har qaysi elementning rentgen spektri bir-biriga yaqin joylashgan bir necha chiziqdan yoki chiziqlarning bir necha gruppasidan, ya'ni seriyalardan iborat. Chiziqlarning joylanishi har xil elementlarda mutlaqo o'xshash bo'ladi. Lekin turli elementlarning rentgen nurlari faqat to'liq uzunliklari bilan farq qiladi.

1913 yilda G.Mozli 38ta elementning rentgen spektrini tushirdi, jumladan, kaltsiydan ( $Z=20$ ) ruxchaga ( $Z=30$ ) bo'lgan 11 ta elementning rentgen spektrini sistemali ravishda tekshirib, bu elementlardan har birining rentgen spektridagi K-seriyasi bir-biriga yaqin joylashgan ikkita chiziq-  $K_{\alpha}$  va  $K_{\beta}$  dan ekanligini kuzatdi. Hosil qilingan spektrlarining rasmlarini esa elementlarning tartib nomerlari o'sish tartibida yuqoridan pastga qaratib joylashtirdi. 4 rasmda Ti dan Zn gacha bo'lgan elementlar uchun  $K_{\alpha}$  va  $K_{\beta}$  chiziqlarning joylanishi ko'rsatilgan.

Z	Элемент	$\beta$ $\alpha$		
22	Ti			
23	V			
24	Cr			
25	Mn			
26	Fe			
27	Co			
28	Ni			
29	Cu			
30	Zn			
		1A	2A	3A

Rasm 4. Ti dan Zn gacha bo'lgan elementlarning  $K_{\alpha}$  va  $K_{\beta}$  rentgen spektrlaridagi seriya chiziqlarining joylanishi.

Rasmdan ko'ramizki, bir elementdan ikkinchi elementga o'tganda elementlarning tartib nomerlari ortib borganida  $K_{\alpha}$  va  $K_{\beta}$  chiziqlari chap tomonga qarab, ya'ni to'lqin uzunlikning kamayish tomoniga qarab siljiydi. Siljish kattaligi Ti dan V o'tganda qancha bo'lsa, V dan Sr ga o'tganda xuddi shuncha bo'ladi, demak tartib nomeri bitta ortsa, har safar bir hilda siljish ro'y beradi; tartib nomeri ikkita ortsa, siljish ham ikki hissa ortiq bo'ladi.

Bu tekshirishlarga asoslanib G.Mozli quyidagi qonunni ta'rifladi: elementlarning rentgen spektrlaridagi xarakterli chiziqlarga to'g'ri keladigan tebranish chastotalarining kvadrat ildizlari elementlarning Mendeleev davriy sistemasidagi tartib nomeriga bog'liq bo'ladi:

$$\sqrt{\nu} = \alpha (Z-b) \text{ yoki } \nu = 2,48 \cdot 10^{15} (Z-1)^2$$

Bu formulada,  $Z$  – elementning tartib nomeri,  $\alpha$  va  $b$  doimiy kattaliklar. Demak, xulosa qilib aytganda, Mendeleev davriy sistemasida elementlar atom yadrolari zaryadining ortib borishi bo'yicha qat'iy tartib bilan joylashtirilgan.

Atom elektroneytral bo'lgani uchun, yadro zaryadining kattaligiga qarab, ushbu atomda qancha elektron borligini aniqlash mumkin. Masalan, Al uchun  $Z=13$  ( $Z$ -tartib nomeri). Al yadrosida 13 ta musbat zaryad va atomda 13 ta elektron bor. Atom yadrosidagi musbat zaryad kattaligi bir elementdan qo'shni elementga o'tganda bir birlikka ortadi. Bu esa bir elementni ikkinchisidan farq qiladigan sifat o'zgarishlariga sabab bo'ladi. Shuning uchun hozirda Mendeleev davriy qonuni shunday ta'riflanadi: elementlarning xossalari ularning atom yadrosi zaryadining kattaligiga davriy ravshida bog'liqdir. Bu qonuniyat, atom massasi kichik bo'lgan ba'zi elementlar atom massasi katta elementlardan keyin joylashtirilganligi bilan bog'liq bo'lgan qarama-qarshiliklarni bartaraf qiladi: atom massasi 39,102 bo'lgan kaliy, atom massasi 39,948 bo'lgan argondan keyin turadi, chunki kaliy atomi yadrosining zaryadi 19, argonniki esa 18.

Fiziklar ko'pgina elementlar bir xil atomlardan emas, balki turli massaga ega bo'lgan atomlar aralashmasidan tuzilganligini aniqladilar. Bir elementning bir-biridan massa jihatdan farq qiladigan atomlari izotoplar deyiladi (ammo yadro zaryadi bir xil bo'lgani uchun ular davriy jadvalda bir katakka joylashgan).

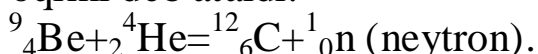
Izotop yadrosi massasi uglerod birligida ifodalangan butun son - uning massa soni deyiladi:  ${}^7_3\text{Li}$ -litiy elementi uchun massa soni – 7ga, tartib nomeri-3ga tengdir. Massa sonini  $A$ , tartib nomerini  $Z$  va neytronlar sonini  $N$  desak,  $N=A-Z$  bo'ladi; demak, litiy uchun  $N=7-3=4$ , ya'ni litiy atom yadrosida 4 ta neytron borligini aniqlaymiz.

Yadro zaryadi bilan farqlanadigan, ammo massasi bir xil bo'ladigan atomlar ham bor, masalan  $^{40}_{18}\text{Ar}$ ,  $^{40}_{19}\text{K}$  va  $^{40}_{20}\text{Ca}$ ,  $^{54}_{24}\text{Cr}$ ,  $^{54}_{26}\text{Fe}$ ,  $^{65}_{30}\text{Zn}$  va  $^{65}_{29}\text{Cu}$ . Massalar soni bir-biriga teng bo'lgan turli elementlar atomlari izobarlar deyiladi. Hozirgi vaqtda yadro zaryadlari bir hil bo'lgan atomlar turi kimyoviy element deyiladi.

#### **4.4. Atom yadrosini sun'iy yo'l bilan parchalash**

**Atom yadrosining tarkibi.** 1919 yilda birinchi marta E.Rezerford atom yadrosini sun'iy yo'l bilan parchalashda  $\alpha$ -zarrachalardan foydalandi. U  $\alpha$ -zarrachalar bilan azot atomlarini bombardimon qildi, natijada atom yadrosi o'zgardi. Bir xil atomlar yadrosining boshqa xil atom yadrolariga aylanish jarayoni yadro reaksiyalari deyiladi.

1930 yilda berilliy  $\alpha$ -zarrachalar bilan bombardimon qilinganda, u o'ziga xos nurlar chiqarilishi aniqlandi. 1932 yilda Chedvik bu nurlar elektroneytral zarrachalar oqimidan iborat ekanligini aniqladi. Keyinchalik bu nur oqimi neytronlar oqimi deb ataldi:



Rus fizigi D.D.Ivanenko va nemis fizigi V.Geyzenberg (1932y) atom yadrosi tuzilishining proton-neytron nazariyasini taklif etdilar. Bu nazariyaga muvofiq atom yadrosi - protonlar  $^1_1\text{P}$  va neytronlar  $^1_0\text{n}$  dan tuzilgan bo'lib, ularning umumiy sonini nuklonlar soni deb ataladi.  $^1_0\text{n}$  va  $^1_1\text{P}$  zarrachalar deyarli bir xil massaga ega bo'lib, u bir uglerod birligiga teng. Massa soni nuklonlarning umumiy sonini, ya'ni element atom yadrosidagi  $^1_1\text{P}$  va  $^1_0\text{n}$  sonini bildiradi.

Natriyning massa soni 23; u 11 ta  $^1_1\text{P}$  va 12 ta  $^1_0\text{n}$  dan iborat. Proton musbat zaryadga ega. Neytronlar zaryadsiz bo'lgani uchun ularning soni atom yadrosining musbat zaryadiga qarab aniqlanadi:  $N=A-Z$  ( $N$ -neytronlar soni,  $A$ -massa soni,  $Z$ -tartib nomeri). Masalan, magniy izotopi uchun  $A=24$ , tartib nomeri  $Z=12$  desak, uning atomida  $24-12=12$  ta  $^1_0\text{n}$  bor ekanligini aniqlaymiz.

Engil elementlarda massa soni elementlarning tartib nomeridan taxminan 2 barobar katta, ya'ni  $^1_0\text{n}$  soni bilan  $^1_1\text{P}$  soniga deyarli teng. Tartib nomerining ortib borishi bilan  $^1_0\text{n}$  larning soni  $^1_1\text{P}$  dan ortiq bo'ladi.

#### **4.5. Atom yadrosining hosil bo'lish energiyasi**

Atom yadrolarining tuzilish nazariyasini o'rganishda nima uchun atom yadrosi o'zidagi bir xil zaryadli  $^1_1\text{P}$  ning o'zaro itarilishi natijasida o'z-o'zidan parchalanib ketmaydi, degan savol tug'iladi. Bunga sabab shuki, yadrodag

hamma nuklonlar orasida maxsus yadro tortishish kuchlari mavjud bo'lib, bu kuchlar o'zaro itarilish kuchlaridan kattadir. Yadro kuchlari juda kichik masofada ( $10^{-13}$  sm masofada) ta'sir etadi. Nuklonlardan atom yadrosi hosil bo'lishida ko'p energiya ajralib chiqishi juda katta yadro kuchi mavjudligini tasdiqlaydi. Ajralib chiqqan energiya miqdorini Eynshteyn tenglamasi yordamida hisoblab topish mumkin.

$$E=mc^2$$

Bu erda m-massa, g hisobida; E-energiya, erg. hisobida; s-yorug'lik tezligi ( $3 \cdot 10^{10}$  sm/sek).

Keltirilgan tenglama, energiya ajralib chiqishi natijasida berilgan sistema massasining kamayishi va aksincha, energiya yutilishida massaning ortishini ko'rsatadi. Ushbu  $2\text{}^1_1\text{P} + 2\text{}^1_0\text{n} = \text{}^4_2\text{He}$  reaksiya uchun  $\text{}^1_1\text{P}$  ning massasi 1,00757 ga,  $\text{}^1_0\text{n}$  ning massasi 1,00893 ga teng.

Demak, 2 ta  $\text{}^1_1\text{P}$  ning massasi  $1,00757 \times 2 = 2,01514$

2ta  $\text{}^1_0\text{n}$  ning massasi  $1,00893 \times 2 = 2,01786$

2 ta  $\text{}^1_1\text{P}$  ning va 2 ta  $\text{}^1_0\text{n}$  umumiy massasi = 4,03300 bo'lishi kerak (He atomi uchun). Ammo, aslida He atomi yadrosining massasi 4,00260. Demak, 2ta  $\text{}^1_1\text{P}$  va 2 ta  $\text{}^1_0\text{n}$  dan He atomi yadrosi hosil bo'lishida massa 0,03040 g ga kamayar ekan.

Massa 0,03040g ga kamayganda ajralib chiqqan energiyaning miqdori:

$$E=mc^2=0,03040(3 \cdot 10^{10})^2=2,7 \cdot 10^{19} \text{ erg.}$$

$4,19 \cdot 10^{10}$  erg 1 kkal ga to'g'ri keladi, demak:

$$E=2,7 \cdot 10^{19} / 4,19 \cdot 10^{10} = 6,46 \cdot 10^8 \text{ kkal} = 2,7 \cdot 10^9 \text{ kJ.}$$

Bu energiya miqdori 85 tonna toshko'mir yonganda ajralib chiqadigan issiqlik miqdoriga baravar keladi.

Odatdagi kimyoviy reaksiyalar energiyasi yadro reaksiyalari energiyasidan bir necha million marta kam. Shuning uchun kimyoviy reaksiyalarda atom yadrolarining massasi deyarlik o'zgarmaydi.

#### **4.6. Atom tuzilishi nazariyasi**

Rezerford nazariyasiga muvofiq, elektronlar yadro atrofida ma'lum traektoriya bilan aylanib turganida yadro bilan elektronlar orasidagi tortilish kuchi ( $l \cdot l_1 / r^2$ ), elektronlarning markazdan qochish kuchi ( $mv^2 / r$ ) bilan muvozanatda bo'ladi, ya'ni  $mv^2 / r = l \cdot l_1 / r^2$  yoki  $l = l_1$  bo'lgani uchun  $mv^2 / r = l^2 / r^2$ , bu erda m-elektron massasi, v-uning tezligi, e-uning zaryadi,  $l_1$ -yadro zaryadi, r-yadro bilan elektron orasidagi masofa.

E.Rezerford nazariyasi yordamida elementlarning ko'pgina fizik va kimyoviy xossalarini izohlab berish mumkin bo'ldi. Ammo klassik elektrodinamikaga muvofiq elektr zariyadiga ega bo'lgan biror jism harakat qilsa, u o'zidan elektromagnit nur chiqarishi lozim va buning natijasida uning energiyasi albatta kamayishi kerak va natijada elektron yadroga tushishi kerak. Demak, atom beqaror bo'lishi kerak edi. Undan tashqari, agar E.Rezerford nazariyasi qoniqarli nazariya bo'lganda edi, elementlarning atom spektrlari yoppa spektrlar bo'lishi kerak edi. Ammo, barcha elementlarning spektrlari ayrim-ayrim chiziqlardan iborat. E. Rezerford nazariyasidagi kamchiliklarni bartaraf qilish uchun klassik mexanika va elektrodinamikaning qonunlari atomlar ichida manfiy va musbat zaryadlarga ega bo'lgan kichik zarrachalar o'rtasidagi mavjud bo'ladigan protsesslarga qo'llanila olmaydi deb faraz qilish shart edi. Bu vazifani bajarishda birinchi bo'lib 1913 yilda daniyalik olim N.Bor kvantlar nazariyasiga (kvantlar mexanikasi) murojaat qildi. U E.Rezerford fikriga va Plankning kvantlar nazariyasiga asoslanib atom tuzilishi kvant nazariyasini yaratdi.

#### 4.7. Plank doimiysi va kvantlar nazariyasi

M.Plank 1900 yilda kvantlar nazariyasini maydonga tashladi. Kvant nazariyasiga muvofiq har qanday nur energiyasi uzluksiz oqim bo'lib emas, balki alohida portsiyalar (kvantlar) holida ajralib chiqadi va shu holda yutiladi. Kvant energiyasining kattaligi (E) nurning (tebranish soni) chastotasi ( $\nu$ ) ga to'g'ri proporsional, ya'ni kvant energiyaning kattaligi (E) Plank tenglamasi yordamida hisoblanadi:  $E=h\nu$ .

Bu erda h-Plank doimiysi, u  $6,6 \cdot 10^{-27}$  erg.sek. yoki  $6,624 \cdot 10^{-34}$  j.sek. ga teng.

$\nu=c/\lambda$ ; c-yorug'lik tezligi,  $\lambda$ - yorug'likning to'lqin uzunligi.

Plank tenglamasiga muvofiq  $E=h\nu = hc/\lambda$

Quyidagi tenglamalar asosida, ya'ni  $E=mc^2$  va  $E=h\nu=hc/\lambda$  asosida  $mc^2=hc/\lambda$  ni hosil qilish mumkin.

Bu tenglamadan  $\lambda$  ni topsak:  $\lambda= hc/mc^2 = h/mc$  hosil bo'ladi.

Bu tenglama foton impulsi (korpuskula) mc bilan nurning to'lqin uzunligi orasidagi bog'lanishni ko'rsatadi. Shuning asosida 1924 yil de-Broyl fotonlar harakatining ikki yoqlama, ya'ni ham korpuskulyar, ham to'lqinsimon tabiatga ega ekanligi haqida har qanday zarracha harakati uchun ham qo'llash mumkin, degan xulosaga keldi, ya'ni  $\lambda=h/mc=h/mv$ .

Bu erda m-zarrachaning massasi, v-ularning tezligi, h-Plank domiyligi. Bu to'liqlar de-Broyl to'liqlari deyiladi.

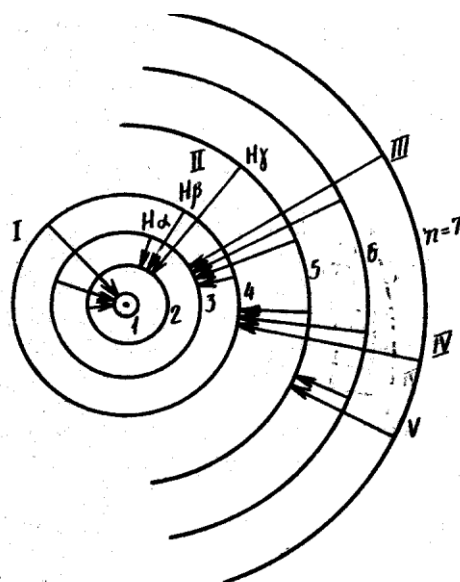
De-Broyl formulasi, olib borilgan tadqiqolar natijasida isbot etildi. P.S.Tartanovski elektronlarning difraktsiyaga uchrashi misolida de-Broyl formulasining to'g'ri ekanligi tasdiqlandi. Keyinchalik, neytron, proton, geliy atomi, vodorod molekulasini ham difraktsiya hodisasiga uchrashi kuzatildi. Hozirda mikroolam zarrachalarining to'liqin hususiyatlaridan elektronografiya, neytronografiya va boshqa sohalarda keng foydalanilmoqda.

#### 4.8. Nils Bor nazariyasi

Nils Bor 1913 yilda vodorod atomining tuzilishi nazariyasini taklif qildi. Nils Bor o'zining nazariyasini yaratishda E.Rezerford modeliga va Plankning kvantlar nazariyasiga asoslandi va vodorod atomining modelini nazariy jihatdan asosladi. Shuning natijasida o'zining quyidagi ikki postulatini yaratdi:

1-postulat. Elektron atom yadrosi atrofida ixtiyoriy orbitada emas, balki aniq, muayan orbita bo'yicha (ma'lum energiya darajasiga mos keladigan orbitalar bo'ylab) harakat qiladi.

Elektronlar shu orbitalar bo'ylab harakatlanayotganda o'zidan energiya chiqarmaydi, demak, atom barqaror statsionar holatda harakatda bo'ladi.



**Rasm 5.** N.Bor bo'yicha vodorod atomining spektral seriyalari: I-Layman seriyasi, II - Balmer seriyasi, III-Pashin seriyasi, IV-Brikket seriyasi, V-Pfund seriyasi.

Klassik mehanika nazariyasiga ko'ra, agar ma'lum bir markaz atrofida aylanma harakat qilayotgan jismning vaqt birligidagi harakat miqdori  $mvr$  bilan ifodalanadi. Bu erdagi  $m$  – harakatlanayotgan jism massasi,  $r$  – aylananing radiusi,  $v$  – harakat tezligi. Klassik mexanika qoidalariga ko'ra, bu formuladagi  $r$  va  $v$  uzluksiz qiymatga ega bo'lishi mumkin.

Kvantlar mehanikasi qoidalariga ko'ra, harakatdagi ma'lum massaga ega bo'lgan (jism) zarracha zapas energiyaga ega bo'lib, bu sistemaning energiyasi va  $r, v$  kattaliklar faqat ma'lum miqdorlarga ega bo'lishi mumkin. Modomiki shunday ekan, harakatlanayotgan zarrachaning vaqt birligidagi harakat miqdori  $mvr$  ham faqat ma'lum kattaliklarga ega bo'lishi kerak. Kvantlar mexanikasi qoidasiga ko'ra harakatlanayotgan zarrachaning vaqt birligidagi harakat miqdori  $h/2\pi$  bilan ifodalanadi. Zarrachaning harakat miqdori quyidagi qiymatlarga ega bo'lishi mumkin.  $h/2\pi$  yoki  $h/2\pi \cdot n$ , bu erda  $n=1,2,3,4... \infty$  bo'lishi mumkin.

Demak, yozish mumkin 
$$mvr = \frac{h}{2\pi} \cdot n$$

Bu matematik formula shuni ko'rsatadiki, atom yadrosi atrofida harakat qilayotgan elektronlar orbitalari kvantlanganligini ifodalaydi. Agar formuladagi  $n=1$  bo'lsa, u holda, vodorod atomi normal holatda bo'ladi. Agar  $n=2,3,4,5,... \infty$  bo'lsa, bunday holda, vodorod atomi g'alayonlangan holatda bo'ladi. (5 rasm).

Normal holatdagi vodorod tashqi muhitdan qo'shimcha energiya qabul qilsa, g'alayonlangan holatga o'tadi. Bu holda vodorod atomidagi elektron birinchi orbitadan ( $n=1$ ) boshqa, ya'ni yadrodan uzoqroq orbitalarning biriga ( $n=2,3,...$ ) o'tib, o'sha orbita bo'ylab harakat qila boshlaydi. Demak, g'alayonlangan atomdagi elektron energiyasi g'alayonlanmagan atomdagi elektronning energiyasidan ortiq bo'ladi. Lekin, atomning g'alayonlangan holati nihoyatda qisqa muddatlidir: u sekundning yuz million ulushi qadar oz vaqt davom etadi. So'ngra, yadroga yaqin orbitalarning biriga va nihoyat birinchi orbitaga (yoki to'g'ridan-to'g'ri birinchi orbitaga qaytib o'tadi).

Atomdagi elektronning harakatlanishdagi tezligi  $v$  va radiusi  $r$  qanday qiymatlarga ega bo'lishi mumkin? Bu savolga javob berish uchun

$mvr = \frac{h}{2\pi} n$  formuladan  $v$  ni qiymatini topib,  $\frac{mv^2}{r} = \frac{l \cdot l_1}{r^2}$  (a) formulaga

qo'yib echish natijisida quyidagi xulosalarga kelamiz:

demak,  $mvr = \frac{h}{2\pi} n$ ,  $v = \frac{h}{mr2\pi} \cdot n$

$v$  ning qiymatini (a) formulaga qo'yamiz:



$$m \frac{h^2}{r^2} = \frac{l \cdot l_1}{r^2} \quad ; \quad \frac{m \cdot h^2 n^2}{4\pi^2 r^3} = \frac{l \cdot l_1}{r^2} \quad ; \quad \frac{h^2 n^2}{4\pi^2 m r} = l \cdot l_1$$

$$h^2 n^2 = l \cdot l_1 4\pi^2 m r \quad ; \quad r_n = \frac{h^2}{4\pi^2 m \cdot l \cdot l_1} \cdot n^2 \quad \text{bu erda } n=1,2,3 \dots \infty$$

h- Plank doimiyligi,

$\ell$ -elektron zaryadi -  $-1,60206 \cdot 10^{-19}$  kulon.

$\ell_1$ - atomning yadro zaryadi -  $+1,60206 \cdot 10^{-19}$  kulon

$4\pi^2$ -aylananing yuzi.

Formulaning o'ng tomonidagi qiymatlarni qo'yib r ni hisoblansa, vodorod atomidagi orbitaning radiusi  $0,53 \text{ \AA}$  ga tengligini ko'ramiz. Ikkinchi orbitaning radiusi birinchi orbitaga qaraganda 4 marta, uchinchi orbitaniki esa 9 marta kattadir, binobarin

$r_1 : r_2 : r_3 \dots = 1^2 : 2^2 : 3^2$  dir.

Endi  $mvr = \frac{h}{2\pi} \cdot n$  dan r ni topsak  $r = \frac{h}{mv \cdot 2\pi} n$  bo'ladi. r ning qiymatini

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{l \cdot l_1}{r^2} \quad \text{ga qo'ysak,}$$

$$\frac{mv^2}{h} n = \frac{l \cdot l_1}{m^2 v^2 \cdot 4\pi^2} n^2 \quad ; \quad \frac{mv^2 \cdot mv \cdot 2\pi}{h \cdot n} = \frac{l \cdot l_1 \cdot m^2 v^2 \cdot 4\pi^2}{h^2 \cdot n^2}$$

$$v \cdot h \cdot n = 2\pi \ell \cdot \ell_1 \quad , \quad v_n = \frac{2\pi \cdot l \cdot l_1}{h} \cdot \frac{1}{n}$$

Agar  $n=1$  bo'lsa, formulani o'ng tomondagi qiymatlarni qo'yib v ni hisoblansa, vodorod atomidagi elektronning kvantlangan birinchi orbitadagi harakat tezligi –  $v=2187 \text{ km/sekundga}$  teng bo'ladi. Ikkinchi kvantlangan orbitadagi elektronning tezligi ikki marta, uchinchi orbitadagi elektronning tezligi uch marta kichikdir. Demak,  $V_1:V_2:V_3 \dots = 1/1:1/2:1/3 \dots$

N.Borning ikkinchi postulati. Agar yadroga yaqin orbitalardan birida harakat qilayotgan elektron yadrodan uzoqroqdagi orbitalardan biriga o'tganda, u kvant energiya yutadi. Atom yadrosidan uzoqroq orbitalardan birida harakatlanayotgan elektron, yadroga yaqin orbitaga o'tganda, u kvant energiya chiqaradi. (5 rasm)

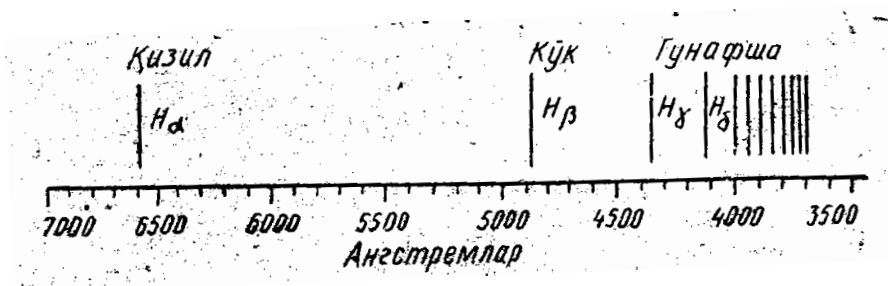
Bu kvantning kattaligi dastlabki va oxirgi holatlarning energiyalari orasidagi ayrimaga tengdir:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu; \quad E_3 - E_1 = h\nu_2 \quad \text{va xokazo.}$$

$$\nu = \frac{E_2 - E_1}{h}$$

Bu erda berilmagan matematik usullar yordamida ushbu formulani o'zgartirsak, u Bor formulasiga aylanadi:

$$\nu = 3,3 \cdot 10^{15} \left[ \frac{1}{n^2_{\text{якин}}} - \frac{1}{n^2_{\text{узок}}} \right] \text{сек}^{-1}$$



Rasm 6. Vodorod atomining spektrining Balmer seriyasi.

N.Bor vodorod spektrining hosil bo'lish mexanizmini quyidagicha tushuntirdi. Elektron birinchi statsionar orbitadan uzoqroqdagi biror orbitaga o'tishida energiya yutadi va uning oldingi orbitaga qaytishida nurlanish sodir bo'ladi, spektrda esa shunga muvofiq chiziq hosil bo'ladi. Bu (Layman seriyasi) seriya spektrning oddiy ko'z bilan ko'rib bo'lmaydigan ultrabinafsha nurlariga to'g'ri keladi. Bu nazariya spektrlarda kuzatiladigan juda ko'p hodisalarni to'g'ri tushintirishda o'z hissasini qo'shadi.

#### **4.9. Bor nazariyasini mukammallashtirilishi**

Vodorod atomidagi elektron aylana bo'ylab harakat qiladi deb qaraldi. Aslida qaraganda vodorod atomining modelini E.Rezerford va N.Bor tomonidan planetar sistema deb qaralgan. Modomiki shunday ekan, Kepler qonuniga ko'ra elektron yadro atrofida ellips bo'ylab harakat qilishi kerak.

Shuning uchun 1915 yili Zommerfeld N.Bor nazariyasini takomillashtirish uchun quyidagicha fikr yuritdi. Aylana shakldagi kvant orbitalarni xarakterlash uchun bitta kvant son kifoya qilsa, ellips shaklidagi kvant orbitalarni harakterlash uchun bitta kvant son etarli emas. Aslida ellips uchun (av) va qisqa (vs) yarim o'qlar bilan belgilanadi. (7 rasm)

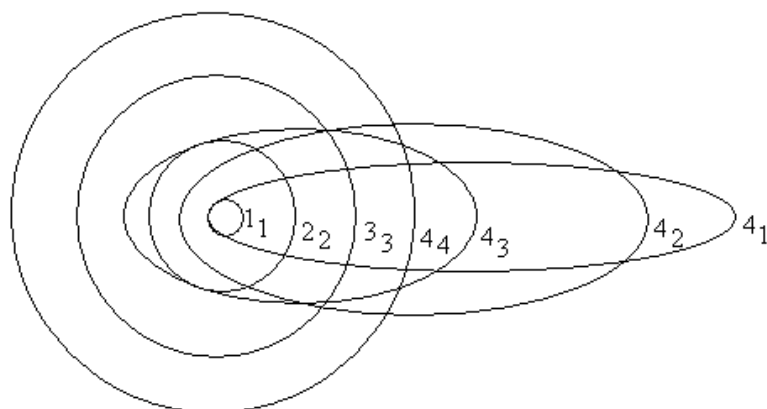
Klassik mexanikada ellips o'qlarining bir-biriga bo'lgan nisbati uzluksiz o'zgarsa, kvant mexanikasida esa bu nisbatlar ma'lum miqdorlarga teng bo'lishi mumkin. Boshqacha qilib aytganda, ma'lum portsiyalar bilan o'zgaradi - kvantlanadi. Uzun yarim o'q bosh kvant soni  $n$  ni ifodalaydi, qisqa yarim o'q esa qo'shimcha kvant sonini ifodalaydi va u uzun o'qni muayyan bir qismiga teng bo'la olishi mumkin. Ular o'rtasidagi nisbat:

$$\frac{\text{Qisqa yarim o'q}}{\text{uzun yarim o'q}} = \frac{BC}{AB} = \frac{\text{qo'shimcha kvant soni}}{\text{bosh kvant soni}} = \frac{K}{n} \text{ bo'lishi kerak.}$$

Qo'shimcha kvant sonini Zommerfeld «K» harfi bilan belgiladi. «K» ni o'zgarishi 1 dan  $n$  gacha o'zgarishi mumkin.

Vodorod atomi statsionar (normal) holatda bo'lganda, elektron birinchi kvant orbita bo'ylab, ya'ni aylana bo'ylab harakat qiladi. U holda  $n=1, k=1$ , ya'ni  $1/1$  yoki  $1_1$  deb yozish mumkin.

Agar atom g'alayonlangan holatda bo'lsa, undagi 4chi kvant orbitada harakat qilayotgan bo'lsa, u holda elektron ellips shaklidagi orbitada harakat qiladi. Bu ellips kvant orbitaning uzun yarim o'qi  $N$ . Bor modelidagi 4chi aylanma kvant orbitaning radiusiga teng bo'ladi:  $0,529 \cdot 4^2 A^0$ . Qisqa yarim o'q esa  $(K/n)$  faqatgina  $1/4, 2/4, 3/4$  va  $4/4$  bo'lishi mumkin. Agar  $4/4$  bo'lsa, ellips aylanaga aylanadi. (8 rasm.)



Rasm 8. Zommerfeld bo'yicha vodorod atomining modeli.

Bu kvant orbitalar  $4_1, 4_2, 4_3, 4_4$  bilan ifodalanadi. 8 rasmda sxematik ravishda g'alayonlangan vodorod atomidagi elektronni harakatlanishi mumkin bo'lgan kvant orbitalar ko'rsatilgan. Zommerfeld shuni ham e'tiborga oldiki, ellips bo'ylab harakatlanayotgan elektron yadroga yaqin kelgan vaqtida tezligini va massasini o'zgartiradi. Undan tashqari ellips shaklidagi orbita o'zining tekisligi bo'yicha yadro atrofida perigeya bo'ylab

harakatlanadi. n va k ning o'zaro bog'likligini quyidagicha ifodalash mumkin:

n	1	2		3			4			
k	1	1	2	1 2 3		1 2 3 4				
kvant orbitalarni xarflar bilan belgilash	S	s	p	s p d		s p d f				

Demak, n=1 bo'lganda, elektronlar bir pog'onachada (s), n=2 bo'lganda, elektronlar ikkinchi qobig'da S va R pog'onachalarda, n=3 bo'lganda, elektronlar uchinchi qobig'da S, R va d pog'onachalarda, n=4 bo'lganda, elektronlar to'rtinchi qobig'da S,R,d va f pog'onachalarda joylashgan bo'ladi.

Elektron qanday orbitada (S,R,d yoki f orbitada) harakat qilayotganligiga qarab, u ma'lum burchak momentiga ega yoki impuls moment-  $l^*$  quyidagi formula bilan ifodalanadi:

$$l^* = \sqrt{l(l+1)} \cdot \frac{h}{2\pi}$$

Bu erdagi  $l$  ni orbital (yonaki) kvant son deb ataladi va u noldan to n-1 gacha o'zgarishi mumkin, ya'ni  $l=0,1,2,3...(n-1)$ .  $l$ -ning n-ga nisbatan o'zgarishi va pog'onachalarni xarf bilan quyidagicha belgilanadi:

n	1			2			3				4			
$l$	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2	3
Pog'onachalarni xarflar bilan belgilash	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f	s	p	d	f

N. Bor va Zommerfeld nazariyasi spektrlarda kuzatiladigan juda ko'p hodisalarni to'g'ri tushuntirib berdi. Lekin keyinchalik bu nazariya atom tuzilishidagi ba'zi bir detallarni, atomda boradigan jarayonlarni va shuningdek spektr chiziqlarining nozik tuzilishini tushuntirib bera olmadi. Undan tashqari spektr chiziqlarini magnit maydonida (Zeeman effekti, 1896 y) va elektr maydonida ( Shtark effekti, 1913 y) ikkiga ajralishini qoniqarli tushuntira olmadi. Demak, N.Bor va Zommerfeld nazariyasini takomillashtirish lozim bo'lib qoldi. Buning uchun quyidagicha fikr yuritildi: agar ma'lum kvant orbita bo'ylab harakat qilayotgan elektronga tashqaridan elektr yoki magnit maydoni ta'sir etilsa, unda elektron burchak momentidan tashqari magnit momentiga ham ega bo'ladi, chunki s-pog'onachalardan boshqa pog'onachalardagi (p,d va f) elektronlar o'zlarining magnit hossalarni namoyon qiladilar. Demak, elektronning energetik

holatini to'liqroq ifodalash uchun uchinchi kvant son - magnit kvant sonini qo'llash zarurdir. Magnit kvant soni - m harfi bilan belgilanadi va m quyidagi qiymatlarga teng bo'lishi mumkin:  $m = +\ell \dots 0 \dots -\ell$ .

### m ning $\ell$ ga nisbatan o'zgarishi

$\ell$	0	1	2	3
m	0	+1,0,-1	+2,1,0,-1,-2	+3,+2,+1,0,-1,-2,-3
Orbitalarni harflar bilan Belgilash	s	p	d	f
Elektronning energetik holati	1	3	5	7

Demak, s orbitaldan tashqari orbitallarda (p,d,f) harakat qilayotgan elektronlarning energetik holatlari har - xil bo'ladi: s orbitalda 3 xil energetik holatda, p orbitalda 5 va f orbitalda 7 energetik holat bo'ladi. Shu bilan birga shuni ham etiborga olish kerakki, elektronlar ma'lum bir kvant orbita bo'ylab atom yadrosi atrofida aylanishidan tashqari, ular o'z o'qi atrofida ham aylanadi - spin kvant soni. Demak, elektronlar o'zaro spinlari bilan ham farqlanadi. Spin kvant soni -s harfi bilan belgilanadi. U

quyidagi qiymatlarga ega bo'ladi:  $s = \pm \frac{1}{2}$

Shunday qilib, elektronning energetik holatini to'liq ifodalash uchun 4 ta kvant sonidan foydalaniladi:

1. Bosh kvant son –  $n = 1, 2, 3, \dots, n$
2. Orbital kvant son -  $\ell = 0, 1, 2 \dots n-1$
3. Magnit kvant son –  $m = +\ell \dots 0 \dots -\ell$
4. Spin kvant son –  $s = \pm 1/2$ .

### Elektronlarning kvant holatlari

n	1		2			3								
$\ell$	0	0	1			0	1			2				
m	0	0	+1	0	-1	0	+1	0	-1	+2	+1	0	-1	-2
s	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$
	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$
Orbita -ning simvoli	1s	2s	2p <sub>x</sub>	2p <sub>z</sub>	2p <sub>y</sub>	3s	3p <sub>x</sub>	3p <sub>z</sub>	3p <sub>y</sub>	3d <sub>xy</sub>	3d <sub>xz</sub>	3d <sub>z</sub>	3d <sub>yz</sub>	3d <sub>xy</sub>

Pog'ona -dagi elektr onlar soni	2	2	6	2	6	10
kvant qavatda elektr onlar soni ( $2n^2$ )	2	8		18		

#### **4.10. Elektronlarning atomdagi holatlari**

1927 yilda elektronning ikki xil tabiatli ekanligi, ya'ni uning zarracha va to'liqin xossalarga ega ekanligi tajribada tasdiqlangandan keyin atomlar tuzilishi haqida to'liqin mexanikasiga asoslangan yangi nazariya yaratildi. Bu nazariyaga ko'ra har qanday atomda harakatlanayotgan elektron - zarracha va to'liqin tabiatga ega deb qaraladi. Elektronning ikki xil tabiatli ekanligi uning quyidagi xossalari namoyon bo'ladi: birinchidan, elektron ma'lum kattalikdagi tinch massaga ega; ikkinchidan, elektron to'liqinsimon harakatga ega, uni amplituda, to'liqin uzunlik, tebranish chastotasi kabi fizikaviy konstantalar bilan ifodalash mumkin. Shu sababli elektron harakatini aniq traektoriya bilan xarakterlash mumkin emas. Elektron atom hajmining har qaysi joyida bo'lishi mumkin; lekin elektronning yadro atrofidagi fazoning hamma joyida bo'lish ehtimolligi birdek emas. Normal holatdagi vodorod atomida yadrodan  $0,53\text{A}^0$  masofada elektron atomning boshqa joylardagiga qaraganda bo'lish ehtimolligi kattadir. Vodorod atomi yadrosidan  $0,53\text{A}^0$  uzoqlikdagi fazo, vodorod atomining birinchi energetik pog'onasi hisoblanadi. U sferik simmeriyaga ega. Demak, orbita elektron harakatlanadigan oddiy yo'l emas, balki elektronning bo'lib turish ehtimolligi eng yuqori bo'lgan fazoviy o'rnidir.

#### **4.11. E.Shredinger tenglamasi**

To'liqin mexanikasi asosida ikki printsip yotadi; birinchisi elektron zarrachagina emas, u to'liqin hamdir. Bu printsip de Broyl formulasi bilan

ifodalanadi. Bizga ma'lum bo'lgan Eynshteyn formulasi  $E = mc^2$  va Plank tenlamasi  $E = hv$  ga asosan yozish mumkin:

$$mc^2 = hv, \quad v = \frac{c}{\lambda} \quad \text{shuning uchun} \quad mc^2 = h \frac{c}{\lambda} \quad \text{yozib, uni}$$

quyidagicha yozish mumkin:  $\lambda = \frac{h}{mc} = \frac{h}{p}$ . Bu esa de Broyl formulasi.

Bu erda  $mc = p$  - impuls,  $h$  - Plank birligi.

Demak, ma'lum massaga va tezlikka ega bo'lgan kichik zarrachaga ma'lum to'liqin uzunligi to'g'ri kelar ekan.

Ikkinchi printsip - Geyzenbergning noaniqlik printsipli bo'lib, bu printsipga muvofiq «elektronning impulsi yoki tezligi qanchalik aniq o'lchansa, uning koordinatalari (fazodagi o'rni) shunchalik noaniq o'lchanadi»:

$$\Delta P_x \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2\pi} ; \quad \Delta P_y \cdot \Delta y \geq \frac{h}{2\pi} ; \quad \Delta P_z \cdot \Delta z \geq \frac{h}{2\pi} \quad \text{yoki} \quad v_x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{m} .$$

bu erda  $\Delta x, \Delta y, \Delta z$  - elektron koordinatlarini o'lchashdagi noaniqlik.

$\Delta p$  - elektron impulsini o'lchashdagi noaniqlik,

$\Delta v$  - elektron tezligini o'lchashdagi hato.

Shuning uchun enegiyasi ma'lum elektronning koordinatlari qanday ekanligini aniq aytish mumkin emas, balki faqat ayni joyda elektronning bo'lish ehtimolligi xaqida fikr yuritish mumkin.

E.Shredinger elektronning atom sferasidagi harakatini turg'un (tik) to'liqin deb, ya'ni ikki uchi mahkamlangan torning so'nmas tebranishidan hosil bo'lgan to'liqin deb qabul qildi va bu tenglamaga de Broyl printsiplini kiritib, kvadratga ko'tarilgan qiymati elektronning fazoda bo'lish ehtimolligini ifodalaydigan funktsiya uchun tenglama hosil qildi. Turg'un (tik) to'liqinni tavsiflash uchun quyidagi differentsial tenglamadan foydalandi:

$$\Delta A^2 + \frac{4\pi^2}{\lambda^2} A = 0 \quad ; \quad \Delta A^2 = \frac{d^2 A}{dx^2} + \frac{d^2 A}{dy^2} + \frac{d^2 A}{dz^2} \quad ;$$

Bu erda  $A$  - amplituda,  $\lambda$  - to'liqin uzunligi.

Amplituda o'rniga fazoviy funktsiya -  $\psi$  ni qo'ysak:  $\Delta^2 \psi + \frac{4\pi^2}{\lambda^2} \psi = 0$  bo'ladi.

Bu erda  $\Delta^2 \psi$  - fazoviy funktsiya  $\psi$  ning  $dx^2, dy^2$  va  $dz^2$  bo'yicha ikkinchi hosilasi.

Agar  $\lambda = h/mv$  bo'lsa, unda  $\Delta^2 \Psi + \frac{4\pi^2 m^2 v^2}{h^2} \Psi = 0$  ni hosil qilamiz. (x)

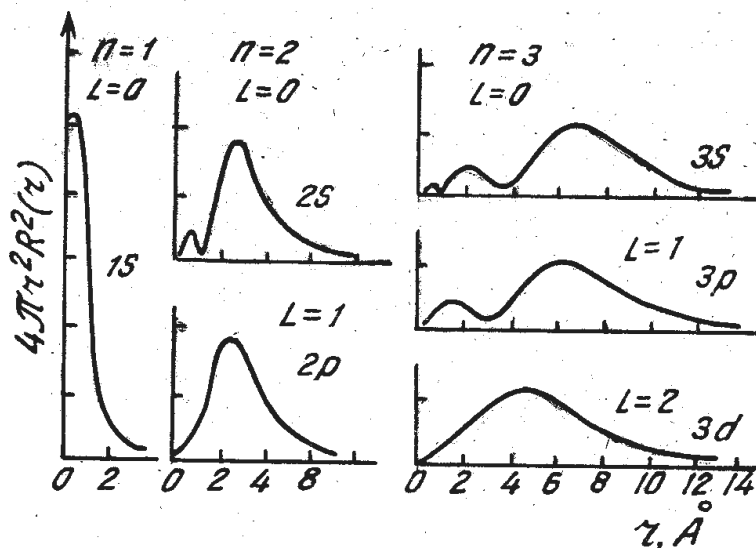
Sistemaning to'liq energiyasi uning potentsial va kinetik energiyalari yig'indisiga teng ekanligini etiborga olsak:

$$E = U_{\text{потенциал энергия}} + \frac{mv^2}{2}_{\text{кинетик энергия}} \quad \text{yoki} \quad v^2 = 2\left(\frac{E-U}{m}\right)$$

$V^2$  ni qiymatini (x) ga qo'ysak:

$$\Delta^2\Psi + \frac{8\pi^2m}{h^2} (E-U)\Psi = 0 \quad \text{kelib chiqadi. Bu erda } U = \frac{l \cdot l_1}{r}$$

Shredinger tenglamasidagi to'lqin funktsiyaning kvadratga ko'tarilgan qiymati  $\psi^2$  elektron bulut zichligini, ya'ni atomning biror joyida elektronning bo'lib turish ehtimolligini xarakterlaydi. Shredinger tenglamasini vodorod atomi uchun echilsa quyidagi natijaga kelamiz: elektronning atom sferasining ma'lum bir joyida bo'lish ehtimolligi (elektron bulut zichligi)  $4\pi r^2\psi^2$  grafik yo'li bilan ifodalashda radiusga nisbatan olib ifodalanadi:



Rasm 9. Turli holatda vodorod atomidagi elektronlarni radial taqsimlanish ehtimoli.

Demak, 9 rasmdan ko'rinib turibdiki, elektron atom hajmining har qaysi nuqtasida bo'lishi mumkin-u, lekin uning yadro atrofidagi fazoning hamma joyida bo'lish ehtimolligi birdek bo'lmaydi. Modomiki shunday ekan, orbita elektron harakatlanadigan oddiy chiziq yo'l emas, balki u elektronning bo'lib turish ehtimolligi eng yuqori bo'lgan fazoviy o'rnidir. Yadro atrofidagi fazoda elektronning bo'lib turish ehtimolligini aks ettiradigan manzarani quyuq va siyrak sohalarga ega bo'lgan elektron bulut deb tasavvur qilsak, uning shakli orbital nomli maxsus  $\psi^2$  funktsiyalar bilan tasvirlana oladi. Endilikda orbital termini orbita termini o'rnida ishlatiladi va atomda elektronning harakati o'ziga xos ma'lum to'lqin funktsiya -  $\psi$  bilan belgilanadi.



#### 4.12. Ko'p elektronli atomlarda elektronlarning joylanishi

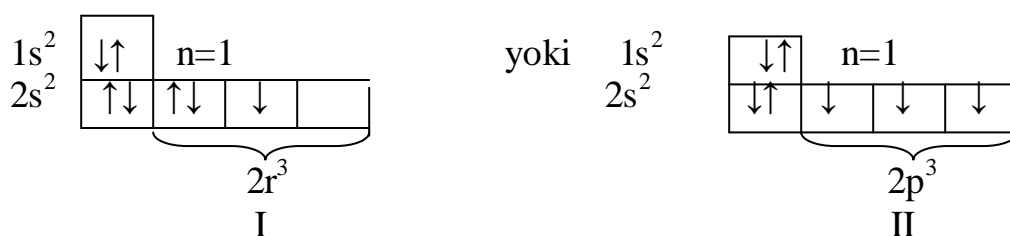
Vodorod atomidagi boshqa ko'p elektronli atomlardagi har qaysi elektronning holatini ham to'rt kvant son  $n$ ,  $\ell$ ,  $m$ ,  $s$  bilan belgilanadi. Ko'p elektronli atomlardagi elektronlarni pog'ona va pog'onachalarda joylashtirishda Pauli printsipidan va cheklashidan foydalaniladi.

**Pauli printsipi** – bir atomda to'rtala kvant sonlari bir-biriga teng bo'lgan ikkita elektron bo'la olmaydi.

Kvant qavatidagi eng ko'p elektronlar soni « $X_n$ »= $2n^2$ .

Bu erda « $n$ »- bosh kvant son. Demak, birinchi kvant qavatda  $X_1=2$ ; ikkinchisida  $X_2=2 \cdot 2^2=8$ ; uchinchisida  $X_3=2 \cdot 3^2=18$ ; to'rtinchisida  $X_4=2 \cdot 4^2=32$  ta elektron joylashishi mumkin. Kvant qavatlar (pog'onalar) pog'onachalardan tuzilgan bo'lib, pog'onachada joylashishi mumkin bo'lgan elektronlarning eng ko'p soni -  $X_\ell=2(2\ell+1)$  ga tengdir. Bundan ko'rinib turibdiki, agar  $\ell=0$  bo'lsa,  $X_0=2(2 \cdot 0+1)=2$ , ya'ni s-pog'onachada 2 ta; agar  $\ell=1$  bo'lsa,  $X_1=6$ . Demak, p-pog'onachada 6 ta; agar  $\ell=2$  bo'lsa,  $X_2=2(2 \cdot 2+1)=10$ , demak d-pog'onachada 10ta; agar  $\ell=3$  bo'lsa,  $X_3=2(2 \cdot 3+1)=14$ , demak f-pog'onachada 14ta elektron joylashishi mumkin.

**Gund qonuni** - Elektronlarni pog'onalarga joylantirishda, ularning spinlarining ig'indisi eng katta qiymatga ega bo'lishi kerak. Masalan, azot atomini olsak, uning yadro zaryadi 7, demak 7ta elektron yadro atrofida harakatlanadi. Azot atomini elektron konfiguratsiyasini quyidagicha 2 xil tarzda yozish mumkin:



Gund qoidasiga binoan II konfiguratsiya to'g'ri, chunki I xolatda  $\sum S=1/2$ , II da esa  $\sum S=3/2$ .

G'alayonlanmagan atomda kvant (qavatlar) pog'onalar va pog'onachalarning elektronlar bilan to'lish tartibi quyidagicha bo'ladi: avval eng kam energiyali pog'ona to'ladi, shundan so'ng, energiyasi ko'proq bo'lgani to'ladi va xokazo. Klechkovskiyning 1-qoidasiga muvofiq  $n+\ell$  yig'indisi kichik bo'lgan pog'onacha birinchi navbatda to'ladi. Masalan, 3d pog'onacha uchun  $n+\ell$  yig'indisi  $3+2=5$  ga teng; 4s pog'onacha uchun  $n+\ell=4+0=4$  ga teng; demak, birinchi navbatda 3d emas, balki 4s pog'onacha elektronlar bilan to'ladi, 5s pog'onacha uchun  $n+\ell=5+0=5$ ; 4f pog'onacha uchun  $n+\ell=4+3=7$  ga teng; demak, birinchi navbatda 4f emas, 5s pog'onacha elektronlar bilan to'lishi kerak. Agar ikkala pog'onachalar uchun  $n+\ell$  yig'indisi bir xil qiymatga ega bo'lsa, u

holda Klechkovski qoidasiga muvofiq bosh kvant soni kichik bo'lgan pog'onacha birinchi navbatda elektronlar bilan to'ladi. Masalan, 3d va 4p pog'onachalar uchun  $n+l = 3+2$  va  $4+1$  ya'ni 5 ga teng; birinchi navbatda 3d pog'onacha to'ladi, chunki uning uchun  $n=3$  dir.

Atomda elektronlarni pog'onachalarga joylashtrishda quyidagi uch qoidani nazarda tutish kerak:

1. Har qaysi elektron minimal energiyaga muvofiq keladigan holatni olishga intiladi.
2. Elektronlarning joylashishi Pauli printsiptiga zid kelmasligi lozim.
3. Ayni pog'onada joylashgan elektronlar mumkin qadar pog'onachalarda ko'proq juftlashmaslikka intiladi (Gund qoidasi). Bu qoidalarga muvofiq avval atomning birinchi s pog'onachasi elektronlar bilan to'ladi; undan keyin ikkinchi pog'onachaning s pog'onachasi, uning ketidan p pog'onachasi, so'ngra uchinchi pog'onaning s va p pog'onachalari elektronlar bilan to'ladi va hokazo. Demak, elektronlarning qo'zg'almagan atomda joylanishi quyidagi tartibda bo'ladi:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s$$

### 4.13. Atom tuzilishi va elementlarning davriy sistemasi

D.I. Mendeleev davriy sistemasidagi elementlar atomlarida energetik qavatlarining elektronlar bilan to'lib borish tartibini ko'rib chiqilsa, u quyidagicha bo'ladi.

Bizga ma'lumki, har qaysi energetik qavatdagi elektronlarning maksimal soni  $X_n = 2n^2$  bo'ladi. Shunga ko'ra atomning birinchi energetik qavatida joylana oladigan elektronlarning soni  $X_n = 2 \cdot 1^2 = 2$ . Demak, davriy sistemadagi 1chi davrda joylashgan elementlarning atomlarida faqat 2ta elektron bo'lishi mumkin. Shunga asosan davriy sistemaning 1-elementi vodorodda bitta va ikkinchi elementi - geliyda ikkita elektron bilan energetik qavati K- to'ladi. Binobarin, vodorod atomining elektron konfiguratsiyasi  $1s^1$  va geliyniki esa  $1s^2$  bilan ifodalanadi va shu bilan davriy sistemaning birinchi davri tugallanadi.

Ikkinchi davrdagi uchinchi element - litiy atomining elektron konfiguratsiyasi  $1s^2 2s^1$  yoki  $K2s^1$  bo'lib, unda geliyning tugallangan qavati saqlanib qoladi; L - qavatida uchinchi elektron bo'ladi. Ikkinchi davrning ikkinchi elementi berilliy atomining elektron konfiguratsiyasi  $K2s^2$ , uchinchi element B atominiki  $K2s^2 2p^1$ , to'rtinchi element uglerod atominiki  $K2s^2 2p^2$  dir. Ulardan keyin keladigan element atomlarining ikkinchi qavatdagi p-elektronlar soni har safar bittadan ortib boradi; nihoyat

davrning oxirgi elementi neon atomida p-elektronlar soni 6 ga etadi, natijada sakkizta elektroni bo'lgan ikkinchi tugallangan qavat hosil bo'ladi, ya'ni  $Ks^22p^6$ .

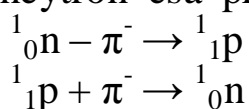
Demak, birinchi davr elementlari atomlarida faqat bitta elektron qavat bo'ladi, ikkinchi davr elementlarida esa elektron qavatlar soni ikkiga teng va xokazo, ya'ni davr nomeri elektron qavatlar soniga tengdir. Shuning uchun davriy qonunga quyidagicha ta'rif berildi: Oddiy modda (element) larning xossalari, shuningdek elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlarning atom yadrolari zaryadi bilan davriy ravshda bog'liqdir.

#### 4.14. Atom yadrosi

Radiaktivlik. Har qanday atomning markaziy qismiga atom yadrosi joylashgan bo'ladi. Atom yadrosi juda kichik hajmni egallaydi, uning radiusi  $10^{-10}$ - $10^{-12}$  sm gicha bo'ladi. Atomdagi musbat zaryadning hammasi va atom massasining asosiy qismi yadroda joylashgan. Hozirgi zamon tasavvuriga ko'ra, atom yadrosi proton va neytronlardan (nuklonlardan) tuzilgan. Protonning massasi taxminan bir uglerod birlikka, zaryadi +1 ga tengdir. Shuning uchun protonni  $^1_1P$  deb ifodalanadi.

Neytron elektroneytral zarracha bo'lib, uning massasi taxminan proton massasiga teng va uni  $^1_0n$  bilan ifodalanadi. Proton va neytronning spini 1/2 ga teng.

Yadroda nuklonlar maxsus yadro kuchlari tufayli o'zaro bog'lanishda turadi. Yadrodagi kuchlar nihoyatda kichik masofadagina ( $10^{-13}$ sm) o'z ta'sirini ko'rsatadi. Har qaysi nuklon faqat o'ziga yaqin qo'shni bir necha nuklonlargagina ta'sir ko'rsatadi. Yadrodagi proton va neytron pi-mezon ( $\pi^-$ -mezon massasi elektron massasidan 270 marta ortiq bo'lgan zarracha) nomli zarrachalar bilan almashinish xossasiga ega. Anna shu almashinish tufayli proton neytronga, neytron esa protonga doimiy ravishda aylanib turadi:



Demak, bir nuklon ikkinchi nuklonga ta'sir etganda ularning biri  $\pi^-$  - mezon chiqaradi, ikkinchisi esa uni yutadi. Natijada  $\pi^-$  - mezonlar go'yo yadro ichida nuklonlarni bir-biriga bog'lovchi vositasini o'ynaydi.

Har qaysi atom yadrosining xossasi yadroni tashkil qiluvchi neytronlar v protonlarning soniga bog'liq. Yadrodagi protonlar soni ayni atomning zaryadini belgilaydi. Atom yadrosini xarakterlovchi yana bir son massa sonidir –A. Massa soni shu yadroni tashkil qiluvchi protonlar - Z, va neytronlar – N sonining arifmetik yig'indisiga teng:  $A=Z+N$

Z- elementning davriy sistemadagi tartib nomeri - yadro zaryadi.

$N=A-Z$  A-element atom massa soni, N- neytronlar soni.

Masalan, alyuminiy atomining massasi 26,98 ga teng, ya'ni shu elementning atom yadrosininig massa soni 27; tartib nomeri 13, demak neytronlar soni  $N=27-13=14$  ga tengdir.

**Izotoplar.** Turli elementlar atom yadrolarining massa va zaryadlarini o'rganish shuni ko'rsatdiki, yadro zaryadlari bir xil, ammo massalari bir-biridan farq qiladigan atomlar tabiatda mavjud ekan: uran rudalarida topilgan qo'rg'oshining atom massasi 206, toriy rudalarida uchraydigan qo'rg'oshinniki 208, aktiniy rudalaridagi qo'rg'oshinniki 207. Bu uchala qo'rg'oshinning yadro zaryadlari 82 ga teng, uchala qo'rg'oshinning atom yadrolari atrofida 82 tadan elektron harakatlanadi. Demak, qo'rg'oshin elementining 3 xil atom massasiga ega bo'lgan izotoplari mavjud. Ularning hammasi D. Mendeleev davriy sistemasida bir katakka joylashadi.

***Bir elementning yadro zaryadlari bir xil bo'lib, massalar soni bilan bir-biridan farqlanadigan atomlari shu elementning izotoplari deyiladi.***

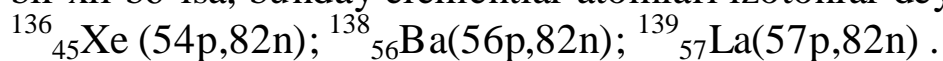
Izotop hodisasi deyarli hamma elementlarda uchraydi. Ko'pchilik elementlar o'zlarining bir necha izotoplari aralashmasidan iborat:  $^{40}_{20}\text{Ca}(20p,20n)$ ,  $^{42}_{20}\text{Ca}(20p,22n)$ ,  $^{43}_{20}\text{Ca}(20p,23n)$ . D.Mendeleev davriy sistemasi-dagi elementlarning atom massalari kasr sonlar bilan ifodalangan, chunki ayni elementning davriy sistemada keltirilgan atom massasi uni tashkil qilgan izotoplar aralashmasining o'rtacha atom massasiga teng bo'lib, bu izotoplarning qanday foizlarda aralashganiga bog'liq. Ayni elementlarning barcha izotoplari o'zlarining kimyoviy xossalari jihatidan bir-biriga juda yaqin bo'lgani uchun, ularni bir-biridan ajratish juda mushkuldir. Ularni bir-biridan ajratish uchun fraksion haydash, qayta-qayta diffuziyalash, mass-spektrometr metodlaridan foydalanish mumkin. Vodород izotoplarini ajratib olish, boshqa elementlarning izotoplarini bir-biridan ajratib olishga nisbatan ancha osondir. Chunki vodorod izotoplari o'zlarining massalari bilan bir-biridan katta farq qiladi:  $^1_1\text{H}$ ;  $^2_1\text{H}$ ;  $^3_1\text{H}$ .

Izotoplar kashf etilgandan keyin «kimyoviy element» tushunchasiga quyidagicha ta'rif beriladigan bo'ldi: «Yadrolarining zaryadlari bir xil bo'lgan atomlar turi kimyoviy elementdir». Hozirda 105 ta elementning 250 ta izotopi ma'lum (radioaktiv izotoplar bular jumlasiga kirmaydi).

Atom massalari bir-biriga teng bo'lib, ammo yadro zaryadlari son jihatdan farq qilsa, bunday elementlar izobarlar deyiladi:

$^{40}_{18}\text{Ar}(18p,22n)$ ;  $^{40}_{19}\text{K}(19p,21n)$ ,  $^{40}_{20}\text{Ca}(20p,20n)$ . Bu uchala element tamomila boshqa-boshqa kimyoviy xossalarga ega.

Agar har xil elementlar atomlarining tashkil qiluvchi neytronlar soni bir xil bo'lsa, bunday elementlar atomlari izotonlar deyiladi:

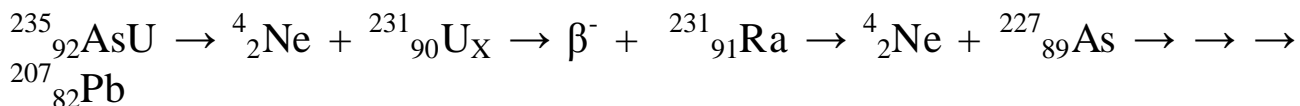
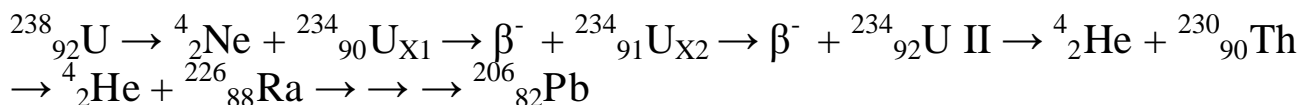
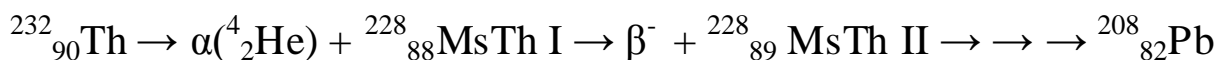


**Radiaktivlik.** Element atomlarining o'z-o'zidan nurlanib emirilish xodisasi radiaktivlik deyiladi va bu xossaga ega bo'lgan moddalar esa radiaktiv moddalar deyiladi.

Tabiatda uchraydigan barcha radiaktiv emirilishlarni uch qatorga bo'lish mumkin:

1. Toriy qatori. Bu qator toriydan ( $^{232}_{90}\text{Th}$ ) boshlanib, qo'rg'oshin izotopi  $^{208}_{82}\text{Pb}$  bilan tugaydi.
2. Uran qatori. Bu qator uran ( $^{238}_{92}\text{U}$ ) dan boshlanib, qo'rg'oshin izotopi  $^{206}_{82}\text{Pb}$  bilan tugaydi.
3. Aktiniy qatori. Bu qator aktinouran ( $^{235}_{92}\text{AsU}$ ) dan boshlanib, qo'rg'oshin izotopi  $^{207}_{82}\text{Pb}$  bilan tugaydi.

Toriy, uran va aktiniylar qo'rg'oshin izotoplariga aylanishida  $\alpha$ - va  $\beta^-$  nurlar chiqishi bilan sodir bo'ladigan bir qancha o'zgarishlar ro'y beradi:



#### **4.15 Radiaktiv emirilishdagi Soddi va Fayans qoidasi**

1. Radiaktiv atom yadrosi emirilish natijasida  $\alpha$  nurlar [ $2p,2n$ ] chiqarsa va yangi atom yadrosi hosil bo'lsa, hosil bo'lgan yangi atom yadrosining tartib nomeri, massalar soni boshlang'ich radiaktiv yadrosining tartib nomeridan ikkita va massalar sonidan to'rtta kam bo'ladi. Demak yangi hosil bo'lgan atom yadrosi davriy sistemada tartib nomeri ikkiga kam bo'lgan element atom yadrosiga to'g'ri keladi.

2. Agar atom yadrosi emirilish natijasida  $\beta^-$  ( $e^-$  - elektron) nurlar chiqarsa va yangi atom yadrosi hosil bo'lsa, bunday holda hosil bo'lgan yangi atom yadrosining massalar soni boshlang'ich radiaktiv atom yadrosini massalar soniga teng bo'ladi. Ammo tartib nomeri esa, boshlang'ich radiaktiv atom yadrosi tartib nomeridan bitta katta bo'ladi. Demak, yangi atom yadrosi davriy sistemada tartib nomeri boshlang'ich radiaktiv atom

yadrosi tartib nomeridan bitta katta bo'lgan element atom yadrosiga to'g'ri keladi.

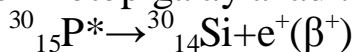
3. Agar atom yadrosi emirilish natijasida  $\beta^+$  ( $\ell^+$ -pozitron) nurlar chiqarsa va yangi atom yadrosi hosil bo'lsa, hosil bo'lgan yangi atom yadrosining massalar soni boshlang'ich radiaktiv atom yadrosini massalar soniga teng bo'ladi. Ammo tartib nomeri esa, boshlang'ich radiaktiv atom yadrosi tartib nomeridan bitta kam bo'ladi, ya'ni yangi atom yadrosi davriy sistemada tartib nomeri boshlang'ich radiaktiv atom yadrosi tartib nomeridan bitta kam bo'lgan element atom yadrosiga to'g'ri keladi.

**Radiaktiv emirilish mexanizmi.** Iren va Fredrik Jolio Kyuriylar 1934 yilda juda ajoyib kashfiyot yaratdilar. Bu kashfiyot pozitronlar ( $e^+$  yoki  $\beta^+$ ) ajralib chiqadigan sun'iy radiaktivlik xodisasi edi. Agar alyuminiy, magniy yoki bo'rga  $\alpha$ -nurlar yog'dirilganda pozitronlar ajralib chiqishi ( $\alpha$ -nurlar manbai olib qo'yilganda ham) darrov to'xtab qolmaydi va ularning ajralib chiqish intensivligi tabiiy radiaktiv elementlarning emirilish qonuniga muvofiq ravishda kamayib boradi.

Bu xodisa quyidagicha izohlanada: avval alyuminiyga  $\alpha$ -nurlar ta'sir etilganda radiaktiv fosfor hosil bo'ladi va hosil bo'lgan suniy radiaktiv element fosfor -  $^{30}_{15}\text{P}^*$  neytronlar ajratib chiqaradi:



Hosil bo'lgan beqaror sun'iy radiaktiv fosfor pozitron chiqarish bilan emirilib silitsiyning barqaror izotopiga aylanadi:



Endilikda bunday reaksiyalarning soni mingdan ortdi. Ularning yordamida elementlarning sun'iy radiaktiv izotoplari hosil qilinadigan bo'ldi. Sun'iy radiaktiv izotoplar halq xo'jaligida, ilm-fan sohasida keng qo'llanilmoqda.

#### **4.16. Elementlar xossalaring davriy ravishda takrorlanishi**

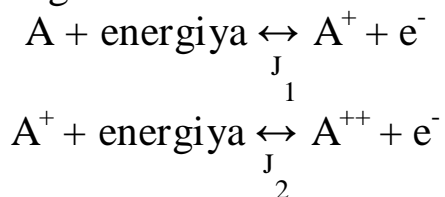
Davriy sistemada elementlarning kimyoviy va ba'zi fizikaviy xossalari uning atom elektron qavatining tuzilishiga bog'liq bo'lib, davriy ravishda o'zgaradi. Element atomlarning elektron qavatlarining tuzilishi bir xil bo'lgan elementlarning xossalari bir-biriga o'xshash bo'ladi. Davriy ravishda o'zgaradigan, ya'ni bir necha elementdan keyin qaytariladigan kimyoviy xossalarga elementning valentligi, yuqori oksid va gidroksid hosil qilishi, ularning asos yoki kislota xossasiga ega bo'lishi, oksidlarning gidratlanishga intilishi va hokazolar kiradi.

Davriy ravishda o'zgaradigan fizikaviy xossalarga atom radiusi, ion radiusi, atom xajmlari, ionlanish potentsiallari, elektronga moyilliklari,

elektromanfiyliklari, suyuqlanish va qaynash temperaturalari, oksid va xloridlarning hosil bo'lish issiqliklari, magnitlanish xossalari va xokazolar kiradi.

Elementlarning davriy ravishda o'zgaradigan ba'zi xossalari bilan tanishib chiqamiz.

**Ionlanish energiyasi.** Atomlar elektron berishi yoki biriktirib olishi natijasida hosil bo'lgan zarrachalar ionlar deyiladi. Atomlarning elektron berish (yo'qotish) jarayoni endotermik, elektronni biriktirib olish jarayoni ekzotermikdir. Atomlar elektron yo'qotganda musbat, elektron biriktirib olganda manfiy zarrachalar hosil o'ladi. Musbat ionlar hosil bo'lish jarayonini quyidagicha tenglamalar bilan tasvirlash mumkin:



*Demak, atomdan elektronni yadro ta'sir etadigan muxitdan chiqarib yuborish uchun saflangan energiya miqdori ionlanish energiyasi (potentsiali) deyiladi va uni  $J$  xarfi bilan ifodalanadi.*

Agar atomdan bir elektronni chiqarib yuborilsa, atom bir zaryadli musbat ionga aylanadi. Bu ionning hosil bo'lishi uchun saflangan energiya  $J_1$  bilan ifodalanib, uni birinchi ionlanish potentsiali deyiladi. Agar hosil bo'lgan iondan yana bir elektronni chiqarib yuborilsa, ikki zaryadli musbat ionga aylanadi. Bu vaqtda sarf etilgan energiya -  $J_2$  ikkilamchi ionlanish potentsiali deyiladi.

Ionlanish potentsiallari har doim  $J_1 \ll J_2 < J_3 < J_4 \dots$  bo'ladi. Masalan, Be atomining ionlanish potentsiali  $J_1=9,320$  e.v,  $J_2=18,206$  e.v,  $J_3=153,850$  e.v,  $J_4=217,657$  e.v ga teng.

**Elektronga moyillik.** Atom elektron biriktirib olish natijasida manfiy zaryadli ion hosil qiladi. Manfiy ion hosil bo'lishini quyidagi tenglama bilan ifodalasa bo'ladi:  $A + e^- = A^- + E$ .

*Demak, atom bitta elektronni biriktirib olganda ajralib chiqqan energiya miqdori ( $E$ ) elektronga moyillik energiyasi deyiladi.*

Davriy sistemaning bir gruppasida joylashgan elementlar atomlarining elektronga moyilligi ularning tartib nomerlari oshishi bilan kamayadi, chunki atom radiusi ortishi bilan elektronni tortish kuchi kamayadi. Davriy sistemaning bir davrida joylashgan elementlar atomlarining elektronga moyilligi ularning tartib nomeri ortib borishi bilan oshib boradi, chunki elementning tartib nomeri oshib borishi bilan (davrda) atom radiusi kamayib boradi. Shuning uchun atom elektronni tortish kuchi oshadi.

Shunday qilib elektronga moyillik energiyasi elementning metalloidlik xossasining o'lchovi bo'la oladi.

**Elektronmanfiylik.** Elementlar atomining elektronmanfiyligi ayni elementning atomini ionlanish energiyasi va elektronga moyillik energiyasining arifmetik yig'indisi bilan belgilanadi, ya'ni

$$E_{\text{elektronmanfiylik}} = E_{\text{ionlanish energiyasi}} + E_{\text{elektronga moyillik}}$$

Ftor atomining ionlanish energiyasi  $J_1 = 415 \text{ kkal/g.at}$  ( $17,418_{\text{e.v.}} \cdot 23,05 = 415 \text{ kkal}$ ). Elektronga moyilligi  $95,0 \text{ kkal/g.at}$ .

Demak fluor atomining elektronga moyilligi  $= 415 + 95 = 510 \text{ kkal/g.at}$ . Litiyning elektronmanfiyligi  $= 123 + 5 = 128 \text{ kkal/g.at}$  ga teng. Element atomining elektronmanfiyligi qancha katta bo'lsa, shu elementning metalloidlik xossasi shuncha kuchli bo'ladi.

Element atomining elektronmanfiyligi qancha kichik bo'lsa, uning metallik xossalari shunga kuchlik namoyon bo'ladi.

#### **4.17. Savol va topshiriqlar**

1. Davriy qonun qanday kashf etilgan? Bu qonun qanday ta'riflanadi?
2. Elementlarning «atom raqamlari» qanday ahamiyatga ega?
3. Davriy jadvalning «qisqa davrli» va «uzun davrli» variantlari, guruh, guruhcha, qator, davr tushinchalariga izoh bering.
4. Elementlarning atom radiusi, ionlanish potentsiali davr va guruh ichida qanday o'zgaradi?
5. Atom, molekula va elementar zarracha tushinchalarni ta'riflang.
6. Atomning murakkabligi kandy usullar asosida aniklangan?
7. P, Ag, Al, As atomlari yadrosidagi neytronlar sonini xisoblab toping.
8. Yadro zaryadi bir xil bolgan izotoplarninig atom massasi nima uchun turlicha bolishini tushintiring.
9. S, P, d, f pogonachalarida k'opi bilan nechtdan electron bo'lishi mumkin?
10. Atomning xayajonlangan xolati normal xolatidan nima bilan fark kiladi?
11. Mg atomida electronlarning pogona va pogonachalarida taksimlanish sxemasini tuzing. (Elektron formulasini yozing.)
12. Elementlar xossalaring davriy ravishda takrorlanishini electron konfiguratsiya asosida kandy tushintirish mumkin.
13. Tartib nomeri 25 bo'lgan element atomida electronlar energetik pogonachalarga kandy taksimlanadi?



14. Tartib nomeri 22 elementning electron formulasini tuzing. Bu elementning davriy sistemadagi o'rnini va u kaysi turkumga kiradi?
15. Pauli konunini ta'riflang.
16. Gund konunini ta'riflang.
17. Klechkovski konunini ta'riflang.

## V bob. Kimyoviy bog'lanish nazariyasi

Kimyoviy bog' deb, bir xil yoki har xil atomlar o'zaro ta'sir etish natijasida ularni birgalikda ushlab turuvchi kuchlarga aytiladi.

Kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lishining asosiy sababi shundaki, atom yoki ionlar bir-biri bilan birikkanda ularning umumiy energiya zapasi ular ayrim-ayrim holda bo'lganlaridagiga qaraganda kamroq qiymatga ega bo'ladi va shuning uchun ham bunday sistema nisbatan barqaror holatni egallaydi.

Kimyoviy bog'lanish asosan quyidagi kattaliklar bilan xarakterlanadi:

A) Kimyoviy bog'lanish energiyasi (kkal/mol)

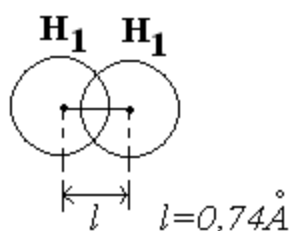
B) Kimyoviy bog' uzunligi ( $\text{Å}^0 = 10^{-10} \text{m}$ )

V) Bog'lar orasidagi burchak.

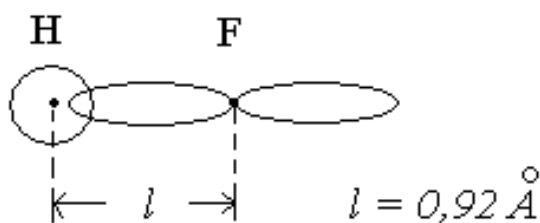
Kimyoviy bog'lanishning quyidagi turlari bor: 1) ionli bog'lanish, 2) kovalent bog'lanish, 3) metall bog'lanish, 4) koordinativ bog'lanish, ikkinchi darajali kimyoviy bog'lanishga molekulalararo bog'lanish (Van der-Vaals kuchlari) hamda vodorod bog'lanish kiradi.

Kimyoviy elementlarning atomlari o'zaro ta'sir etish natijasida molekulalarni, ionlarni yoki erkin radikallarni hosil qilish mumkin. Molekula hosil qilgan atomlarning markazlararo masofasi angestremlar ( $\text{Å}^0$ ) bilan o'lchanadi:

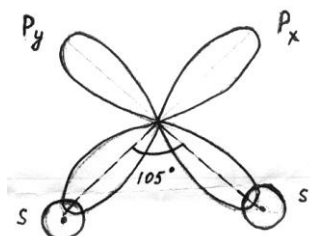
vodorod molekulasini -  $\text{H}_2$



ftorid kislota molekulasini - HF



Molekulani tashkil qilgan atomlarning kimyoviy bog'lari orasidagi burchak, shu bog'larni hosil qilishda ishtirok etgan atomlar elektronlarining tipiga bog'liq (s, p, d, f). Masalan, vodorod atomlari (s) kislorod (p) bilan ta'sirlanib suvni hosil qiladi. Demak, vodorodni  $1s^1$  elektronlari va kislorodning 2p elektronlari o'zaro ta'sirlanib, quyidagi shakldagi suv molekulasini hosil qiladi:



Molekuladagi kimyoviy bog'ni uzib yuborish uchun zarur bo'lgan energiya miqdori bog'lanish energiyasi deyiladi:

$\text{CH}_3\text{F}$  dagi  $\text{C}-\text{F}$  bog'lanish energiyasi 116,3 kkal/mol ga teng.

### 5.1. Ionli bog'lanish

Agar o'zaro ta'sirlanayotgan elementlarning atomlarini ionlanish energiyasi va elektronga moyilligi bir-biridan keskin farq qilsagina ionli bog'lanish vujudga keladi. Element atomining ionlanish energiyasi qancha kam bo'lsa, elektronga moyilligi shuncha kam bo'ladi va bu elementning atomi juda oson elektron berib, musbat ion hosil qiladi. Agar element atomining ionlanish energiyasi qancha katta bo'lsa, elektronga moyilligi ham shuncha katta bo'ladi va bu elementning atomi juda oson elektronni biriktirib olib, manfiy ion hosil qiladi. Demak, hosil bo'lgan musbat va manfiy zaryadli ionlar elektrostatik kuchlar vositasida o'zaro tortishib, barqaror sistemani hosil qiladi. Masalan, natriy va xlor olinsa, natriyning ionlanish energiyasi va elektronga moyilligi juda kichik, xlorniki esa juda katta. Shuning uchun natriy atomi o'zining yagona valent elektronini berib, neon atomining elektron qavatiga o'xshash barqaror holatga o'tib, musbat ionga aylanadi; xlor atomi o'zining sirtqi qavatiga etishmagan bitta elektronni biriktirib olib, manfiy ionga aylanadi. Hosil bo'lgan  $\text{Na}^+$  va  $\text{Cl}^-$  ionlari elektrostatik ta'sirlanib  $\text{NaCl}$  ni hosil qiladi.

Ionlar orasidagi elektrostatik tortishish hisobiga hosil bo'lgan kimyoviy birikmalar ion yoki getropolyar birikmalar deb ataladi. Ion

birikmalar hosil bo'lishidagi kimyoviy bog'lanish ion yoki elektrovalent bog'lanish deyiladi.

## 5.2. Kovalent bog'lanish

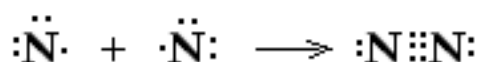
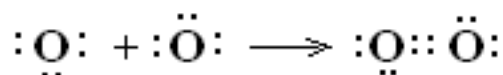
Ion bog'lanish nazariyasi asosida faqat ishqoriy metall galogenidlarining va shular tipidagi moddalarning tuzilishini tushuntirish mumkin. Lekin  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$  va  $Cl_2$  kabi oddiy moddalarning, ko'pchilik anorganik va organik murakkab moddalarning tuzilishini izoh qilish uchun kovalent bog'lanish nazariyasi yaratildi (Lyuis 1916).

Kovalent bog'li molekular hosil bo'lishida elektronlar bir atomdan ikkinchisiga o'tmaydi, balki ikki atom orasida bir yoki bir nechta umumiy elektron juftlar hosil bo'ladi. Elektron juftlar hosil bo'lishida ikkala atomning valent elektronlari ishtirok etadi. Kovalent bog'lanish hosil bo'lishini bir necha misollarda ko'raylik. Bittadan  $1s^1$  elektronlari bo'lgan ikkita atomlari o'zaro yaqinlashganda vodorod molekulasi ( $H_2$ ) hosil qilishini quyidagicha ifodalanadi:

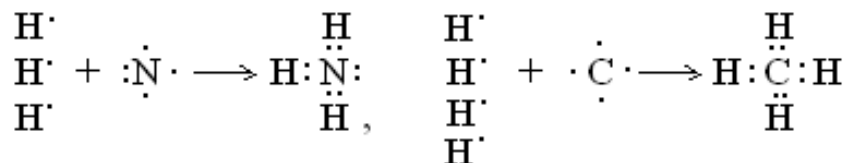


Vodorod molekulasida elektronlar ikkala yadro maydonida harakat qiluvchi umumiy juft elektron hosil qiladi.

Ftor, kislorod va azot molekularining hosil bo'lishini quyidagicha tasvirlash mumkin:



Atomlari kovalent bog'lanish bilan birikkan murakkab modda molekulariga misol qilib, ammiak-NH<sub>3</sub> yoki metan-CH<sub>4</sub> molekulasini olish mumkin:



Umumiy juft bo'lib atomlarni bir-biri bilan molekula qilib bog'laydigan elektronlar juftlashgan elektronlar deyiladi.

Lengmyur birikuvchi atomlar orasida hosil bo'ladigan elektron juftlarning soni shu element valentligiga teng deydi, ammiak molekulasida azot uch valentlik, vodorod bir valentlik. Ammiak molekulasida hosil bo'lishida azotning uchta elektroni (2p<sup>3</sup>) 3ta elektron juftlar hosil qilishda ishtirok etdi, ammo azotning bir juft elektroni (2s<sup>2</sup>) ishtirok etmadi. Bog'lanishda ishtirok etmagan juft elektronlar - taqsimlanmagan juft elektronlar deb ataladi.

Lyuis va Lengmyurning kovalent bog'lanish haqidagi elektron nazariyasi oddiy moddalardagi kimyoviy bog'lanishni izohlab berdi, lekin murakkab moddalardagi (polyar molekular, ayniqsa kompleks birikmalar) kimyoviy bog'lanish tabiatini tushuntira olmadi. Chunki Lyuis-Lengmyur nazariyasi elektron va yadrolarning harakatdagi holatini hisobga olmagan edi.

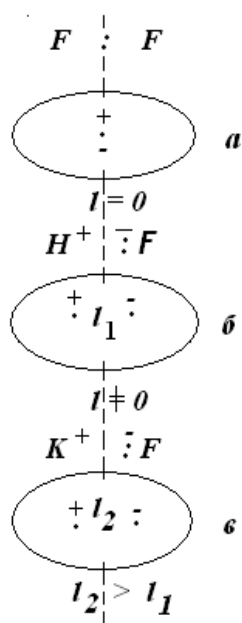
Keyinchalik kimyoviy bog'lanishning tabiatini tushuntira oladigan nazariyani kvant mexanikasi asosida yaratildi. Bu nazariya asosida kimyoviy bog'lanishni tushuntirishda ikki metoddan foydalaniladi: atom orbitallar (yoki valent bog'lanishlar) metodi (AO) va molekulyar orbitallar metodi (MO).

### **5.3. Polyar (qutbli) bog'lanish**

Elektromanfiyligi bir-biridan keskin farq qilmaydigan elementlarning atomlari o'zaro ta'sir etib kovalent bog'lanish hosil qilishida molekuladagi umumiy elektron juft, elektromanfiyligi katta bo'lgan element atomi tomonga siljigan bo'ladi. Shuning natijasida molekulani tashkil qiluvchi atomlardan birida (elektromanfiyligi kichik bo'lgan atomda) ortiqcha musbat zaryad, boshqasida esa ortiqcha manfiy (elektromanfiyligi katta bo'lgan atomda) zaryad bo'ladi. Demak, bitta molekulada ikkita qutb-manfiy va musbat qutb vujudga keladi. Bunday molekulalarda qarama-qarshi zaryadlarning «og'irlik markazlari» bir

nuqtada yotmaydi. Shuning uchun bunday molekullarni polyar molekullar yoki qutbli molekullar deb ataladi.

Polyar molekullarni xarakterlash uchun molekuladagi elektron juftning qaysi atom tomoniga va qaysi darajada siljiganligini bilish ahamiyatga ega.



Siljish kattaligini xarakterlash uchun molekulaning ikki qarama-qarshi qutblar orasida masofa  $\ell$  dan foydalanib,  $h=e \cdot \ell$  matematik ifoda bilan molekulaning dipol momenti hisoblab topiladi.  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $HCl$  molekullari qutbli molekullarga misol bo'la oladi. Demak, yuqorida aytilganlarga asosan, kovalent (gomeopolyar) va ionli (getropolyar) bog'lanishlar oralig'ida o'tuvchan bog'lar, ya'ni qutbli bog'lanishlar ham bor ekan. Bunday bog'ga ega bo'lgan molekullarda qarama-qarshi zaryadlarning joylashishini sxematik ravishda 10- rasmda ko'rsatilgan.

Demak, ikki yadro orasida nosimmetrik joylashgan elektron juftlar tufayli yuzaga kelgan kovalent bog'lanish polyar bog'lanish deyiladi.

Rasm 10. Kimyoviy bog'lanish turlari:

- a-kovalent(gomeopolyar) bog'lanish,
- b-qutbli bog'lanish, v-ionli bog'lanish.

Agar elektron juft bir atomdan ikkinchi atomga batamom o'tsa, polyar bog'lanish ion bog'lanishga aylanadi. Agar elektron juft ikkala yadro orasidagi masofaning qoq o'rtasiga joylashsa, unda (gomeopolyar) kovalent bog' hosil bo'ladi. Kimyoviy bog'lanishni tushuntirishda yuqorida aytilgandek ikkita metoddan foydalaniladi. Shu metodlar bilan quyida tanishib chiqamiz.

#### 5.4. Valent bog'lanishlar metodi

Vodorod molekulasining hosil bo'lishini kvantlar mexanikasi asosida izohlash uchun V.Geytler va F.London 1927 yilda taklif qilgan va L.Pauling rivojlantirgan. Valent bog'lanishlar nazariyasi quyidagicha ta'riflanadi: o'zaro ta'sirlanuvchi atomlardagi elektronlar spini parallel ( $\uparrow\uparrow$ ) bo'lsa, ular o'zaro juftlashmaydi va molekula hosil bo'lmaydi. Agar ta'sirlanuvchi atomlarning elektronlari anti parallel ( $\uparrow\downarrow$ ) bo'lsa, atomlar bir-biriga yaqinlashganda tortishadi va elektron bulutlari bir-birini qoplaydi. Qarama-qarshi ( $\uparrow\downarrow$ ) spinga ega bo'lgan ikki elektron ikki yadro atrofida harakatlanadi va yadrolararo fazoda elektron bulutlarining zichligi

birmuncha ortadi. Shuning natijasida, ikki yadro orasida katta manfiy zaryadga ega bo'lgan soha vujudga keladi va u musbat zaryadli yadrolarni jipslashtiradi. Natijada atomlar orasida kimyoviy bog' hosil bo'ladi. Aksincha, elektronlarning spinlari o'zaro parallel bo'lsa, ikki atom orasidagi elektronlar bulutining zichligi, hatto nolga ham teng bo'lishi mumkin va kimyoviy bog' hosil bo'lmaydi.

Masalan, vodorod molekulasini ko'rib chiqaylik. Vodorod molekulasida ikkita yadro va ikkita elektron bor. Ular orasida quyidagi o'zaro ta'sir kuchlari bor: yadrolar va elektronlar (bir hil zaryadli bo'lgani uchun) bir-biridan qochadi. Lekin elektronlar bilan yadrolar orasida o'zaro tortishuv kuchlari namoyon bo'ladi; har qaysi elektronni ikki yadro tortadi va har bir yadroni ikki elektron tortadi. Undan tashqari o'zaro ta'sirlanayotgan vodorod atomlaridagi elektronlar spini qarama-qarshi spinga ega bo'lsa, atomlar orasida tortishuv kuch bunyodga keladi. Anti parallel spinli ikki vodorod elektronlari atomlarni bir-biriga yaqinlashtirib atomlararo masofa  $r=0,74\text{\AA}$  ga etganda sistemaning potentsial energiyasi minimal qiymatga ega. Demak, vodorod molekulasidagi (H-H) bog' uzunligi  $r=0,74\text{\AA}$  ga teng.

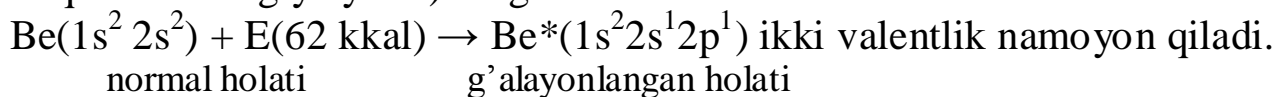
Kovalent bog'lanish to'yinuvchanlik, yo'naluvchanlik, qutblanuvchanlik kabi hossalarga ega. Vodorod molekulasida  $\text{N}_2$  ga yana bitta vodorod atomi-H ning kelib birikishi va  $\text{H}_3$  molekulasining hosil bo'lishi mumkin emas. Shuningdek,  $\text{CH}_4$  ga yana bitta H kelib birikib  $\text{CH}_5$  ni hosil qila olmaydi. Bu hodisa - kovalent bog'lanishning to'yinuvchanligini namoyon qiladi.

Bir atomning S-elektroni ikkinchi atomning S-elektroni bilan elektron juft hosil qilib, kovalent bog' hosil qilganida hech qanday yo'naluvchan bog' bo'lmaydi. Masalan, bir vodorod atomi ikkinchi vodorod atomiga qaysi tomondan yaqinlashmasin, ular orasida kimyoviy bog' hosil bo'laveradi.

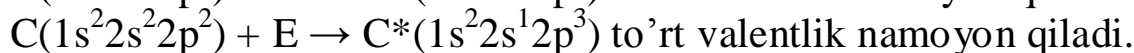
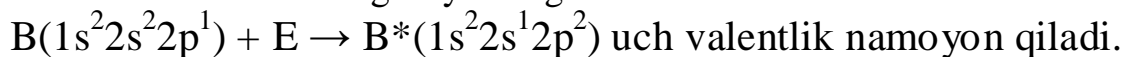
P- elektronlar uchun hamma yo'nalishlar bir xil qiymatga ega emas, chunki P- elektronlar buluti fazoda ma'lum yo'nalishda joylashadi. Shuning uchun kimyoviy bog'lanish ma'lum yo'nalishda bo'ladi. Agar ikkita atom ta'sirlanishida bitta atom r-elektroni va ikkinchi atom - P yoki S elektroni bilan elektron juftlar hosil qilib kimyoviy bog' hosil qilsa, hosil bo'lgan bog'lar orasida burchak  $90^\circ$  ga teng bo'ladi:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{F}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{CH}_4$  molekularidagi burchak  $90^\circ$  ga teng bo'lishi kerak edi. Haqiqatda esa bu burchaklar  $90^\circ$  dan ortiq. Buning sababi shundaki, masalan suv molekulasida musbat zaryadli vodorod atomlari bir-biri bilan

itarilishi natijasida burchakni  $90^0$  dan kattalashtiradi, ya'ni  $105^0$  teng bo'ladi.

Har qaysi element birikmalarida o'ziga xos maksimal kovalentlik namoyon qiladi. Buning sababi shundaki, elementlar atomlari o'zaro ta'sirlanish vaqtida o'zlarining elektron konfiguratsiyalarini (ma'lum miqdorda energiya yutib) o'zgartiradilar:

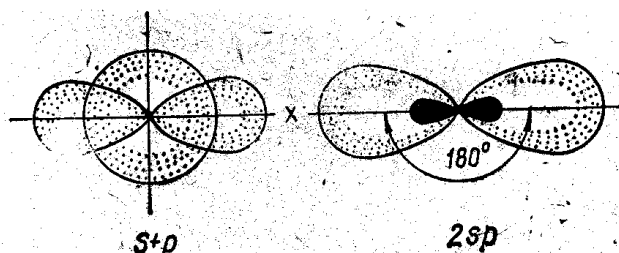


normal holati g'alayonlangan holati



Elektron orbitallarining gibridlanishi. Yuqorida aytilganidek uglerod atomi gibridlangan elektron konfiguratsiyasiga ( $1s^2 2s^1 2p^3$ ) o'tgan. Demak, bitta s va 3 ta p elektron orbitallar to'rtta vodorod atomidagi 1s elektronlar bilan ta'sirlanib kimyoviy bog' hosil qilgan bo'lsin. Uchta s va uchta p orbitallar o'zaro ta'sirlanib hosil qilgan uchta bog'lanish fazoda o'zaro perpendikulyar ravishda joylashib, to'rtinchi ya'ni uglerod atomidagi  $2s^1$  va vodorod atomidagi  $1s^1$  orbitallar ishtirokida hosil bo'lgan bog'lanish hech qanday yo'nalishga ega bo'lmasligi kerak edi. Ammo, tajriba asosida olingan ma'lumotlar buni tasdiqlamadi. Metan molekulasida uglerod atomi tetraedrning markaziga joylashgan bo'lib, tetraedrning uchlarida vodorod atomlari o'rnashgan. To'rtala C-H bog'lar o'zaro  $109^0 28'$  burchaklar hosil qiladi va sistema tamomila simmetrik shaklga ega bo'ladi.

Bu qarama-qarshilikni bartaraf qilish uchun elektron orbitallarining gibridlanishi haqidagi tassavur hosil qilindi. Bu tassavurga muvofiq turli orbitallarga mansub elektronlar ishtirokida kimyoviy bog'lanish yuzaga kelishida, bu elektronlarning bututlari bir-biriga ta'sir ko'rsatib, o'z shakllarini o'zgartiradi (11-rasm).

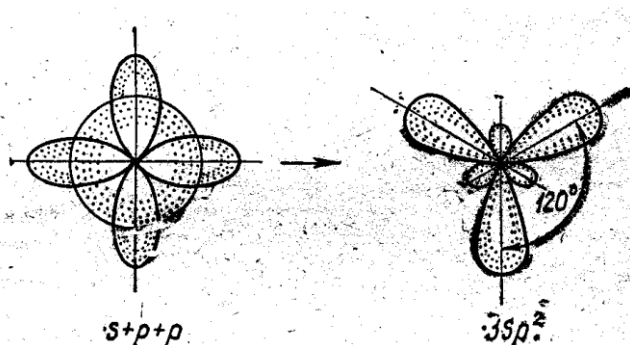


Rasm 11. 2sp – ikkita gibrid orbitallarning shakli.

Natijada turli orbitallarining o'zaro qo'shilish mahsuloti-gibridlangan orbitallar hosil bo'ladi (ularni q-orbitallar ham deb yuritiladi). 11 rasmda s orbital bilan p orbitaldan hosil bo'lgan ikkita gibrid orbitalning sxematik shakli keltrilgan. Rasmdan ko'rinib turibdiki, elektron orbitallarining gibridlanishi natijasida elektron bulutlarning shakli o'zgaradi. Gibridlangan



elektron orbittalar bulutining shakli har doim asimmetrik bo'lib, elektron buluti yadroning bir tomonida cho'ziqroq bo'ladi, ikkinchi tomonidan qisqaroqdir. Shu sababli gibridlangan orbitallar ishtirokida hosil bo'lgan kimyoviy bog'lanishlar barqaror bo'ladi. Chunki gibrid orbital o'zining cho'ziqroq shakilli elektron bulutlari bilan boshqa atomlarning elektron bulutlarini ko'proq qoplaydi. Erkin holatdagi atomlar hech qachon gibridlangan holatda bo'lmaydi. Gibridlanish atomlardan molekular hosil bo'lishi jarayonida yuzaga keladi. Agar bitta S-orbital bilan ikkita P-orbital gibridlansa, hosil bo'lgan gibrid orbitallar o'zaro  $120^{\circ}$  burchak hosil qiladi va buni  $SP^2$ -gibridlanish deyiladi.  $SP^2$ -gibrid orbitalining hosil bo'lishi quyidagi rasmda (12 rasm) berilgan:



Rasm 12.  $sp^2$  – gibrid orbitallarining hosil bo'lishi.

$SP^3$ -gibrid orbitallar ishtirokida hosil bo'ladigan molekular jumlasiga  $BF_3$ ,  $B(CH_3)_3$ ,  $B(OH)_3$  kabi molekular kiradi. Agar bitta S-orbital bilan uchta P-orbital gibridlansa, hosil bo'lgan gibrid orbitallar o'zaro  $109^{\circ} 28'$  burchak hosil qiladi va buni  $SP^3$  gibridlanish deyiladi. Bularga  $CH_4$ ,  $CHCl_3$ ,  $CF_4$ ,  $CCl_4$ ,  $GeCl_4$  lar misol bo'la oladi. Ulardagi to'rtala valent bog'lanish bir tekislikda yotmaydi va molekularni shakli tetraedr bo'ladi.

### *Valent bog'lanish turi va molekularni shakli*

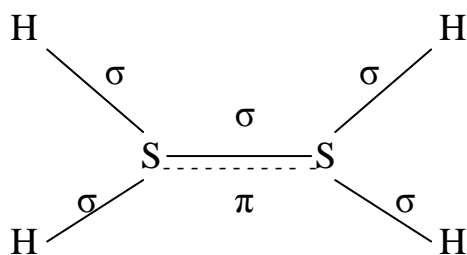
	Gruppa elementlari						
	1A	2A 2B	3A 3V	4A 4B	5A	6A	7A
Atomning normal holati	$S^1$	$S^2$	$S^2P; d^2s^2$	$S^2P^2; d^2s^2$	$SP^3$	$S^2P^4$	$S^2P^5$

Hayajonlan- gan holati	-	$SP \rightarrow q^2$	$SP^2 \rightarrow q^3$ $ds^2 \rightarrow q^3$	$S^1P^3 \rightarrow$ $q^4$ $d^2S^2 \rightarrow$ $q^4$	-	-	-
Bog' hosil qiluvchi elektronlar	$S^1$	$q^2$	$q^3$	$q^4$	$P^3$	$P^2$	$P^1$
Molekula tarkibi	$AX$	$AX_2$	$AX_3$	$AX_4$	$AX_3$	$AX_2$	$AX$
Molekula shakli	To'g' 'ri chi- ziqli	To'g' 'ri chi- ziqli	Uch burchak- li	Tetra- edrik	pirami- da	bur- chak -li	To'g' 'ri chi- ziq

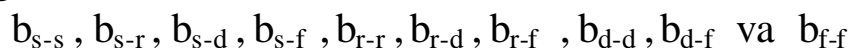
### Yakka, qo'sh karrali bog'lanishlar

Kovalent bog'lanishning quyidagi turlari mavjud: sigma- $\sigma$ ,  $\pi$ , va  $\delta$ -bog'lanish.

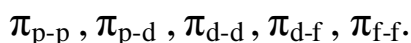
$\sigma$ -bog'lanishda elektron orbitallar bir-birini o'z yadrolarini birlashtiruvchi chiziq bo'ylab qoplaydi;  $\pi$ -bog'lanishda elektron orbitallar bog'lanish chizig'iga perpendikulyar yo'nalishda bir-birini qoplaydi. Masalan, etilen molekulasida beshta  $\sigma$  - va bitta  $\pi$ -bog'lanish mavjud:



$\sigma$ - bog'lanish hosil bo'lishida S, P, d va f- orbitallar ishtirok etishi mumkin. Shunga ko'ra  $\sigma$ - bog'lanishni quyidagi 10ta turga bo'lish qabul qilingan:



$\pi$ -bog'lanish hosil bo'lishida r-, d- va f-orbitallar ishtirok etadi. Shu sababli  $\pi$ -bog'lanish 5 turga bo'linadi:



$\sigma$ - va  $\pi$ - bog'lanishga qaraganda delta ( $\delta$ ) bog'lanish kam uchraydi. Bu bog'lanish hosil bo'lishida atomlarning s- va p- orbitallari ishtirok

etmaydi; faqat d- va f-orbitallar ishtirok etadi. Shuning uchun  $\delta$ -bog'lanish quyidagi uch turga bo'linadi:

$$\delta_{d-d}, \delta_{d-f}, \delta_{f-f}$$

O'zaro birlashuvchi ikki atom orasida faqat bitta  $\delta$ -bog'lanish hosil bo'lish mumkin; ular orasida yana  $\pi$ - va  $\sigma$ - bog'lanish yuzaga chiqadi. Shunga asoslanib barcha bog'lanishlar oddiy va karrali bog'lanishlarga bo'linadi.

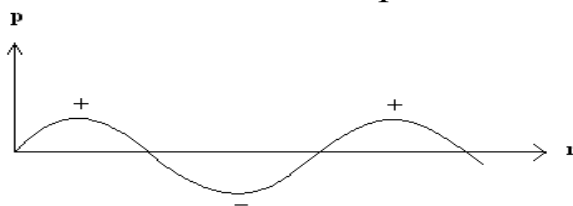
### **5.5. Molekulyar orbitallar metodi**

Valent bog'lanish metodi, elektron orbitallarning gibridlanish haqidagi g'oyalarga asoslanib moddalarning tuzilishi, molekulalarda valent bog'larning yo'nalishi va ko'pgina moddalarning molekulyar geometriyasini izoxlab bera oladi. Ammo ba'zi moddalarning tuzilishini bu nazariya asosida izohlab bermaydi. Ma'lum bo'lishicha ba'zi moddalarda elektron juftlar yordamisiz bog'lanish hosil bo'lishi aniqlandi. Masalan, XIX asrning oxirida Tomson vodorodni elektron oqimi bilan bombardimon qilish natijasida hosil bo'lgan molekulyar vodorod ioni  $H_2^+$  tarkibida faqat birgina elektron bor. Bu zarrachada yadrolararo masofa  $1,06 \text{ \AA}$  ( $0,106 \text{ nm}$ ), uning bog'lanish energiyasi  $256 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  va  $H_2^+$  molekula ancha barqaror zarrachadir. Shuning uchun yadro, ikki yadro bir-biri bilan birgina elektron orqali bog'lana oladi, ya'ni bir elektronli bog'lanish ham mumkin ekan degan hulosaga kelish mumkin. Tekshirishlardan ma'lumki, faqat takibida toq elektron bo'lgan molekulalar magnitga tortiladi. Kislorod qattiq holatda magnitga tortiladi. Vaholanki, kislarodda toq elektronlar yo'q, ammo u magnitga tortiladi. Valent bog'lanishlar metodi kislarodning magnit hossalarni izohlay olmaydi. Bu hodisalarni tushintirish uchun molekulyar orbitallar (MO) nazariyasi yordamga keladi. Xund va Milliken bu nazariyani asoschilari hisoblanadi. MO nazariyasini yaratishda atomning elektron tuzilishi haqidagi kvant mehanik tasavvurlarni molekula tuzilish uchun xam qo'llash zarur deb topildi. Farqi shundaki, atom bir markazli (bir yadrosi) sistema bo'lsa, molekula ko'p markazli sistemadir. Demak, bu nazariyaga ko'ra har qaysi elektron molekuladagi barcha yadro va ko'p markazli orbitalar ta'sirida bo'lishi e'tiborga olinadi. MO metodini ko'rishdan oldin  $N_2$ -molekulasida elektron to'liqini tarqalishini ko'raylik:  $H_A$  va  $H_V$  to'liqin funktsiyalarini  $\Psi_A$  va  $\Psi_V$  deb olaylik. Hayajonlanmagan vodorod atomlarida  $\Psi_A = \Psi_B = 1S^1$ .

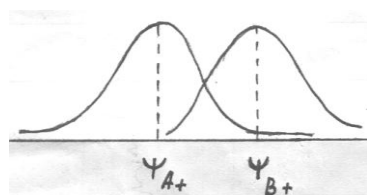
Vodorod atomlari bir-biriga yaqinlashganda ularning to'liqin funktsiyalari biri ikkinchisini ustiga tusha borishi kerak. Ammo bu ta'sirlanish (biri

ikkinchisini to'ldin funksiyasini qoplash) ikki hil bo'lishi mumkin, chunki elektron to'ldin amplitudasi musbat va manfiy qiymatlarga ega:

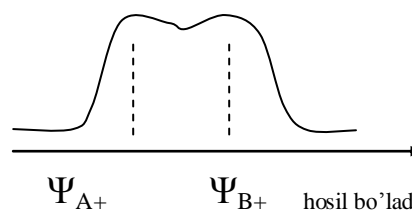
Bu erda  $r$ -atom radiusi,  $p$ -elektron bulut zichligi.



Bu metod asosida molekulaning tashkil etgan atomlarning ya'ni  $H_A$  va  $H_B$  to'ldin funksiyalarini bir-biriga qo'shish va bir-biridan ayirish natijasida topiladi. Faraz qilaylik, agar biz tarkibida bitta elektron va ikkita yadro bo'lgan molekulaning nazarda tutsak, ayni sistemada elektron harakatini ikkita funktsiya bilan ifodalash mumkin bo'ladi, ya'ni agar turg'un (tinch holatdagi) to'ldin funktsiyasi  $\Psi_A$  va  $\Psi_B$  lar o'zaro ta'sirlanishini to'ldin funktsiyalarining amplitudalarini interferentsiyaga o'xshatish mumkin, chunki ular  $\Psi_+$  va  $\Psi_-$  bo'lsa, unda  $n\pi$  ga teng to'ldin amplitudalari bir xil ya'ni  $\Psi_+$  va  $\Psi_+$  bo'lsa, unda amplitudalar yig'indisi  $\Psi_+ = N_+(\Psi_A + \Psi_B)$  bo'ladi:



to'ldin amplitudasi hosil bo'ladi

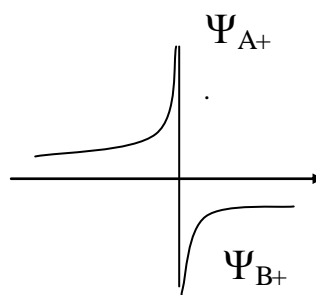
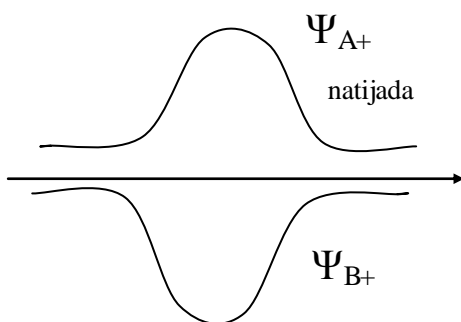


hosil bo'ladi.

a - holatda to'ldin amplitudalar bir hil zaryadga ega, ular qo'shilish natijasida bog'lovchi molekulyar orbitalni hosil qilishi,

b- holatda to'ldin amplitudalar har hil zaryadga ega, ular bir-birini o'chirish

natijasida bog'lanish hosil qilmaydi.



hosil bo'ladi.

Yuqorida keltirilgan rasmlardan ko'rinib turibdiki, a - holatda to'liq funktsiyalarining amplitudalari to'liq bir-birini qoplagan. Shuning uchun matematik formulaga  $N_+$  koeffitsient (qanchalik qoplangan darajasi) kiritilgan, ya'ni elektron to'liq funktsiyasining amplitudalari qanchalik o'zaro bir-birini qoplaganligini ko'rsatadi.

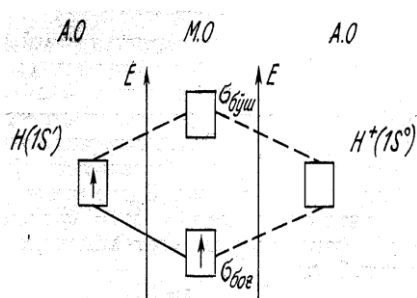
Shunday qilib, vodorod atomlarining o'zaro ta'sirlanish natijasida yangi to'liq amplitudasi hosil bo'ladi, u o'laroq boshlang'ich to'liq amplitudalaridan farq qiladi (AO 1s dan) va MO hosil bo'ladi. Demak, agar elektron vodorod atomi  $H_A$  ga yaqin bo'lganda  $\Psi_A$  xolatda,  $H_B$  ga yaqin bo'lganda  $\Psi_B$  xolatda harakatlanadi.  $H_A$  va  $H_B$  oralig'ida elektron harakatlansa, unda  $\Psi_A$  va  $\Psi_B$  qo'shilish natijasida hosil bo'lgan  $\Psi_+^2$  xolatda harakatlanadi. Elektronning biror nuqtada mavjud bo'lish ehtimolligi to'liq funktsiyaning kvadrati  $\Psi^2$  demakdir:  $\Psi_+^2 = H_+^2(\Psi_A + \Psi_B)^2 = H_+^2[\Psi_A^2 + \Psi_B^2 + 2\Psi_A \cdot \Psi_B]$

$2\Psi_A \cdot \Psi_B$  - ikki atom oralig'idagi bulutlarining zichligini ko'rsatadi. Agar elektron to'liq amplitudalari har hil qiymatga ega bo'lsa, unda  $\Psi_- = N_-(\Psi_A - \Psi_B)$  bo'ladi va elektronning biror nuqtada mavjud bo'lish ehtimolligi to'liq funktsiyaning kvadratiga teng bo'ladi:

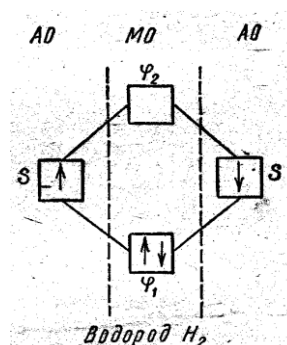
$$\Psi_-^2 = H_-^2(\Psi_A - \Psi_B)^2 = H_-^2[\Psi_A^2 + \Psi_B^2 - 2\Psi_A \cdot \Psi_B]$$

Agar  $\Psi_A = \Psi_B$  bo'lsa,  $\Psi_-^2 = 0$  bo'ladi, ya'ni ikkala atomlar orasidagi elektron bulutlar zichligi nolga teng bo'ladi. Yuqorida aytilgan xulosalarga asosan shunday natijaga kelish mumkin: Muvozanatda turgan  $H_A$  va  $H_B$  dan hosil bo'lgan molekuladagi- $H_2$  ga ikkita energetik holat mavjud ekan. 1) bog'lovchi molekulyar orbital, oldingi atom orbitaldan pastda va 2) bog' hosil qilmaydigan orbital, ya'ni oldingi atom orbitaldan yuqorida yotadi.

$H_2$  molekula uchun energetik holatni quyidagicha yozish mumkin:



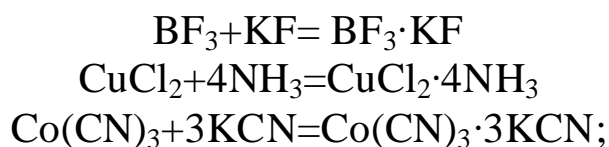
Rasm 12<sup>1</sup>. Molekulyar vodorod ionini hosil bo'lishi.



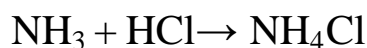
Rasm 12<sup>2</sup>. Vodorod molekulasining hosil bo'lishi.

## 5.6. Koordinativ bog'lanish

XIX asrning 90 yillariga kelib bir qancha molekularlar topildiki, bu birikmalardagi kimyoviy bog'larni valent bog'lanish nazariyasi bilan tushuntirish mumkin bo'lmadi. Ma'lumki, quyidagi birikmalarda  $\text{VF}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$   $\text{Co}(\text{CN})_3$  elementlar o'zlarining eng yuqori valentligini namoyon qiladilar va ularni valentligi to'yingan birikmalar deb yuritiladi yoki birinchi tartibli birikmalar deyiladi. Bu birikmalar o'z navbatida birinchi tartibli boshqa birikma molekularini biriktirib olish qobiliyatiga ega:



Hosil bo'lgan birikmalarni yuqori tartibli birikmalar yoki kompleks birikmalar deyiladi. Birinchi tartibli birikmalar molekularining o'zaro ta'sirlanishi natijasida hosil bo'lgan kimyoviy bog'lanishni tushuntirish uchun birinchi bor 1893 yili. A.Verner koordinatsion nazariyani taklif etdi. Uning fikricha har qanday element asosiy valentligidan tashqari qo'shimcha valentlikka ham ega. Kompleks birikmalarni hosil bo'lishi ana shu qo'shimcha valentlikka bog'liq. Masalan, vodorod xlorid bilan ammiak o'zaro ta'sirlanish natijasida ammoniy xlorid hosil bo'lishini ko'rib chiqaylik:



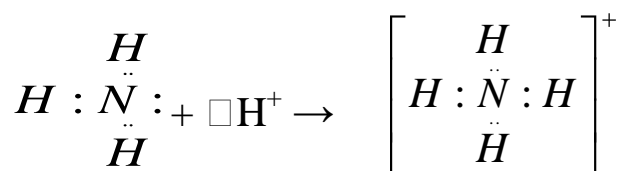
Amiakning elektron konfiguratsiyasi (formulasi)  $\text{H} : \overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{N}}} :$ , bundan

ko'rinib turibdiki azot atomida vodorod bilan juft elektron hosil qilmagan bir juft elektron mavjud. Vodorod xloridining elektron konfiguratsiyasi

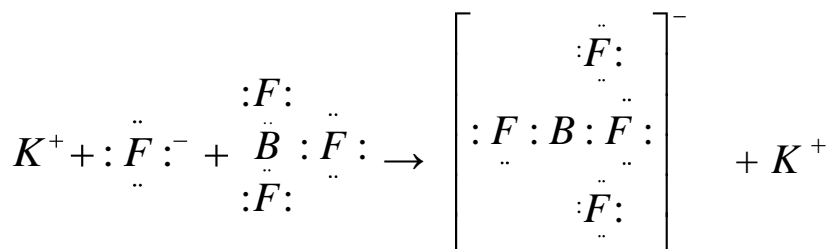
$\text{H}^+ : \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}} :^-$ , demak vodorod ionida 1S-orbital elektronsiz (orbital bo'sh

qolgan) qolgan.  $\text{H} : \overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{N}}} :$  bilan  $\square\text{H}^+$  o'zaro etarli darajada

yaqinlashganida azot o'zidagi bir juft «erkin» elektronini beradi (donor), vodorod ioni esa, bo'sh 1S<sup>0</sup>-orbitaliga qabul qilib (aktseptor) oladi va natijada bu bir juft «erkin» elektron azot va vodorod atomlari uchun umumiy bo'lib qoladi:



ammoniy ion  $NH_4^+$  tarkibidagi to'rtala  $H : \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{N}} : H^+$  azot vodorod bog'lanishlar bir xil bog'lanish energiyasiga ega.



Bunday bog'lanishni hosil qilishda o'zining «erkin» elektron juftini beradigan atom yoki ion-donor, bu elektron juftini o'zining bo'sh orbitaliga qabul qiladigan atom yoki ion-aktseptor deb ataladi. Shuning uchun koordinatsion bog'lanishning yuqorida bayon etilgan tarzda hosil bo'lishini donor-aktseptor bog'lanish mexanizmi deb ham aytiladi. Bu mexanizm asosida ko'pchilik kompleks birikmalarning hosil bo'lishini izohlashda keng qo'llaniladi.

Agar donor-aktseptor bog'lanish «erkin» juft d-elektronlar hisobiga hosil bo'lsa, bunday bog'lanishni dativ bog'lanish deyiladi.

### Markaziy atom yoki kompleks hosil qiluvchi ion

Har qanday kompleks birikmada markaziy atom yoki ion bo'ladi. Asosan ular 3 turga bo'linadi:

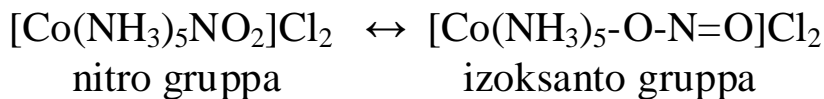
- 1) Kompleks birikmalarning markazida musbat ionlar -  $Fe^{3+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Pt^{4+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $S^{6+}$ ,  $S^{4+}$  va boshqalar, ular d,f,p, elementlardir; S-elementlar ham bo'lishi mumkin, ammo ularning kompleks birikmalari juda beqaror.
- 2) Kompleks birikmalarning markazida manfiy ionlar -  $J^-$ ,  $S^{2-}$ ,  $Se^{2-}$  va boshqalar.
- 3) Kompleks birikmalarning markazida neytral metall atomlari - d elementlar va inert gazlar: Mn, Fe, Cr, Co, Ni, Xe va boshqalar:  $[Co(CO)_4]^0$ ,  $[Xe(H_2O)_6]^0$ .

Koordinatsiya va ligand. Markaziy atom yoki ion o'z atrofida manfiy ionlarni, polar molekullarni va oson polyarlanuvchi molekullarni koordinatsiya qilish hossasiga ega. Markaziy atom yoki ion atrofida





Tuz izomeriya. Ligandlari (yoki ularning bir qismi) o'zaro anorganik izomerlardan iborat bo'lgan kompleks birikmalarda ham izomeriya uchraydi:

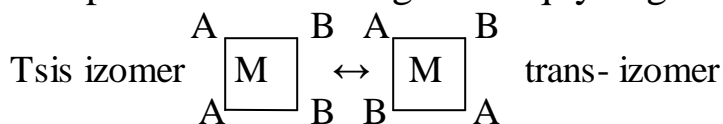


Koordinatsion polimeriya. O'zaro koordinatsion polimer komplekslar bir-biridan faqat ligandlarning joylanishi bilangina emas, balki o'zlarining molekulyar massalari bilan ham farq qiladi:

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]$  bu birikma 3 shaklda uchraydi :  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]_2$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]_2[\text{PtCl}_4]$ .

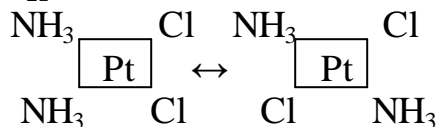
Ikkinchi guruppga a) geometrik yoki tsis-va trans-izomeriya,  
b) optik izomeriya kiradi.

Geometrik izomeriya. Agar kompleks birikma tarkibi  $[\text{MA}_2\text{B}_2]$  bo'lsa, bu kompleks izomerida ligandlar quyidagi ikki tartibda joylanadi:

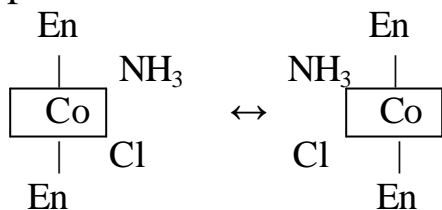


Bunga quyidagi kompleks birikma misol bo'ladi:

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ :



Optik izomeriya. Molekulalari simmetriya markaziga yoki simmetriya tekisligiga ega bo'lgan va molekulyar massalari teng bo'lgan moddalar o'zaro optik izomerlar deb ataladi:



### 5.7. Metall bog'lanish

Umuman metallarning hammasi oddiy sharoitda kristall moddalardir. Metallning kristall panjaralarining tugunchalarida musbat zaryadli metall ionlari (kationlar) ma'lum tartibda zich joylashgan bo'lib, kristall panjara tugunchalari orasidagi xajmda erkin (valent) elektronlar harakat qiladi. Bu elektronlarning harakati gaz qonunlariga bo'ysinganligi uchun ularni «elektron gaz» deyiladi.

«Elektron gaz» ning metallning kristall xajmi ichidagi bosimi minglab atmosfera bilan o'lchanadi. Masalan, (64g Su) odatdagi

sharoitda 7,1 ml. hajm egallaydi. Uning har atomi bittadan erkin elektron bersa, 7,1 ml. hajmdagi misdagi erkin elektronlar soni  $6,06 \cdot 10^{23}$  ga teng bo'ladi; binobarin, «elektron gaz» ning bosimi, Mendeleev-Klapeyron tenglamasiga muvofiq ( $27^0$  S da):

$$P = \frac{nRT}{v} = \frac{1 \cdot 62360 \cdot 300}{7,1 \cdot 760} \cong 3100 \text{ ammm. ga teng bo'ladi.}$$

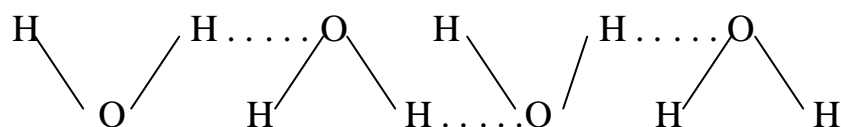
Metallda «elektron gaz» ning zichligi ham nihoyatda katta: 1 ml. metallda  $10^{22}$  -  $10^{23}$  dona elektron bor.

Shunday bo'lsa ham odatdagi temperaturada elektronlar metall sirtidan chiqib keta olmaydi, chunki metallda elektronlarni musbat zaryadli ionlar katta kuch bilan tortib turadi. Shuning uchun metallarda biz kimyoviy bog'lanishining harakatchan turi (ya'ni kuchli lokallanmagan bog'lanish) borligini ko'ramiz.

### 5.8. Vodorod bog'lanish

Yuqorida ko'rilgan ion, kovalent, donor-aktseptor va metall bog'lanishlar kimyoviy bog'lanishning asosiy turlaridir. Atom va molekulalar orasida bu xil bog'lanishlardan tashqari yana ikkinchi daraja bog'lanish xillari-vodorod bog'lanish hamda molekulalararo tortishish kuchlari (Vander-Vaals kuchlari) ham ma'lum.

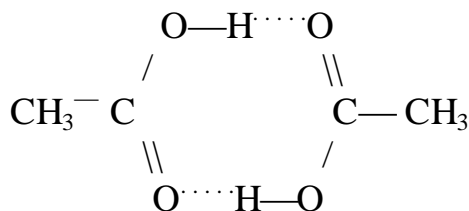
Vodorod bog'lanishning asosiy mohiyati shundan iboratki, biror modda molekulasida ftor, kislorod, oltingugurt va azot kabi elektromanfiy elementlarning atomlari bilan birikkan bir valentli vodorod atomi yana boshqa molekuladagi ftor, kislorod, oltingugurt va azot atomlari bilan kuchsizroq bog'lanish hususiyatiga ega. Suv molekulasida vodorod atomining elektroni kislorod atomiga yaqin joylashganligi tufayli (chunki vodorodning elektromanfiyligi kislorodning elektromanfiyligidan kichik) shartli ravishda vodorod atomi musbat zaryadga ega bo'lib qolgan va boshqa molekuladagi kislorod atomining juft elektronlariga tortiladi, natijada vodorod atomi ikki tomondan bog'lanib qoladi:



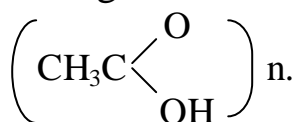
Demak, elektromanfiyligi katta bo'lgan element atomi bilan vodorod atomi orasida vujudga keladigan ikkinchi darajadagi kimyoviy bog'lanish vodorod bog'lanish deb yuritiladi va bu bog'ni... nuqtalar bilan

ifodalanadi. Lekin bunday bog'lanishlarning energiyasi unchalik katta emas ya'ni  $8-42 \text{ kJ mol}^{-1}$  ni tashkil qiladi. Vodorod bog'lanish HF da va sirka kislotalarida ham mavjud:

$\text{H-F} \cdots \text{H-F} \cdots \text{H-F}$  yoki  $(\text{HF})_n$  bu erda  $n=2,3,4,5,6$  bo'lishi mumkin.



Vodorod bog'lanish faqat turli molekular orasida emas, balki bir molekula atomlari orasida ham hosil bo'lishi mumkin. Vodorod bog'lanish moddaning molekularini o'zaro biriktirib, yiriklashgan-assotsilangan holatga olib keladi:  $(\text{H}_2\text{O})_n$ ,  $(\text{NH}_3)_n$



### 5.9. Qutbli va qutbsiz molekular

Elektromanfiyligi bir xil bo'lgan atomlar o'zaro ta'sirlashib kovalent bog'lanish hosil qilganda, molekuladagi umumiy juft elektron atomning o'rtasiga joylashadi. Bunday molekular qutbsiz molekula deyiladi. Bunday molekularlarda musbat va manfiy zaryadlarning markazi bir nuqtada bo'ladi.

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

Manfiy va musbat zaryadlar markazi siljigan molekular qutbli molekular deyiladi.

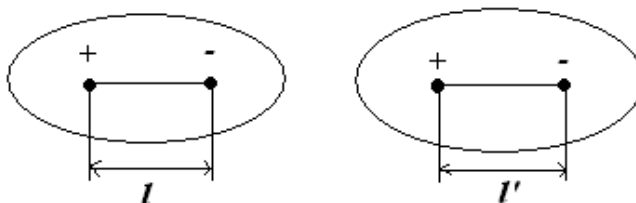
Kattaligi jihatidan bir-biriga teng, ammo qarama-qarshi ishorali va bir-biridan ma'lum masofada joylashgan ikkita elektr zaryadli sistema

dipol deb ataladi. Dipol uzunligi  $\ell$ -ning elektron zaryadi  $e$ -ga ko'paytmasi dipol moment deyiladi:  $\mu = \ell \cdot e$  ( $\mu$ -molekulaning dipol momenti).

Dipol momenti molekulaning qutblilik darajasini bildiradi. SGS sistemada dipol uzunligi taxminan molekula o'lchamiga, ya'ni  $10^{-8}$  sm ga, elektronning zaryadi esa  $4,8 \cdot 10^{-10}$  elektrostatik birlikka (el. st. birlik) teng ekanligini e'tiborga olsak, dipol momenti  $10^{-18}$  ga teng bo'ladi. Elektrostatik birlik SM bilan o'lchanadi,  $10^{-18}$  kattalik dipol momentining birligi deb qabul qilingan, u debay deb ataladi va D. harfi bilan belgilanadi.

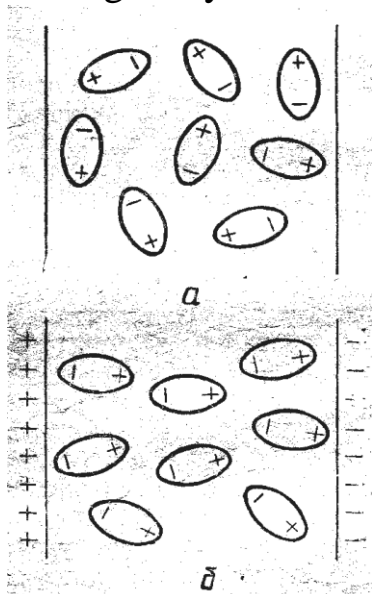
Molekulada bir necha qutbli bog'lar simmetrik joylashgan bo'lsa, zaryadlar bir-birini qoplashi natijasida molekula qutbsiz bo'lishi ham mumkin:  $O=C=O$ .

Qutblanish. Atom, ion va molekulalarda tashqi elektr maydoni ta'sirida yuzaga keladigan o'zgarish qutblanish deyiladi. Elektr maydoni ta'sirida har qanday molekulada qutblanish vujudga keladi. (12 rasm)



Rasm 12. Har xil qutblangan molekulalarning tuzilish sxemasi.  $l < l'$

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



ko'proq qutblanadi;

Rasm 13. Elektr maydonida qutblanish

- a)-elektr maydonisiz,
- b)-elektr maydonida.

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

Molekulalararo kuchlar. Molekulalararo ta'sir kuchlari 3 xil bo'ladi: orientatsion, induksion va dispersion kuchlar. Molekulalar qancha kuchli qutblangan bo'lsa, ular bir-biriga shuncha kuchli tortiladi. Qutblangan molekulalarning bir-biriga bunday ta'siri orientatsion ta'sir kuchi deyiladi. Qutblangan va qutblanmagan molekulalararo ta'sirlanish natijasida qutblanmagan molekula qutblangan molekulaga o'tish-molekulalararo induksion ta'sir kuchi deyiladi. Qutblanmagan molekulalar orasida ham dispersion o'zaro ta'sir vujudga keladi. Bunday ta'sirning vujudga keltiruvchi kuch dispersion kuch deyiladi. Dispersion kuchlarning kelib chiqish sababi shundaki, molekula tarkibidagi atomlarning elektron bulutlari fluktatsiya hodisasi tufayli molekula bir lahzada o'zining yo'nalishini va kattaligini o'zgartirib turadi; shunga ko'ra molekulaning mikrodipol deb qarash mumkin. Bir molekulada vujudga kelgan mikrodipol qo'shni molekula mikrodipoli bilan o'zaro ta'sirlashib, tortilish kuchi namoyon qiladi. Bu 3 xil molekulalararo ta'sir etuvchi kuchlarga umumiy qilib Vander-vaals kuchlari degan nom berilgan.

### **V.10. Savol va topshiriqlar**

1. Kimyoviy bog' to'g'risida nimalarni bilasiz?
2. Ion, kovalent, koordinatsion bog'larni ta'riflang.
3. Kimyoviy bog'lanish qanday kattaliklar bilan tavsiflanadi?
4. Erkin radikal, ion, molekula tushinchalariga ta'rif bering.
5. Kimyoviy bog'lanish haqida qanday nazariyalar mavjud?
6. Ionlanish potentsiali, elektronga moyillik, elektromanfiylikni ta'riflang.
7. Kovalent va qutbli bog'lanish haqida nimalarni bilasiz?
8. Gibridlanish nazariyasi haqida nimalarni bilasiz?
9. Qanday elementlar atomlari orasida ionli, kovalent, qutbli bog'lanish hosil bo'ladi?
10. Dipol deb nimaga aytiladi? Dipol momentining qiymati nimani bildiradi?
11.  $\text{NH}^+$ ,  $\text{Fe}(\text{C}_6\text{H}_5)_2$ ,  $\text{Fe}(\text{CO})_5$ ,  $(\text{AlCl}_3)_2$  tarkibli zarrachalarda markaziy ion qanday valentlikka ega?
12. Molekulyar orbitallar hosil bo'lishida qanday faktorlar ahamiyatga ega ekanligini ayting.
13.  $\sigma$ ,  $\pi$ ,  $\delta$ - bog'lanishlar qanday hosil bo'ladi?
14.  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{HF}$  larning molekulyar orbitallari nazariyasi asosida tuzilish formulalarini yozing.

## **VI-bob.**

### **Moddalarning agregat xolatlari**

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

#### **6.1. Gaz holat**

Agar modda gaz holatda bo'lsa, u ma'lum bir shaklga, hajmga ega bo'lmay uning zichligi, yopishqoqligi juda kam bo'lib, xoxlagancha hajmni to'ldirishi mumkin.

Gazlarning xossalarini o'rganish natijasida gazlarning kinetik nazariyasini kelib chiqishiga sabab bo'ldi. Bu nazariyaga ko'ra gazni tashkil qiluvchi atomlar yoki molekulalar har doim harakatda bo'ladi. Atom va molekulalar to'g'ri siniq chiziq bo'ylab harakatlanadi va shu harakatlanayotgan molekulalar idish devori bilan o'zaro to'qnashish natijasida o'zlarining harakatlanish yo'nalishlarini o'zgartiradi. Molekulalar va atomlar harakatlaganda har xil tezlikka ega bo'ladilar. Engil gazlar molekulalari eng katta o'rtacha tezlikka egadir: vodorod molekulasi uchun o'rtacha tezlik 0<sup>0</sup>C da 1698 sm/sek. Gaz molekulalarining idish devori bilan to'qnashishi bosimni hosil bo'lishiga sabab bo'ladi.

Ideal gaz. Agar gaz molekulalarining o'zaro tortishish kuchlarini va molekulalarning hajmini e'tiborga olinmasa, u holda hajm bosim va temperatura o'rtasidagi bog'lanishni quyidagi formula bilan ifodalash mumkin:  $PV=nRT$ . Bu tenglamani ideal gazlar uchun Klapeyron-Mendeleev tenglamasi deyiladi. R-uneversal gaz doimiyliqi. n-gazni kilomoli.

Real gaz. Real gaz ustida gap baror ekan, gazni tashkil qiluvchi molekulalarning o'zaro tortishish kuchlarini va molekulani hajmini

e'tiborga olish zarur. O'zaro tortishish kuchlar shu gazning egallab turgan hajmning kvadratiga teskari proporsionaldir va uni Van-der-Vaals «a» harfi bilan belgilangan. Molekulalararo tortishish kuchi gazning siqilishiga olib keladi va buning natijasida gazning bosimini  $\frac{a}{v^2}$  miqdorida oshiradi. Shuning uchun «V» hajmdagi real gazning bosimi  $p + \frac{a}{v^2}$  ga tengdir. «a» gaz moddaning tabiatiga bog'liq. Bundan tashqari, gazni tashkil qiluvchi molekulalarning hajmini ham e'tiborga olish zarur, chunki real gaz molekulalari ma'lum hajmga ega. Shuning uchun gaz molekulalari «V» hajmda harakatlanmay, balki V-b hajmda harakatlanadi. Yuqorida aytilganlarni nazarda tutib, real gazlar uchun tenglamani quyidagicha yozish mumkin:

$$\left(p + \frac{a}{v^2}\right) \cdot (v - b) = nRT.$$

Bu tenglamani Van-der-Vaals tenglamasi deyiladi.

## **6.2. Moddalarning kristall va amorf xolatlari.**

Qattiq moddalar oddiy sharoitda kristall va amorf holatda bo'ladilar. Kristall moddalar qat'iy muayyan temperaturada suyuqlanadilar. Amorf holatdagi moddalarning aniq suyuqlanish nuqtasi yo'q; ular qizdirilganda asta sekin yumshaydi va suyuq yoki qovushqoq oquvchan holatga o'tadi. Amorf moddalarning ichki tuzilishi molekulalarining tartibsiz joylashganligi bilan kristall moddalardan farqlanadi.

Moddalarning kristall holatida kristallni tashkil etuvchi zarrachalar (atom, molekula, ion) fazoda ma'lum tartibda joylashadi va ular kristall panjara, ya'ni fazoviy panjara hosil qiladi. Kristallda zarrachalarning joylashishi markazlari panjaraning tugunchalarida bo'ladi. Zarrachalar fazoda ma'lum tartibda joylashganligi tufayli ayrim moddalarning kristallari (monokristallar) ma'lum geometrik shaklni hosil qiladilar. Anizotropiya, ya'ni turli yo'nalishlarda xossalarning (issiqlik o'tkazuvchanligi, elektr o'tkazuvchanligi, mexanik puxtaligi va boshqalar) bir xil bo'lmasligi kristallar uchun xos xususiyatdir. Kimyoviy tarkibi bir xil bo'lib kristall panjara tuzilishi har xil bo'lsa, polimorfizm hodisasi vujudga keladi. Bunday moddalar polimorf modifikatsiyalar deyiladi: olmos bilan grafit uglerodning polimorf modifikatsiyalari deyiladi.

Kristall moddalarda izomorfizm hodisasi ham uchraydi. Agar kristall panjara tuzilishi bir xil bo'lib, kristall panjaralar tugunchalaridagi atom, ionlar har xil bo'lsa, izomorfizm hodisasi vujudga keladi.

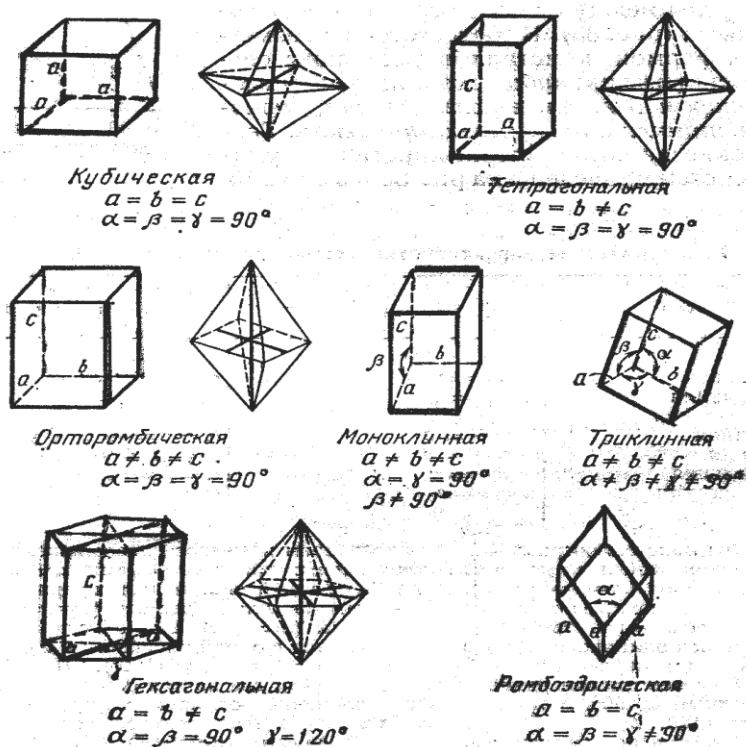
Kristallarning hammasini asosan 7 ta sistemaga bo'lish mumkin.

## Kristall sistemalarning geometrik xarakteristikasi

№	Sistema	Ularining uzunligi	O'qlarining orasidagi burchaklar
1	Kub	$a=b=c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^0$
2	Tetrogonal	$a=b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^0$
3	Ortorombik	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^0$
4	Monoklinik	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \gamma = 90^0 \quad \beta \neq 90^0$
5	Triklirik	$a \neq b \neq c$	$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^0$
6	Geksogonal	$a=b \neq c$	$\alpha = \beta = 90^0, \quad \gamma = 120$
7	Romboedrik	$a=b=c$	$\alpha = \beta = \gamma \neq 90^0$

Har qanday kristall panjaraning muayyan qismi shu kristallda qonuniy ravishda takrorlanadi; bu qism kristallning elementar (katakchasi) yacheyka deyiladi. Ana shu elementar yacheykani xarakterlovchi parametrlari  $a, b, c$  dir.  $a, b, c$ -elementar katakcha tugunchalarida joylashgan zarrachalar (atom, ion, molekula) markazlari orasidagi eng qisqa masofani bildiradi. (14 rasm).

$\alpha, \beta, \gamma$  - esa katakcha tugunchalarida eng yaqin joylashgan zarrachalarni markazlarini birlashtiruvchi to'g'ri chiziqlar orasidagi burchakni belgilaydi.



Rasm 14. Kristallarning geometrik shakllari.



Kristall panjara tugunchalaridagi zarrachalarning turiga qarab, panjaralar to'rt turga bo'linadi: 1) ionli, 2) atomli, 3) molekulari, 4) metall kristall panjaralarga bo'linadi.

### VII.3. Savol va topshiriqlar.

1. Ideal gaz holatini ta'riflang va Klapeyron-Mendeleev tenglamasini yozing.
2. Real gaz holatini ta'riflang va Van-der-Vaals tenglamasini yozing.
3. Real gazning suyuqlanish ( $\text{SO}_2$ ) izotermasini chizing.
4. Gazning kritiq temperatura nuqtasi deb nimaga aytiladi?
5. Moddaning amorf holatini ta'rifini bering.
6. Moddaning kristall holatini ta'riflab bering.
7. Ionli, atomli va molekulyar kristall panjaralar bir-biridan nima bilan farqlanadi.
8. Amorf va kristall moddalar suyuqlanish temperaturasida nima bilan farqlanadi?

**VII-bob.**  
**Kimyoviy reaksiyalarda energetik hodisalar va**  
**termokimyoviy hisoblar**

Kimyoviy reaksiyalarda ko'pincha issiqlik tarzida energiya ajralib chiqadi yoki yutiladi.

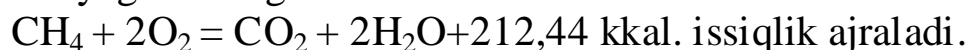
Reaksiya vaqtida issiqlik ajralib chiqsa, bu reaksiya ekzotermik, issiqlik yutilsa, endoterlik reaksiya deyiladi.

Kimyoviy reaksiya natijasida reaksiyada hosil bo'lgan moddalarning energiya zapasi o'zgaradi. Ekzotermik reaksiyada hosil bo'lgan moddalarning energiya zapasi boshlang'ich moddalarnikidan kam, endotermik reaksiyada esa ko'p bo'ladi. Kimyoviy birikma hosil bo'lishida qancha ko'p energiya ajralib chiqsa, bu mahsulotlar barqaror bo'lishi mumkin.

Aksincha, endotermik reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalar o'zining beqarorligi bilan ajralib turadi va ular oson parchalanadi.

Reaksiyaning issiqlik effekti, ya'ni ajralib chiqayotgan yoki yutilayotgan issiqlik miqdori ko'rsatilgan kimyoviy tenglamalar termokimyoviy tenglama deyiladi. Bu tenglamalar massalar saqlanish qonuni va energiyaning saqlanish qonuni asosida tuziladi.

Ekzotermik reaksiyalar issiqlik effekti musbat(+), endoterlik reaksiyalarda esa manfiy (-) ishora bilan yoziladi. Masalan 1 mol CH<sub>4</sub> 2mol O<sub>2</sub> bilan reaksiyaga kirishganda



Bu ekzotermik reaksiya.

1 mol kaltsiy karbonat to'la parchalanganda



Bu endotermik reaksiya.

Oddiy moddalardan 1 mol murakkab modda hosil bo'lishida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu moddaning hosil bo'lish issiqligi deyiladi. Agar hosil bo'lish issiqligi 25°C va 760 mm. simob

ustunida aniqlangan bo'lsa, u modda hosil bo'lishining standart issiqligi hisoblanadi va  $Q$  bilan ishoralanadi. Uning o'lchov birligi Joul bo'lib,  $1J=4,184$  kal. ga teng. Bundan tashqari EV (elektron volt)  $1EV$  (bir mol modda uchun)= $96,48$  kJ ham ishlatiladi.

Kimyoning kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlari miqdorini o'rganadigan bo'limi termokimyo deyiladi.

Barcha termokimyoviy hisoblar termokimyo qonunlariga asoslangan. Bu qonunlar energiyani saqlanish qonunidan kelib chiqadi. 1784 yilda Lavuaze va Laplas kashf etgan birinchi qonun quyidagicha ta'riflanadi:

Har qaysi kimyoviy birikma uchun paxalanish issiqligi uning hosil bo'lish issiqligiga teng, lekin ishorasi qarama-qarshi bo'ladi.

Masalan:  $CH_4 \rightarrow C + 2H_2 - 76,0$  kJ issiqlik yutadi.

$C + 2H_2 = CH_4 + 75,0$  kJ issiqlik chiqaradi.

1840 yilda G.I Gess ikkinchi qonunni tajriba asosida kashf etdi.

Reaksiyaning issiqlik effekti kimyoviy jarayonda ishtirok etayotgan moddalarning dastlabki va oxirgi holatlariga bog'liq bo'lib, reaksiyaning qanday usulda olib borilishiga bog'liq emas. Masalan:  $SO_2$  ni ikki usulda hosil qilaylik. Birinchi usul quyidagi ikki bosqichdan iborat bo'lsin:

a)  $C + 1/2O_2 = CO + 110,5$  kJ

b)  $CO + 1/2O_2 = CO_2 + 283,0$  kJ

---

Jami 393,5 kJ

Ikkinchi usulda reaksiyani bosqichsiz (bir yo'la) olib boraylik

$C + O_2 = CO_2 + 393,5$  kJ.

Bu reaksiyaning termodinamik tenglamasi quyidagidan iborat:

$C + O_2 = CO_2$  ;  $\Delta H^0_{293} = 393,5$  kJ/mol.

Endilikda  $Q$  ning o'rniga  $\Delta H$  (entalpiya) dan foydalaniladi:  $\Delta H = -Q$ . Demak, ayrim bosqichlarning entalpiyalari yig'indisi umumiy jarayonning entalpiyasiga teng. Kimyoviy reaksiyaning entalpiyasini topish uchun reaksiya mahsulotlarining hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisidan dastlabki moddalarning hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisini ayirib tashlash kerak:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{mahs.}} - \sum \Delta H_{\text{dast.mod.}}$$

Bu erda  $\Delta H$ - kimyoviy reaksiyaning entalpiyasi,

$\sum \Delta H_{\text{mahs.}}$ - kimyoviy reaksiya mahsulotlarining hosil bo'lish entalpiyalar yig'indisi,

$\sum \Delta H_{\text{dast.mod.}}$ - dastlabki moddalarning hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisi.

## 7.1. Entalpiya, entropiya haqida tushincha.

Izobar-izotermik potentsial. Harakat materiyaning mavjud formasi bo'lib, energiya moddalar harakatining o'lchovi, boshqacha qilib aytganda, moddalar tarkibidagi harakatning miqdor va sifat jihatdan o'zgarishidir. Termodinamika issiqlik energiyasi bilan boshqa xil energiyalar orasida bo'ladigan munosabatlar xaqidagi ta'limotdir. Termodinamika so'zi grekcha- therme- issiqlik va dinamis –kuch so'zlaridan olingan bo'lib, uning ma'nosi issiqlik bilan bog'liq bo'lgan kuchlar to'g'risidagi fanni anglatadi. Kimyoviy termodinamika umumiy termodinamikaning bir qismi bo'lib, termodinamika qonuni va qoidalarini kimyoviy jarayonlarga qo'llanishini anglatadi. Shunga ko'ra, umumiy termodinamikaning ba'zi qoida, tushuncha va nomlanishlarini qisqa eslatib o'tamiz.

Umumiy termodinamika uch bo'limdan iborat bo'lib, birinchi bo'lim qonunini boshqa bo'lim qonunlaridan ajratib bo'lmaydi.

Termodinamikaning 1 nchi qonuni 1842 yilda Meyer tomonidan, 2 nchi qonuni 1824 yilda Karno, 3 nchi qonun 1912 yilda Nernst tomonidan kashf etilgan. Umumiy kimyoviy termodinamikani o'rganishdan avval shu bo'limda keng qo'llanadigan sistema deb ataluvchi tushuncha bilan tanishaylik.

Tashqi muhitdan amalda yoki fikran ajratib olingan va bir-biriga ta'sir etib turadigan moddalar guruhi sistema deyiladi: kolbada, sovitgich mashinalarda, atom reaktorlarida bo'layotgan turli kimyoviy, fizikaviy jarayonlar o'ziga xos mustaqil sistemalar deyiladi. Bu sistemalarda moddaning xossalariidan birortasining o'zgarishi boshqalarining ham o'zgarishiga sabab bo'ladi.

1847 yilda Gelmgolts «energiyaning saqlanish printsipli» ni umumiy tarzda quyidagicha ta'rifladi:

Alohida olingan sistemaning umumiy energiyasi o'zgarmas qiymatga ega bo'ladi. U yo'qdan bor bo'lmaydi va bordan yo'qolib ham ketmaydi. Demak, energiya bordan yo'q bo'lmaydi va yo'qdan bor ham bo'lmaydi. Agar biror jarayon davomida energiyaning bir turi yo'qolsa, uning o'rniga ekvivalent miqdorda boshqa bir turi paydo bo'ladi. Bu qonunning matematik ifodasi quyidagicha yoziladi:

$Q_p = \Delta U + p\Delta v$  , bu erda  $\Delta U$ -sistemaning ichki energiyasining o'zgarishi,  
P-sistema bosimi,  
 $Q_p$ -sistemaga berilgan issiqlik miqdori,  
 $\Delta V$ -sistemaning hajmini o'zgarishi.

$P\Delta V$  – sistemani bajargan ishi, uni  $A$  deb belgilansa, matematik ifodani quyidagicha ham yozish mumkin.

$$Q_P = \Delta U + A$$

Sistemani ichki energiyasini sistemadagi molekulalarning o'zaro tortishish va itarilish kuchlari, atom va molekularning ilgarilanma, aylanma harakatlari, atom molekulalarning tebranma harakatlari, atom va molekulalardagi elektronlarning harakatlanishi, atom yadrolardagi nuklonlarini harakatlari tashkil qiladi. Bundan ko'rinib turibdiki, sistemani absolyut ichki energiyasini hisoblash mumkin emas. Shuning uchun faqat sistemani kimyoviy jarayon boshlanishidan oldingi va jarayon nihoyasiga etgandan keyingi ichki energiyasini o'zgarishinigina aniqlash mumkin, ya'ni  $\Delta N$  ni hisoblashgina mumkin. Demak, buning uchun

$Q_P = \Delta U + P\Delta V$  dagi  $\Delta U = U_2 - U_1$ ,  $\Delta V = V_2 - V_1$  bo'lgani uchun

$$Q_P = (U_2 + U_1) + P(V_2 - V_1) \text{ yoki}$$

$$Q_P = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1) \text{ yozish mumkin}$$

Agar  $U + PV$  ni « $H$ » bilan belgilasak

$$Q_P = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Bu erdagi « $H$ » kattaligi termodinamik funktsiya bo'lib, entalpiya (grekcha-qizdiraman so'zidan kelib chiqqan) deb ataladi. Demak, sistemadagi reaksiyaning o'zgarimas bosimdagi issiqlik effekti sistema entalpiyasi o'zgarishi ( $\Delta H$ ) ga tengdir, ya'ni  $Q_P = \Delta H$ .

Sistemadagi kimyoviy jarayonlar o'zgarimas bosimda yoki o'zgarimas xajmda borishi mumkin. Shuning uchun  $Q_P$  va  $Q_V$  orasida quyidagi bog'lanish bor:

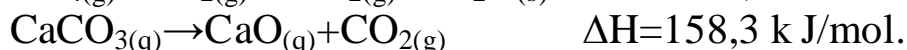
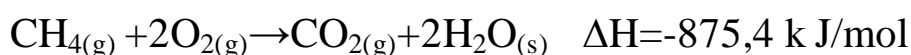
$$Q_P = Q_V + P\Delta V \text{ yoki } Q_P - Q_V = P\Delta V.$$

Demak, sistemadagi reaksiyaning o'zgarimas bosimdagi issiqlik effekti bilan uning o'zgarimas hajmdagi issiqlik effekti orasidagi ayirma sistemaning tashqi bosimga qarshi bajaradigan kengayish ishi  $P\Delta V$  ga tengdir.

Reaksiyaning issiqlik effekti termokimy qoidasiga ko'ra, reaksiya vaqtida issiqlik ajralib chiqsa, reaksiyaning issiqlik effekti (+), issiqlik yutilsa (-) ishora bilan yoziladi. Termodinamika qoidasiga muvofiq esa, reaksiya natijasida issiqlik ajralib chiqsa, issiqlik effekti (-) bilan, issiqlik yutilsa (+) ishora bilan ko'rsatiladi, chunki sistemaning ichki energiyasi oshadi.

Sistemadagi termokimyoviy reaksiyani tenglamasini tuzishda moddalarning agregat holatlarini ham ko'rsatishga e'tibor beriladi, ya'ni gaz xolati (g) harfi, suyuq xolat (s) harfi, qattiq holat (q) harfi bilan belgilanadi.

Agar reaksiya endotermik bo'lsa  $\Delta H > 0$ , ekzotermik bo'lsa  $\Delta H < 0$  masalan:



## 7.2. Kimyoviy moddalarning hosil bo'lish issiqligi.

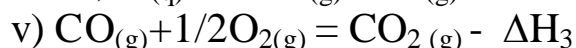
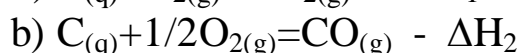
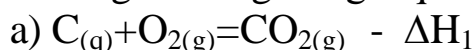
Oddiy moddalar o'zaro ta'sirlanib bir mol birikma hosil qilganida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori ayni birikmaning hosil bo'lish issiqligi deyiladi. Masalan,



Oddiy moddalarning ( $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  va xokazo) hosil bo'lish issiqliklari nolga teng deb qabul qilingan.

Gess qonuni 1840 yilda tajriba asosida termokimyoning asosiy qonuni sifatida ta'riflandi:

Reaksiyaning issiqlik effekti jarayonning qanday (yo'lda) usulda olib borishiga bog'liq emas, balki faqat reaksiyada ishtirok etayotgan moddalarning dastlabki va oxirgi holatiga bog'liqdir:



(b) va (v) tenglamalar algebraik qo'shilsa (a) tenglama hosil bo'ladi.

Demak,

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Tajribada  $\Delta H_1 = -393,3 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_2 = -113,3 \text{ kJ/mol}$ , va  $\Delta H_3 = -281,0 \text{ kJ/mol}$  ekanligi aniqlangan va shu ma'lumotlar asosida  $\text{SO}_2$  ning hosil bo'lish issiqligi

$$-\Delta H_1 = (-\Delta H_2) + (-\Delta H_3) = -113,3 + (-281,0) = -393,3 \text{ kJ/mol.}$$

Shunday qilib, Gess qonuni va undan kelib chiqadigan natijadan foydalanib, issiqlik effekti noma'lum yoki o'lchash qiyin bo'lgan jarayonlarning issiqlik effektini hisoblab topish mumkin. Shu sohada yana bir qonun, ya'ni Lavuaze-Laplas qonunini esga olish lozim. Bu qonunni matematik ifodasi quyidagicha:  $\Delta H_{x.b} = -\Delta H_{parch}$  ya'ni murakkab moddalarning oddiy moddalarga ajralish issiqligi qiymat jihatdan o'sha moddaning tarkibidagi atomlardan hosil bo'lish issiqligiga teng, ishora jihatdan qarama-qarshidir.

Gess qonunidan yana bir hulloza chiqadi, ya'ni kimyoviy reaksiyaning issiqlik effektini topish uchun reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisidan, reaksiyaga

kirishuvchi moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisini ayirmasiga tengdir:

$aA + bB = cC + dD$  bu kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti

$\Delta H_P = (c\Delta H_C + d\Delta H_D) - (a\Delta H_A + b\Delta H_B)$  yoki  $\Delta H_P = \sum \Delta H_{\text{mahsulot}} - \sum \Delta H_{\text{dast. moddalar}}$

misol:  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{s}) - \Delta H \text{ kJ/mol.}$

Normal sharoitda 100 l metan yondirilganda qancha issiqlik ajralib chiqadi?

Echish. Qonunga asosan  $\Delta H = (\Delta H_{\text{CO}_2} + 2\Delta H_{\text{H}_2\text{O}}) - (\Delta H_{\text{CH}_4} + 2\Delta H_{\text{O}_2})$  ga teng.

Jadvaldan  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CO}_2$  va  $\text{H}_2\text{O}(\text{s})$  larning hosil bo'lish issiqliklarining qiymatini topamiz:  $\Delta H_{\text{CH}_4} = -74,85 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H_{\text{CO}_2} = -393,51 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{s})} = -285,84 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{O}_2} = 0$$

Topilgan qiymatlarni tenglamaga qo'yamiz:

$$\Delta H_P = [(-393,51 + 2(-285,84))] - [(-74,85 + 0)] = -890,57 \text{ kJ/mol.}$$

Kimyoviy reaksiya tenglamasiga asosan proporsiya tuzib, 100 l metan yonganda ajralib chiqqan issiqlik miqdorini hisoblab topamiz:

$$22,4 \text{ l CH}_4 \text{ yonganda} \quad 890,57 \text{ kJ/mol}$$

$$100 \text{ l CH}_4 \text{ yonganda} \quad X$$

$$x = \frac{890,57 \cdot 100}{22,4} = 3976,2 \text{ kJ/mol} \text{ issiqlik chiqar ekan.}$$

1 mol modda erish jarayonida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori erish issiqlik effekti deyiladi, ya'ni;

$$\Delta H_E = \frac{C \cdot m \cdot \Delta t M}{m_1 \cdot 1000}$$

bu erda C-eritmaning issiqlik sig'imi, suv uchun 4,18 kJ/grad.

m-eritma massasi.

$\Delta t$  –temperaturalar ayirmasi

M-erigan moddaning nisbiy molekulyar massasi,

$m_1$ -erigan moddaning massasi.

### 7.3. Termodinamikaning ikkinchi qonuni.

Tabiatda sodir bo'ladigan hodisalarni kuzatish natijasida ular ma'lum yo'nalishda bo'ladi degan hulosani chiqarish mumkin. Masalan, issiqlik hamma vaqt issiqroq jismdan sovuqroq jismga o'tadi; suv balandlikdan pastga oqadi; bir gaz moddaga boshqa gaz modda qo'shilsa, bu gaz moddalar o'zaro aralashib ketadi; elektr toki yuqori potentsialdan past potentsialga ko'chadi. Bu hodisalar o'z-o'zicha sodir bo'ladi. Lekin

yuqorida aytib o'tilgan xodisalar teskari tomonga yo'nalmaydi. Bu xodisalarning hammasi qaytmas xodisalaridir. Termodinamikaning 2nchi qonuni, avvalo tekshirilayotgan sistemada ayni temperaturada, bosimda, kontsentratsiya va boshqalarda qaysi jarayon o'z-o'zicha keta olishini, uning qancha ish bajarishini, ayni sharoitda sistemaning muvozanat holati qanday ekanligini ko'rsatadi. Bu qonundan foydalanib, biror jarayonni amalga oshirish uchun qanday shart-sharoit yaratish lozimligini aniqlash mumkin. Shuning uchun bu qonun amaliy jixatdan katta ahamiyatga ega.

Bu qonunning ta'rifaridan biri: izolyatsiyalangan bir-biridan ajratilgan har qanday sistema o'z-o'zicha muvozanat holatiga o'tish uchun intiladi, ya'ni termodinimikaning birinchi qonuniga muvofiq, o'z-o'zicha abadiy ishlaydigan mashina qurish mumkin bo'lmagandek, ikkinchi qonunga muvofiq, bir xil temperaturaga ega bo'lgan muhit issiqligi hisobiga uzuluksiz ishlaydigan mashina qurish ham mumkin emas.

Entropiya. Issiqlik mashinalarida issiqlikning ancha qismi (parovoz) bekorga sarflanadi; elektr lampochkasida elektr energiyasining faqat ozgina qismi yorug'likka, qolgan qismi esa issiqlikka aylanadi va atrof muhitga tarqalib ketadi va undan foydalanib bo'lmaydi. Energiyani avvalgi xolatini yo'qotgan energiya miqdorini ifodalash uchun termodinamikaga entropiya degan tushuncha kiritilgan.

Izotermik (o'zgarimas temperaturada) jarayonida yutilgan issiqliklar yig'indisining absolyut tempearturasiga nisbati sistemaning entropiyasi deb ataladi va uning matematik ifodasi quyidagicha yoziladi:

$$S = \frac{Q}{T}$$

Muvozanatdagi har qanday sistema «entropiya» nomli o'ziga xos xolat funksiyasiga ega bo'lib, entropiyaning qaytar jarayonlaridagi o'zgarishi

$\Delta S = S_2 - S_1 = \Delta Q / T$  tenglama asosida hisoblanadi.

Q- mazkur temperaturada yutiladigan yoki ajralib chiqadigan issiqlik miqdori.

Agar jarayon o'zgaruvchan temperaturada sodir bo'lsa, entropiya o'zgarishini hisoblash uchun barcha temperaturalardagi  $\Delta Q / T$  larning yig'indisini olish kerak.

S- moddada yuz berishi mumkin bo'lgan va uzluksiz o'zgarib turadigan holatlarni aks etdiruvchi funktsiyadir.



Boltsman nazariyasiga muvofiq holatlar soni bilan entropiya orasida

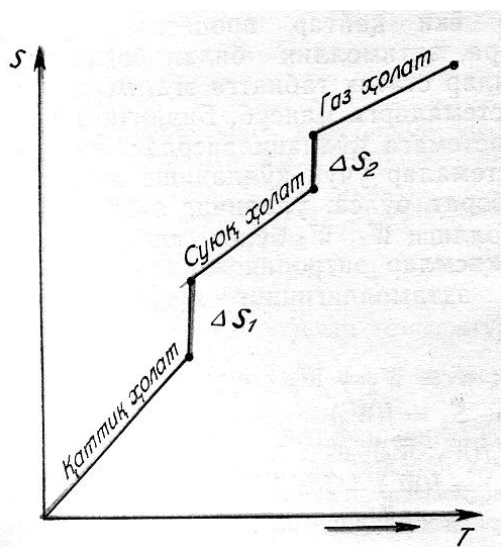
$$\text{quyidagi bog'lanish bor: } S = \frac{R}{N} \ln W$$

N- Avogadro soni,

R- universal gaz doimiyligi,

W- mikroxolatlar soni.

Uzluksiz o'zgarib turadigan mikroholatlar qancha ko'p bo'lsa, modda holatining tartibsizlik (holati) darajasi ham shunchalik katta bo'ladi. Modda tartibli holatdan tartibsiz holatga o'tganda modda entropiyasi ortadi. (15- rasm).



Misol: 1 mol suv 100<sup>0</sup> S da bug'latildi. Suvning solishtirma qaynash issiqligi 225,8 k J bo'lsa, 1 mol suv 100<sup>0</sup> S da bug'langanda uning entropiyasi qanchaga ortadi?

Echish. Suvning qaynash temperaturasida bug'lanish izotermik jarayon bo'lgani uchun suv entropiyasining ortishi  $S = \frac{Q}{T}$  fomula bilan hisoblab topiladi.

Rasm 15. Entropiyaning temperaturaga bog'liqligi.

$$Q = 535,8 \cdot 18 = 9716,4 \text{ kal};$$

$$T = 273,2 + 100 = 373,2^0;$$

$$S = \frac{9716,4}{373,2} = 26,04 \frac{\text{кал}}{\text{град.моль}} \text{ yoki } 108,85 \text{ J/grad. mol}$$

Demak, entropiya 108,85J/grad.mol ga ortar ekan.

#### 7.4 Kimyoviy reaksiyaning yo'nalishi.

Termodinamikaning ikkinchi qonuniga muvofiq jismdagi energiyaning bir qismi ishga aylanmaydi, jism ichki energiyasining faqat ma'lum qismigina ishga aylanishi mumkin. Jism energiyasining ishga aylanishi mumkin bo'lgan qismi uning erkin energiyasi, ishga aylana olmaydigan qismi esa bog'langan energiya deb ataladi. Shunday qilib:

$$U = F + Q$$

Bu erda: U-jismning ichki energiyasi,

F-erkin energiya,  
Q-bog'langan energiya.

Jismdagi bu energiyalarning absolyut qiymatini hisoblab bo'lmaydi, lekin jarayon vaqtida bajarilgan ish va chiqarilgan issiqlik asosida jismdagi energiyaning o'zgarishini aniqlash mumkin. Erkin energiya jismda potentsial energiya holida bo'ladi. Jism ish bajarilganda uning erkin energiyasi kamayadi. Masalan, dastlab jismning erkin energiyasi  $F_1$  ma'lum ish bajargandan keyin uning erkin energiyasi  $F_2$  bo'lsin; u holda o'zgarmas jismda bo'ladigan qaytar izotermik jarayon natijasida hosil bo'lgan maksimal ish  $F_1$  va  $F_2$  orasidagi ayirmaga teng bo'ladi:

$$A = F_1 - F_2 = \Delta F$$

O'zgarmas bosimda sodir bo'ladigan qaytar izotermik jarayon vaqtida bajariladigan maksimal ishning qiymati dastlabki va oxirgi izobarik potentsiallar  $G_1$  va  $G_2$  orasidagi ayirmaga teng bo'ladi:

$$A = G_1 - G_2 = -\Delta G$$

Amalda erkin energiyaning hammasi foydali ish bajarish uchun sarflanavermaydi, balki uning bir qismi nur, issiqlik va boshqa ko'rinishda bekorga sarf bo'ladi. Qaytar jarayonda esa faqat ish uchun sarflanadi.

Demak, sistemadagi erkin energiyaning kamayishi izotermik qaytar jarayonda hosil bo'lishi mumkin bo'lgan maksimal ishning o'lchovidir. Bu ish esa o'z navbatida moddalarning kimyoviy reaksiyaga kirishish hususiyati (kimyoviy moyilligi) o'lchovidir. Bog'langan energiya  $Q = T\Delta S$  formula bilan ifodalanadi;  $\Delta S$ -jarayon vaqtida entropiyaning o'zgarishi.

Erkin va bog'langan energiya degan tushunchalar aniqlab olindi; endi termodinamikaning birinchi hamda ikkinchi qonunlarining birlashgan tenglamasini yozish mumkin. Agar qaytar jarayonda issiqlikning ishga aylana olmaydigan eng kichik miqdorini  $Q$  bilan belgilasak, bu issiqlik bog'langan energiyaga teng bo'ladi:  $\Delta Q = T\Delta S$

Demak qaytar jarayonlar uchun:

$$\Delta Q = T\Delta S \text{ formula hosil bo'ladi.}$$

Agar bog'langan energiya ifodasini termodinamikaning birinchi qonuni formulasiga, ya'ni:

$$\begin{aligned} \Delta Q &= \Delta U + \Delta A \text{ ga qo'ysak,} \\ T\Delta S &= \Delta U + \Delta A \end{aligned}$$

yoki  $T\Delta S = \Delta U - \Delta F$  yoki  $\Delta F = \Delta U - T\Delta S$ ; o'zgarmas bosimdagi jarayon uchun esa

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

tenglama kelib chiqadi.

Bu tenglama termodinamika birinchi va ikkinchi qonunlarining qaytar jarayonlar uchun xos bo'lgan umumiy tenglamasidir,  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$  tenglamada  $\Delta H$ - entalpiya faktori,  $T\cdot\Delta S$  esa-uning entropiya faktori deb yuritiladi. Ular bir-biriga qarama-qarshi intilishlarni ifodalaydi.  $\Delta H$  sistemada tartibsizlik darajasini kamaytiradi yoki tartibsizlik darajasini kamaytirishga intiladi.  $T\Delta S$  esa tartibsizlik darajasini ko'paytirishga intiladi.  $\Delta G=0$  bo'lganda entalpiya faktori uning entropiya faktoriga teng bo'ladi:

$$\Delta H = T\Delta S$$

Bu sharoitda sistema muvozanat holatiga keladi. O'z-o'zicha sodir bo'ladigan reaksiyalar uchun  $\Delta G < 0$  dir. Bu erda uchta muxim variant bo'lishi mumkin.

1.  $\Delta H$  ham,  $\Delta S$  ham reaksiyaning borishiga yordam beradi; buning uchun  $\Delta H < 0$  va

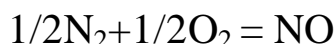
$\Delta S > 0$  bo'lishi kerak. Bunda asosiy vazifani entalpiya faktori bajaradi.

2. Reaksiyaning borishiga faqat  $\Delta H$  yordam beradi. Bu holatda  $\Delta H$  manfiy

qiymatga ega bo'ladi:  $\Delta H < 0$ .

3.  $\Delta H > 0$  bo'lib, entropiya faktori  $\Delta H$  dan katta bo'lganida ham reaksiya o'z-o'zicha

borishi mumkin. Demak, ekzotermik reaksiyada entalpiya faktori  $\Delta H$  ning qiymatini kamayishi entropiya faktori  $T\Delta S$  ning ortishini «bosib ketadi». Endotermik reaksiyalarda (yuqori temperaturada) entalpiya faktori «bosa olmaydi». Masalan:



reaksiyasi uchun  $\Delta H = 91,37$  kJ.  $T\Delta S = 298[210,6 - (1/2 \cdot 199,9 - 1/2 \cdot 205,4)] = 3,0$  kJ.

Hulosa qilib aytganda,  $\Delta G < 0$  bo'lsa, reaksiya o'z-o'zicha sodir bo'ladi,  $\Delta G > 0$  bo'lsa, reaksiya ayni sharoitda borishi mumkin bo'lmaydi va  $\Delta G = 0$  bo'lsa, reaksiya muvozanat holatda bo'ladi.

### VII.5. Savol va topshiriqlar.

1. Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti, sistemani ichki energiyasi, entalpiya qanday ishoralar bilan yoziladi?
2. Termodynamikaning birinchi qonuni va uning kimyo uchun qo'llanilishi, Gess konunini ta'riflang.  $\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$  tenglamani keltirib chiqaring.

3. Termodinamikaning ikkinchi qonuni, entropiya, Gibbs energiyasi tushunchalarini bayon eting.
4.  $2\text{HBr}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} = 2\text{HCl}_{(g)} + \text{Br}_{2(g)}$  reaksiyasining issiqlik effekti ( $\Delta H$ )ni hisoblash uchun tenglama tuzing va hisoblang.
5. Metil spirti yonganida quyidagi reaksiya sodir bo'ladi:  
 $2\text{CH}_3\text{OH}_{(c)} + 3\text{O}_{2(g)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(s)}$  agar  $\Delta H^0_{298}\text{CO}_2$  uchun  $393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$ ;  
 $\Delta H^0_{298}\text{H}_2\text{O}$  uchun  $-285,84 \text{ kJ mol}^{-1}$ ;  $\Delta H^0_{298}\text{CH}_3\text{OH}$  uchun  $-287,7 \text{ kJ mol}^{-1}$  bo'lsa, metil spirtining yonishi standart entalpiyasi topilsin.
6. Etilen yonganda  $\text{CO}_2$  va suv hosil bo'ladi. Shu reaksiya uchun entropiya o'zgarishini ko'rsating.

## VIII bob. Kimyoviy kinetika va kimyoviy muvozanat

### 8.1 Kimyoviy reaksiyalarning tezligi. Kataliz.

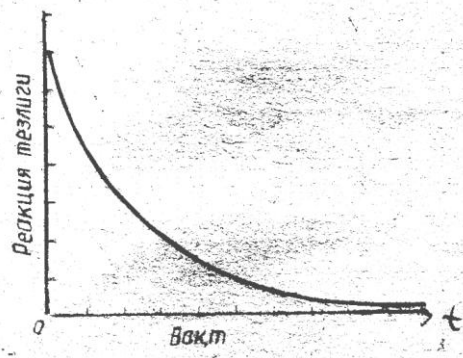
Kimyoviy reaksiyalarning tezligi va ularning mexanizmi, shuningdek, reaksiya tezligiga ta'sir etuvchi omillar kimyoviy kinetikada o'rganiladi.

Har qanday reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiatiga va shu reaksiya boradigan sharoitga bog'liq. Reaksiya tezligiga ta'sir qiluvchi asosiy omillar (faktorlar) reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasi, temperatura, bosim va katalizatorlarning ishtirok etish-etmasligidir.

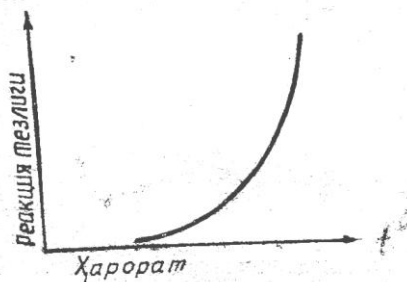
Reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasining reaksiya tezligiga ta'siri haqidagi qonun massalar ta'siri qonuni deb yuritiladi.

Reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasi qancha katta bo'lsa, hajm birligida shuncha ko'p molekula bo'ladi, shuning uchun ular o'zaro tez-tez to'qnashadi va samarali to'qnashuvlar natijasida dastlabki moddalar reaksiya mahsulotiga aylanadi, natijada reaksiya tezligi oshadi.

Vaqt o'tish bilan reaksiya tezligi kamaya boradi. Bunga sabab shuki, reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentratsiyasi vaqt o'tishi bilan kamayadi, chunki molekularning o'zaro to'qnashuvi kamayadi. (16 rasm).



Rasm 16. Reaksiya tezligining vaqtga bog'liqligi.



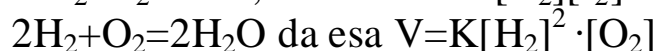
Rasm 17. Reaksiya tezligining temperaturaga bog'liqligi.

Massalar ta'siri qonuni quyidagicha ta'riflanadi: Kimyoviy reaksiyaning tezligi o'zgarmas temperaturada reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalarining (molyar) ko'paytmasiga to'g'ri proporsionaldir. Bu qonun Guldberg va Vaage tomonidan tariflangan. Masalan,  $A+B=AB$  sxema shaklida yozilgan reaksiya tezligi:  $V = K [A] \cdot [B]$

Bu erda K-proporsionallik koeffitsenti, uni kimyoviy reaksiya konstantasi deyiladi. K-reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiatiga, katalizatorning ishtirok etish-etmasligiga bog'liq, lekin reaksiyada qatnashayotgan moddalar konsentratsiyasiga bog'liq emas.

Agar  $[A]=[B]=1$  bo'lsa  $V=K$  bo'ladi.

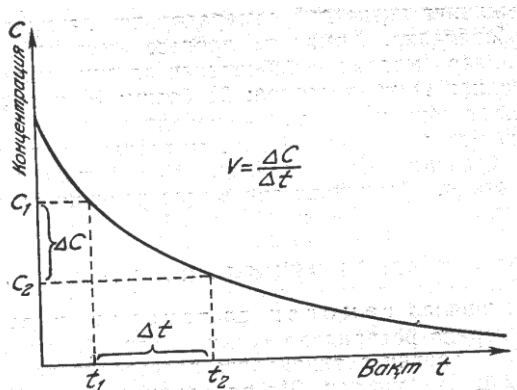
Demak, kimyoviy reaksiyaning tezlik konstantasi reaksiyaga kirishuvchi har qaysi moddaning molyar konsentratsiyasi 1 mol/l bo'lgan holdagi reaksiya tezligiga son jihatdan tengdir. Buni quyidagi reaksiya yordamida ko'rib chiqamiz:



umumiy holda:  $mA + nB = C + D; V = K[A]^m[B]^n$

Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning molyar konsentratsiyalari reaksiya davom etgan sari kamayadi (18 rasm); reaksiya natijasida hosil bo'layotgan mahsulotlarning konsentratsiyasi, aksincha, ortib boradi. Agar ma'lum bir reaksiyaning tezligini aniqlash kerak bo'lsa, u holda ayni reaksiya tezligi quyidagi matematik formulasi bilan ifodalanadi:

$$V = - \frac{\Delta c}{\Delta t}$$



$\Delta C$ -reaksiyaga kirishuvchi moddalardan birining (oson konsentratsiyasini aniqlash mumkin moddani) konsentratsiyasining ma'lum vaqt oralig'ida o'zgarishi;

$\Delta t$ -vaqt oralig'i.

Rasm 18. Reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentratsiyasining vaqtga bog'liqligi.

Reaksiya tezligiga temperaturaning ta'siri. Kimyoviy reaksiya borayotgan sistemaning temperaturasi ko'tarilsa, odatda, reaksiyaga kirishuvchi moddalar molekularining harakatlanish tezligi ortadi. Natijada molekularning effektiv to'qnoshuvining ortishi hisobiga

reaksiya tezligi keskin ortadi. Reaksiya tezligining temperaturaga miqdoriy bog'likligini Vant-Goff (1852-1911) qoidasi bilan aniqlanadi. Temperaturada  $10^0$  S ga ko'tarilganda reaksiya tezligi 2-4 marta ortadi. Bu qoidaning matematik ifodasi quyidagichadir:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}$$

bu erda  $V_{t_2}$  - temperatura  $t_2$  gacha ko'tarilgandan keyingi reaksiya tezligi,  $V_{t_1}$  reaksiyaning  $t_1$  temperaturadagi boshlang'ich tezligi,  $\gamma$  - reaksiyaning temperatura koefitsenti, ya'ni temperatura  $10^0$  C ga ko'tarilganda reaksiya tezligining necha marta ortishini ko'rsatuvchi son.

Misol. Agar reaksiyaning temperatura koefitsenti  $\gamma=4$  bo'lsa, temperatura  $10^0$  S dan  $50^0$  ga ko'tarilganda reaksiya tezligi qanchaga ortadi ?

Echish.  $V_{50} = V_{10} \cdot 4^{\frac{50-10}{10}} = V_{10} \cdot 4^4 = V_{10} \cdot 256$

Demak, reaksiya tezligi 256 marta ortar ekan.

Reaksiya tezligiga temperaturaning ta'sirini ko'rsatish uchun natriy tiosulfat  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  bilan sulfat kislota eritmalarining o'zaro reaksiyasini misol qilib ko'rsatish mumkin:



Reaksiya  $20^0-30^0$  C da o'tkaziladi. Unda oltingugurt cho'kmasi hosil bo'lishi sababli eritma loyqalanadi.  $30^0$  C da  $20^0$  C dagi nisbatan 2 marta kam vaqt ichida tugaydi. Kimyoviy reaksiyani boshlash uchun uni turli nurlar bilan yoritish (fotokimyoviy ta'sir ko'rsatish) ham mumkin.

Reaksiya tezligiga kontsentratsiyaning ta'siri. Reaksiya tezligiga reaksiyaga kirishayotgan moddalarning kontsentratsiyalari katta ta'sir ko'rsatadi. Reaksiyalar gomogen yoki geterogen sistemalarda borishi mumkin. Gomogen (bir jinsli) sistemalar qatoriga, masalan, gazlar aralashmasi, tuz yoki boshqa moddalar eritmasi (eritma ustidagi to'yingan par bosimi e'tiborga olinmasa) kiradi.

***Fizikaviy yoki kimyoviy xossalari jihatdan o'zaro farq qiladigan va bir-biridan chegara sirtlar bilan ajralgan ikki yoki bir necha qismlardan tuzilgan sistema getrogen (ko'p jinsli) sistema deb ataladi.***

*Getrogen sistemaning boshqa qismlaridan chegara sirtlar bilan ajralgan va bir xil fizikaviy va kimyoviy xossalarga ega bo'lgan gomogen qismi-faza deyiladi.*

Demak, gomogen sistema-bir fazadan, getrogen sistema esa-bir necha fazadan iborat.

Reaksiya tezligiga kontsentratsiya ta'sir etishining sababi shundaki, reaksiyaga kirishuvchi moddalar orasida o'zaro ta'sir hosil bo'lishi uchun reaksiyaga kirishuvchi moddalarning zarrachalari bir-biri bilan to'qnashishi kerak. Lekin to'qnashuvlarning hammasi ham kimyoviy reaksiyaga olib kelmaydi. Vaqt birligi ichida yuz beradigan to'qnashuvlarning soni o'zaro to'qnashayotgan zarrachalarning kontsentratsiyalariga to'g'ri proporsional bo'ladi. Bu son qanchalik katta bo'lsa, moddalar orasidagi o'zaro ta'sir shunchalik kuchli bo'ladi, ya'ni kimyoviy reaksiya shunchalik tez boradi.

## **8.2. Kimyoviy reaksiyaning aktivlanish energiyasi.**

Kimyoviy reaksiya sodir bo'lish uchun reaksiyaga kirishuvchi moddalarning zarrachalari o'zaro to'qnashishi kerak. Shuni aytish kerakki, ba'zi moddalar odatdagi temperaturada uzoq vaqt aralash holda bo'lsa ham o'rtasida kimyoviy reaksiya sodir bo'lmaydi. Lekin aralashma qizdirilsa, reaksiya tez boradi. Agar moddalarning tashkil qiluvchi molekulalar orasida bo'ladigan har qaysi to'qnashish natijasida kimyoviy reaksiya sodir bo'lsa, barcha reaksiyalar ham tez sodir bo'lishi kerak edi. Ammo, kimyoviy reaksiyalar faqatgina reaksiyaga kirishuvchi moddalar molekulalarning effektiv to'qnashuvi (aktivlashgan molekulalar to'qnashuvi) natijasida sodir bo'ladi. Shuning uchun massalar ta'sir qonuniga qo'shimcha sifatda, aktivlash energiyasi deb ataladigan tushincha kiritiladi.

Bu nazariyaga binoan, molekulalar orasidagi bo'ladigan har qanday to'qnashuvlar natijasida kimyoviy reaksiya sodir bo'lavermaydi, faqat aktiv molekulalar orasidagi to'qnashuvlar natijasida reaksiyani sodir bo'lishiga sababchi bo'ladi.

Bu nazariyani D.Alekseev, S.Arrenius va boshqa olimlar rivojlantirdilar. Demak, har qaysi to'qnashuv natijasida reaksiya boravermaydi, faqat aktiv molekulalar orasidagi to'qnashuvlar natijasida reaksiya boradi. Chunki ikki molekula o'zaro to'qnashganda kimyoviy reaksiya sodir bo'lishi uchun bu molekulalar orasidagi masofa elektron bulutlar bir-birini qoplaydigan darajada kichik bo'lishi kerak. Shu vaqtdagina elektronlarning bir molekuladan ikkinchi molekulaga o'tishi yoki elektronlar jufti hosil bo'lishi mumkin. Lekin molekulalar bir-biriga bu qadar yaqin masofaga ikki molekuladagi elektron qavatlarining o'zaro



qarshilik kuchlari xalaqit beradi. Bu qarshilik kuchlarini katta energiyaga ega bo'lgan aktiv molekulalar (zarrachalar) eng oladi. Aktiv bo'lmagan molekulalarni aktiv holatga o'tkazish uchun energiya talab qilinadi.

***Aktiv bo'lmagan molekulalarni aktiv holatga o'tkazish uchun ularga berilishi zarur bo'lgan qo'shimcha energiya-ayni reaksiyaning aktivlanish energiyasi deb ataladi. Aktivlanish energiyasi kJ/mol yoki eV hisobida ifodalanadi.***

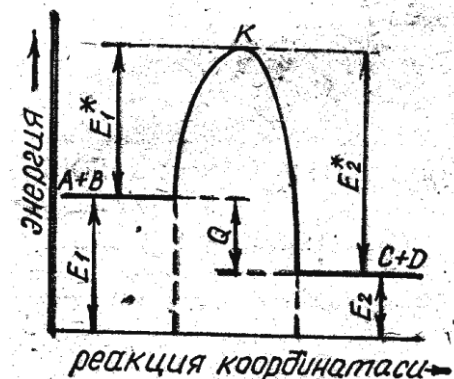
Uning son qiymati aktiv molekulalar bilan dastlabki molekulalar o'rtacha energiya qiymatlari orasidagi ayrimaga teng.

Reaksiyaning aktivlanish energiyasi qanchalik katta bo'lsa, reaksiya shunchalik sekin boradi. Aktivlanish energiyasi reaksiyada ishtrok etadigan molekulalarning tabiatiga bog'liq:

a) agar reaksiyada ishtirok etadigan ikkala modda ham molekulalardan tashkil topgan bo'lsa, bunday reaksiya uchun aktivlanish energiyasi 80-250 kJ/mol chamasi bo'ladi.

b) agar reaksiyaga kirishayotgan moddalarning ikkalasi qarama-qarshi zaryadli ionlar bo'lsa, aktivlanish energiyasi 0-18 kJ/mol bo'ladi.

v) erkin radikallar ishtirokida boradigan reaksiyalarda aktivlanish energiyasi 0-9 kJ/mol chamasi bo'ladi.



19-rasmda aktivlanish energiyasi grafik bilan tasvirlangan. Bunda  $E_1$ -sistemaning reaksiyadan avvalgi energiya zapasi,  $E_1^*$ - to'g'ri reaksiyaning aktivlanish energiyasi,  $E_2$ - reaksiyadan keyingi energiya zapasi,  $E_2^*$  - teskari reaksiyaning aktivlanish energiyasi,  $Q=E_1-E_2$  - reaksiyaning issiqlik effekti,

Rasm 19. Aktivlanish energiyasining sxematik tasviri.

K- aktivatsiya energiyasi yoki «energetik g'ov» ni tasvirlaydi. Sistema  $E_1$  dan  $E_2$  ga to'g'ridan-to'g'ri o'tolmaydi: buning uchun u avval o'zining energiya zapasini K ga qadar etkazish kerak, ya'ni (energetik g'ovni) bosib o'tish lozim. Bunga erishish uchun sistema issiqlik, yorug'lik va enegiyaning boshqa turlarini qabul qilib aktiv holatga o'tish kerak; chunki faqat aktiv molekulalargina «energetik g'ov» dan o'ta oladi.

### 8.3. Zanjir reaksiyalar.

Valentliklari to'yinmagan aktiv zarrachalar (erkin atom-radikal va qo'zg'olgan molekularlar) ishtirokida ketma-ket bosqichlar bilan boradigan reaksiyalar zanjir reaksiyalar deb ataladi. Zanjir reaksiyalarga kerakli zarrachaning aktivlanishi uchun sistema yorug'lik kvantini yoki boshqa nur kvantini yutishi lozim; lekin ba'zan sistema o'zining ichki issiqlik energiyasi hisobiga ham aktivlana oladi. Nobel mukofoti laureati akademik N. Semenov nazariyasiga ko'ra har qanday zanjir reaksiyani uch bosqichdan iborat deb qarash mumkin: 1) zanjirni vujudga kelishi (yoki «boshlama reaksiya»), 2) zanjir reaksiyalar zanjirlarining davom etish va tarmoqlanishi, 3) zanjirning uzilishi. Masalan: vodorod va xloridan vodorod xlorid hosil bo'lish reaksiyasini, ya'ni tarmoqlanmagan zanjir reaksiyani ko'rib chiqamiz. Bu reaksiya quyindagi sxema bilan boradi:

Dastlabki reaksiyalar  $\text{Cl}_2 + \text{energiya} \rightarrow 2\text{Cl}^*$

Zanjir reaksiya  $\text{Cl}^* + \text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{H}^*$

$\text{H}^* + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{Cl}^*$

$\text{Cl}^*_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{H}^*$  va h.k.

Zanjirning uzilishi  $\text{Cl}^* + \text{Cl}^* \rightarrow \text{Cl}_2$

$\text{H}^* + \text{H}^* \rightarrow \text{H}_2$

Demak, eng avval xlor molekulasini energiya ta'siridan ikkita aktiv atomiga ajraladi, aktiv xlor atomi vodorod molekulasini bilan ta'sirlanib vodorod xlorid molekulasini va aktiv vodorod atomini hosil qiladi: bu atom boshqa xlor molekulasini bilan ta'sirlanib yana vodorod xlorid va aktiv xlor atomini hosil qiladi; bu jarayon zanjir uzulguncha davom etadi. Bu jarayonda aktiv zarrachalar miqdori kritik massaga erishiganda portlash ro'y beradi. Agar zanjirning bir zvenosida birinchi aktiv zarracha o'rniga boshqa bitta aktiv zarracha hosil bo'lsa, tarmoqlanmagan zanjir reaksiyaga ega bo'lamiz. Agar bir aktiv zarracha o'rniga ikkita yoki bir necha yangi aktiv zarracha hosil bo'lsa, tarmoqlangan zanjir reaksiya ketadi.

Aktiv zarrachalar bir-biri bilan birikkanida:

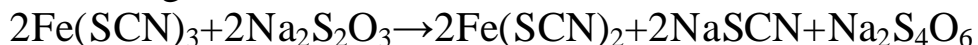
$\text{H}^* + \text{Cl}^* \rightarrow \text{HCl}$  ;  $\text{Cl}^* + \text{Cl}^* \rightarrow \text{Cl}_2$  ;  $\text{H}^* + \text{H}^* \rightarrow \text{H}_2$  reaksiyalar zanjiri

uzilishi mumkin.

Zanjir reaksiyalar keng tarqalgan reaksiyalar jumlasiga kiradi. Gazlarda boradigan yonish reaksiyalari, kreking reaksiyalari, to'yinmagan uglevodorodlarning polimerlanish reaksiyalari zanjir reaksiyalaridir. Atomning ichki energiyasidan foydalanishda ham zanjir reaksiyalar katta o'rin tutadi.

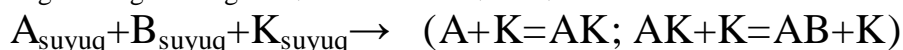
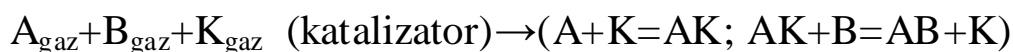
#### 8.4. Kataliz.

Reaksiya tezligini o'zgartirib, lekin reaksiya mahsulotlari tarkibiga kirmaydigan moddalar katalizatorlar deyiladi. Reaksiya tezligining katalizator ta'siridan o'zgarishini kataliz deb ataladi. Masalan,



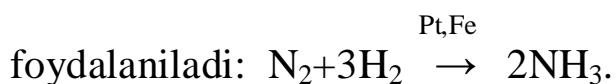
reaksiyasi juda oz miqdor  $\text{CuSO}_4$  ta'sirida keskin ravishda tezlashadi. Reaksiya tezligini pasaytiradigan moddalarni manfiy katalizator yoki ingibitorlar deb ataladi: masalan, sulfid kislota va uning tuzlari eritmasiga glitserin, etil spirt,  $\text{ZnCl}_2$  qo'shilsa sulfidning havo kislorodi ta'sirida oksidlanishi keskin kamayib ketadi.

Barcha katalitik protsesslar gomogen va getrogen katalizga bo'linadi. Gomogen katalizda reaksiyaga kirishadigan moddalar ham, katalizator ham bir hil fazada bo'ladi:



Getrogen katalizda reaksiyaga kirishuvchi moddalar va katalizator boshqa-boshqa fazalarda bo'ladi:  $A_{\text{g}} + B_{\text{g}} + K_{\text{qat}} \rightarrow AB$ .

Ammiak sintez qilishda, reaksiyani tezlatish uchun Pt va Fe katalizatoridan

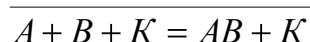
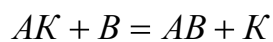
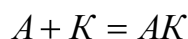


Katalitik jarayonlarni xususiyatlari quyidagilardan iborat:

- 1) Katalizator juda oz miqdorda bo'lganda ham reaksiya tezligini oshiradi.
- 2) Katalizator reaksiyada ishtirok etganda kimyoviy reaksiya muvozanatini siljitmaydi, lekin u muvozanat holatining qaror topish tezligini oshiradi.
- 3) Har qaysi katalizator ma'lum bir reaksiyani yoki bir necha reaksiyalarni tezlatadi.
- 4) Katalizator reaksiyaning aktivlanish energiyasini pasaytiradi.
- 5) ba'zi moddalar katalizatorga aralashtirilganida uning katalitik ta'siri kuchayadi. Bunday moddalarning promotorlar deb ataladi. Masalan, ammiak sintezida katalizator sifatida ishlatiladigan temirga ishqoriy metall va alyuminiy oksidlari qo'shilsa, temirning katalitik ta'siri kuchayadi.
- 6) ba'zi moddalardan katalizatorga ozgina qo'shilsa, uning katalitik aktivligi keskin kamayadi. Bunday moddalar katalitik zaharlar deyiladi ( $\text{CO}$ ,  $\text{As}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ , va boshqalar)

Kataliz haqidagi nazariyalar. Kataliz hodisasini tekshirishlar shuni ko'rsatdiki, katalizator ishtirokida reaksiya tezligini ortishiga asosiy sabab reaksiya uchun kerak bo'lgan aktivlanish energiyasining kamayshidir. Gomogen katalizator reaksiya uchun olingan moddalardan biri bilan oson birikib, ikkinchi modda bilan oson reaksiyaga kirishadigan oraliq moddalar hosil qiladi. Shu sababli reaksiyaning aktivlanish energiyasi kamayadi, chunki oraliq moddalar hosil bo'lishi bilan boradigan kataliz jarayoni birin-ketin boradigan bir necha bosqichdan iborat bo'ladi. Har qaysi bosqichning aktivlanish energiyasi umumiy jarayonning aktivlanish energiyasidan kichik bo'ladi.

$A+B=AB$  reaksiyasi o'z-o'ziga juda sust borib, katalizator (K) ishtirokida tez boradi. Reaksiyaning tezlinishiga sabab reaksiyaning oraliq bosqichida katalizatorning ishtirok etishidir:



Bu sxema katalizatorning reaksiya oxirida kimyoviy jihatdan o'zgarmay qolishini va reaksiya tezligining katalizator miqdoriga to'g'ri proporsional ekanligini ko'rsatadi.

Gegrogen katalizda reagenlarning aktivlanish energiyasining pasayshini oraliq moddalar hosil bo'lishi va reaksiya uchun olingan moddalarning avval katalizator sirtining aktiv markazlariga adsorbtsiya qilinishi bilan tushintirish mumkin. Gerogen katalizda kimyoviy reaksiya asosan katalizator sirtida boradi. Reaksiya uchun olingan moddalar tarkibidagi atomlar, molekulalarga katalizator ta'sir etish natijasida ba'zi bog'lanishlar uzilishi natijasida erkin atomlar, radikallar hosil bo'lib, ular reaksiyaga osonroq kirishadi. Kataliz xalq xo'jaligida katta ahamiyatga ega. Ammiak, sulfat kislota, sintetik kauchuklar, polimerlar katalizatorlar ishtirokida olinadi.

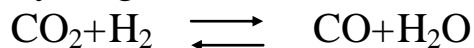
### 8.5. Qaytar va qaytmas reaksiyalar.

Agar kimyoviy reaksiya bir yo'nalishda borsa, bunday reaksiyalar qaytmas reaksiyalar deyiladi.

Kimyoviy reaksiyalarning ko'pchiligi ikki qarama-qarshi yo'nalishda boradi, ya'ni reaksiya boshlangan vaqtda avval reaksiyaga kirishuvchi moddalarning o'zaro ta'siri natijasida mahsulotlar hosil bo'ladi; ma'lum bir vaqt o'tish bilan hosil bo'lgan mahsulotlar o'zaro ta'sir etib qisman, reaksiyaga olingan dastlabki moddalar hosil bo'ladi.

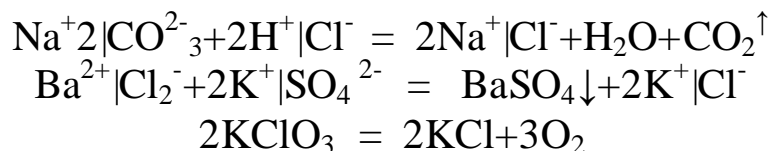
Natijada reaksiya olib borilayotgan sistemada reaksiya mahsulotlari va reaksiya uchun olingan dastlabki moddalar aralashmasi hosil bo'ladi. Bunday reaksiyalarga, ya'ni ikki qarama-qarshi yo'nalishda boradigan reaksiyalar qaytar reaksiyalar deyiladi.

Qaytar reaksiyalar tenglamasi yozilganda, to'g'ri va qaytar reaksiyalar bitta umumiy tenglama bilan ifodalanadi:



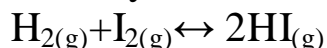
Demak, ushbu temperaturada ikki qarama-qarshi reaksiya: to'g'ri reaksiya chapdan o'nga yo'nalgan va teskari reaksiya o'ngdan chapga yo'nalgan reaksiya sodir bo'ladi.

Bir yo'nalishda boradigan reaksiyalar (qaytmas jarayonlar), mahsulotlar kimyoviy jarayon muhit doirasidan chiqarib ketadigan hollarda (mahsulot-lardan biri gaz xolda ajralib chiqsa, qiyin eriydigan cho'kma hosil bo'lsa, amalda dissotsilanmaydigan tuz hosil bo'lganida) yuz beradi:



### 8.6. Massalar ta'siri qonuni va muvozanat konstantasi.

Gomogen sistemadagi reaksiya lardan birini ko'rib chiqaylik:



Bu reaksiyani o'rganish uchun shisha idishga vodorod va iod solib shisha idish og'zi berkitilgandan keyin, uni qaynab turgan oltin gugurt bug'iga (448<sup>0</sup>C) tutiladi va shunday holatda ma'lum vaqt qoldiriladi. Dastlab bu idishda vodorod va iod bug'idan vodorod iodid hosil bo'ladi, chunki boshlang'ich vaqtda vodorod va iodning miqdori (konsentratsiyasi) ko'p; lekin ayni vaqtda teskari reaksiyaning tezligi nolga teng, chunki hali vodorod iodid hosil bo'lganicha yo'q. Vaqt o'tish bilan vodorod va iod reaksiyaga kirishi natijasida vodorod iodid hosil bo'lib, uning miqdori vaqt o'tish bilan ortadi va teskari reaksiyaning tezligi oshib boradi. Vodorod bilan iodning vaqt o'tish bilan konsentratsiyasi sistemada kamayib borishi bilan to'g'ri reaksiyaning tezligi kamayadi. Nihoyat bir qancha vaqt o'tishi bilan ikkala reaksiyaning tezligi bir-biriga teng bo'lib qoladi. Shundan so'ng reaksiya borayotgan idishdagi N<sub>2</sub>, I<sub>2</sub> va HI larning konsentratsiyalari o'zgarmaydi. Demak, sistemada kimyoviy muvozanat holati qaror topadi.

Vodorod va yodning o'zaro ta'sirlanib vodorod yodid hosil qilish reaksiyasining tezligi  $V_1$  reaksiya uchun olingan moddalarning molyar konsentratsiyalari ko'paytmasiga teng, ya'ni:

$$V_1 = K_1[H_2][I_2]$$

Bu erda  $K_1$ -to'g'ri reaksiyaning tezlik konstantasi;  $[H_2]$ -vodorodning va  $[I_2]$ -iodning molyar konsentratsiyasi.

Teskari reaksiyaning, ya'ni HI dan vodorod va iod hosil bo'lish reaksiyasining tezligi  $V_2$  vodorod iodidning konsentratsiyasiga to'g'ri proporsionaldir:

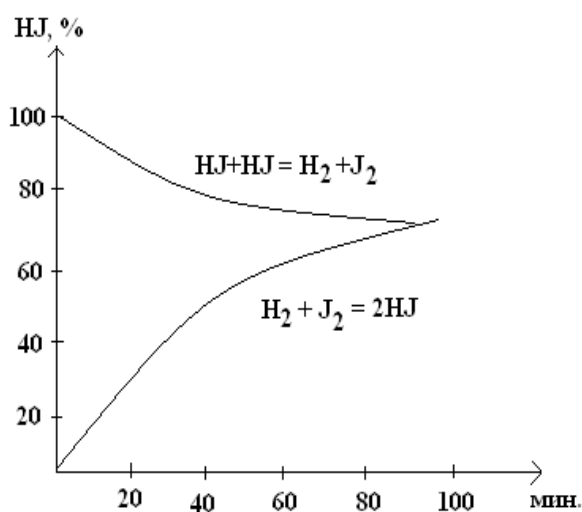
$$V_2 = K_2[HI]^2$$

Bu erda  $K_2$ -teskari reaksiyaning tezlik konstantasi,  $[HI]$ -vodorod iodidning molyar konsentratsiyasi:

Vodorod va iod o'zaro reaksiyaga kirisha boshlangandan so'ng  $V_1$ -sekinlasha boshlaydi,  $V_2$  – esa ortib boradi.

Sitemada muvozanat qaror topgandan so'ng, to'g'ri va teskari reaksiyalarning tezliklari tenglamalari tenglashadi (20 rasm).

U holda  $V_1 = V_2$  bo'lib, sitema kimyoviy muvozanat holatiga keladi. Kimyoviy muvozanatda harakat to'xtamaydi, chunki bu holat bir-biriga



qarama-qarshi borayotgan ikki reaksiya tezliklarining tenglashish holatidir. Demak,  $V_1 = V_2$  bo'lganda

$$K_1[H_2][I_2] = K_2[HI]^2 \text{ yoki}$$

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \text{ bo'ladi.}$$

Bu tenglamada  $[H_2]$   $[I_2]$  va  $[HI]$ -reaksiyada ishtirok etayotgan moddalar-ning kimyoviy muvozanat qaror topgandagi molyar konsentratsiyasi.

Rasm 20.  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$  reaksiyasining muvozanati.

$$\frac{K_1}{K_2} = K \text{ ; } K\text{- muvozanat konstantasi deyiladi va u } K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

bilan ifodalanadi.

Bu tenglama ayni sistema uchun massalar ta'siri qonunini ifodalanishdir. Agar sistema  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  tenglamasi bilan ifodalansa, va ayni

sistemada muvozanat holati qaror topsa, uning muvozanat konstantasi

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^e}$$

tenglamasi bilan ifodalanadi.

Demak, kimyoviy muvozanat vaqtida reaksiya mahsulotlarining molyar konsentratsiyalari ko'paytmasining daslabki moddalar molyar konsentratsiyalar ko'paytmasiga nisbati o'zgarmas temperaturada o'zgarmas kattalikdir «K»-ning qiymati reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiatiga va temperaturaga bog'liq, lekin aralashmadagi moddalarning konsentratsiyasiga, bosimga bog'liq emas. Katalizator faqat muvozanat holatining qaror topishini tezlatadi, lekin reaksiyani unumini oshira olmaydi. «K»- qiymati qancha katta bo'lsa, reaksiya shunchalik ko'p unumli bo'ladi. Shuning uchun «K» ni bilish kimyoviy texnologiya uchun katta ahamiyatga ega.

### 8.7. Getrogen sistemalarda bo'ladigan kimyoviy muvozanatlar.

Bir-biridan sirt chegaralari bilan ajralgan moddalar sistemasiga getrogen sistema deb ataladi. Getrogen sistemadagi kimyoviy muvozanatlar uchun massalar ta'siri qonunini tatbiq etishda qo'shimcha tushincha kiritish lozim. Agar getrogen sistema qattiq va gaz fazalardan tashkil topgan bo'lsa, qattiq fazaning par bosim juda kichik bo'lgani uchun va uning asosiy miqdori reaksiyada ishtirok etmaganligi uchun (chunki getrogen sistemada reaksiya faqat qattiq modda sirtida ro'y beradi) bunday sistemadagi kimyoviy muvozanat konstantasini gaz fazani tashkil qiluvchi moddaning molyar konsentratsiyasi

yoki partzial bosimi bilan ifodalash mumkin: ohaktosh-  $\text{CaCO}_3$  og'zi berk idishda qizdirilsa, ya'ni  $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$  reaksiya sodir bo'lib, ma'lum vaqt ichida kimyoviy muvozanat qaror topadi. Agar bu sistemani gomogen sistema deb qarab, muvozanat konstantasini yozsak

$$K = \frac{[CaO] [CO_2]}{[CaCO_3]} \text{ yoki } K = \frac{P_{CaO} \cdot P_{CO_2}}{P_{CaCO_3}}$$

lekin getrogen sistema  $\text{CaO}$  va  $\text{CaCO}_3$  bug'larining bosimi va konsentratsiyasi juda kam o'zgarganligi uchun, ularning nisbati o'zgarmas deb, ya'ni

$$\frac{[CaO]}{[CaCO_3]} = K^1 \text{ yoki } \frac{P_{CaO}}{P_{CaCO_3}} = K^1 \text{ deb yozsak bo'ladi.}$$

Shu sababli  $K^1 \cdot [CO_2] = K$  yoki  $K^1 \cdot P_{CO_2} = K$  bu formuladagi o'zgarmas sonlarni tenglamaning bir tomoniga olsak, ya'ni

$$\frac{K^1}{K} = Const = [O_2]^- \text{ yoki } \frac{K^1}{K} = Const = P_{CO_2}$$

Bu tenglamadan ko'rinib turibdiki, kaltsiy karbonat parchalanganda hosil bo'lgan karbonat anhidridining bosimi, konsentratsiyasi har bir temperatura uchun ma'lum bir miqdorga ega bo'lib, u o'zgarmas sonidir. Bu kattalik faqat temperaturaga bog'liq bo'lib, sistemadagi CaCO<sub>3</sub> va CaO miqdoriga bog'liq emas.

Ikkinchi misol tariqasida karbonat anhidrid bilan qizdirilgan holatdagi ko'mir o'rtasidagi kimyoviy reaksiya: CO<sub>2</sub>+C  $\rightleftharpoons$  2CO

Bu kimyoviy reaksiyaning muvozanat konstantasini yozsak

$$K = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} \text{ yoki } K = \frac{P^2CO}{PCO_2} \text{ bo'ladi.}$$

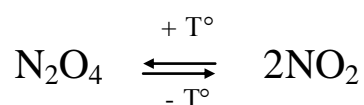
### 8.8. Kimyoviy muvozanatning siljishi.

Kimyoviy muvozanat faqat o'zgarmas sharoitda saqlanib turadi. Reaksiyaga kirishuvchi moddalarning temperaturasi, bosim yoki konsentratsiyasi o'zgarsa, muvozanat buziladi va reaksiyada qatnashuvchi hamma moddalarning muvozanat vaqtidagi konsentratsiyasi o'zgaradi.

Sharoit o'zgarishi bilan reaksiyaga kirishayotgan moddalarning muvozanat konsentratsiyasining o'zgarishi muvozanatning siljishi deyiladi. Kimyoviy muvozanatning sharoit o'zgarishiga qarab siljishi Le-Shatele tomonidan 1884 yilda ta'riflangan qoidasiga bo'ysinadi.

Sistemaning kimyoviy muvozanat holatidagi sharoitlaridan biri o'zgarsa, muvozanat shu o'zgarishga qarshi ta'sir etadigan reaksiya tomonga siljiydi. Qarshi ta'sirning kuchayishi, ya'ni muvozanat siljishi natijasida reaksiya mahsulotlarining hosil bo'lishi, sistema yangi sharoitga mos keladigan yangi muvozanat holatiga kelguncha davom etadi.

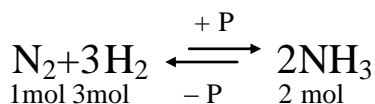
Temperatura o'zgarishining ta'siri. Le-Shatele qoidasiga muvofiq temperatura ko'tarilganda muvozanat endotermik (ya'ni issiqlik yutishi bilan boradigan) reaksiya tomonga siljiydi, temperatura pasayganda ekzotermik (ya'ni issiqlik chiqishi bilan boradigan) reaksiya tomonga siljiydi. Masalan:



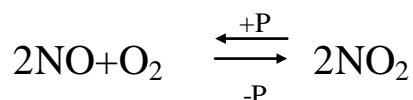


muvozanatda temperatura ortganida qo'ng'ir och sariq qo'ng'ir tus kuchayadi, chunki muvozanat NO<sub>2</sub> gazi hosil bo'lishi reaksiya tomonga siljiydi.

Bosim o'zgarishining ta'siri. Le-Shatele qoidasiga muvofiq bosimning ortishi, muvozanatni gaz aralashmasidagi molekular umumiy sonining kamayishiga va demak, sistemada bosimning kamayishiga olib keladigan reaksiya tomon siljitadi va aksincha, masalan, ammiak sintezi reaksiyasi:

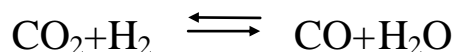


da bosim ortishi bilan ammiakning hosil bo'lishi kuchayadi (chunki reaksiya natijasida sistemaning hajmi kamayadi). Yana bir misol:



Bu kimyoviy reaksiyada ikki gramm molekula NO ning bir gramm molekula O<sub>2</sub> bilan birikib, ikki gramm molekula NO<sub>2</sub> ni hosil qilishi tenglamadan ko'rinib turibdi. Shuning uchun sistemadagi molekularning umumiy soni 33,33 % ga kamayadi; demak, bosim ham 33,33 % ga kamayadi. Shuning uchun bosim oshganda reaksiya chapdan o'ngga, aksincha bosim kamaysa reaksiya o'ngdan chapga siljiydi. Demak, reaksiya olib borilayotgan sistemada bosim orttirilsa muvozanat gazning kam sondagi molekulari hosil bo'ladigan tomonga, bosim pasaytirilsa, ko'p sondagi molekular hosil bo'lish tomonga siljiydi.

Kimyoviy muvozanatga konsentratsiya o'zgarishining ta'siri kimyoviy muvozanat holatida turgan sistemada reaksiyaga kirishuvchi moddalardan birining konsentratsiyasi oshirilsa, muvozanat shu modda konsentratsiyasining kamayishiga olib keladigan reaksiya tomonga siljiydi. Aksincha, reaksiyada qatnashuvchi moddalardan birining konsentratsiyasi kamaytirilsa, muvozanat shu modda hosil bo'ladigan reaksiya tomonga siljiydi. Masalan:



Tenglama bilan ifodalanadigan muvozanat sistema bo'lsa, bu sistemaga qo'shimcha CO<sub>2</sub> bersak, sistema CO<sub>2</sub> ning konsentratsiyasini kamaytirishga intiladi, ya'ni kimyoviy muvozanat o'ng tomonga qarab siljiydi. Aksincha, agar CO<sub>2</sub> miqdorini kamaytirsak, sistema uni ko'paytirishga intiladi, ya'ni kimyoviy muvozanat chap tomonga qarab siljiydi.

Hulosa qilib aytganda, kimyoviy muvozanat holatiga temperatura, bosim va kontsentratsiyaning ta'sirini o'rganishga asoslanib kimyoviy jarayonlarda yaxshi unum olish uchun qanday sharoit kerakligini aniqlash mumkin.

### VIII 9. Savol va topshiriqlar.

1. Gomogen, getrogen sistemalariga ta'rif bering.
2. Kimyoviy reaksiyalarning tezligi qanday o'lchov birligi bilan o'lchanadi? U qanday omillarga bog'liq?
3. Kimyoviy reaksiyaning tezlik konstantasini ta'riflang!
4. Reaksiya tezligi bilan dastlabki moddalar kontsentratsiyasi va temperatura orasida qanday bog'lanish mavjud?
5. Aktivlanish energiyasiga ta'rif bering.
6. Ma'lumki, katalizator reaksiyaning aktivlanish energiyasini kamaytiradi; u sistemaning muvozanat holatiga qanday ta'sir ko'rsatadi?
7. Katalizatorga aktivator (promotor) va zaharlar qanday ta'sir ko'rsatadi?
8. Sirka kislota bilan etil spirt orasidagi reaksiya quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:  $\text{CH}_3\text{COO}+\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}\rightarrow\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5+\text{H}_2\text{O}$   
Agar eritma ikki marta suyultirilsa, reaksiya tezligi qanday o'zgaradi?
9. Temperatura ko'tarilganda reaksiya tezligi nima uchun keskin ortadi?
10. Agar reaksiyaning tempeartura koeffitsienti 1 ga teng bo'lsa temperatura  $10^0$  dan  $50^0$  gacha ko'tarilganda reaksiya tezligi qancha ortadi?
11. Qanday reaksiyalar zanjir reaksiyalar deyiladi?
12. Kimyoviy reaksiyaning qanday holati kimyoviy muvozanat deyiladi?
13. Kimyoviy muvozanat konstantasi nimani ko'rsatadi va qanday omillarga bog'liq?
14. Le-Shatele printsiptining ta'rifi nimadan iborat?
15. Quyidagi jarayonlarda bosim va temperatura oshirilganda muvozanat qaysi reaksiya tomonga siljiydi:
  - a)  $2\text{SO}_2+\text{O}_2\leftrightarrow 2\text{SO}_3+\text{Q}$
  - b)  $\text{N}_2+\text{O}_2\leftrightarrow 2\text{NO}-\text{Q}$
  - v)  $2\text{NO}+\text{O}_2\leftrightarrow 2\text{NO}_2+\text{Q}$

Bu reaksiyalarning muvozanat konstantalari uchun ifodalar tuzing

16. Quyidagi sxemaga ko'ra sirka kislotaning muvozanat konstantasi uchun tenglama tuzing:  $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

shu muvozanatdagi eritmaga:

a) natriy atsetat- $\text{CH}_3\text{COONa}$  qo'shilganda;

b) o'yuvchi natriy- $\text{NaOH}$  qo'shilganda muvozanat qaysi tomonga siljiydi?

## **IX-bob.**

### **Suv va eritmalar.**

#### **9.1. Tabiatda suv.**

Suv murakkab modda, bug' holatidagi formulasi H<sub>2</sub>O. Uning tarkibida massa jihatdan 11,11% vodorod va 88,89% kislorod bor. Planetamizdagi suv miqdori 2·10<sup>18</sup> tonnaga etadi. Tabiatda uchraydigan suvda doimo erigan va muallaq holatdagi moddalar uchraydi. Suvda uchraydigan moddalarning tarkibi suvning kelib chiqish manbaiga bog'liq. Daryo hamda buloq suvlarida, asosan, kaltsiy va magniy bikarbonatlar bo'lib, ular (temir bikarbonatlar bilan birga) suvning umumiy «Qattiqligini» tashkil qiladi. Suvning milliekvivalentlar hisobidagi umumiy qattiqligi

$$Q = \frac{m_{Ca}}{20,04} + \frac{m_{Mg}}{12,16}$$

tenglama bilan hisoblanadi. Bu erdagi, mg Ca va mg Mg-1 litr suvdagi kaltsiy va magniy ionlarining milligrammlar hisobidagi miqdori.

Agar Q<4 mg-ekv/l bo'lsa, yumshoq suv, Q=4-8 Mg-ekv/l bo'lsa, o'rtacha qattiqlikka ega bo'lgan suv, Q=8-12 mg- ekv/l bo'lsa, qattiq suv, Q>12 mg-ekv/l bo'lsa juda qattiq suv deb hisoblanadi.

Suvning karbonat qattiqligidan tashqari, yana uning «nokarbonat» yoki «doimiy qattiqlik» ham mavjud. Uning hosil bo'lishida asosan CaSO<sub>4</sub>, MgSO<sub>4</sub>, FeSO<sub>4</sub> katta rol o'ynaydi. Suvning umumiy qattiqligini karbonat va nokarbonat qattiqliklari yig'indisi tashkil etadi.

Tabiiy suvlarning ichida eng tozasi va yumshog'i yomg'ir, qor, do'ldan hosil bo'lgan suvlardir.

Suvda boshqa moddalar erigan holda bo'lganidek, suvning o'zi ham boshqa moddalar tarkibida bo'ladi.

Kimyoviy moddalar tarkibida uchraydigan suvlar quyidagicha nomlanadi: 1) Konstitutsion suv; bunday suv kimyoviy birikma bilan qattiq bog'langan bo'ladi:  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  tarkibidagi suvdir.

2) Kristallizatsion suv; bunday suv kimyoviy birikma bilan ma'lum stexiometrik nisbatda birikkan bo'ladi:  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  yoki  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  tarkibidagi suv- kristallizatsion suvdir.

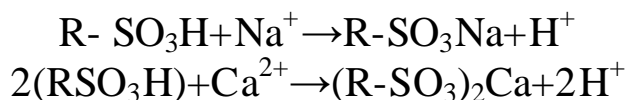
3) Gigroskopik suv; ba'zi moddalar havoda turganida nam tortib qoladi: ana shunday suv gigroskopik suv deyiladi.

Suvni tozalash. Suvni filtrlash (suzish) bilan undagi muallaq moddalardan va qisman mikroorganizmlardan tozalanadi. Buning uchun suvni shag'al, qum qavatidan, ba'zan esa g'ovak sopoldan o'tkazib filtrlanadi. Suvni filtrlashda avval unga alyuminiy sulfat qo'shib tinitiladi. Suvdagi mikroblarni o'ldirish uchun suvga oz miqdorda (1l suvga 1 mg hisobida xlor yuboriladi yoki ultrabinafsha nurlari bilan ishlov beriladi. Shundan so'ng vodoprovod quvurlarga beriladi. Toza suv (distillangan) olish uchun vodoprovod suvini shisha, kvarts, platina yoki qalaydan yasalgan idishlarda haydaladi. Distillangan suvda qisman organik moddalari bo'lishi mumkin. Uni yo'qotish uchun suvga kaliy permanganat qo'shib qayta haydash bilan bidistillat hosil qilinadi.

Texnikada suvni tozlashda ion-almashinish reaksiyasidan foydalaniladi. Bu maqsadda anorganik birikmalardan permutit va tsiolit (permutit-  $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_3\text{O}_{10} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) ishlatiladi. Permutit suvga solinsa, uning natriy ionlari suvdagi kaltsiy, magniy va temir kabi ionlar bilan o'rin almashadi.

Endilikda suvni sanoatda tozalash uchun tabiiy va sintetik polimer moddalar-ionitlardan foydalaniladi. Ionitlardan foydalanib, suvni unda erigan barcha tuzlardan tozalash mumkin. Ionitlar suvda va boshqa erituvchilarda erimaydigan polimer moddalardir. Ular ikki hil bo'ladi: kationitlar va anionitlar. Kationitlar o'z tarkibidagi kationlarni suvdagi kationlarga almashtira oladi, anionitlar esa anionlarni o'z tarkibidagi aminogruppaga biriktirib oladi.

Agar suvni suvda erigan  $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$   $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ ,  $\text{NaCl}$  dan tozalash uchun avval suvni kationitdan o'tkaziladi:



Natijada suvdagi kationlar kationitda va anionlar anionitda ushlanib qoladi va suv barcha ionlardan tozalanadi.

Kationit va anionitlar ma'lum miqdor ionlar bilan reaksiyaga kirishgandan so'ng to'yinib qoladi va aktivligini yo'qotadi. To'yingan

kationitni kislota bilan, anionitni ishqor bilan yuvish orqali ularni yana aktiv holatga keltirish mumkin.

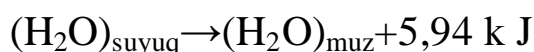
Eng toza suv elektr tokini juda yomon o'tkazadi (qariyb  $0,2 \cdot 10^8$  om qarshilikka ega). Shuning uchun suvning tozalik darajasining o'lchovi sifatida suvning elektr o'tkazuvchanligan foydalanadi.

Suvning fizikaviy xossalari. Suv hidsiz va mazasiz suyuqlik; yupqa suv qatlami rangsiz, qalin suv qatlami esa havo ranglidir, chunki suv oq nurning qisman qizil nurlarini yutadi, qizil rang uchun zangori rang to'ldiruvchi bo'lganligi sababli qalin qavatdagi suv havo rang tusga ega

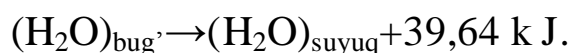
Suvning  $-4^{\circ}\text{C}$  dagi zichligi  $1\text{g}\backslash\text{sm}^3$  ga teng;  $+4^{\circ}\text{C}$  dan yuqorida ham, undan pastda ham suvning zichligi  $1\text{g}\backslash\text{sm}^3$  dan kichik bo'ladi. Bu hodisa suvning zichligk anomaliyasi deb ataladi. Toza suv  $0^{\circ}\text{C}$  da muzlab, 760 mm simob balandligiga teng bosimda  $100^{\circ}\text{C}$  da qaynaydi.

Toza suvning solishtirma issiqlik sig'imi hamma suyuq va qattiq moddalarnikidan katta bo'lib  $1\text{kkal}\backslash\text{g}$  ga teng; demak 1 g suvni  $1^{\circ}$  isitish uchun boshqa moddalarni isitishga ketadigan issiqlikga nisbatan ko'proq issiqlik talab etadi. Bunga suvning ikkinchi-issiqlik sig'im anomaliyasi deyiladi.

Suv sharoitga qarab uch agregat holatda bo'ladi: 1) muz 2) suv 3) bug' holati suvning bir agregat holatdan ikkinchi agregat holatga o'tishi issiqlik yutilishi yoki issiqlik chiqarishi bilan boradi: 18 g muzni  $0^{\circ}\text{C}$  da 18 g suvga aylantirish uchun 5,94 kJ issiqlik sarflash kerak, aksincha 18 g suv muzlaganda o'shancha issiqlik ajralib chiqadi. Buni quyidagi tenglama bilan ifodalash mumkin:



agar 18 g suv bug'i  $100^{\circ}\text{S}$  da 18 g suv holatiga o'tsa, 39,64 kJ issiqlik chiqadi.



Aksincha, 18 g suvni  $100^{\circ}\text{C}$  da 18 g bug'ga aylantirish uchun 39,64 kJ issiqlik talab qilinadi.

Muz rangsiz kristall modda, uning solishtirma massasi  $0,924\text{g}\backslash\text{sm}^3$  shuning uchun muz suv yuzida suzib yuradi. Bu esa tabiat uchun juda katta ahamiyatga ega.

Suv doim bug'lanib turadi. Suv bug'ining bosimi temperaturaga to'g'ri proporsionaldir.

Suv berk idishda bug'langanida ikki qarama-qarshi jarayon sodir bo'ladi.

Bulardan biri-suv molekularining suv sirtidan bug' fazaga o'tish bo'lsa, ikkinchisi, aksincha, molekularning bug' fazadan suv fazasiga o'tishidir.

Suv ustidagi faza bug'ga to'yinganda suyuq va bug' faza o'zaro dinamik muvozanat holatida bo'ladi, ya'ni vaqt birligi ichida suv fazadan bug' fazaga o'tadigan molekularlar soni, bug' fazadan suv fazaga o'tadigan molekularlar soniga teng bo'ladi.

**Suyuqlik bilan muvozanat holatida bo'lgan bug'ning o'zgarmas temperaturadagi bosimi o'sha suyuqlikning ayni temperaturadagi to'yingan bug' bosimi deb ataladi.**

Suyuqlikning to'yingan bug' bosimi atmosfera bosimga teng bo'lsa, suyuqlik shu temperaturada qaynaydi. Suyuqlikning bu temperaturasi qaynash temperaturasi deyiladi. Suyuqlikning qaynash temperaturasi tashqi bosimga bog'liqdir: tashqi bosim ortganida suyuqlikning qaynash temperaturasi ortadi va aksincha, bosim pasaysa, suyuqlikning qaynash temperaturasi pasayadi.

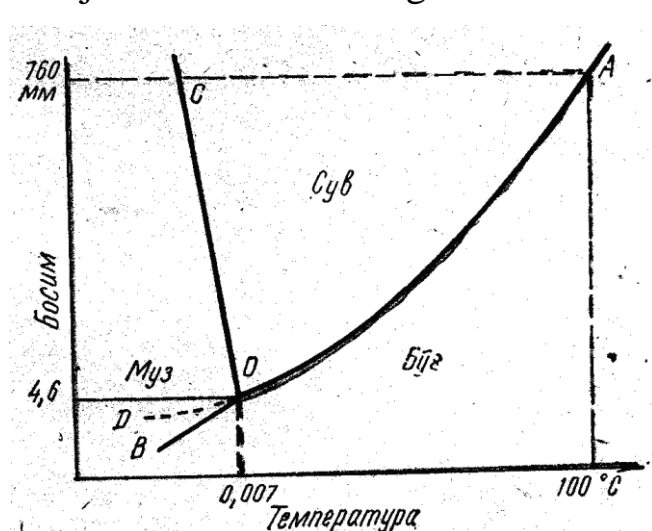
Ma'lum temperatura va bosimda suv bir agregat holatdan boshqa agregat holatga bevosita o'tish mumkin. Umuman, har qaysi modda fazolararo quyidagi uch muvozanat holatda bo'ladi:

suyuqlik ↔ bug'; qattiq jism ↔ suyuqlik; qattiq jism ↔ bug'

Huddi boshqa qattiq jismlar kabi, muz ham har qanday temperaturada o'zining to'yingan bug' bosimiga ega.

Muz 1 atm. bosimda  $0^{\circ}$  S da suyuqlanadi. Suv esa 1 atm. bosimda  $0^{\circ}$  S da muzlaydi. Bosim 615 atmosferaga etsa, muz  $-5^{\circ}$  S da suyuqlanadi, chunki suv ↔ muz muvozanat holatdagi muzning hajmli suvning hajmida katta. Shuning uchun bosimning ortishi Le-Shatele printsipligiga muvofiq muvozanatni chapga, ya'ni suv hosil bo'lishi tomonga siljitadi.

Suv, bug', muzdan iborat muvozanat holatdagi sistema-getrogen sistema uchun misol bo'la oladi. Getrogen sistemada u yoki bu fazaning mavjud bo'la oladigan sharoitini aniqlash uchun uning holat



diagrammasini tuzish kerak. (21-rasm). Bu diagrammadagi OA chizig'iga to'g'ri keladigan bosim va temperaturalarda ikki faza: suv va bug' o'zaro muvozanatda turadi. Bu chiziqdan balandroqqa bosim ko'tarilsa, bug'ning hammasi suvga aylanadi. Bosim OA chizig'idan pastroq kamaytirilsa, hamma suv bug'ga aylanib ketadi.

Rasm 21. Suvning agregat holatlari diagrammasi.

OB- chizig'i muz bug'i bosimining temperatura o'zgarishi bilan o'zgarishini ko'rsatadi.

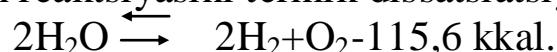
OB- chizig'ining ustidagi nuqtalarga to'g'ri keladigan bosim va temperaturalarda muz, bu chizig' tagidagi nuqtalarga to'g'ri keladigan bosim va temperaturalarda esa bug' bo'ladi. OB-chizig'iga to'g'ri keladigan bosim va temperaturalardagina muz bilan bug' muvozanatda turadi. O-nuqtasida uch faza o'zaro muvozanatda turadi.

Bu holda sistema bug' – suv – muz birgina bosimda (4,6 mm da) va faqat bitta, temperaturada (0,0075<sup>0</sup>C) birgalikda bo'la oladi.

OC – chizig'i muzning erish tempearturasining bosim o'zgarishi bilan o'zgarishini ko'rsatadi.

Punktir chiziq OD chizig'i OA chizig'ining davomi bo'lib o'ta sovitilgan suvning bug' bosimini ko'rsatadi.

Suvning kimyoviy xossalari. Suv molekulari hosil bo'lganda ko'p miqdorda issiqlik chiqqani uchun, suv issiqqa chidamlidir. Suv bug'i 1000<sup>0</sup> S dan yuqori temperaturada ham nihoyatda oz miqdorda vodorod va kislorodga ajraladi. Suv molekularining yuqori temperaturada vodorod va kislorodga ajralish reaksiyasini termik dissatsiatsiya deyiladi:



Temperatura yuqorilashganda muvozanat o'nga siljiydi. 2000<sup>0</sup> C da suvning termik dissotsilanishi 1,8% ga teng bo'lsa, 5000<sup>0</sup> da 100% ga etadi. Demak, suv nihoyatda barqaror moddadir. Suv gaz holdagi ftor bilan reaksiyaga kirishib, atom holdagi kislorodni siqib chiqadi.

$\text{H}_2\text{O} + \text{F}_2 = 2\text{HF} + \text{O}$  suv xlor bilan ham reaksiyaga kirishadi:

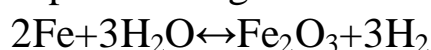


Cho'g' holdagi ko'mir bilan reaksiyaga kirishganda CO va H<sub>2</sub> ning aralashmasi hosil bo'ladi:  $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2$

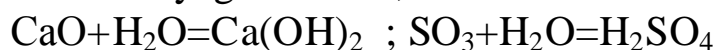
Suv ishqoriy va ishqoriy er metallari bilan uy temperaturasida reaksiyaga kirishadi:  $2 \text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

Magniy va rux 100<sup>0</sup> C dan yuqori temperaturadagini suv bilan reaksiyaga kirishadi.

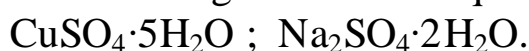
Temir esa juda yuqori temperaturadagina suv bilan reaksiyaga kirishadi:



Asl metallar (Au, Pt, Ag) va simob suv bilan reaksiyaga kirishmaydi. Suv faqat oddiy moddalar bilan emas, metallarning va metallaslarning oksidlari bilan ham reaksiyaga kirishib, asoslar va kislotalar hosil qiladi:

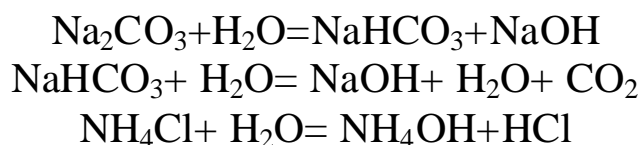


Cuv ba'zi moddalar bilan kristallogidratlar hosil qiladi:

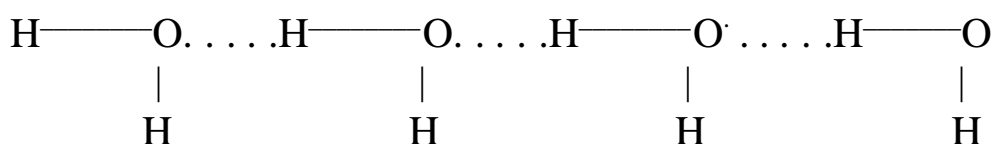




Suv juda ko'p tuzlar bilan reaksiyaga kirishib kislotalar va asoslar hosil qiladi:



Suv molekulasini qutbli bo'lgani uchun juda ko'p moddalarni o'zida eritadi. Suv molekulari (suyuq va muz holatda) o'zaro vodorod bog'lar bilan bog'lanib turadi:



D<sub>2</sub>O- og'ir suv deb ataladi. Odatdagi suvda juda oz miqdorda og'ir suv bor. Shuning uchun suvni elektroliz qilganda birinchi navbatda «engil suv» parchalanadi. Og'ir suv molekulasini parchalanmaydi.

D<sub>2</sub>O molekulariga boy bo'lgan shu suvni fraksion haydash yo'li bilan deyarlik toza og'ir suv olish mumkin. Og'ir suvning molekula massasi 20 ga teng bo'lib, zichligi 1,1059 g/sm<sup>3</sup>, muzlash temperaturasi +3,82°C qaynash temperaturasi esa 101,42°C (normal sharoitda).

## 9.2. Eritma.

Eritmalar haqida umumiy tushuncha. Ikki yoki bir necha komponentdan iborat qattiq yoki suyuq gomogen sistema eritma deb ataladi. Umuman eritmalarni 3 turga bo'lish mumkin:

- 1) Dispers sistema;
- 2) Kolloid eritma;
- 3) haqiqiy (chin) eritma.

Ularni ko'yidagi tablitsada ba'zi bir hossalari keltirilgan:

Dispers sistemalarning turlari.

$$1 \text{ nm} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ m.}$$

<b>Dispers sistema turi</b>	<b>misollar</b>	<b>Zarrachalar-ning tashqi ko'rinishi</b>	<b>Cho'kish qobiliyati</b>	<b>Filtrda qolish qobiliyati</b>	<b>O'lchami (NM hisobida)</b>
1 dag'al dispers sistemalar  a) suspenziyal ar (suyuq muhitdagi qattiq mod-daning mayda zarrachalari) b) emulsiyalar (suyuq muhitda boshqa suyuq-likning mayda tomchilari)	Tuproq bilan suv aralashma -si yoki loyqa suv  O'simlik moyi yoki benzinni suvga so-lib chayqatishdan ho-sil bo'lgan aralashma	Loyqa zarracha-larni oddiy ko'z bilan ham ko'rish mumkin  Loyqa tomchilar-ni oddiy ko'z bilan ko'rish mumkin.	Osongina cho'kadi. Ba'zan bir necha minutda cho'kadi  Xuddi yuqoridagi kabi	Oddiy filtrdan (filtr qog'ozdan) o'tmaydi  Xuddi yuqoridagi kabi	100 dan katta  Xuddi yuqoridagi kabi
2 Kolloid eritmalar	Tuxum oqining suvdagi eritmasi	Tiniq. zarrachalarini faqat ulramikroskop yordamida ko'rish mumkin	Uzoq vaqt davomida qiynchilik bilan cho'kadi	Kichik teshik li ulrafil trdan o'tmay di. Oddiy filtrdan o'tib ketadi	1- 100
3 Haqiqiy (chin) eritma	Qand yoki natriy xloridning suvdagi eritmasi	Tiniq zarrachalarni hatto ul-tramikroskop yordami bilan ham ko'rib bo'lmaydi.	Cho'kmaydi	Barcha filtrlardan o'tib ketadi	1 dan kichik

Dispers sistemalarni va kolloid eritmalarini maxsus kolloid fani kursida batafsil o'tiladi. Shuning uchun biz haqiqiy (chin) eritmalar haqida tushunchalar beramiz.

O'z agregat holatini eritmaga o'tkazadigan modda erituvchi hisoblanadi. Eritma bir jiHCl sistemasi bo'lgani uchun mikroskop va ko'z bilan eritma ichidagi erituvchi va erigan modda zarrachalarini ko'rib bo'lmaydi.

Ba'zi moddalar erituvchida chegarasiz erishi mumkin: sulfat kislota va spirt suvda chegarasiz erishi mumkin. Lekin juda ko'pchilik moddalar ayni temperaturada ma'lum bir miqdorda eriydi. Masalan, uy temperaturasida osh tuzining suvdagi eritmasida NaCl ning miqdori hech qachon 26,48% dan ortmaydi.

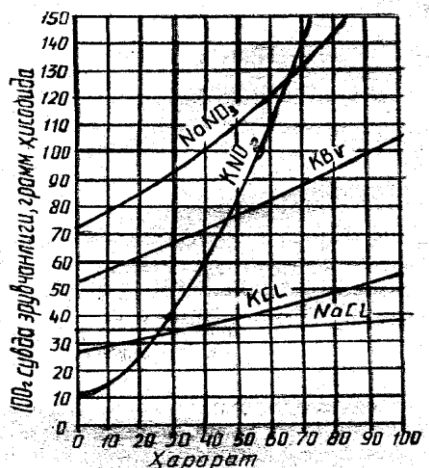
Eritmalar tarkibining o'zgarruvchanligi ularni mexanik aralashmalarga yaqin deb qarash mumkin. Lekin ularning bir jiHCliligi va ko'p holatlarda eruvchanlikning ma'lum chegaradan oshmasligi eritmalarni kimyoviy birikmalarga yaqinlashtiradi. Shunday qilib, eritma mexanik aralashma bilan kimyoviy birikma orasidagi oraliq holatni egalaydi. Moddalar eritilganda erigan modda erituvchi orasida tarqaladi. Agar biror erituvchiga qattiq modda solinsa, qattiq moddaning sirtqi qavatidagi zarrachalari sekin- asta sirtidan uziladi va erituvchining butun hajmi bo'ylab tarqaladi. Eritmada: cho'kma ↔ erigan modda muvozanat hosil bo'lgan eritmaning ayni temperaturadagi konsentratsiyasi o'zgarmay qoladi. Bunday eritma to'yingan eritma deyiladi, chunki ayni temperaturada shu moddadan yana boshqa erimaydi. To'yingan eritmaning konsentratsiyasi moddaning ayni sharoitda eruvchanligining o'lchovi hisoblanadi. Agar muayyan temperaturada eritma tarkibidagi erigan modda miqdori eritmaning to'yinish uchun kerakli miqdordan kam bo'lsa, bunday eritma to'yinmagan eritma deyiladi.

### 9.3. Moddaning erish issiqligi.

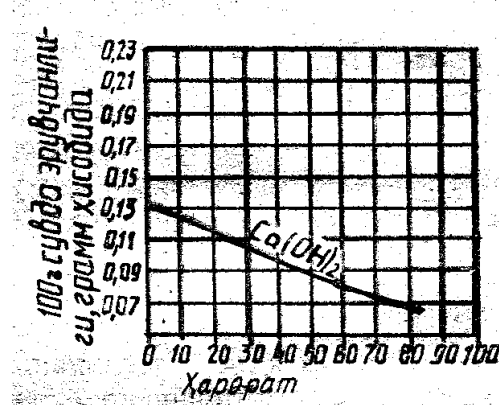
Bir mol modda eriganda yutiladigan yoki ajralib chiqadigan issiqlik miqdori shu moddaning erish issiqligi deb ataladi. Erishda quyidagi jarayonlar kuzatiladi 1) Kristall panjalarning buzilishi-  $Q_k$  (endotermik jarayon) 2) erigan modda molekulalarining gidratlanishi yoki solvatlanishi-  $Q_s$  (ekzotermik jarayon), 3) gidratlangan yoki solvatlangan molekulalarining erituvchining butun hajmi bo'ylab tarqalishi, ya'ni diffuziyasi- $Q_d$  (endotermik jarayon) demak, erish issiqligi:  $Q = Q_s - (Q_k + Q_d)$

Demak,  $Q_s > -(Q_k + Q_d)$  ekzotermik jarayon.  $Q_s < -(Q_k + Q_d)$  endotermik jarayon.

Eruvchanlik. Turli moddalarning bir erituvchining o'zida eruvchanligi turlicha bo'ladi. 100 g erituvchida necha gramm ayni moddadan erishi eruvchanlik deb ataladi. Ko'pchilik qattiq moddalarning eruvchanligi temperatura ko'tarilishi bilan ortadi (22 rasm).



Rasm 22. Ba'zi tuzlarning eruvchanlik egri chizilari.



Rasm 23. Kaltsiy gidroksidining eruvchanlik egri chizig'i.

Ba'zi moddalarning (masalan,  $\text{Ca(OH)}_2$ ) eruvchanligi temperatura ko'tarilishi bilan kamayadi (23 rasm).

Gazlarning suvda eruvchanligi har xil. Ba'zan gazlar, masalan,  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2$  juda oz eriydi;  $\text{HCl}$  va  $\text{NH}_3$  yaxshi eriydi. Gazlarning eruvchanligi temperaturaning pasayishi bilan ortadi. Gazning suyuqlikda eruvchanligi suyuqlik ustidagi gazning bosimiga bog'liq. Bu bog'liqlik Genri qonuni bilan ifodalanadi. Gazning massa birliklarida ifodalangan eruvchanligi, o'zgarmas temperaturada suyuqlik ustidagi gazning bosimiga to'g'ri proporsionaldir.

Gazlarning suyuqlikda erishi ekzotermik jarayondir.

#### 9.4. Eritmaning konsentratsiyalarini ifodalash usullari

Eritmaning yoki erituvchining ma'lum massa miqdorida yoki ma'lum hajmida erigan modda miqdori eritma konsentratsiyasi deb ataladi.

Eritma konsentratsiyasini bir necha usulda ifodalash mumkin.

1. Foiz (protsent) konsentratsiya-100 g eritmada erigan moddaning grammlar soni:

$$C\% = \frac{a \cdot 100}{a + b}$$

bu erda  $C$  %- eritmaning massa foizi,  $a$ - erigan modda massasi,  $b$ - erituvchi massasi.

Eritma kontsetrotsiyasini mol- foizlarda ham ifodalash mumkin, buning uchun 100 mol eritmada erituvchi moddaning mol sonlari hisoblanadi:

$$C_M \% = \frac{n_1}{n_2 + n_1} \cdot 100$$

Bu erda,  $S_m$  %- eritma mol-foizi,  $n_2$ - erigan modda mol soni:

$$n_2 = \frac{g_2}{M_2}$$

Bu erda,  $g_2$ -erigan modda massasi,  $M_2$  –uning molekulyar massasi,  $n_1$ - erituvchini mol soni.

$n_2 = \frac{g_2}{M_2}$  (bu erda,  $g_1$ - erituvchining massasi,  $M_1$ -erituvchining molekulyar massasi. Mol-foizlar bilan bir qatorda mol qismlar (yoki ulushlar) ham ishlatiladi:

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} - \text{erigan modda mol qismi} \quad N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} - \text{erituvchining mol}$$

qismi. Ularning yg'indisi doimo 1 ga teng:  $N_1 + N_2 = 1$

Ko'pincha eritmaning kontsentratsiyasi uning zichlik qiymatiga qarab topiladi, chunki ayni temperaturada eritmaning muayyan zichligiga eritma tarkibidagi muayyan miqdor modda to'g'ri keladi. Shuning uchun

zichlikni hisoblashda  $d = \frac{m}{v}$  formuladadan foydalaniladi, bu erda  $m$ -

eritmaning massasi,  $v$ -eritmaning hajmi,  $d$ - eritmaning zichligi

2) Molyar kontsetratsiya-1l eritmada 1 mol erigan modda bo'lsa, bunday eritma kontsentratsiyasi 1 molyar bo'ladi va «M» bilan belgilanadi. Agar 1 l eritmada 0,1 mol erigan modda bo'lsa, uning kontsetratsiyasi detsimolyar eritma deyiladi va 0,1 m deb yoziladi.

3) Normal kontsentratsiya- eritma kontsentratsiyasi erigan moddaning 1litr eritmada ekvivalentlari soni bilan ham ifodalanadi. Bunday eritmalar normal kontsentratsiyali eritmalar deb ataladi «N» bilan belgilanadi. Masalan:  $H_2SO_4$ - 98g; ekv=98/2=49. 1 l eritmada 49 g  $H_2SO_4$  bo'lsa 1 N eritma, agar 4,9 g bo'lsa 0,1 N, 0,49 g bo'lsa 0,01 N eritma deyiladi. Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning normal kontsentratsiyalari o'zaro teng bo'lsa, bu eritmalar o'zaro qoldiqsiz reaksiyaga kirishadi. Normal

konsentratsiyalari bir-biriga teng bo'lmagan eritmalarning qoldiqsiz reaksiyaga kirishadigan hajmlari ularning normalliklariga teskari proporsional bo'ladi:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{N_2}{N_1}$$

4) Molyal konsentratsiya- erituvchining 1 kg massasida 1 mol biror modda eritib hosil qilgan eritma konsentratsiyasi 1 molyal eritma deb ataladi.

$$C_{\text{моль}} = \frac{a \cdot 1000}{b \cdot M}$$

bunda: a- erigan modda massasi (gramlar hisobida), b- erituvchi massasi (gramlar hisobida), M- erigan moddaning molekulyar massasi.

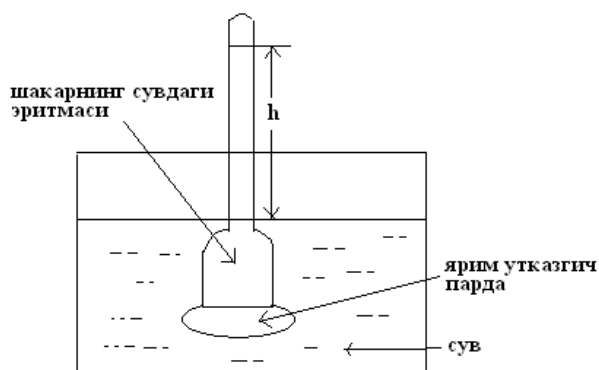
5) Titr- eritmaning 1 ml da erigan moddaning gramlar miqdorini ko'rsatadigan son. Titr bilan normalik orasida quyidagicha tenglama mavjud:  $T = \frac{\vartheta \cdot N}{1000}$ ; bu erda:  $\vartheta$ - erigan modda gr-ekvivalenti, N- normalligi, T- titri.

### 9.5. Eritmalarning xossalari.

Eritmalarda bo'ladigan diffuziya va osmos hodisalari. Bir modda zarrachalarning ikkinchi modda ichida o'z-o'zicha taqsimlanishini ta'minlovchi jarayonni diffuziya deyiladi. Agar yuqori konsentratsiyali suvli eritma olib, uning ustiga ohista suv quysak, yuqori konsentratsiyali eritmadagi erigan modda zarrachalari suvga o'ta boshlaydi va eritma butun hajmi bo'yilab bir xil konsentratsiyali bo'lishiga intiladi. Eritmalarda bo'ladigan diffuziya hodisasi tabiatda juda ko'p tarqalgan. Masalan, agar erituvchi bilan eritma o'rtasiga yarim o'tkazgich parda qo'ysak, bu parda orqali erituvchi molekulalari parda orqali eritmaga o'tib, uni suyultira boshlaydi. Erituvchi molekulalarining yarim o'tkazgich parda orqali o'tish jarayoni osmos deyiladi. Osmos ikki xil sababga ko'ra kelib chiqadi. Birinchidan, toza suvda suv molekulalarining konsentratsiyasi eritmadagiga qaraganda yuqori bo'ladi. Ikkinchidan, eritmada suv molekulalari erigan modda molekulalari bilan gidratlar hosil qiladi va shuning natijasida eritmadagi gidratlar hajmi toza suv molekulasiga hajmidan katta bo'ladi. 24 nchi rasmdagidek ikkita idish olib, katta idishga toza suv, tubi yarim o'tkazgich parda bilan qoplangan naysimon kichik idishga qand eritmasi solingan bo'lsin. Kichik idish katta idishga botirilganda unga yarim o'tkazgich parda orqali suv o'tib, naycha ichidagi suyuqlik sirti

ko'tarila boshlaydi. Gidrastatik bosim vujudga keladi. Buni eritmaning osmotik bosimi deyiladi.

Osmotik bosim kattaligi erituvchi va erivchi moddaning tabitiga bog'liq bo'lmasdan, faqat konsentratsiya va temperaturaga bog'liqdir. Bu bog'lanish Vant-Goff qonunida o'z ifodasini topgan:  $P=C \cdot RT$



Bu erda  $P$ - eritmaning osmotik bosimi,  $C$ - eritmaning molyar kontsetratsiyasi,  $T$ - absolyut temperatura,  $R$ - universal gaz konstanta.

Rasm 24. Osmotik bosimni aniqlash asbobining tuzilishi.

Eritmaning osmotik bosimi erigan modda ayni temperaturada gaz holatida bo'lib, eritma hajmiga teng hajmni egallaganda ko'rsata oladigan bosimga barobardir. Bu – Vant – Goff qonunidir. Osmos hodisasi hayvonlar, ayniqsa o'simliklar hayotida katta rol o'ynaydi.

### 9.6. Eritmalarning bug' bosimi.

Har bir suyuq va qattiq modda biror temperaturada ma'lum bug' bosisiga ega bo'ladi. Bu bosimni qattiq va suyuq modda sirtidan bug'lanayotgan zarrachalar hosil qiladi.

Bug' bosimi barometrik nay yoki monometr yordamida o'lchanadi. Suyuqlik yoki qattiq modda bilan muvozanatda turgan bug' to'yingan bug' deyiladi.

Bug' bosim tashqi muhit bosimiga teng bo'lgan temperatura qaynash temperaturasi deyiladi.

Uchuvchan bo'lmagan moddani suyuqlikda suvda eritilsa, eritma ustidagi bug' bosimi, toza suv ustida bug' bosimiga nisbatan kichik bo'ladi (bir xil temperaturada). Sabab shundaki, suyuqlikda biror modda eritma, erigan modda va erituvchi molekulalari eritmaning sirt yuzasini ma'lum tartibda egallaydi va sathdan faqat bug'lanuvchi (erituvchi) suyuqlik molekulalarigina bug' holga o'tadi. Erigan modda miqdori qancha ko'paysa erituvchining bug' bosimi shuncha ko'p kamyadi, erituvchining bug'lanishi qiyinlashadi. Shuning uchun eritma sirtidan vaqt birligi ichida

ajralib chiqadigan erituvchi molekularining soni, toza erituvchi sirtidan chiqadigan molekular soniga qaraganda oz bo'ladi; ya'ni  $P < P_0$ .

Bu erda:  $P_1$ - eritma ustidagi bug' bosimi;  $P_1^0$ - toza erituvchining bug' bosimi bo'lsa  $\frac{\Delta p}{p_0} = \frac{P_0 - P}{P_0}$  - bug' bosimining nisbiy pasayishi bo'ladi.

1887 yilda frantsuz olimi X.F.Raul quyidagi qonunni ta'rifladi: Eritma

bug' bosimining nisbiy kamayishi  $\frac{\Delta P}{P_0}$  erigan moddaning molyar soni « $n_1$ » ning erituvchining molyar soni « $n_2$ » bilan erigan modda molyar soni « $n_1$ » ning yig'indisiga bo'lgan nisbatiga teng bo'ladi, lekin erigan modda tabiatiga bog'liq emas:

$$\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{n_1}{n_2 + n_1}$$

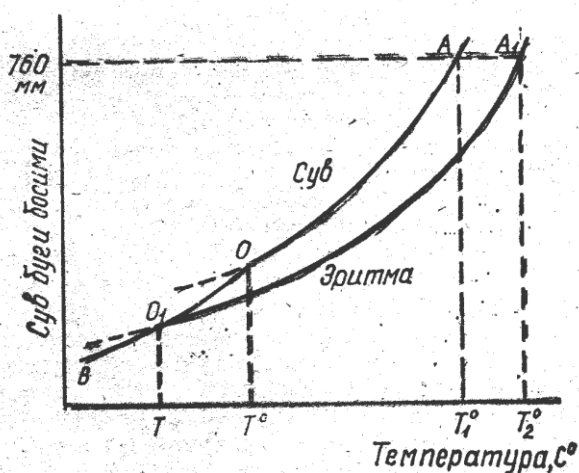
yoki  $n_1$ ning qiymati  $n_2$  ga nisbatan juda kichik bo'lganligini (juda suyultirilgan eritmada) e'tiborga olsak, Raulning 1-qonuni

$$\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{n_1}{n_2} \text{ formula ko'rinishiga ega bo'ladi.}$$

### 9.7. Eritmaning muzlash va qaynash temperaturasi

Eritmaning qaynash temperaturasi bilan toza erituvchining qaynash temperaturasi orasidagi farq eritma qaynash temperaturasining ko'tarilishi deyiladi.

Eritmaning konsentratsiyasi qancha katta bo'lsa, uning qaynash temperaturasi shuncha yuqori bo'ladi. Bu hodisani tushintirish uchun 25 rasm murojaat qilamiz.



Bu diagrammada OA chizig'i erituvchi (suv) bo'g'i bosimining,  $O_1A_1$ - eritma bug' bosimining, OB-qattiq holatdagi erituvchi (muz) bug' bosimining temperatura (o'zgarishi bilan o'zgarishini ko'rsatadi) ga nisbatan o'zgarishini ko'rsatadi. Toza erituvchining to'yingan bug' bosimi  $T_1^0$  da 760 mm ga teng.

Rasm 25. Eritma bug' bosimining temperaturaga bog'liq ravishda o'zgarishi.



Shuning uchun u shu temperaturada qaynaydi. Eritmaning to'yingan bug' bosimi hamma vaqt erituvchilikidan past bo'lgani uchun uning bug' bosimini 760 mm ga etkazish uchun uni  $T_2^0$  gacha qizdirish kerak va eritma shu temperaturada qaynaydi. Demak eritma qaynash temperaturasi ko'tarilishi  $\Delta T = T_2^0 - T_1^0$  ga teng bo'ladi. Bu haqda Raulning ikkinchi qonuni shunday izohlanadi: Eritmaning qaynash temperaturasi ko'tarilishi eritmaning molyal konsentratsiyasiga to'g'ri proporsionaldir:  $\Delta T = K_E \cdot C_M$

Bu erda  $K_E$ - ebullioskopik konstanta,  $C_M$ - molyal konsentratsiya. Agar «B» g erituvchida «a» g modda erigan bo'lsa, eritmaning qaynash temperaturasi ko'tarilishini topish uchun quyidagi proporsiyani

yozish mumkin: moddaning molyal konsentratsiyasi  $\frac{M}{1000}$  bo'lganida, umumiy konsentratsiya  $\frac{a}{b}$  bo'lganida

$$\Delta T = \frac{K_E \cdot a \cdot 1000}{b \cdot M}$$

Bu erda  $M$  – erigan moddaning molekulyar massasi.  $K_E$ - fizikaviy ma'noasi shundan isbotni, 1000 g erituvchida 1 mol modda eriganda hosil bo'lgan eritmaning qaynash temperaturasi erituvchining qaynash temperaturasi (nisbatan) qaraganda necha gradus ortiq ekanligini ko'rsatadi. Uning qiymati faqat erituvchiga bog'liq bo'lib, erigan moddaga bog'liq emas. Har qaysi erituvchi o'ziga xos  $K_E$  ga ega: Suv uchun  $K_E = 0,56^0$ , benzol uchun  $K_E = 2,57^0$ , etil spirti uchun  $K_E = 2,12^0$

Eritmaning muzlash temperaturasi pasayishi eritmaning molyal konsentratsiyasiga to'g'ri proporsionaldir.

$$\Delta T = T^0 - T$$

$$\Delta T = K_{kr} \cdot C_m \quad \text{yoki}$$

$$\Delta T = \frac{K_{kp} \cdot a \cdot 1000}{b \cdot M}$$

Bu erda  $K_{kr}$ - krioskopik konstanta,  $C_m$ - molyal konsentratsiya. Agar  $C_m = 1$  bo'lsa, ya'ni eritmaning konsentratsiyasi 1 molyal bo'lsa, u xolda  $\Delta T = K_{kr}$ . Har qaysi erituvchi o'ziga xos  $K_{kr}$  ga ega. Masalan, suv uchun  $K_{kr} = 1,86^0$ , benzol uchun  $K_{kr} = 5,14^0$ , xlorform uchun  $K_{kr} = 4,9^0$ .

Raul qonunining matematik ifodalangan formulalaridan foydalanib, erigan moddalarning molekulyar massalarini topish mumkin. Buning uchun eritmaning muzlash yoki qaynash temperaturasi tajribada aniqlanadi

va formulaga qo'yib xisolab erigan moddaning molekulyar massasi topiladi. Bu usullarning birinchisi ebulyoskopik usul, ikkinchisi krioskopik usul deb ataladi.

### IX. 8 Savol va topshiriqlar.

1. Dispers sistema deb nimaga aytiladi?
2. Muayan sharoitda moddaning eruvchanligi qanday kattaliklar bilan o'lchanadi?
3. Erish issiqligi deb nimaga aytiladi? Qanday holda moddaning erishi endotermik, qanday holda ekzotermik jarayon tarzida sodir bo'ladi?  $Q_E = Q_g - (Q_d + Q_k)$  formulasidan foydalangan holda tushintiring.
4. Genri qonun qanday ta'riflanadi?
5. Eritmalarni kontsentratsiyalarini ifodalash usullari va ularni tayyorlash yo'llarini izohlang.
6. Eritmani mexanik aralashma yoki kimyoviy birikma deyish mumkinmi?
7. 90 g tuzni qancha miqdor suvda eritilsa, 10% li eritma hosil bo'ladi?
8. 10 % li 3 l eritma tayyorlash uchun necha gramm o'yuvchi natriy kerak bo'ladi?
9. Kaliy nitratining 2 molyar eritmasidan 2 litr tayyorlash uchun qancha  $KNO_3$  kerak bo'ladi?
10. Solishtirma massasi 1,31 g/ml bo'lgan 50% li nitrat kislotaning molyarligini toping.
11. Solishtirma massasi 1,44 g/ml bo'lgan 34 % li sulfat kislota eritmasining normalligini toping.
12. 500 ml. suvda 1,8 g glyukoza-  $C_6H_{12}O_6$  erigan, eritmaning  $27^{\circ}C$  dagi osmotik bosimini hisoblang.
13. 400 g suvda 0,272 g modda erishdan hosil bo'lgan eritma  $0,6037^{\circ}C$  da muzlaydi. Erigan moddaning molekulyar massasini aniqlang.
14. 2 % li glyukoza-  $C_6H_{12}O_6$  eritmasining muzlash haroritining pasayishini hisoblang.
15. Toza benzolning qaynash haroratini ( $80,1^{\circ}C$ ) va uning ebulyoskopik konstantasini (2,64) bilgan holda tarkibida 20,48% naftalin ( $S_{10}N_8$ ) bo'lgan 400 g benzol qanday haroratda qaynashini aniqlang.

## **X- bob.** **Elektrolitlarning eritmalari**

### **10.1 Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi.**

Suvdagi eritmalar yoki o'zi suyuqlanganida elektr tokini o'tkazuvchi moddalar elektrolitlar deyiladi. Kislota, asos va tuzlar elektrolitlardir. Suvdagi eritmalari yoki o'zi suyuqlanganda elektr tokini o'tkazmaydigan moddalar elektrolitmaslar deyiladi. Vant-Goff va Raul qonunlariga faqat elektrolit bo'lmagan moddalarning suvdagi eritmalari bo'ysinadi. Tuz, kislota va asoslarning eritmalari bu qonunlarga bo'ysinmaydi. Chunonchi, elektrlit eritmalarida muzlash temperaturasining pasayishi Raul qonuni bo'yicha hisoblangan pasayishga qaraganda ortiqroq bo'ladi. Bunday elektrolitlar eritmalarining bug' bosimini pasayishi, osmotik bosimi va qaynash haroratining ko'tarilishi nazariya bo'yicha kutilgandan ortiqroq bo'ladi. Lekin erigan elektrolit moddaning kriskopik yoki ebulioskopik usullar bilan aniqlangan molekulyar massasi uning haqiqiy qiymatidan kichik bo'ladi.

Shved olimi S. Arrenius elektrolitlarning xossalarini o'rganib (1887y) quyidagi xulosaga keladi. Tuz, kislota va asoslar eritma muzlash haroratining pasayishi va qaynash haroratining ko'tarilishi hamda ularning elektr tokini o'tkaza olish xususiyati birgina sababga bog'liq. Elektrolitlar suvdagi eritmalarida ionlarga dissotsilanadi, ya'ni musbat va manfiy zaryadlangan ionlarga ajraladi. Musbat zaryadlanagan ionlar- kationlar, manfiy zaryadlangan ionlar esa anionlar deyiladi (ionlarning uzluksiz harakati elektr tokini o'tkazishga sabab bo'ladi).

Elektrolit ionlarga ajralganda bitta molekuladan ikki va undan ortiq ion hosil bo'lishi natijasida eritmadagi zarrachalarning umumiy soni ortadi. Shuning uchun elektrolit eritmasining osmotik bosimi  $R_{osm}$ , muzlash harorati  $t_{muz}$  ning va qaynash harorati  $t_{qai}$  ning o'zgarish xudi

shunday kontsentratsiyali elektrolitmas eritmalarnikidan birmuncha yuqori bo'ladi

Elektrolitmas moddalarning eritmaları uchun Vant-Goff tenglamasi  $P=CRT$  shaklida yoziladi. Bu tenglamani elektrolit eritmalariga tatbiq etish uchun tenglamaga izotonik koeffitsent ( $i$ ) ni kirishib kerak:

$$P=iCRT$$

Shu asosda Raul qonunlarini elektrolitlar eritmaları uchun qullashda ham izotonik koeffitsentdan foydalanish kerak.

$i$ -Vant- Goff kiritgan koeffitsient, u tajriba asosida topiladi:

$$i = \frac{\text{электролитэритмасининг осмотик босими}}{\text{электролитмасэритманинг осмотик босими}} = \frac{P}{P_0}$$

(elektrolit va elektrolitmas eritmalarining molyar kontsentratsiyasi o'zaro teng bo'lishi kerak), u holda

$$i = \frac{\Delta t^0_{\text{кайн. электролитэритмасининг}}}{\Delta t^0_{\text{кайн. электролитмасэритмасининг}}} \text{ yoki}$$

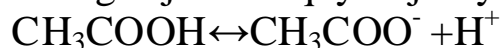
$$i = \frac{\Delta t^0_{\text{муз. электролитэритмасининг}}}{\Delta t^0_{\text{муз. электролитмасэритмасининг}}}$$

nisbatdan topiladi.  $i$  ning qiymati eritma kontsentratsiyasi kamayishi bilan ortadi.  $i$  ning eng katta qiymati NaCl eritmasi uchun 2 ga  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  eritmasi uchun 3 ga,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  ning eritmasi uchun 4 ga (elektrolitlarning molekulari dissotsilanganda hosil bo'lgan ionlar soniga) yaqinlashadi.

Elektrolitning ionlarga dissotsilanishi erituvchining qutbli molekulari ishtirokida sodir bo'ladi. Agar erituvchi suv bo'lsa, qutubli suv molekulari kation va anionlarni qarama-qarshi qutub bilan ta'sirlanib, ya'ni kation va anionlarni o'rab oladi. Bunday holatni gidrotlanish deyiladi. Agar erituvchi qutbli organik modda bo'lsa, solvatlanish deyiladi.

## 10.2 Kislota, asos va tuzlarning dissotsilanish

1887 yilda shved olim Svante Arrenius eritmalarining elektr o'tkazuvcchanligini o'lchash asosida elektrolitik dissotsiyalashish nazariyasini taklif qildi. Bu nazariyaga muvofiq kislata, asos va tuzlar suvda eriganda qarama-qarshi zarayadli ionlarga ajraladi. Elektrolit molekularining ionlarga ajralishi qaytar jarayondir:



Eritmadagi manfiy zarayadlar soni musbat zarayadlar soniga teng bo'lgani uchun eritma, umuman elektroneytral bo'ladi.

Gidratlanish hodisasi gidratlanish energiyasi (issiqligi) bilan tavsiflanadi. Gaz holatdagi ionlarni eritmaga o'tkazish jarayonida ajralib chiqadigan energiya miqdori o'sha ionning gidratlanish energiyasi deyiladi va uni o'lchov birligi  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  bilan o'lchanadi:  $\text{Li}^+$  uchun 531,4;  $\text{K}^+$  uchun 338,9;  $\text{Cs}^+$  uchun 280,3;  $\text{Zn}^{2+}$  uchun 2075,3;  $\text{OH}^-$  uchun 510,4;  $\text{F}^-$  uchun 485,3  $\text{NO}_3^-$  uchun 309,6 ;  $\text{SO}_4^{2-}$  uchun 1108,7  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Kristallarning erishida gidratlanish energiyasining roli nihoyatda katta. Masalan,  $\text{KCl}$  ning tajribada topilgan kristall panjara energiyasi 703  $\text{kJ}$  ga teng. Demak uning ionlanishi uchun 703,3  $\text{kJ}$  energiya talab qiladi. Bu energiyaning  $338,9+351,4=690,3$   $\text{kJ}$  qismi  $\text{K}^+$  va  $\text{Cl}^-$  ionlarining gidratlanish hisobiga va faqat 12,7  $\text{kJ}$  qismigina issiqlik xarakat energiyasi hisobiga to'ldiriladi. ( $\text{KCl}$  suvda eritilganda issiqlik yutiladi)

Organik erituvchilarda ham (spirt) erigan moddaning ionlari erituvchi molekulari bilan ta'sirlanadi. Bu hodisa ionlarning solvatlanishi deb, hosil bo'lgan agregatlar esa solvatlar deb ataladi.

Eritmalarda  $\text{H}^+$  va kislata qoldig'i ioniga dissotsiyalanuvchi birikmalar kislatalar deyiladi:  $\text{HCl}\leftrightarrow\text{H}^++\text{Cl}^-$

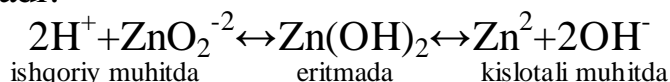
Hosil bo'lgan  $\text{H}^+$  ionda (protonda) elektron qavat bo'lmaydi. Shuning uchun u suvli muhitda  $\text{H}^++\text{H}_2\text{O}=\text{H}_3\text{O}^+$  ni hosil qiladi. Eritmada  $\text{H}_3\text{O}^+$  bo'lishi eritmaning kislata xususiyatiga sabab bo'ladi:  $\text{HCl}+\text{H}_2\text{O}=\text{H}_3\text{O}^++\text{Cl}^-$

Biroq dissotsiyalanish tenglamalarini soddalashtirish maqsadida  $\text{H}_3\text{O}^+$  o'rniga  $\text{H}^+$  yoziladi.

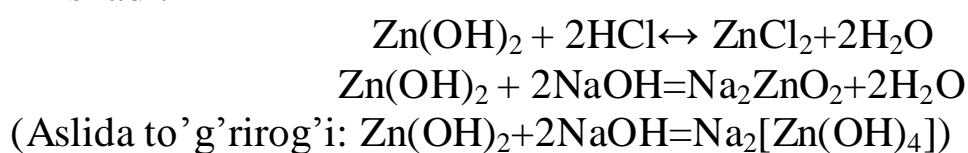
Asoslar eritmalarida metall ion bilan gidroksid ionlariga dissotsilanadi:  $\text{NaOH}\leftrightarrow\text{Na}^++\text{OH}^-$

Asoslar eritmalarida  $\text{OH}^-$  ionlarining borligi ishqoriy muhit hosil qiladi.

Kislota va asoslardan tashqari ham kislata, ham asos xossalari ega bo'lgan gidroksidlar ham ma'lum. Bunday gidroksidlar amfoter gidroksidlar deyiladi:



Shuning uchun  $\text{Zn(OH)}_2$  ham kislota, ham asoslar bilan reaksiyaga kirishadi:



Tuzlar erimlarda metall ionlari bilan kislota qoldig'i ionlariga dissotsilanadi:  $KCl \leftrightarrow K^+ + Cl^-$ ;  $CuSO_4 \leftrightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$

Suvdagi eritmalarida ionlarga to'liq dissotsiyalanadigan elektrolitlar kuchli elektrolitlar deyiladi; bular jumlasiga masalan  $HClO_4$ - perxlorat,  $HCl$ - xlorid kislota,  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$  kabi asoslar va deyarli barcha tuzlar kiradi.

Suvdagi erimlarda qisman dissotsilanib, juda oz miqdorda ionlar hosil qiluvchi elektrolitlar kuchsiz elektrolitlar deyiladi. Bular jumlasiga kuchsiz kislotalar, ya'ni  $CH_3COOH$ ,  $HCN$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_2S$  va qiyin eruvchi asoslar va ba'zi tuzlar kiradi.

### 10.3. Elektrolitlarning dissotsilanish darajasi.

Elektrolitlar suvdagi eritmalarida ma'lum darajada ionlarga ajraladi. Arrenius fikricha, to'la dissotsilanish bo'lmasligining sababi shundaki, eritmada molekulalar ionlarga ajralishi bilan bir vaqtda, hosil bo'lgan ionlar o'zaro birikib, yana molekulalarni hosil qiladi. Molekulalar ionlarga ajralgan sari dissotsilanish tezligi kamayadi, lekin ionlarning o'zaro birikishi tezligi ortadi. Natijada, ikki jarayon tezligi tenglashadi: shu vaqtdan boshlab eritmada molekulalar va ionlar orasida muvozanat qaror topadi. Shundan so'ng, eritmada ion va molekulalar soni o'zgarmay qoladi. Bu holatni tavsiflash uchun, dissotsiyalanish darajasi tushinchasi kiritilgan

***Ionlarga disotsilangan molekulalar sonining eritilgan moddaning barcha molekulalari soniga bo'lgan nisbati elektrolitning dissotsiyalanish darajasi deb ataladi.*** Dissotsilanish darajasi  $\alpha$  (alfa) harfi bilan belgilanadi. Dissotsilanish darajasi elektrolit tabiatiga, temperaturaga va konsentratsiyaga bog'liq. Eritma konsentrotsiyasi kam bo'lganda dissotsilanish darajasi ortadi: sirka kislotasining 0,1 N eritmasi uchun  $\alpha=1,34\%$  bo'lsa, 0,03n eritma uchun  $\alpha=2,45\%$

Shuning uchun elektrolit eritmasining dissotsilanish darajasi bilan birga eritma konsentratsiyasini ham ko'rsatish kerak. Quyidagi jadvalda qator elektrolitlar uchun 0,1 N eritmalarining  $18^0$  C dagi dissotsilanish darajasi keltirilgan.

$\alpha$ - ni turli usullar bilan topish mumkin. Bu usullarning biri eritmaning elektr o'tkazuvchanligini o'lchashga asoslangan. Bunda Arrenius

formulasi:  $\lambda = \frac{\lambda_v}{\lambda_\infty}$  dan foydalaniladi.

Elektrolit	$\alpha$ , %	Elektrolit	$\alpha$ , %
KCl	86	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	58
NaCl	86	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	34
NaNO <sub>3</sub>	83	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	27
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	72	CH <sub>3</sub> COOH	1,34
CuSO <sub>4</sub>	38	H <sub>2</sub> S	0,07
CaCl <sub>2</sub>	75	KOH	91
MgSO <sub>4</sub>	42	NaOH	91
HgCl <sub>2</sub>	1,0	Ba(OH) <sub>2</sub>	77
HCl	91	Ca(OH) <sub>2</sub>	75
HNO <sub>3</sub>	92	NH <sub>4</sub> OH	1,34

Formuladagi  $\lambda_v$  – ayni kontsentratsiyadagi eritmaning ekvivalent elektr o'tkazuvchanligi,  $\lambda_\infty$  – cheksiz suyultirilgan eritmaning ekvivalent elektr o'tkazuvchanligi.

Agar elektrolitning dissotsiyanlash darajasi  $\alpha=3\%$  gacha bo'lsa, kuchsiz elektrolit; 3-30 % gacha bo'lsa, o'rtacha kuchli elektrolit; 30 % dan yuqori bo'lsa, kuchli elektrolit deyiladi.

Elektrolitning dissotsiyanlash darajasi va dissotsiyanlash konstantasi orasida ma'lum bog'lanish mavjud. Uni quyidagicha tushinish mumkin.

Kuchsiz elektrolitning  $AB \leftrightarrow A^+ + B^-$ :  $CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$  muvozanat holatdagi dissotsiyanlash konstantasi massalar ta'siri qonuniga bilan:

$$K = \frac{[H^+][B^-]}{[AB]}$$

ya'ni  $K = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$  bo'ladi.

Bu erda K- muvozanat konstantasi, dissotsiyanlash konstantasi deb ataladi. K-qancha katta bo'lsa, ayni elektrolit shuncha kuchli dissotsiyanlashadi.

$K_{CH_3COOH} = 1,75 \cdot 10^{-5}$  (kuchsiz elektrolit)

K bilan  $\alpha$  orasidagi o'zaro bog'lanish Ostvaldning suyultirish qonuni nomli quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:

$$K = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Agar formula maxarajdagi  $\alpha$  ni 1 ga nisbatan juda kichik ekanligini nazarda tutsak  $(1-\alpha)$  ni 1 deb olish mumkin. U holda Ostvaldning suyultirish qonunidan  $K$  topiladi:  $K=C\cdot\alpha^2$  yoki

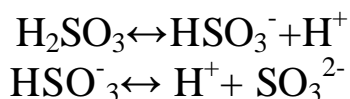
$$\frac{\alpha^2}{\nu} = K \quad \text{bundan} \quad \alpha = \sqrt{K\nu} \quad \text{ga ega bo'lamiz.}$$

Kuchsiz elektrolitlarning dissotsilanish darajasi dissotsilanish konstantasi kvadrat ildiziga to'g'ri proporsionaldir.

Modda eritilgan erituvchi hajmining kvadrat ildizi ostidagi qiymatlarga proporsionaldir, ya'ni eritma suyultirilgan sari uning dissotsiyalanish darajasi ortadi.

### 10.4 Bosqichli dissotsilanish

Normal tuzlardan tashqari, molekulasida ko'p valentli anion yoki ko'p valentli kationi bor elektrolitlar ham bosqichli dissotsilanadi. Masalan:



Dissotsiyalanishning har bir bosqichini o'ziga xos muvozanat konstantasi mavjud:

$$\left. \begin{aligned} K_1 &= \frac{[\text{H}^+][\text{HSO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]} = 1,7 \cdot 10^{-2} \\ K_2 &= \frac{[\text{H}^+][\text{SO}_3^{2-}]}{[\text{HSO}_3^-]} = 6,2 \cdot 10^{-8} \end{aligned} \right\} K_1 \gg K_2$$

Asos:  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \leftrightarrow \text{CaOH}^+ + \text{OH}^-$  (I bosqich)

$\text{CaOH}^+ \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$  (II bosqich)

Nordon tuzlar ham bosqichli dissotsilanadi; masalan

$\text{NaHSO}_3 \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_3^-$  (I- bosqich)

$\text{HSO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$  (II- bosqich)

### 10.5. Ionlarning aktivligi haqida tushuncha

Ko'pchilik kislota va asoslar suvda to'liq dissotsilanmaydi:  $\text{HA} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{A}^-$   
Bu kislotaning konsentratsiyalari bilan ifodalangan dissotsilanish konstantasi



$K = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$  shaklida yoziladi. Bu formuladan eritma konsentratsiyasi

0,01 mol/l dan kam bo'lgandagina foydalanish mumkin, chunki eritmadagi ionlarning o'zaro ta'sir kuchi juda kamayib ketadi. Eritmaning konsentratsiyasi kattaroq bo'lganda, eritmadagi ionlar o'zaro ta'sirlanib, ionlarning konsentratsiyasi xaqiqiy konsentratsiyasidan kamroq bo'lib tuyiladi. Shuning uchun bunday elektrolitlar uchun ionlanish konstantasini yozadigan bo'lsak, konsentratsiyalar yoniga aktivliklar qo'yishi kerak.

$$K = \frac{a_{H^+} \cdot a_{A^-}}{a_{HA}}; a - \text{ionning aktivligi}$$

$a = f \cdot C$ ,  $f$ -aktivlik koeffitsienti.

Juda suyultirilgan eritmalarda ionlarning aktivlik koeffitsienti  $f=1$  bo'ladi, u holda  $a=c$  ga teng bo'ladi. Eritmaning konsentratsiyasi yuqori bo'lganda  $f < 1$  bo'ladi.

Debay – Xyukkel taklifiga binoan  $f$  ni quyidagi fo'rmla bilan hisoblab topiladi:

$$\lg f = -0,509 \cdot Z_1 \cdot Z_2 \sqrt{\mu}$$

Bu erda  $Z_1$  – kation zaryadi,  $Z_2$  – anion zaryadi,  $\mu$ - eritmaning ion kuchi.  $\mu$ -ni quyidagi formula yordamida hisoblab topiladi:

$$\mu = 1/2(C_1 Z_1^2 + C_2 \cdot Z_2^2)$$

Misol:  $MgBr_2$  eritmasining konsentratsiyasi 0,001 m bo'lgandagi eritmaning ion kuchini hisoblang.  $MgCl_2$  kuchli elektrolit va elektrolit eritmasi kuchli suyultirilgan. Shuning uchun  $MgCl_2$  ning hammasi ionga ajralgan deb nazarda tutsak, unda eritmada  $Mg^{2+}$  ning konsentratsiyasi 0,001,  $2Br^-$  ning esa 0,002 bo'ladi. U holda

$$\mu = \frac{1}{2}(0,001 \cdot 2^2 + 0,002 \cdot 1^2) = 0,003 \text{ bo'ladi.}$$

### **10.6 Elektrolitlar eritmalarida boradigan reaksiyalar.**

Elektrolitlar eritmalarida sodir bo'ladigan reaksiyalarda ionlar ishtirok etadi. Ionlar orasida boradigan reaksiyalarning tenglamalarini yozishda kuchli elektrolitlarni, ionlarga ajralgan holda yozilib, yomon dissotsilanadigan moddalar, cho'kma va gazlarni molekulyar shaklida ifodalanadi. Elektrolit eritmalarida boradigan barcha reaksiyalarni 5 guruxga bo'lish mumkin

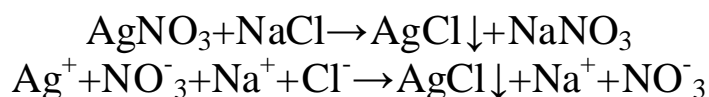
1. Neytrallanish reaksiyasi biror kuchli kislotaning suyultirilgan eritmasiga bir necha tomchi indikator tomizsak, eritma qizil tusga kiradi.

Agar bu kislota eritmasiga ishqorning suyultirilgan eritmasidan tomchilatib kuysak, eritmaning rangi qizil bilan ko'k orasidagi o'rtacha rangni oladi - neytral holat. Bunda neytral eritma hosil bo'ladi. Masalan:

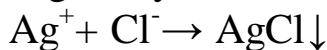


ion shaklida  $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ .  
demak, neytrallanish reaksiyasining mohiyati vodorod ionlari bilan gidroksid ionlari birikib, suv hosil bo'lishidan iborat.

2. Cho'kma hosil bo'ladigan reaksiyalar oxiriga qadar boradigan reaksiyalardir. Agar kumush nitrat bilan natriy xlorid o'zaro reaksiyaga kirishsa, oq rangli cho'kma hosil bo'ladi:



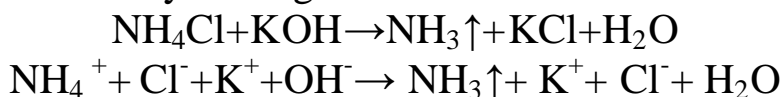
Ion shaklida qisqartirib quyidagicha yozish mumkin.



Bu reaksiyaning mohiyati shundaki, eritmadagi  $\text{Ag}^+$  va  $\text{Cl}^-$  ionlari o'zaro ta'sirlanib  $\text{AgCl}$  cho'kmasini hosil qiladi.  $\text{Na}^+$  va  $\text{NO}_3^-$  ionlari ushbu almashinish reaksiyalarida o'zgarmaydi. Shuning uchun bu ionlarni reaksiya tenglamasini tuzishda yozish shart emas.

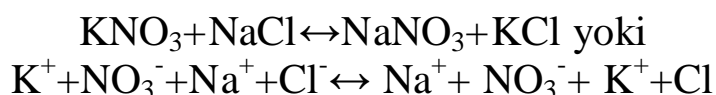
Eritmalar eritmalarida sodir bo'ladigan reaksiyalarning mohiyatini ko'rsatib beruvchi bunday qisqartirilgan tenglamalar ionli tenglamalar deyiladi.

3. Gaz hosil bo'ladigan reaksiyalar. Bunday reaksiyalarda kimyoviy muvozanat reaksiya mahsulotlari hosil bo'ladigan reaksiya tomoniga siljiydi. Natijada reaksiya oxirigacha boradi:



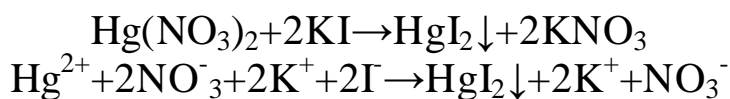
Ion shaklida  $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ .

4. Eritmalarda boradigan qaytar reaksiyalar. Agar ikkita kuchli elektrolit o'zaro ta'sirlanib, reaksiya natijasida yana kuchli elektrolitlar hosil bo'lsa, qaytar reaksiyalar sodir bo'ladi. Masalan  $\text{KNO}_3$  ning eritmasiga  $\text{NaCl}$  ning ekvimolyar eritmasi qo'shilsa, eritmada qaytar reaksiya sodir bo'ladi:



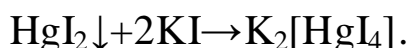
Bu reaksiyada ishtirok etayotgan to'rtala tuz (kuchli elektrolitlar jumlasiga kirishi sababli) ionlarga to'liq dissotsialanadi. Shuning uchun eritmada muvozanat hosil bo'ladi. Dengiz va ko'l suvida uchraydigan tuzlar to'liq ionlarga ajralib ketadi, shuning uchun dengiz va tuzli ko'llar suvida ionlararo muvozanatni uchratamiz.

5. Kompleks birikma hosil bo'ladi. Ionlar orasida boradigan reaksiyalarda ko'pincha ko'pleks birikmalar hosil bo'ladi. Masalan, simob nitrat eritmasiga kaliy iodid eritmasidan qo'shsak, avval qizil rangli cho'kma hosil bo'ladi:



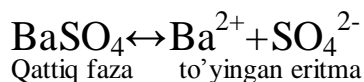
Ionli shaklda  $\text{Hg}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{HgI}_2 \downarrow$

Agar KI dan ko'proq qo'shsak, cho'kma erib kompleks birikma hosil bo'ladi:



### 10.7 Eruvchanlik ko'paytmasi.

Qiyin eruvchan elektrolitlarning, masalan, bariy sulfatning dissotsilanish jarayoni



shaklda yozib, bu muvozanatga massalar ta'siri qonunini tatbiq etsak uni quyidagicha yozish mumkin:

$$K = \frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]} \text{ yoki } K[\text{BaSO}_4] = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

Qiyin eruvchan elektrolitning to'yingan eritmasida uning ionlari, konsentratsiyasi ko'paytmasi ayni temperaturada o'zgarmas kattalikdir. Uni  $\Delta K$ -eruvchanlik ko'paytmasi deyiladi.

$\text{BaSO}_4$  ning to'yingan eritmasi uchun  $25^\circ \text{C}$  da  $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = \Delta K_{\text{BaSO}_4} = 1 \cdot 10^{-10}$

Agar  $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] < 1 \cdot 10^{-10}$  bo'lsa, eritma to'yinmagan bo'ladi va unda yana ma'lum miqdori  $\text{BaSO}_4$  erishi mumkin. Agar  $\Delta K_{\text{BaSO}_4} > 1 \cdot 10^{-10}$  bo'lsa, eritma o'ta to'yingan bo'ladi va erigan  $\text{BaSO}_4$  ortiqchasi cho'kmaga tusha boshlaydi. Eritmadagi  $\text{Ba}^{2+}$  va  $\text{SO}_4^{2-}$  – ionlari konsentratsiyasi ko'paytmasi yana  $\text{BaSO}_4$  ning « $\Delta K$ » ga tenglashguncha cho'kma hosil bo'ladi.

Qiyin eruvchan elektrolitning to'yingan eritmasidagi ionlar konsentratsiyasi ma'lum temperaturada o'zgarmas kattalikdir.

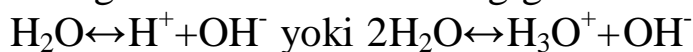
Shuning uchun eritmadagi ionlardan bittasining konsentratsiyasini ortishi sistemani muvozanatdan chiqaradi va muvozanatni cho'kma hosil bo'lishi tomonga siljitadi. Agar  $\text{BaCl}_2$  ni qo'shish yo'li bilan  $\text{BaSO}_4$  ning to'yingan eritmasidagi  $\text{Ba}^{2+}$  ionlarining konsentratsiyasi ortirilsa  $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$  ko'paytma ya'ni  $\Delta K_{\text{BaSO}_4}$  dan ortadi. Natijada tezda

qo'shimcha BaSO<sub>4</sub> cho'kmaga tushadi. Eritmadagi Ba<sup>2+</sup> va SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> -ionlar konsentratsiyasi kamayadi, ionlar konsentratsiyasi ko'paytmasi [Ba<sup>2+</sup>][SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>] yana ЭК<sub>BaSO<sub>4</sub></sub> = 1·10<sup>-10</sup> ga teng bo'lib qoladi. Demak, qiyin eruvchan elektrolit eritmasiga elektrolit ionlari bilan bir xil ionlarga ega bo'lgan modda qo'shilsa, elektrolitning eruvchanligi kamayadi.

Agar modda uchun ЭК ma'lum bo'lsa, uning eruvchanligini hisoblab topish mumkin: [Ba<sup>2+</sup>][SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>] ЭК<sub>BaSO<sub>4</sub></sub> = 1·10<sup>-10</sup> bo'lsa, Eruvchanlik- EK<sub>BaSO<sub>4</sub></sub> = √(1·10<sup>-10</sup>) = 1·10<sup>-5</sup> mol/l.

### 10.8 Suvning elektrolitik dissotsilanishi.

F. Kolravush suvni ko'p marta tozalash natijasida toza suv ogan. Bu suv ham oz bo'lasada elektr o'tkazuvchaglikka ega ekanligini kuzatgan. Uning elektr o'tkazuvchanligiga sabab suvning disotsilanishidir;



Suvni juda kuchsiz elektrolit deb qarab, uning dissotsilanish doimiysini quyidagicha yozish mumkin:

$$K_d = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Suvning elektr o'tkazuvchanligidan foydalanib, dissotsilanish doimiysi hisoblab topilgan. 22<sup>0</sup> C da o'tkazilgan tekshirishlar K<sub>d</sub>=1,8·10<sup>-16</sup> ekanligini ko'rsatdi.

Suv molekulasini juda kam dissotsilanshganligi uchun H<sub>2</sub>O konsentratsiyasi o'zgarmas qiymat deb qaralib, yuqoridagi tenglamani quyidagiga yozish mumkin:

$$K_d \cdot [H_2O] = [H^+][OH^-] \text{ yoki } [H_2O] = 1000:18 = 55,56 \text{ mol/l.}$$

K<sub>d</sub>H<sub>2</sub>O ko'paytmasini K<sub>w</sub> belgilaymiz. U holda K<sub>d</sub>·[H<sub>2</sub>O]=[H<sup>+</sup>][OH<sup>-</sup>] yoki K<sub>w</sub>=[H<sup>+</sup>][OH<sup>-</sup>] = 1,8·10<sup>-16</sup>·55,56 = 1,10<sup>-14</sup> mol/l

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 10^{-7} \text{ g'ion/l.}$$

Agar eritma uchun [H<sup>+</sup>]=[OH<sup>-</sup>] bo'lsa, bunday eritma neytral eritma deyiladi. [H<sup>+</sup>] > 10<sup>-7</sup> bo'lsa kislotali muhit, [H<sup>+</sup>] < 10<sup>-7</sup> bo'lsa ishqoriy muhit deyiladi.

Eritmadagi vodorod ionlari konsentratsiyasining o'nlik manfiy logarifmi vodorod ko'rsatkich yoki pH deb ataladi: pH = -lg[H<sup>+</sup>]  
Demak: [H<sup>+</sup>] = 10<sup>-7</sup> – neytral muxit uchun pH = -lg[10<sup>-7</sup>] = 7 kuchli kislotali, kuchsiz kislotali, neytral, kuchli ishqoriy va kuchsiz ishqoriy eritmalar uchun quyidagi pH ko'rsatkichlarni quyida keltirilgan:

Kuchli kislotali

kuchsiz kislotali

neytral

kuchsiz ishqoriy

kuchli ishqoriy

pH=1,2,3

pH=4,5,6

pH=7

pH=8,9,10

pH=11,12,13

### Indikatorlar.

Rangi vodorod ionlarining konsentratsiyasiga qarab o'zgaradigan moddalar indikatorlar deb ataladi. Masalan, lakmus, fenoftalein, metilaraj va nitrofenol eng ko'p ishlatiladigan indikatorlaridir (indikator so'zi lotincha indico, ya'ni «ko'rsataman» so'zidan olingan).

V. Ostvald taklif qilgan nazariyaga muvofiq, indikator kuchsiz asos yoki kuchsiz kislata bo'lib, uning ionlari bir xil rangda, dissotsilanmagan molekullari esa boshqa xil rangda bo'ladi.

Indikator tarkibini HJnd yoki HJndOH formulasi bilan ifodalash mumkin. Indikatorning dissotsilanish darajasi, binobarin, uning rangi ayni eritmadagi kislata yoki asosning konsentratsiyasiga bog'liq bo'ladi. Kuchsiz kislota xossasiga ega bo'lgan indikatorning suvdagi eritmasida quyidagi muvozanat qaror topadi:

$HJnd \leftrightarrow H^+ + Jnd^-$  bundan

$$\frac{[H^+][Jnd^-]}{[HJnd]} = K \quad \text{yoki} \quad \frac{[Jnd^-]}{[HJnd]} = \frac{K}{[H^+]}$$

K- indikatorning dissotsilanish doimiysi.

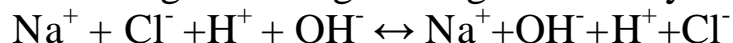
Demak, kuchsiz kislota tarzidagi indikator ionlari konsentratsiyasining indikator molekullari konsentratsiyasiga nisbati vodorod ionlari konsentratsiyasiga teskari proporsionaldir. Agar ana shunday indikator eritmasiga kislota qo'shib vodorod ionlari konsentratsiyasi oshirilsa,  $[Jnd^-]$ -ionlar konsentratsiyasi kamayib,  $[HJnd]$  molekullarning konsentratsiyasi oshadi. Bu holda eritma HJnd molekullar rangini ko'rsatadi. Ishqor qo'shilganda, aksincha, eritma  $Jnd^-$  ionlar rangiga o'tadi.

### 10.9. Tuzlarning gidrolizi.

Neytral, nordon va asosli tuzlarning nomlari ularning eritmalardagi holatlariga hamma vaqt to'g'ri kelavermaydi. Ko'pincha neytral tuzlarning suvdagi eritmalari kislotali yoki ishqoriy reaksiyalar namoyon qiladi. Buning sababi tuzlarning gidrolizga uchrashidir.

Eritmadagi tuz ionlarning suvning  $H^+$  va  $OH^-$  ionlari bilan o'zaro ta'siri natijasida muxitning pH ning o'zgartirishi tuzlarning gidrolizi deyiladi.

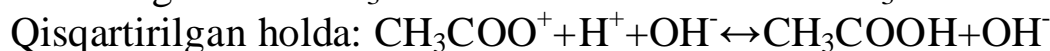
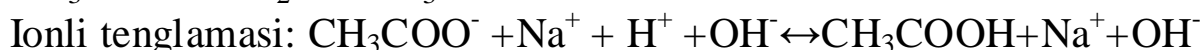
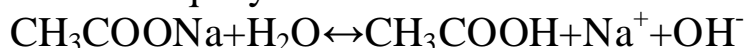
Gidroliz tuzni hosil qilgan kislota va asoslarning kuchiga qarab turlicha borishi mumkin. Agar tuz kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan bo'lsa, bunday tuz gidrolizlanmaydi masalan, kuchli asos va kuchli kislotalardan hosil bo'lgan NaCl gidrolizga uchramaydi:



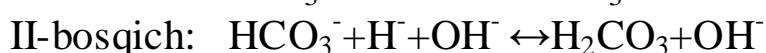
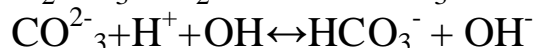
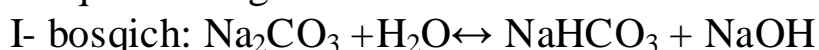
Demak, NaCl ionlari suv ionlari bilan ta'sirlanib kuchli asos NaOH va kuchli kislota HCl ni hosil qiladi. Gidroliz reaksiya tenglamasining chap tomonidagi ionlar tenglamaning o'ng tomonidagi ionlar soniga teng.

Kuchsiz kislota va kuchsiz asos, kuchli asos va kuchsiz kislota yoki kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarga gidrolizga uchraydi.

1. Kuchli asos va kuchsiz kislotalardan hosil bo'lgan tuz gidrolizlanganda eritma ishqoriy muhitni ko'rsatadi:

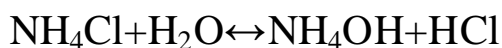


$Na_2CO_3$  kabi tuzlar (ikki negizli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar) ikki bosqich bilan gidrolizlanadi:

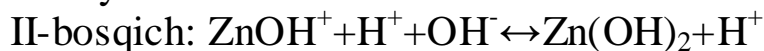
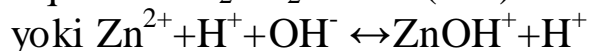
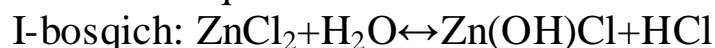


Asosan I nchi bosqichdagi gidroliz tez boradi, II nchi bosqichdagisi esa, juda kuchsiz sodir bo'ladi. Ikkala ko'rilgan misolda ham gidroliz natijasida eritmada ortiqcha  $OH^-$  - ionlar hosil bo'ladi, shuning uchun eritma ishqoriy muhitga ega bo'ladi.

2. Kuchsiz asos va kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda eritmada kislotali muhit bo'ladi:

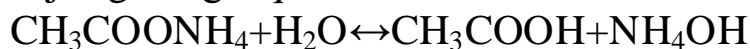


$ZnCl_2$  ning gidrolizi ikki bosqichda o'tadi:



Bu reaksiyada ham asosan I- ichi bosqich tez boradi, II bosqich esa juda kam sodir bo'ladi.

3. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchraydi va natijada kuchsiz asos va kuchsiz kislota hosil bo'lib, muhiti ishqoriy yoki kislotali bo'lishi hosil bo'lgan kislotaning va asosning dissotsilanish darajasiga bog'liq:



$\text{CH}_3\text{COOH}$  ning dissotsilanish konstantasi  $K = 1,8 \cdot 10^{-5}$

$\text{NH}_4\text{OH}$  ning dissotsilanish konstantasi  $K = 1,8 \cdot 10^{-5}$



Demak, reaksiyaning muhiti neytral bo'ladi, ya'ni,  $rN=7$

Agar bunday tuzlar ko'p negizli kislota va asosdan hosil bo'lgan bo'lsa, gidroliz to'liq ravishda oxirigacha boradi:



Gidroliz darajasi va gidroliz konstantasi. Gidroliz jarayoni kaytar jarayondir. Shuning uchun unga massalar tasiri konunini tadbiq qilish mumkin. Gidroliz jarayonini mikdoriy jixatdan xarakterlash uchun gidroliz darajasi va gidroliz doimiysi (konstantasi) degan tushuncha kiritilgan. Gidrolizlanish darajasi «h» bilan belgilanib,

$$h = \frac{\text{gidrolizlangan molekularlar soni}}{\text{eritilgan tuz molekularlar soni}}$$

bilan ifodalanadi.

Gidrolizlanish darajasi va gidrolizlanish doimiysi orasidagi bog'lanish quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:

$$K_{\text{zud}} = \frac{h^2}{(1-h)} \cdot C_0$$

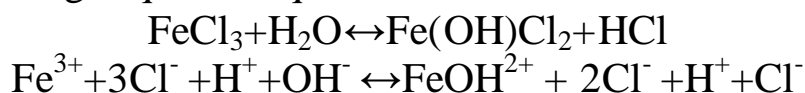
Bu erda  $S_0$  - tuzning dastlabki konsentratsiyasi. Ko'pchilik xollarda gidrolizlanish darajasi juda kichik son bo'lgani uchun formulani quyidagicha yozish mumkin:

$$K_{\text{zud}} = h^2 \cdot C_0 \quad h = \sqrt{\frac{K_{\text{zud}}}{C_0}}$$

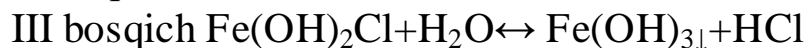
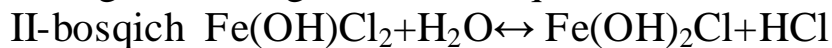
demak, gidrolizlanish darajasi gidrolizlanish doimiysini tuzning dastlabki konsentratsiyasiga bo'lgan nisbatini kvadrat ildiziga teng.

Tuzlarning gidroliz darajasi tuzning tabiatiga, eritma konsentratsiyasiga va temperaturaga bog'liq. Kuchsiz kislota va kuchsiz asosida hosil bo'lgan tuzlarning gidroliz darajasi ayniqsa yuqori bo'ladi. Temperatura ortishi bilan gidroliz darajasi ortadi chunki suvning dissotsilanishi, ya'ni  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$  muvozanati o'nga siljiydi. Ba'zi tuzlarning odatdagi sharoitda bormaydigan gidroliz bosqichlari yuqori

temperaturada sodir bo'ladi. Masalan, odatdagi sharoitda  $\text{FeCl}_3$  gidrolizlanishining faqat I-bosqich bo'ladi:



Eritma qaynatilsa, gidrolizning II va III bosqichi ham sodir bo'ladi:



Ba'zi bir tuzlar eritmasi suyultirilganda gidroliz darajasi ortadi. Buni  $\text{SbCl}_3$  gidrolizida ko'rish mumkin:  $\text{SbCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Sb}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{HCl}$

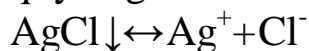
Agar eritma yana suyultirilsa  $\text{Sb}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}\downarrow$

Yoki  $\text{SbOSl}$ - aktimonil xlorid cho'kmaga tushadi.

### 10.10. Eruvchanlik ko'paytmasi.

Ko'pchilik elektrolitlar suvda yaxshi eriydi. Faqat ba'zi ( $\text{AgCl}$ ,  $\text{BaSO}_4$  va boshqalar) yomon eriydi. Biz suvda mutlaqo erimaydigan moddalar bo'lmaydi, desak, xato qilmagan bo'lamaiz. Ba'zi kuchli elektrolitlar suvda yomon eriydi. Bunday moddalar kam erisa ham, erigan qismi eritmada faqat ionlar holida bo'ladi. Yomon eriydagan elektrolitlarning eruvchiligi ularning eruvchanlik ko'paytmasi bilan xarakterlanadi.

Masalan,  $\text{AgCl}$  ning eruvchanlik ko'paytmasini ko'rib chiqamiz. Faraz qilaylik, bir stakan tubiga  $\text{AgCl}$  solib, uning ustiga suv solaylik.  $\text{AgCl}$  zarrachalari suvga o'ta boshlaydi va dissotsilanadi. Ma'lum vaqtdan so'ng eritmada  $\text{Ag}^+$  va  $\text{Cl}^-$  ionlari o'zaro ta'sirlanib cho'kmaga o'tadi ya'ni sistemada qaytar jarayon sodir bo'ladi. Ma'lum vaqat o'tgandan so'ng quyidagi muvozanat qaror topadi:



Shuning uchun bu jarayonga massalar ta'siri qonunni qo'llasak:

$$K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]}$$

$\text{AgCl}$ -juda kam eriydigan modda bo'lgani uchun uning konsentratsiyasini ( $[\text{AgCl}]$ ) o'zgarmas kattalik deb qabul qilish mumkin. U holda  $K \cdot [\text{AgCl}] = \text{EK}$ , ya'ni eruvchanlik ko'paytmasi deb qabul qilib, yuqoridagi formulani quyidagiga yozish mumkin.

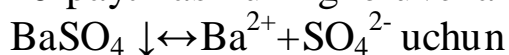


Demak, kam eriydigan elektrolitning to'yingan eritmasidagi ionlar konsentratsiyalarining ko'paytmasi ayni temperaturada o'zgarmas miqdordir.



Eruchanlik ko'paytmasi-( $\mathcal{E}K$ )eritmada ionlar miqdori haqida fikr yuritishga imkon beradi.

Agar eritmada qiyin eriydigan elektrolit ionlari kontsentratsiyasining ko'paytmasi uning eruvchanlik ko'paytmasidan kichik bo'lsa, masalan:



$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] < \mathcal{E}K_{\text{BaSO}_4}$ , ya'ni  $1 \cdot 10^{-10}$  dan kichik bo'lsa, eritma to'yinmagan bo'ladi va unda ozroq miqdor  $\text{BaSO}_4$  erishi mumkin, toki

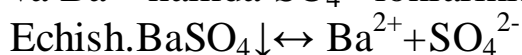
$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = \mathcal{E}K_{\text{BaSO}_4} = 1 \cdot 10^{-10}$  bo'lganda qadar. Agar  $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] > \mathcal{E}K_{\text{BaSO}_4}$

, ya'ni  $1 \cdot 10^{-10}$  dan ortiq bo'lsa, eritma o'ta to'yangan bo'ladi va  $\text{BaSO}_4$  eritmadan cho'kmaga tusha boshlaydi, toki  $\mathcal{E}K_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-10}$  bo'lganda qadar.

Agar ayni elektrolitning « $\mathcal{E}K$ » si ma'lum bo'lsa, uning eruvchanligini topish mumkin. Elektrolitning eruvchanligi to'yingan eritmaning kontsentratsiyasi bo'lib, mol/l yoki g/l bilan ifodalanadi. Kation

va anionlarning eruvchanligi  $\frac{z - u_{OH}}{n}$  g/l bilan ifodalanadi.

Misol.  $\text{BaSO}_4$  ning eruvchanlik ko'paytmasi  $1 \cdot 10^{-10}$  ga teng.  $\text{BaSO}_4$  ning va  $\text{Ba}^{2+}$  hamda  $\text{SO}_4^{2-}$  ionlarining eruvchanliklari topilsin.



Necha mol  $\text{BaSO}_4$  erisa, ularning hammasi  $\text{Ba}^{2+}$  va  $\text{SO}_4^{2-}$  ionlarga ajraladi:



$$\mathcal{E}K = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = X^2$$

Bu erda, X- eruchanlik:  $X = \sqrt{\mathcal{E}K} = \sqrt{1 \cdot 10^{-10}} = 1,03 \cdot 10^{-5}$

$\text{Ba}^{2+}$  ionining eruvchanligi  $1 \cdot 10^{-5}$  mol/l yoki  $1,03 \cdot 10^{-5} \cdot 137,34 = 1,41 \cdot 10^{-3}$  g/l

$\text{SO}_4^{2-}$  ning  $1,03 \cdot 10^{-5}$  mol/l yoki  $1,03 \cdot 10^{-5} \cdot 234,4 = 2,4 \cdot 10^{-2}$  g/l

$\text{BaSO}_4$  ning  $1,03 \cdot 10^{-5}$  mol/l yoki  $1,03 \cdot 10^{-5} \cdot 234,4 = 2,4 \cdot 10^{-2}$  g/l

### 10.11. Kislota va asoslarning protolitik nazariyasi.

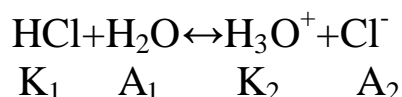
Shu bo'limga qadar biz kislota va asoslarni elektrolitik dissotsiyalanish nazariyasi asosida tushintirib keldik. Lekin ko'pchilik reaksiyalarni bu nazariya asosida tushintirib bo'lmaydi. Shuning uchun 1923 yilda Brensted va Louri kislota va asoslarning protolitik nazariyasini ishlab chiqdilar. Bu nazariyaga binoan, kimyoviy reaksiya natijasida o'zidagi vodorod kationini beradigan modda kislota, protonni biriktirib oladigan modda esa asosdir. Bu nazariya bo'yicha proton aktseptori asos, proton donori kislota bo'lishi kerak. Kimyoviy jarayon davomida kislota protonni

chiqaradi va o'zi asosga aylanadi. Bu nazariya bo'yicha kislotalar uch turga bo'linadi:

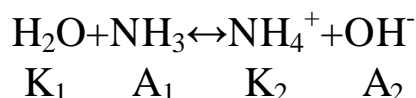
A) Neytral holdagi kislotalar - HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> lar suvli sharoitda

B) Anion holdagi kislotalar - HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup> lar suvli eritmada

C) Musbat zaryadlangan (kation holdagi) kislotalar- H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup> va boshqalar. Moddaning kislotalik hossasi uning asos bilan, asoslik hossasi esa uning kislota bilan reaksiyaga kirishishi jarayonida namoyon bo'ladi. Masalan:

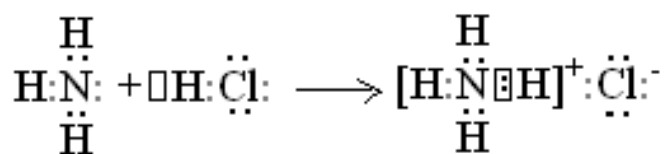


Bu jarayonda birinchi asos (A<sub>1</sub>) ikkinchi kislota (K<sub>2</sub>) ga aylanadi. Boshqa jarayonlarda suv kislota sifatida ham ishtirok etishi mumkin:



Demak, suv molekulasini asos bilan reaksiyaga kirishganda kislotalik xossasiga ega bo'lsa, kuchli kislota bilan reaksiyaga kirishganda asoslik xossaga ega bo'ladi, ya'ni amfoter xossaga ega bo'ladi.

*Elektron nazariyasi:* Bu nazariyani Lyuis taklif qilgan. Bu nazariya asos sifatida kimyoviy bog' hosil qilishda elektron juftini beruvchi modda, kislota sifatida esa elektron juftlarini qabul qiluvchi modda. Elektron nazariyasiga asosan kislota-asos reaksiyasi donor-aktseptor bog'lanish hosil bo'lishidan iboratdir. Kislota bilan asosning birikishidan adduktlar deb ataluvchi tuzsimon modda hosil o'ladi:



Elektron juftlari donor bo'lgan moddalar Lyuis asoslari, elektron juftlari aktseptor bo'lgan moddalar Lyuis kislotalari deyiladi. Lyuis kislotalariga BF<sub>3</sub>, AlCl<sub>3</sub>, SiCl<sub>4</sub>, Ag<sup>+</sup>, Cr<sup>3+</sup> va boshqa ionlarni, ya'ni kompleks hosil qiluvchi ionlari ko'rsatish mumkin. Lyuis asoslariga ammiak, aminobirikmalar-alifatik va aromatik aminlari, ketonlar misol bo'ladi.

### X.11. Savol va topshiriqlar.

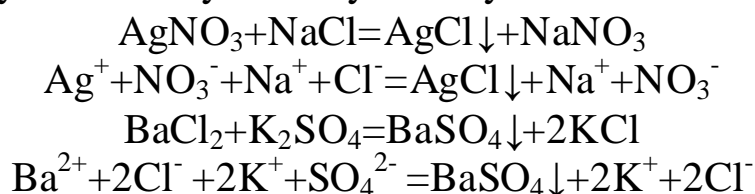
1. Elektronlitik dissotsilanish nazariyasining mohiyati nimada?

2. Vant-Goffning izotonik koeffitsienti nimani bildiradi?
3. Elektrolitlar eritmalarida almashinishi reaksiyalari qanday moddalar hosil bo'lishi tomoniga qarab boradi?
4. Arsenat kislota-  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  va (III) gidroksidining bosqichli dissotsilanish tenglamalarini yozing.
5. Elementlar davriy sistemasidan foydalanib  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  va  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  dan qaysi biri kuchliroq dissotsilanishini ayting. Buni sababini tushintiring.
6. Suvning ion ko'paytmasini yozing.
7. Vodород ko'rsatkich deganda nimani tushinasiz?
8.  $\text{BaSO}_4$  ning eruvchanlik ko'paytmasi  $1 \cdot 10^{-10}$  ga teng.  $\text{BaSO}_4$  ning suvdagi eruvchanligini hisoblab toping.
9. Eritmada vodorod ionlarining konsentratsiyasi  $2,3 \cdot 10^{-5}$  (ion/l bo'lsa, pH nechaga teng bo'ladi?
10. 0,033 m.  $\text{H}_3\text{PO}_4$  eritmasida  $\alpha=0,27$ . eritmaning pH ni toping.
11. Tuzning gidrolizlanishi nimadan iborat? Qanday tuzlar gidrolizlanadi?
12.  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{AS}_2\text{S}_3$  tuzlarning gidrolizlanishiga oid ionli tenglamalarini tuzini. Shu eritmalaridan qaysi birida pH qanday bo'ladi?

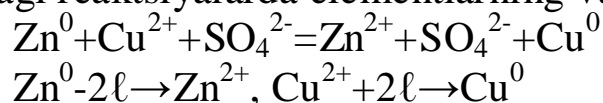
**XI bob.**  
**Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.**

**11.1 Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini mohiyati.**

Ko'pchilik reaksiyalarda reaksiyaga kirishuvchi moddalar tarkibidagi elementlarning valentligi reaksiya natijasida o'zgar olmaydi. Bunday reaksiyalarni oddiy reaksiyalar deyiladi:



Boshqa turdagi reaksiyalarda elementlarning valentligi o'zgaradi:

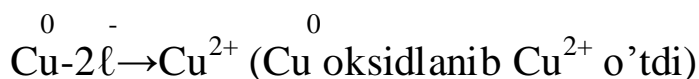


Reaksiya jarayonida elektronlarning bir atomdan boshqa atomga o'tish natijasida elementlarning valentligi o'zgarsa oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari deyiladi.

Oddiy moddalarda atomlar elektroneytral bo'lgani uchun ularning valentligi shartli ravishda nolga teng deb qabul qilingan. Neytral atomlar elektron yo'qotishi natijasida musbat zarayadlangan ionga aylanadi va necha elektron yo'qotgan bo'lsa, o'shancha musbat valentlik namoyon qiladi.

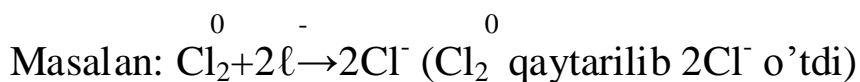
Atomlarning elektron yo'qotish jarayoni oksidlanish deyiladi.

Masalan:  $\overset{0}{\text{Al}} - 3\ell \rightarrow \overset{3+}{\text{Al}}$  ( $\text{Al}^0$  oksidlanib  $\text{Al}^{3+}$  o'tdi).

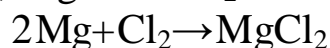


Atomlar elektron biriktirib olsa, manfiy zarayadlanagan ionga aylanadi. Bunda atom necha elektron qabul qilgan bo'lsa, uning valentligi o'shanga manfiy valentlik tomonga o'zgaradi.

Atomning elektron biriktirib olish jarayon qaytarilishi deyiladi.



Masalan, Mg bilan Cl<sub>2</sub> ta'sirlanganda elektronlar magniydan xlorga o'tadi:



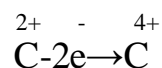
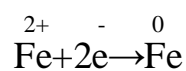
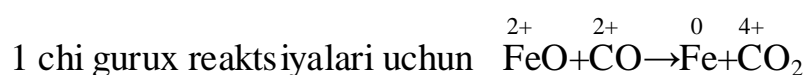
Yuqorida keltirilgan reaksiyada xlor magniyni oksidlaydi, ya'ni oksidlovchi rolini bajaradi, o'zi esa qaytariladi.

Oksidlanish va qaytarilish jarayoni bir vaqtda sodir bo'ladi. D.I. Mendileev davriy sistemasidagi elementlarning oksidlovchilik va qaytaruvchilik xossalari davriy ravishda o'zgaradi. Masalan, ishqoriy metallar qaytaruvchilar jumlasiga, galogenlar oksidlovchilar jumlasiga kiradi.

### 11.2 Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarning turlari.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari 3 guruxga bo'linadi:

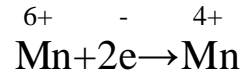
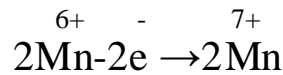
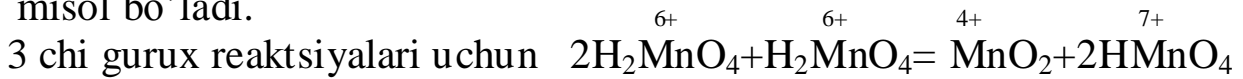
1) Molekulalararo (yoki ionlararo) reaksiyalar; 2) molekulaning o'zida sodir bo'ladigan oksidlanish–qaytarilishi reaksiyalari; 3) oksidlovchilik va qaytaruvchilik rolini ayni zarrachalarining o'zlari (ayni molekulaning ba'zilar qaytaruvchi rolini o'ynasa, qolganlari oksidlovchilik rolini o'ynaydi) bajaradigan reaksiyalar-disproportsiyanish reaksiyalaridir.



misol bo'ladi.



misol bo'ladi.



misol bo'ladi.

Bu oksidlanish-qaytarilish jaryonida oksidlovchi ham  $\text{Mn}^{6+}$ , qaytaruvchi ham  $\text{Mn}^{6+}$  dir. Reaksiyaning mohiyati shundaki,  $\text{Mn}^{6+}$  bilan  $\text{Mn}^{6+}$  o'zaro ta'sirlanib, elektronlar biridan ikkinchisiga o'tib, birining valentligi oshadi, ikkinchisining kamayadi.

Oksidlanish darajasi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini talqin qilishda valentlik tushunchasi o'rnida «oksidlanish darajasi» tushunchasi ishlatiladi.

Elementlarning oksidlanish darajasini aniqlashda doim kislorodning oksidlanish darajasini -2, vodorodniki +1 deb qabul qilingan. Metall ionlarning oksidlanish darajasi ularning zarayadiga teng deb olinadi:  $\text{H}_2\text{O}$  da «H» ning oksidlanish darajasi +1, kislorodning -2 dir  $\text{NH}_3$  da  $\text{N}^{3-}$ , vodorod-  $\text{H}^{1+}$ , KI da  $\text{K}^+$ , J. Erkin elementlarning atomlarini oksidlanish darajasi nolga teng. Murakkab modda tarkibida biror elementning oksidlanish darajasini aniqlash uchun molekula tarkibida bo'lgan barcha atomlarning oksidlanish darajalarini arifmetik yig'indisi nolga tengligini nazaryada tutish kerak. Xromat kislotasi -  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  tarkibidagi xrom atomining oksidlanish darajasini topish uchun quyidagi amalni qilamiz:

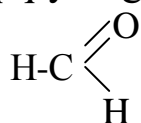


$(+1) \cdot 2x_{\text{Cr}} + (-2) \cdot 4 = 0$  ga teng bo'lishi uchun  $X = +6$  bo'lishi kerak demak Cr ni oksidlanish darajasi +6 ekan

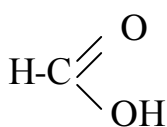


$(+1) + x_{\text{Mn}}(-2) \cdot 4 = 0$  ga teng bo'lishi uchun  $X = +7$ , demak Mn ni oksidlanish darajasi +7 ekan.

Ko'pchilik hollarda molekula tarkibidagi atomlarining oksidlanish darajalari ularning valentliklariga, ya'ni ayni element hosil qiladigan haqiqiy bog'lanishlar soniga teng bo'lmaydi:



$(+1) \cdot 2 + X_c + (-2) = 0$ , bu holda  $X_c = 0$ , ya'ni birikmada uglerod 4 valentlikni namoyon qilayapti, ammo oksidlanish darajasi  $X_s = 0$ .



$(+1) \cdot 2 + X_c + (-2) \cdot 2 = 0$ , bu holda  $X_c = +2$  ya'ni birikmada uglerod atomi 4 valentlikni namoyon qilayapti, ammo oksidlanish darajasi  $X_c = +2$ .

$C_2H_4$  da  $(+1) \cdot 4 + 2X_c = 0$  bo'lganda  $X_c = -2$ .

Buning sababi shundaki, «oksidlanish darajasi» bu formal tushuncha: bunda polyar va kovalent birikmalarni ham ion birikma deb qaraladi, u haqiqiy bog'lanishlarni aks etmaydi. Lekin shunga qaramay, bu tushincha kimyoda ko'p masalalar echishda katta yordam beradi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarning natijasida oksidlovchining oksidlanish darajasi kamayadi, aksincha, qaytaruvchining oksidlanish darajasi ortadi.

Ko'pincha biz birikma tarkibiga qarab, qaysi modda qaytaruvchi, qaysa modda oksidlovchi ekanligi haqida fikr yuritimiz masalan oltin gugurtning bir necha birikmalari mavjud:  $SO_3$ ,  $SO_2$ , S,  $H_2S$  larni qarab chiqmaylik.  $SO_3$  da oltingugurtning oksidlanish darajasi +6 ga teng. Shuning uchun u faqat oksidlovchi bo'lishi mumkin, chunki uning oksidlanish darajasi +6 dan ortiq bo'lmaydi.  $H_2S$  da oltin gugurtning oksidlanish darajasi -2 ga teng. Shuning uchun  $S^{2-}$  faqat qaytaruvchi bo'la oladi. S va  $SO_2$  lar reaksiyaga kirishayotgan boshqa moddalarning tabiatiga qarab, yu ular yoki oksidlovchi yoki qaytaruvchi bo'shishlari mumkin.

Oksidlovchilar jumlasiga-  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $J_2$  konsentralangan  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_2O_2$ ,  $Na_2O_2$ ,  $KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$  va boshqlar kiradi. Qaytaruvchilar jumlasiga-  $H_2$ , KJ erkin xoldagi metall atomlar, SO,  $SO_2$ ,  $H_2S$ ,  $Na_2SO_3$ ,  $LiAlH_4$  va boshqlar kiradi.

### 11.3 Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzish usullari.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining xarakterlovchi tenglamalar tuzishda quyidagi qoidalarga amal qilish kerak:

1. Qaytaruvchi moddaning atom yoki ionlari bergan elektronlarning umumiy soni oksidlovchi modda qabul qilgan elektronlarning soniga teng.
2. Reaksiyada ishtirok etgan har qaysi element atomlarining soni tenglamaning chap va o'ng tomonlarida bir hil bo'ladi. Chap tomonidagi zarayadlarning algebraik yig'indisi o'ng tomondagilarnikiga teng bo'lishi kerak.
3. Agar oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi natijasida  $O^{2-}$  ionlar hosil bo'lsa, ular kislotali muhitda vodorod ionlari bilan birikib ( $2H^+ + O^{2-} = H_2O$ ) suv molekularini hosil qiladi; ishqoriy yoki neytral eritmalarda gidroksil ionlarni hosil qiladi:  $H_2O + O^{2-} = 2OH^-$

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini ikki usulda tuzladi:

I-usul- «elektron balans usuli» ya'ni qaytaruvchi yo'qotgan umumiy elektronlar sonini oksidlovchi qabul qilgan barcha elektronlar soni bilan barobarlash metodidir.

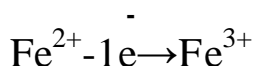
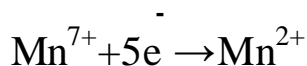
II- usul- «Ion elektron» usulidir. Bu usulda avval oksidlanish va qaytarilish jarayonlarning har biri uchun alohida-alohida ionli tenglamalar tuziladi. So'ngra bu tenglamalarni muvofiq koeffitsientlarga ko'paytiriladi va ularni bir-biriga qo'shib, yig'indisi topiladi. Bu usullarni birma-bir ko'rib chiqamiz.

I- Elektron balans usuli. Bu usulni ko'rib chiqishi uchun quyidagi oksidlanish-qaytarilishi reaksiyasini misol tariqasida ko'rib chiqamiz:

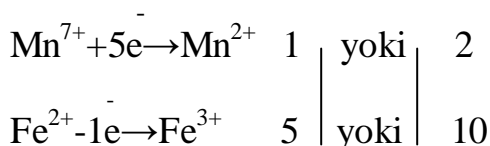


1. Eng oldin. Oksidlanish darajasi o'zgargan elementlar atomlarini aniqlab olamiz: Mn ning oksidlanish darajasi +7 dan +2 ga o'tdi; Fe ning esa +2 dan +3 ga o'tdi.

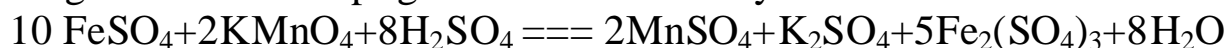
2. Demak marganets ( $\text{Mn}^{7+}$ ) qaytarildi, u o'ziga 5 elektron qabul qildi va  $\text{Mn}^{2+}$  ga aylanadi;  $\text{Fe}^{2+}$  oksidlandi, ya'ni u bir elektron berib  $\text{Fe}^{3+}$  ga aylanadi. Endi reaksiya natijasida marganetsni olgan va temir bergan elektronlar sonini tenglashtirish uchun quyidagi sxemani tuzamiz:



Bu sxemadan ko'rinib turibdiki, marganetsning har bir atomi 5 tadan elektron qabul qildi, temirning har qaysi atomi esa faqat bitta elektron berdi. Balans qilish uchun sxemani quyidagicha yozamiz:



3. Sxemadagi oksidlovchi va qaytaruvchi moddalarning formulalari oldiga tuzilgan sxemadan topilgan koeffitsientlarni yozamiz:

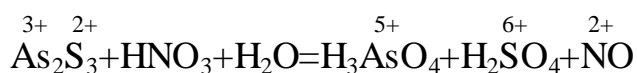


4. Reaksiyada ishtirok etgan boshqa moddalar uchun (muhit vositasini o'ynagan  $\text{H}_2\text{SO}_4$  uchun) koeffitsient tanlashda tenglamaning o'ng va chap tomonlarini bir-biri bilan taqqoslab chiqib, tenglamani quyidagicha yozamiz:

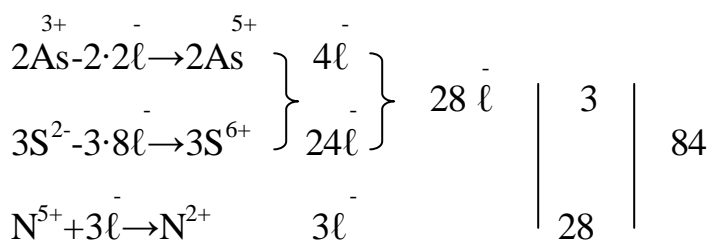




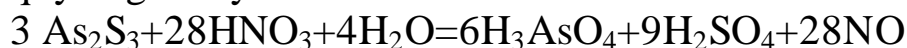
Ikkinchi misol: Agar bir modda molekulasida ikkita element atomlari qaytaruvchilik xossalari nomoyon qilsa, elektronlarning balansini aniqlashda qaytaruvchi tarkibidagi barcha atomlar yo'qotgan elektronlar sonining yig'indisi hisobga olinadi:



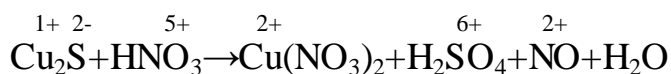
Bu reaksiya uchun elektron balansini tuzamiz:



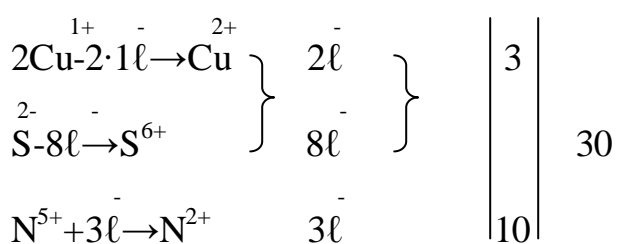
Demak,  $\text{As}_2\text{S}_3$  ning 3 ta molekulasida yo'qotgan 84 elektronni  $\text{HNO}_3$  ning 28 ta molekulasida qabul qiladi. Shuning uchun tenglamani koeffitsientlar quyidagicha yoxiladi:



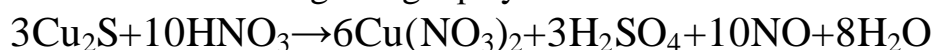
Agar biror element atomi oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi natijasida ikkita birikma tarkibida uchrab, ularning birida o'zining oksidlanish darajasini o'zgartirib, ikkinchisida o'zgartirimas, elektron balans sxemasi tuzilganda oksidlanish darajasini o'zgartirgan birikmani e'tiborga olinadi:



Bu reaksiya uchun elektron balansini tuzamiz:



Koeffitsientlarni tenglamaga qo'yamiz:



6 ta mis ioni bilan birikkan 12 ta  $\text{NO}_3^-$  ionini nazarga olsak, unda tenglamani quyidagicha yozish mumkin:



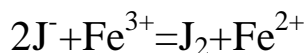
### 11.4. Ion-elektron metodi.

Bu usulni faqat elektrolitlar eritmalarida sodir bo'ladigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalariga tatbiq etish mumkin.

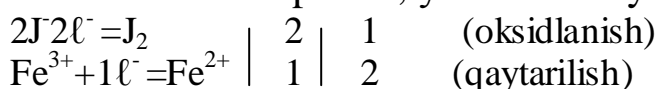
1 misol. KJ ning Fe Cl<sub>3</sub> ta'sirida oksidlanish reaksiyasining ionli tenglamasini tuzing.

Molekulyar sxemasi:  $KJ+FeCl_3=FeCl_2+J_2+KCl$ .

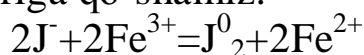
Sxemedan ko'rinib turibdiki, J<sup>-</sup> va Fe<sup>3+</sup> ning oksidlanish darajasi o'zgaradi, K<sup>+</sup> va Cl<sup>-</sup> ning esa o'zgarmaydi. Shuning uchun tenglamani ionli sxemasini tuzib, unda oksidlanish darajasi o'zgaradigan ionlarning o'zini yozamiz:



elektronli tenglamalar yordamida oksidlovchi va qaytaruvchi uchun koeffitsientlar topamiz, ya'ni ikkita yarim reaksiya tuzamiz:



Yarim reaksiyalarni bir-biriga qo'shamiz:



so'ngra to'liq reaksiya tenglamasini yozimiz:

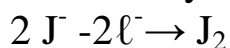


2 misol. KJ ning kislotali muhitda K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> bilan oksidlanish-qaytarilish reaksiyasini ko'rib chiqaylik.

Reaksiya sxemasi:  $KJ+K_2Cr_2O_7+H_2SO_4 \rightarrow J_2+Cr_2(SO_4)_3+K_2SO_4+H_2O$ .

Bu sxemani ionli shaklida yozamiz:  $J^-+Cr_2O_7^{2-}+H^+ \rightarrow 2Cr^{3+}+H_2O+J_2$

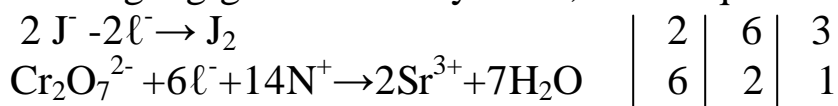
Bu reaksiyada J<sup>-</sup> qaytaruvchi bo'lib, o'zi oksidlanadi:



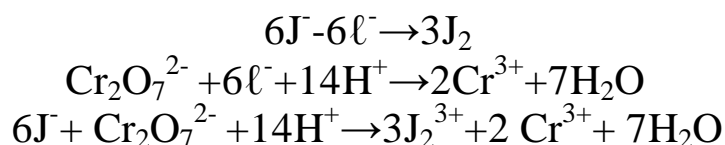
Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> ioni esa oksidlovchidir, u qaytarilib Cr<sup>3+</sup> ioniga aylanadi; bixromat tarkibidagi 7 ta kislorod atomi 14 ta H<sup>+</sup> ioni bilan birikib 7 molekula suv hosil qiladi:  $Cr_2O_7^{2-} + 6e^- + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$ .

Tenglamaning chap qismida ham, o'ng qismida ham musbat zarayadlar yig'indisi +6 ga teng (chap tomonda -2-6+14=+6, o'ng tomonda esa +3·2=+6)

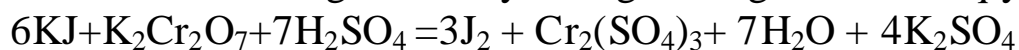
Shu tariqa ayrim-ayrim yarim reaksiyalar yozilganidan keyin ulardan birining tagiga ikkinchisi yozilib, balans qilinadi:



Bundan keyin tenglamalarni topilgan koeffitsientlarga ko'paytiriladi va bir-biriga qo'shiladi:



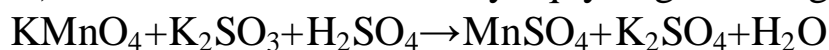
shunday qilib topilgan oksidlanish-qaytarilish reaksiya tenglamasini ionli ko'inishdan o'ning molekulyar tenglamasiga o'tkazish qiyin emas:



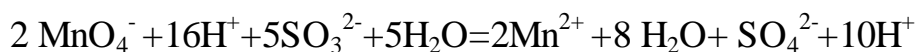
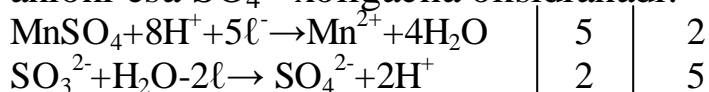
Ko'pchilik holatda, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari muhitni pH ga qarab har hil bo'ladi.

Kaliy permanganatning  $\text{K}_2\text{SO}_3$  bilan qaytarilishiga muhit ta'sirini ko'rib chiqaylik:

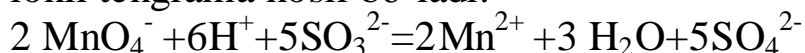
A) Kislotali muhitda reaksiya quyidagi sxemaga muvofiq boradi:



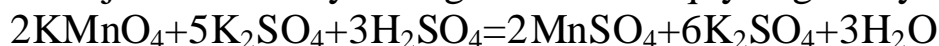
Ya'ni kislotali muhitda  $\text{MnO}_4^-$  ionli  $\text{Mn}^{2+}$  ionigacha qaytariladi.,  $\text{SO}_3^{2-}$  anioni esa  $\text{SO}_4^{2-}$  xoligacha oksidlanadi:



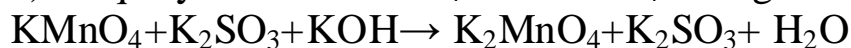
tenglik alomatining ikki tomonidagi bir xil zarachalarni qisqartirsak qisqa ionli tenglama hosil bo'ladi:



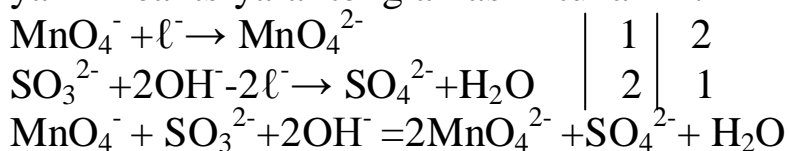
Natijada molekulyar tenglamani ham quyidagicha yozsak bo'ladi:



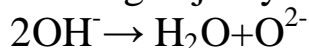
b) Ishqoriy muhitda  $\text{MnO}_4^-$  ioni  $\text{MnO}_4^{2-}$  haligacha qaytariladi:



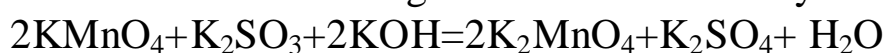
Oksidlanish darajasi o'zgargan zarrachalarning elektron sxemalar asosida yarim reaksiyalar tenglamasini tuzamiz:



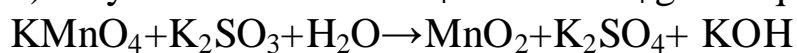
Bu tenglamadagi koeffitsientlar to'g'ri tanlanganligini ikkala tomondagi zaryadlarning qiymati-6 ta tengligidan ko'rish mumkin. Ishqoriy sharoitda  $\text{SO}_3^{2-}$  ning  $\text{SO}_4^{2-}$  ga o'tishi uchun kerak bo'lgan bitta kislorod atomini mazkur eritmada mo'l miqdorda bo'lgan  $\text{OH}^-$  iondan quyidagi sxemada keltirilgan jarayon natijasida olinadi:



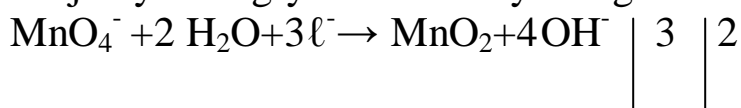
Shunday jarayonni yuqorida keltirilgan a) holatda  $\text{O}^{2-}$  zarracha erituvchi suv molekulasidan olingan edi. Oxiri molekulyar tenglama:

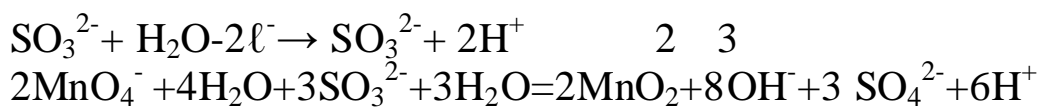


v) Neytral muhitda  $\text{MnO}_4^-$  ioni  $\text{MnO}_2$  gacha qaytariladi:

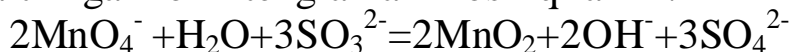


Bu jarayonning yarim reaksiya tenglamalari quyidagicha bo'ladi:

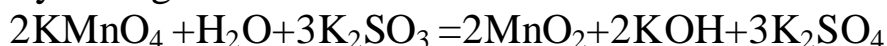




tenglamaning chap tomonida 7 ta molekula  $\text{H}_2\text{O}$  bor, o'ng tomonida esa 8 ta  $\text{OH}^-$  ioni bilan 6 ta  $\text{H}_2\text{O}$  va 2 ta  $\text{OH}^-$  ioniga aylanishini hisobga olib, quyidagi qisqartirilgan ionli tenglamani hosil qilamiz:



to'la molekulyar tenglama:



### XI.5. Savol va topshiriqlar.

1. Almashinish reaksiyalarning oksidlanish-qaytarilish reaksiyalardan farqi nimadi?
2. Quyidagi birikmalardagi elementlarning oksidlanish darajasini toping:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{CaSiO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KMnO}_4$ .
3. Atomlar quyidagi o'zgarishlarda nechtadan elektron biriktirib oladi:
 

A) $\text{Mn}^{4+} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	D) $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^0$
B) $\text{Cr}^{6+} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$	E) $\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}^0$
C) $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	
4. Agar xromning oksidlanish darajasi  $\text{Cr}^{3+}$  dan  $\text{Cr}^{6+}$  gacha o'zgarsa, ion oksidlanadimi yoki qaytariladimi?
5. Kislotali muxitda boradigan quyidagi reaksiyaning tenglamalarini ion-elektron usuli bilan tuzing:  
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
6. Quyidagi reaksiyalarning elektron balans usuli bilan to'liq tenglamalarini tuzing;
  - a)  $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl}$
  - b)  $\text{KCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{PbO}_2$
  - v)  $\text{MnCl}_2 + \text{KBrO} + \text{KOH} = \text{KBr} + \text{MnO}_2 + \text{KCl}$
  - g)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}(\text{SO}_4)_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
  - d)  $\text{HJO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{J}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

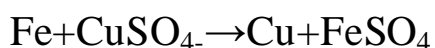
## XII- bob. Metallar

### 12.1. Metallarning umumiy xossalari.

D.I. Mendellev davriy sistemasidagi elementlarning 85 tasini metallar tashkil qiladi. Metallarning 12 tasi S-elementlar 32 tasi d-elementlar, 28 tasi F- elementlar va qolgani R- elementlardir. Simobdan tashqari hamma elementlar oddiy temperaturada qattiq moddalardir. Metallarning o'ziga xos belgilari bor.

1. Metallar o'ziga xos yaltiroqlikka ega, chunki ular yorig'lik nurini spektrning ko'zga ko'rinuvchi sohasida qaytarish xususiyatiga ega.
2. Metallar issiqlik va elektr tokini yaxshi o'tkazadi. Temperatura ortishi bilan ularning elektr o'tkazuvchanligi pasayadi (qarshiligi temperatura oshishi bilan ortadi).
3. Ko'pchilik metallar odatdagi sharoitda kristall holatda bo'lib, cho'ziluvchan va yassilanuvchan xossaga ega.
4. Metallar elektromusbat elementlardir, ya'ni ularning oksidlari suv bilan birikib, ko'pincha asos hosil qiladi. Metallar zichligiga ko'ra shartli ravishda 2 guruxga bo'linadi:  $d < 52 \text{ g/sm}^3$  gacha bo'lgani engil metallar,  $d > 52 \text{ g/sm}^3$  dan ortiqalari og'ir metallar. Eng engil metall Li,  $d = 0,53 \text{ g/sm}^3$ , eng og'ir metall esa osmiy- Os  $d = 22,61 \text{ g/sm}^3$ . Engil metallar oson suyuqlanadi (tseziyning suyuqlanish temperaturasi  $28,5^{\circ}\text{C}$ ), og'ir metallarning ko'pchiligi qiyin suyuqlanadi. (volframning suyuqlanish temperaturasi  $3395^{\circ}\text{C}$ )

Har qanday nodir bo'lmagan metall o'zidan ko'ra nodirroq metallni o'sha metall tuzi (eritmasidan) tarkibidan siqib chiqaradi. Masalan, nodirmas metall-temir o'zidan ko'ra nodirroq metall-misni tuzlari tarkibidan siqib chiqaradi:



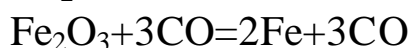
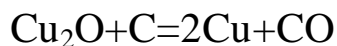
Bu xossaga asoslanib, turli metallarni N.N Beketovning quyidagi qatoriga joylash mumkin: Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cd, Ni, Sn, Pb, H<sub>2</sub>, Cu, Ag, Hg, Au

Bu qatorda chopdan o'nga o'tgan sari metallning «nodirligi» ortadi. Bu qator metallarning kuchlanish qatori deb yuritiladi.

### 12.2 Metallarning olinishi.

Metallarning ba'zilari, masalan oltin, platina tabiatda sof holda uchraydi. Ko'pchilik metallar tabiatda birikmalar holida bo'ladi. Sanoatda sof metallar olish uchun yaroqli tabiiy xomashyoning har xil turlari rudalar deyiladi. Rudalardan metallarni ajratib olishning bir necha usullari mavjud. Ularning eng muhimlari qo'yidagilardir:

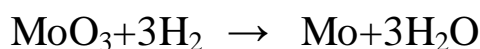
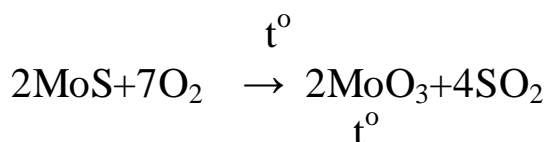
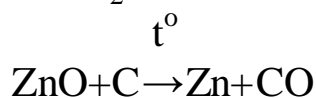
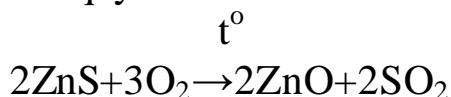
1. Metall oksidlarini ko'mir yoki uglerod (II- oksid) bilan qaytarish:



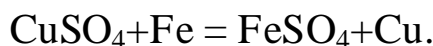
2. Metall oksidlarini aktivroq metallar ta'sirida qaytarish:



3. Sulfidli rudalarni kuydirib, hosil bo'lgan metall oksidlarini ko'mir yoki vodorod ta'sirida qaytarish:



4. Hidrometallurgiya biror tuzning suvdagi eritmasi ta'sirida rudadan birikma holida metall ajratib olinadi. Shunday usul bilan hosil qilingan eritmani elektroliz qilib yoki aktivroq metall bilan qaytarib erkin holda metall olinadi:



### **XII. 3. Savol va topshiriqlar.**

1. Metall bog'lanishning kovalent bog'lanishdan farqi nimada?
2. Qotishmalarni termik analiz qilishning mohiyati nimadan iborat?
3. Qotishmalarni strukturalari asosida qanday turlarga ajratish mumkin.

4. Metall bog'lanishni tushintirishda qanday nazariyalar bor?
5. Qotishmalarni xalq xo'jaligida qo'llanishi haqida gapirib bering.

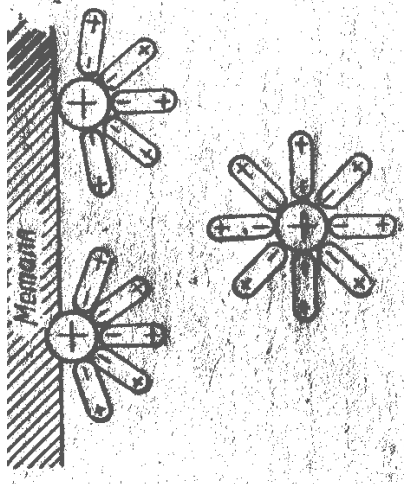
### **XIII- bob.**

#### **Elektrokimyoning asosiy tushunchalari.**

##### **13.1. Galvanik elementlar**

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida elektronlar bir atom yoki ionlardan boshqa atom yoki ionlarga o'tadi. Bunda kimyoviy reaksiya energiyasi boshqa tur energiyaga aylanadi. Shunga o'xshash oksidlanish-qaytarilish jarayonlari galvanik element deb ataladigan asboblarda ham sodir bo'ladi. Bu asboblarda kimyoviy energiya elektr energiyaga aylanadi. Galvanik elementdagi oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida reaksiyaga kirishuvchi moddalar bir-biriga bevosita tegib turmaydi hamda elektronlar oksidlovchi bilan qaytaruvchini tutashtirib turadigan metall o'tkazgich yordamida o'tadi.

Galvanik elementlarning ta'sirlashuvi mexanizmi metallarning kristall tuzilish xususiyati bilan chambarchas bog'liq. Ma'lumki, metallarning kristall panjaralari tugunchalarida ionlar bo'ladi. Metall suvga botirilganda sirtqi qavatidagi ionlar suvning qutubli molekullari ta'sirida metalldan uziladi va gidratlangan holatda suvga o'tadi. Buning natijasida metallning sirti yaqinidagi eritma musbat zarayadlanadi (rasm 26) Ionlarning suvga o'tish natijasida metallda ortiqcha erkin elektronlar paydo bo'lib, metall manfiy zarayadlanib qoladi (rasm 27). Ma'lum vaqtdan so'ng metallan eritmaga o'tayotgan ionlar soni metall ionini metallga aylanayotgan soniga tenglashib, muvozanat qaror topadi.

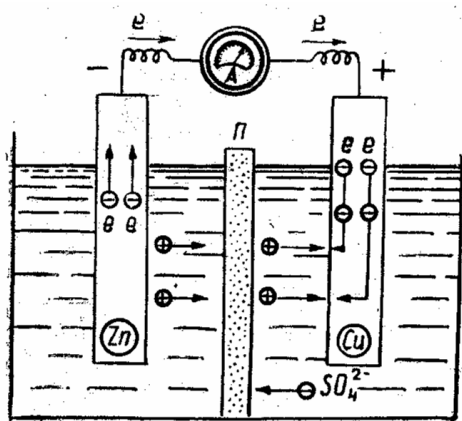


Rasm 26. Metallning sirt qatlamidagi ionlarning suv molekulari bilan ta'sirlashuv sxemasi.

potentsiallar ayirmasi yuzaga potentsiallar ayirmasi muvozanat potentsiali qancha aktiv bo'lsa, metall bo'ladigan manfiy potentsial yuqori bo'ladi.

Elektronlarni metall dan yo'qotish bilan muvozanatni  $Me \leftrightarrow n\ell^- + Me^{n+}$  o'ngga siljitish mumkin.

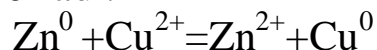
Rasm 27. Metallning sirt qavatidagi ionlarning o'zaro ta'siri.



Rasm 28. Mis-rux galvanik elementining ishlash sxemasi.

Galvanik elementlarda ana shunday sharoit vujudga keladi. Pux va miss tuzlari eritmalariga solingan rux va mis galvanik elementning elektrodlari deyiladi. Har ikkala tuz eritmasi bir-biridan g'ovak to'siq- P orqali ajratib qo'yilgan (rasm 28) jarayonlar tenglamalar bilan ifodalanadi:  
 $Zn^0 - 2\ell^- = Zn^{2+}$  (oksidlanish)  
 $Cu^{2+} + 2\ell^- = Cu^0$  (qaytarilish)

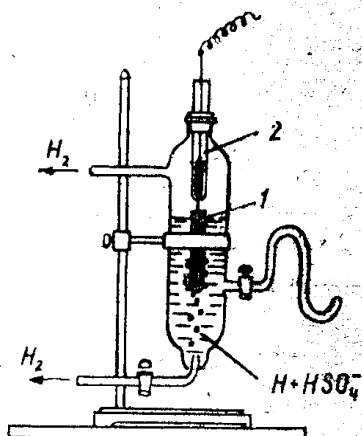
Ayni galvanik elementda quyidagi reaksiya sodir bo'ladi:



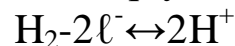
Elektr tokini paydo bo'lishi, ya'ni elektronlarning tashqi zanjir bo'yilab rux elektrod dan mis elektrodga o'tishining sababi rux va misda vujudga keladigan potentsiallar ayirmasidir. Olingan metallning kimyoviy aktivligi orasida farq qancha katta bo'lsa, galvanik elementda oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi shuncha shiddat bilan boradi (potentsiallar orasidagi ayrima shuncha katta bo'ladi.)



Metallarning kimyoviy aktivligini taqqoslash uchun standart vodorod elektrodan foydalaniladi. U platina kukinidan iborat g'ovak qatlam bilan qoplangan va sulfat kislotaning ikki normal eritmasiga botirib qo'yilgan platina plastinkadan iborat bo'lib, eritma orqali platinaga vodorod yuborib turiladi. Vodorod ionlari aktivligi (konsentratsiyasi) eritmada  $1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$  ga



teng. Shu eritma orqali normal bosim ostida  $25^{\circ}\text{C}$  da o'tayotgan vodorod ko'p miqdorda platinaga adsorbilanadi. Elektrodda quyidagicha jarayon boradi:



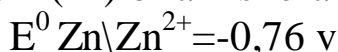
Vodorod ionlari vodorod elektrodan eritmaga o'tadi. Natijada vodorodga to'yingan platina plastinka bilan  $\text{H}_2\text{SO}_4$  eritmasi orasida potentsiallar ayrimasi vujudga keladi. Uni shartli ravishda nolga teng deb qabul qilingan (rasm 29).

Rasm 29. Standart vodorod elektrod.

1-simobga botirilgan platina simi.

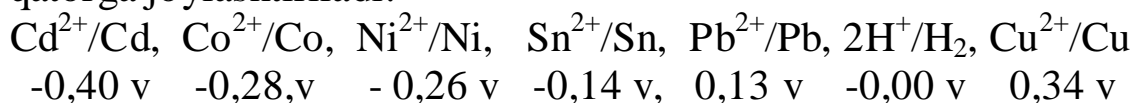
2-platina sirtini platina kukuni qoplangan elektron.

Standart vodorod elektrod bilan o'z tuzi eritmasiga botirilgan eritmada metall ionlarining aktivligi (konsentratsiyasi)  $1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$  ga teng bo'lsa, metall bilan eritma orasidagi potentsiallar ayrimasi metallning standart elektrod potentsialiga teng bo'ladi, uni ( $E^0$ ) bilan ishoralanadi:



Metall potentsialning musbat yoki manfiy qiymatga ega bo'lishi haqidagi ta'rif qabul qilgan: agar metall-standart vodorod elektrod juftida metallda oksidlanish jarayoni ketsa, standart elektrod potentsiali manfiy; agar metallda qaytarilish jarayoni sodir bo'lsa, potentsial musbat hisoblanadi.

Metall kimyoviy aktivligiga ko'ra standart elektrod potentsiallar qatori yoki boshqacha aytganda metallarning kuchlanishlari qatori deb ataluvchi qatorga joylashtiriladi:



Elektrod potentsiallar qatoridagi metallarning kimyoviy xossalari o'ziga o'xshash bo'lgan hujumlarini chiqarish mumkin:

1. Har bir metall standart elektrod potentsiallar qatorida o'zidan keyinda turuvchi boshqa barcha metallarni ularning tuzlari eritmasidan siqib chiqara oladi.
2. Suyultirilgan kislotalardan vodorodni faqat standart elektrod potentsiali vodorodnikiga qaraganda manfiyroq bo'lgan metallar ta'sirida siqib chiqarishi mumkin.
3. Standart elektrod potentsialining algebraik qiymati qancha kichik bo'lsa (manfiy qiymati katta bo'lsa) shu metallning qaytaruvchilik xususiyati shuncha kuchli va aksincha, uning ionining oksidlash xususiyati shuncha kuchsiz bo'ladi. Qaytaruvchilik xususiyat ishqoriy va ishqoriy-er metallarda kuchli ifodalangan.
4. Galvanik elementda aktivroq metall, ya'ni standart elektrod potentsialining algebraik qiymati kichik bo'lgan metall manfiy qutb anod vazifasini o'taydi.

Metallarning standart elektrod potentsiallarini bilgan holda galvanik elementning elektr yurituvchi kuchini (E.Yu.K) hisoblab topish mumkin. Masalan  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+} / \text{KCl} / \text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ . dan Yakobining galvanik elementning  $E_{\text{YuK}} = E^0 \text{Cu}/\text{Cu}^{2+} - E^0 \text{Zn}^{2+} / \text{Zn} = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ v}$

Galvanik elementlarni sxemalar tarzida tasvirlash qabul qilingan: Mis-Rux galvanik elementning sxemasi:  $(-)\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}(+)$   
Galvanik elementlar elektr toki manbai sifatida texnikada keng qo'llaniladi. Birinchi galvanik elementni 1799 yilda italiyalik fizik A. Volta yaratgan. Metall o'zining metall ionlari aktivligi 1 mol/l dan ortiq yoki kam bo'lgan tuzi eritmasiga tushirilsa, metallning potentsiali E standart potentsialdan farq qiladi. Bu holda uning qiymati quyida keltirilgan V.Nernst formulasi yordamida hisoblab topiladi:

$$E = E^0 + \frac{0,058}{n} \lg a,$$

bunda  $E^0$  - metallning standart elektrod potentsiali; n- metall ionining valentligi, a-eritmadagi metall ionlarining konsentratsiyasi.

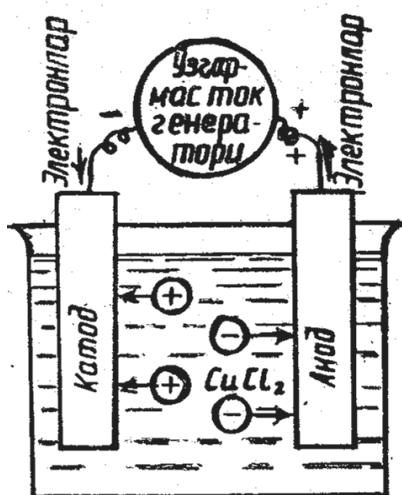
### 13.2 Elektroliz va elektroliz qonunlari.

Elektroliz deganda elektrolit eritmasidan yoki suyultirilgan elektrolitdan o'zgarimas elektr toki o'tishi natijasida sodir bo'ladigan oksidlanish-qaytarilish jarayoni tushuniladi (30 rasm).

Masalan  $\text{CuCl}_2$  eritmasi elektroliz qilinsa, katodda  $\text{Cu}^{2+} + 2\ell^- \rightarrow \text{Cu}$  qaytarilish, anodda  $2\text{Cl}^- - 2\ell^- \rightarrow \text{Cl}_2$  oksidlanish sodir bo'ladi.

Katodda qaytarilgan hamda anodda oksidlangan har qaysi moddaning miqdori eritmadan o'tgan elektr toki miqдорiga va moddaning kimyoviy evivalentiga proporsionaldir. (Faradey qonuni).

Bir mol (evivalent) moddaning katodda qaytarilishi va anodda oksidlanishi uchun elektrolit orqali 96 kulon elektr toki o'tishi kerak.



Rasm 30. Elektroliz sxemasi.

Xalqaro sistemada farodey soni  $96,4846 \cdot 10^4$  kl/mol ga teng chegaralangan qiymati 96 500 kulon mol/ekv. Bu konstanta Faradey soni deyiladi. Faradey qonunlarining matematik ifodasi:  $m = \frac{\vartheta}{96500} \cdot Q$  bunda m- qaytarilgan yoki oksidlangan moddaning miqdori (g); E- moddaning ekvivalent massasi; Q- elektr toki miqdori (kulon) ;  $Q=i \cdot t$ ; i- elektr kuchi A.

Misol.  $\text{CuSO}_4$  eritmasidan kuchi 10A bo'lgan elektr toki oqimi 2 soat o'tkazilgan. Reaktsiya natijasida qancha metall ajralib chiqqan?

Echish:  $m = \frac{\vartheta \cdot i \cdot t}{96500} = \frac{31,77}{96500} \cdot 10 \cdot 2 \cdot 60 \cdot 60 = 23,71$  g mis ajralib chiqqadi.

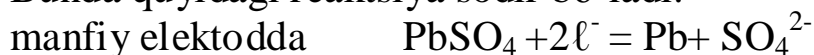
### 13. 3 Akkumulyatorlar.

Kimyoviy energiyani elektr energiyaga aylantiradigan qurilmalar faqat galvanik elementlar ko'rinishidagina bo'lib qolmasdan, EYuK ni ishlab chiqarish davomida kimyoviy moddalar sarf qilib ishlaydigan va ish davomida bir necha marta qayta tiklanadigan (tashqi elektr tok manbai yordamida) va o'z ish faoliyatini bir necha yuzlab marta tiklash mumkin bo'lgan qurilmalar-akkumulyatorlarning ahamiyati katta. Amalda kislotali (qo'rg'oshinli) akkumulyatorlar eng ko'p ishlatiladi.

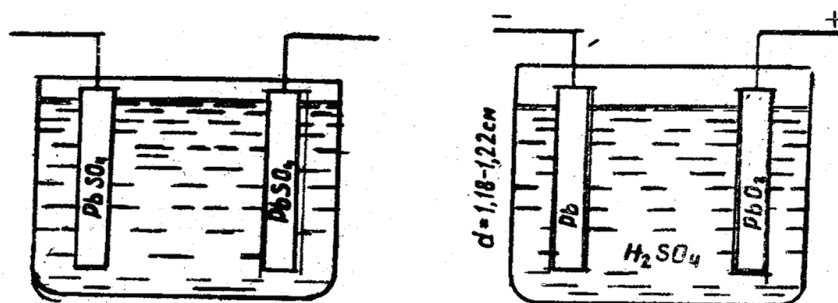
Qo'rg'oshinli akkumulyator qo'rg'oshin (II) oksid PbO pastasi to'ldirilgan panjara shaklidagi qo'rg'oshin plastinkasidan tuziladi. Plastinkalar sulfat kislotaning zichligi  $1,18-1,22 \text{ g/sm}^3$  bo'lgan 25-30% li eritmasiga botirilgan bo'ladi. (31 rasm). Bunda qo'yidagicha reaksiya ketadi:  $\text{PbO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  qo'rg'oshin sulfat kislotada qiyin eriydi, shuning uchun plastinka ustiga qoplanib qoladi. Kimyoviy energiyani akkumulyatorga to'plash uchun uni zarayadlash kerak. Buning uchun

qo'rg'oshin plastinkalar doimiy elektr manbaning (-) va (+) qutbga ulanib akkumulyatordan doimiy tok o'tkaziladi (31,32-rasm).

Bunda quyidagi reaksiya sodir bo'ladi:

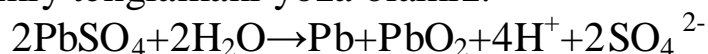


musbat elektrodga  $PbSO_4 - 2e^- + 2H_2O = PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-}$  natijada akkumulyatorning manfiy plastinkasi g'ovak qo'rg'oshin qavati bilan, musbat plastinkasi esa PbO qavat bilan qoplanadi.



Rasm 31-32. Zaradlangan va zaradlanmagan qo'rg'oshinli akkumulyatorning sxemasi.

Ikkala tenglamani qo'shib, akkumulyatorni zarayadlanish jarayonini to'liq ifodalovchi umumiy tenglamani yoza olamiz:



Akkumulyatorni zarayadlash natijasida bitta elektrodga qaytaruvchi xossasiga ega bo'lgan metall qo'rg'oshin, ikkinchi elektrodga esa oksidlovchi xossasiga ega bo'lgan PbO<sub>2</sub> hosil bo'ladi. Demak elektrodlar oksidlanish- qaytarilish xususiyatiga ko'ra xar hil bo'lib qoladi. Boshqacha aytganda, akkumulyator zaryadlanganda galvanik element kabi ishlaydi, unda qo'rg'oshin manfiy, PbO<sub>2</sub> esa musbat elektrod vazifasini o'taydi:

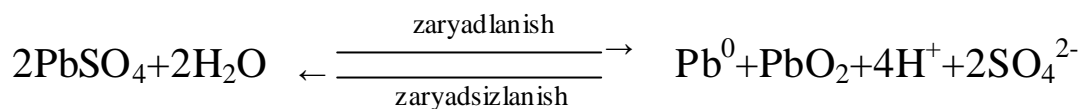
(-)Pb/H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>/PbO<sub>2</sub>(+) zarayadlangan akkumulyatorning elektrodleri o'tkazgich orqali tutashtirilsa, elektronlar (-) elektrodan (+) elektrodga harakatlanadi, ya'ni elektr toki hosil bo'ladi va kimyoviy energiya elektr energiyaga aylanadi. Elektrodga quyidagi jarayonlar boradi: (-) elektrodga  $Pb^0 - 2e^- + SO_4^{2-} = PbSO_4 + 2H_2O$

(+) elektrodga  $PbO_2 + 2e^- + 4H^+ + SO_4^{2-} = PbSO_4 + 2H_2O$

Agar ikkala tenglamani bir-biriga qo'shsak, akkumulyatorning ishlash jarayonini ifodalovchi umumiy tenglama kelib chiqadi:

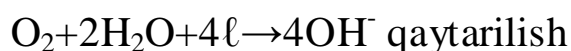
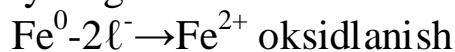


Akkumulyatorning zarayadlanish va zaryadsizlanish tenglamalari bir biriga qarama-qarshi jarayon bo'lgani uchun bu jarayonlarni quyidagi tenglama bilan ifodalash mumkin:



### 13.4. Metallar korroziyasi.

Metallning tevarak-atrofidagi muhit bilan kimyoviy yoki elektrokimyoviy ta'sirlanishi natijasida emirilishi korroziya deyiladi. Metallar korroziyasi ham oksidlanish-qaytarilish jarayonidir. Tabiatda ko'p kuzatiladigan temir buyumlarning korroziyasi odatda havo kislorodi yoki kimyoviy jihatdan temir bilan oson reaksiyaga kirishadigan moddalar va havo nomi ishtirokida yuzaga keladi:



Metall yuza qatlamida  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  hosil bo'ladi, lekin u oson  $\text{H}_2\text{O}$  va kislorod ishtirokida oksidlanib:  $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$  hosil qiladi, u esa oson degidratlanadi:



Hosil bo'lgan oksidlangan qatlamni temirning ichki korroziyaga hali uchramagan qatlami bilan yopishqoqligi juda yomon. Shuning uchun ichki qatlamlar korroziyasi davom etaveradi.

Korroziyadan saqlash choralaridan biri metall yuzasiga suv va kislorodga chidamli moyli bo'yoqlar surkash ahamiyatli, lekin ular ham uzoq vaqt davomida o'z xususiyatini saqlab qola olmaydi.

Ahamiyati katta bo'lgan boshqa choralar elektrokimyoviy qonuniyatlarga asoslangan. Metall yuzasini oksid pardalari mustahkam bo'lgan metall bilan qoplash keng tarqalgan. Temir yuza qatlami rux qatlami bilan qoplangan buyumlarning korroziyaga chidamliligi yaxshi, chunki ruxning standart potentsiali bilan temirniki bir-biriga yaqin.

Er ostida o'rnatilgan temirdan yasalgan qurilmalar (gaz, suv, neft quvurlari va boshqalar) tuproq tarkibidagi aressiv moddalar yoki daydi doimiy tok ta'sirida ham elektrokorroziya yuzaga keladi. Bunday tokning (tramvay, metro, temir yo'l) vositalari sababchi bo'ladi.

Korroziyaga qarshi kurash choralari bir necha hildir:

- A) Metall qoplamalari bilan
- B) Metall yuzasini bo'yoq, lak, polimerlar bilan qoplash.
- V) Elektrokimyoviy himoyani amalga oshirish.
- G) Korroziyaga olib keluvchi muhitni o'zgartirish (ingibitorlarni qo'llash: geterotsiklik birikmalar, aminlar).

Respublikamiz rahbariyati ilmiy-tadqiqot institutlari va engil sanoat hodimlari oldida turgan dolzarb masalalaridan biri tabiiy ipakni bo'yashni yangi texnologiyasini yaratishni taqozo etdi. Chunki, sanoatda ishlatilayotgan texnologiya asosida bo'yoq molekulalari tabiiy ipak molekulalari bilan mustahkam bog'lanmaganligi sababli (vodorod bog'lari, Van-der-Vaals bog'lari bilan) bo'yalgan tabiiy ipakdagi bo'yoq suv ta'sirida qisman yuvilib ketib, ranglar o'zgarib, bo'yalgan ipakni sifati pasayib ketadi. Shuning uchun, avvalo bo'yoq molekulalarini va tabiiy ipakni tashkil qiluvchi oqsil molekulalarini aktiv holatga o'tkazib ular orasida kimyoviy bog' hosil qilinsa, maqsadga muvofiq bo'ladi, degan hulosaga kelish mumkin. Ma'lumki, bo'yoq molekulalarida uch valentli azot va oqsillarda ham peptid guruxida uch valentli azot mavjud. Azot atomi uch valentli bog' hosil qilishda uchta  $2p^3$  elektronlari bilan uch valentli bog' hosil qiladi va  $2s^2$  – elektronlari bog' hosil qilishda ishtirok etmaydi (bir juft taqsimlanmagan elektronlar). Shuni e'tiborga olgan holda azotdagi  $2s^2$  elektronlardan bittasini oksidlovchi yordamida tortib olinsa, molekulada aktiv markaz hosil bo'lishi kerak, degan fikrda professor B.E.Geller maktabining a'zolari buning uchun peroksidlardan foydalanib, bo'yok moleklalari va oqsil molekulalari orasida bog' hosil qilish ustida ishlar olib borishdi. Lekin bu yo'l bilan yaxshi natijalarga erishilmadi. Buning asosiy sababi peroksidlar bo'yoq molekulasini oksidlab, bo'yoq rangini o'zgartirib yubordi.

Bu masalalarga ta'luqli adabiyotlarni mutolaa qilib, bizningcha bo'yoq molekulalari va oqsil molekulalarida aktiv markaz hosil qilishda o'zgaruvchan valentlikka ega bo'lgan metallarning kationlarini ishlatish mumkinligini tekshirish kerak, degan xulosaga kelindi, ya'ni shu o'zgaruvchan valentlikka ega bo'lgan metall kationlari uch valentli azotdagi kimyoviy bog'lanishda ishtirok etmagan bir juft elektronlar bilan kation qaytarilib, azot oksidlanib, bo'yoqda aktiv markazlar hosil bo'lishi mumkinligi tekshirildi. Buning uchun tadqiqotlar tabiiy hamda kimyoviy

tolali materiallarda va ucharilmetanli bo'yoqlar bilan olib borildi. Oksidlanish-qaytarilish jarayonining initsiatori sifatida esa tseriy(IV), mis(II), temir(III) va boshqa tuzlari ishlatildi. Metall kationlari ta'sirida erkin radikallar hosil bo'lishi EPR da har xil sharoitlarda tekshirildi va bo'yoq molekulasi va polimer materiallarida aktiv (radikallar) markazlar hosil bo'lishi isbotlandi. Hosil bo'lgan radikallar o'zaro birikib, bo'yoq molekulasi, polimer molekulasi bilan kimyoviy bog' hosil qilishi hisobiga bo'yalgan polimer materiallari ho'llanishga, issiqqa va yorug'likka chidamli bo'ladi. Demak, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari asosida tabiiy va sun'iy tolalarni kimyoviy modifikatsiyalash mumkinligi isbotlandi.

### **XIII. 5 Savol va topshiriqlar.**

1. Rux ionining konsentratsiyasi 1 mol-ion/l bo'lgan  $ZnSO_4$  eritmasiga botirilgan rux elektrodi va nikel ionining konsentratsiyasi 1 mol-ion/l  $NiSO_4$  eritmasiga botirilgan nikel elektrodidan hosil qilingan galvanik elementning e.yu.k. ni hisoblang.
2.  $[Cd^{2+}]$  ning konsentratsiyasi 1,0 mol-ion/l,  $[Hg^{2+}]$  ionining konsentratsiyasi 0,01 mol-ion/l. Birinchi eritmaga kadmiy, ikkinchi eritmaga simob tushirilgan, ulardan quyidagi galvanik zanjir yaratilgan:  
(-)Cd/ $Cd^{2+}$ //Hg/ $Hg^{2+}$ (+) galvanik elementning e,yu.k ni hisoblang.
3. Metallning standart elektrod potentsiali deb nimaga aytiladi?
4. Faradey qonunining mohiyati nimadan iborat?
5.  $CuSO_4$  eritmasidan 1 soat davomida 4A kuchga ega bo'lgan tok o'tkazilsa, katodda nechta gramm mis ajralib chiqadi?
6. Katodda 7,74g mis ajratib olish uchun 1 soat davomida  $CuSO_4$  eritmasidan kuchi necha amperga teng bo'lgan tok o'tkazish kerak?
7. Kimyoviy korroziya bilan elektrokimyoviy korroziya orasida qanday farq bor?
8. Metallni korroziyadan saqlash usuli qanday tanlanadi?

## MUNDARIJA

<b>So'z boshi .....</b>	<b>3</b>
<b>Kirish.....</b>	<b>5</b>
<b>I bob. Kimyo tarixi haqida qisqacha ma'lumot.....</b>	<b>7</b>
<b>II bob. Atom - molekulyar ta'limot .....</b>	<b>14</b>
<b>III bob. Anorganik birikmalarning eng muhim sinflari .....</b>	<b>34</b>
<b>IV bob. Atom tuzilish nazariyasi .....</b>	<b>55</b>
<b>V bob. Kimyoviy bog'lanish nazariyasi .....</b>	<b>82</b>
<b>VI-bob. Moddalarning agregat xolatlari .....</b>	<b>102</b>
<b>VII-bob. Kimyoviy reaksiyalarda energetik hodisalar va termokimyoviy hisoblar .....</b>	<b>106</b>
<b>VIII bob. Kimyoviy kinetika va kimyoviy muvozanat .....</b>	<b>117</b>
<b>IX-bob. Suv va eritmalar .....</b>	<b>132</b>
<b>X- bob. Elektrolitlarning eritmaları .....</b>	<b>147</b>
<b>XI bob. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari .....</b>	<b>164</b>
<b>XII- bob. Metallar .....</b>	<b>173</b>
<b>XIII- bob. Elektrokimyoning asosiy tushunchalari .....</b>	<b>175</b>