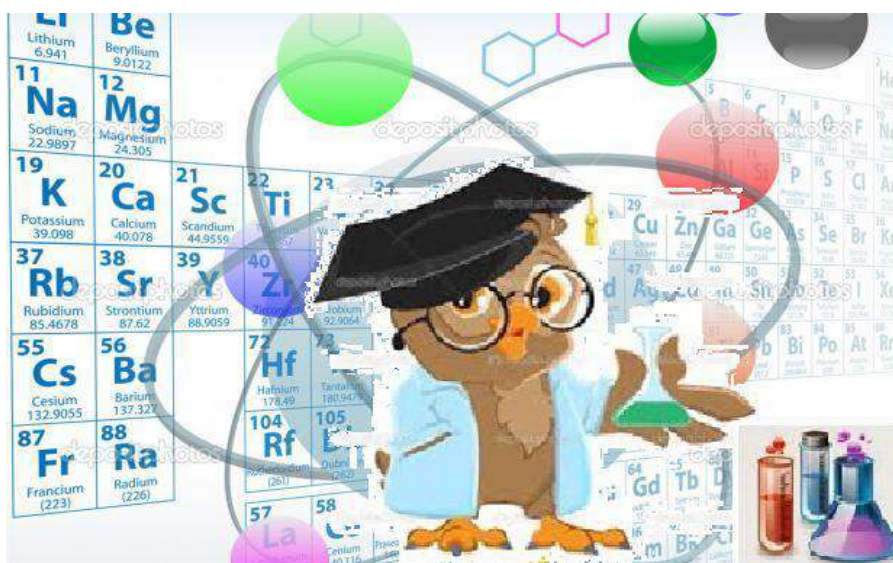


OLIY TA'LIM, FAN VA INNOVATSIYALAR VAZIRLIGI
QARSHI MUHANDISLIK-IQTISODIYOT INSTITUTI



SANOAT TEXNOLOGIYASI FAKULTETI
UMUMIY KIMYO KAFEDRASI
UMUMIY VA NOORGANIK KIMYO 1
MA'RUZA MATNLARI

NEFT-GAZ KIMYO SANOATI TEXNOLOGIYASI,
NEFT VA GAZNI QAYTA ISHLASH TEXNOLOGIYASI
1-KURS TALABALARI UCHUN



QARSHI

Tuzuvchi:

dotsent: G.E.Eshdavlatova

Taqrizchilar:

**“Umumiy kimyo” kafedrası
Prof.v.b. H.Dj.Ismoilova
QDU dotsent Z.Hakimova**

Ushbu ma’ruza matnlari talabalarning «Umumiy va noorganik kimyo 1» fani bo’yicha o’z bilimlarini chuqurlashtirishda va mustaqil ishlashda yordam beradi. Ma’ruza matnlarida har bir ma’ruza uchun to’liq va yetarli nazariy ma’lumot berilib, so’ng nazorat va test savollari bayon qilingan.

Mazkur ma’ruza matnlari «Umumiy va noorganik kimyo 1» fani bo’yicha O’zbekiston Respublikasi Oliy ta’lim, fan va innovatsiyalar vazirligi tomonidan tasdiqlangan namunaviy ishchi o’quv dasturiga asosan ishlab chiqilgan bo’lib, Neft-gaz kimyo sanoati texnologiyasi, neft va gazni qayta ishlash texnologiyasi hamda kimyoviy texnologiya yo’nalishida tahsil oluvchi talabalar uchun mo’ljallangan.

Uslubiy ko’rsatma «Umumiy kimyo» kafedrasining 2023 yil ____ ____ dagi ____ sonli, «Sanoat texnologiyasi» fakulteti Uslubiy komissiyasining 2023 yil ____ ____ dagi ____ sonli, Institut Uslubiy kengashining 2023 yil ____ ____ dagi ____ sonli yig’ilishlarida ko’rib chiqilib tasdiqlangan.

O’quv- uslubiy boshqarma boshlig’i:

Z.Chorshanbiyev

Fakultet uslubiy komissiyasi raisi:

M.Hakimova

Kafedra mudiri:

A.Narzullayev

SO‘Z BOSHI

Keyingi yillarda kimyo fanining rivojlanishiga alohida ahamiyat berilmoqda. To'qimachilik, yengil sanoat, tibbiyot, qishloq xo'jaligini rivojlantirish uchun kerakli xomashyoni yetkazib berishda kimyo fanining nazariy va amaliy ahamiyati juda katta. Kimyo fani va sanoatini rivojlantirish muhim masalalardan biridir. Kimyo fani bo'yicha egallanadigan nazariy bilimlarni chuqurlashtirish, kimyoviy birikmalarning xossalari, ularning elektron hamda fazoviy tuzilishiga bog'liqligini talaba chuqur tushunib olishi va o'z bilimini amalda qo'llay bilishi lozim.

Kimyoning nazariy asoslarini puxta o'rganish, avvalo, bo'lg'usi mutaxassisga tirik tabiatdagi biokimyoviy jarayonlarni, tabiiy qazilma boyliklarining hosil bo'lish jarayonlarini va ularni qavta ishlash usullarini ilmiy asosda tushunib olish imkonini beradi. Kimyoviy birikmalarning fizik-kimyoviy xossalari va tuzilishini bilgan talabagina laboratoriya tajribalarini to'liq bajarishi mumkin.

Polietilen quvurlar, plyonkalar, mikroo'g'itlar, organik o'g'itlar, o'simliklarning zamburug' kasalliklariga qarshi ishlatiladigan fungitsidlar, hasharotlarga qarshi qo'llaniladigan insektitsidlar, begona o'tlarni yo'qotishda foydalaniladigan gerbitsidlarining ko'p turlari organik birikmalardir.

Organik moddalarning asosiy manbalari bo'lmish toshko'mir, neft, tabiiy gaz, o'rmon va qishloq xo'jalik mahsulotlarini qayta ishlash yo'li bilan xalq xo'jaligiga yoqilg'i, bo'yoq, portlovchi modda, dori-darmonlar, sun'iy ipak tolalari, o'g'itlar kabi mahsulotlar yetkazib beriladi.

Qashqadaryo viloyatidagi Muborak gazni qayta ishlash zavodi, Sho'rtangaz «Kimyo» majmuasi, Navoiy «Azot» kombinati, Toshkent viloyatidagi Olmaliq «Mineral o'g'itlar» kimyo zavodi, rudadan rangli metallar ajratib olish kimyo zavodlari, Chirchiq «Elektrokimyo» kombinati, Buxoro, Samarqand, Farg'ona viloyatlaridagi mavjud yirik kimyo komplekslari O'zbekiston iqtisodiyotida to'la mustaqillikka erishish borasida bizning faxrimiz hisoblanadi.

O'zbekiston kimyo sanoatini yanada rivojlantirish, chiqindisiz ishlaydigan, ekologik jihatdan xavfsiz ilg'or chet el texnologiyalarini joriy etish va bunday texnologiyalarni o'zimizda yaratish, sanoat mahsulotlarining sifatini oshirish va ularni jahon bozoriga olib chiqish muammolari, albatta, kimyo fani erishayotgan ulkan muvaffaqiyatlar bilan bog'liqdir.

Insoniyat oldida tutgan eng muhim muammolardan biri — bu tabiatni asrash va ekologiya muammosi bo'lib qolyapti. Bugungi kunda mustaqil O'zbekistonda iqtisodiy islohotlar izchillik bilan amalga oshirilmoqda. Xalq xo'jaligining barcha tarmoqlari tezkorlik bilan rivojlanayotganligi ekologik muhitga ham o'z ta'sirini o'tkazmoqda. Atrof-muhit ekologiyasining buzilishiga asosiy sabab tabiiy boyliklardan foydalanishda moddiy va ma'naviy javobgarlikni his

qilmaslik, sanoat sohasida katta hajmda mahsulotlar ishlab chiqarish ilinjida vaqtida sanoat chiqindilarini zararsizlantirish masalalariga e'tibor bermaslikdir.

Respublikamizda ta'lim-tarbiya tizimining bugungi kundagi asosiy vazifasi o'sib kelayotgan yosh avlod har tomonlama odobli, axloqli, ijodkor, vatanparvar, intiluvchan, izlanuvchan, zamonaviy bilim, ko'nikma va malakalarni o'zlashtirgan hamda jamiyatda o'z munosib o'rnini egallashga qodir bo'lgan - komillikka intiladigan barkamol avlodni voyaga yetkazishdir. Xalqimizning shunday ezgu maqsadlarini ro'yobga chiqarish yo'lida mustaqillik yillarida Yurtboshimiz rahnamoligida ta'lim-tarbiya sifati va samaradorligini zamon talablari darajasiga ko'tarish davlat siyosatining ustuvor yo'nalishlaridan biriga aylandi.

Mustaqillikka erishgan O'zbekiston dunyoda o'z mavqeiga ega bo'lishning yangi ijtimoiy – itqisodiy rivojlanish davrini boshdan kechirmoqda. Bugunda ta'lim – tarbiya jarayoni samaradorligini oshirish muammosi muhim ahamiyatga ega bo'lib, mamlakatimizda qobiliyatli, yuqori malakali va ijodiy faol kadrlarni tayyorlash o'ta muhim va dolzarb masalalardan hisoblanadi. Chunki mamlakatimiz kelajagi ijodiy qobiliyatga ega bo'lgan yoshlarga bog'liqligi ko'p martalab e'tirof etilmoqda. Shu bois O'zbekiston Respublikasi mustaqillikka erishgan davrning daslabki paytidanoq turli sohalar qatori ta'lim tizimini qayta qurish va rivojlantirish strategiyasini belgilab oldi.

Mamlakatimiz ta'lim sohasidagi ulkan o'zgarishlari butun jahon ahliga e'tirof qilinmoqda. O'zbekistonning kelajagi, uning istiqboli, birinchi navbatda yoshlar tarbiyasiga, ularni sog'lom qilib o'stirishga, milliy g'oya, milliy mafkura va o'z vataniga sadoqat ruhida tarbiyalashga bog'liq bo'lib, bu murakkab jarayonni muvaffaqiyatli amalga oshirish mustaqil mamlakatning eng dolzarb vazifalaridan biridir. Shuning uchun ham, Prezidentimiz "Mamlakatimizning istiqboli yosh avlodlarimiz qanday tarbiya topishiga, qanday ma'naviy fazilatlar egasi bo'lib voyaga yetishiga, farzandlarimizning hayotga nechog'lik faol munosabatli bo'lishiga, qanday oliy maqsadlarga xizmat qilishiga bog'liq ekanligini hamisha yodda tutishimiz kerak" deb ta'kidlagani bejiz emas. Shu boisdan ham bugungi kunda yoshlarning ta'lim-tarbiyasi mustaqil O'zbekistonning davlat siyosatida ustuvor ahamiyat kasb etmoqda.

Hozirgi vaqtda ta'lim muassasalarida kimyo fanini innovatsion pedagogik texnologiyalar asosida o'qitish dolzarb vazifalardan biri hisoblanadi. Kimyoning nazariy asoslarini puxta o'rganish, avvalo bo'lg'usi mutaxassisdan ko'proq o'qish, izlanish va fanlarni puxta o'zlashtirishni hamda o'z ustida tinmay mehnat qilishni taqozo etadi.

1-MA'RUZA. KIMYO FANI VA UNING TARIXI, ZAMONAVIY RIVOJI

Reja:

- 1. Kimyo fani va uning predmeti**
- 2. Fanning tarixi, maqsadi va vazifalari**
- 3. Materiya va modda**

Kimyo— moddalarning tuzilishi va o'zgarishini o'rganadigan fan. Kimyo boshqa fanlar qatori inson faoliyatining mahsuli sifatida vujudga kelib, tabiiy ehtiyojlarni qondirish, zaruriy mahsulotlar ishlab chiqarish, biridan ikkinchisini xrsil qilish va, nihoyat, turli hodisalar sirlarini bilish maqsadida ro'yobga chiqdi. Odamlar qadimda rudalardan metallarni ajratib olish, turli xil qotishmalar tayyorlash va qo'llash, jumladan, shisha tayyorlash va undan turli maqsadlarda foydalanishni bilganlar. Miloddan avvalgi Misrda kimyoviy jarayonlarga asoslangan hunarmandchilik rivojlanganligi ma'lum. Pishiq charm tayyorlash, uni bo'yash, rangli shisha olish, o'simliklardan dori-darmon va xushbo'y hidli moddalar tayyorlash, sopol buyumlar ishlab chiqarish yo'lga qo'yilgan. O'sha davrlarda kimyoviy mahsulotlar Hindiston, Xitoy va O'rta Osiyoda ham ishlab chiqarilgan. "Kimyoi hunar" sohibi bo'lgan kimyogar bir moddadan ikkinchi mahsulotni tayyorlash ishi bilan shug'ullangan. O'zbekistondan o'tgan Buyuk ipak yo'li orqali miloddan avvalgi 1-ming yillikning 2-yarmidan boshlab, mamlakatga savdo-sotiq bilan birga hunarmandchilik ham kirib keldi. Topilgan juda ko'p tarixiy buyum va yodgorliklar O'zbekiston hududida yashagan aholining kimyo hunaridan qadimdan boxabar ekanligidan darak beradi. Buxoro yaqinidagi Poykend manzilgohidan 8-asrga taalluqli kimyo lab. topilgan. Lab. jihozlari ichida turli idishlar, shisha asboblari uchraydi.

Kimyoning fan sifatida shakllanishini tadqiqotchilar Misr bilan bog'lashadi. Savdo-sotiq, xunarmandchilik va maaaniy alokalar juda rivojlangan bu mamlakatda ilm, falsafiy qarashlar, sanoat va qishloq xo'jaligi yaxshi rivoj topali. Nil bo'yidagi Iskandariya shahrida 1-asrda yozilgan traktatlarda ko'pgina kimyoviy ma'lumotlar, jumladan, kimyoviy ji-hozlarning ko'rinishlari, kuydirish, pishirish, toblash, quruq haydash, eritish, kristallanish, ajratish va boshqa usullar haqida ma'lumotlar keltiriladi. Mazkur manbada oddiy metallardan oltin olish g'oyasi ham ilgari surilgan bo'lib, mavhum bu izlanish fanning rivojlanishiga ma'lum darajada to'sqinlik qildi, olimlar fikrini boshka — amalga oshmaydigan yo'nalishga burib yubordi. Iskandariya traktatlari ma'lumotlaridan foydalangan arab olimlari tez orada bir nechta yangi moddalar, jumladan, nitrat kislota, tuzlar va boshqalarni olishni kashf qildilar. Misrlik olimlar tilidagi Kimyoga arablar "al" qo'shimchasini qo'shib mashhur "Alkimyo"ga asos soldilar. Natijada ko'pgina ilmiy asarlar, kitoblar,

maqolalar va tajribalar ifodalari paydo bo'ldi. Keyinchalik bu so'z Yevropa mamlakatlarida "Ximiya" nomi bilan ommalashdi. Muhammad Xorazmiy 10-asrda "Kimyo" so'zi arabcha "kamoyakmi", ya'ni "yashirmoq", "berkitmoq" ni anglatadi, deydi. Turk olimi Toshko'pir-zodaning fikriga ko'ra, mazkur so'z yahudiycha "kimyax" dan olingan. Ba'zi olimlar "Kimyo" so'zi Misrning qad. nomi "Xem" yoki "Hame"dan olingan degan fikrni ilgari surishadi. Bu so'z "qora" yoki "qoramtir" ma'nosini anglatib, manbalarda "Kimyo" "Misr fani" degan ma'noda keladi. Boshqa bir guruh olimlar esa "Kimyo" so'zi yunoncha "kimyo" iborasidan kelib chiqqan bo'lib, "suyuqlik", "eritilgan metall"ni anglatishiga ishora qiladilar. Ammo, qanday bo'lishidan qat'i nazar, mazkur fanning Sharq mamlakatlarida bir kator rivojlanganligi, bu borada o'rta osiyolik olimlarning xizmati katta ekanligi tarixiy manbalardan ma'lum.

"Alkimyo" asoschisi Jobir ibn Xayyom metallarning paydo bo'lishidagi oltingugurt-simob nazariyasini olg'a surgan, ya'ni yer qa'rida quruq bog'lanishdan oltingugurt ("metallar otasi"), nam bug'lanishdan esa simob ("metallar onasi") paydo bo'ladi degan fikrni aytadi. Ularning turli xil nisbatlarda birikishidan oltin, kumush, mis, temir, qalay, qo'rg'oshin, shisha hosil bo'ladi. Shu asnoda oddiy metallarni nodir metallarga o'tkazish haqida ma'lumotlar beriladi. "Element" tushunchasiga ko'ra, oltingugurt — yonuvchanlik, simob — uchuvchanlik, tuz esa eruvchanlikni bildiradi. Sho'nga ko'ra, bu moddalar turining kashf qilinishi asosiy fikr bo'ldi. Olimning izdoshlaridan bo'lgan Abu Nasr Forobiy o'zining "Us todi Soniy" asarida alkimyo ilmining yo'nalishini ma'qullaydi. Sharq allomalaridan Abu Bakr ap-Roziy "Sirlar kitobi"da alkimyo ma'lum bo'lgan moddalarni o'rganish, asbob-uskunalarni yig'ish va foydalanish hamda tajribalar o'tkazishni keltiradi. Roziy o'z asarida o'ngacha ma'lum bo'lgan moddalarni tasniflab, asbob va tajribalarni ma'lum bir tizimga solgan. Abu Abdullo al-Xorazmiyning "Bilimlar kaliti" kitobida Kimyoga alohida bo'lim ajratilib, unda turli moddalar, asboblari, tajribalar to'g'risida mukammal ma'lumotlar keltirilgan. Abul Hakim al-Xorazmiy esa alkimyo fani tajribalarida qo'llanilgan taroziga ahamiyat beradi. Al-Haziniy tomonidan 1125 yilda yozilgan "Dono tarozu haqida kitob"da turli ko'rinish va tuzilishdagi tarozilarda tortish usullari bayon qilinganligi manbalardan ma'lum. Abu Ali ibn Sino "Al-qonun" kitobida o'simlik, hayvonot, minerallar, tuzlar, kislotalar, ishqorlar, metallar, oksidlar va boshqa birikmalarning 750 dan ortiq turini yozadi. Ularning nomi, xossalari, ishlatilishini tula ifodalaydi. Uning "taboshir kulchalari"dan (Indoneziyada o'sadigan bambukdan olib kulchaga qo'shib oyoq-qo'li singan bemorlarga beriladigan kremniy oksidi — inson organizmida tez erib singadigan modda) qanchadan-qancha odamlar shifo topgan. Ibn Sino Jo-birdan farqli ravishda metallarning xususiyatini chuqur va mukammal o'rgan-di, uning xatolarini tuzatdi. Ibn Sino nafaqat Jobirning, balki barcha alkimyogarlarning

xatolarini ilmiy jihatdan asoslab berdi. U oddiy metallardan nodir metallar, jumladan, oltin olib bo'lmashligini birinchi bo'lib amalda isbot etdi. Fransuz olimi M. Bertlo, rus olimi B. Menshutkin, akad. O. Soimovlarning fikricha, Abu Ali ibn Sino asarlarida hozirgi zamon anorganik kimyo fanining ilk kurtaklari namoyon bo'lgan. Abu Rayhon Beruniyning "Mineralogiya"sida moddalarning moddalik xususiyatlari uz aksini topgan. O'zbekiston FA Sharqshunoslik in-ti fondida mineralogiyaga oid 18 ta, Kimyoga oid 31 ta qulyozma mavjud. Bular arab, fors, eski o'zbek (turk) tillarida bitilgan "Hunarlar javohiri" kitobidagi marvarid, bo'yoqlar, sir, zaharga qarshi ishlatiladigan dorilar, upa-elik tayyorlash usullarini o'z ichiga olgan manbalardir.

8-asrdan 17-asr o'rtalarigacha davom etgan alkimyo bir tomondan fanni rivojlantirgan bo'lsa, ikkinchi tomondan uning tez qadamlar bilan o'sishiga to'sqinlik qildi. Ingliz kimyogari R. Boyl Kimyoni o'rganishda yangicha yondoshish va faqat tajribalar yordamida olingan ma'lumotlarga ishonishga undadi. Uning fikricha, Kimyoning maqsadi jismlar tuzilishini aniqlash, shundan so'ng uni elementlarga ajratib, tahlilga o'tishdan iborat bo'lishi kerak. Bunday ilgor ilmiy fikrlar paydo bo'lishiga qaramay Kimyoning haqiqiy yo'lga tushishiga yana bir asr kerak bo'ldi. Nemis kimyogari G.E. Shtal (1659—1734)ning flogiston nazariyasiga qarshi o'laroq, M. V. Lomonosov 1756 yilda yonish, ya'ni oksidlanish — oksidlovchi moddaning havo bilan birikishidan iborat ekanligini miqdoriy tajribalar asosida ko'rsatib berdi. Fransuz kimyogari A. Lavuazye esa 1772—77-yillarda turli moddalar ustida tajribalar o'tkazib, ular yonganida kislorod bilan birikishini ko'rsatdi hamda kimyoviy reaksiyalarda moddalar og'irligining saqlanish qonunini isbotladi. Mazkur qonun tasdiqlangach, Kimyo sifat-tavsif ilmidan miqdoriy bilimga aylandi. Endilikda massaning saqlanish qonuni deb ataluvchi mazkur qonun muhim ahamiyat kasb etadi. Bir qancha gazlar kashf qilinishi natijasida pnevmatik kimyoga asos solindi. Flogiston nazariyasi tamomila rad etildi, kislorodli yonish nazariyasi o'z tasdig'ini topdi. Natijada ko'pgina nazariy tasavvurlar o'zgardi, ya'ni kimyoviy nomenklatura ishlab chiqildi. Mana shu davrda kimyoning analitik tahlil yo'li shakllandi.

19-asr Kimyo fani tarixida nazariy asoslarni ishlab chiqish davri bo'ldi. Natijada ato m - molekulyar ta'limot maydonga keldi. Ingliz olimi Jon Dalton 1803 i. moddaning atom tuzilishi haqidagi tasavvurlarga suyanan holda tajribalar o'tkazdi. Elementlarning muayyan bir miqdorda reaksiyaga kirishuvini ularning ayrim zarrachalardan, ya'ni boshqacha aytganda atomlardan tashkil topganligidan deb bildi. Karrali nisbatlar qonuni deb atalmish fikri asosida kimyoviy elementlarning bir-biri bilan ma'lum og'irlik nisbatlarida birikishini ko'rsatib, atom og'irliklariga alohida ahamiyat berdi. Nisbiy atom og'irlik tushunchasini fanga kiritib, eng yengil element sifatida vodorod atomi og'irligini birga teng deb qabul

qildi va uni birlik sifatida taklif etdi. Dalton elementning atom og'irligi sifatida mazkur element atom og'irligining vodorod atomiga bo'lgan nisbatini oldi. Italiyalik olim A. Avogadro atom va molekula tushunchasining bir-biridan farq qilishini aniqlab berdi. U moddaning kichik zarrachasi molekula, elementlarning eng kichik zarrachasi esa atom deb ta'rifladi. Pekin uning bu fikri faqat oradan ancha vaqt o'tgach, tan olindi. Gep-Lyussakning hajmiy nisbatlar qonuni e'tirof etilgach, Avogadroning bir xil temperatura va bosimda olingan ixtiyoriy gazlarning teng hajmlaridagi molekularlar soni teng bo'lishi haqidagi qonuni (gipotezasi) amaliyotga kiritildi. Fransuz fizigi J.B.Perren (1870—1942) tajribalari asosida hisoblab topilgan $6,02 \cdot 10^{23}$ soni Avogadro soni deb ataldi.

1852 yilda ingliz kimyogari E. Franklend fanga valentlik tushunchasini kiritdi. A.M.Butlerov tomonidan 1861 yil e'lon qilingan tuzilish nazariyasi Kimyoning rivojida muhim bosqich bo'ldi. Mazkur nazariya asosida organik moddalarning molekularlardagi atomlar valentliklariga muvofiq bir-biri bilan birikishi, moddalarning xossalari kimyoviy tuzilishi (tarkibi)ga bog'liqligi, atomlar bir-biri bilan qanday ketma-ketlikda birikkanligini aniqlash, kimyoviy tuzilish formulasi birikma xossasini ifodalashi, molekuladagi o'zaro birikkan va birikmagan atomlarning bir-biriga bo'lgan ta'sirining borligi yotadi. Nazariya yangi moddalar sintez qilishni, ularning xossalarini oldindan aytib berishni va nazariy jihatdan muhim bo'lgan izomeriya hodisasini ilmiy nuqtai nazardan isbotlab berdi.

19-asrda fandagi tarixiy kashfiyotlardan biri 1869 yil D.I.Mendeleyev tomonidan ochilgan kimyoviy elementlar davriy qonuni va sistemasi bo'ldi. Mendeleyev elementlarni ilmiy asosda sinflarga ajratdi, ular orasidagi ichki bog'lanish qonuniyatlarini topdi, hali noma'lum bo'lgan elementlar mavjudligini oldindan bashorat qildi. Uch noma'lum elementning xossalarini oldindan aytib berib, ularga "ekabor", "ekaalyuminiy" va "ekasilitsiy" degan shartli nomlar berdi. Oradan 15 yil o'tar-o'tmas uning ba-shorati amalda tasdikdandi. Bu elementlar fransiyalik Lekok de Buabodran, shvetsiyalik Nilson va germaniyalik Vinklerlar tomonidan kashf etildi. Ekaalyuminiyga Fransiyaning eski nomi Galliyadan olinib "galliy" nomi, ekaborga "skandiy" (Skandinaviya nomidan) va ekasilitsiyga "germaniy" degan nomlar berildi. Mendeleyevning ma'lumotlari boshqa olimlar ma'lumotlariga juda yaqinligi bilan ilmiy tasdig'ini topdi. Uning yana 11 elementning tez orada ochilishini nazarda tutib bo'sh kataklar qo'yganligi qonun va uning grafik ifodasi bo'lgan davriy sistemaning katta ilmiy g'alabasi bo'ldi. Sistemada davrlar va guruhlar shunday joylashtirildiki, bunda valentlik, atom massalari, atom radiuslarining o'zgarishi va shahrik. xossalar o'z ifodasini topdi. Natijada ilgari tasdikdanmagan kimyoviy elementlar sistemalaridagi xatolik va kamchiliklarga barham berildi, atom massalariga tuzatishlar kiritildi, nodir elementlar va asl gazlar xossalari to'g'ri talqin qilindi. Davriy qonun nafaqat Kimyo

uchun, balki boshqa tabiiy fanlar, falsafadagi miqdorning sifatga o'tish qonuniyatlarini aks ettiruvchi tabiatning fundamental qonuni bo'lib qoldi. Buning isboti sifatida davriy qonun va sistema asosida kimyo qonunlari va tabiatning yuzlab boshqa qonunlari, jumladan, radioaktiv elementlarning kashf qilinishi, ingliz fizigi E. Rezerfordning atom tuzilishi modelini taklif qilishi, Daniya fizigi N.Borningatomlarda elektron qobiqlari va qobiqchalari ketma-ket joylashuvini topishi, atom energiyasining nihoyatda ulkan kuchidan foydalanish qabilarni ko'rsatish mumkin. Ayni vaqtda Kimyo fani Mendeleyev davriy qonuni va sistemasi asosida o'qitiladi.

19-asr ning 70-yillaridan boshlab organik kimyo tez rivojlana boshladi. Uglevodorodlar, spirtlar, aldegidlar, ketonlar, karbon kislotalari, galogenlar, nitrobirikmalarning muhim hosilalari olindi, xossalari o'rganildi va bularning ma'lum qismi sanoat miqyosida ishlab chiqarila boshladi. 80-yillarda to'yinmagan uglevodorodlar asosidagi sintezlarga asos solindi, purin moddalari, qandlar, tabiiy pigment va oqsillar o'rganila boshlandi. Natijada stereokimyo tasavvurlari rivojlandi. Bu davrda elektrokimyoviy (M.Faradey) va termokimyoviy jarayonlar (G.I.Gess, M.Bertlo), elektrolitik dissotsiatsiya (S.Arrenius), kimyoviy reaksiyalar tezligi (Ya.Vant-Goff) o'rganildi. Buning natijasida kimyoviy termodinamika faniga asos solindi.

19-asr oxiri va 20-asr boshlari fizikada atom tuzilishining o'rganilishi, radioaktivlik hodisasining ochilishi, elektronning amaliyotdagi ahamiyati o'rganilishi va kvant kimyosini chuqur nazariy yutuqlaridan foydalanish Kimyo fanining olamshumul yutuqlaridan bo'ldi. Mac, tabiiy hodisa — Adriatika dengizining fosforessensiyalanishini 1835 yildayoq fransuz fizigi A. Bekkerel sezganligi ma'lum. Ammo oradan 60 yil dan ortiqroq vaqt o'tib uning nabirasi Anri Bekkerel 1896 yilning 1 martida uran hosilalari, bir oz keyinroq esa uranning o'zi ham shunday xossaga egaligini aniqladi. 1895 yili V. Rentgen tomonidan kashf etilgan nurlar ham shunday xossalarga ega ekanligini Bekkerel ko'rsatib o'tgan edi. 'L.Skladovskaya-Kyuri bu nurlarni radioaktiv nurlar, nurlanish hodisasini esa radioaktivlik hodisasi deb atadi. U bu hodisani shaxsan o'zi toriy elementida uchratdi. U P.Kyuri bilan birgalikda uran minerallaridan 2 ta yangi radioaktiv element — poloniy va radiyni ajratib olishga muvaffaq bo'ldi. Yangi elementlarning biri M.Skladovskaya-Kyurining vatani bo'lmish Polshaning eski nomi sharafiga poloniy deb nomlanadi. Shunday keyin aktinoidlar qatori tuzildi. Radioaktiv elementlarning yarim yemirilish davri, ya'ni har bir radioaktiv moddaning yarmisi parchalanishi uchun ketgan vaqtni belgiladilar. E.Rezerford, ingliz olimi F.Soddi, keyinroq Iren va Jolio-Kyurilar radioaktivlikni chukur o'rganishdi, Kyurilar sun'iy radioaktivlik hodisasini tadqiq qilishdi. Yadro reaksiyalari yordamida davriy sistemadagi barcha kimyoviy elementlarning sun'iy

radioaktiv izotoplarini olish mumkinligi ishlar ko'lamini fizika bilan bir qatorda Kimyoga ham olib kirdi. Natijada Kimyoning zanjir reaksiyalari mukammal o'rganildi va amaliy ahamiyat kasb etdi. Pozitron chiqishi yoki (3^{+} -yemirilish va K-zabt etish (yadroning yaqinida turgan K-qobiqchadagi elektronni yutishi) turli elementlar radioizotoplarini o'rganishga yordam berdi. Hozirgigacha bunday radioaktiv izotoplardan 1500 dan ortig'i olingan. Sun'iy radioizotoplarni o'rganish aylanishlarning yangi xillarini topishga imkon berdi. Radioaktiv moddalarning xossalarni o'rganadigan, ularni ajratib olish, yig'ish va tozalash usullarini ishlab chiqadigan fan radiokimyo nomini oldi.

Kimyoning tez suratlar bilan rivojlanishi natijasida elektron va u haqsagi tushunchalar aniqlanib, kvant kimyosi hamda sun'iy sintez qilingan transuran elementlar kimyosi shakllandi. Oqsillar kimyosida misli ko'rilmagan yangiliklar ochildi. Million atmosfera bosimda olib boriladigan kimyoviy jarayonlar o'rganildi, sun'iy olmos olishning nazariy yo'llari ko'rsatildi, xilma-xil polimerlar sintez qilindi.

Nazorat uchun savollar

1. Molekula nima? Molekula haqida nimalarni bilasiz?
2. Molekula va moddani tavsiflovchi xossalarni ajrating: massa, o'lcham, tarkib, zichlik, qaynash harorati, suyuqlanish harorati.
3. Kimyoviy element nima? Kimyoviy element belgisi-chi? Kimyoviy birikma nima?
4. Molekular tuzilish nima? Nomolekular tuzilish nima?
5. Molekular va nomolekular tuzilishdagi moddalar orasida qanday farqlar bor? Misollar keltiring.

2-MA'RUZA. KIMYONING ASOSIY TUSHUNCHALARI VA STEXIOMETRIK QONUNLARI

Reja:

1. Massaning saqlanish qonuni
2. Tarkibning doimiylik qonuni
3. Ekvivalentlar qonuni
4. Avagadro qonuni
5. Karrali nisbatlar va hajmiy nisbatlar qonuni

Modda massasining saqlanish qonuni. Bu qonun haqidagi ma'lumot sizga 7-sinfda bayon etilgan edi. Uning ta'rifi faqat kimyoviy jarayonlar uchungina o'z

kuchini saqlab qoladi, lekin boshqa jarayonlarda u o'z kuchini yo'qotadi va mutlaq xususiyatga ega emas.

Har qanday o'z-o'zidan sodir bo'ladigan o'zgarishlar natijasida sistemaning energiya zaxirasi o'zgaradi, bunday vaziyatda tabiatning umumiy qonuni asosida har qanday harakat (kimyoviy reaksiyalar ham harakat turlaridan biridir) davomida reaksiyada qatnashuvchi moddalar massasining o'zgarishi yotadi.

Kimyoviy jarayonlarda ajralib chiqadigan energiyaning qiymati massa- ning taxminan $10^{-7}\%$ ga proporsional bo'ladi.

Har qanday atomning ayrim nuklonlar va elektronlardan hosil bo'li- shida massaning o'zgarishini quyidagicha hisoblash mumkin: uglerod atomining hosil bo'lishida 6 ta proton ($6 \cdot 1,673 \cdot 10^{-27}$ kg), 6 ta neytron ($6 \cdot 1,675 \cdot 10^{-27}$ kg) va 6 ta electron ($6 \cdot 9,109 \cdot 10^{-31}$ kg) qatnashganda massalar yig'indisi $2,0093 \cdot 10^{-26}$ kg ga teng bo'ladi. Tabiiy uglerod atomining massasi esa $1,9927 \cdot 10^{-26}$ kg ga teng. Olingan raqamlar farqi $2,0093 \cdot 10^{-26} - 1,9927 \cdot 10^{-26} = 0,166 \cdot 10^{-26}$ kg ga teng bo'ladi (massa defekti). Bu massa (0,0990 m.a.b. ga teng) yadrodagi nuklonlar orasidagi bog'lanishga sarf bo'ladi.

A.Eynshteynning massa va energiyani bog'lovchi tenglamasi $E=mc^2$ bo'yicha bu energiya $8,9 \cdot 10^{11}$ kJ/molni tashkil etadi.

Formuladagi E — moddaning tinch holatdagi energiyasi, m — moddaning massasi, c — vakuumda yorug'lik tezligi, u $3 \cdot 10^8$ m/s ga teng.

Ajralib chiqqan energiyaning miqdori katta bo'lsa ham massajuda kichik kattalikka o'zgaradi.

Shu sababli kimyoviy jarayonlarda massaning saqlanish qonuni o'z kuchini saqlab qoladi, deb qabul qilamiz. Bu qonun kimyoning asosiy qonunlaridan biri. Uning asosida kimyoviy reaksiyalar tenglamalari, turli kimyoviy hisoblashlar amalga oshiriladi.

Energiyaning saqlanish qonuni asosida kimyoviy jarayonlarda energiyaning ajralishi yoki yutilishigina emas, balki reaksiyalarning tenglamalari ham tuziladi.

Moddalar tarkibining doimiylik qonuni

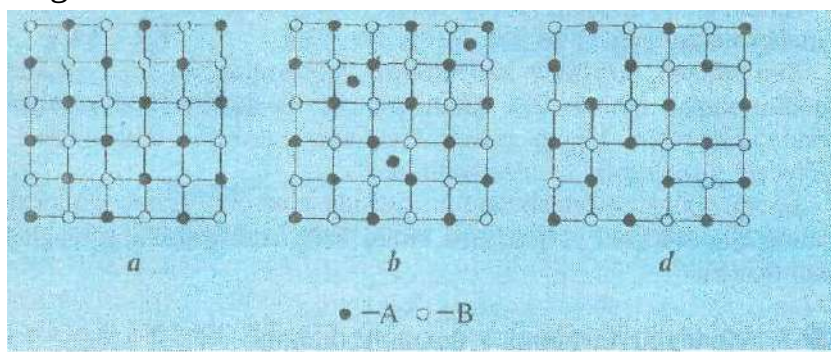
Bu qonun haqida kimyo fani bilan tanishganda o'quvchilarga boshlang'ich ma'lumotlar berilgan edi. Ilmiy izlanishlarda kimyoviy moddalarni ularning tuzilishiga ko'ra, molekular va nomolekular turlarga bo'lingan edi. Anorganik tabiatga ega bo'lgan moddalarning taxminan 5% igina molekular tuzilishga ega. Ular qatoriga oddiy gazlar fnodir gazlar, H_2 , N_2 , O_2 , galogenlar), oddiy sharoitda gaz holidagi yoki qaynash temperaturasi unchalik yuqori bo'lmagan molekular tuzilishga ega bo'lgan moddalar (suv, ammiak, uglerod(II) va uglerod(IV) oksidlar) va boshqalarni kiritish mumkin. Bunday moddalar molekulalari tarkibidagi atomlar

soni ko'p bo'lmaydi, ular molekulari orasidagi bog'lanish juda zaif; boshqacha aytganda, molekular orasidagi bog' atomlar orasidagi kovalent bog' energiyasidan 10 martalar zaif bo'ladi. Bunday turkumdagi moddalarning tarkibi ularning olinish usuliga bogliq emas, ularning tarkibi doimiydir.

Anorganik moddalarning deyarli 95% miqdori nomolekular turga taalluqli. Ko'pincha kristall holatdagi anorganik moddalar atom yoki ionlardan tuzilgan bo'lib, ularning tarkibi doimiy bo'lmaydigan holatlar ko'p uchraydi. Bunga kristall tuzilishning defekti (kamchiligi) sabab bo'ladi.

Ko'pincha defekt ikki xil bo'ladi. Misol tariqasida tarkibida ikki xil atom (yoki ion) bo'lgan AB moddani olaylik. Staiktura elementlari kristall hosil qilishda uch xil holatda bo'lishi mumkin (I.1-rasm).

Ideal holatdagi kristall panjara tugunlarida atom (yoki ion)lar muntazam tartibda joylashadi (*a*-holat). Real kristallarda esa ular tugunidagi zarrachalardan tashqari tugunlar oralig'ida qo'shimcha atomlar (ularning xili ahamiyatga ega emas) joylashgan (*b*-holat) yoki tugunlar atom yoki ionlar bilan ishg'ol etilmay qolgan holat (*d*-holat) yuzaga kelishi mumkin.



1-rasm. Tarkibi AB bo'lgan moddani kristall panjara tuzitishda buzilish turlari: *a*—ideal tuzilishga ega bo'lgan modda panjarasi; *b*—stexiometriyaga nisbatan A zarrachani ko'proq tutgan modda panjarasi; *d*—stexiometriyaga nisbatan B zarrachani ko'proq tutgan modda panjarasi.

Stexiometrik qonuniyatdan chetlashishdagi miqdoriy farqlar katta bo'lmasligi sababli, kimyoviy tahlil natijalarini aniqlashda yo'l qo'yiladigan amaliy xatolar tufayli, uzoq vaqtlar davomida bunday birikmalar mavjud ekanligini aniqlashning iloji bo'lmagan.

Zamonaviy tekshirishlar asosida titan(II) oksidning tarkibi $\text{TiO}_{0,8}$ dan $\text{TiO}_{1,2}$ gacha, mis(I) oksidning tarkibi $\text{Cu}_{1,8}\text{O}$ dan Cu_2O gacha, titan(IV) oksidniki esa $\text{TiO}_{1,46}$ dan $\text{TiO}_{1,56}$ gacha, temir(II) oksidniki — $\text{Fe}_{0,89}\text{O}$ dan $\text{Fe}_{0,95}\text{O}$ gacha, uning sulfidniki — $\text{Fe}_{1,1}\text{S}$ dan $\text{FeS}_{1,1}$ gacha bo'lishi aniqlangan.

Shunday o'zgaruvchan tarkibli qattiq holatdagi moddalarning mavjudligi ularning xossalari, masalan, magnit xossalari, rangi, elektr tokining o'tkazuvchanligini tekshirish natijalari asosida aniqlandi. Bunday birikmalar *d*-

eleinentlarning oksidlari, gidridlari, karbidlari, nitridlari va sulfidlari orasida keng tarqalgan. Ular ko'pincha ravshan rangli, yarim o'tkazuvchan xossaga ega, ularda reaksiya va katalitik xususiyatlar doimiy tarkibga ega bo'lgan moddalarnikiga qaraganda ustun ekanligi aniqlangan.

O'zgaruvchan tarkibli moddalarni molekular moddalardan farq qilish uchun N.S. Kurnakov taklifiga ko'ra *bertollidlar* deb, molekular tabiatli (ya'ni turg'un tarkibli) moddalar *daltonidlar* deb ataladigan bo'ldi.

Nazorat uchun savollar

1. Massa deffekti nima?
2. Bertolidlar va daltonidlar nimalar?
3. Kurnakov nimani taklif qilgan?
4. "Sirlar kitobi"ni kim yozgan?
5. Kyuriylar radiokativlik hodisasini qaysi elementda kuzatishgan?

3-MA'RUZA. ANORGANIK BIRIKMALARNING ENG MUHIM SINFLARI

Reja:

1. **Zamonaviy o'lchov va birliklar sistemasi**
2. **Atom massa va mol massa**
3. **Ekvivalent massa va hajmiy ekvivalent**
4. **Anorganik birikmalarning asosiy sinflari**

Zamonaviy o'lchov va birliklar sistemasi. Xalqaro birliklar tizimini umumiy kimyo va molekulyar fizika, shuningdek, kimyoviy texnologiyaga joriy qilish unchalik kata qiyinchiliklar tug'dirmaydi. Bu fanlarda uchraydigan turli eskirgan fizik va fizik-kimyoviy kattaliklarni, SI birliklaridan karrali va ulushli birliklar hosil qilib, eskirgan kattaliklarning sonli qiymatlarini qulay ko'rinishda ifodalash mumkin. Masalan, juda kichik massalar uchun Xalqaro birliklar tizimining massa birligi kilogramm (kg) dan hosil qilinadigan karrali birliklari: gramm (g), milligramm (mg), nanogramm (ng), pikogramm (pg) va hokazolarni ishlatib, bundan avval fizik-kimyoviy o'lchovlarda uchraydigan massaning tizimlashmagan quyidagi birliklari: gamma (1 mkg ga teng), milligamma (1 ng ga teng), mikrogamma (1 pg ga teng) va hokazolarni chetlab o'tish mumkin. Ammo avvalgi birliklardan ba'zilari (masalan, termokimyoviy kaloriya) ni vaqtincha ishlatishga, boshqalari (masalan, massaning atom birligi, molyar birliklar) ni esa takomillashtirib SI birliklari bilan bir qatorda ishlatishga yo'l qo'yiladi. Yetmishinchi yillarning o'rtalaridan boshlab

barcha mavjud standartlar, an'anaviy ilmiy tadqiqot ishlari, tabiatshunoslik, nazariy xarakterdagi nashrlar, shuningder, shartli shkalalar (masalan, Rokvell va Vickers qattqlik shkalalari, fotomateriallarning yorug'lik sezuvchanligi va hokazolar) asosida darajalangan kattalik birliklari o'lchovlariga Xalqaro tizim birliklari asta-sekin, lekin muntazam ravishda kirib bordi.

Xalqaro birliklar tizimi fizik va fizik-kimyoviy kattaliklarning avvalgi qatoridagi ba'zi o'ziga xos birliklarni aniqlashtirdi va o'z qatorida qoldirdi.

Xalqaro birliklar sistemasi (SI) da modda miqdorining birligi sifatida mol qabul qilingan.

Mol — bu moddalarning 0,012 kg uglerod izotopi ^{12}C da nechta atom bo'lsa, tarkibida shuncha struktura birliklar (molekula, atom, ion, elektron va boshqalar) bo'ladigan miqdoridir.

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

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

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

Molyar massa — modda massasining moddaning miqdoriga nisbatiga teng kattalik.

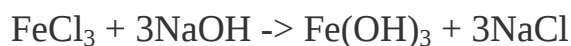
Uning o'lchovi kg/mol yoki g/mol; odatda u M harfi bilan belgilanadi. Molekulaning massasini bilgan holda moddaning molyar massasini oson hisoblab topish mumkin. Masalan, agar suv molekulasi massasi $2,99 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$ ga teng bo'lsa, u holda molyar massasi $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ g/mol} = 0,018 \text{ kg/mol}$, ya'ni 18 g/mol. Umumiy holda moddaning g/mol da ifodalangan molyar massasi shu moddaning nisbiy atom yoki nisbiy molekular massasiga son jihatdan teng bo'ladi. Masalan, C, Fe, O_2 , H_2O larning nisbiy atom va molekular massalari tegishli 12, 56, 32, 18 ga teng, ularning molyar massalari esa tegishli 12 g/mol, 56 g/mol, 32 g/mol, 18 g/mol bo'ladi. Molekular massani molekular holatdagi moddalar uchun ham, atomar holatdagi moddalar uchun ham hisoblab topish mumkin. Masalan, vodorodning nisbiy molekular massasi $M_r(\text{H}_2) = 2$, vodorodning nisbiy atom massasi $A_r(\text{H}) = 1$. Ikkala holda ham moddaning struktura birliklari soni (N_A) bilan aniqlangan miqdori bir xil — 1 mol. Lekin molekular vodorodning molyar massasi 2 g/mol, atomar vodorodning molyar massasi esa 1 g/mol. Bir mol atom, molekula yoki ionlardagi zarrachalar soni

Avogadro doimiysiga teng bo'ladi, masalan: 1 mol ^{12}C atomlari = $6,02 \cdot 10^{23}$ atom ^{12}C 1 mol H_2O molekulari = $6,02 \cdot 10^{23}$ molekula H_2O 1 mol SO_4 ionlari = $6,02 \cdot 10^{23}$ SO_4 ionlari Massa bilan modda miqdori har xil tushunchalardir. Massa kilogrammlarda (grammlarda), modda miqdori esa mollarda ifodalanadi. Moddaning massasi (m, g), moddaning miqdori (n, mol) va molyar massa (M, g/mol) orasida oddiy nisbatlar bor:

$$m = n$$

$$M(\text{LI})mn \sim M(1.2)M = - (1.3)$$

Tenglamaning chap va o'ng qismlaridagi temir, natriy, xlor, kislorod hamda vodorod atomlarining sonini tenglashtirish uchun NaCl bilan NaOH formulalar oldiga 3 koeffitsiyentni qo'yish lozim:



Olingan tenglamada har qaysi element atomlarining chap qismdagi soni shu atomlarning o'ng qismdagi soniga teng. Bu degan so'z, shu tenglama moddalar massasining saqlanish qonunini qanoatlantiradi va to'g'ri yozilgan, demakdir*. Kimyoviy reaksiyalarning tenglamalarida moddalarning formulalari oldiga qo'yilgan koeffitsiyentlar stexiometrik koeffitsiyentlar deyiladi. Stexiometriya — kimyoning bo'limi bo'lib, unda reaksiyaga kirishayotgan moddalar orasidagi massa va hajmiy nisbatlar ko'rib chiqiladi. Stexiometrik miqdor — bu moddalarning reaksiya tenglamasiga yoki formulaga muvofiq keladigan miqdoridir. Stexiometrik hisoblashlar — bular kimyoviy formula va tenglama bo'yicha hisoblashlar, shuningdek, moddalarning formulalarini va reaksiyalarning tenglamalarini keltirib chiqarishdir. Kimyoviy tenglamaning ikkala qismidagi koeffitsiyentlarni bir xil ko'paytirish yoki kamaytirish mumkin. Masalan, agar koeffitsiyentlarni bir mol natriy gidroksidga asoslanib tenglashtiradigan bo'lsak, u holda tenglama quyidagi ko'rinishda bo'ladi: $3\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaCl}$

Bu holda ham tenglama to'g'ri bo'ladi, chunki moddalar massasining saqlanish qonuniga rioya qilingan bo'ladi. Koeffitsiyent 1 odatda tushirib qoldiriladi, ya'ni yozilmaydi. Shunday qilib, kimyoviy tenglamada koeffitsiyentlar oddiy mulohazalar asosida tanlanadi, bunda oldin reaksiya sxemasi yozib qo'yiladi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalari uchun koeffitsiyentlar tanlashda boshqa usullardan foydalanish qulay. Sanoatda va qishloq xo'jaligida, shuningdek, laboratoriya amaliyotida kimyoviy formula va tenglama asosida turli xil miqdoriy hisoblashlar bajariladi.

Moddaning ekvivalenti deb, uning 1 mol vodorod atomlari bilan birikadigan yoki kimyoviy raksiyalarda shuncha vodorod atomlarining o'rnini oladigan miqdoriga aytiladi.

Bir ekvivalent moddaning massasi ekvivalent massa, normal sharoitdagi hajm esa ekvivalent hajm deyiladi. Vodorodning ekvivalent massasi 1 g, ekvivalent hajmi 11,2 l. Kislorod uchun bu qiymatlar mos ravishda 8 g va 5,6 l bo'ladi.

Reaksiyaga kirishuvchi moddalar massalari ularning ekvivalent massalariga tog'ri proporsionaldir.

$$m_1 | m_2 = E_1 | E_2$$

Bunda m_1 va E_1 - birinchi moddaning massasi va ekvivalent massasi;

m_2 va E_2 – ikkinchi moddaning massasi va ekvivalent massasi.

Elementning ekvivalent massasini hisoblash uchun uning atom massasini valentligiga bo'lish kerak. Tabiiyki, o'zgaruvchan valentli elementlarning ekvivalenti massalari ham o'zgaruvchandir.

Murakkab moddalarning ekvivalentlarini quyidagi formulalar asosida hisoblasa bo'ladi:

$E_{\text{oksid}} = M_{\text{oksid}} / n \times v$. M - molyar massa . n va v – oksid hosil qiluvchi elementning soni va valentligi;

$E_{\text{kislota}} = M_{\text{kislota}} / n_{\text{kislota}}$. n_{kislota} - kislota kislolaning asosligi;

$E_{\text{asos}} = M_{\text{asos}} / n_{\text{asos}}$. n_{asos} - asosning kislotaligi;

$E_{\text{tuz}} = M_{\text{tuz}} / n_{\text{Me}} \times v_{\text{Me}}$. n_{Me} va v_{Me} metall atomining soni va valentligi.

Berilgan kimyoviy reaksiyada qatnashayotgan moddalarning ekvivalentini hisoblash uchun ularning reaksiyada qatnashayotgan ionlari, atomlari yoki atomlar guruhi sonini e'tiborga olish kerak.

Masalan, 49 g sulfat kislota 32,5 g rux bilan reaksiyaga kirishganda 1 g vodorod ajralib chiqadi. Sulfat kislota o'rniga 36,5 g xlorid kislota olinsa ham o'shancha vodorod ajralib chiqadi. Ruxning o'rniga alyuminiy olinsa, 1g vodorod ajralib chiqishi uchun 9 g alyuminiy kerak bo'ladi.

Murakkab moddalarning ekvivalent massalari quyidagi formulalar bilan hisoblanadi:

$$E_{\text{MgO}} = 40/2 = 20. \quad E_{\text{HCl}} = 36,5/1 = 36,5 \quad E(\text{AlCl}_3) = 133,5/3 = 44,5$$

Birinchi reaksiyada H_3PO_4 faqat bitta vodorod ionini bilan reaksiyada qatnashyapti, shuning uchun bu reaksiyada H_3PO_4 ning ekvivalent massasi 98 g ga teng. Ikkinchi reaksiyada H_2SO_4 ning har ikkala vodorod ionini almashgani uchun uning ekvivalent massasi 49 ga teng: Masalan:



Noorganik moddalarning asosiy sinflari. Barcha moddalar oddiy (elementar) va murakkablarga bo'linadi. Oddiy moddalar bitta elementdan, murakkab ikki va undan ortiq elementlardan iborat. Oddiy moddalar metallar va metall bo'lmaganlarga bo'linadi.

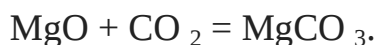
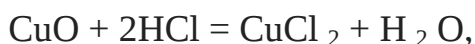
Murakkab moddalar organik va noorganik (mineral) bo'linadi. Organik birikmalar eng oddiy uglerod birikmalaridan tashqari (CO , CO_2 , H_2CO_3 , HCN va ularning tuzlari va boshqalar) uglerod birikmalari deb ataladi; boshqa barcha moddalar noorganik deyiladi.

Murakkab noorganik birikmalar tarkibi bo'yicha ham, kimyoviy xususiyatlari bo'yicha ham (funktsional xususiyatlari) tasniflanadi. Tarkibida ular birinchi navbatda ikki elementli yoki ikkilik, aralashmalarga (oksidlar, sulfidlar, galidlar, nitridlar, karbidlar, gidridlar) va ko'p elementli birikmalarga bo'linadi; kislorodli, azotli va boshqalar.

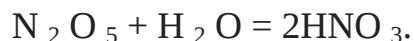
Kimyoviy xossalari ko'ra noorganik birikmalar to'rtta asosiy sinfga bo'linadi: oksidlar, kislotalar, asoslar, tuzlar.

Oksidlar

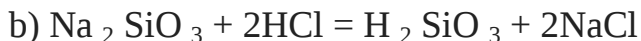
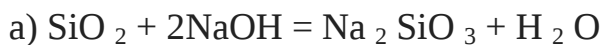
Oksidlar ikki elementdan iborat murakkab moddalardir, ulardan biri kisloroddur (Cr_2O_3 , K_2O , CO_2 va boshqalar). Oksidlardagi kislorod har doim bo'linuvchi va -2 oksidlanish holatiga ega. Kimyoviy xususiyatlariga ko'ra oksidlar tuz hosil qiluvchi va tuz bo'lmaganlarga bo'linadi (bifarq: CO , YO'Q, N_2O). Tuz hosil qiluvchi oksidlar asosli, kislotali va amfoterga bo'linadi. Ularning asosiy tarkibiga kislota yoki kislota oksidi bilan o'zaro ta'sirlanib, tuzlar paydo bo'lishi bilan oksidlar deyiladi.



Asosli oksidlarning shakllanishi past darajadagi oksidlanish (+1, +2) metallarga xosdir. Ishqoriy oksidlar (Li , Na , K , Rb , Cs) va ishqorli er metallari (Ca , Sr , Ba , Ra) asoslar hosil qilish uchun suv bilan o'zaro ta'sirlashadi. Ko'pgina asosiy oksidlar suv bilan o'zaro ta'sir qilmaydi. Bunday oksidlarning asoslari bilvosita olinadi. Kislotalarga tuzlar hosil qilish uchun asoslar yoki asosiy oksidlar bilan o'zaro ta'sir qiladigan oksidlar deyiladi. Bir qator kislota oksidlari (SO_3 , SO_2 , N_2O_3 , N_2O_5 , CO_2 va boshqalar) suv bilan reaksiyaga kirishganda kislotalarni hosil qiladi:



Boshqa kislota oksidlarining (SiO_2 , TeO_2 , TeO_3 , MoO_3 , WO_3 va boshqalar) mos keladigan kislotalari bilvosita olinadi. Masalan:



Kislota oksidlarini ishlab chiqarish usullaridan biri mos keladigan kislotalardan suvni olib tashlashdir. Shuning uchun kislotali oksidlar ba'zan kislotali angidrid deb ataladi.

Amfoter oksidlar quyidagilarni o'z ichiga oladi. ZnO , BeO , SnO , PbO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , Sb_2O_3 , MnO_2 va boshq.

Shuni ta'kidlash kerakki, elementlarning davriy tizimidagi (metallardan nometallgacha) elementlarning kimyoviy tabiatining o'zgarishiga muvofiq birikmalarning kimyoviy xususiyatlari, xususan, ularning oksidlarining kislota-bazaviy faolligi ham tabiiy ravishda o'zgaradi. Shunday qilib, ketma-ket 3 davr elementlarining oksidi yuqori bo'lgan taqdirda: Na_2O , MgO , Al_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 - E-O aloqasining kutupluluk darajasi pasayishi bilan DEO; kislorod atomi manfiy zaryadlanishi kamayadi) asosiylari susayadi va oksidlarning kislota xossalari ortadi: Na_2O , MgO - asosiy oksidlar; Al_2O_3 - amfoter; SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 - kislotali oksidlar (chapdan o'ngga, oksidlarning kislotali tabiati yaxshilanadi).

Oksidlarning nomenklaturasi. Oksidlarning nomlari "oksid" so'zidan va kislorod atomlari bilan bog'liq bo'lgan genitiv holatdagi element nomidan qurilgan. Agar element bir nechta oksid hosil qilsa, uning oksidlanish holati (s.o.) qavs ichida r belgisi bilan, v belgisi bilan ko'rsatilgan. haqida. ko'rsatilmagan Masalan, MnO_2 - manganets (IV) oksidi, MnO - manganets (II) oksidi. Agar element bitta oksid hosil qilsa, c. haqida. berilmaydi: Na_2O - natriy oksidi.

Ba'zida oksidlarning nomlarida di-, tri-, tetra- va boshqalar qo'shimchalari mavjud. Bu shuni anglatadiki, ushbu oksidning molekulasida elementning bitta atomi 2,3,4 va hokazo. masalan, CO_2 - karbonat angidrid va boshqalar.

Gidroksidlar

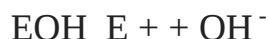
Ko'p hujayrali birikmalar orasida muhim guruh hisoblanadi gidroksidlar OH gidrokso guruhlarini o'z ichiga olgan murakkab moddalardir. Ulardan ba'zilari (asosiy gidroksidlar) asoslarning xususiyatlarini namoyish etadi - NaOH , Ba(OH)_2 va boshqalar; boshqalar (kislota gidroksidlari) kislotalarning xususiyatlarini namoyish etadi - HNO_3 , H_3PO_4 va boshqalar; Amfoter gidroksidlar mavjud bo'lib, ular sharoitga qarab asosiy va kislotali xususiyatlarni namoyish qilishi mumkin - Zn(OH)_2 , Al(OH)_3 va boshqalar.

Gidroksidlarning xususiyatlari va tabiati, shuningdek, markaziy atom yadrosining zaryadiga (E belgisi) va uning radiusiga, ya'ni. E - O va O - N aloqalarining mustahkamligi va qutbliligi to'g'risida.

Agar bog'lovchi energiya $E_{O-H} \ll E_{\ominus-O}$, u holda gidroksidning dissotsiatsiyasi kislotali turga, ya'ni $O-H$ buziladi



Agar $E_{O-H} \gg E_{E-O}$ bo'lsa, u holda gidroksidning dissotsiatsiyasi asosiy turga, ya'ni E-O aloqasi bo'yicha davom etadi.



Agar O - H va E - O aloqalarining energiyalari yaqin yoki teng bo'lsa, gidroksidning dissotsiatsiyasi bir vaqtning o'zida ikkala yo'nalishda ham sodir bo'lishi mumkin. Elementlarning davriy tizimidagi elementlarning kimyoviy tabiati o'zgarishiga muvofiq ularning gidroksidlarining kislota-bazaviy faolligi tabiiy ravishda o'zgaradi: asosiy gidroksidlardan amfoter va kislota qadar. Masalan, 3-davr elementlarining yuqori gidroksidlari uchun:

NaOH, Mg (OH)₂ - asos (chapdan o'ngga, asosiy xususiyatlari susayadi);

Al (OH)₃ - amfoter gidroksid;

H₂SiO₃, H₃PO₄, H₂SO₄, HClO₄ - kislotalar (kislota kuchi chapdan o'ngga ko'tariladi). Metall gidroksidlar asoslar qatoriga kiradi. Elementning metall xususiyatlari qanchalik yorqinroq bo'lsa, mos keladigan metall gidroksidning asosiy xususiyatlari shunchalik aniqroq bo'ladi. Metall bo'lmagan gidroksidlar kislotali xususiyatlarni namoyish etadi. Elementning metall bo'lmagan xususiyatlari qanchalik yorqinroq bo'lsa, tegishli gidroksidning kislota xususiyatlari shunchalik kuchli bo'ladi.

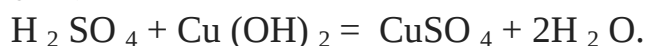
Kislotalar

Kislotalar - bu vodorod kationlari va kislota qoldig'i anionlari hosil bo'lishi bilan eritmada tarqaladigan moddalar (elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi nuqtai nazaridan).

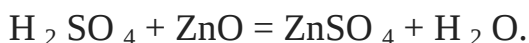
Kislotalar ularning kuchliligi (elektrolitik dissotsiatsiya qobiliyatiga ko'ra - kuchli va kuchsizlarga bo'linadi), asosliligi (tuz tarkibidagi metall atomlari bilan almashtirilishi mumkin bo'lgan kislota molekulasidagi vodorod atomlari soni bo'yicha - monobazik, dibazik, tribazik), kislorod borligi yoki yo'qligi bo'yicha tasniflanadi. kislota tarkibida (kislorodli va kislorodsiz).

Kislotalarning kimyoviy xossalari:

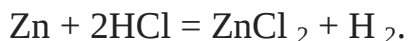
1. Tuz va suvning hosil bo'lishi bilan asoslar bilan o'zaro ta'siri (neytrallashtirish reaksiyasi):



2. Tuz va suv hosil bo'lishi bilan asosiy va amfoter oksidlarning o'zaro ta'siri:



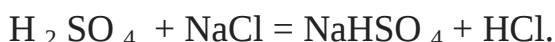
3. Metalllar bilan o'zaro ta'sir. "Kuchlanishlar seriyasida" vodorodni vodorodni kislota eritmalaridan chiqarib yuboradigan metallar (azotli va konsentrlangan sulfat kislotalardan tashqari); bu tuz hosil qiladi:



4. Ba'zi kislotalar isinishda parchalanadi:



5. Kamroq uchuvchi kislotalar ko'proq uchuvchi kislotalarni tuzlaridan chiqarib yuboradi:



Kislotalar nomenklaturasi. Kislorodsiz kislotalarning nomlari rus nomiga kislota hosil qiluvchi elementning ildiziga (yoki atomlar guruhining nomiga, masalan, CN - sian, CNS - rodan) qo'shimchani qo'shadi - haqidatugatish vodorod va kislota so'zi. Masalan, HCl - xlorid kislota, H_2S - vodorod sulfidi, HCN - siyan kislota.

Kislorod o'z ichiga olgan kislotalarning nomlari ham mos keladigan qo'shimchalar, sonlar va "kislota" so'zini qo'shib, kislota hosil qiluvchi elementning rus nomidan hosil bo'ladi. Bu holda element eng yuqori oksidlanish holatida bo'lgan kislota nomi tugaydi - naya yoki - marketing; masalan, H_2SO_4 - oltingugurt kislota, HClO_4 - xlorid kislota, H_3AsO_4 - arsenik kislota. Kislota hosil qiluvchi elementning oksidlanish darajasining pasayishi bilan uchlari quyidagi ketma-ketlikda o'zgaradi: - ovate (HClO_3 - Xlor kislota), istaya (HClO_2 - xlorid kislota), - ovate (HClO - gipoxlor kislota). Agar element atigi ikki darajali oksidlanish darajasida bo'lgan kislotalarni hosil qilsa, elementning past darajadagi oksidlanishiga mos keladigan kislota nomi tugaydi. istaya (HNO_3 - azot kislota, HNO_2 - azot kislota).

Ba'zi hollarda bitta oksid molekulasiga turli xil suv molekullari qo'shilishi mumkin (ya'ni, bir element bir xil oksidlanish holatida ma'lum elementning bitta atomini o'z ichiga olgan bir nechta kislotalarni hosil qiladi).

Nazorat uchun savollar

1. Molekulyar massa nima?
2. Ekvivalent massa nima?
3. Oksidlarning toifalanishi qanday?
4. Asoslarning nomenklaturasi haqida gapiring?
5. Kislotalarning kimyoviy xossalari haqida gapiring?

4-MA'RUZA. ATOMNING TUZILISHI VA TARKIBI

Reja:

1. Atom tuzilishi haqidagi izlanishlar
2. Atom yadrosining tarkibi. Atom orbitallari
3. Kvant sonlar. Klechkovski qoidasi
4. Pauli prinsipi va Gund qoidasi

XIX asr boshi va, ayniqsa, o'rtalarida tabiiy fanlar jadal rivojlanib moddalar tarkibini mukammal o'rganish imkoniyati paydo bo'ldi. Quyida xronologik tartibda atom taalluqli bo'lgan muhim amaliy va nazariy holatlarning yuzaga kelishi haqida tuzilishiga ma'lumotlarni sanab o'tamiz:

1. Dalton atomistikasi (1800-yil) «har qanday element bir xil mayda zarrachalar — atomlardan tashkil topgan» ligini ta'kidladi.

2. Fransiyalik kimyogar Prust (1801-yil) modda tarkibining doimiylik qonunini ta'rifladi.

3. 1811-yilda Yung yorug'lik nurining difraktsiya xossasini o'rganib uning to'lqin tabiatiga ega ekanligini isbotladi.

4. 1811-yilda italiyalik olim Avogadro bir xil sharoitda (temperatura va bosimda) har qanday gazining teng hajmlarida bir xil miqdorda zarrachalari bo'lishini aniqladi.

5. 1815-yilda Ya.Berselius elementlar va ular birikmalarining kimyoviy belgilar (hozir ham o'z kuchini saqlab qolgan) sistemasini taklif etdi.

6. 1828-yilda Vyoler anorganik modda (ammoniy sianat) dan organik modda (mochevina)ni sintez qilib oldi.

7. Debereyner (1829-yil) kimyoviy elementlarni bir necha uchliklarga to'pladi.

8. M.Faradey 1834-yilda elektroliz qonuniyatlarini ta'riflab berdi, fanga elektroliz, katod, anod, kation, anion tushunchalarini kiritdi.

9. 1864-yilda Maksvell yorug'lik va elektr hodisalar orasidagi bog'lanishni aniqladi.

10. Maksvell va Lorens aylanma tok harakati bilan elektromagnit to'lqin oqimi orasidagi munosabatni aniqladilar.

11. 1893-yilda Stoney manfiy zaryadning eng kichik zarrachasini «elektron» deb atashni taklif etdi.

12. 1897-yilda Tomson katod nuri elektronlar oqimi ekanligini aniqladi.

13. 1898—1899-yillarda Tomson atomning birinchi modelini taklif etdi.

14. 1902-yilda Nagaoka va O.Lodj atom tuzilishining ikkinchi {Saturn planetasiga o'xshash} modelini taklif etdilar.

15. 1905-yilda A.Eynshteyn fotoeffekt hodisasini ta'riflab berdi.
16. 1909-yilda R.Malliken elektronning fizik xossalari (zaryad, massa, harakat tezligi va tinch holatdagi radiusi)ni tavsiflab berdi.
17. 1911-yilda E.Rezerford atomning planetar modelini taklif etdi.
18. 1913-yilda N.Bor postulatlar asosida atomning tuzilish nazariyasini yaratdi.
19. 1922-yilda Shtern va Gerlax atomning magnit moment komponent-lari tashqi magnit maydonida diskret qiymatlarni qabul qilishini asoslab berdilar.
20. 1924-yilda Lui de Broyl elektronning to'liq tabiatini asoslab berildi.
21. 1925-yilda Shredinger atomlarning elektron tuzilishini ifodalovchi to'liq funksiyasi uchun tenglamani keltirib chiqardi.
22. 1927-yilda Devisson va Djermer elektronlar difraksiyasini kuzatib, ularning to'liq xususiyatiga ega ekanligini isbotladilar.

XX asr boshlarida tabiatshunoslarning nazariy izlanishlari natijasida atom murakkab tuzilishga ega ekanligi, lining tarkibida musbat va manfiy zaryadlangan zarrachalar mavjudligi isbotlandi.

Gazlar razryadi natijasida paydo bo'lgan manfiy zaryadli zarrachalar oqimini tashkil etgan elektronlar massasi $9,1 \cdot 10^{-31}$ kg, zaryadi esa $1,6 \cdot 10^{-19}$ Kl (Kulon) ekanligi o'tgan asr oxirida aniqlandi.

E.Rezerford radioaktiv yemirilish natijasida ajralib chiqadigan otnurlar oqimining turli metall plastinkalari orqali o'tishida kuzatiladigan hodisalar natijasini umumlashtirib atomning planetar modelini taklif etdi.

Bu modelga binoan atomning massasi lining geometrik markazida, ya'ni yadrosida to'plangan, chunki elektronning massasi yadroni tashkil etuvchi elementar zarrachalar — proton yoki neytronnikidan taxminan 1840 marta yengil ekanligi aniq edi. Ayni atomning yadro zaryadi undagi elektronlar soniga teng.

Keyingi tekshirishlar (G.Mozli, 1914-yil) natijasida esa, *atom yad-rosining zaryadi shu elementning D.I.Mendeleyev davriy sistemasidagi tartib raqamiga teng bo'lishi* aniqlandi.

Atomning murakkab tuzilishga ega ekanligini tushunish uchun optik spektrlarning tadqiqoti, bu hodisani vodorod atomi uchun N. Bor ishlab chiqqan *postulatlaming* fan uchun ahamiyati juda katta bo'ldi.

Atom yadrosining tarkibi

Hozirgi zamon tushunchalariga binoan musbat zaryadli yadro *neytronlar* (*n*) va musbat zaryadli *protonlar* (*p*) dan tashkil topgan. Neytronning massasi uglerod birligida (massa soni 12 bo'lgan uglerod izotopi massasining 1/12 qismi) deyarli 1 ga (aniqrog'i 1,00867 m.a.b, proton massasi 1,00728 m.a.b.ga) teng.

Yadro zarrachalari umumiy nom bilan *nuklonlar* deb ataladi. Yadro zarrachalari o'zaro maxsus yadro kuchlari vositasida bog'langan. Bu kuchlar juda qisqa masofa (-10^{-13} sm) dagina namoyon bo'ladi, yadro kuchlari bir-biriga yaqin joylashgan ikkita neytron, ikkita proton yoki proton va neytron orasida sodir bo'ladi. Yadro kuchlarining manbayi nuklonlarning *n-mezon* deb atalgan zarracha bilan almashinishi natijasidir. Bunday holatda proton neytronga aylanadi: $p \leftrightarrow n + \pi^+$ yoki neytron protonga aylanadi $n = p + \pi^-$ (π^+ va π^- — musbat va manfiy zaryadli Ti-mezonlar). Bitta nuklon π -mezon chiqarsa, ikkinchisi uni qabul qiladi, ya'ni π -mezon yadro nuklonlari oralig'ida ularni birlashtirib turuvchi zarracha xususiyatiga ega.

Elementlar yadrosi tarkibini turli miqdordagi proton va neytronlar tashkil etadi (faqat massasi 1 m.a.b. ga teng bo'lgan vodorod atomining yadrosidagina neytron yo'q).

Masalan, xrom atomining yadrosida 24 ta proton va 28 ta neytron bor, ular har birining massasi 1 ga teng bo'lgani sababli, xrom yadrosida 52 ta nuklon bor. Atomning umumiy massasi uning yadrosida to'plangani sababli, xrom atomining massasi ham 52 u.b. ga teng bo'ladi.

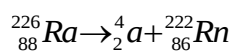
Proton va neytron massalari yig'indisiga teng bo'lgan butun son yadroning *massa soni* deb ataladi. Ya'ni, aluminiy elementining nisbiy atom massasi 26,98154 ga, uning massa soni 27 ga teng, bu qiymat aluminiy yadrosidagi nuklonlar yig'indisiga tengdir.

Bu qiymatlar asosida aluminiy elementining yadrosida 13 ta proton (tartib raqamiga teng qiymat), 14 ta neytron va yadrodan ma'lum masofada 13 ta elektron bor ekanligini hisoblash oson.

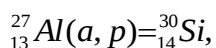
Elementlarning atom yadrolarini ifodalashda *struktur simvoli* qo'llanadi, unga binoan element belgisi chap tomonining yuqori qismida massa soni, pastki qismida tartib raqami (protonlar soni) ko'rsatiladi. Masalan, ${}_{13}^{27}\text{Al}$, ${}_{9}^{19}\text{F}$, ${}_{24}^{52}\text{Cr}$ va hokozo.

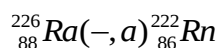
Yadrolar ishtirokida bo'ladigan jarayonlar yadro reaksiyasi tenglamalari ko'rinishida yoziladi. Yadro reaksiyalari tenglamalarida boshlang'ich yadrolarning massa sonlari reaksiya mahsulotlarining massa sonlari yig'indisiga teng va boshlang'ich yadrolar zaryadlarining yig'indisi ham mahsulotlardagi zaryadlarning yig'indisiga teng bo'lishi kerak.

Masalan, ${}_{13}^{27}\text{Al} + {}_2^4\text{a} = {}_{14}^{30}\text{Si} + {}_1^1\text{H}$



Bu yadro reaksiyalarining tenglamalarini qisqa holda quyidagicha yozish ham mumkin:





(oxirgi tenglamadagi qavs ichidagi chiziqcha - boshlang'ich yadro o'z-o'zidan parchalanishini anglatadi).

Atom yadrosining tuzilishi

Yadro tarkibini tashkil etuvchi neytron va protonlar yadro kuchlari hisobiga o'zaro mustahkam bog'langan bo'ladi. Nuklontar oralig'idagi bog' energiyasi haqida *massa defekti* kattaligi asosida ma'lumotga ega bo'lish mumkin.

Yadro massasi uning tarkibini tashkil etuvchi proton va neytronlar massalari yig'indisidan kichik bo'lishi aniqlangan. Bu farq (massa defektining kattaligi)ni quyidagi tenglikdan topish mumkin:

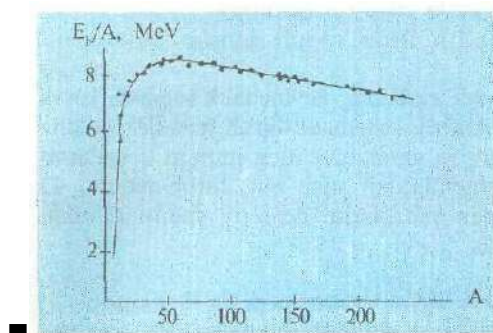
$$\Delta m = Z \cdot M_p + (A - Z)M_n - M$$

Bu formulada Z — protonlar soni, M va M_n — jami proton va neytron massasi, A — massa soni, M — yadroning tajriba yo'li bilan aniqlangan massasi.

Birga teng bo'lgan massaning atom birligi uchun E ning qiymatini quyidagicha hisoblash mumkin:

$$E = 1m.a.b. \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1m.a.b} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 m^2 c^{-2} = 1,5 \cdot 10^{-10} J \cdot \frac{1eV}{1,6 \cdot 10^{-19} J} = 9,3 \cdot 10^8 eV$$

$$= 931,5 \text{ MeV} \left(1 J = g \cdot m \cdot c^{-2}, 1eV/\text{atom} 96500 \frac{1}{mol} \right).$$



II. 1-rasm. Har bir nuklonga to'g'ri keladigan o'rtacha bog'lanish energiyasi (E_b/A) ning atom massa soniga nisbati. $E_b/A \approx 8 \text{ MeV}$ ga yaqin bo'lishi (yengil yadrolardan tushqari) yadro kuchlari to'yi-nuvchan xususiyatiga ega ekanligini tushuntiradi. Kulon kuchlari tufayli og'ir yadrolarda itarishuv kuchlari ortishi hisobiga bog'lanish energiyasi kamayib boradi.

Δm ning qiymati yadro massasining 0,1% ini tashkil etadi. Kimyoviy reaksiyalar davomida massaning energiyaga aylanishida Δm ning qiymati $1 \cdot 10^{-7}\%$ ga yetmaydi. Yadro nuklonlari orasidagi bog'lanish energiyasining har bir nuklonga to'g'ri keladigan maksimal qiymati taxminan 8,6 MeV ga yetadi (II. 1- rasm).

Yadro nuklonlari orasidagi bog'lanish energiyasi ular tabiatiga bog'liq emas, ya'ni ikkita proton, ikkita neytron yoki bitta proton va bitta neytron orasidagi bog'lanish energiyasi bir xil. Lekin bu energiya qiymati har xil yadrolar uchun turlicha bo'ladi. Masalan, neytron energiyasi ^{12}C yadrosida 18,7 MeV ga teng, ^9Be yadrosida esa 1,6 MeV gagina yetadi. Aniqlanishicha, yadrodagi protonlar va

neytronlar soni juft bo'lganda (juft-juft yadrolar) nuklonlar orasidagi bog'lanish energiyasi, ayniqsa, katta bo'lar ekan. Bunday yadroli atomlar tabiatda keng tarqalgan. Toq-toq, toqjuft nuklonli yadrolarda bog'lanish energiyasi ancha zaif, ular tabiatda kamroq tarqalgan. Ular orasida toq-toq nuklonli yadrolar to'rttagina: 2_1D , 6_3Li , ${}^{14}_7N$ va ${}^{10}_5B$. Yadro tarkibida 2, 8, 14, 20, 28, 50, 82 proton yoki neytron va 126, 152 neytron tutgan yadrolar, ayniqsa, mustahkam ekanligi aniqlangan. Bunday raqamli (Z va N qiymatlari) yadrolar «*sehrli yadrolar*», raqamlar esa «*sehrli sonlar*» deb yuritiladi. Agar shunday yadrolarda ham proton, ham neytronlar soni «sehrli» bo'lsa {masalan, [${}^4_2He(2p+2n)$, ${}^{16}_8O(8p + 8n)$, ${}^{28}_{14}Si(14p + 14n)$, ${}^{40}_{20}Ca(20p + 20n)$, ${}^{208}_{82}Pb(82p + 126n)$]}, bunday yadrolar «*ikki karra sehrli yadrolar*» deb nomlanadi.

Faqat protonlar soni sehrli bo'lgan yadrolarga ${}_{38}Ni$, ${}_{50}Sn$, ${}_{82}Pb$ ni, neytronlar soni sehrli bo'lgan yadrolarga ${}^{88}_{38}Sr(38p+50n)$, ${}^{90}_{40}Zr(40p+ 50n)$, ${}^{138}_{56}Ba(56p + 82n)$, ${}^{138}_{57}La(57p+82n)$, ${}^{140}_{58}Ce(58p + 82n)$ ni misol tariqasida keltirish mumkin.

Atomda elektron qavatlarning tuzilishi

Kvant sonlar. To'lqin funksiyasining qabul qiladigan qiymatlarini cheklovchi to'rtta kattalik *kvant sonlar* deb yuritiladi. Bu sonlar vositasida atomdagi elektronlar holatini ifodalash mumkin. Ularni birma-bir ko'rib chiqamiz.

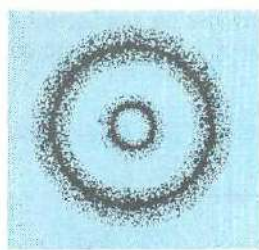
1. *Bosh kvant son* — n ma'lum tartibda joylashgan energetik pog'ona-larning tartib raqamini ifodalaydi va uning qabul qiladigan qiymatlari butun ratsional raqamlar ketma-ketligidan iborat:

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, \dots \infty$$

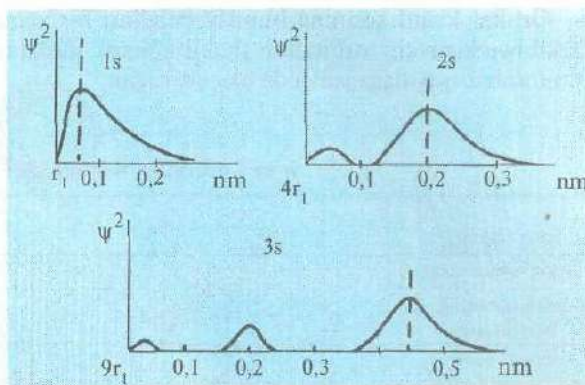
K L M N O P

Atomdagi elektronlar bosh kvant soni bilan xarakterlanadi va u energetik pog'ona deb yuritiladi (energetik pog'onalar, ularning raqam va lotin alifbosining bosh harflari bilan ifodalanadi).

Elektronlar joylashgan orbitallarning bosh kvant son qiymati ortib borgan sari orbitaldagi elektron bilan yadro orasidagi masofa (atomning orbital radiusi) ortib boradi va shu bilan birga, Kulon qoidasiga binoan, yadro bilan elektronning tortishish energiyasi kamayadi. *Bosh kvant son qiymati qancha kichik bo'lsa, ayni pog'onachalarda elektronlarning yadro bilan bog'lanish energiyasi shuncha katta bo'ladi, n qiymati o'rtan sari elektronning xususiy energiyasi tobora orta boradi.* Yadroga yaqin pog'onada joylashgan elektronni tashqaridan qo'shimcha energiya (temperatura, elektr razryad va boshqalar) sarflab, bosh kvant soni kattaroq bo'lgan pog'onalarga (*atomning qo'zg'algan holatiga*) o'tkazish mumkin.



III. 1-rasm. Vodorod atomidagi 1s- va 2s-orbitallarining elektron bulutlari zichligining radius ortib borishi bilan koordinata o'qlariga nisbatan joylashishi.



III. 2-rasm. Vodorod atomining 1s-, 2s- va 3s-orbitallari uchun radius o'zgarishi bilan elektron bulut zichligi (ψ^2) ning o'zgarishi.

Elektron qo'shimcha energiya qabul qilib n qiymati kattaroq bo'lgan pog'onaga ko'chadi, bunda elektronning xususiy energiyasi ortadi, lekin uning yadro bilan bog'lanish energiyasi kamayadi. Energiya miqdori katta bo'lsa, elektron atomdan chiqib ketadi va ionlangan holatga o'tadi. Yuqori energetik holatga o'tgan elektron bo'sh qolgan kichik raqamli pog'onaga qaytib o'tganda atom oldin yutilgan energiyani yorug'lik nuri ko'rinishida (atom spektrini hosif qilib) atrofga sochadi va shunda elektron asosiy holatga qaytib keladi (qo'zg'algan holatning davom etish davri $\sim 10^{-8}$ s).

Har bir bosh kvant son (pog'ona) uchun uning qiymatiga teng bo'lgan miqdorda pog'onacha va n^1 qiymatga teng bo'lgan miqdorda orbitallar bo'ladi. Energetik pog'onalarni tashkil etuvchi pog'onachaiar, orbitallar xillari va sonlari orbital kvant soni yordamida aniqlanadi.

2. *Orbital kvant son* - l bosh kvant son bilan quyidagicha bog'langan:

a) l ning qabul qiladigan qiymatlar soni har bir pog'ona uchun noldan boshlanib, ayni pog'onaning raqam qiymatidan bitta kichik bo'lgan raqamlar oralig'idagi kattaliklar (bosh kvant soniga teng bo'lgan) soniga teng bo'ladi. Pog'onachaiar raqamlar bilan, ko'pincha esa lotin alifbosining kichik harflari bilan:

$l=0$ bo'lsa, s - harfi bilan,

$l=1$ bo'lsa, p - harfi bilan,

$l=2, 3, 4 \dots$ bo'lganda d, f, g — harflari bilan ifodalanadi.

Orbital kvant sonning bunday belgilari bir vaqtning o'zida pog'onacha tarkibiga kiruvchi orbitallar shaklini ham ifodalaydi. n bilan l orasidagi munosabat quyidagi jadvalda aks ettirilgan:

III.1- jadval

n va *l* orasidagi bog'lanish

<i>n</i> (pog'onalar)	1	2	3	4	5	6
<i>l</i> (pog'onachalar)	0	0 1	0 1 2	0 1 2 3	0 1 2 3 4	0 1 2 3 4 5
harflar orqali belgilanishi	s	s p	s p d	s p d f	s p d f g	s p d f g h
<i>n</i> va <i>l</i> ning birgalikda yozilishi	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	5s 5p 5d 5f	6s 6p 6d 6f 6g 6h

Bu jadvalda atomlardagi oltita elektron pog'onalar strukturasi keltirilgan.

Bosh kvant sonlari turli bo'lgan s-pog'onachaga tegishli elektron orbitallarning ko'rinishi markazi yadroda joylashgan konsentrik sfera shaklida (III. 1-rasm) bo'lib, bosh kvant sonning qiymati ortib borgan sari unga taalluqli bo'lgan s-pog'onachaning ko'lami ham ortib boradi, ya'ni elektron buluti zichligi maksimal bo'lgan fazo chegarasi yadrodan uzoqla-shib boradi. Pog'onani tashkil etuvchi pog'onachalar *elektron orbitallar* deb yuritiladi. Orbital kvant sonning turli raqamli qiymatlari uchun turli shakldagi orbitallar taalluqli.

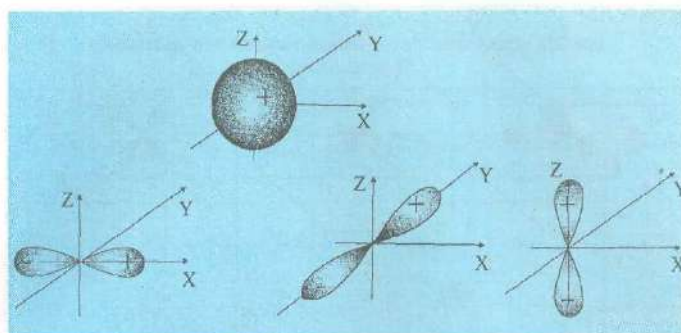
III.3 va III.4- rasmda s-, 3 xil fazoviy holatdagi *p*-orbitallar va 5 xil fazoviy holatdagi *d*-orbitallar shakllari keltirilgan.

3. *Magnit kvant son* — *m* elektron orbitallarning fazoviy holatini ifodalaydi. Har bir orbital kvant son (*l*) ga tegishli bo'lgan magnit kvant sonning qabul qiladigan qiymatlari soni (boshqacha aytganda, har bir pog'onachalarning necha xil fazoviy holatda bo'lishini aks ettiruvchi raqam) $m \sim 2l+1$ ga teng bo'ladi, lekin har bir energetik pog'onachalardagi orbitallarga tegishli magnit kvant sonning qiymati $+l, +(l-1), \dots, 0, \dots, -(l-1), -l$ chegarasida bo'ladi; boshqacha aytganda, *m* ning maksimal qiymati *l* ning musbat va manfiy qiymatiga teng bo'ladi.

III.2- jadval

Orbital va magnit kvant sonlar orasidagi bog'lanish

<i>l</i>	0 (<i>s</i>)	1 (<i>p</i>)	2 (<i>d</i>)	3 (<i>f</i>)
<i>m</i>	0	+1, 0, -1	+2, +1, 0, -1, -2	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3
grafik tasviri	□	□ □	□ □ □	□ □ □ □

III. 3-rasm. *s*-, *p_x*-, *p_y*- va *p_z*-orbitallarning fazoviy shakllari.

Magnit kvant sonning qabul qiladigan qiymatlar soni ayni pog'onachadagi orbitallar soniga teng. ns-pog'onachalar qaysi pog'onaga taalluqli bo'lmasin, ulardagi s-orbitallar faqat bitta, np-pog'onachalarda 3 tadan p-orbitallar, n, d-pog'onachalarda 5 tadan d-orbitallar bo'ladi va hokazo.

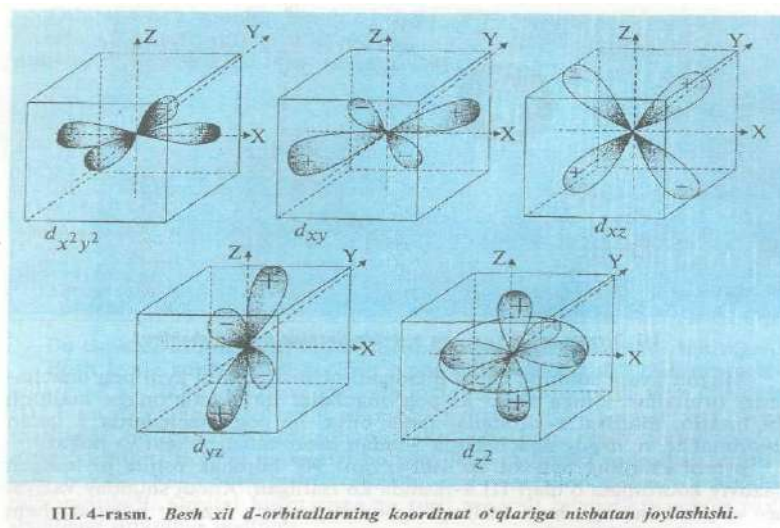
p-orbitallarning uch xil bo'lishi o'zaro 90° burchak ostida joylashgan fazoviy koordinata o'qlari III.3-rasmda ko'rsatilgan. Xuddi shunday vaziyat d- va f-orbitallarga ham taalluqli (d-orbitallarning fazoviy holatlari ham shu rasmda keltirilgan). Har bir qobiqchada qancha orbital bo'lmasin, ular bir-biridan faqat fazoviy holati jihatidan farq qiladi, ularning energetik farqlari yo'q. Atomdagi elektronlarning energetik farqlari faqat n- va l-qiymatlar orqali yuzaga kelib chiqadi.

Yuqorida uchta kvant soni yordamida atomdagi elektronlarning yadrodan qanday uzoqlikda va qanday energetik xususiyatga ega bo'lishini (n), elektron harakat qiladigan orbitallarning xillari va sonlarini (l), shu orbitallarning fazoviy holatlari qanday ekanligini aks ettiruvchi (m) kvant sonlarni ko'rib chiqdik. Ularning hammasi faqat elektron orbitallarni tavsiflovchi kattaliklardir, ular elektronlarga xos xususiyatlarni aks ettirmaydi. Bu xususiyatlar to'rtinchi kvant son — spin kvant son orqali ifodalanadi.

4. Spin kvant son — s-elektronning o'z o'qi atrofida aylanishini ifodalaydi.

Elektronning shaxsiy harakat moment! miqdorining tanlangan o'qqa bo'lgan proektsiyasi spin kvant son deb ataladi.

Spin kvant sonining qiymati faqat ikki xil $+1/2$ yoki $-1/2$ bo'lishi mumkin, bu holat qarama-qarshi yo'nalgan strelka $\uparrow$ yoki $\downarrow$ yordamida ifodalanadi.



Agar ikkita elektronning spini bir yo'nalishda bo'lsa, ular parallel spinli, qarama-qarshi yo'nalishga ega bo'lsa, antiparallel spinli elektronlar bo'ladi. Elektron joylashadigan atom orbitallarni yacheykalar — $\square$ (s-orbital), (p-orbitallar), (d-orbitallar) ko'rinishida yoki ba'zan gorizontaal chiziqlar -, --- va

----- ko'rinishida ham tasvirlanadi. Ya'ni, agar har bir orbitalda bittadan elektron bo'lsa, yuqoridagi s -, p - va d -orbital quyidagicha tasvirlanadi (yarim to'lgan orbitallar holida): $\uparrow$, $\uparrow\uparrow$ va $\uparrow\uparrow\uparrow$ ular uchun to'la to'lgan vaziyat uchun $\uparrow\downarrow$, $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$ da bo'ladi.

Pauli prinsipi

Pauli prinsipiga binoan *atomda to'rtala kvant soni bir xil bo'lgan ikkita elektron bo'lishi mumkin etnas.*

Har bir atom orbitalda uchta kvant son — n , l va m qiymatlari bir xil kattalikka ega bo'lishi mumkin. Shunday holda bir orbitalda (yacheykada)

jadvalda D.I.Mendeleyev sistemasining davrlar, energetik pog'onalar, pog'onacha va pog'onalardagi elektronlar soni orasidagi bog'lanishi aks ettirilgan.

Pog'onachalarda elektronlarning to'lib borish tartibi V.M.Klechkovskiy (1900—1972) qoidasi asosida aniqlanadi.

III.3- jadval

Atomlardagi pog'ona, pog'onacha va orbitallar hamda ulardagi elektronlar soni

Davrlar va energetik pog'onalar tartib raqami, n	Energetik pog'onalar		Orbitallar soni n^2		Elektronlarning maksimal soni, $2n^2$	
	Soni	Belgisi	Pog'onachalardagi	Pog'onalardagi	Pog'onachalardagi	Pog'onalardagi
1(K)	1	$1s$	1	1	2	2
2(L)	2	$2s$	1	4	2	8
		$2p$	3		6	
3(M)	3	$3s$	1	9	2	18
		$3p$	3		6	
		$3d$	5		10	
4(N)	4	$4s$	1	16	2	32
		$4p$	3		6	
		$4d$	5		10	
		$4f$	7		14	
5(O)	5	$5s$	1	25	2	50
		$5p$	3		6	
		$5d$	5		10	
		$5f$	7		14	
		$5g$	9		18	

Antiparallel spinlarga ega bo'lgan faqat ikkita elektron bo'lishi mumkin, bunda ikkala elektronning spin kvant soni turii ishorali bo'lishi kerak. Pauli prinsipiga binoan bir yacheykada uchta elektron bo'lishi mumkin emas. Demak, yacheykada yagona elektron bo'lsa, yuqorida yozilgani kabi s -qobiqchada bitta, p -qobiqchada 3 ta va d -qobiqchada 5 ta elektron bo'ladi, bu pog'onachalar *yarim to'lgan pog'onachalar*, har birida ikkitadan qarama-qarshi spinli elektron joylashsa, bunday pog'onachalar *to'lgan pog'onachalar* deb ataladi. Elektroni bo'lmagan pog'onachalar va orbitallar vakant (bo'sh) holat deb ataladi.

Elektron pog'onaning bosh kvant son qiymati ortib borishi natijasida undagi pog'onachalar miqdori ham ko'paya boradi va shu bilan birga pog'onalarning har

biridagi elektronlar soni ham ortib boradi. Bu holat bosh kvant son n orqali quyidagicha ifodalanadi:

n^2 — pog'onalaridagi orbitalar soni,

$N_e - 2n^2$ — pog'onalaridagi elektronlar soni.

III.3-jadvalda D.I.Mendeleyev sistemasining davrlar, energetik pog'onalar, pog'onacha va pog'onalaridagi elektronlar soni orasidagi bog'lanishi aks ettirilgan.

Pog'onachalarda elektronlarning to'lib borish tartibi V.M.Klechkovskiy (1900—1972) qoidasi asosida aniqlanadi.

Klechkovskiy qoidasi

Energetik pog'onachalarning elektronlar bilan to'lib borish tartibi bosh va orbital kvant sonlar yig'indisi orqali ifodalanadi.

Elektron pog'onachalarning elektronlar bilan to'lib borish ketma-ketligi ularning bosh va orbital kvant sonlar yig'indisi $(n+l)$ qiymati ortib borish tartibida bo'ladi. Agar bir necha pog'onacha uchun n va l qiymatlari yig'indisi bir xil bo'lsa, bunday pog'onachalar chegarasida elektronlar joylashishi bosh kvant sonining ortib borishi tartibida bo'ladi.

Klechkovskiy qoidasiga ko'ra quyidagi 6 ta energetik pog'onaning pog'onachalarida $n+l$ qiymatining o'zgarib borishini aks ettiramiz:

Pog'ona va pog'onachalar	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	5g	6s	6p	6d	6f	6g	6h
$(n+l)$	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	9	6	7	8	9	10	11

Pog'onachalarda elektronlarning joylashish tartibi quyidagicha bo'ladi (7-pog'onani ham hisobga olgan holda):

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d ...

Energetik pog'onachalari to'lib borish qatorining grafik ko'rinishi III.5-rasmda aks ettirilgan. Yuqorida keltirilgan qatorda 3d-pog'onachadan oldin 4s-pog'onacha elektronga to'lib borishi kerak va bunday vaziyatni 5s-, 6s- va 1s-pog'onachalar ham takrorlaydi.

Davrlar	Pog'onachalar	Qobiqchalardagi orbitalar soni	Elektronlarning maksimal soni $N_e = 2n^2$
I	1s	1	2
II	2s, 2p	1+3	8
III	3s, 3p	1+3	8
IV	4s, 3d, 4p	1+5+3	18
V	5s, 4d, 5p	1+5+3	18
VI	6s, 4f, 5d, 6p	1+7+5+3	32
*VII	7s, 5f, 6d, 7p	1+7+5+3	tugallanmagan davr

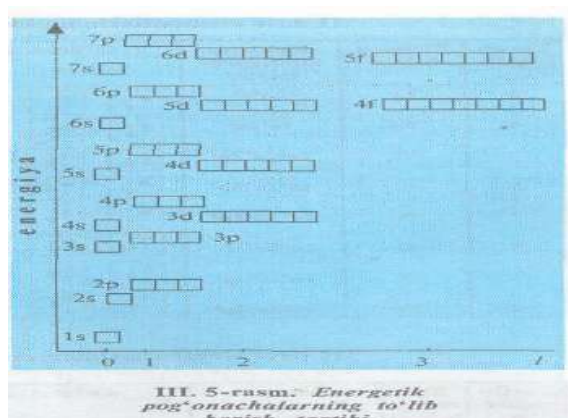
Bu qatordan har bir davrni tashkil etuvchi elementlardagi elektron qobiqchalar tarkibi ko'rinib turadi.

Keltirilgan davrlar tarkibiga kiruvchi pog'onachalar davriy sistema strukturasini belgilaydi. 1-davrga o'xshash boshqa o'ta kichik davr sistemada yo'q; 2- va 3-davrlar to'rtta orbitalli bo'lib, ularda ko'pi bilan 8 tadan elektron joylashishi mumkin va bu jihatdan ular o'zaro o'xshash, ular kichik davrlar qatoriga kiradi.

4- va 5-davrlarda pog'onachalar soni bir xil bo'lib, ular katta davrlar hisoblanadi, ulardagi elektronlar soni 18 tadan bo'ladi.

Qolgan 6- va 7- davrlar strukturasini haqidagi ma'lumotlarni yuqorida keltirilgan jadvaldan topish mumkin.

Elektron orbitallarida (s , p_x , p_y , p_z va shularga o'xshashlarda) elektronlar joylashish tartibini Pauli prinsipi, ularning qobiqchalarda joylashish tartibini Klechkovski qoidasi, har bir ko'p holatli pog'onachalar (p -, d - va f -pog'onachalari nazarda tutiladi)ning o'zida joylashish tartibini Gund qoidasi asosida amalga oshirish kerak.



Gund qoidasi

Gund qoidasiga binoan *atomda elektron spinlar yig'indisi maksimal qiymatga ega bo'lgan holatda atom energetik afzallikka ega bo'ladi*. Pog'onachalarning har bir orbitalida elektronlar toq holda joylashadi (yuqorida aytib o'tilgan yarim to'lgan holatlar hosil bo'lganiga qadar), keyingi joylashadigan elektronlar toq elektronlarni juftlashgan holatga keltiradi va ayni pog'onacha elektronlar bilan to'lib bo'lgandan keyin elektronlar Klechkovski qatoridagi keyingi pog'onachalarda joylasha boshlaydi. Sferik shaklli s -pog'onachalar boshqa turdagi orbitallarning energetik holatiga qaraganda afzalroq bo'ladi. Sferik orbitallar egallagan hajm tejamli bo'lishi natijasida $(n+1)$ s -orbitallar nd -pog'onachalardan oldin elektronlar bilan to'lishini Klechkovski qoidasi asosida tushuntiriladi.

Quyida Davriy sistemadagi 1—4-davr elementlarining asosiy holatlari uchun *elektron konfiguratsiyalari* va orbital diagrammalari keltirilgan.

III.5-rasmda keltirilgan grafikdagi elektronlarning pog'onachalarda to'lib borish tartibi Klechkovski qoidasi ham ayrim elementlarning atom orbitallarida kuzatiladigan holatlarni aks ettirmaydi. Masalan, 24-element xromning elektron konfiguratsiyasi $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^4$ bo'lishi kerak edi. Bu atomning 3d-pog'onachasida 4 ta elektron toq holda bo'lib, unda 5 ta orbital yarim to'lishi uchun 1 ta elektron yetmaydi. Yarim yoki to'la to'lgan p - va d -orbitallar energetik jihatdan turg'un bo'ladi. Shu sababli 4s-elektronning bittasi 3d-pog'onachaga ko'chib o'tadi va valent pog'onaning elektron konfiguratsiyasi $4s^1 3d^5$ va undagi toq elektronlar soni 6 ta bo'ladi, bu jihatdan Gund qoidasi ham bunday elektron tuzilish turg'unroq bo'lishini anglatadi. 4-davr elementlaridan yana biri — tartib raqami 29 bo'lgan mis elementi atomida 3d-pog'onachasi to'la to'lishi uchun bitta 4s-elektron 3d-pog'onachaga o'tadi va ... $4s^2 3d^9$ o'rniga ... $4s^1 3d^{10}$ holat yuzaga kelib chiqadi. Davriy sistemada shunday vaziyatlar yana 8 ta d -element atomlarida kuzatiladi.

Tartib raqamlari	Element belgisi	Elektron konfiguratsiyasi	Orbital diagrammasi
19	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$	
20	Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	
21	Sc	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	
22	Ti	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	
23	V	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	
24	Cr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$	
25	Mn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$	
26	Fe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	
27	Co	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$	
28	Ni	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$	
29	Cu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	
30	Zn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	
31	Ga	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$	
32	Ge	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$	
33	As	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$	
34	Se	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	
35	Br	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	
36	Kr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	

Elementlarning valentligini namoyon qilishda bosh gruppacha elementlarida barcha tashqi pog'ona (s - va p -pog'onachalar) elektronlari qatnashadi (2-davrning V—VII gruppasidagi elementlardan tashqari) 2 davr elementlarida juft elektronga ega bo'lgan konfiguratsiyali elementlarda maksimal valentlik tashqi valent qobig'idagi orbitallar sonidan katta bo'la olmaydi (azotning 5 ta elektroni bo'lsa ham uning kovalentligi 4 ta toq elektron orqali amalga oshadi, kislorodning eng yuqori valentligi 4 dan ortmaydi, tabiatda fluor atomidan elektron tortib oluvchi element

yo'q ekanligi tufayli bu element faqat elektron qabul qila oladi, uning valentligi faqat birga teng).

Davriy jadvaldagi *oraliq* d-elementlar valentligi ns - va $(n-1)$ d-pog'onachadagi elektronlari hisobiga yuzaga kelib chiqadi. Agar d-pog'onachadagi elektronlar soni 10 ta va s- orbitaldagi elektronlari 2 ta bo'lsa (Zn, Cd va Hg lar), d-orbitallar valent holatni amalga oshirishda qatnashmaydi. Umuman olganda, ns - va $(n-1)$ d-pog'onachalarda d^{10} - va s^1 -bo'lgan holda ham d-orbitallar elektronlari valentlikni namoyon qilishda qatnashadi (Cu, Ag va Au elementlari bunga misol bo'la oladi).

Nazorat uchun savollar

1. Atomning birinchi modelini kim taklif qilgan?
2. Shryodinger nima yangilik qilgan?
3. Massa deffekti nima?
4. Orbital kvant soni nimani ifodalaydi?
5. Elektron orbital nima?
6. d-orbitalning shakli qanaqa?
7. Pauli prinsipi nima haqida gapiradi?
8. $(n+1)$ qiymat ortib borishi haqidagi qoida kimniki?
9. Yadroda protonlar miqdori ortgan sari uning turg'unligi qanday o'zgaradi?

5-MA'RUZA. KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY QONUNI VA DAVRIY SISTEMASI

Reja:

1. Davriy qonunning yaratilishi
2. Davriy sistemaning ahamiyati
3. Davriy sistemaning tuzilishi
4. Elementlarning valentligi va davriy sistema
5. Elementlar va ular birikmalari xossalardagi davriy o'zgarish
6. Atom tuzilishi va davriy qonun

Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati

Hozirgi vaqtda ba'zi xossalari o'rganilgan va IUPAC qabul qilgan elementlarning soni 105 ta, lekin ularni izchil tartibga soluvchi D.I. Mendeleyevning (1834—1907-yillar) davriy qonuni kashf etilgan vaqtda (1869-yil) ular soni 64 ta

edi. Elementlarning 105 tasidan faqat 90 tasi tabiatda uchraydi, qolganlari sun'iy usulda yadro reaksiyalari vositasida sintez qilingan.

D.I.Mendeleyev elementlarning bir-biriga o'xshamaydigan tabiiy gruppalarini, aniqrog'i, xossalari bir-biriga teskari bo'lganlarini, masalan, galogenlar bilan ishqoriy metallarni (yoki ishqoriy-yer metallarini) o'zaro taqqoslab, atom massalarining qiymatlari o'zgarishiga qarab, elementlar xossalarining davriy ravishda o'zgarishini aniqladi.

D.I.Mendeleyevning davriy qonuni quyidagicha ta'riflanadi:

Kimyoviy elementlar va ular hosil qiladigan sodda va murakkab moddalarning xossalari shu elementlarning atom yadro zaryadi bilan davriy bog'lanishga ega.

D.I.Mendeleyev davriy qonunni yaratishda elementlar atom massalarining ortib borishi asosida tuzgan davriy sistema jadvaliga asoslandi. *Elementlarning davriy sistemasi davriy qonunning grafik tasviridir.*

Bu jadvalning hozirgi vaqtda qo'llaniladigan variantida 10 ta gorizontal qator va 8 ta vertikal gruppaga bo'lib, har bir gruppaga kimyoviy xossalari bir-biriga o'xshash bo'lgan elementlar kiradi.

Davriy jadvalni tuzishda D.I.Mendeleyev elementlarning faqat atom massalarigagina tayanib qolmasdan, u elementlarning kimyoviy xossalariga ham jiddiy ahamiyat bergan holda ba'zi elementlarning jadvaldagi o'rnini to'g'ri tanlashga muvaffaq bo'ldi.

D.I.Mendeleyevning kimyoviy elementlarning davriy qonuni va davriy sistemasi kimyo fani uchun katta ahamiyatga ega. Agar XIX asrning 70-yillarida D.I.Mendeleyev bu qonunga asoslanib bir necha elementlarning topilishini oldindan aytib bergan bo'lsa, XX asrga kelib bu qonun uran elementidan keyin joylashgan og'ir metallarning kimyoviy tabiatini muhokama qilishda yo'l ko'rsatuvchi nazariy asos bo'ldi. Kimyoviy elementlar xossalarining davriy o'zgarish qonuniyati hozirgi zamon kimyosining ba'zi qismlarida (masalan, yarimo'tkazgich xossasiga ega bo'lgan moddalarni sintez qilishda, katalizatorlar tanlashda va hokazo), geokimyoda, koinot va yadro kimyosida juda katta ahamiyatga ega.

Davriy qonunning kashf etilishi atom tuzilishining jadal rivojlanishiga, atomlar tuzilish nazariyasi esa davriy qonunning fizik ma'nosini tushunishga imkon berdi. Davriy sistemada elementlar xossalaridagi o'zgarish qonuniyatlarini o'rganish natijasida element atomlari orasida sodir bo'ladigan kimyoviy bog'lanish muammolarini hal etish imkoniyati yaratildi. Bir necha elementlarning davriy sistemadagi o'rnini va xossalari shu qonun asosida batafsil oldindan aytib berildi. Agar davriy qonun asosida faqat atom massasining ortib borish xususiyati yotganda edi, noma'lum elementlarning xossalarini oldindan aytib berish mumkin bo'lmas edi. Bu elementlar hali D.I.Mendeleyevhayot vaqtidayoq 20 yil davomida noyob minerallar

tarkibida topildi. Ular sinchiklab tekshirilganda D.I.Mendeleyev bashorat etgan xossalarni to'g'ri ekanligi aniqlandi va ular oldindan ko'rsatgan o'rinlariga joylashtirildi.

Davriy sistemaning tuzilishi

D.I.Mendeleyev xossalari o'xshash elementlarni *gruppalar*ga, xossalari tipik metallardan to'g'ri tipik metallmas elementgacha o'zgaradigan elementlar qatorini *davrlar*ga birlashtirdi.

Hozir davriy sistemaning bir necha yuzlab shakllari bo'lib, ular orasida faqat bizga tanish bo'lgan turli-tuman jadval ko'rinishidan tashqari geometrik shakllar va egriliklar bilan ifodalangan sistemalar ham mavjud.

Biz keng qo'llab keladigan jadvalda 7 ta davr bo'lib, har bir davr (1-davr faqat ikkita — H va He elementdan tashkil topgan) ishqoriy metallardan boshlanib nodir gaz bilan tugallanadi. 2- va 3-davrlarda (*kichik davrlar*) 8 tadan element joylashgan, 4-, 5- va 6-davrlar *katta davrlar* deb ataladi, 4- va 5-davrlarda 18 tadan element, 6-davrda 32 ta element joylashgan. Oxirgi 7-davr tugallanmagan davr bo'lib, unda hozir 19 ta element mavjud, bu davrning tugallanishi uchun yana 13 ta element yetishmaydi.

Davriy sistema 8 ta gruppaga bo'linib, ularning har biri ikkita — *bosh* (A) va *qo'shimcha* (B) yoki *yonaki* gruppachadan iborat. Har bir gruppachada kimyoviy jihatdan o'xshash elementlar joylashgan. Ko'pchilik bosh va yonaki gruppacha elementlari orasida kimyoviy o'xshashlik mavjud, chunki, ularning maksimal oksidlanish darajalari gruppaning tartib raqamiga teng. Shu sababli ular orasida o'xshashlik kuzatiladi.

Vodorod elementining kimyoviy xossalari o'ziga xos bo'lganligi (metallar bilan hosil qilgan birikmalarda galogenlarga o'xshash bo'lsa, metallmaslar bilan hosil qilgan birikmalarda ishqoriy metallarga o'xshaydi) uchun u qat'iy bir gruppaga joylashtirilmaydi.

VIII gruppaning yonaki gruppasidagi 9 ta elementning jadvalda joylashish strukturasi boshqa gruppalarning qo'shimcha gruppalari strukturasi-dan farq qiladi. Bu elementlar 2 ta: temir (temir, kobalt va nikel) hamda platina (ruteniy, rodiy, palladiy, osmiy, iridiy va platina) oilalariga b'linadi.

Elementlar davriy sistemasining fizik ma'nosi asosida va elementlarning tartib raqami ortib borishi tartibida, ularning elektron konfiguratsiyalarining tuzilishidagi davriylik yotadi.

Har qaysi A gruppacha (I va II) (VIII gruppada bitta geliy elementi) elementlar s-oila elementlaridan, qolgan III—VIII gruppalarda esa p-oila elementlaridan tashkil topgan. Bu elementlarda davr tartib raqamiga teng bo'lgan

bosh kvant son (n) uchun orbital kvant son $l=0$ va 1 ga teng bo'lgan pog'onachalari elektronlar bilan to'lib boradi.

Yonaki gruppada elementlari atomlarida bosh kvant son n , davr tartib raqamidan bittaga kichik bo'lgan pog'onalarining orbital kvant soni $l=2$ va 3 bo'lgan $[(n-1)d-$ va $(n-2)f]$ pog'onachalari elektronlar bilan to'lib boradi. Shu sababli 1—3- davrlarda yonaki gruppada elementlari yo'q.

Davriy sistemadagi s-elementlar (H va He dan tashqari) metall (IA gruppachada ishqoriy metallar, IIA gruppachada ishqoriy-yer metallar) xossasiga ega bo'lsa, p-elementlar (III—VIII grup pal aril ing bosh gruppacha elementlari)ning ko'pchiligi metallmas (ular orasida Al, Ga, In, Ge, Sn, Pb, Se, Bi va Ro lar metallidir). Davrlar bo'yicha 5- va p-elementlarda tashqi pog'onada elektronlar soni ortib borishi tufayli bir elementdan ikkinchi elementga o'tgan sayin kimyoviy xossalarda o'zgarish sezilarli bo'ladi.

d-elementlar katta davr a'zolari, ular har bir gruppaning yonaki gruppachasini tashkil etadi, ularda $(n-l)$ bo'lgan *pog'onaning* d-pog'onachalari to'lib boradi. Bu elementlarda tashqi valent pog'onasi ko'pincha ns^2 bo'ladi, shu sababli ularning hammasi metallardir. Elektronlar soni faqat ichki pog'onada o'zgarganligi sababli ularning xossalari keskin o'zgarmaydi.

Jadvaldagi hamma f-elementlarda yadro zaryadi ortib borishi bilan tashqi energetik pog'onadan 2 taga kichik bo'lgan ichki pog'onalarining f-pog'onachalari elektronlar bilan to'lib boradi (lantanoid va aktinoidlar), lekin tashqi valent pog'onasining konfiguratsiyasi ns^2 bo'ladi, ular bir-biriga o'xshash, ko'pchilik elementlarning oksidlanish darajasi $+3$ bo'ladi (lantanoidlar lantanga o'xshash, lantan esa III gruppada elementidir).

Aktinoidlarning lantanoidlardan farqi ancha katta (ayniqsa Np, Pu, Am larning oksidlanish darajasi 7 gacha yetadi, $Z>96$ bo'lgan elementlarda oksidlanish darajasi ko'pincha 3 ga teng). Aktinoidlar kimyosi ham tola o'rganilmagan.

Yuqortda qayd qilingan davriylik hozircha chuqur o'rganilgan emas, chunki davriy sistemadagi elementlar maksimal soni bizga ma'jum emas, bu muammoning hal etilishi Z qiymati katta bo'lgan elementlarning yadro reaksiyalari asosida sun'iy usulda olish bilan bog'liq, lekin ularning yashash davrlari juda ham qisqa bo'lishi ularni o'rganishni keskin qiyinlashtiradi.

Elementlar valentligi va davriy sistema

Bosh gruppacha elementlarining tashqi pog'onasidagi elektronlar soni ularning gruppada tartib raqamiga teng, bu elektronlar *valent elektronlar* deb ataladi, shu sababli element joylashgan gruppada tartib raqami bilan elementning

maksimal valentligi orasida uzviy bog'lanish bor, bu valentlik ba'zan *stexiometrik valentlik* deb ham ataladi. Davriy sistemada IA—IIIA gruppacha elementlar atomlarining maksimal valentligi doimo (I atomi uchun past bo'lgan 1 valentli holati ham ma'lum) grupp tartib raqamiga teng, IV—VII gruppalarining bosh gruppacha elementlari uchun maksimal qiymatdan kichik bo'lgan valentliklari ham ma'lum:

Gruppa	I	II	III	IV	V	VI	VII
Valentlik	1	2	3	4	5	6	7
				2	3	4	5
						2	3
							1

IV—VII gruppalarining elementlaridagi valentliklari bir-biridan 2 birlikka o'zgaradi.

Bosh gruppacha elementlari atomlari kislorod bilan hosil qilgan birikmalarida maksimal valentliklarni namoyon qilsalar, bunday valentlikka vodorod bilan hosil bo'ladigan birikmalarning orasida faqat I—IV gruppaning bosh gruppacha elementlari atomlari ega bo'ladi. V—VII gruppacha bosh gruppachalar elementlari atomlari uchun bunday birikmalarda valentlik 3 dan 1 gacha kamayadi (jadvalga qarang). Bu qonuniyatdan kislorod (ko'pincha ikki valentli) va fluor (doimo bir valentli) chetlashadi. Ilgari inert gaz deb atalgan, hozirda— nodir gazlarning ba'zilari (Kr, Xe, Rn) 8, 6, 4 va 2 valentli birikmalar hosil qilishi aniqlangan.

Yonaki gruppacha elementlari ko'pincha maksimal valentlikni namoyon qilmaydi, ba'zilari esa (masalan, mis, kumush va oltin) grupp tartib raqamidan katta bo'lgan valentlikka ega bo'ladi. Ko'pchilik oraliq elementlar o'zlarining birikmalarida turli-tuman kimyoviy xossalarga ega bo'ladilar, shu sababli ularning valentliklari ham xilma-xil bo'ladi.

IV.1-jadval
Bosh gruppacha elementlarining kislorod va vodorod bilan hosil qilgan birikmalaridagi maksimal valentliklari

Gruppalar tartib raqami	I	II	III	IV	V	VI	VII
Kislorod bilan	1 Na_2O	2 MgO	3 Al_2O_3	4 CO_2	5 P_2O_5	6 SO_3	7 Cl_2O_7
Vodorod bilan	1 H_2S	2 MgH_2	3 AlH_3	4 SiH_4	3 PH_3	2 H_2S	1 HCl

Elementlarning ba'zi fizik xossalari va davriy sistema

Davriy sistemadagi elementlar, birinchi galda, metall va metallmaslarga bo'linadi. Bu bo'linish nisbiydir, u oddiy moddalarning fizik xossalari (masalan, elektr o'tkazuvchanlikka) asoslangan. Metallar (mis, oltin va boshqalar) elektr

tokini yaxshi o'tkazadi, metallarnaslar (bor, oltingugurt) dielektrik xususiyatiga ega bo'ladi (lekin, metallarnaslar orasida elektr tokini yaxshi o'tkazadigan uglerodning allotropik shakli — grafit mavjud).

Bosh gruppacha elementlarining tartib raqami ortishi bilan atomlarda metallik xossalarining ortib borishi atomlar radiusi va ionlanish energiyasining o'zgarib borishi (IV.2-jadval) bilan bog'liq.

Davrlarda bosh gruppacha elementlar metallik xossa elementlar tartib raqami ortib borish tartibida kamayadi, metallmaslik xossasi esa ortib boradi.

Xulosa qilib aytganda, davriy sistemada tipik metallmas — fluor, tipik metall — Cs va Fr bo'ladi. Bosh gruppachalarda yuqondan pastga tushganda elementlarda metallik xossasining ortib borishi natijasida bosh gruppachalarning yuqorisida metallmaslar, pastki qismida metallar joylashadi. Jadvalda bu elementlarni bo'luvchi chegarada Be—Al—Ge—Sb—Po (diagonal ustida joylashgan elementlar atomlari) o'rnashgan, ularda metallik va metallmaslik alomati kuzatiladi, ularning oksidlariga amfoterlik xossa mansub. Shu chegaraga yondashgan elementlarda ham bu hodisani kuzatish mumkin. Bunday elementlar tomlari ko'pincha metall va metall bo'lmagan shakllar (modifikatsiya)da uchraydi. Davriy sistemadagi elementlar atomlarining xossalarini bir necha xususiyatlar — atom radiusi, elektronga moyillik, ionlanish potentsiali, elektrmanfiyligi, kislota-asosli xossalari orqali talqin qilish lozim.

1. *Atomlarning radiusi* davriy sistemada bosh gruppacha elementlari atomlari uchun yuqoridan pastga tushish tartibida kattalashadi va davrlarda chapdan o'ngga o'tgan sari kamaya boradi, deb yuqorida qayd etilgan edi.

Shu tartibda elementlar atomlarida valent pog'onaning bosh kvant soni ortib borishi natijasida bosh gruppachada atom radiusi kattalasha boradi, valent elektronlarning yadroga tortilish energiyasi kamaya boradi, atomning elektron berish xususiyati (metallik xossasi) tobora kuchaya boradi.

Davrlarda esa bosh gruppacha elementlari atomlarida valent pog'onalarining bosh kvant soni o'zgarmaydi; lekin shu qobiqdagi elektronlar soni va yadroning musbat zaryadi ortib borishi tufayli element atomlarining radiuslari tobora kamaya boradi.

2. *Ionlanish energiyasi (I) atomning elektronlarini tortib olish uchun kerak bo'lgan minimal energiya miqdoridir.* Bu energiya miqdori ko'pincha elektron-Voltlarda ($1\text{ eV}=23,02\text{ kkal/mol}$ yoki $96,32\text{ kJ/mol}$) ifodalanadi.

Ayni davrdagi bosh gruppacha elementlar atomlari uchun ionlanish energiyasining ortib borishi, shu tartibda atom radiusi kamayib borishi bilan bog'liq.

Asosiy gruppacha elementlari atomlarida yuqoridan pastga tushish tartibida ionlanish potentsiali kamayib boradi, chunki shu tartibda atom radiuslari kattalashib

boradi. Atom radiuslari va ionlanish potentsiallarining o'zgarishi atomlarning kimyoviy (masalan, oksidlovchilik-qaytaruvchilik, birikmalarining kislota asosligi) xossalarini belgilaydi.

Atomlardan birinchi elektron tortib olinganda elementning musbat zaryadli ioni hosil bo'ladi, ikkinchi elektronni iondan tortib olish uchun birinchi ionlanish potentsialiga qaraganda ancha ko'p energiya talab etiladi ($I_1 < I_2 < I_3 \dots$)

Oxirgi ikki elektron o'zak elektroni bo'lib, ular yadroga ancha yaqin joylashgan, shu tufayli ionlanish energiyasi (57800 kJ) ikkinchi qobiqdagi uchta elektronni tortib olish uchun kerak bo'ladigan energiya (6900 kJ) dan deyarli 8,5 marta ko'p. Oldingi to'rt elektronni tortib olish uchun sarflangan energiya oxirgi bitta elektronni tortib olish uchun sarflangan energiyadan kamroq ekan.

Tajribada aniqlangan ionlanish energiyalari qiymati atomning elektron konfiguratsiyasini asoslaydi.

3. *Elektronga moyillik (E) — neytral holdagi atomga elektron birikishi natijasida ajralib chiqadigan energiya miqdoridir.* Elektron biriktirib olgan atom anion holiga o'tadi. Elektronga moyillik energiyasi ham odatda eV larda ifodalanadi.

Tartib raqami	Element	Ionlanish energiyasi, eV				
		I_1	I_2	I_3	I_4	I_5
1	H	13,60	—	—	—	—
2	He	24,58	54,40	—	—	—
3	Li	5,39	75,62	—	—	—
4	Be	9,32	18,21	—	—	—
5	B	8,30	25,15	37,92	—	—
6	C	11,26	24,38	47,86	64,48	—
7	N	14,54	29,61	47,43	77,45	97,86
8	O	13,61	35,15	54,93	77,39	—
9	F	17,42	34,98	62,65	87,23	—
10	Ne	21,56	41,07	64,50	97,16	126,4
11	Na	5,14	47,29	71,65	98,88	—
12	Mg	7,64	15,03	80,12	—	—
13	Al	5,98	18,82	28,44	—	—
14	Si	8,15	16,34	33,46	45,13	—
15	P	10,55	19,65	30,16	51,35	65,01
16	S	10,36	23,4	35,0	47,29	72,5
17	Cl	13,01	23,80	39,90	53,5	67,8
18	Ar	15,76	27,62	40,90	59,79	75,0
19	K	4,34	31,81	46,0	60,90	—
20	Ca	6,11	11,87	51,21	67,0	84,39
24	Cr	6,76	16,5	30,95	50,4	72,8
25	Mn	7,43	15,70	33,69	53,4	75,7
26	Fe	7,90	16,16	30,64	—	—
27	Co	7,86	17,3	33,49	—	—
28	Ni	7,63	18,2	35,16	—	—
29	Cu	7,72	20,34	29,5	—	—
30	Zn	9,39	17,89	40,0	—	—
31	Ga	6,00	20,43	30,6	63,8	—
32	Ge	8,13	15,86	34,07	45,5	93,0
33	As	9,81	20,1	28,0	49,9	62,5
34	Se	9,75	21,3	33,9	42,72	72,8
35	Br	11,84	19,1	25,7	47,3	59,7
36	Kr	14,00	26,4	36,8	52,1	65,9

Umuman olganda, elektron qabul qilish imkoniyati elementlar atomlarining tashqi valent qobig'idagi elektronlari 4 va undan ko'proq (7 tagacha) bo'lgan hollar uchun ma'lum. Binobarin, metallar o'ziga elektron qabul qilishi qiyin, ular uchun bu energiya deyarli nolga teng. Galogen atomlari orasida ftorning elektronga moyillik energiyasi boshqa atomlarinikidan katta, uning elektronini tortib olishga qodir bo'lgan bironta element yo'q (jadval).

Element atomining elektronga moyillik energiyasi qancha katta bo'lsa, bu elementning metallmasligi shuncha kuchli bo'ladi va uning ionlanish potentsiali ham yuqori bo'ladi.

4. *Elementlarning elektrmanfiyligi.* L. Poling 1932-yilda elementlarning muhim xossalardan biri — *elektrmanfiylik* (EM) tushunchasi ta'rifini taklif etdi:

molekula tarkibidagi atomning o'ziga bog'lovchi elektronni iortish xususiyati uning elektrmanfiyligini aks ettiradi.

Ilmiy adabiyotlarda hozirgacha 20 dan ortiq turli usullarda hisoblangan EM shkalalari ma'lum. Ulardagi EM qiymati bir xil bo'lmasa ham ularning grupp va davr bo'ylab o'zgarib borish qonuniyati bir-biriga o'xshash.

Gruppachalarda EM qiymati yuqoridan pastga o'tganda va davrlarda o'ngdan chap tomonga o'tishda kamaya boradi. 2-davr elementlarining EM ligi 3- va boshqa davrdagi elementlarning EM qiymati nisbatan ancha keskin farq qiladi, chunki 2-davr elementlarining ko'pchilik xossalari qolgan davr elementlarinikidan sezilarli darajada farq qiladi.

EM qiymati davriy jadvaldagi diagonal yo'nalishdagi elementlar uchun o'zaro juda yaqin qiymatlarga ega bo'ladi. Masalan, C va S, B va As, N va Cl lar o'zaro yaqin EM qiymatlariga ega ekanligini IV. 1-rasmdan toping. EM tushunchasi kimyoviy bog'lanish mavzusida keng qo'llanadi, uning molekuladagi bog'lanish tabiatini izohlashdagi roli muhimdir. Bu qiymatlarga tayangan holda elementlarning birikmalaridagi oksidlanish darajasi aniqlanadi. Elementlar va ular ionlarining oksidlanish-qaytarilish xossalari shu zarrachalarning elektron biriktirish yoki berish xususiyatlari bilan bog'liq. Bu xususiyatlar esa zarrachalarning ionlanish energiyasi va elektronga moyilligi bilan chambarchas bog'langan. Elementlarning elektrmanfiyliklariga qaraganda bu qiymatning nisbiy kattaligi ko'proq ishlatiladi, chunki bu qiymattar kichik raqamlar bo'lib, ular xotirada oson saqlanadi.

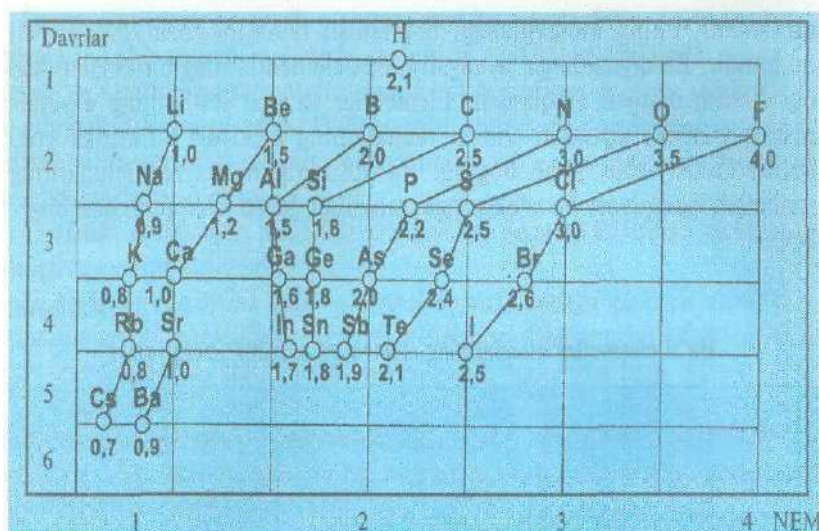
Nisbiy elektrmanfiylik (NEM) qiymatlari har bir elementning EM qiymati litiy elementining EM ga nisbatidan kelib chiqadi:

$$\chi(e) = X(e) - X(\text{Li})$$

elementlarning ba'zilar uchun NEM lar qiymatlari rasmda keltirilgan.

Ba'zi elementlar atomlarining elektronga moyillik energiyalari

Tartib raqami	Element	E, eV	Tartib raqami	Element	E, eV
1	H	-0,747	19	K	-0,82
2	He	-0,19	20	Ca	1,93
3	Li	-0,59	21	Sc	0,73
4	Be	0,19	22	Ti	0,39
5	B	-0,33	23	V	0,64
6	C	-1,12	24	Cr	0,98
7	N	-0,21	25	Mn	0,97
8	O	-1,47	26	Fe	0,58
9	F	-3,58	27	Co	0,94
10	Ne	0,57	28	Ni	1,28
11	Na	-0,47	29	Cu	1,23
12	Mg	0,32	30	Zn	-0,09
13	Al	-0,52	31	Ga	-0,39
14	Si	-1,38	32	Ge	-1,74
15	P	-0,80	33	As	-1,07
16	S	-2,08	34	Se	-2,02
17	Cl	-3,76	35	Br	-3,54
18	Ar	0,37	36	Kr	0,42



IV.1-rasm. Elementlar atomlarining nisbiy elektrmanfiyliklari.

5. Element atomlarining oksidlovchi-qaytaruvchi xossalari atomlarning tashqi valent qobig'idagi elektronlar soni va atom yoki ion radiusi kattaligi bilan bog'langan.

Valentlik haqida so'z borganda quyidagi umumiy xususiyatlar kuzatiladi:

— tashqi valent qobig'ida 1—3 elektroni bo'lgan atomlar faqat qaytaruvchi bo'lishi mumkin, chunki ularning elektron qabul qilishi (vodorod va bordan tashqari) deyarli mumkin emas. Valent qobig'ida 4—7 elektroni bo'lgan elementlar atomlarining elektron qobig'i sakkizta elektronga to'lguncha elektron qabul qilishi mumkin, ya'ni bu elementlar atomlari kimyoviy jarayonlarda ham oksidlovchi, ham qaytaruvchi bo'lishlari mumkin;

—atom yoki ionlarning radiuslari kamaygan sari elektronlarning yadroga tortilishi kuchayadi va ularning qaytaruvchilik xossalari kamayadi yoki oksidlovchilik xossalari kuchayadi;

—element atomining radiusi kattalashgan sari yuqorida aytib o'tilgan xossalarning teskari holati kuchayadi. Har bir gruppaning bosh gruppachalarida yuqoridan pastga tushish tartibida atomlarning qaytaruvchilik xossalari kuchayadi. Davrlarda esa tartib raqami ortishi tartibida radius kichiklashishi natijasida elementlar atomlarining qaytaruvchilik xossasi susayadi, oksidlovchilik xossalari kuchayadi;

—yonaki gruppacha elementlari atomlarining radiusi kattalashishi va yadro zaryadi sezilarli darajada ortishi natijasida qaytaruvchilik xossasining kamayishi yuz beradi, bu esa metallarning kimyoviy aktivligi kamayishiga sabab bo'ladi.

6. *Kislota-asosli xossa* element atomlarida ularning oksidlari orqali aks ettiriladi: agar ular oksidlari bevosita yoki bilvosita asos hosil qilib, kislotalar bilan reaksiyada tuzlar hosil qilsa, bu oksidlar *asosli* xossalarni namoyon etadi. Aks holda, element atomi oksidi *kislotali* xossaga ega bo'ladi.

Davriy sistemadagi ba'zi element atomlarining oksidlari amfoter xossaga ega bo'lishini yuqorida aytib o'tilgan edi.

Ayni bir element atomlarining birikmalarida, valentligiga qarab, asosli xossasi kislotali xarakterga ham o'tib ketishi mumkin. Masalan, Cr(6H)_2 tipik asos, Cr(OH)_3 amfoter xossani, $\text{H}_2\text{CrO}_4(\text{CrO}_3\text{H}_2\text{O})$ esa faqat kislotali xossani namoyon qiladi.

Asos hosil qiladigan elementlar davrlarning boshlanishida, kislotali xossalar esa davr oxirida joylashgan elementlar atomlarining (asosan, yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan) oksidlarida amalga oshadi. Oraliq d-elementlar metall xossaga ega bo'lishiga qaramasdan, ularning maksimal oksidlanish darajasidagi birikmalarida kuchli kislotali xossa kuzatiladi. Ularning oraliq oksidlanish darajasidagi oksidlari amfoter xossaga ega bo'ladi.

Davriy sistemadagi ba'zi qonuniyatlar

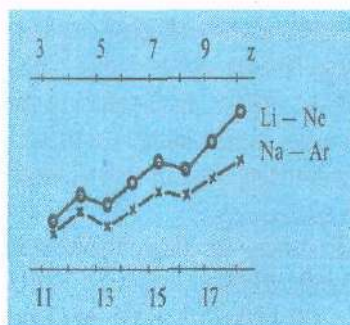
Atomlarning elektron qobiqlari tuzilishi bilan bog'h'q bo'lgan fizik va kimyoviy xossalari gruppalar va davrlar bo'ylab ma'lum qonuniyatlar orqali talqin etiladi. Gruppalardagi elementlar ketma-ketligida elektron konfiguratsiyalar o'xshash bo'lishi kuzatilsa ham, ular aynan bir xil emas, qatorda bir element atomidan ikkinchisiga o'tganda ularning xossalari qaytarilibgina kelmay, balki ularning o'xshashlik qatorida o'zgarish ham kuzatiladi.

Quyida davriy sistemada kuzatiladigan ba'zi qonuniyatlarga to'xtalib o'tamiz.

1. To'la o'xshash elementlar (V. B. Nekrasov).

Bunday elementlar atomlarining *turli xildagi oksidlanish darajalarida tashqi elektron pog'onalari bir xil tuzilishga ega bo'ladi*. Bunday elementlar atomlariga kichik davr a'zolari (II gruppada Be va Mg, IV gruppada C va Si), katta davrdagi bosh gruppacha elementlar atomlari Ca, Sr, Ba, Ra va Zn, Cd, Hg lar bo'lsa, IV gruppaga Ge, Sn, Pb va Ti, Zr, Hf lar singari o'xshash atomlar kiradi.

2. Birinchi xil chala o'xshash elementlar. Bunday element atomlarining elektron konfiguratsiyalari faqat ba'zi oksidlanish darajalaridagina (eng yuqori darajadan boshqa hollarda) o'xshash bo'ladi. Masalan, C, Si hamda Ge, Sn va Pb lar.



IV. 2-rasm. s- va p-elementlarda diagonal o'xshashlikka doir chizma.

3. Ikkinchi xil chala o'xshash elementlar. Bu xil elementlar atomning *eng yuqori oksidlanish darajalarida* bir xil elektron strukturali valent pog'onaga ega bo'ladilar (masalan, kremniy va titan).

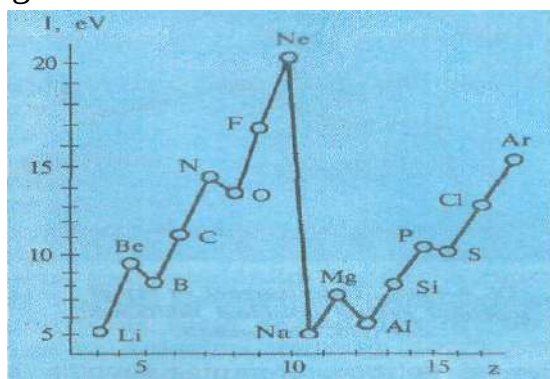
4. Diagonal o'xshashlik. Bir gruppadagi element atomi qo'shni gruppaning keyingi davrida joylashgan element atomiga o'xshash xossalarni namoyon qiladi. Bir davrning yuqorisida joylashgan s-element atomi (masalan, berilliy) keyingi gruppadagi bir qator pastdagi element (aluminium) xossalari bir-biriga o'xshash (bu elementlar diagonal chiziq ustida joylashgan).

Davr bo'ylab chapdan o'ngga va gruppachalarda pastdan yuqoriga siljib borish tartibida elementlar atomlarining ionlanish potentsiali ortib boradi. Shu sababli diagonal yo'nalishda ionlanish potentsiali yaqin bo'lgan elementlar atomlari joylashgan bo'ladi, bunday elementlar atomlarining ko'pchilik fizik-kimyoviy xossalari o'xshash bo'ladi (masalan, $\text{Li}^+ - \text{Mg}^{+2} - \text{Ga}^{+3} \sim \text{Sn}^{+4} - \text{Bi}^{+5}$; $\text{Na}^+ - \text{Ca}^{+2}$; $\text{Be}^{+2} - \text{Al}^{+3} - \text{Ge}^{+4} - \text{Sb}^{+5}$ lardagi o'zaro o'xshashliklar) (IV.2-rasm).

Ko'pchilik holatlarda bir gruppachadagi juft davr elementlar atomlari o'zaro va toq davr elementlar atomlari ham o'zaro bir-biriga o'xshashliklari ayrim olingan toq va juft davr elementlar atomlari orasidagi o'xshashlikdan kuchliroq ekanligi kuzatiladi. Masalan, P va Sb (toq davr elementlari) bir-biriga, As va Bi (boshqa toq davr elementlari)ning atomlarining o'zaro o'xshashliklari P va As (tegishli toq va juft davr elementlari) yoki Sb va Bi lar o'xshashligidan kuchliroq bo'lishi ko'zga tashlanadi. Bu holatga tegishli misollarni eslatilgan elementlar oksidlarining hosil

bo'lish entalpiyalari qiymatlarini taqqoslash natijasida P_2O_5 va Sb_2O_5 lar uchun As_2O_5 bilan Bi_2O_5 larnikidan katta farq qiladi, o'zaro esa bunday farq kuzatilmaydi. Bunga o'xshash holatlarni S va Te, O va Se, F va Br, Cl va I misollarida ko'rish mumkin. S va Te element atomlari bir nechtdan turg'un oksidlar hosil qiladilar (SO_2 , SO_3 , TeO , TeO_2 , Te_3O_4 , TeO_3), selenning yagona (SeO_2) oksidi turg'un. Cl va I elementlar atomlari ko'pgina oksidlar hosil qilsa, F_2 va Br_2 atomlarining oksidlarida turg'unlik ancha past.

5. Ichki davriylik. Davr bo'yicha element atomlarining ba'zi xossalari *ichki davriylik* deb nomlangan qonuniyat kuzatiladi. 2- va 3-davr elementlari atomlarining ionlanish potentsiallari bilan yadro zaryadi orasidagi munosabatda **maksimum** va **minimumlar** kuzatiladi. Bu holatni yadro zaryadining elektronlar bilan turlicha to'silishi asosida tushuntiriladi. Yadro zaryadining to'silishi deganda, tashqi valent pog'onasidagi elektronlar bilan yadro orasidagi tortishish kuchini ichki elektron pog'onalaridagi elektronlar zaiflashtirishini tushuniladi. O'zak elektron pog'onalar spni ortgan sari bunday to'sish imkoniyati ham kuchaya boradi. IV.3-rasmda Li—Ne va Na—Ar qatorlarida ionlanish potentsialining yadro zaryadlari ortib borishi orasidagi bog'lanish keltirilgan.



IV. 3-rasm. 2- va 3-davr elementlar atomlarida ionlanish energiyasi bilan yadro zaryadi orasidagi munosabat.

Rasmdan ko'rinishicha, Be, N, Mg va P elementlar atomlarining ionlanish potentsiallari B, O, Al va S elementlarinikidan yuqoriroq qiymatga ega. Bor atomining $2p^1$ -elektronining yadroga tortilishini $2s^2$ -elektronlar to'sadi va $2p^1$ -elektron atomdan oson uziladigan bo'ladi. Shu bilan birga, N ($I=14,5$ eV) dan O ($I=13,6$ eV) ga o'tganda ionlanish potentsialining kamayishini kislorodning p-orbitaldagi ikki elektronning o'zaro itarishishi natijasi deb qarash kerak.

Xulosa qilib aytganda, davrlarda elementdan elementga o'tib borganda atomning yadro zaryadi va elektronlar soni bir me'yorda ortib boradi. Shunga qaramasdan, ikkita davrdagi B va Al laming Be va Mg larga nisbatan ionlanish potentsiallarining kichikligini *to'sish* effekti tufayli tushuntirish to'g'ri bo'ladi. N dan O ga, hamda P dan S ga o'tganda bitta orbitalda ikkinchi juftlashayotgan

elektronlarning paydo bo'lishi natijasida elektronlar o'zaro itarishishi ning kuchayishi ionlanish potensialining kamayishiga olib keladi.

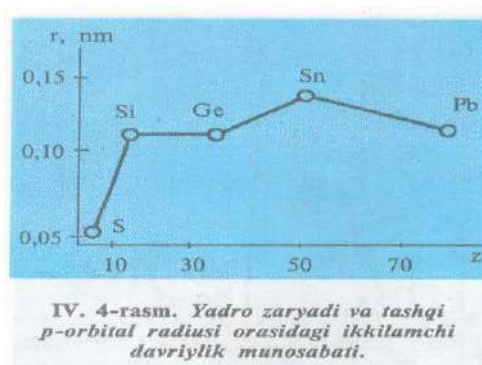
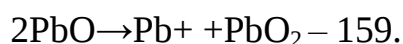
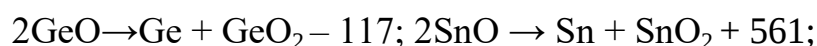
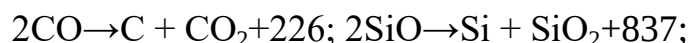
6. Ikkilamchi (vertikal) davriylik. Bu qonuniyat asosiy gruppacha (s- va p-elementlar) a'zolarining xossalari o'zgarishida kuzatiladi. IV.4-rasmda IVA gruppachadagi elementlar qatorida atomlar radiuslarining ortib borish qonuniyati bir tekis o'zgarmasligi aks ettirilgan.

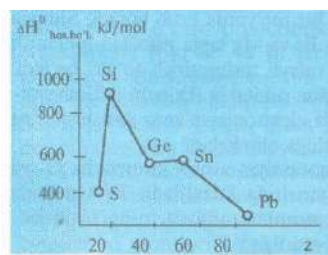
Bunday o'zgarishlarning kelib chiqishiga ichki *d*- va *f*-pog'onachalarning elektronlar bilan to'lib, yadro zaryadining to'silishi natijasida valent elektronlarning yadroga tortilishi zaiflashadi, bu holat fizik xossalarda, faqat radius emas, yana NEM, ionlanish potensialida kuzatiladi. Bunday xususiyat faqat IV grappa elementlaridagina emas, u boshqa grappa a'zolarida ham kuzatiladi. Shu xususiyat sababli diagonalda joylashgan elementlar va ular birikmala-rining fizik-kimyoviy xususiyatlarida yaqinlik paydo boladi: Li va Mg, Be va Al, B va Si, Ti va Nb, V va Mo larda o'zaro o'xshashlik mavjud.

Ikkilamchi davriylik elementlarning kimyoviy xossalarida ham kuzatiladi:

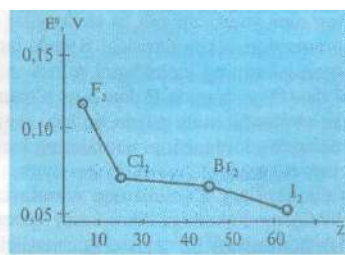
a) galogenlarning kislorodli birikmalar hosil qilish xususiyatida ikkilamchi davriylik mavjud: ftorning kislorodli birikmalari juda oz, xlorniki ko'proq, bromning shunday birikmalari ozroq. Bunday hollarda brom ftor xossasini qaytaradi, yod esa xlor xossalarini qaytaradi. Bu misollar elementlar xossalari bir tekis o'zgarmasdan, gruppada davriylik mavjudligini namoyon qiladi;

b) IVA—VA—VIA gruppachalar elementlarini kislorodli birikmalarining xossalarida ham davriylik xususiyati kuzatiladi. Masalan, IV grappa elementlarining disproporsiyalanish reaksiyalarining issiqlik effekti (kJ birligida) quyidagicha o'zgaradi:





IV.5-rasm. IVA gruppacha elementlari oksidlarining hosil bo'lish entalpiyasi va elementlarning yadro zaryadi orasidagi ikkilamchi davriylik munosabati.



IV.6-rasm. Galogenlarning yadro zaryadi va standart elektrod potentsiallari orasidagi ikkilamchi davriylik munosabati.

Shu qatordagi elementlar atomlari uchun yuqori oksidlarining hosil bo'lish issiqligining o'zgarishida ham ikkilamchi davriylik qonuniyatini kuzatish mumkin (IV.5-rasm).

Elementlar atomlarining xossalari kuzatiladigan ikkilamchi davriylik oddiy moddalar xossalari ham kuzatiladi (IV.6-rasm).

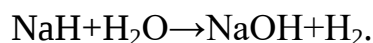
Elementlar atomlarining gidridlari va gidroksidlarining xossalari

Siz VIII—IX sinfda o'tgan mavzularda elementlar atomlarining vodorod va kislorod bilan hosil qilgan birikmalari bilan tanishgansiz, bunday moddalarning miqdori boshqa mahsulotlardan bir necha marta ko'p. Birikmalarda E—H va E—O bog'lar xususiyatlari moddalarning kislota asosli xususiyatlarini tushuntirishda katta ahamiyatga ega bo'ladi. Shunday moddalar formulalari va xossalari ularning davriy sistemadagi o'rni bilan bog'liq; ularda kuzatiladigan qonuniyatlar shu elementlar atomlarining faqat H va O li birikmalari bilan chegaralanib qolmasdan boshqa atomlar bilan hosil qilgan mahsulotlar bilan ham ma'lum darajada bog'liq bo'lgani sababli, ular bilan tanishish har to-monlama foydali bo'ladi. Quyida keltiriladigan ma'lumotlar faqat tur-g'un birikmalar va ularning suvli sharoitda mavjud bo'ladigan hollar bilan cheklanadi.

Vodorodli birikmalarni (NaH, CaH₂, BH₃, CH₄, NH₃, HF va hokazo) umumiy nomi *gidridlar* deb ataladi, kislorodli birikmalar ko'pincha gidroksidlar yoki kislorodli kislotalar holida (NaOH, Be(OH)₂, Al(OH)₃, H₃PO₄ va hokazo) bo'ladi.

1. *Gidridlarning kimyoviy tabiati* ularni hosil qilgan elementning davriy sistemadagi o'rni bilan ifodalanadi, chunki E—H bog'lanish tabiati undagi E ning NEM qiymati bilan bog'liq. Davr boshlanishidagi elementlarning NEM gi vodorodnikidan kichik bo'lganda (IA va IIA gruppachalardagi ishqoriy va ishqoriy-yer metallar) hosil bo'lgan bog'lanish ionli yoki qutbli kovalent xususiyatga ega bo'ladi, ularda vodorod atomining manfiy zaryad zichligi bog' hosil qilishda qatnashgan metallar NEM lari qiymatining farqiga proporsional bo'ladi. Boshqacha aytganda, NaH dagi bog'ning ionli darajasi MgH₂ nikiga qaraganda yuqoriroq bo'ladi. Ishqoriy metallar gidridlari suyuqlangan holda elektroliz qilinganda katodda ishqoriy metall, anodda esa vodorod ajralib chiqadi. Gidrid ion o'zining ortiqcha

elektronini boshqa zarrachalarga berishi natijasida kuchli qaytaruvchi vazifasini bajaradi:



Davrlar bo'ylab o'ng tomonga siljiganda E—H bog'ning ionli xususi-yati kamaya boradi (bog'ning qutbliligi kamayadi, masalan, BH_3 dagi bog' tabiati deyarli qutbsiz kovalent xususiyatga ega, chunki B va H ning NEM lari farqi 0,1 ga teng). BH_3 da bog'ning qutblari $\text{B}^+ - \text{H}^-$ bo'lsa, CH_4 da esa teskari ($\text{C}^- - \text{H}^+$) vaziyat paydo bo'ladi. Davr oxirigacha siljiganda E—H bog'ining qutbliligi yanada kattalasha boradi. 2-davr elementlarining gidridlarida qutblilik darajasi $\text{CH}_4 - \text{NH}_3 - \text{H}_2\text{O} - \text{HF}$ qatorida ortib boradi. Chunki davrda yadro zaryad qiymati ortib borish tartibida NEM qiymati 2,5 (uglerod) dan 4,1 (ftor) gacha ortib borishi sizga ma'lum. Shu qatorda gidridlarning vodorod bog' hosil qilishi natijasida assotsilanish xususiyati ham kuchayib boradi.

Yuqorida keltirilgan ma'lumotlar, asosan, 2-davr elementlari misolida ko'rib o'tildi, lekin bu qonuniyat boshqa davr gidridlari uchun ham tegishli.

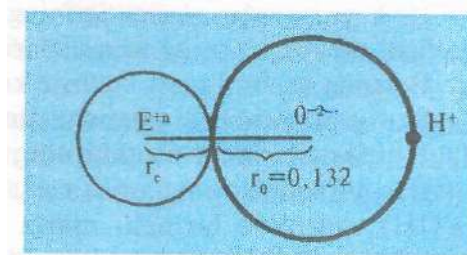
Ma'lum bo'lishicha, asosiy gruppacha elementlarida yuqoridan pastga o'tish tartibida metallik xususiyati tobora ortib boradi, shu tartibda elementlarning atom radiuslari ortadi, ionlanish potentsiallari, elektronga moyillik energiyalari kamayadi, shu tufayli ham NEM qiymati kamayadi va natijada gidridlarda bog'ning qutblilik xususiyati kamayib boradi. Masalan, H_2O , H_2S , H_2Se va H_2Te qatorida H—E bog' qutbliligi kamaya boradi, lekin bu gidridlarning suvli eritmalarida ularning gaz holdagi molekulalarida kuzatilmaydigan yangi vaziyat — elektrolitik dissotsilanish xususiyati laboratoriya yoki sanoat sohalarida katta ahamiyatga ega. Yuqoridagi qatorda, dissotsilanish jarayonida erituvchi molekulalarning H^+ va E^- gidratlangan ionlar holiga o'tishi gidridlarining bog'lanish energiyasi bilan bog'liq. Ma'lumki, ko'pchilik holatlarda, atomlar oraliq masofasi ortib borgan sari (yuqoridan pastga o'tishda kuzatiladigan vaziyat) bog'lanish energiyasi kamayadi, elektrolitik dissotsilanish osonlashadi. Shu qatorda gidrid hosil qiluvchi E^- zarrachalarning qaytaruvchilik xossasi ortib boradi (H^+ ionlari esa oksidlovchilik xossasiga ega bo'ladi). VIIA gruppacha elementlar atomlarining gidridlarida yuqorida VIA gruppachadagi elementlar atomlarining gidridlariga xos bo'lgan xususiyat yanada keskinlashadi, oksidlanish darajalari — 1 bo'lgan galogen ionlarining radiusi ortib borishi tufayli ularda qaytaruvchilik xossalari (galogen ionlarida) yuqoridan pastga o'tish tartibida kuchayib boradi. Bunday xususiyat HF ning suvli eritmalarida kuzatilmaydi, lekin uning suyuqlanmasini elektroliz qilingandagina ftorid ionlari qaytaruvchi bo'lishi mumkin.

VIA va VIIA gruppachalarning gidridlari suvli eritmada kislotali xususiyatga ega bo'ladi, ularni tegishli element atomining *kislordsiz kislotalari* deb yuritiladi.

Yuqorida aytib o'tilgan gidridlarga xos bo'lgan xususiyatlar faqat VIA va VIIA gruppacha elementlar atomlarining hosilalaridagina kuzatiladi. IVA va VA gruppacha elementlarida kislotali xususiyat ma'lum emas. Ularda elementlar atomlarining oksidlanish darajalari yuqori (-4 va -3) bo'lishi ham uyar gidridlarida kislotali xususiyat bo'lmasligini tushuntiradi. IVA gruppachada uglerodning vodorodli birikmalari juda ham ko'p (alkanlar, aikenlar, alkinlar va arenlar), kremniyning shunday birikmalari faqat bir nechta, germaniyni birikmalari ham ko'p emas, qalay uchun ikkita, qo'rg'oshinda faqat bitta juda ham beqaror birikmasi ma'lum. Yuqoridan pastga o'tgan sari bu birikmalarning barqarorligi keskin kamayadi. $E-H$ bog' qutbli xususiyatga ega bo'lganda E radiusi qancha kichik va oksidlanish darajasi qancha katta bo'lsa, $H-E$ bog' energiyasi shuncha yuqorilashadi. Vodorodli birikmalardagi elementning atom radiusi ortganda va oksidlanish darajasi kamayganda kislotali xususiyati kuchayadi.

2. *Element— kislorod — vodorod* atomlari bog'lanishidan hosil bo'lgan moddalar xossalari haqidagi ma'lumotlar kimyo kursida juda ko'p uchraydi, ular metall va metallmas xususiyatga ega bo'lgan elementlar birikmalarida muhokama qilingan edi. Bu ma'lumotlar asoslar (ishqorlar), amfoter xususiyatga ega bo'lgan gidroksidlar yoki kislorodli kislotalarni birlashtiradi. Bunday birikmalarning xossalarini tushuntirish uchun $H-O-E$ zarrachalari orasidagi munosabatni sxematik ravishda tushuntiruvchi Kossel taklif etgan uslubdan foydalanamiz. Kossel sxemasi IV.7-rasmda keltirilgan, unda aks ettirilgan doiralar kesimi tegishli ionlar radiusiga mos keladigan sferalar ko'rinishiga ega. Proton, kislorod, va E^+ orasidagi bog'lanish energiyasi ular orasidagi elektrostatik tortishuv kuchlari va suv molekulalarini kimyoviy ta'siri ostida bo'ladi.

Qutbli suv molekulalari qarama-qarshi zaryadli ionlar orasidagi tortishuv kuchlarini vakuumga nisbatan 81 marta zaiflashtiradi. Bu vaziyat H^+ , E^{+n} , EO^- va HO^- larning suv molekulalari bilan ta'sirlashishi turlicha bo'lishni inobatga olmaganda, Kossel sxemasidan kelib chiqadigan qonuniyatlarni bir gruppachadagi elementlar birikmalariga tatbiq qilinganda o'z kuchini ma'lum darajada saqlab qoladi.



IV. 7-rasm. $E^{+n}-O^{2-}-H^+$ sistemasida atomlarning o'zaro ta'sirlashuviga doir chizma.

Formulasi HEO bo'lgan moddaning gidratlangan ionlarga dissotsilanishida H^+ va EO^- (kislotali dissotsilanish), $HO^- + E^+$ (asos xususiyatiga ega bo'lgan hoi), yoki $E-O$ va $H-O$ bog'larning barqarorligi o'zaro yaqin bo'lsa, moddabir vaqtning o'zida ham kislo-tali, ham asosli xususiyat (amfoter xossa)ga ega bo'ladi.

Kossel sxemasiga binoan, E^+ ning zaryadi katta va radiusi kichik bo'lgani sari $E-O$ bog'ning mustahkamligi yuqorilashadi. Buning natijasida $H-O$ bog' mustahkamligi kamayadi. Shu sababli E^+ radiusi kamayib, elementning oksidlanish darajasi ortib borishi HOE ning kislotali xususiyatini kuchaytiradi.

Quyida davriy sistemaning asosiy gruppachalaridagi elementlarni shunday birikmalarining kislota asosli va shu elementlarga xos bo'lgan oksidlanish darajasi uchun oksidlovchilik va qaytaruvchilik xossalari jamlab o'tamiz.

IA gruppachadagi elementlar atomlarining qaytaruvchilik xossalari radiusi nisbatan kichikroq bo'lgan litiydan radiusi kattaroq bo'lgan fransiya o'tishi tartibida kuchayib boradi.

Shu gruppachadagi vodorod atomining xususiyatlari (protonning radiusi ishqoriy metallar kationlarinikidan taqqoslab bo'lmaydigan darajada kichikligi) tufayli o'zi birikkan atomning elektron bulutiga singib kirish xususiyati, vodorodning ionlanish energiyasi ishqoriy metallarnikidan kamida uch marta kattaligi, vodorod ionining ishqoriy metallarga o'xshashligi ko'proq suvli eritmalaridagina ko'zga tashlanishi, uning qaytaruvchilik xususiyati ...faqat yuqori temperaturalaridagina kuzatilishi, uning ko'pgina xossalari galogenlarga o'xshashligi tufayli, uni VIIA gruppacha elementlari qatorida ko'rib chiqish o'rinli bo'ladi.

IIA gruppacha elementlari (Ba, Mg, Ca, Sr, Ba va Ra) uchun +2 oksidlanish darajasi xarakterli. Bu elementlar atomlarining qaytaruvchilik xossalari qo'shni IA gruppachadagi metallarnikiga nisbatan sustroq bo'lishi atomlar radiusining kichikroq bo'lishi natijasidir. Shunday bo'lsa ham, ishqoriy-yer elementlari uchun qaytaruvchilik xususiyatlari xos. Gidrok-sidlarining asosli kuchi biroz kamroq. Berilliy gidroksid amfoter xossaga ega, magniy gidroksid kuchsiz asos (suvda yomon eriydi), kalsiy gidroksid kuchli asos bo'lsa, $Ba(OH)_2$ juda kuchli ishqoriy xususiyatga ega.

IIIA gruppacha elementlarining tipik oksidlanish darajasi +3 ga teng bo'lishi sababli ularning formulalari $E(OH)_3$ bo'ladi.

Borning bu birikmasi kuchsiz kislota xossasini namoyon etadi.

Shu gruppachadagi element atomlarining (yuqori oksidlanish darajasidagi birikmalaridagi atomlarning ham) radiuslari ortib borгани uchun $E(OH)_3$ birikmalarining asosli xossalari ham ortib boradi. IIIA gruppachada $B(OH)_3$ misolida birinchi marta *izopolikislota* — tarkibida — $O-E-O$ zanjirini tutuvchi moddalar bilan uchrashamiz. Bu element uchun murakkab anionli birikmalar hosil qilish xarakterli.

IIIA gruppachada borgan o'xshagan boshqa element yo'q. Gruppachada yuqoridan pastga tushish tartibida $H-O-E$ turdagi birikmalardan $Al(OH)_3$ va $Ga(OH)_3$ lar amfoter xususiyatga ega, qolganlarida asosli xususiyat juda sust ortib boradi. Bu holat B^{+3} va Al^{+3} laming valent pog'onalarining strukturasi nodir gazlarnikiga o'xshagani va qolgan E^{+3} lar esa 18-elektronli pog'onalariga ega bo'lishi aluminiydan keyingi elementlar radiuslarining kattalashishi sustroq bo'lishini tushuntiradi. IIA va IIIA gruppachadagi Be^{+2} va Al^{+3} laming ko'pchilik xossalari bir-biriga yaqin, bu davriy sistemadagi *diagonal* o'xshashlikka misol bo'ladi.

IVA gruppacha elementlari (C, Si, Ge va Pb) uchun +2 va +4 oksidlanish darajalar ma'lum. Yuqoridan pastga tushish tartibida +2 oksidlanish darajaga ega bo'lgan birikmalarning turg'unligi ortib boradi, oksidlanish darajasi +4 birikmalar uchun bu xususiyat teskari tartibda o'zgarib boradi. C va Si uchun oksidlanish darajasi +2 bo'lgan birikmalar juda oz (CO va SiO gina ma'lum), ular uchun +4 bo'lgan birikmalar ko'proq ma'lum. Ge^{+2} , Sn^{+2} va Pb^{+2} laming gidroksidlari amfoter xususiyatga ega bo'ladi, lekin $Ge(OH)_2$ da asosli xossasi kislotalikka qaraganda zaifroq, $Pb(OH)_2$ da esa asosli xossasi kislotalikka qaraganda kuchliroq bo'ladi. Gruppachadagi Ge^{+2} birikmalari kuchli qaytaruvchi bo'lsa, Pb^{+4} birikmalari kuchli oksidlovchi xususiyatiga ega bo'ladi.

$E^{+4}-O$ bog'ning mustahkamligi $E^{+2}-O$ nikidan katta, chunki birinchi holdagi ionning radiusi ikki valentli ion radiusidan kichikroq. H_2CO_3 kuchsiz kislota xususiyatiga ega, qolgan elementlarning birikmalari H_4SiO_4 , $H_2[(Ge(OH)_6]$, $H_2[(Sn(OH)_6]$ va $H_2[Pb(OH)_4]$ da kislotali xususiyat yanada kamayib boradi (bu kislotalarda markaziy atomlarga koordinatsiyalangan kislorod atomlari soni 3 dan 6 gacha ortib borishi markaziy atom radiusining kattalashib borishi bilan tushuntiriladi). Bu elementlar kislotalari kuchining sust o'zgarib borishi IIIA gruppachadagi kabi, ionlarning tashqi pog'onasining ikki xil bo'lishi orqali yuzaga kelib chiqadi. Bu gruppachadagi Si^{+4} ning B^{+3} ga o'xshashligi diagonal o'xshashlikka ega bo'lgan elementlar qatorining davomi deb qaraladi.

VA gruppacha elementlari (N, P, As, Sb, Bi) uchun +5, +3 va —3 bo'lgan oksidlanish darajalari xarakterli. Azot uchun oksidlanish darajasi +5 bo'lgan birikmalari turg'unligi fosforning shunday holatdagi birikmalariga nisbatan kamroq. Keyingi elementlarning o'xshash birikmalarida turg'unlik kamayib boradi. Oksidlanish darajalari +5 bo'lgan elementlarning koordinatsion sonlari xuddi IVA gruppachadagi kabi 3 dan 6 ga o'tadi.

Oksidlanish darajalari +3 bo'lgan birikmalar turg'unligi azotdan vismutgacha ortib boradi, ularda asosli xususiyati ham ortib boradi: H_3AsO_3 kislotaligi ustunroq bo'lgan amfoter xususiyatga ega. Undan keyingi H_3SbO_3 da amfoterlikda biroz asosli xususiyat ustunroq bo'ladi. Oxirgi element birikmasi $Bi(OH)_3$ da asosli xossa

yaqqol ko'zga tashlanadi. Oraliq oksidlanish darajali E^{+3} birikmalar uchun ham oksidlovchilik, ham qaytaruvchilik xususiyatlari xos.

VIA gruppacha elementlar (S, Se, Te, Po) uchun xos bo'lgan oksidlanish darajalari -2 , $+4$ va $+6$ ga teng. Shu gruppachadan boshlab ularning vodorodli birikmalarida kislota turidagi dissotsilanish xususiyati yuqoridan pastga o'tish tartibida kuchayib boradi (E^{-2} radiusi ortib borishi tufayli).

Bu elementlarning oksidlanish darajasi $+4$ bo'lgan birikmalari H_2SiO_3 — H_2SeO_3 — H_2TeO_3 qatorida kislotali xossasining susayib borishi, tellurit kislotasida amfoterlik alomatlari borligi aniqlangan. Ularning birinchisida qaytaruvchilik xossa kuchli, oxirgisida esa oksidlovchi xususiyati ustunroq bo'ladi.

Shu elementlar atomlarining oksidlanish darajasi $+6$ bo'lgan birikmalari H_2SO_4 — H_2SeO_4 — H_6TeO_6 qatorining oxirgisida tellur atomi atrofida koordinatsiyalanadigan kislorod soni 6 ga yetadi, bu holni ham markaziy atom radiusining S^{+6} , Se^{+6} , Te^{+6} qatorida ortib borishi ($0,030 < 0,042 < 0,056$ nm) asosida tushuntiriladi. Sulfat va selenat kislotalar taxminan teng kuchli kislotalar bo'lib, oxirgi tellurat kislota juda kuchsiz. Sulfat va selenat kislotalarning oksidlovchilik aktivligi yaxshi, ortotellurat kislota esa ancha passiv.

VIIA gruppacha elementlari (F, Cl, Br, I va At) kuchli oksidlovchilar bo'lib, ulardan biri — fluor oksidlovchilar orasida eng aktiv hisoblanadi.

Bu element atomidan tashqari qolgan hamma galogenlar musbat qiymatli oksidlanish darajasiga ega bo'lgan birikmalari HEO^{+1} (gipogalogenit), HEO_2^{+3} (galogenit), HEO_3^{+5} (galogenat) va HEO_4^{+7} (pergalogenat) kislotalari mavjud. Kislotalarning turg'unligi va kuchi, elementlarning oksidlanish darajasi ortib borish tartibida kuchayib boradi. $HClO$ kislota eng zaif (HIO esa amfoter xossaga ega) kislotalar qatoriga kiradi. Perxlorat kislota esa eng kuchli kislotalardan biridir.

VIIIA gruppacha elementlari (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) 1962-yilga qadar kimyoviy birikmalar hosil qilishga qodir emas deb hisoblanar edi. Hozir radon va kriptonning bir necha birikmalari, ksenonning juda ko'p (500 dan ortiq) birikmalarni olingan. Bu elementlar birikmalarining turg'unligi ksenon — kripton — radon qatorida ortib boradi (ionlanish potentsiali kamayib borish tartibida). Bu elementlar uchun oksidlanish darajalari $+2$, $+4$, $+6$ va $+8$ bo'lgan birikmalari ko'proq o'rganilgan. Ulardan XeF_2 , KrF_2 , XeO_2 , $XeOF_2$, XeO_3 , XeF_4 , XeO_2F_2 , $XeOF_4$, XeF_6 , XeO_4 , XeO_3F_2 , $Na_4XeO_6 \cdot 6H_2O$ va boshqalarning tuzilishi rentgenostruktur analiz usulida o'rganilgan.

Atom tuzilishi va davriy qonun

Davriy qonun va uning grafik tasviri — davriy sistema elementlar atomlarining tuzilishi bilan uzviy bog'langan. Davriy sistemada tartib raqami ele-

ment atom yadrosida protonlarning va elektron qobiqlarida elektronlar soni ortib borishini aks ettiradi, bu bog'lanish tartib raqamining fizik ma'nosidir.

Elementlarning davriy sistemadagi o'rni bilan ular atomlarning tuzilishi asosida quyidagi bog'lanish mavjud:

— ayni davr elementlaridagi atomlarda energetik pog'onalar soni bir xil, ularning to'lib borishi davr boshidan oxirigacha davom etadi;

— bosh gruppacha elementlar atomlarining tashqi valent pog'onasida elektronlar soni bir xil bo'ladi;

— *davr tartib raqami* elektron pog'ona sonini, tashqi elektron pog'onaning tartib raqamini, energetik pog'onalar sonini, eng yuqori energetik pog'onaning tartib raqamini va uning bosh kvant sonini anglatadi;

— bosh gruppacha elementlari atomlarining tartib raqami tashqi valent elektronlar sonini, boshqacha aytganda tashqi energetik pog'onadagi elektronlar sonini ko'rsatadi.

Yonaki gruppacha elementlari atomlari uchun grupp tartib raqami bilan tashqi elektronlar soni orasida bunday aniq bog'lanish yo'q, chunki bunday elementlar elektronlari ichki pog'onalarning $(n-1)d$ - va $(n-2)f$ -qobiqchalarini to'ldiradi. Shu sababli, ba'zan yonaki gruppachalar elementlari atomlari eng ko'pi bilan ikkita tashqi elektronga ega deyiladi (bundan ba'zi chetlashish hollarida s-elektron d -pog'onachaga o'tadi).

Nazorat uchun savollar

1. Valent elektronlar nimalar?
2. Gruppada atom raqusi ortishi bilan elementlarning metallik xossasi qanday o'zgaradi?
3. Elektronga moyillik va nisbiy elektromanfiylik nima?
4. Davr tartib raqami nimalarni anglatadi?
5. Yonaki gruppacha elementlari bn guruh tarqib raqami o'rtasida valent elektronlarni ko'rsatishi bo'yicha bog'liqlik yo'q?

6-MA'RUZA. KIMYOVIY BOG'LANISH VA MOLEKULA TUZILISHI

Reja:

1. Kimyoviy bog'lanish turlari
2. Kimyoviy bog'lanishning ba'zi xususiyatlari
3. Kovalent bog'lanish
4. Atom orbitallarining gibridlanishi
5. Qutbli kovalent bog'lanish
6. Donor-akseptor va ion bog'lanish

Kimyoviy bog'lanish turlari. Molekulalar tarkibidagi zarrachalar orasidagi tortishuv kuchlari kimyoviy bog'lanish natijasidir. Atomlar orasida elektrostatik tortishuv natijasida molekulalar, ular ishtirokida kristall panjaralar hosil bo'lishi, elektronlar tufayli vujudga keladi.

Kimyoviy bog'lanish natijasida hosil bo'ladigan moddalarning umumiy (kinetik va potensial) energiyalarining yig'indisi boshlang'ich moddalarning umumiy energiyasidan kichik bo'lgandagina yangi moddalar hosil bo'ladi.

Har qanday sistema o'zining energiya jang'armasini kamaytirishga intiladi. Bu vaziyat oddiy moddalardan murakkab sistemalariga o'tishga zamin bo'ladi. Kimyoviy bog'lanish hosil qilish uchun tashqi valent pog'onasidagi elektronlarning yadro bilan bog'lanish energiyasi o'zak elektronlarnikiga nisbatan zaifroq bo'lishi, valent elektronlar bir yadro maydonida bo'lganidan ko'ra ikki (aslida molekuladagi barcha) yadro oralig'ida juftlashgan holatda bo'lishi shu sistemani energetik afzal holatga olib keladi.

Kimyo fanining hozirgi rivojlanish bosqichida kimyoviy elementlar atomlari orasidagi bog'lanish tabiatini talqin etishda ikkita nazariya hukm surib keladi.

Ularning birini *valent bog'lanish nazariyasi* (VBN) deb ataladi. XX asrning o'rtalarida paydo bo'lib, molekulalardagi kimyoviy bog' hosil bo'lishini tushuntiruvchi ikkinchi nazariya — *molekular orbitallar* (MO) nazariyasi VBN dan ustun turadi.

Bu nazariyaning asoslari bilan o'quvchilar oliy o'quv yurtlari dasturi hajmida keyinchalik tanishadilar.

O'quvchilar VBN ning (u *lokallashgan elektron juftlar uslubi* deb ham ataladi) asosiy holati molekulada kimyoviy bog'lanishni hosil qilishda ikki yadro oralig'ida yangi elektron juft qatnashadi, degan tezis bilan 8—9-sinfi hajmida tanishganlar. Yadrolar oralig'ida zarrachalami o'zaro bog'lab turuvchi yangi elektron juftlar yangi moddaning deyarli hamma xususiyatlarini tushuntirishga imkon beradi. Bu holat VBN yutuqlaridan eng muhimidir.

1915-yilda Kossel tuzsimon moddalarda *ionli bog'lanish* mohiyatini, 1916-yilda Lyuis *kovalent bog'lanish* hosil bo'lishini talqin etdilar.

Quyidagi V.1-jadvalda atomlar orasida hosil bo'ladigan kimyoviy bog'lanishning asosiy turlari (1—3 holatlar) va ularning xususiyatlari (4 va 51 holatlarda) keltirilgan. Unda molekular yoki ion va molekular orasidal hosil bo'ladigan bog'lanishlar haqidagi ma'lumotlar ham aks ettirilgan.

V.1-jadval

Atomlar, molekular va ionlar orasida hosil bo'ladigan bog'lanishlarning ba'zi xossalari

Bog'lanish turlari	Bog'lanish hosil qiluvchi atomlar xususiyatlari	Elementlar xossalari	Valent bog'ona elektronlari holati	Hosil bo'lgan zarrachalar turlari	Elektr o'tkazuvchanlik	Moddalarga xos xususiyatlar	Molekularlarga xos xususiyatlar	Misolalar
1. Kovalent bog'lanish	Metallmas va metallmas	Kuchli elektrmanfiy	Umumlashgan elektron juftlar hosil bo'ladi	Molekularlar	Dielektrik	Suvda yomon, organik erituvchilarda yaxshi eriydi	Kimyoviy bog' yo'naluvchan va to'yinuvchan	H ₂ , Cl ₂ , CO ₂ , C ₆ H ₆ , krammal va boshqalar
	Metall va metall	Elektrmusbat	Umumlashgan elektron juftlar	Molekularlar	Yaxshi	Suvda yaxshi eriydi	Asosan ikki atomli molekularlar hosil qiladilar	Li ₂ , Na ₂ , K ₂ va boshqalar
	Atomlar	O'rtacha elektrmanfiy	Umumlashgan elektron juftlar	Atomlar	Dielektrik yoki yarim o'tkazgich	Juda qattiq, suyuqlanish temperaturasi yuqori, suvda erimaydi	Polymer xususiyatli	O'lmos, kremniy, SiO ₂ , B va boshqalar
2. Donor-akseptor bog'lanish	Bog'lanishda taqsimlanmagan elektron jufti va vakant orbitali zarracha (ion, molekularlar)		Donor atomning taqsimlanmagan elektron jufti umumlashadi, zarrachalararo qo'shimcha bog'lanish paydo bo'ladi	Kovalent bog' xususiyatli murakkab molekularlar	—	—		[BeF ₄] ²⁻ , [BF ₄] ⁻ , [NH ₄] ⁺ , CO, H ₂ O ⁺ , koordinatsion birlikmalar

Davomi

3. Ionli bog'lanish	Metall va metallmas	Elektrmusbat va elektrmanfiy	Valent elektronlar metall-dan metall-masga o'tadi	Kation va anion	Suyuqlanma holatida tok o'tkazadi	Tuzsimon, suvda yaxshi eriydi, yaxshi dissotsilandi	Bog'ga yo'naluvchanlik va to'yinuvchanlik xos emas	NaCl, KOH, CaO, K ₂ O va hokazo
4. Vodorod bog'lanish	Elektrmanfiyligi katta bo'lgan p-element (E) va shunday element bilan bog'langan vodorod	D ⁺ ...H ⁺ (molekulararo yangi bog')		D ⁺ ...H ⁺ orasida qo'shimcha qutbli bog' hosil bo'ladi	—	Shunday bog' hosil qilgan molekularlar assotsilandi		(H ₂ O) _n (HF) _n , kislotalarning diametrlari va boshqa assotsilangan mahsulotlar
5. Metall bog'lanish	Metallar atomlari	Elektrmusbat	Valent bog'ona elektronlarining umumlashishi	Musbat zaryadli metall ionlari va nisbatan erkin „elektron gaz“	Yaxshi o'tkazadi	Metallarga xos fizik xususiyatlar	—	Metallar va qotishmalar

Kimyoviy bog'lanishning ba'zi xususiyatlari

Kimyoviy moddalarning xossalari ular molekularlarini hosil qilgan bog'lanish xususiyatlari bilan chambarchas bog'liq. Shunday xususiyatlardan eng muhimlari bog'lanishda qatnashgan atomlar orasidagi masofa (*bog' uzunligi*), *bog'lanish energiyasi*, *bog'larning to'yinuvchanligi* va *yo'naluvchanligidir*.

Bog'lanish uzunligi — ikki yadro oraliq'i 1 nanometrlar (nm=1·10⁻⁹m) bilan o'lchanadi. Ko'pchilik hollarda bu masofa uzunlashgani sari bog'ning uzilishi osonlashadi. Bog' uzunligi molekularni tashkil etuvchi atomlarning radiuslari bilan

bog'liq, ular orasida ma'lum darajada proporsionallik kuzatiladi. Masalan, bu vaziyatni galoidvodorodlar uchun quyidagi ma'lumotlardan ko'rish mumkin:

Molekulalar	HF	HC1	HBr	HJ
l, nm	$0,092 < 0,128 < 0,142 < 0,162$			

Bu qatorda bog'lanish hosil qilishda qatnashadigan atomlar — galogenlar joylashgan davr raqami (valent pog'onalar soni) ortib borishi tartibida ular hosil qilgan bog' uzunligi ham ortib boradi. Agar shu qatorda vodorod atomlari o'rniga boshqa elementlar olinsa ham bu qonuniyat saqlanib qoladi:

Bog'lanishlar	C-F	C-Cl	C-Br	C-J
l, nm	$0,138 < 0,177 < 0,194 < 0,214$			

Ikki atomli molekulalarda yadrolami bog'lovchi elektron juftlar soni ortib borganda yadrolar oralig'idagi fazoda elektron bulutining zichligi ham ortib boradi.

Valentliklari o'zgarmas bo'lgan elementlar, masalan C—C bog'larning turli xil uglevodorodlarda yadrolar orasidagi masofa (nm) o'zgarishini quyidagilardan ko'rish mumkin:

alkanlarda	0,154-0,158
aromatik birikmalarda	0,139—0,142
alkenlarda	0,134
alkinlarda	0,120

Bir davrda (elektron pog'onalar soni bir xil) joylashgan atomlardan hosil bo'lgan ikki atomli molekulalar ($:N = N:$, $O=O$ va $:F — F:$) da yadrolar oralig'idagi elektron juftlar soni kamaya boradi va taqsimlanmagan elektron juftlar soni esa orta boradi. Keltirilgan molekulalarda oraliq masofaning uzunligi (tegishli tartibda) quyidagicha bo'ladi: $0,10975 < J < 0,1207 < 0,1418 \text{ nm}$. Bog' uzunligining o'zgarishi 1:2:3 tartibdal bo'lmaydi, chunki molekulalarning tarkibidagi atomlar yadro zaryadlarfl ortib borishi natijasida atom radiusi qisman kamayishi bilan bog'langan.

Bir davr elementlarining hosil qilgan bog'lovchi elektron juftlar sooa (bog'lanish tartibi) bir xil bo'lgan hollardan keltiramiz (l, nm):

Li-H	Be-H	B-H	C-H	N-H	O-H	H-F
$0,1595 > 0,1297 > 0,1215 > 0,1120 > 0,1038 > 0,096 > 0,0917$						

Bundan ko'rinadiki, davr bo'ylab elementlarning biri uchun atoJ radiusi qisqarib borishi tufayli bog' uzunligi ham qisqarib boradi.

Bog'lanish energiyasi — atomlar orasidagi bog'ni uzish uchun talal etiladigan minimal energiya miqdori bilan o'lchanadi.

Molekulalardagi bog'larni energetik jihatdan tavsiflash uchun ulardaa elektronlar zichligining atomlar orasida taqsimlanishini va elektronlarningl energetik sathi haqidagi ma'lumotlarga asoslanish kerak.

Bog'lanish energiyasi bir mol modda tarkibidagi molekulalaminm bog'larini uzish uchun sarf bo'lgan energiya (kJ/mol) miqdoriga teng.

Yuqorida atomlar oralig'idagi bog'lar soni ortib borishi bilan boa uzunligi qisqarib borishini qayd etgan edik. Bunday vaziyatda bog' uzunligi ortib borishi tartibida bog'lanish energiyasi kamayadi, atomlar oraliq masofasi uzunlashadi:

	:N=N:	:O = O:	:F - F:
E, kJ/mol	945,3	493,6	155
<i>l, nm</i>	0,110	0,121	0,142

Ko'p atomli molekulalardagi kimyoviy bog'lanish energiyasi molekula ning qaysi tarzda zarrachalari uzilishi bilan bog'liq. Bu vaziyatni metan molekulas misolida ko'rib chiqaylik.

Quyidagi jarayonni $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C} + 4\text{H}$ amalga oshirish uchun 1661 kJ/nTM energiya sarf etiladi, molekuladagi to'rtala bog' bir xil xususiyatga egal bo'lishi sababli har bir bog'ning uzilishi uchun 415,26 kJ/mol miqdoriB energiya talab etiladi.

Lekin, tajribada quyida aks ettirilgan raqamlar qatori oingan:

1-bog' uzilganda	426,77 kJ/mol
2-bog' uzilganda	368,19 kJ/mol
3-bog' uzilganda	518,81 kJ/mol

oxirgi bog' uzilganda 334,72 kJ/mol energiya sarf bo'ladi.

1-bog' uzilishidan oldin CH_4 molekula sp^3 -gibridlangan atom orbitallaridan tashkil topgan tetraedrik ($\angle \text{HCH} = 109,5^\circ$) holatda, undan hosil bo'lgan CH_3 radikali sp^2 -gibridlangan piramida holatda bo'lishi, har qaysi bog' uzilishida ishtirok etayotgan zarrachalar (CH_4 , CH_3 va boshqalar) tabiati o'zgarishi yuqoridagi raqamlar bir xil bo'lmasligi bilan bog'liq.

Bog'larning to'yinuvchanligi atomlarnmg cheklangan miqdordagi bog'lar hosil qilish xususivatidir. Elementlar atomlarining valent pog'onasidagi hamma elektronlari bog' hosil qilishda (toq elektronlar hisobiga kovalent yoki qutbli kovalent, taqsimlanmagan elektron juftlari donorlik, elektronlar bilan ishg'ol etilmagan orbitallar esa akseptorlik xususiyatlari amalga oshganda) qatnashgandan so'ng element o'zining *to'yinuv, chanlik* xususiyatini namoyish qilgan bo'ladi.

Molekulani tavsiflash maqsadida bog'lanishda qatnashgan elektronlar zichligining atomlar oralig'ida taqsimlanishi va elektronlarning energetik sathi haqidagi ma'lumotga ega bo'lish lozim.

Haqiqatan ham H_3 yoki CH_5 tarkibli molekularlar hosil bo'lishi mumkin emas, chunki H_3 zarrachada ikkita atom yadro oralig'ida umumiy bog'lovchi juft hosil qilgandan (ya'ni yangi ikki yadroli va to'lgan valent pog'onah sistema hosil bo'lgandan) keyin, uchinchi vodorod atomining bitta toq elektroni uch atomli molekulani noturg'un bo'lgan radikal holatiga o'tkazadi, uch atomli sistema energiyasini yuqorilashtiradi. Shu bilan birga bunday molekula hosil bo'lishida hech qanday energetik yutuq kuzatilmaydi.

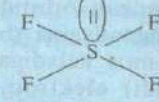
Metan molekulasida hosil bo'lishida uglerod atomining to'rtala elektroni 4 ta σ -bog' hosil qilishda qatnashib bo'ldi, uglerod atomi elektronlar bilan oktet pog'ona hosil qilib to'yingan holatda minimal energetik vaziyatga o'tgan.

Bog'larning yo'naluvchanligi ularmi hosil qilishda ishtirok etadigan s -, p -, d - va f -orbitallar ishtirokida σ -, π - va δ -bog'larni fazoning ma'lum yo'nalishida joylashganligi natijasida yuzaga kelib chiqadi. Bog' hosil qilayotgan elektron juftlar atom orbitallari va (yoki) gibridlangan orbitallarning elektron bulutlari maksimal to'plangan qismlarining o'zaro qoplashgan fazoviy qismlarida joylashgan. Bunday qoplashishda atom yoki gibridlangan orbitallarning to'lqin funksiyalari bir xil ishorali qismlari qoplashgandagina (boshqacha aytganda, orbitallarning simmetriyalari bir-biriga mos keladiganlari orasidagi qoplashish bog' hosil qilishga hissa qo'shadi) elektron bulutning quyuqlashgan qismlari ma'lum fazoviy yo'nalishga ega bo'ladi. Ularning simmetriyalari haqida atom orbitallarining gibridlanish mavzusida to'xtalib o'tamiz (V.4-qism).

Turli molekularlarda bog'larning ma'lum yo'nalishga ega bo'lishi bilan belgilanadigan geometrik tuzilishni tushuntirishda yangi g'oya (1957-yil, Gillespi, Nayxolm) valent pog'ona elektron juftlarining itarishishi (VPEJI) bilan bog'langan. Bu g'oya murakkab tuzilishga ega bo'lgan molekularlarning fazoviy tuzilishini tushuntirishda keng ko'lamda qo'llanishi mumkin. Bu uslubning asosiy g'oyasi *atom valent qobig'idagi* elektronlari o'zak elektronlardan iborat bo'lgan sferik sirtida joylashgan *barcha* (bog'lovchi, taqsimlanmagan) elektron juftlar o'zaro bir-biriga nisbatan mumkin qadar kamroq itahshish holatni egallashga intiladi. Burring natijasida orbitallar ma'lum struktura hosil qiladigan yo'nalishda bog' hosil qiladi va yadrolarni o'zaro birlashtiruvchi chiziqlar molekularlardagi valent chiziqlarini ifodalaydigan shtrix chiziqlarga mos keladi.

Sferik shakl sathida elektron juftlar vositasida bog'langan atomlar va taqsimlanmagan juftlar orasidagi itarishish natijasida paydo bo'ladigan eng qulay yoki energetik jihatdan afzalroq bo'lgan geometriya V.1-rasmda aks ettirilgan. Bu chizmalarda A — markaziy atom, X — bog'langan atom yadrosi, E — markaziy

atomning taqsimlanmagan elektron jufti. Molekula geometriyasi σ -bog'lar soniga bog'liq, π -bog'lar molekula geometriyasiga faqat bilvosita ta'sir ko'rsatadi.

Bog'lovchi va taqsimlanmagan elektron juftlar soni	Bog'langan atomlarning geometrik joylashishi	Molekula-ning ifodasi	Bog'langan atomlarning geometrik shakli	Misolalar
1	2	3	4	5
2	Chiziqli	AX_2		$F-Be-F$, $O=C=O$ $H-C \equiv N$, $N-C \equiv C-H$
3	Burchakli	AX_2E		 
3	Teng tomonli uchburchak	AX_3		 
4	Burchakli	AX_2E_2		 
4	Trigonal piramida	AX_3E		 
4	Tetraedr	AX_4		 
5	Tekis kvadrat	AX_4E		

1	2	3	4	5
5	T-shaklida	AX_3E_2		
5	Chiziqli	AX_2E_3		
6	Tekis kvadrat	AX_4E_2		
6	Kvadrat piramida	AX_5E		
6	Oktaedr	AX_6		

V.1-rasm. Markaziy atom A ning σ -bog' hosil qilishda qatnashadigan elektronlari va taqsimlanmagan elektron juftlari ishtirokida hosil bo'lgan AX_nE_m molekullarining fazoviy holatlari.

Kovalent bog'lanish

Bu turdagi bog'lanish hosil qilishda qatnashgan atomlar orasida va lent pog'onasidagi toq elektronlarning hammasi qatnashib atomlar orasida *umumlashgan elektron* juftlar hosil qiladi. Agar shunday bog'lanish hosil qilishda qatnashgan atomlar bir xil nisbiy elektrmanfiylik qiymatiga ega bo'lsalar, bunday molekullar (H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 va h.) da hosil bo'lgan elektron juftlar ikkala atom yadrosiga teng darajada taalluqli bo'ladi. Bunday molekullarni hosil qilgan zarrachalarda ortiqchal zaryad bo'lmaydi, ularni ko'pincha *qutbsiz kovalent bog'li* molekullar deb yuritiladi.

Kovalent bog' faqat yuqorida keltirilgan elektrmanfiy elementlar orasida hosil bo'lib qolmasdan, elektrmanfiyligi kichik bo'lgan atomlar orasida ham hosil bo'ladi, ularga misol tariqasida ishqoriy metallarning atomlari orasida hosil bo'ladigan ikki atomli molekullarni keltirish mumkin (Li , Na va h.k.). Bunday molekullardagi kimyoviy bog' energiyasi odatda katta bo'lmaydi (Li uchun 112,97 kJ/mol, Na uchun 72,381 kJ/mol).

Nisbiy elektrmanfiyligi bir xil bo'lgan atomlar oralig'ida ikkalal yadro uchun umumiy bo'lgan bog'lovchi elektron juftlar hosil bo'lish hisobiga vujudga kelgan bog'lanish qutbsiz kovalent bog'lanish deb ataladi.

Atomlar orasida hosil bo'lgan kovalent bog'larni molekulaning elektron formulasi ko'rinishida ifodalash maqsadida ikkita yadroni bog'lashda qatnashgan elektronlar atomlar atrofida nuqta vositasida, ba'zan molekulaning struktura

formulasini ifodalashda bog' hosil qilishda qatnashayotgan umumiy elektronlar juftini chiziqcha — valent chizig'i orqali ham ifodalanadi:

:F: F:, :F - F: yoki F-F,:O::O: yoki O=O, :N::N: yoki :N=N:

Kovalent bog'larning boshqa turdagi bog'lardan tubdan farq qiladigam ikkita muhim xossalari bor. Ulardan biri — kovalent bog'larning fazoviy yo'nalishga ega bo'lishidir. Har qanday kovalent bog'lanishli molekula uchun o'ziga xos struktura — tuzilish mavjuddir. Yuqorida qayd qilinganiga ko'ra, bir xil elementlardan kovalent bog'lanish orqali hosil bo'lgan gazlar (H_2 , N_2 , O_2 , Cl_2 , F_2 va h.), turli elementlar atomlaridan hosil bo'lgan oddiy sharoitda gaz holidagi moddalar (HCl , H_2O , NH_3 , CO_2), deyarli hamma uglevodorodlar molekulari molekular tuzilishga ega. Bunday moddalar molekulari elektroneytral xususiyatga ega bo'lib, ular elektr tokini o'tkazmaydi, kimyoviy reaksiyalarga kirishishi uchun molekuladagi kimyoviy bog'larni hammasi bo'lmasa ham, ma'lum qismi uzilishi lozim. Shu sababli bunday molekulalardan hosil bo'lgan moddalar reaksiyaga kirishishi uchun ma'lum vaqt davomida yetarli energiyani sarf etish talab qilinadi. Buning natijasida reaksiya sustlik kuzatiladi, reaksiyalarning borish jadalligi kam bo'ladi, boshqacha aytganda, ularning reaksiya faoliyati ion tabiatli molekular orasidagi reaksiyalardagiga nisbatan kam bo'ladi.

Atom orbitallarning gibrirlanishi

Har qanday molekulaning energetik jihatdan turg'unlikka intilishi natijasida undagi bog'lar yo'nalishi ma'lum burchaklarga ega bo'lib, *yo'nalganlikni* yuzaga keltirib chiqaradi. Shu bilan birga, molekula geometriyasi atomlar orasidagi bog'ning uzunligi bilan ham bog'liq bo'ladi.

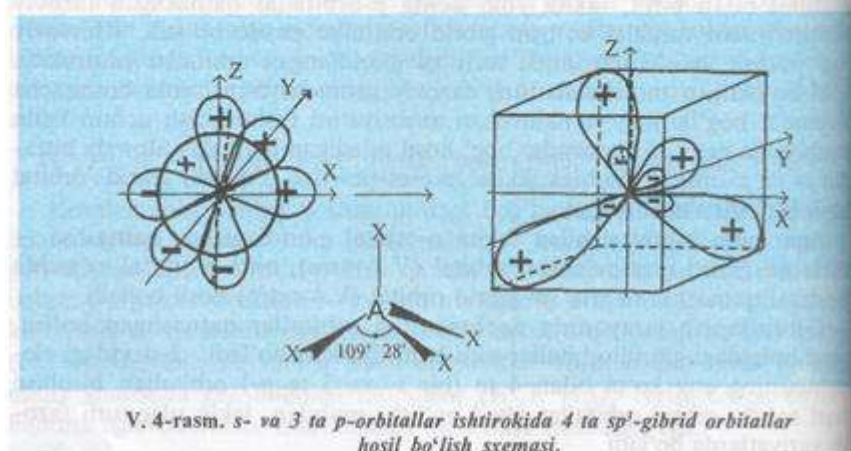
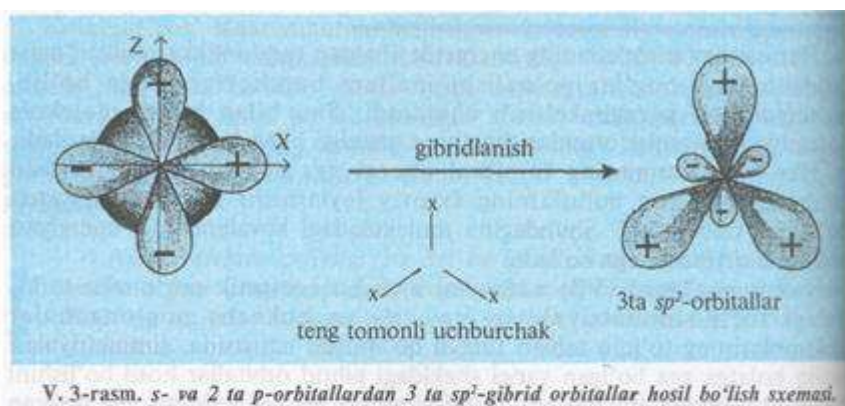
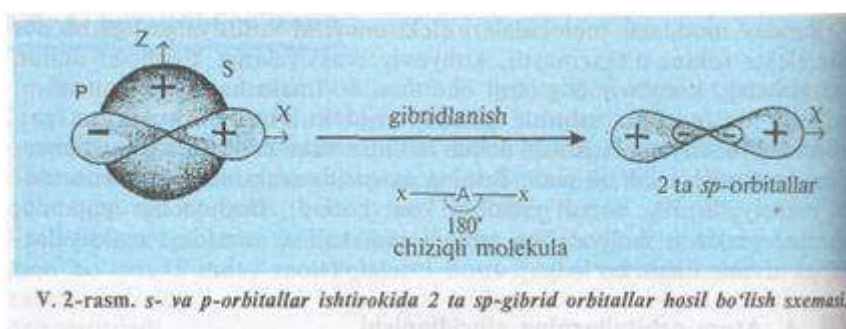
Har bir sistemaning minimal energiyaga ega bo'lishga intilishi natijasida elektron bulutlarning fazoviy joylashishi ma'lum vaziyatda bo'lishiga olib keladi. Shundagina molekuladagi kovalent bog' energiyasi maksimal qiymatga ega bo'ladi.

Valent bog'lanish (VB) nazariyasi ayni bir energetik pog'onalar tarkibidagi turli simmetriyal (*s*-, *p*-, *d*- va hokazo) pog'onachalar elektronlarining to'liq tabiati tufayli qo'shilishi natijasida, simmetriyalari oraliq holatga ega bo'lgan yangi shakldagi gibrirlar hosil bo'lishini tushuntirib beradi (L. Poling). Gibrirlanishda bitta elektronga ega bo'lgan *s*-orbital bilan bitta, ikkita yoki uchta *p*-orbitallar qatnashgan fazoviy simmetriyalari turlicha bo'lgan gibrirlar paydo bo'ladi. Kimyoviy bog' yuzaga kelishi davomida turli xil gibrirlangan orbitallar ishtirokida hosil bo'ladigan molekularning fazoviy geometriyasini, yoki boshqacha aytganda, bog'larning yo'naluvchan xususiyatini tushuntirish uchun katta ahamiyatga ega. V. 2-rasmda bog' hosil qiladigan markaziy atomda bittadan *s*- va *p*-

orbital hisobiga ikkita sp - («es-pe» deb o'qiladi) gibrid orbital hosil bo'lishi aks ettirilgan.

Agar bitta s -orbital bilan ikkita p -orbital gibridlanishda qatnashsa — uchta sp^2 -gibrid («es-pe ikki») orbital (V.3-rasm), bitta s -orbital va uchta p -orbital qatnashsa to'rtta sp^3 -gibrid orbital (V.4-rasm) hosil bo'ladi.

Gibridlanish jarayonida nechta atom orbitallar qatnashgan bo'lsa, yangi holatdagi gibrid orbitallar soni ham shuncha bo'ladi. 2-davrdagi elementlarning eng ko'pi bilan 4 ta (bir s - va 3 ta p -) orbitallari hisobiga faqat to'rtta gibrid orbitallar hosil bo'lishi mumkin, lekin ular turli fazoviy vaziyatlarda bo'ladi.



1. Molekulani hosil qilishda to'rtta sp^3 -gibrid orbitallar qatnashgan molekulada markaziy atomning hosil qilgan to'rttala bog'i orqali bog'langan

atomlarning fazoviy holati tetraedr shakliga ega bo'ladi. Markaziy atom atrofidagi bog'langan atomlar tetraedrning cho'qqilarida joylashgan. Agar bog'langan atomlar tabiati bir xil bo'lsa, bog'lar yo'nalishi orasidagi burchak $109^{\circ}28'$ yoki $109,5^{\circ}$ bo'ladi (masalan, CH_4 , CCl_4 va boshqalar). Agar bog'langan atomlar turli tabiatga ega bo'lishsa, unday molekulaning geometriyasida muntazam tetraedr o'rniga xossalari bilan farq qiladigan atomlar bog'ining uzunligi qisqargan yoki uzunroq bo'lganligi sababli qis-man o'zgargan shaklli tetraedr hosil bo'ladi. Masalan, metan molekulasi bitta vodorod atomi o'rniga yod atomi almashgan (metil yodid) molekulasi yod atomining radiusi yoki hajmi katta bo'lishi tufayli molekulaning geometriyasi saqlanib qolgan bo'lsa ham, metan molekulasi nisbatan assimetriya kuzatiladi (CH_3J molekulasi burchaklar $\text{ZHCH} > \text{ZHCH}$ ekanligi aniqlangan).

2. Molekulani hosil qilishda uchta sp^2 -gibrid orbital va bitta p -atom orbital (bu p -orbital π -bog' hosil qilishda ishtirok etadi) qatnashganda markaziy atom atrofida bog'langan atomlar soni uchta bo'ladi, ulardan biri markaziy atom bilan qo'sh bog' orqali bog'langan, atomlar joylashgan yo'nalishlar orasidagi burchak 120° ga teng bo'ladi (masalan, etilen molekulasi, benzol haqiqatidagi uglerod atomlari va h. k.).

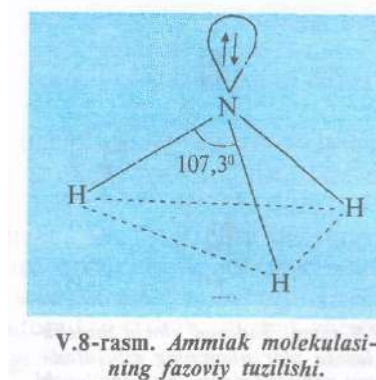
3. Molekulani hosil qilishda ikkita sp -gibrid orbital va π -bog' hosil qilishda ikkita p -atom orbital qatnashganda markaziy atom ikkita atom oralig'ida joylashadi, molekula chiziqli geometriyaga ega bo'ladi, yo'nalishlar orasidagi burchak 180° bo'ladi (BeH_2 , BeF_2 molekulalari). Markaziy atom bog'langan atomlarning biri bilan uchta bog' (1 ta σ - va 2 ta π -), yoki ikkalovi bilan qo'sh bog'lar orqali bog'langan bo'ladi (ikkala holda ham markaziy atom ikkita π -bog' ga ega bo'ladi). Bunday molekulalarga CO_2 ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$), asetilen ($\text{H}-\text{OC}-\text{H}$) va boshqalar misol bo'la oladi (V.6-rasm).

Uglerod atomining valent qobig'ida to'rtta elektron uchun asosiy holat $2s^2 2p^2$ bo'lib, ulardan ikkitasi juftlashgan ($2s$ -orbitada) va yana ikkitasi toq holda $2p$ -orbitallarda joylashgan. To'rtta orbitalga ega bo'lgan uglerod atomi o'zining maksimal valentligini namoyon qilishda juft holdagi ikkita elektronning biri s -orbitaldan p -orbitalga ko'chib o'tadi (buning uchun sarf qilinadigan energiyani qo'zg'algan holatga o'tish energiyasi deb yuritiladi). Bu sarf qilingan energiya shu elektron ishtirokida hosil bo'ladigan bog'lanish energiyasi hisobiga qoplanadi. Endi uglerod atomining elektron konfiguratsiyasi $2s^1 2p^3$ bo'lib, yuqorida ko'rib o'tilgan 1,2 va 3 holatlarni yuzaga keltirib chiqarishga imkon beradi:

— to'rtta atom orbital hisobiga to'rtta sp^3 -gibrid orbital hosil bo'lishi va uning fazoviy geometriyasi (rasm);

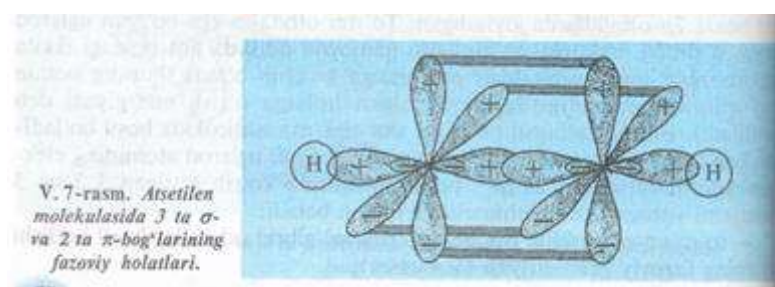
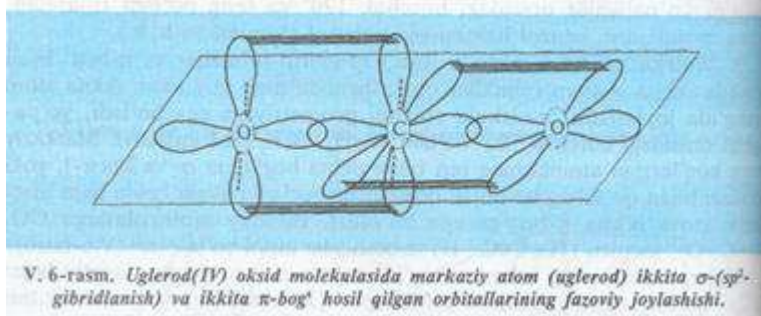
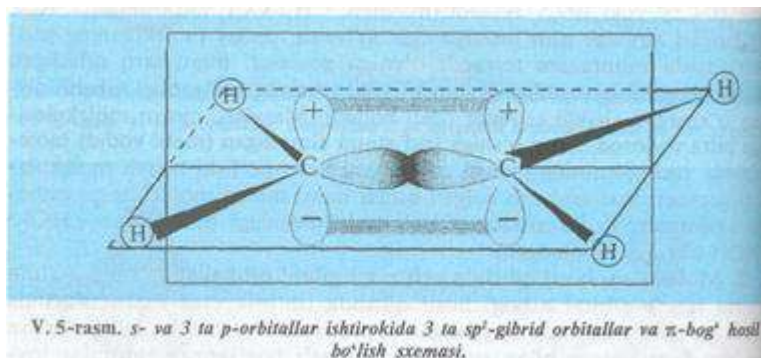
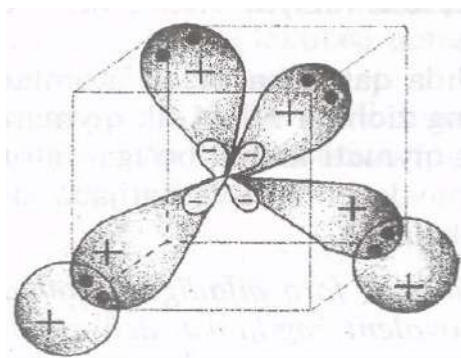
- uchta sp^2 -orbital va unga qo'shimcha π -bog' hosil qilishda qatnashadigan p -orbital va molekula geometriyasi (rasm);

— har bir uglerod atomi ikkita sp -gibrid orbitallar va ikkita π -bog'la hosil qilishda qatnashadigan holatlar va molekulaning geometriyasi (rasm).

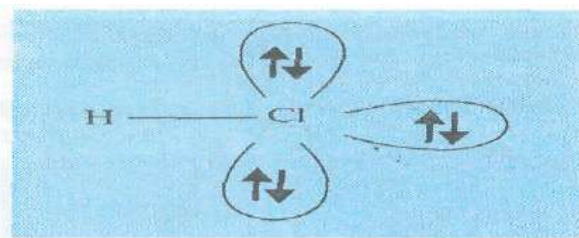


Xulosa qilib aytganda, uglerod-uglerod bog'larini hosil qilishda 2,4 yoki 6 ta elektronlar juftlashib yakka, qo'sh yoki uch bog' hosil qilishi mumkin, ko'pchilik hollarda bunday bog'lar energiyasi tegishli ravishda 346, 602 va 835 kJ/molga yaqin bo'ladi. Davriy sistemaning V, VI va VII gruppalarining bosh gruppachalarida joylashgan azot, kislorod va galogen elementlari atomlarida ham bitta s- va uchta p-orbitallar bo'lgani sababli ularning hammasida ham sp^3 -gibridlanish holati kuzatiladi. Gibridlanish jarayonida qatnashadigan atom orbitallarda bitta yoki ikkitadan elektronlar bo'lishi mumkin, lekin gibridlangan orbitallardagi faqat toq elektron-largina bog' hosil qilishda qatnashsa, juft elektronlarga ega bo'lgan gibridlangan orbitallar donor-akseptor bog' hosil qilishda qatnashishlari mumkin. Ammiak molekulasi hosil qilishda uchta sp^3 -gibrid orbitallar vodorod atomi bilan bog' hosil qilishda qatnashadi va to'rtinchi sp^3 -gibrid orbital taqsimlanmagan erkin elektron (bog' hosil qilishda qatnashmagan) jufti bilan band bo'ladi va bunday elektronlar jufti bog' hosil qilishda qatnashmaydi. Bu elektron juft tetraedrning cho'qqilaridan bin tomon yo'nalgan va ma'lum sharoitda qo'shimcha bog' hosil qilishda donorlik vazifasini bajaradi. Ammiak molekulasi geometriyasi (to'rtta atomning fazoviy holati) uch-burchakli piramida shaklida bo'ladi (rasm).

Suv molekulasidagi kislorod atomining elektronlari ham to'rtta sp^3 -gibnd orbitallar hosil qiladi, ulardan ikkitasi suv molekulasi hosil qilishda qatnashsa, qolgan ikkitasi taqsimlanmagan elektronlar jufti bilan band bo'ladi. Kislorod bilan vodorod atomlari orasidagi burchak tetraedrning qo'shni cho'qqilari orasidagi yo'nalishga ega bo'ladi. Erkin elektron juftlari tetraedrning qolgan ikki cho'qqisi tomon yo'nalgan bo'ladi:



Suv molekulasida protonga ega bo'lgan moddalar (masalan, xlorid kislota eritmasi) bilan reaksiyada qatnashsa, hosil bo'lgan gidroksoniy kationida kislorodning taqsimlanmagan sp^3 -gibrid orbitalaridan biri donorlik, kislota protoni esa akseptorlik vazifasini bajaradi va gidroksoniy kationi ammiak molekulasida kabi shaklga ega bo'ladi. Bunday ionda kislorod atomining valentligi uchga teng bo'ladi, VII gruppada elementlarining vodorodli birikmalarida 4 ta sp^3 -gibrid orbitalardan bittasi vodorod atomi bilan bog' hosil qilishda qatnashsa, qolgan uchta erkin elektronlar jufti bilan ishg'ol etilgan, ulardagi elektronlar buluti tetraedrning qolgan uchta cho'qqilariga yo'nalgan bo'ladi (rasm).



V.9-rasm. Vodorod xlorid molekulasida xlor atomining gibridlangan orbitallaridan biri bog'lovchi elektronlar jufti bilan σ -bog' hosil qilishda qatnashgan, qolgan uchta sp^3 -orbitallarida taqsimlanmagan elektron juftlar joylashgan.

Taqsimlanmagan elektron juftlari orasidagi o'zaro itarishuv kuchlari bog' hosil qilishda qatnashgan bog'lovchi orbitallar orasidagi itarishishdan ko'ra kuchliroq bo'ladi, shu sababli CH_4 va NH_3 da burchak $109^\circ 28'$, ammiakda $107,3^\circ$ va suvda esa $104,5^\circ$ bo'ladi.

Qutbli kovalent bog'lanish

Yuqorida aytilganicha, qutbsiz kovalent bog' hosil qilishda NEM qiymatlari bir-biriga yaqin ($\Delta x \leq 0,4$) bo'lgan elementlarga qatnashadi. Bu holda bog' hosil qiluvchi elektronlarning maksimal zichligi ikki yadro oralig'ida simmetrik holda joylashadi deb tasavur etiladi.

Elektronlarning bitta yadro maydonidagina bo'lishiga qaraganda ularning ikki yoki undan ko'proq yadrolar maydonida bo'lishi sistema energiyasini pasaytiradi, bu vaziyat sistemani energetik afzallikka olib keladi.

Agar bog' hosil qilishda qatnashayotgan atomlarning NEM lari har xil bo'lsa, elektron bulutining zichligi NEM lik qiymati kattaroq bo'lgan atom tomon siljiydi. NEM lik qiymati kichik bo'lgan atomga yaqin bo'lgan fazo qismida musbat zaryad paydo bo'ladi va natijada atomlarda qarama-qarshi zaryadli qutblar yuzaga keladi.

Elektromanfiyliklari ozfarq qiladigan atomlar orasida hosil bo'ladigan bog'ni qutbli kovalent bog'lanish deb ataladi.

Elementlarning NEM qiymatlaridagi farqidan tashqari molekuladagi bog' qutbli bo'lishining bir necha sabablarini quyidagicha ifodalash mumkin:

— kimyoviy bog' hosil qiluvchi atomlarning yadro zaryadlari bir xil bo'lmasligi;

— atomlarda valent pog'onadagi elektron qobiqlarining radiuslari turlicha bo'lish va elektron pog'onalarining elektronlar bilan ishg'ol etilish darajasi turlicha bo'lishi kerak.

Yuqoridagi shartlardan bin amalga oshganda ham, bog' hosil qilayotgan elektron juftlarining zaryad zichligi ikki yadro oralig'ida asimmetrik holda joylashadi. NEM qiymati kattaroq bo'lgan atomda *effektiv manfiy zaryad* (belgisi 8^-), u bilan bog'langan ikkinchi atomda *effektiv musbat zaryad* (belgisi 6^+)

to'planadi (bu zaryadlar kattaligi ikki yadroli molekula uchun bir xil bo'ladi, chunki molekulalar har doim elektroneytral holda bo'ladi). Effektiv zaryadlar miqdori har doim bog' hosil qilayotgan atomlarning oksidlanish darajasidan kichik bo'ladi.

Masalan, HCl molekulasida elektron bulutining zichligi elektrmanfiy xlor atomi tomon siljigan va bu vaziyatni $H^{\delta+}-Cl^{\delta-}$ ko'rinishida aks ettiriladi. Bunday molekulalar *qisman qutbli* yoki *qisman ionli kovalent* bog'ga ega bo'ladi. Bu molekulada bog'ning ionli darajasi 18% ga teng, ya'ni δ^+ va δ^- qiymati 0,18 ga teng. Agar $\delta=0$ bo'lsa edi, molekuladagi bog'ning tabiati qutbsiz kovalent, $\delta=1$ bo'lsa, bog' ionli xususiyatga ega bo'lar edi. Lekin, davriy sistemadagi atomlar orasida shunday 100% li ionli bog' bo'lishi prinsipial mumkin emas, uning sabablari V.8-qismda ko'rib chiqiladi.

Kimyoviy bog' va molekulalarning umumiy qutbliligi dipolning elektr momenti μ («myu») — *dipol moment* vositasida ifodalanadi:

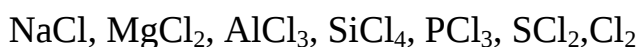
$$\mu = \bar{e}l$$

bu formulada $\bar{e}$ — atomlardagi effektiv zaryad (Kulonlarda, qisqacha — Kl), l — qutblararo masofa (m). SI birligida dipol moment «Kulon*metr» (Kl *m) kattaligida ifodalanadi.

Molekula tarkibidagi bog'larning dipol momenti vektor yo'nalishiga qarab molekulada qutblilik turlicha bo'lishi mumkin.

Dipol moment kattaligi kovalent tabiatli molekulalar uchun nolga, qutbliligi maksimal bo'lgan moddalar molekulasi uchun $18,5 \cdot 10^{-31}$ Kl*m (geksametilfosfotriamid) gacha bo'lishi mumkin.

Kimyoviy bog'ning nisbatan to'la ionli holatdan kovalent holatga o'tishini davriy sistemadagi 3-davr elementlarining xlor bilan hosil qilgan birikmalari misolida kuzatish mumkin:



ionli bog' qutbli kovalent bog'i kovalent bog'
 molekular

Bu qatorda bog'ning qutbliligi kamayib boradi.

Kimyoviy bog' hosil qilishda qatnashayotgan elementlar NEM qiymatlari farqi kimyoviy bog'ni qutbliligiga proporsional bo'ladi.

Bog' hosil qilishda qatnashgan elementlarning elektrmanfiyliklari orasidagi farq kattaligi bog'ning ionlik darajasi ortib borishiga proporsional bo'ladi. Quyidagi V.2-jadvalda shu xususiyat aks ettirilgan.

V.2-jadval

Elementlarning elektrmanfiyliklari orasidagi farq bilan bog'ning ionlik darajasi orasidagi bog'lanish

$\Delta\chi$	Bog'ning ionlik darajasi, %	$\Delta\chi$	Bog'ning ionlik darajasi, %
0,2	1	1,8	55
0,4	4	2,0	63
0,6	9	2,2	70
0,8	15	2,4	76
1,0	22	2,6	82
1,2	30	2,8	86
1,4	39	3,0	89
1,6	47	3,2	92

Jadvaldan ko'rinishicha, elementlarning NEM qiymati bir-biridan 1,7 birlikka farq qilsa, kimyoviy bog'ning 50%-i kovalent va yarmi ion bog' xususiyatiga ega bo'lar ekan, boshqacha aytganda, shunday molekulada bog'ning tabiati teng miqdorda ionli va kovalent xususiyatga ega bo'ladi.

Bog'da qatnashuvchi atomlarning NEM qiymatlari orasidagi farq 2,0 dan katta bo'lsa, molekuladagi bog' tabiati *ionli* xususiyatga, farq 0,4—2,0 gacha bo'lganda qutbli kovalent tabiatli va 0,4 dan kichik bo'lgan holda bog'ni deyarli *kovalent* xususiyatga ega deb hisoblash tavsiya etiladi.

Bir davrdagi elementlar atomlari birikmalarida elektron juft zichligi jadvalda o'ng tomonda joylashgan atom tomon siljigan bo'ladi, bir gruppachada joylashgan elementlar (masalan, galoidaro birikmalar) orasidagi bog'lovchi elektron juftlar gruppada yuqoriroqda joylashgan element tomon siljigan bo'ladi. Demak, ikki xil NEM qiymatiga ega bo'lgan ikki atomli molekulalar qutbga ega bo'ladi.

Uch atomli molekulalar qutbli kovalent bog'lardan tashkil topgan taqdirda ham, molekula har doim qutbli bo'lishi shart emas. Bunday molekulalarning geometrik tuzilishi qutbli yoki qutbsiz bo'lishini asoslovchi omil bo'ladi. Aytib o'tilgan holatlarni (ya'ni molekula geometriyasining ahamiyatini) quyidagi misollarda ko'rib chiqamiz:

a) metan molekulasidagi har bir C—H bog'ning ionli darajasi yuqorida keltirilgan jadvalga binoan 4% ni tashkil etadi ($\chi_C=2,5$; $\chi_H=2,1$ va $\Delta\chi=0,4$), ya'ni har bir bog' qutbli, lekin tetraedr simmetriyasiga ega bo'lgan bu molekula batamom qutbsiz, chunki musbat va manfiy qutblarning geometrik markazi fazoning bir nuqtasida joylashgan. Bunday qutbli bog'lardan tashkil topgan qutbsiz molekulalarning markaziy atomlari faqat sp - va sp^2 -gibrid orbitallardagina emas, ular qatorida sp^3 -gibrid orbitalli molekula ham bo'ladi, dsp^3 - (uchburchakli bipiramida) va d^2sp^3 -(oktaedr shaklli) gibrid orbitalli molekulalar keng tarqalgan. Ammiak molekulasida sp^3 -gibrid orbitallarning birida erkin elektron jufti joylashgan bo'ladi. Bu molekulada har bir N—H bog'ning qutbliligi C—H bog'nikidan ko'ra kattaroq (ionli darajasi 20% ga yaqin) bo'lsa ham, musbat va manfiy qutblarning

markazi fazoning turli nuqtalarida joylashadi (molekula uchun bu nuqtalar o'zni vektorlar qo'shilishi asosida topiladi);

b) suv molekulasiining geometriyasi burchakli ko'rinishiga ega bo'lib, musbat va manfiy qutblarning geometrik markazlari bir-biridan ancha uzoqda joylashgan; molekula uchun $\mu=6,1 \cdot 10^{-31}$ Kl·m ga teng bo'lib, suv kuchli qutbli modda hisoblanadi.

Xulosa qilib aytganda, chiziqli tuzilishga ega bo'lgan molekulalarda (sp -gibridlanish) markaziy atom atrofida joylashgan atomlar bir xil tabiatli bo'lsa ($BeCl_2$, BeH_2 , CO_2 va boshqalar) molekula qutbsiz bo'ladi. Xuddi shunday tarzda, sp^2 -gibridlangan orbitallar ishtirokida hosil bo'lgan va uchala atomlari bir xil bo'lgan molekulalar (BH_3 , BCl_3 , SO_3 va boshqalar) ham qutbga ega bo'lmaydi. Agar CH_4 , CCl_4 molekulalarining simmetriyasi yuqori bo'lishi ularning qutblilik xossasi yo'qolishiga olib kelsa, $CHCl_3$ ($\mu=3,83 \cdot 10^{-31}$ Kl·m), CH_2Cl_2 ($\mu=5,27 \cdot 10^{-31}$ Kl·m) yoki CH_3Cl ($\mu=6,57 \cdot 10^{-31}$ Kl·m) molekulalari albatta qutbli bo'ladi.

Agar sp^3 -gibrid orbitali atom taqsimlanmagan elektron juftiga ega bo'lib, bog'langan atomlarning NEM qiymatlari markaziy atomnikidan farq qilganda, bog'larning dipol moment vektorlari qarama-qarshi yo'nalishga ega bo'lishi mumkin. Masalan, $:NH_3$ molekulasida taqsimlanmagan elektron jufti tufayli paydo bo'lgan dipol moment vektori uchburchakli piramida asosi tekisligiga teskari perpendikular tomon yo'nalgan. Molekuladagi N—H bog'larning dipol moment vektorlari ham taqsimlanmagan juftning vektori bilan bir tomonga yo'nalgan, shu sababli bu vektorlar qo'shiladi.

$:NF_3$ molekulasida N—F bog'larning dipol moment vektori $\mu(N—H) < \mu(N—F)$ bo'lgani holda ham, N—F bog'lar vektori taqsimlanmagan elektron jufti vektoriga qarama-qarshi tomonga yo'nalgan, shu sababli molekula qutbliligi NH_3 nikidan ancha kam bo'ladi: $\mu(NH_3)=0,47 \cdot 10^{-31}$ Kl·m, $\mu(NF_3)=0,07 \cdot 10^{-31}$ Kl·m.

Molekulalarda dipol moment kattaligi ayni molekulaning geometrik tuzilishi haqida ma'lumot beradi. Masalan, CO_2 va SO_2 molekulalarining har birida E—O bog'i qutbli, manfiy qutb kislorod atomiga yaqin joylashgan. Birinchi molekula batamom qutbsiz bo'lishi, uning chiziqli tuzilishi (sp -gibrid orbital hisobiga) natijasida ikkita bog'ning qutblari bir-biriga teskari bo'lib, $\mu = 0$ bo'lishiga olib keladi. SO_2 molekulasida sp^2 -gibrid orbitallar vositasida paydo bo'lib, molekulada $S=0$ bog'lari o'zaro 120° burchak hosil qiladi, bu esa molekulaning qutbli bo'lishiga olib keladi. Tajribada μ qiymatini aniqlab molekula geometriyasi haqidagi ma'lumotga ega bo'lish mumkin.

Qutbli molekulalardan tashkil topgan moddalarda qarama-qarshi zaryadi qutblari orasidagi tortishuv kuchlari paydo bo'ladi, shu sababli bunday moddalarning suyuqlanish va qaynash temperaturallari qutbsiz kovalent bog'li moddalarnikiga nisbatan yuqoriroq bo'ladi. Qutbli va ion tabiatli moddalar qutbli

molekulali suyuqliklarda yaxshi eriydi, chunki erigan moddalar molekulalarning qutblari yoki ionlari bilan erituvchi molekulalari orasidagi qo'shimcha *dipol-dipol* yoki *ion-dipol* ta'sirlashuvlar natijasida qutbli molekulalar ionlarga aylanish imkoniyati kuchayadi.

Misol tariqasida vodorod xlorid gazi qutbsiz organik (benzol va unga o'xshash) erituvchilarda eriydi, lekin bu eritmalarda u dissotsilanmaydi (kumush nitrat bilan kumush xloridni hosil qilmaydi). Shu gaz suvda juda yaxshi eriydi va to'la ionlarga dissotsilanadi.

Effektiv zaryad — qutbsiz kovalent bog'li molekulalardagi atomlar uchun 0 ga teng, lekin ulardagi NEM li farqi ortgan sari zaryad kattaligi ortadi, bog'ning ionli xususiyati kuchayadi.

Quyida galoidvodorodlardagi NEM farqi (Δx) ning, bog' qutbliligining va gaiogen atomlaridagi δ -qiymatining o'zgarishini ko'rish mumkin:

Molekulalar	HF	HCl	HBr	HI
$\mu, \text{Kl} \cdot \text{m} \cdot 10^{31}$	1,91	1,03	0,79	0,42
Δx	2,0	0,9	0,7	0,5
$-\delta$ (galogen atomida)	0,45	0,20	0,12	0,05

Bu qatorda anion radiusi ortib borishi tartibida undagi manfiy zaryad zichligi kamayadi, anionning deformatsiyalanishi osonlashadi, elektron zichligi musbat zaryadlangan kation tomon siljiydi va natijada bog'ning kovalentlik xususiyati kuchayadi.

Effektiv zaryad kattaligi bilan atomlarning NEM qiymatlaridagi farqi orasida parallellikni 3-davr elementlari oksidlarida ham kuzatish qulay:

Oksidlar	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
Δx	2,6	2,3	2,0	1,6	1,3	1,0	0,5
$-\delta$	0,81	0,35	0,31	0,23	0,13	0,06	0,01

Quyidagi jadvalda birikma tarkibidagi elementlarning effektiv zaryadlari keltirilgan; bu qiymatlar molekula ionli tabiatga ega bo'lganda ham lining effektiv zaryadi ion zaryadidan kichik bo'ladi.

Ba'zi birikmalarda atomlarning effektiv zaryadi

Molekula	Atom	δ	Molekula	Atom	δ
NaF	F	-0,93	SnF ₄	Sn	+0,40
NaCl	Cl	-0,92	SnCl ₄	Sn	+0,22
NaBr	Br	-0,83	SnBr ₄	Sn	+0,15
NaI	I	-0,75	SnI ₄	Sn	+0,05
KClO ₃	Cl	+0,70	H ₂ S	H	+0,10
KMnO ₄	Mn	+0,30	MgS	Mg	+1,05
Li ₂ O	Li	+0,80	FeS	Fe	+0,71
Na ₂ O	Na	+0,81	CuS	Cu	+0,51
K ₂ O	K	+0,89	Al ₂ S ₃	Al	+1,50
Rb ₂ O	Rb	+0,92	SnS ₂	Sn	+1,08
Cs ₂ O	Cs	+0,69	ZnS	Zn	+0,89
ZnO	O	-1,06	SnCl ₂	Cl	-0,10
SO ₂	O	0,10	ZnBr ₂	Br	-0,50
SO ₃	O	0,06	CrCl ₂	Cr	+1,90
OsO ₂	Os	+0,80	CrCl ₃	Cr	+1,20
K ₂ OsO ₄	Os	+0,80	Co(NO ₂) ₂	Co	+1,80
MgO	Mg	+1,01	Co(NO ₂) ₃	Co	+1,2
K ₂ CrO ₄	Cr	+0,20	Fe(NO ₂) ₃ ·9H ₂ O	Fe	+1,70
K ₂ Cr ₂ O ₇	Cr	+0,10	K ₃ [Fe(CN) ₆]	Fe	+1,00
CaSO ₄	S	+0,40	K ₄ [Fe(CN) ₆]	Fe	+1,16

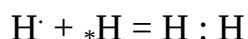
Donor-akseptor bog'lanish

Bir atomning elektron jufti hisobiga hosil bo'ladigan ikkinchi tur bog'lanishning donor-akseptor mexanizmi amalga oshganda o'zaro bog'lanuvchi atomlar bog' hosil qilishda bir xil hissa qo'shmaydi, atomlardan biri (donor) bog' hosil qilish uchun o'zining taqsimlanmagan elektron juftini ikkinchi atomning bo'sh orbitaliga uzatadi va buning natijasida, birinchi holdagi kabi, elektron jufti ikki yadroni bog'lab turuvchi vositaga aylanadi.

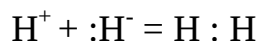
Bir atomning taqsimlanmagan elektron jufti va boshqa atomni vakant (bo'sh) elektron orbitali hisobiga hosil bo'lgan bog'lanish donor-akseptor bog' deb ataladi.

Bunday bog'lar hosil bo'lishida akseptor vazifasini bajaradigan atomlarning tashqi valent elektronlarining soni orbitallar sonidan kam bo'lishi (2-davir elementlari uchun I—III gruppada elementlari atomlarida), donor xossasiga bo'ladigan atomlarda valent elektronlar soni orbitallar sonidan ko'proq (VIII gruppada elementlar atomlari) bo'lganda kuzatiladi. Shu bilan birga, bog'larni hosil qilishda qatnashadigan atomlar yoki molekulalar zaryadlangan (ionlar) yoki neytral holda bo'lishi mumkin. Masalan, H₂ molekulasi hosil bo'lishini ikkala mexanizm asosida tushuntirish mumkin:

1) ikkita vodorod atomi teng hissa qo'shgan holda (har bir atomi bittadan elektron berib) molekula kovalent mexanizm orqali hosil bo'ladi:



2) donor-akseptor mexanizm amalga oshishda H^+ (masalan, suv mol lekulasidagi vodorod atomi) va H^- (metall gidridlardagi vodorod anionij zarrachalari orasida hosil bo'ladigan bog'ni



(bu holat $NaH + H_2O = NaOH + H_2$ reaksiyasida kuzatiladi) tarzda aks ettirish mumkin;

3) SO_2 molekulasida o'zining erkin elektron jufti hisobiga donor vazifal sini bajarib, uning bilan reaksiyaga kirishadigan kislorod atomining tashqarisidagi valent qobig'ida oktet qobiqcha hosil qilish uchun ikkita elektron yetmagani uchun, bu atom akseptor vazifasini o'ynay oladi va SO_2 molekulasida SO_3 ga o'tadi. Bu holatni ham donor-akseptor mexanizm asosida tushuntirish mumkin;

4) ammiak molekulasida azot atomi taqsimlanmagan elektron juftig'ga ega va uning hisobiga molekula donor bo'ladi, vodorod xloriddagi vodorod atomining qisman bo'shagan ls-orbitali hisobiga bu atom akseptorlik vazifasini bajaradi: $H^+ + :NH_3 = NH_4^+$. Yangi hosil bo'lgan ammoniy ionidagi to'rtala N—H bog'lar bir-biridan hech qanday farq qilmaydi, sp^3 -gibrid orbitaldagi elektron jufti ham oldingi ammiakdagi uchta N-H bog'idagi atomlarning teng hissa qo'shib hosil qilgan bog'dagi elektron juftlari ham ikki yadro (N va H) oralig'ida bir xil vaziyatda bo'ladi. Ammiak molekulasi geometriyasi uchburchakli piramida holidan muntazam tetraedr shaklli ammoniy ioniga o'tadi.

Ko'rib chiqqan kovalent bog' hosil bo'lish mexanizmi ikki xil bo'lsa ham, undan bog'larning keilib chiqishini aks ettirish maqsadida foydalanish o'rinli, lekin bog' tabiatini bir-biridan farq qilish uchun hech qanday asos yo'q.

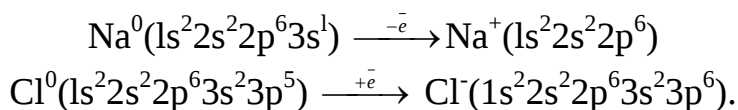
Ion bog'lanish

Kimyoviy bog'ni hosil qilayotgan atomlarning NEM lar qiymati bir-biridan keskin farq qiladigan holatda NEM ligi kattaroq bo'lgan element o'ziga ikkinchi atomning elektronlarini tortib oladi va manfiy zaryadlangan ion (anion) holiga o'tadi. NEM lik qiymati kichik bo'lgan element musbat, zaryadlangan kation holiga o'tadi.

Qarama-qarshi ishorali ionlar orasida elektrostatik tortishuv kuchlari hisobiga amalga oshgan bog' ionli bog'lanish deb ataladi.

Yuqorida tasvir etilgan holat birmuncha to'g'ri emas, chunki yangi hosil bo'lgan elektron jufti batamom manfiy zaryadlangan ionning o'zidagina qolmasdan, qisman musbat zaryadlangan kation tomon siljiydi, chunki batamom elektrmanfiylikka ega bo'lmagan atomlar yo'q, ko'pmi yoki ozmi, har bir metall atomi ma'lum NEM qiymatiga ega.

Bir atomli kationlar va anionlar orasidagi elektron zichlik NEM qiymati kattaroq bo'lgan element tomon siljiydi. NEM ligi kichik bo'lgan atomlarning tashqi valent qobig'idagi elektronlar soni ko'p emas (1, 2 ba'zan 3 ta bo'lishi mumkin), ularning shu elektronlari NEM ligi katta bo'lgan ikkinchi atomga o'tganda bu atom ion holiga o'tishi natijasida turg'un holatdagi o'zak elektronlarining o'zi qoladi; shu bilan birga, elektr manfiyligi katta bo'lgan elementning tashqi valent qobig'ida 4—7 gacha elektronlari bo'ladi va o'zga (boshqa) atom elektronlarini biriktirishi natijasida valent qobiq orbitallari to'lgan holga o'tadi. Bir atomli kationlar ishqoriy metallar uchun, bir atomli anionlar galogenlar uchun xosdir. Bunda metallmaslarning elektron qobiqlarining elektron konfiguratsiyasi davriy sistemada shu metallmaslardan keyin joylashgan nodir gazlar konfiguratsiyasiga, metallar esa tashqi valent qobig'idagi elektronlari metallmaslarga o'tgandan keyin, davriy sistemada o'zlaridan oldin joylashgan nodir gazlar konfiguratsiyasiga ega bo'lib qoladi. Aytib o'tilgan holatlarni Na va Cl atomlari orasidagi reaksiya natijasida NaCl molekulasi hosil bo'lishida ko'rib chiqamiz. Natriy atomining elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ bo'lib, yagona valent elektroni xlor atomiga o'tadi va natriy ionining elektron konfiguratsiyasi neon atomining konfiguratsiyasi ($1s^2 2s^2 2p^6$)ga aylanadi. Xlor atomida elektron konfiguratsiya $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ dan argon atomining konfiguratsiyasi ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) ga o'tadi:



Natriyning 3s-elektroni xlorning 3p-orbitaliga o'tishi natijasida odatda Na^+ va Cl^- zarrachalar hosil bo'ladi, desak ham haqiqatda natriyl atomining NEM ligi nolga teng bo'lmagani sababli elektron zaryadi qisman xlordan natriyga tomon siljigan bo'ladi va $\text{Na}^{0,8+}$ va $\text{Cl}^{0,8-}$ holidal bo'lishi aniqlangan. Bunday kattalikdagi effektiv zaryadni biz ko'pinchaj soddalashtirib Na^+ va Cl^- holida yozamiz.

Quyidagi ikki qatorda molekula hosil qilgan atomlarning NEM liklali farqi bog' tabiatiga a'undav ta'sir etishini namovish aildadi:

V.4-jadval

Molekula	CsCl	BaCl ₂	MgCl ₂	AlCl ₃	SnCl ₄	BiCl ₃
$\Delta\chi$, %	2,3	2,1	1,8	1,5	1,2	1,1
Bog'ning ionlik darajasi (i, %)	73	67	55	43	30	26
Molekula	CsF	BaF ₂	MgF ₂	AlF ₃	SnF ₄	BiF ₃
$\Delta\chi$, %	3,3	3,1	2,8	2,5	2,2	2,1
Bog'ning ionlik darajasi (i, %)	95	90	86	79	70	67

Yuqori qatordagi xloridlarning uchtasi (CsCl, BaCl₂, MgCl₂)da ionM bog' hissi ko'proq, ularning qolgan uchtasi (AlCl₃—BiCl₃) da qutbli koi valent bog' bo'lsa, ikkinchi qatordagi ftoridlarning hammasida ionli bog' tabiati ustunroq bo'ladi.

Nazorat uchun savollar

1. Umumlashgan elektron juftlar qachon hosil bo'ladi?
2. Yo'naluvchanlik va to'yinuvchanlik nima?
3. AX_3E molekulaning atomlari qanday shakldagi geometrik joylashuvda bo'ladi?
4. Lyuis qanday bog'lanishni talqin etdi?

7-MA'RUZA. TERMOKIMYOVIY JARAYONLAR

Reja:

1. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti
2. Entalpiya va entropiya
3. Gess qonuni

Kimyo fanining bu qismi kimyoviy jarayonlarning vaqt o'tishi davomida turli omillar ta'sirida qanday qonuniyatlar asosida amalga oshishini o'rganadi.

Turli tashqi ta'sirlar orasida reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalarining o'zgarishi, temperatura o'zgarishining ta'siri va gaz moddalar orasida boradigan reaksiyalarga tashqi bosimning ta'siri va, bulardan tashqari, yana bir necha holatlar va vaziyatlar ta'siri natijasida bo'ladigan o'zgarishlar sistema uchun ahamiyatga ega bo'ladi.

Har qanday omillarning reaksiya tezligiga ta'sirini o'rganishda turlicha yo'l tutish mumkin. Masalan, reaksiya tezligini o'rgamsh maqsadida qo'yilgan tajribalarni *turli miqdorda olingan moddalar* ishtirokida kuzatiladigan o'zgarishlarni qayd etish va olingan ma'lumotlarni umumlashtirish natijasida sizga ma'lum bo'lgan «*ta'sir etuvchi massalar qonun*» ta'riflangan edi.

Boshqacha yoi tutilganda — reaksiya davomida ayrim atom va molekulalar holatidagi o'zgarishlarni tadqiq etish natijasida ham uraun qonuniyatlarni keltirib chiqarish mumkin. Bu usulni amalga oshirishda ko'pincha turli taxminlarga tayanishga to'g'ri keladi, chunki ko'pchilik reaksiyalar «*oraliq bosqichlar*» vositasi orqali amalga oshadi. Oraliq bosqich mexanizmi haqidagi ma'lumotlarga ega bo'lish uchun ko'pgina ma'lumotlarni o'zaro umumlashtiruvchi holatgacha yetkazish kerak bo'ladi. Makrosistemalarga mos keladigan qonuniyatlar atomlarda va molekulalarda o'ziga xos xususiyatlarga ega, ular bir-biridan keskin farq qilishi ham mumkin.

Hozirgi zamon kimyoviy kinetikaning yutuqlari yuqorida aytilgan ikkl xil yo'nalishdagi izlanishlar natijasidan kelib chiqqan qonuniyatlar va nazariy holatlarni jamlab olgan. Termokimyoviy hisoblar asosida ko'pgina ahamiyatli jarayonlarni energetik xossalarini baholash mumkin. Masalan, kimyoviy bog'lar va kristall panjara energiyalarni, fazoviy o'zgarishlar, molekulalar orasidagi ta'sirlashish

energiyalarini, erish, solvatlanish (gidratlanish) entalpiyalarini hisoblash mumkin 1840-yilda rus kimyogari G.I.Gess issiqlik effektlar yig'indisi (issiqlik effektining additivligi) qonunini ta'rifladi:

kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti boshlang'ich modda va mahsulotlarning agregat holatlarigagina bog'liq, reaksiya borishida bo'ladigan bosqichlarga bog'liq emas.

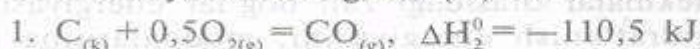
Quyida uglerodning oksidlanishi natijasida uglerod(IV) oksid hosil bo'lish reaksiyasining issiqlik effektini hisoblash bilan termokimyoning shu qonunini tushuntiramiz.

Grafitning oksidlanib, CO_2 hosil bo'lishini ikki usulda amalga oshirish mumkin.

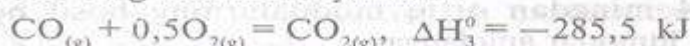


Ikkinchi usulda jarayonni ikki bosqich orqali amalga oshirish ko'zda tutiladi.

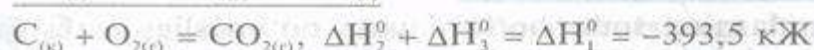
II. Grafit yonishida uglerod(II) oksid hosil bo'ladi:



2. CO ning kislorodda yonishi:



Ikki bosqichning yig'indisi:

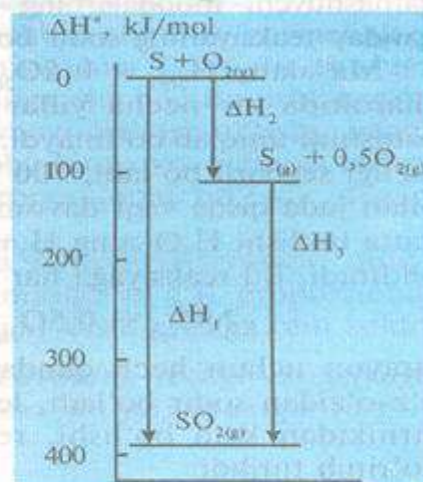


Shu misolga tatbiq etilgan Gess qonuniga tegishli ma'lumotlar grafik ko'rinishi IX. 1-rasmda keltirilgan.

Grafikdan ko'rinadiki, Gess qonuni energiyaning saqlanish qonunining bosqichma-bosqich boradigan jarayonlarga tatbiq qilinishidan kelib chiqadi.

Xulosa: *ayrim bosqichlarning issiqlik effektlar yig'indisi umumiy jarayonning issiqlik effektiga tengdir.*

Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effektini topish uchun reaksiya mahsulotlarining hosil bo'lish issiqliklari yig'indisidan boshlang'ich moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisini ayirish lozim:



IX. 1-rasm. Grafitning yonishida kuzatiladigan bosqichli issiqlik effektlariga doir grafik.

$$\Delta H_{\text{p-ya, 298}}^0 = \sum \Delta H_{\text{f, mahs.}}^0 - \sum \Delta H_{\text{f, boshl. modda}}^0$$

reaksiyaning issiqlik effekti mahsulotlar hosil bo'lish issiqliklari yig'indisi boshlang'ich moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisi

Uglerod(IV) oksidning oddiy moddalardan hosil bo'lish entalpiyasi ($\Delta H_{f,298}^0$) va oraliq bosqichda CO ning hosil bo'lish entalpiyasi bilan lining CO₂ gacha oksidlanish entalpiyalari yig'indisiga teng ekanligi energiyaning saqianish qonuni lalabiga javob beradi.

Shunday grafik yoki hisoblardan foydalanib, tajribada o'lchab bo'lmaydigan CO ning hosil bo'lish entalpiyasini hisoblab topish oson bo'ladi.

Termokimyoviy hisoblar asosida kimyoviy bog' energiyasini, kristall panjara energiyasini, molekular orasidagi zaif bog'lar energiyasini, moddalarning erish va gidratlanish energiyasini, moddalarning bir fazadan ikkinchi fazaga o'tish jarayonining energetik effektlarini topish mumkin. Hozirgacha 4 mingdan ortiq moddalarning hosil bo'lish entalpiyalari haqidagi ma'lumotlar aniqlangan.

Nazorat uchun savollar

1. Issiqlik effekti nima?
2. Entalpiya nima?
3. Entropiya nima?
4. Gess qonuni nimani ifodalaydi?

8-MA'RUZA. KIMYOVIY REAKSIYALAR KINETIKASI VA KIMYOVIY MUVOZANAT

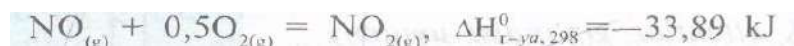
Reja:

1. **Kimyoviy reaksiya tezligi**
2. **Tezlik va konsentratsiyaning bog'liqligi**
3. **Tezlik, temperatura va bosimning bog'liqligi**
4. **Qaytar jarayonlarda kimyoviy muvozanat**
5. **Muvozanatga ta'sir etuvchi omillar. Le-Syatel'ye prinsipi**

Kimyoviy reaksiya tezligi va unga ta'sir etuvchi omillar. Kimyoviy jarayonlarning sodir bo'lishi yoki bo'lmasligi reaksiyada qatnashuvchi moddalarning bir-biriga bo'lgan kimyoviy mosligiga bogliq. Har qanday reaksiyaning sodir bo'lishi uchun ma'lum sharoitlar yaratilishi kerak.

Masalan, $\text{H}_{2(g)} + 0,5\text{O}_{2(g)} = \text{H}_2\text{O}_{(g)}$, $\Delta H_{f,298}^0 = -241,84 \text{ kJ}$ reaksiya uy sharoitida bir necha yillar davomida oz miqdorda bo'lsa ham, amalga oshishini aniqlab bo'lmaydi. Shu reaksiyaning 500°C dan yuqorida reaksiya tezligi sezilarli bo'ladi, 700°C dan yuqorida yoki uchqun ta'sirida portlash bilan juda qisqa vaqt davomida tugaydi. Bu reaksiyaning entalpiya qiymati katta bo'lishi H₂O ning H₂+O₂

aralashmasiga qaraganda turg'un ekanligini bildiradi. Bu reaksiyaga har tomonlama teskari xususiyatga ega bo'lgan



jarayon uchun hech qanday qo'shimcha sharoit yaratish kerak emas, u o'z-o'zidan sodir bo'ladi, lekin mahsulot turg'unligi boshlang'ich moddalarnikidan kam bo'lishi, reaksiya entalpiyasi qiymatidan va ishorasidan ko'rinib turibdi.

Reaksiyalarning borish qonuniyatlarini bilgan holda jarayonni boshqarish imkoniyatlariga ega bo'lish va reaksiya tezligiga ta'sir qiluvchi omillardan to'g'ri foydalana bilish kimyogarlar uchun muhim imkoniyatlardan biri bo'ladi.

Kimyoviy reaksiya teziigi, ma'lum vaqt davomida hajm birligida (gomoget reaksiyalar uchun) yoki fazalar chegarasida (geterogen reaksiyalar uchun) sodir bo'lgan kimyoviy jarayon teziigi bilan o'lchanadi, Ko'pincha, kimyoviy reaksiy; tezligini o'lchash uchun vaqt birligida reaksiyaga kirishgan yoki unda hosi bo'lgan moddalardan birining konsentratsiyasini o'zgarishi qayd etiladi. Ba'z hollarda, reaksiya teziigi haqidagi ma'lumotni reaksiya sodir bo'layotgan sistemaning biror xususiyati (bosimi, rangning ravshanligi yoki elektr o'tkazuv-chanligi)ni o'lchash ham kifoya qiladi.

Reaksiya davomida hajm o'zgarmas (izoxorik) sistemalar uchun t , vz T_2 vaqtlar oralig'ida reaksiyada qatnashuvchi moddalardan birining konsentratsiyasi C_x bilan C_2 oralig'ida o'zgargan bo'lsa, shu vaqt oralig'ida o'lchangan reaksiya tezligini quyidagicha ifodalanadi:

$$\bar{v} = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Bu ifodadagi «+» va «—» ishoralar modda konsentratsiyasining ortib borishi (mahsulotlar uchun) yoki boshlang'ich moddalardan birining konsentratsiyasi kamayib borishi ni anglatadi.

Bu formuladagi ko'rsatkich o'zgarishini o'lchash oralig'idagi vaqt farqi qancha qisqa bo'lsa, hisoblangan tezlik qiymati reaksiyaning haqiqiy tezligiga yaqin bo'ladi.

Reaksiya tezligining konsentratsiyaga bog'liqligi. Moddalar orasida reaksiya sodir bo'lishi uchun ularning zarrachalari o'zaro to'qnashuvi zarur, shundagina ularning biri ikkinchi turdagi moddalar atomlarining elektr maydonlari ta'siriga duchor bo'lishi kerak. Faqat shunday vaziyatdagina elektronlarning yangi holatga o'tishi, yangi moddalar hosil bo'lishi amalga oshadi. Shu sababli kimyoviy reaksiya teziigi zarrachalarning o'zaro to'qnashuvi soniga proporsional bo'ladi, degan xulosaga kelish to'g'ri bo'ladi.

Bunday to'qnashuvlar soni har bir modda konsentratsiyasiga, aniq-ro'gi, moddalar konsentratsiyalarining ko'paytmasiga to'g'ri proporsional bo'lishi 1867-yilda *ta'sir etuvchi massalar qonunini* kashf etishga olib keldi:

Doimiy temperaturada kimyoviy reaksiyaning teziigi reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalari ko'paytmasiga to'g'ri proporsional bo'ladi.

Kimyoviy reaksiya teziigi haqida so'z borganda moddalar konsentratsiyasi 1 hajmdagi moddaning mollar soni bilan ifodalanadi. Bit kattalik gaz moddalar uchun gazlar aralashmasidagi ayni gazning parsial bosimi bilan ifodalanishi ham kerak.

Tenglamasi $aA + bB = cC + dD$ bo'lgan reaksiyaning tezlik ifodasi $v = k[A]^a[B]^b$ bo'ladi.

k — reaksiyaning tezlik konstantasi, reaksiyaga kirishuvchi moddalar-ning tabiatiga va temperaturaga bog'liq. Reaksiya tenglamasidagi moddalarning stexiometrik koeffitsientlari tezlik ifodasidagi moddalar konsentratsiyalarining darajalariga aylanadi. Agar reaksiyada qattiq modda qatnashsa, vaqt davomida uning konsentratsiyasi deyarli o'zgarmaydi va shu sababli uning qiymati tezlik ifodasiga kirmaydi. Masalan, grafitning yonish reaksiyasi $C_{(k)} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}$ uchun tezlik ifodasi $v = k[O_2]$ bo'ladi.

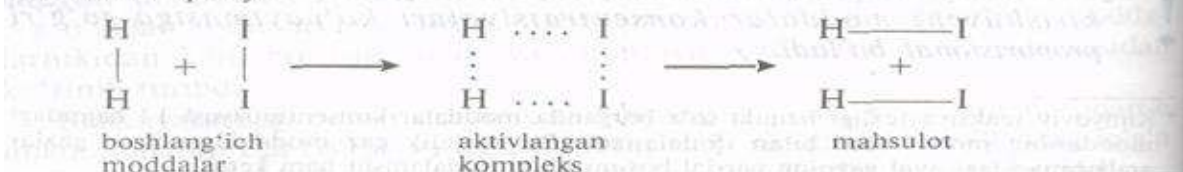
Shunga ko'ra, kimyoviy reaksiya tezligining konsentratsiyaga bog'liqligi gazlar va eritmalarda sodir bo'ladigan reaksiyalar bilan cheklanadi.

Reaksiyada qatnashuvchi moddalar konsentratsiyalarining ko'paytmasi birga teng bo'lganda, reaksiyaning tezligi uning konstantasi qiymatiga teng bo'ladi. Odatda, turli reaksiyalarning tezliklarini taqqoslash uchun ularning tezliklari o'rniga tezlik konstantalaridan foydalanish qulay bo'ladi. Shu sababli, yagona molekula ishtirok etgan reaksiya tezligi $k = \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$ ifodasi ko'pgina hollarda konsentratsiya va vaqt o'zgarishining hosilasi orqali ifodalangan formula $k = \frac{dc}{d\tau}$ qo'llanadi. ($\frac{\Delta c}{\Delta \tau}$ ning hosilasi Δt cheksiz kichik qiymatiga intilgan vaziyatni anglatadi). Bu ifodani ma'lum vaqt davomida modda konsentratsiyasi C_0 dan C gacha o'zgarishini ifodalovchi munosabat ko'rinishida yoziladi: $C = C_0 e^{-k\tau}$ yoki $\ln \frac{C}{C_0} = -k\tau$. Bu ifodada $\tau \rightarrow \infty$ bo'lganda $C \rightarrow 0$ ga intiladi.

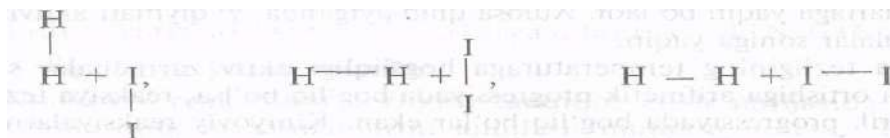
IX 3. Reaksiya tezligiga temperaturaning ta'siri

(Temperaturaning reaksiya tezligiga katta ta'sir ko'rsatishi bizga ma'lum bo'lgan ko'pchilik jarayonlarda kuzatiladi.)

Reaksiya sodir bo'lishi uchun boshlang'ich moddalar molekulalaridagi bog'lar uzilishi va mahsulot hosil qiluvchi zarrachalar orasida yangi bog'lar paydo bo'lishi kerak. Misol tariqasida H_2 va I_2 molekulalari to'qnashishi natijasida vodorod yodidning hosil bo'lishini quyidagicha tasvirlash qulay:

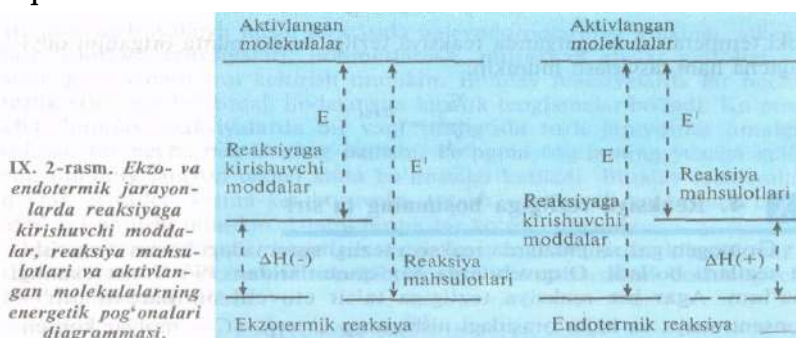


Mahsulot hosil bo'lishi uchun H_2 va I_2 molekulari o'zaro to'qnashishi natijasida oraliq mahsulot — *aktivlangan kompleks* hosil bo'lishi kerak. Bu vaziyat natijasida yangi molekularlar to'qnashganda bir-biriga nisbatan ma'lum vaziyatda yaqinlashishlari kerak. Yuqorida keltirilgan vaziyatdan tashqari boshqa vaziyatlardagi to'qnashishlar ham bo'lishi mumkin:



Bu to'qnashuvlarning birontasi ham ijobiy natijaga olib kelishi mumkin emas. Yana bir vaziyat — (bir to'qnashish ham amalga oshmaydigan holatni tushuntiradi) — to'qnashgan zarrachalarning energiyalari yetarli kattalikka ega bo'lmasa, uning natijasi ijobiy bo'lmaydi.

To'qnashish natijasida reaksiya sodir bo'lishi kerak bo'ladigan energiyani ayni reaksiyaning *aktivlanish energiyasi* deb ataladi. Shunday energiyaga ega bo'ladigan molekularlarning *aktiv molekularlar* yoki *aktiv komplekslar* rolini ham unutmaslik kerak. Bir-biriga yaqinlashib kelayotgan zarrachalarning energiyasi yetarli bo'lmasa (aktiv bo'lmagan zarrachalar), reaksiya sodir bo'lmaydi. IX. 2-rasmda boshlang'ich H_2 va I_2 moddalarning mahsulot HI ga aylanishida energetik o'zgarishlar aks ettirilgan. Har qanday sistema bir holat (E) dan ikkinchi holat (E) ga to'g'ridan-to'g'ri o'ta olmaydi. U o'zining energiya zaxirasini energetik g'ovdan «sakrab o'tishga» zarur bo'lgan holatgacha yetkazishi kerak. Bunday energiyani issiqlik, yorug'lik kvanti yoki boshqa manbalardan olishi mumkin.



Aktivlangan komplekslarning yashash davri taxminan 10^{-12} bo'lishi sababli shunday qisqa vaqt davomida faqat energiyalari yetarli bo'lgan molekularlarga reaksiyaga kirishib ulguradilar. Temperatura ortganda bunday zarrachalar soni keskin ko'payadi. Masalan, temperatura 100°C ga ko'tarilganda aktivlangan molekularlar soni taxminan 1000, aniqrog'i $2^{10}=1024$ martaga yaqin bo'ladi. Xulosa qilib aytganda, qiymati aktivlangan molekularlar soniga yaqin.

Reaksiya tezligining temperaturaga bog'liqligi aktiv zarrachalar soni temperatura ortishiga arifmetik progressiyada bog'liq bo'lsa, reaksiya tezligi esa geometrik progressiyada bog'liq bo'lar ekan. Kimyoviy reaksiya laming aktivlanish

energiyasi 0—40 kJ/mol bo'lganda, reaksiya juda qisqa vaqtda tugaydi (eritmada ionlar orasida bo'ladigan reaksiyalar), agar $E_a \sim 120$ kJ bo'lsa, oddiy temperaturalarda reaksiya tezligi juda sekin bo'ladi, to'qna-shuvlarning faqat juda oz miqdori ijobiy natijaga olib keladi (masalan, azot bilan vodorod orasida reaksiya natijasida ammiak hosil bo'lish jarayoni, mustahkam kovalent bog'ga ega bo'lgan molekulalar, ya'ni ko'pchilik organik moddalar orasidagi reaksiyalarni ko'rsatish mumkin).

Reaksiya tezligining temperatura ortishiga qarab tezlashishini *reaksiyaning temperatura koeffitsienti* (γ) deb ataladi, bu qiymat sistema temperaturasi har 10°C ga ortganda reaksiya necha marta tezlashishini ko'rsatadi.

Vant-Goff aniqlashicha, reaksiya temperaturasini har 10°C ga oshirganda sistemalarda reaksiyaning tezligi 2—4 marta o'zgarishi mumkin ekan. Bu holatni quyidagi formula yordamida ifodalash mumkin:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10^\circ}}$$

yoki temperatura o'zgarganda reaksiya tezligi necha marta ortganini quyidagicha ham tasvirlash mumkin:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{0,1 \Delta t}$$

Reaksiya tezligiga bosimning ta'siri

Gomogen gaz sistemalarda reaksiya tezligi sistemadagi bosim o'zgarishiga sezilarli bo'ladi. O'quvchilarga gaz qonunlaridan $PV = \text{Const}$ ekanligi ma'lum. Agar biz reaksiya tezligiga ta'sir etuvchi omillardan biri — konsentratsiya va hajm orasidagi nisbatning $C \sim \frac{1}{V}$ (C — molyar konsentratsiya, V — sistema hajmi) $PV = \text{Const}$ dan $PV = 1$ va undan $V \pm 4$ bo'ladi; unda $C \sim P$, ya'ni gaz sistemadagi bosim ortishi moddalar konsentratsiyasining ham ortishiga olib keladi.

Shu sababfi, massalar ta'siri qonunidagi omiliarning biri — konsentratsiya ta'sirini gaz sistemasidagi bosim bilan almashtirish o'rinli bo'ladi. Ammiak sintezi reaksiyasidagi $v = k[\text{N}_2][\text{H}_2]^3$ o'rniga

$$V = k \cdot P_{\text{N}} \cdot P_{\text{H}} \text{ ni yozish mumkin.}$$

Kimyoviy reaksiyalar tezligini tadqiqot etish natijasida murakkab reaksiyalarning mexanizmlarini aniqlash mumkin bo'ladi. Bu muhim xossani bilgan holda kimyoviy jarayonlarni boshqarish imkoniyatlariga ega bo'lamiz.

Kimyoviy muvozanat va unga ta'sir etuvchi omillar

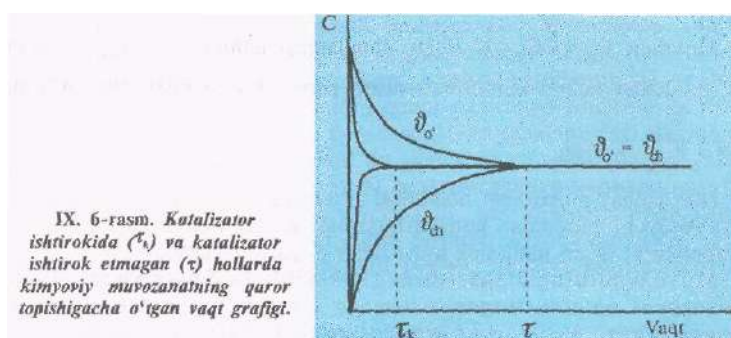
Kimyoviy jarayonda hosil bo'ladigan mahsulotlar konsentratsiyasi ma'lum miqdorga yetganda reaksiya tezligi kamaya borishi ma'lum miqdordagi mahsulotning boshlang'ich moddalarga aylanishi bilan bog'langan,

Bunday vaziyatda o'ng tomonga boradigan reaksiya tezligi bilan chap tomonga boradigan reaksiya tezligi orasida ma'lum munosabat kuzatiladi. Bu munosabat o'zgarmas bo'lganda sistema *dinamik muvozanat* holatiga o'tadi. Bunday muvozanatda qarama-qarshi tomonlarga yo'nalgan reaksiyalar tezliklari bir-biriga teng bo'lib, vaqt birligida qancha mahsulot hosil bo'lsa, shuncha miqdorda u parchalanib boshlang'ich moddalarga aylanadi.

Bunday sistemalar uchun muhim xususiyatlar mavjud:

- a) muvozanat holatdagi sistema tarkibi vaqt o'tishi bilan o'zgarmaydi;
- b) agar shunday sistemada tashqi ta'sir natijasida muvozanat buzilsa, u tashqi kuch yo'qolishidayoq o'z holatiga qaytib keladi;
- d) dinamik muvozanatni omillar ta'sirida xohlagan tomonga siljitish mumkin.

Qaytar reaksiyalar boshlangan vaqtda o'ng tomonga boradigan reaksiya tezligi ma'lum miqdorda moddalar hosil qilib ortib boradi, u maksimal qiymatga ega bo'lgandan keyin, reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasi kamaya boradi va natijada tezlik ham tobora kamayib boradi. Mahsulot miqdori ortib borishi natijasida teskari reaksiya tezligi ham ortib borishi tabiiydir. Shu jarayon qarama-qarshi tomon borayotgan reaksiyalar tezligi bir xil kattalikka ega bo'lguncha davom etadi. Shu holatni IX. 6-rasmda grafik shaklida aks ettirilgan. Shunday qaytar reaksiyalar holatini muvozanat konstantasi tavsiflaydi. Uning ifodasini keltirib chiqaramiz. Qaytar reaksiya uchun o'ngga va chapga boradigan reaksiyalar tezlik ifodalari



$$v_o = k_o [A]^a \cdot [B]^b \text{ va } v_{ch} = k_{ch} [C]^c \cdot [D]^d$$

bo'ladi, k_r va k_{ch} ikkala reaksiyaning tezlik konstantalari. Ikkala reaksiya tezligi teng-lashganda ($v_o = v_{ch}$) $k_o [A]^a \cdot [B]^b = k_{ch} [C]^c \cdot [D]^d$ bo'ladi, undan

$K_M = \frac{k_y}{k} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ li olamiz. (K_M — muvozanat konstantasi.) Har bir qaytar reaksiya uchun bu qiymat ma'lum sharoitda doimiy kattalikka ega. U reaksiyada qatnashuvchi moddalar konsentratsiyasiga bog'liq emas, lekin temperatura o'zgarishiga sezgir. Endotermik jarayonlarda temperatura ko'tarilsa, muvozanat konstantasi kattalashadi va aksincha, ekzotermik jarayonlarda esa uning kichiklashishiga olib keladi. Muvozanat konstantasini hisoblash uchun reaksiyada qatnashuvchi moddalarning muvozanat konsentratsiyalarini amalda aniqlash talab etiladi. Bu qiymatlardan boshlang'ich moddalar konsentratsiyalarini hisoblash mumkin.

K_M qiymati qancha katta bo'lsa, mahsulot unumi shuncha yuqori bo'ladi.

Muvozanat hotatini katalizatorlar o'zgartirmaydi, lekin muvozanat holat qaror topishini tezlatadi, ya'ni sistemaning statsionar holatga kelishini osonlashtiradi.

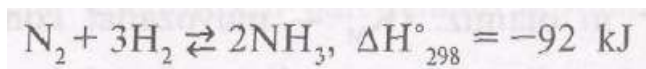
Geterogen sistemalarda qattiq yoki suyuq moddalar konsentratsiyasi gazlarnikiga o'xshab o'zgarmaydi. Ularning konsentratsiyalari reaksiya tezliklari ifodasiga kirmasligi to'g'risida aytib o'tilgan edi. Shunday holat muvozanat konstanta ifodasi uchun ham o'rin topadi.

Masalan, $C_{(k)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$ tenglamasi uchun $K_M = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$ ifodani gaz moddalar uchun konsentratsiyasini parsial bosim bilan almashtirsak, $K_M = \frac{P_{CO}^2}{P_{CO_2}}$ bo'ladi.

Har qanday muvozanat holatidagi sistemaga tashqi omillar (reaksiyada qatnashuvchi moddalar konsentratsiyasi, gazlar uchun tashqi bosim, temperatura) ta'siri natijasida muvozanat o'zgarishi kuzatiladi. Muvozanatning o'zgarishini 1884-yilda Le Shatelye ta'rifladi: *Muvozanat holatda turgan sistemaga biror tashqi ta'sir o'tkazilsa (temperatura, bosim yoki moddalardan birining konsentratsiyasi o'zgartirilsa), muvozanat shu ta'sirni kamaytiruvchi reaksiya tomon siljiydi.* Sistema temperaturasi ko'tarilganda muvozanat endotermik jarayon tomoniga, bosim orttirilganda hajmi kamroq bo'lgan moddalar hosil bo'ladigan reaksiya tomon siljiydi.

Le Shatelye prinsipiga asoslangan holda kimyoviy jarayonlarni boshqarish imkoniyatiga ega bo'lamiz.

Misol uchun o'ng tomonga boradigan ekzotermik (teskari tomonga esa endotermik) jarayonni olamiz:



1. Temperatura orttirilganda muvozanat chap tomonga siljiydi, ya'ni ammiakning parchalanishiga olib keladigan reaksiya tezligi ortadi. Temperatura

pasayganda (sistema sovutilganda) muvozanat ammiak sintezi (o'ng tomon) ortadigan tomon siljiydi.

Xulosa qilib aytganda, temperatura ortganda muvozanat endotermik reaksiya tomon, temperatura pasaytirilganda ekzotermik jarayon tomon siljiydi.

2. Bosim o'zgarishi bu sistema muvozanatiga ta'sir ko'rsatadi. Yopiq idishda o'zgarmas temperaturada mahsulotlar kam hajm egallaydi, boshlang'ich moddalar esa ko'proq hajm egallaydi.

Demak, reaksiya to'g'ri tomonga borishi natijasida sistemada bosim kamayadi, reaksiya teskari tomonga borganda esa bosim ortadi. Reaksion hajmni siqilganda muvozanat o'ng tomonga siljiydi va aks holda, bosim kamaytirilganda muvozanat chap tomonga siljiydi.

3. Konsentratsiya o'zgarishining muvozanatga ta'sirini ham Le Shatelye prinsipi tushuntiradi. Agar boshlang'ich moddalardan birining konsentratsiyasi o'rttirilsa, shu modda ishtirokida o'ng tomonga boradigan reaksiya tezligi ortadi, ya'ni qo'shilgan modda konsentratsiyasini kamaytirishga olib keladigan reaksiya tezligi teskari tomonga boradigan-nikiga qaraganda kattaroq bo'ladi, muvozanat o'ng tomonga siljiydi. Yuqorida ko'rib o'tilgan omillarning muvozanatga ta'siri natijalaridan amaliy xulosalar qilish mumkin. Bizning misolimizda ammiak unumini o'rttirish uchun reaksiyani mumkin qadar past temperaturada va boshlang'ich moddalardan birining konsentratsiyasi tenglamadagi stexiometrik nisbatlarga nisbatan kattaroq boigan sharoitda olib borish yaxshi natijaga olib keladi. Lekin, H_2 va N_2 aralashmasining temperaturasi kamaygan sari reaksiya tezligi ortavermaydi, past temperaturada zarrachalar harakat tezligi kamayadi, aktiv zarrachalar soni kamayadi, reaksiya tezligi ham kamayib ketadi. Shu sababli temperaturani ma'lum darajagacha kamaytiriladi.

Nazorat uchun savollar

1. Reaksiyaning tezlik konstantasi nimalarga bog'liq?
2. Kimyoviy reaksiya tezligi nima?
3. Aktivlanish energiyasi nima?
4. Temperatura koeffitsiyenti nima?
5. Qanday omillar muvozanat holatini va muvozanat konstantasini qiymatini o'zgartiradi?
6. Temperatura ko'tarilganda muvozanati chapga siljiydigan sistemaning issiqlik effekti ishorasi qanday bo'ladi?
7. Le-Shatel'e prinsipi qoidasini izohlab bering

9-MA'RUZA. ERITMA TURLARI VA UNING KONSENTRATSIYALARI

Reja:

1. Dispers sistemalar
2. Moddalarning kolloid holati
3. Eritma xossalari

Kimyo fanining boshlang'ich qismlarida eritmalar mavzusi bilan tanishganda o'quvchilar bunday sistemalar ikki toifaga bo'linishi haqidagi ma'lumotga ega bo'lishgan. Bunday sistemalardan biri chin eritmalar (ko'p komponentli va bir jinsli) bo'lsa, ikkinchilari esa kolloid eritmalarini tashkil etadi. Ba'zi shunday eritmalarda dispers faza (eritmada tarqalgan modda) zarrachalarini ko'z yoki ultramikroskop yordamida ko'rish mumkin. Chin eritmalarini hosil qilgan zarrachalar diametri 1 nm ($1 \cdot 10^{-9}$ metr) dan ham kichikroq bo'ladi, kolloid eritmalarda loyqa (suspensiya)lar zarrachalari diametri 100 nm dan kattaroq bo'lib, bu zarrachalar qisqa vaqt davomida eritma tagiga cho'kish mumkin (*dag'al dispers sistemalar*).

Ikki bir-birida erimaydigan suyuq moddalar o'zaro maydalangan dispers holatdagi aralashma — *emulsiya* hosil qilishi mumkin (bunday sistemaga mayda yog' tomchilarining suvda tekis tarqalgan holati — sutni misol keltirish mumkin). Bunday dispers sistemalardagi zarrachalarning diametri ham 100 nm dan katta bo'lishi mumkin.

Agar dispers sistemadagi zarrachalar diametri 100 nm dan kamroq bo'lsa, ularni *mayin dispers sistemalar* deb ataladi. Umuman olganda, diametri 1 — 100 nm oralig'idagi mayin dispers sistemalar turg'un bo'lib, o'lchami 100 nm dan kattaroq bo'lgan dag'al dispers sistemalar qisqa vaqtda o'z gomogenligini yo'qotishi mumkin. Dispers sistemalarda agregat holatlari uch xil (gaz, suyuq yoki qattiq) bo'lib, ular o'zaro aralashganda 9 xil sistemalarini yuzaga keltirib chiqarishini VI.2-jadvaldan ko'rish mumkin. Dispers muhit va dispers fazaning qaysi agregat holatidan qat'iy nazar dispers sistemalarini uchta guruhga: *chin eritmalar*, *kolloid* va *dag'al dispers sistemalarda* bo'linadi. Ularning qisqacha asosiy tavsiflari quyida keltirilgan:

— *chin eritmalarda* dispers faza molekular yoki ion holdagi zarrachalardan iborat; o'lchamlari (kattaliklari) bir-biriga yaqin; ular uzoq vaqt davomida turg'un, dispers muhit va dispers faza bir-biridan ajralishi (tashqi muhit ta'siri bo'lmagan holatda) kuzatilmaydi; dispers faza zarrachalarining diametri 1 nm dan katta bo'lmaydi;

— *kolloid sistemalarda* dispers faza zarrachalari yuzlab, ba'zan minglab molekula yoki ionlardan tashkil topgan bo'lishi mumkin; sistema bir jinsli bo'lsa

ham, dispers faza zarrachalari bilan dispers muhit orasida chegara mavjud; erigan moddalar zarrachalari diametri 1—100 nm oralig'ida bo'lishi mumkin (polidispers xususiyat);

— dag'al dispers sistemalarda dispers faza zarrachalari qisqa vaqt davomidagina turg'un, ular tezgina ikki fazali chegara hosil qiladi (loyqa cho'kishi, sutning qaymog'i, qatiqning ayroni ajralishi va shunga o'xshashlar). Kolloid va dag'al dispers sistemalarda zarrachalar kattaligi har xil bo'lgan *polidispers* sistemalaridir.

VI.2-jadval

Ikki komponentli dispers sistemalar		
Dispers muhitning agregat holati	Dispers fazaning agregat holati	Misollar
gaz	gaz	havo, gazlar aralashmasi
gaz	suyuq	havodagi namlik, havoga purkalgan suyuqliklar (aerozollar)
gaz	qattiq moddalar	tutun, chang
suyuq	gaz	gaz moddalarning suvdagi eritmalar (ko'pincha erigan gaz molekular holatda bo'lib, chin eritmalar hosil qiladi, muhit yopishqoqligi katta bo'lganda gaz ko'pigi hosil bo'ladi)
suyuq	suyuq	sulfat kislotaning suvdagi eritmasi (chin eritmalar); sut esa emulsiya turiga mansub
suyuq	qattiq	osh tuzi, shakar qutbli molekulari moddalarning suvdagi chin eritmalar; loyqa suv — dag'al suspenziyalar (ikki fazali dispers sistemalar)
qattiq	gaz	aktivlangan ko'mir g'ovaklarida gaz moddalarning adsorbsiyalanishi, penoplastlar, penobeton, pemza shlak, non, patir va boshqa xamirdan pishirilgan taomlar (ikki fazali sistemalar)
qattiq	suyuq	nam tuproq, mevalar etidagi suyuqlik, tabiiy marvarid (kalsiy karbonatda kolloid holdagi juda mayda suv tomchilari tarqalgan holatda bo'ladi), bulardan tashqari, boshqa ikki fazali sistemalar
qattiq	qattiq	qotishmalar, sement, beton; rangli shisha, emallar, ko'pchilik nodir toshlar va boshqalar

Yuqorida keltirilgan dispers sistemalarning birinchisidan qolgan hammasida kolloid va dispers holatlar kuzatilishi mumkin. Ular orasida ahamiyati katta bo'lgan tuman, tutun, chang, ko'pik, emulsiya, suspenziya, qotgan ko'pik sistemalar, qattiq emulsiyalar hayotda ko'plab uchrab turadi.

Kolloid eritmalaridagi dispers faza va dispers muhit orasidagi o'zaro munosabatni ikki turga bo'linadi:

1. Qaytar xususiyatga ega bo'lgan kolloid eritmalar — *liofll* (yunoncha *lios* — suyuqlik, *filio* — yoqtirish) sistemalarda dispers faza, dispers ion, muhit molekularlari yoki ionlari orasida ta'sirlashuv kuzatiladi.

2. Qaytmas xususiyatga ega bo'lgan kolloid eritmalar — *liofob* (yunoncha *fobo* — yoqtirmaydi) dispers faza dispers muhit bilan o'zidan o'zi aralashib ketavermaydi. Bunday kolloid eritmalarida dispers faza qismi, odatda, kichik konsentratsiyali bo'ladi. Ular kuchli elektrolit eritmalar bilan aralashganda dispers

faza cho'kmaga tushadi (*koagulyasiyaga* uchraydi) va o'zi bilan dispers muhitni qo'shib olmasdan cho'kadi.

Qaytar kolloid sistemalarda dispers faza konsentratsiyasi yuqori bo'lib, ular elektrolitlar ta'siriga nisbatan deyarli befarq, lekin konsentratsiyasi yuqori bo'lgan elektrolitlar ta'sirida o'ziga dispers muhitning sezilarli miqdorini biriktirib olgan, hajmi katta, yopishqoq faza hosil qilib cho'kadi.

Kolloid sistemalarda har qanday mayin zarrachalar tutgan eritmalarini «*zol*» deb ataladi. *Aerozollarda* dispers muhit sifatida gazlar, *liozollarda* dispers muhit suyuq bo'ladi. Dispers muhit suv bo'lganda *gidrozollar* yoki soddagina qilib *zollardeb* ataladi.

O'z turg'unligini yo'qotishi natijasida cho'kkan zollarni, ko'pinchaj gellar (ba'zan *liogellar*) deb ataladi, ular bir jinsli va katta ko'lamli bo'lib, ulardagi zarrachalar o'zaro molekular kuchlar vositasida bog'langan umumiy sistemani hosil qiladi (masalan, sut achiganda hosil bo'ladigan quyuqlashgan sistema).

Shunday vaziyatda qattiq faza dispers muhitdan ayrim holda ajralsa bunday sistemani *kaogel* deb ataladi.

Nazorat uchun savollar

1. Emulsiya nima?
2. Dag'al dispers sistema nima?
3. Chin eritma bilan kolloid sistemaning farqi nimada?

10-MA'RUZA. ELEKTROLITIK DISSOTSIALANISH NAZARIYASI

Reja:

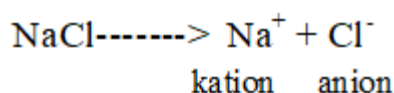
- 1. Elektrolitik dissotsiatsiyaning nazariyasi**
- 2. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar**
- 3. Dissotsiatsiya darajasi**

1887-yilda S.Arrenius elektrolitik dissotsiatsiyaning nazariyasini taklif etdi. Bu nazariyaning zamonaviy talqini quyidagicha:

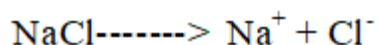
1. Elektrolit moddalarning suvda eriganda yoki suyuqlantirilganda ionlarga ajralishi dissotsiatsiya deyiladi. Ionlar manfiy va musbat bo'ladi.



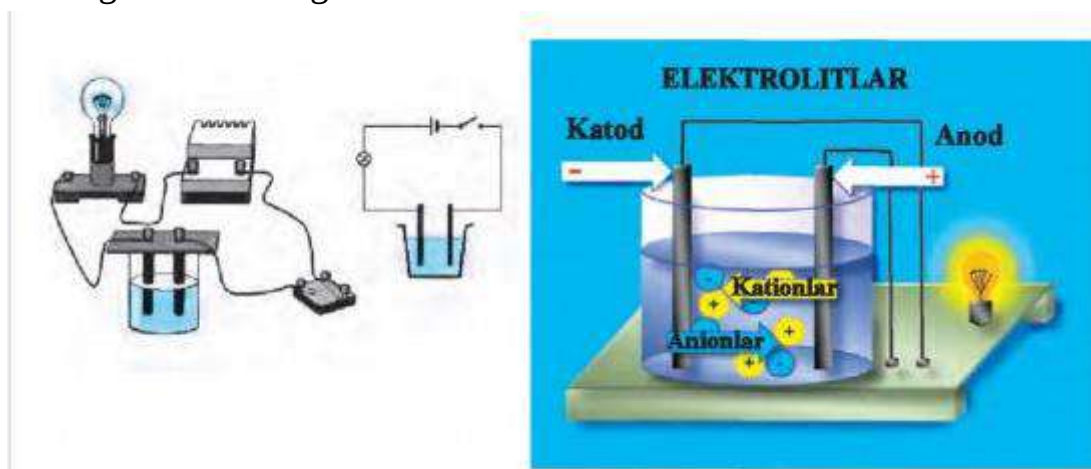
2. Elektr toki ta'sirida musbat ionlar katodga, manfiy ionlar esa anodga tomon harakatlanadi. Shu sababli musbat zaryadlangan ionlar kationlar, manfiy zaryadlanganlari anionlar deyiladi.



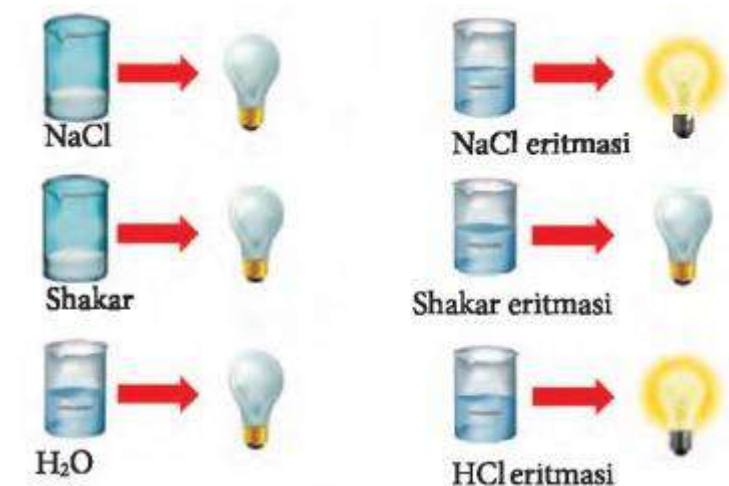
3. Dissotsiatsiya jarayoni qaytar jarayondir. Dissotsiatsiya natijasida hosil bo'lgan qarama-qarshi zaryadli ionlar bir-biri bilan to'qnashib, qaytadan molekulaga aylanadi va bu assotsiatsiya deyiladi.



Elektrolit va noelektrolitlar haqida tushunchaga ega bo'lishdan oldin bir tajribani ko'rib chiqamiz. Buning uchun rasmda ko'rsatilgan asbob yordamida osh tuzining konsentrlangan eritmasidan tok o'tkazib ko'ramiz.

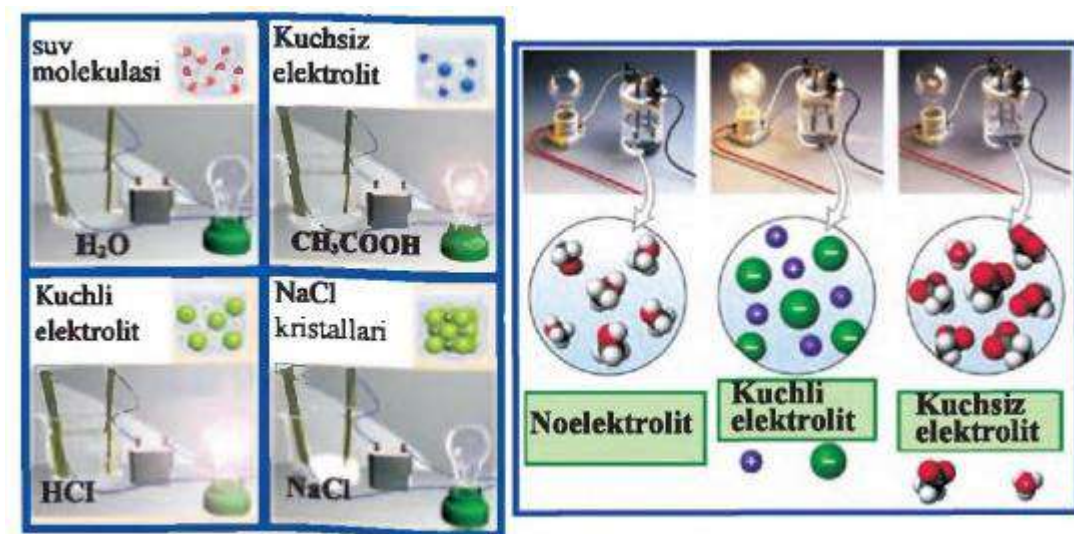


Natijada lampochka yorug' yonadi. Suyultirilgan holatda ham lampochka yorug'ligi deyarli o'zgarmaydi. Shu tajribani NaOH, HCl, KCl, KOH, HNO₃ eritmalarida takrorlaganimizda lampochka yorug' yonadi.



NH₄OH, H₂SO₄, CH₃COOH bilan bajarilgan tajribalarda ulaming konsentrlangan eritmalaridan tok o'tkazilsa lampochka yonmaydi, ulaming

eritmaları suyultirilsa lampochka yonadi va qanchalik suyultirib borilsa shunchalik lampochka yorug‘ yonadi, ya’ni ravshanlashib boradi. Demak, bunday eritmalar faqat o‘ta suyultirilgandagina to‘liq dissotsiatsiyanadi va o‘zidan elektr tokini yaxshi o‘tkazadi.



Agar bir xil konsentratsiyali har xil eritmalami elektr o‘tkazuvchanligini solishtirib ko‘rilsa, ularning dissotsiatsiyanish qobiliyati turlicha ekanligiga ishonch hosil qilish mumkin.

Masalan, NaOH, KOH, HCl, HNO₃ larning 0,1 M li eritmalarida molekulalarning ko‘proq qismi ionlarga ajralgan bo‘lsa, NH₄OH, H₂S, CH₃COOH larning 0,1 M li eritmaları deyarli dissotsiyanmaydi yoki juda oz qismi ionlarga ajraladi.

Moddalaming elektr tokini o‘tkazish yoki o‘tkazmasligiga qarab ikki guruhga bo‘lish mumkin.

1. Elektrolitlar.
2. Noelektrolitlar.

Eritmalari yoki suyuqlanmalari elektr tokini o‘tkazadigan moddalar *elektrolitlar* deyiladi. Elektrolitlarga suvda eriydigan kislotalar, ishqorlar va tuzlar kiradi.

Elektrolitlar faqat suvda eritilganda yoki yaxshilab suyuqlantirilgandagina elektr tokini o‘tkazadi. Kristall holda ular elektr tokini yomon o‘tkazadi yoki butunlay o‘tkazmaydi.

Elektrolitlar	
Kuchli	Kuchsiz
1. Kuchli kislotalar: H_2SO_4 , HCl , $HClO_4$, $HClO_3$, HBr , $HMnO_4$, HJ , HNO_3 Kislородli kislotalarda (H_nEO_m) kislorod sonidan (m) vodorod soni (n) ayiriladi. Natija 2 ga teng yoki katta bo'lsa, kuchli elektrolit hisoblanadi. ($m-n \geq 2$)	1. Kuchsiz kislotalar: H_2CO_3 , H_2S , HNO_2 , H_2SO_3 , HF , HCN Natija 2 dan kichik bo'lsa, kuchsiz elektrolit hisoblanadi. ($m-n < 2$)
2. Ishqorlar (davriy sistemadagi IA va IIA guruh elementlarining (Be va Mg dan tashqari) gidroksidlari)	2. Kuchsiz asoslar: NH_4OH , $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$
3. Suvda yaxshi eriydigan tuzlar: $NaCl$, K_2SO_4 , $KClO_3$, $CH_3COO NH_4$ (Eruvchanlik jadvali asosida)	3. Suvda yomon eriydigan tuzlar (Eruvchanlik jadvali asosida)
	Barcha organik kislotalar, suv

Eritmalari yoki suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazmaydigan moddalar *elektrolitmaslar* (noelektrolitlar) deyiladi.

Elektrolitmaslarga qutbsiz kovalent bog'lanishli moddalar, metan, karbonat angidrid, shakar, spirtlar va distillangan suv kiradi.

Dissotsiatsiyalanish darajasi. Qisqa va to'liq ionli tenglamalar

O'tgan mavzularda har xil konsentratsiyadagi eritmalaridan o'tkazilgan elektr toki ularni ionlarga ajratishini bir xilda emasligini isbotini ko'rgan edik. Ya'ni osh tuzining yuqori konsentratsiyali eritmasida ham, suyultirilgan eritmasida ham tok o'tganda lampochka yorug'ligi bir xil bo'lsa, sirka kislotada esa konsentrlangan eritmasidan tok o'tganda lampochka yonmadi va eritma qanchalik suyultirilsa lampochka shuncha ravshan yongan edi. Bu holat eritmalarida molekulalar ionlarga har doim ham to'liq ajralmasligini ko'rsatadi.

Tajribalarga asoslangan holda quyidagi xulosaga kelish mumkin:

1. Ba'zi elektrolitlar suvli eritmalarida konsentratsiyasining qandayligidan qat'i nazar ionlarga to'liq dissotsiyanadi. Bunday elektrolitlarga ionli kristall panjaraga ega bo'lgan moddalar kiradi.

2. Qisman dissotsiatsiyalanadigan elektrolitlarning eritmalarini suyultirilgandagina dissotsiatsiyalanadi.

3. Eritmadagi dissotsiatsiyalangan molekulalar sonini umumiy molekulalar soniga nisbatini *dissotsiatsiyalanish darajasi* deb ataladi va α (alfa) bilan belgilanadi.

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

α – dissotsiatsiyalanish darajasi;
 n – dissotsiatsiyalangan molekulalar soni;
 N – eritmadagi umumiy molekulalar soni.

Dissotsiatsiyanish darajasi deb, dissotsiatsiyalangan molekular sonini eritmadagi molekularning umumiy soni nisbatiga aytiladi. Masalan, 1 mol sulfat kislotaning suvli eritmasida barcha molekularining yarmi ionlarga ajralgan, deb faraz qilsak, yuqorida berilgan formuladan foydalanib, dissotsiatsiyanish darajasi hisoblanadi:

$$\alpha = \frac{n}{N} = \frac{3,01 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,5$$

Ba'zan dissotsiatsiyanish darajasi foizlarda hisoblanadi:

$$\alpha \% = \alpha \cdot 100 \% = 0,5 \cdot 100 = 50 \%$$

Elektrolitlar shartli ravishda 3ta guruhga bo'linadi:

1. Kuchsiz elektrolitlar : $\alpha \% < 3 \%$.
2. O'rtachakuchli elektrolitlar: $3 \% < \alpha \% < 30\%$.
3. Kuchli elektrolitlar: $\alpha \% > 30 \%$.



Dissotsiatsiyanish darajasi erigan moddaning va erituvchining tabiatiga, eritmaning konsentratsiya va haroratiga bog'liq bo'ladi.

Nazorat uchun savollar

1. Elektrolitlar nima?
2. Noelektrolitlar nima?
3. Dissotsiatsiyanish darajasi nima?
4. Qisqa va to'liq ionli tenglamalarga misollar keltiring.

11-MA'RUZA. ION ALMASHINISH REAKSIYALARI. TUZLAR GIDROLIZI

Reja:

1. Kation bo'yicha sodir bo'ladigan gidroliz
2. Anion bo'yicha sodir bo'ladigan gidroliz
3. Ham kation ham anion bo'yicha sodir bo'ladigan gidroliz

Tarkibi jihatdan turli xil (nordon, o'rta yoki asosli) tuzlar suvda eritilganda ularning boshlang'ich tarkibi hamma vaqt ham saqlanib qolmaydi. Ko'pincha, tuzlarning suvdagi eritmalari kislotali (masalan, CuCl_2 eritmasi) yoki ishqoriy (Na_2CO_3 eritmasi) xususiyatga ega bo'ladi.

Bunday gidroliz reaksiyasida suv ionlari va tuz ionlari orasida almashinuv jarayoni sodir bo'ladi.

Shunday jarayon (gidroliz reaksiyasi)da qatnashuvchi modda — tuzlarning zarrachasi — kationi, anioni yoki bir vaqtning o'zida ularning ikkalasi ham qatnashishi mumkin. Gidroliz jarayonida, albatta, eritmadagil kation yoki anion bilan suv molekulari qatnashadi, odatda, bu jarayonda suv molekulasi dissotsilanish muvozanati $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$ o'ng tomonga siljiydi, hosil bo'lgan ionlarning biri tuz kationi yoki ~~anioni~~ bilan qiyin dissotsilanadigan elektrolit, asos yoki nordon tuz hosil qilishi natijasida eritma muhiti o'zgaradi.

Bu jarayonlarning sodir bo'lishida tuzning kationi va anionining xususiyatlari (kationning qutblovlilik xossasi, zaryadi, nisbiy elektrmanfiyligi, elektron juftini akseptorligi) muhim rolni o'ynaydi. Oddiy qilib aytganda, tuzning kationi, yoki anioni, yoxud anioni bilan kationi suvning H^+ kationi yoki anioni HO^- bilan suvda yomon dissotsilanadigan asos, kislota, nordon yoki asos tuz qoldig'ini hosil qilishi gidroliz jarayonining asosiy mohiyatidir.

Faqat birgina holda — kuchli asos va kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuz suvda eriganda gidroliz reaksiyasi sodir bo'lmaydi.

Gidroliz jarayonlarini birma-bir ko'rib chiqamiz.

Kation bo'yicha sodir bo'ladigan gidroliz

Har qanday metall ioni suvli eritmada gidratlangan bo'ladi. Kationda zaryad zichligi (kation zaryadining uning radiusiga bo'lgan nisbati) ortib borish tartibida $\text{Me}^{n+} \dots \text{OH}_2$ da $\text{Me}^{n+} \dots \text{O}$ bog'ga nisbatan $\text{O}-\text{H}$ bog'ning dissotsilanishi va gidratlangan suv molekulasi proton ajralishi osonlashadi:



Metall ionining zaryadi kattalashib, radiusi kamayib borgan sari uning suv molekulasini qutblashi kuchaya boradi va yuqorida keltirilgan muvozanat o'ng tomonga siljishi osonlashadi.

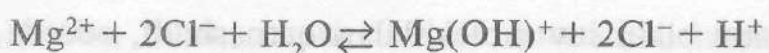
Ma'lum bo'lgan kationlar shu nuqtayi nazardan ikki guruhga bo'linadi:

a) kation va suv molekulasi orasidagi jarayonda suv molekulasi o'zgarmay qoladi. Bunday hoi dissotsilanish darajasi $\alpha \rightarrow 1$ bo'lgan kuchli asoslar — ishqorlar uchun xos bo'lib, ishqoriy va ishqoriy-yer metallar kationlari gidroliz jarayonida qatnashmaydi;

b) kationning zaryadi ortib borishi va radiusi kichiklashib borishi bilan yuqoridagi muvozanat o'ng tomonga siljishi kuzatiladi va eritmada H^+ konsentratsiyasi ortib boradi. Bunday kationlar, odatda, kuchsiz asoslar hosil qiladi va ularning tuzlari gidrolitik jarayonda qatnashadi. Masalan, $MgCl$ ning gidrolizini quyidagicha ifodalanadi:



yoki jarayonmng lonli tenglamasi:



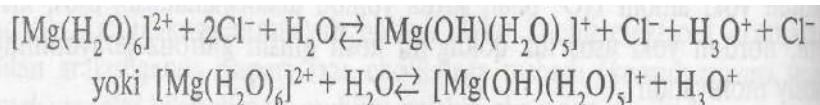
yoki uning qisqartirilgan ifodasi:



bo'ladi.

Tuz hosil qilgan asos qanchalik kuchsiz bo'lsa, gidroliz shunchalik chuqurlashadi, ya'ni muvozanat o'ng tomonga shuncha siljigan bo'ladi.

Suvda erigan tuzlarning kationlari gidratlangan holatini hisobga olib tuzilgan tenglamaning ko'rinishi quyidagicha bo'lishi kerak:



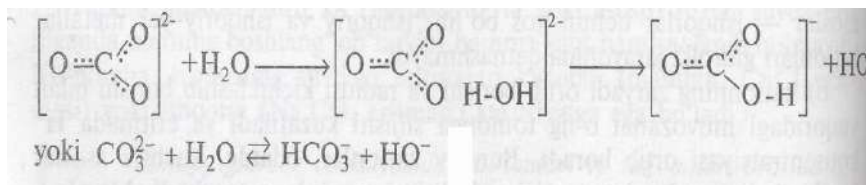
Ko'rsatilgan xususiyatga ega bo'lgan kationlarning gidroksidlari kuchsiz asos bo'lib, ular deyarli suvda yomon eriydi.

Xulosa qilib aytganda, Cu^{2+} , Be^{2+} , Al^{3+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Cr^{3+} lar kuchsiz asos kationlari bo'lishi sababli ularning tuzlari eritmada kation bo'yicha gidrolizga uchraydi va natijada gidroksotuzlar hosil qiladilar, eritma muhiti kislotali xususiyatga ega bo'ladi.

Kuchsiz asos va kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizi natijasida eritmada kislotali sharoit hosil bo'ladi.

Anion bo'yicha sodir bo'ladigan gidroliz

Kuchsiz kislota qoldiqlari suvning protonini biriktirib olishida qoldiqning kislorod atomlari bilan vodorod ioni bog'lanishi asosiy rol ni bajaradi. Anion hosil qiluvchi element radiusi kichik va zaryadi katta bo'lib borishi bilan kuchsiz kislota hosil bo'lish imkoniyati osonlashadi. Buning natijasida kislota qoldig'iga proton birikadi, eritmada esa erkin gidroksil ionlari paydo bo'ladi:



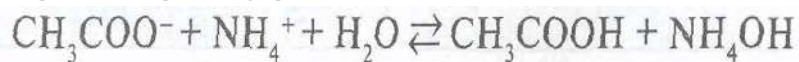
Tuz hosil qilgan kislota qancha kuchsiz bo'lsa, gidroliz jarayoni shuncha chuqurlashadi, ya'ni reaksiya muvozanati o'ng tomonga kuchliroq siljiydi. Xulosa qilib aytganda, shunday vaziyatda eritmada ishqoriy muhit kuchayib boradi.

Agar kislota qoldig'ining suv molekulalarini qutblash xususiyati kuch-siz bo'lsa, gidroliz reaksiyasi sodir boimasligi mumkin. Masalan, barcha kuchli kislotalar anioni (Cl^{-} , Br^{-} , J^{-} , NO_3^{-} kabilar) gidroliz jarayonida qatnashmaydi.

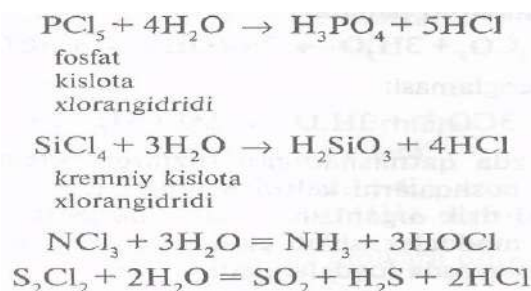
Ham kation, ham anion bo'yicha sodir bo'ladigan gidroliz

Bunday holda kation va anionlar suv molekulalarini qutblashi natijasida ularga suvning HO^{-} va H^{+} zarrachalari birikadi, bu holda chuqur gidroliz sodir bo'ladi.

Masalan: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ tuzining har bir ioni suvning ionlarini biriktiradi va muvozanat yomon dissotsilanadigan mahsulot (CH_3COOH va NH_4OH) lar hosil bo'lish tomoniga (o'ng tomonga) siljigan bo'ladi:



Metallmas elementlarning o'zaro hosil qilgan birikmalarida kovalent bog'li birikmalarining suv molekulalari bilan reaksiyalari tuzlarnikiga qaraganda batamom boshqacha kechadi, masalan:



Organik moddalardan murakkab efirlar, galogenalkillar, galogenangidridlar, sulfokislotalarning ishqoriy sharoitda sodir bo'ladigan gidrolizi ham qaytmas reaksiyalarda qatnashadi.

Gidroliz jarayonida hosil bo'lgan kuchsiz kislota va kuchsiz asoslarning dissotsilanish darajasi kichik bo'lishi tufayli eritmada erkin holdagi H^+ va HO^- ionlari sezilarli miqdorda bo'lmaydi va eritmaning muhiti deyarli neytral holatda bo'ladi.

Umuman, ko'pchilik hollarda suvda eritilgan tuz kationi va anioni 100% gidroliz jarayoniga jalb etilmaydi, ya'ni eritmada *muvozanat holati* yuzaga keladi.

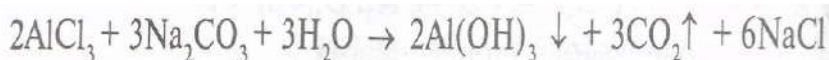
Gidrolizda qatnashgan molekulalar ulushi *gidroliz darajasi (h)* — shu jarayonning muvozanat konstantasi, eritmaning temperaturasi va erigan iuz konsentratsiyasi bilan bog'liq.

Gidroliz darajasi tuz tabiati, lining eritmada konsentratsiyasi va tend peraturaga bog'liq. Har qaysi neytrallanish jarayoni ekzotermik xossaga ega bo'lganligi sababli, gidroliz reaksiyasi endotermik xususiyatga ega bo'ladi. Shu sababli, gidroliz jarayoni temperatura ortishi bilan tezlashadi (Le Shatelye prinsipiga binoan).

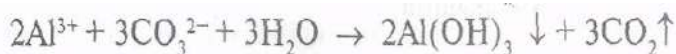
Bundan tashqari, suv molekulalarining elektrolitik dissotsilanishi tem^J peratura ortishi bilan keskin kattalashadi:

°C	0	5	10	15	20	25—30	35	40—45	50	55	65	70	75	...100
<i>h</i>	0,12	0,19	0,29	0,45	0,68	1,0	1,47	2,1	2,9	4,0	5,5	7,3	9,6	...74

Agar tuz hosil qilgan kislota va asos kuchsiz bo'lishidan tashqari ulardan biri suvda yomon eriydigan bo'lsa, ikkinchisi esa parchalanib gaz holdagi mahsulot hosil qilsa, gidroliz jarayoni qaytmas xususiyatga ega bo'ladi, ya'ni tuz batamom parchalanadi:



qisqartirilgan ionli tenglamasi:



°C	0	5	10	15	20	25—30	35	40—45	50	55	65	70	75	...100
<i>h</i>	0,12	0,19	0,29	0,45	0,68	1,0	1,47	2,1	2,9	4,0	5,5	7,3	9,6	...74

Nazorat uchun savollar

1. Gidroliz konstantasi nima?
2. Gidroliz sodir bo'lishi uchun qanday moddalar hosil bo'lishi kerak?
3. Kuchsiz asos va kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuz gidrolizi qanaqa gidroliz bo'ladi?

12-MA'RUZA. OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI

Reja:

1. Oksidlanish-qaytarilish jarayonlari
2. Oksidlovchi va qaytaruvchilar
3. Elektron-balans usuli
4. Yarim reaksiyalar usuli

Ba'zi reaksiyalarda elementlarining oksidlanish darajalari o'zgaradi; elektronini bergan elementlar oksidlanadi va aksincha, elektron qabul qilganlari esa qaytahladi. Reaksiyalarda shunday qarama-qarshi jarayonlar bir vaqtning o'zida sodir bo'ladi.

Elektron bergan elementlar qaytaruvchilar, ularni qabul qilgan elementlar esa oksidlovchilar deb ataladi.

Masalan, $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$. Bu reaksiyada rux elementi o'zining tashqi valent pog'onasidagi elektronini kislorod atomiga berishi natijasida oksidlanadi, kislorod atomi esa ikkita elektron qabul qiladi, ya'ni o'zi qaytahladi. Rux elementi qaytaruvchi, kislorod esa oksidlovchi vazifasini bajardi.

Moddalar tarkibidagi atomlarning oksidlanish darajalari o'lgarishi bilan sodir bo'ladigan jarayonlar oksidlanish-qaytarilish reaksiyatari deb ataladi.

Oksidlovchi va qaytaruvchilar yuqorida keltirilgan tenglamadagi kabi oddiy atomlar yoki murakkab moddalar tarkibidagi atomlar holida ham bo'lishi mumkin.

Oksidlovchi va qaytaruvchilar. Davriy sistemadagi barcha metallarning tashqi valent pog'onasidagi elektronlar soni ko'p bo'lmagani sababli ular faqat qaytaruvchi xususiyatga ega bo'ladi. Har qaysi gruppadagi asosiy gruppacha elementlari (metallar va metallimaslar)ning qaytaruvchilik xususiyati (ftordan va nodir gazlardan tashqari) yuqoridan pastga tomon kuchayib boradi, chunki elementlarning atom radiuslari shu tartibda kattalashib boradi, ya'ni ularning ionlanish potentsiallari kamaya boradi.

Har bir davrni boshlagan elementlarda metallik xossa yaqqol ko'zgal tashlanadi; davrda chapdan o'ngga o'tib borilganda elementlar atom radiuslari kichiklashib, ionlanish potentsiali va nisbiy elektrmanfiyligi ortib boradi. Natijada chapdan o'ngga o'tib borgan sari elementlarda metallmaslik xususiyati kuchayib boradi. Shu tartibda element atomlarining qaytaruvchiligi kamayib boradi va davr oxiridan oksidlovchilik xususiyati yuqori bo'lgan elementlar o'rin olgan. Davriy sistemaning I gruppasining eng pastdagi elementi fransiydan VII gruppaning eng yu-qoridagi elementi ftorga o'tkazilgan diagonalning ikki uchida joylashgan elementlarda ikki qarama-qarshi xususiyat eng kuchli ifodalangan.

Jadvaldagi qolgan barcha elementlarda shu xususiyatlar oraliq vaziyatni egallaydi. Muhim oksidlovchi va qaytaruvchi xossasiga ega bo'lgan moddalar-quyidagi VII. 1-jadvalga joylashtirilgan.

VII.1-jadval

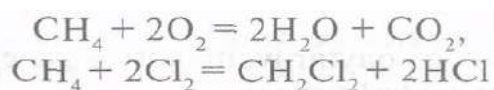
Muhim oksidlovchi va qaytaruvchilar	
Oksidlovchilar	Qaytaruvchilar
1. Metallmaslar — galogenlar, kislorod, ozon, oltingugurt, azot, fosfor, uglerod, vodorod va boshqalar	1. Metallar
2. Metallmaslarning eng yuqori musbat oksidlanish darajasidagi birikmalari — HClO_4 , KClO_3 , H_2SeO_6 , HOCl , HNO_3 , oksidlar, peroksidlar va boshqalar	2. Oraliq oksidlanish darajasidagi metallar birikmalari: Fe^{2+} , Mn^{2+} , Cr^{3+} , Cr^{2+} , Sn^{2+} va boshqalar
3. Konsentrlangan $\text{HCl} + \text{HNO}_3$ va $\text{HNO}_3 + \text{HF}$ lar aralashmalari	3. Metallmaslar gidridlari HI , HBr , HCl , H_2S , NH_3 , CH_4 , H_2 va boshqalar
4. Metallarning eng yuqori oksidlanish darajalaridagi birikmalari — KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , CrO_3 , CuO , K_2FeO_4 va boshqalar	4. Oraliq oksidlanish darajasidagi metallmaslar birikmalari: CO , H_2O_2 , HNO_2 , H_2SO_3 va boshqalar
5. Metallar va metallmaslarning oraliq oksidlanish darajalaridagi birikmalari: SO_2 , NO_2 , HNO_2 , K_2MnO_4 , MnO_2 , PbO_2 va boshqalar	5. Organik moddalar (uglevodorodlar, spirtlar, aldegidlar, ketonlar va boshqalar)
6. Elektroliz jarayonida anod	6. Elektroliz jarayonida katod

* metallar va metallmaslarning oraliq oksidlanish darajasidagi birikmalari ham oksidlovchi, ham qaytaruvchi xossalarga ega bo'ladi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalaridagi stexiometrik koeffitsientlarni tanlashda ikkita usul mavjud. Ularning ikkalasi ham bir xil holatga asoslanadi: *oksidlanish-qaytarilish jarayonlarida qaytaruvchining bergan elektronlar soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga teng.*

Reaksiya tenglamasi koeffitsientlarini tanlash usullari

Elektron balans usuli. Reaksiya davomida elementlarning faqat oksidlanish darajalarining o'zgarishini hisoblash asosida olingan va berilgan elektronlar soni topiladi; bu borada elementlar valentligiga asoslanib bo'lmaydi. Deyarli hamma organik moddalarning valentliklari shunday reaksiyalarda o'zgarmaydi; masalan, metanning yonishi va xlorlanish reaksiyalariga ahamiyat beraylik:

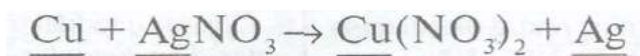


ikkala reaksiyada ham uglerod atomining valentliklari o'zgarmadi, lekin metandagi uglerodning oksidlanish darajasi —4 dan CO_2 ga o'tganda +4 gacha, keyingi reaksiyada esa 0 gacha ortadi. Faqat oksidlanish darajasigina yuz bergan hodisalarni tushunishga yordam beradi.

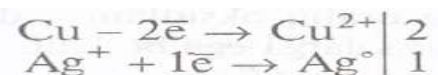
Bu usut reaksiyada qatnashuvchi oksidlovchining biriktirgan elektronlar sonini qaytaruvchining bergan elektronlari soniga tenglashtirish bilan cheklanadi. Reaksiya tenglamasini tuzish uchun reaksiyaga kirishuvchi boshlang'ich moddalar va reaksiya mahsulotlarining formulalarini bilish zarur. Hosil bo'lgan mahsulotlardagi qaytarilgan va oksidlangan moddalarning reaksiya davomida oksidlanish darajalari aniqlanishi kerak.

Bir necha misollar yordamida bu usulni o'quvchilarga eslatamiz.

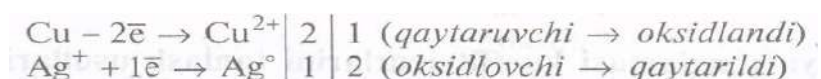
1-misol. Mis simi bilan kumush nitrat eritmasi orasidagi reaksiya¹ tenglamasida o'z oksidlanish darajasini o'zgartgan elementlar ostiga chizib chiqamiz:



Har bir oksidlovchi va qaytaruvchining ishtirokini aks ettirish uchun elementning bergan va biriktirib olgan elektronlar sonini ko'rsatuvchi elektron sxemani tuzamiz:



Bu sxemaning o'ng tomonida vertikal chiziqdan keyin reaksiyada qatnashgan elektronlar soni yoziladi. Bu raqamlarning ko'paytuvchisi 2 ga teng, raqamni mis va kumushning oksidlanish darajasini o'zgartuvchi elektronlari soniga bo'lib, natijalarni keyingi vertikal chiziq orqasiga yozamiz:



Olingan raqamlar tegishli elementlarning tenglamadagi koeffitsienti bo'ladi:



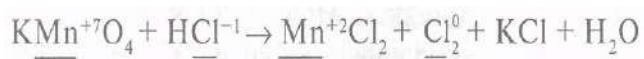
Reaksiyada ishtirok etgan zarrachalarning o'zlarinigina ko'rsatish maqsadida jarayonning qisqartirilgan ion tenglamasini keltiramiz.



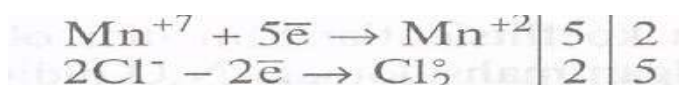
2-misol. Kaliy permanganatning konsentrlangan xlorid kislota bilan reaksiya tenglamasi:



Oksidlanish darajasi o'zgargan elementlarning oksidlanish darajalari qiymatlarini qo'yib chiqamiz:



Oksidlovchi va qaytaruvchilarning xususiy elektron sxemalarini tuzamiz:

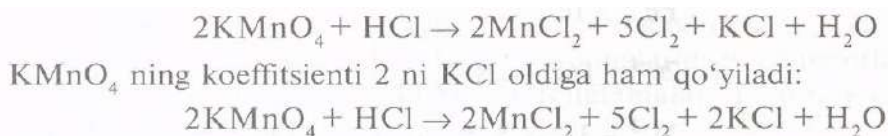


Ikkinchi qatordagi xlorning oksidlangan shakli — xlor molekulasig ikk atomdan hosil boigani sababli reaksiyadan oldingi ionidan ikkita olisr kerak (*material balans* yuzaga keltiriladi).

Topilgan elektronlar sonini qisqartirib bo'lmaydi, shuning uchun oksidlovchi qabul qilgan elektronlar sonini oksidlangan xlor molekulasig; koefitsient qilib yoziladi. Reaksiyada qatnashgan zarrachaning qaysi bir uchun topilgan raqam koefitsient bo'lishini to'g'ri topish ahamiyatlidir Topilgan koefitsientni HCl, MnCl₂ yoki KCl oldiga qo'yilmaydi, topilgar 5 koefitsientni faqat oksidlangan zarracha oldiga qo'yish to'g'ri bo'ladi:



Qaytarilgan marganes atomi oldiga ham, boshlang'ich KMnO₄ oldiga ham 2 koefitsientni qo'yish kerak. Bu zarrachalar tenglamaning ikki tomonida bittadan modda tarkibida uchraydi:

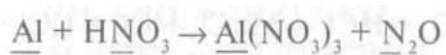


Tenglamaning o'ng tomonidagi xlor atomlarini tutgan zarrachalar koefitsientlari tanlanib bo'ldi, endi ularning soniga teng bo'lgan qiymat 16(2-2 + 5-2 + 2) ni HCl oldiga qo'yish kerak. Endi atomlar soniga teng miqdordagi vodorod atomlari soni o'ng tomonda va chap tomonda teng bo'lishi uchun 8 koefitsientni suv molekulasig oldiga qo'vamiz:

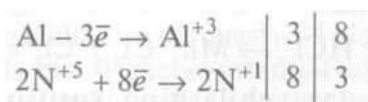


Kislorod atomlari soni chap va o'ng tomonda bir xil bo'lishini tekshirish oson. Ikkala tomonda zarrachalar miqdori balans holiga kelgan tenglamada o'rniga tenglik alomatini yozish o'rinli bo'ladi.

3-misol. Suyultirilgan nitrat kislota bilan aluminiy orasidagi reaksiyada aluminiy o'zining maksimal oksidlanish darajali Al(NO₃)₃ ni hosil qilib oksidlanadi, azot +5 holatdan azot(I) oksidgacha qaytariladi:



Oksidlovchi va qaytaivchilarning xususiy elektron sxemalari:



Reaksiyada qatnashgan Al zarrachalari ikkala tomonda ham bittadan bo'lgani sababli topilgan koeffitsientlar (8)ni ular oldiga, azotning koeffitsientini esa faqat qaytarilgan mahsulotdagi N_2O oldiga qo'yamiz:

Tenglamani o'ng tomonida 30 ta azot atomi bo'lgani uchun shu raqamni HNO_3 oldiga va undagi 30 ta vodorodga teng bo'ladigan 15 ta suv molekulasini oldiga yozamiz:

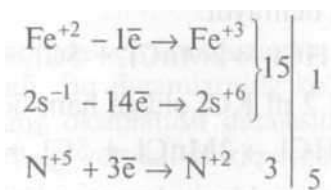


Tenglamani chap va o'ng tomonida 90 tadan kislorod atomlari bor.

4-misol. Reaksiyada yagona oksidlovchi va ikkita qaytaruvchi bo'lgan reaksiya $FeS_2 + HNO_3$ tenglamasida temir va oltingugurt atomlarining oksidlanish darajalari +2 va -1 dan tegishli ravishda +3 va +6 ga o'tadi, nitrat kislotadagi azotning oksidlanish darajasi +5 dan +2 ga o'tadi:



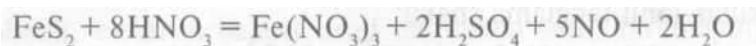
Har bir elementning xususiy elektron tenglamalarini tuzamiz:



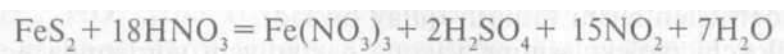
Topilgan koeffitsientlarning birini pirit oldiga, ikkinchisini esa NO oldiga qo'yish kerak, chunki qaytarilgan azotdan tashqari mahsulotlar orasida bog'langan, oksidlanish darajasi o'zgarmagan azot ham bo'lgani sababli bu koeffitsientni faqat oksidlanish darajasi pasaygan azot birikmasi oldiga qo'yish kerak:



O'ng tomondagi azot atomlarining soni 8 ta bo'lgani uchun bu raqamni chap tomondagi HNO_3 oldiga qo'yamiz, undagi 8 ta vodorod atomi 2 mol sulfat kislotada va yana qo'shimcha 2 mol suv tarkibida bo'ladi:

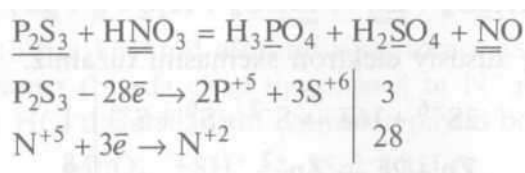


Agar shunday reaksiyada konsentrlangan nitrat kislotasi olinganda edi, quyidagi tenglamaga ega bo'lishimizni o'quvchilar keltirib chiqarishini tavsiya etamiz.



Shunga o'xshagan tenglamalarda yagona niodda tarkibidagi ikkita element oksidlanishi ro'y berganda ular uchun ayrim-ayrim xususiy elektron sxemalar tuzmasdan ham koeffitsientlarni tanlash mumkin.

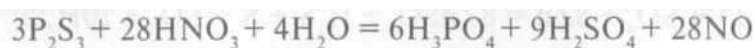
5-misol. P_2S_3 ni suyultirilgan nitrat kislota bilan oksidlanish reaksiya- sini chala holda yozamiz:



Topilgan koeffitsientlarni qo'yib chiqamiz:



Tenglamaning o'ng tomonida 36 ta vodorod atomi bo'lgani uchun boshlang'ich moddalar qatoriga yana 4 mol suv ham qatnashishi kerakligiga va natijada sxema tenglashgan holga kelishiga erishamiz:

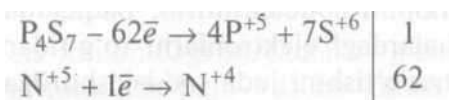


Shunday uslubni oksidlanuvchi modda formulasidagi elementlarning oksidlanish darajalarini butun raqamlar bilan ifodalab yoki aniqlab bo'lmaydigan hollarda qo'lash osonlik tug'diradi.

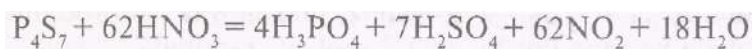
6-misol. Shunday usulda fosfor va oltingugurtning o'zaro hosil qilgan P_4S_3 , P_2S_5 , P_4S_5 , P_4S_7 , P_4SiO kabi birikmalaridagi elementlarining nitrat kislota bilan oksidlanish reaksiya tenglamalari uchun koeffitsientlarni ba'zilar uchun tanlab ko'raylik:



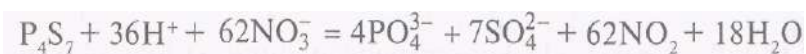
Xususiy elektron sxemalar (konsentrlangan HNO, ishtirokida):



Koeffitsientlarni qo'yib chiqamiz:



Molekular-ionli tenglama shakli:



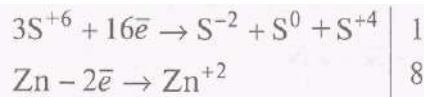
Qolgan fosfor sulfidlarining oksidlanish reaksiyalarida ham shu usulda koeffitsientlarini tanlash qulay bo'ladi.

Oksidlovchi molekulasi yagona qaytaruvchi yordamida uchta turifl xil oksidlanish darajasiga ega bo'lgan mahsulotlar hosil qiladigan reaksiya uchun yagona bir misol ma'lum. Uni ham ko'rib chiqaylik. 7-misol. Konsentrlangan sulfat

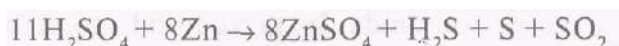
kislota bilan rux orasidagi reaksiyanil ohista qizdirish bilan olib borilganda oltingugurt uch xil mahsulot hosil qilib qaytariladi:



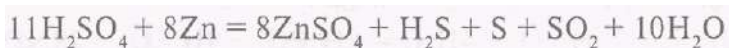
Bu jarayonning xususiy elektron sxemasini tuzamiz:



Oksidlovchi va qaytaruvchilar oldiga tegishli koeffitsientlar $(3 + 8) = 11$ va 8 ni qo'yamiz:



tenglamaning o'ng tomoniga 10 mol suv qo'shib yozamiz:



Ma'lum reaksiyalar orasida faqat shunisidagina oksidlovchi bir necha xil oksidlanish darajasiga ega bo'lgan mahsulot hosil qilib qaytariladi.

Yarim reaksiyalar usuli. Elektron balans usulida biz xususiy elektron sxemalari yozishda haqiqatda eritmada mavjud bo'la olmaydigan zarrachalarga tegishli oksidlanish darajasini yozdik. Lekin, suvli eritmada biz MnO_4^- ioni o'rniga Mn^{+7} ni (2-misol), NO_3^- o'rniga N^{+5} , N_2O ni N^{+1} holida (3-misolda), suvda erimaydigan FeS_2 ni Fe^{+2} va S^{-1} (4-misol) va boshqa hollardal murakkab modda tarkibini soddalashtirib, haqiqatda yo'q bo'lgan zarrachalarni, shu zarrachalardagi elektronlarni to'g'ridan-to'g'ri bir element dan ikkinchi elementga o'tishini juda soddalashtirilgan, amalda kuzatilishil mumkin bo'lmagan usulda yozdik. Bunday holatlar har doim ion atrofidagi zarrachalar yoki ularga koordinatsiyalangan erituvchi molekulalari vositasida yuz beradi.

Shu sababli, elektron balans usuli haqiqatda sodir bo'lmaydigan jarayonni koeffitsient tanlashga jalb etadi. Quyida xususiy elektron sxemalarini atom, molekula yoki ion vositasida tuzamiz va tegishli o'rinda eritmada muhit (H^+ , HO^- yoki H_2O molekulasi) ni jalb etib, har bir sxemada massalar va zaryadlarni tenglik alomatining ikki tomonida o'zaro teng bo'lishini amalga oshirib masalani hal etamiz.

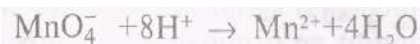
2-misoldagi reaksiya tenglamasini quyidagicha yozamiz:



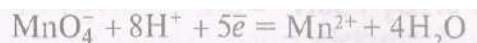
Xususiy elektron sxemani faqat oksidlovchi uchungina yozaylik:



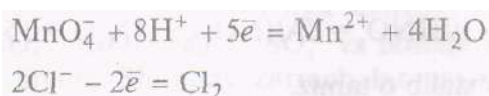
chap tomondagi to'rtta kislorod atomini o'ng tomonga turg'un mahsulot — suv holida yozamiz (bunda chap tomonga 8 ta N^+ ionini yozamiz, bu zarracha eritmada HCl dissotsilanishi natijasida paydo bo'ladi):



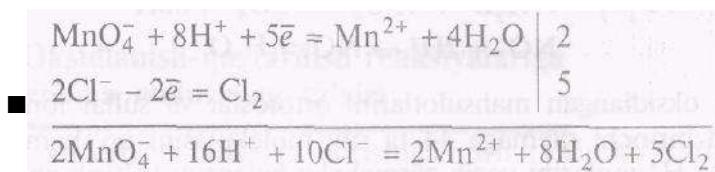
Chap tomondagi 7 ta musbat zaryadga 5 ta elektron qo'shilgandagina o'ng tomondagi zaryad (+2) ga teng natijani olamiz:



Misolimizning ikkinchi xususiy elektron sxemasi o'z holida qoladi, ulami birlashtiramiz:

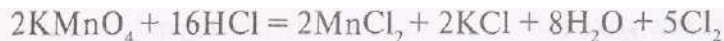


Bu koeffitsientlarni tegishli sxemalarda yozamiz va ikkalasining har bir qismini (bunda topilgan koeffitsientlarni hisobga olishni unutmaslik kerak) qo'shib, natijani jamlaymiz:



Tenglamaning ikkala tomonidagi zaryadlarning soni (chap tomonda — $12 + 16 = +4$ va o'ng tomonda ham $+4$) bir xil bo'lishiga ishonch hqsil bo'lgandan keyin, olingan tenglama 2-misoldagi reaksiyaning qisqartirilgan ionli ko'rinishi ekanligini ta'kidlash mumkin.

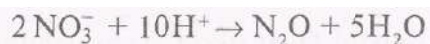
Molekular tenglamada o'ng tomonga 2 ta K^+ , 6 ta Cl^- qo'shilishil kerak, chunki o'ng tomondagi 2 ta Mn^{2+} ga 4 ta Cl^- ioni va $2K^+$ ga yana 2 ta Cl^- ionini yozishda balans saqlanib qolishi kerak:



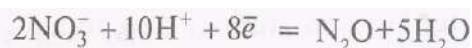
3-misoldagi nitrat kislota qoldig'i bilan ham shunga o'xshas'h amallarnil bajaramiz:



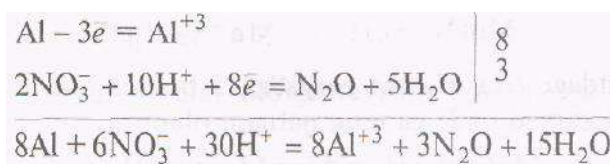
sxemani quyidagicha yozamiz:



Chap tomondagi zaryadlar yig'indisi o'ng tomondagi kabi nolga teng bo'lishi uchun chap tomonga 8 ta elektron qo'shib tenglamani qayta yozamiz:



Aluminiyning oksidlanish sxemasi bilan birlashtirib ularni qo'shib chiqamiz:



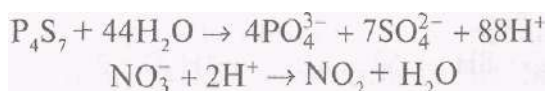
Ikkala tomondagi zaryadlar bir-biriga teng. Endi molekular tenglamani yozishda o'ng tomondagi 8 ta aluminiiy ionini bog'lash uchun 24 ta NO_3 ionini chap tomonga qo'shib yozamiz:



Quyidagi misolga to'xtalib o'tamiz.

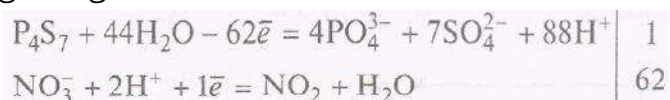


Xususiy elektron sxemalari:

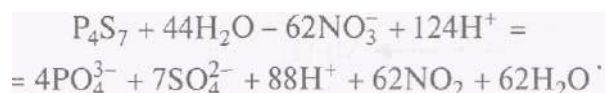


P_4S_7 ning oksidlangan mahsulotlarini ortofosfat va sulfat ionlari holida yozish uchun birinchi sxemaga 44 ta suv molekulasini qo'shamiz va o'ng tomonga 88 ta H^+ ionlarini yozib zarrachalar balansini keltirib chiqaramiz.

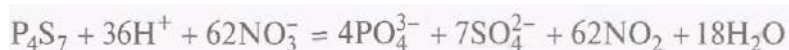
Endi zaryadlar balansini tuzish uchun oksidlangan mahsulotlardagi zaryadlar yig'indisi $4 \cdot (-3) + 7 \cdot (-2) + 88 = 62$ ta musbat zaryadni cha«tomonda ham paydo bo'lishi uchun undagi zarrachalar zaryadlari yig'indisi 0 dan 62 ta elektronni ayirish kerak. Ikkinchi xususiy sxemaning chap tomoniga bitta elektron qo'shilganda zaryadlar yig'indisi nolga teng boiadi:



Tomonlardagi zarrachalar yig'indisini yozamiz:

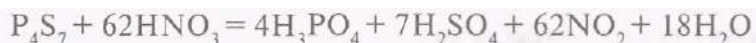


Tenglamani chap tomonidagi $44\text{H}_2\text{O}$ ni o'ng tomondagi $62\text{H}_2\text{O}$ dan ayirsak o'ng tomonga 18 ta H_2O qoladi. Chap tomondagi 124 ta H^+ dan o'ng tomondagi 88 ta H^+ ni ayirsak, chap tomonga 36 ta H^+ ioni qoladi:



Bu tenglikning ikkala tomonidagi zaryadlar —26 tadan ekanligi zaryadlar balansi mavjudligini ko'rsatadi. Tegishli hisoblardan keyin ikkala tomondagi zarrachalar soni ham bir-biriga tengligini ko'ramiz.

Molekular tenglamani tuzish uchun o'ng tomondagi kislota qoldiqlari zaryadiga teng miqdorda N^+ ionlari — $26H^+$ ni qo'shish kerak:



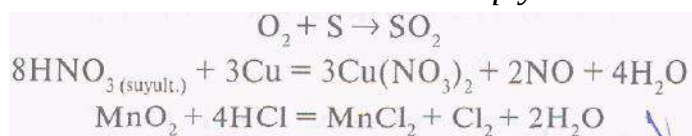
Yarim reaksiya usulida olingan natija elektron balans usulida olingan natijadan farq qilmaydi.

Yarim reaksiya usulining elektron balans usulidan afzalligi xayoliy ionlar Mn^{7+} , Cr^{6+} , S^{6+} , N^{5+} , S^{4+} o'rniga eritmada mavjud bo'lgan MnO_4^- , $C_2O_4^{2-}$, SO_4^{2-} , NO_3^- , SO_3^{2-} , SO_2 va boshqa ko'pgina zarrachalar bilan muomala qilinadi. Shunday zarrachalar qatnashadigan ko'pgina jarayonlar — elektroliz, galvanik elementlar ishlashida va boshqa hollarda yarim reaksiya tenglamalari bilan ish tutiladi. Suvli eritmalarda bo'ladigan oksidlanish qaytarilish reaksiya tenglamalarini tuzishda yarim reaksiya uslubining afzalligi shubhasizdir.

Oksidlanish – qaytarilish reaksiyalarininig sinflashtirilishi

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini 4 sinfga bo'linadi:

1. *Atomlararo yoki molekulalararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.*



Bu reaksiya tenglamalarida oksidlovchi moddalar birinchi holatda yozilgan, ikkinchi moddalar esa qaytaruvchilardir. Bunday reaksiyalarda elektron almashinish jarayoni ikkita modda (atom, molekula) orasida sodir bo'ladi. Oksidlovchining oksidlanish darajasi pasayadi, qaytaruvchiniki esa ortadi.

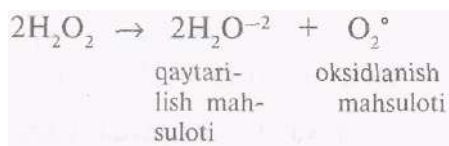
2. *Ichki molekular oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.* Bunday reaksiyalarda yagona modda tarkibida ham oksidlovchi, ham qaytaruvchi modda bo'lib, reaksiya shu zarrachalar orasida sodir bo'ladi. Masalan:



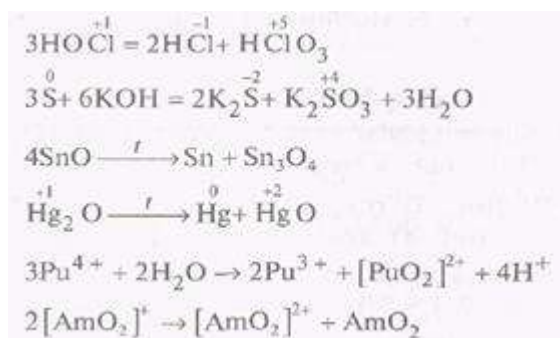
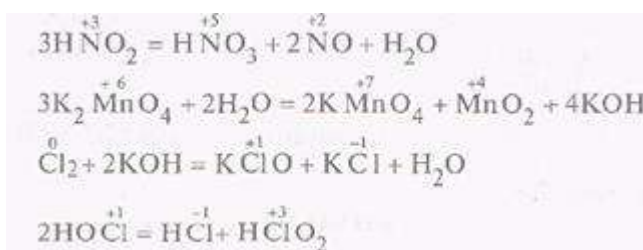
Bunday reaksiyalarda elektron almashinish jarayoni bir molekulaning o'zidagi zarrachalar orasida sodir bo'ladi.

3. *Disproporsiyalanish reaksiyalari.*

Bunday jarayonlarda bir element o'zining oraliq oksidlanish daraja-sidan ikki xil—biri yuqoriroq, ikkinchisi kichikroq oksidlanish darajasi holatiga o'tishi kuzatiladi. Masalan:

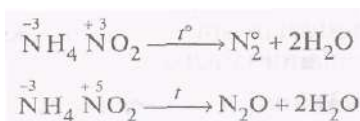


Vodorod peroksid tarkibidagi kislorod atomi oksidlanish darajasi —1 holatdan nolga qadar ko'tarildi (qaytarildi), ikkinchisida esa, oksidlanish darajasi — 2 ga qadar pasaydi (oksidlandi). Bunday reaksiyalarda qatnashadigan moddalardagi elementning oksidlanish darajasi shu elementga xos bo'lgan oksidlanish darajalarning oraliq holatidan birida bo'lishi kerak. Yana bir necha misollar keltiramiz:



4. Sinproporsiya reaksiyalari.

Bitta molekulada bir elementning turli xil oksidlanish darajasidagi atomlari reaksiya natijasida bir xil oksidlanish darajadagi birikmalarga aylanishi sinproporsiya reaksiyalariga xosdir.



Bunday reaksiyalarda sodir bo'ladigan vaziyat disproporsiyalanishdagi holatning teskarisi ekan.

Nazorat uchun savollar

1. Oksidlovchi va qaytaruvchi deb nimaga aytiladi?
2. Elektron-balans usuli nimaga asoslangan?
3. Yarim reaksiyalar usuli nimaga asoslangan?
4. Disproporsiyalanish reaksiyasi nima?
5. Sinproporsiyalanish reaksiyasi nima?

13-MA'RUZA. METALLARNING UMUMIY XOSSALARI

Reja:

1. Metallarning umumiy xossalari
2. Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori
3. Galvanik elementlar

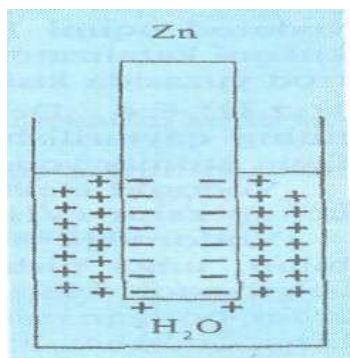
Har qanday metall o'ziga xos strukturaga ega, uning kristall panjara tugunlarida metall ionlari joylashgan bo'lib, ular oralig'ida hamma ionlar uchun umumiy bo'lgan elektronlar quyidagi tenglama bilan ifodalanadigan muvozanat vaziyatida bo'ladi:



Agar metall plastinkani suvga botirilsa, plastinka yuzasidagi metall ionlarining qandaydir qismi qutbli suv molekullari ta'sirida gidratlangan ionlar holida eritmaga o'tadi:



ikkala tenglamani umumlashtirgan holda



VIII. 1-rasm.
Qo'sh elektr qavat.

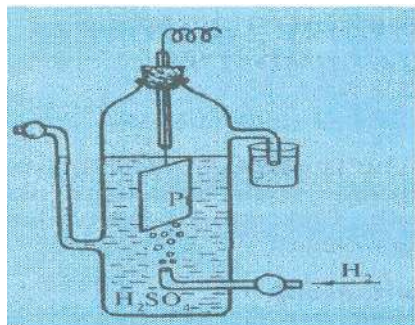
yozish mumkin. Bu jarayon metallning elektron yo'qotishi — oksidlanishi va gidratlangan metall ionlari elektronlarni o'ziga biriktirib plastinka yuzasida metallning qaytarilishi bir vaqtning o'zida yuz beradi.

Muvozanat vaziyatida eritmaga qancha metall ionlari o'tgan bo'lsa, shuncha miqdorda ular eritmadan plastinka yuzasiga qaytib o'tadi, shunday vaziyatda dinamik muvozanat qaror topadi. Natijada metallning yuza qatlamida manfiy zaryad, shu zaryad eritmadagi musbat zaryadlangan metall ionlarini o'ziga tortib turishi natijasida metall bilan eritma chegarasida qarama-qarshi zaryadlardan tashkil topgan qo'sh elektr qavat paydo bo'ladi.

Agar shunday plastinkani suvga emas, shu metallning tuzi eritmasiga tushirilsa, eritmadagi ionlarning bir qismi metall yuza qatlamida to'planadi va plastinka yuzasida musbat zaryad paydo bo'ladi, u eritmadan tuzning manfiy zaryadlangan anionlarini tortib turadi, yana faqat isjioralari teskari bo'lgan juft elektr qavat paydo bo'ladi.

Eritmaga tushirilgan plastinkani elektrod deb, metall-eritma chegarasida paydo bo'lgan potensialni metallning muvozanat elektrod potentsiali deb ataladi.

Metallning standart elektrod potentsiali metall plastinkasi bilan konsentratsiyasi 1 mol bo'lgan shu metall tuzi eritmasi chegarasida standart sharoitdagi potentsialiga teng bo'ladi.



VIII. 2-rasm.
Vodorod elektrod.

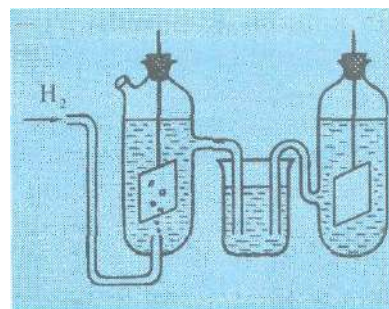
Elektrod potentsialining qiymatini to'g'ridan-to'g'ri o'lchab bo'lmaydi, uning kattaligini bironta standart elektrodga nisbatangina aniqlash mumkin. Shu maqsadda potentsiali o'lchanishi kerak bo'lgan element bilan standart elektroddan galvanik element tuziladi va uning elektr yurituvchi kuchi EYUK o'lchanadi. Standart elektrod sifatida potentsiali nolga teng deb qabul qilingan vodorod elektrod olinadi (VIII. 2-rasm). Vodorod elektrod sulfat kislotaning 1 normal eritmasiga tushirilgan kukun holdagi platina bilan qoplangan platina elektroddan iborat. Bu elektroddan toza vodorod oqimi 101,325 kPa bosim ostida yuboriladi. Elektrodda platina kukuni katalizatorligida H_2 molekulasini atomlarga parchalanadi va shu elektrod yuzasida kislota eritmasidagi H^+ ioni orasida muvozanat qaror topadi: $H \rightleftharpoons H^+ + e^-$.

Demak, bu elektrodda vodorodning oksidlanishi (H^+) va uning qaytarilishi kuzatiladi (bu jarayonda platina ishtirok etmaydi, u faqat atomar vodorod hosil qilishdagina qatnashadi).

Vodorod elektrod boshqa elementlarning elektrod potentsialini o'lchash uchun zarur.

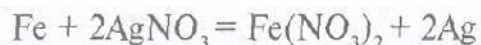
Vodorodga nisbatan aktiv metallarning potentsiallari manfiy zaryad bilan, unga nisbatan passiv bo'lgan metallarniki musbat zaryad bilan belgilanadi. Metallning ionlanish energiyasi kichik va gidratlanish energiyasi katta bo'lgan sari metallning oksidlanishi oson sodir bo'ladi. Shu bilan birga, musbat zaryadlangan aktiv metall ioni qanchalik oson elektron yo'qotgan bo'lsa, shunchalik ionning oksidlovchilik xossasi kichik bo'ladi. Shu sababli, ishqoriy metallarning qaytaruvchilik xossalari yuqori, elektrod potentsiallari kichik, ionlarining oksidlovchilik xossalari zaif bo'ladi.

Ularning ionlarini faqat suvsiz sharoitda elektr toki vositasida qaytarish mumkin. Aksincha, kumush, oltin va platina kabi metallarning ionlanish potentsiallari, elektrod potentsiallari yuqori; qaytaruvchilik xususiyatlari zaif bo'lgan ionlarining oksidlovchilik xossalari ham nisbatan yuqori bo'ladi. Ularning ionlari



VIII. 3-rasm. Vodorod elektrod yordamida ruxning elektrod potentsialini o'lchash uchun yig'ilgan qurilma.

elektrod potentsiallari kichikroq bo'lgan metall atomlarini oksidlashi mumkin:



Xulosa qilib aytganda, sistemaning oksidlanish-qaytarilish potentsiali qanchalik katta bo'lsa, metallning oksidlangan shakli shunchalik kuchli oksidlovchi xossaga ega bo'ladi. Elektrod potentsial elektronlarning eritmaga o'tishga intilish jarayonining nisbiy o'lchami bo'ladi. Shu sababli, bu jarayonlarni oksidlanish-qaytarilish emas, oksidlanish potentsiali deb atash o'rinli bo'lar edi va shu bilan birga, umumiy jarayonni esa oksidlanish-qaytarilish muvozanati, sistemasi va hokazo deb atash kerak.

Metallning valentligi o'zgaruvchan bo'lsa, oksidlanish-qaytarilish potentsiallari ham ularning tegishli oksidlanish darajalari uchun belgilanadi, masalan

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}}^0 = -0,04 \text{ B}, \quad E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ B}$$

Metallarning kuchlanish qatori

Metallarning kuchlanish qatori standart elektrod potentsialini ortib borish tartibidan kelib chiqadi.

Elementlarning elektrod potentsiali {elektrokimyoviy qator} dan quyidagi xulosalar kelib chiqadi: — jadvalning yuqoriroq qismida joylashgan elementlar osonroq oksidlanadi (elektronlarini beradi), ularning ionlari qiyinroq elektronlar qabul qiladi (kuchsiz oksidlovchi bo'ladi);

— har bir metall o'zidan pastroqda joylashgan elementlar ionini erit-madan siqib chiqaradi. Magniydan yuqoriroqda joylashgan elementlar bu qonuniyatdan istisno, chunki ular birinchi galda suv bilan aktivroq reaksiyaga kirishadi;

— vodoroddan yuqoridagi (E° manfiy qiymatga ega bo'lgan) metallar oksidlovchi xususiyatga ega bo'lmagan kislotalar (HCl , CH_3COOH , suyuq H_2SO_4 va boshqalar) eritmalaridan vodorodni siqib chiqaradi;

— vodoroddan pastroqda joylashgan (E° musbat qiymatga ega bo'lgan) metallar oksidlovchi xususiyatga ega bo'lmagan kislotalar bilan reaksiyaga kirishmaydi;

— elektrod potentsiali neytral sharoitda vodorodnikidan ancha kichik bo'lgan metallar (ishqoriy va ishqoriy-yer metallari) suvdan vodorodni siqib chiqaradi.

Magniy vodorodni issiq suvdangina siqib chiqara oladi.

**Metallarning standart oksidlanish-qaytarilish (elektrod)
potensiallari**

Oksidlangan holat	Qaytarilgan holat	Elektrod jarayoni	E^0, V
1	2	3	4
Li^+	Li	$Li^+ + e^- \rightarrow Li$	-3,02
K^+	K	$K^+ + e^- \rightarrow K$	-2,92
Cs^+	Cs	$Cs^+ + e^- \rightarrow Cs$	-2,92

Davomi

1	2	3	4
Rb^+	Rb	$Rb^+ + e^- \rightarrow Rb$	-2,92
Ba^{2+}	Ba	$Ba^{2+} + 2e^- \rightarrow Ba$	-2,90
Sr^{2+}	Sr	$Sr^{2+} + 2e^- \rightarrow Sr$	-2,89
Ca^{2+}	Ca	$Ca^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$	-2,87
Na^+	Na	$Na^+ + e^- \rightarrow Na$	-2,71
Al^{3+}	Al	$Al(OH)_3 + 3e^- \rightarrow Al + 4HO^-$	-2,35
Mg^{2+}	Mg	$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	-2,34
H_2	$2H^-$	$H_2 + 2e^- \rightarrow 2H^-$	-2,23
Be^{2+}	Be	$Be^{2+} + 2e^- \rightarrow Be$	-1,85
Al^{3+}	Al	$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	-1,67
Ti^{2+}	Ti	$Ti^{2+} + 2e^- \rightarrow Ti$	-1,63
Zn^{2+}	Zn	$Zn(OH)_2 + 2e^- \rightarrow Zn + 4HO^-$	-1,22
Mn^{2+}	Mn	$Mn^{2+} + 2e^- \rightarrow Mn$	-1,63
Zn^{2+}	Zn	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	-0,76
Cr^{3+}	Cr	$Cr^{3+} + 3e^- \rightarrow Cr$	-0,71
Fe^{2+}	Fe	$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0,44
$2H^+$ (neytral sharoitda)	H_2	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	-0,41
Cd^{2+}	Cd	$Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd$	-0,40
Co^{2+}	Co	$Co^{2+} + 2e^- \rightarrow Co$	-0,28
Sn^{2+}	Sn	$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	-0,14
Pb^{2+}	Pb	$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	-0,13
Fe^{3+}	Fe	$Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$	-0,04
$2H^+$	H_2	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0,00
Cu^{2+}	Cu	$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,34
Fe^{3+}	Fe^{2+}	$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	+0,77
Ag^+	Ag	$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	+0,80
Hg^{2+}	Hg	$Hg^{2+} + 2e^- \rightarrow Hg$	+0,84
Au^{3+}	Au	$Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$	+1,42

Nazorat uchun savollar

1. Metallar mexanik xossalriga qarab qanday sinflarga bo'linadi?
2. Metallar tabiatda qanday holatda uchraydi?
3. Qanday rudalarni bilasiz?
4. Metallar qanday usullarda ajratib olinadi?

14-MA'RUZA. ELEKTROKIMYO. GALVANIK ELEMENTLAR

Reja:

1. Elektrokimyoviy jarayonlar
2. Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori
3. Galvanik elementlar

Elektrokimyo fani elektr energiyalar manbai bo'la oladigan oksidlanish-qaytarilish jarayonlarini yoki elektr toki ishtirokida sodir bo'ladigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini tadqiqot etadi. Elektrokimyo jarayonlari metallar, ionlar va elektrolitlar vositasida amalga oshadi.

Har qanday metall o'ziga xos strukturaga ega, uning kristall panjara tugunlarida metall ionlari joylashgan bo'lib, ular oralig'ida hamma ionlar uchun umumiy bo'lgan elektronlar quyidagi tenglama bilan ifodalanadigan muvozanat vaziyatida bo'ladi:



Agar metall plastinkani suvga botirilsa, plastinka yuzasidagi metall ionlarining qandaydir qismi qutbli suv molekulalari ta'sirida gidratlangan ionlar holida eritmaga o'tadi:

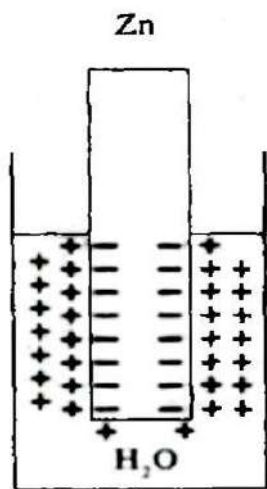


ikkala tenglamani umumlashtirgan holda



Yozish mumkin. Bu jarayon metallning elektron yo'qotishi — oksidlanishi va gidratlangan metall ionlari elektronlarni o'ziga biriktirib plastinka yuzasida metallning qaytarilishi bir vaqtning o'zida yuz beradi.

Metallning muvozanat elektrod potentsiali



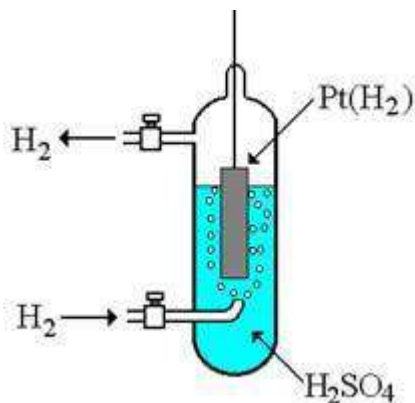
Muvozanat vaziyatida eritmaga qancha metall ionlari o'tgan bo'lsa, shuncha miqdorda ular eritmadan plastinka yuzasiga qaytib o'tadi, shunday vaziyatda dinamik muvozanat qaror topadi. Natijada metallning yuza qatlamida manfiy

zaryad, shu zaryad eritmadagi musbat zaryadlangan metall ionlarini o'ziga tortib turishi natijasida *metall* bilan eritma chegarasida qarama-qarshi zaryadlardan tashkil topgan qo'sh elektr qavat paydo bo'ladi.

Agar shunday plastinkani suvga emas, shu metallning tuzi eritmasiga tushirilsa, eritmadagi ionlarning bir qismi metall yuza qatlamida to'planadi va plastinka yuzasida musbat zaryad paydo bo'ladi, u eritmada tuzning manfiy zaryadlangan anionlarini tortib turadi, yana faqat ishoralari teskari bo'lgan juft elektr qavat paydo bo'ladi.

Eritmaga tushirilgan plastinkani elektrod deb, metall-eritma chegarasida paydo bo'lgan potensialni *metallning muvozanat elektrod potentsiali* deb ataladi.

Standart vodorod elektrodu



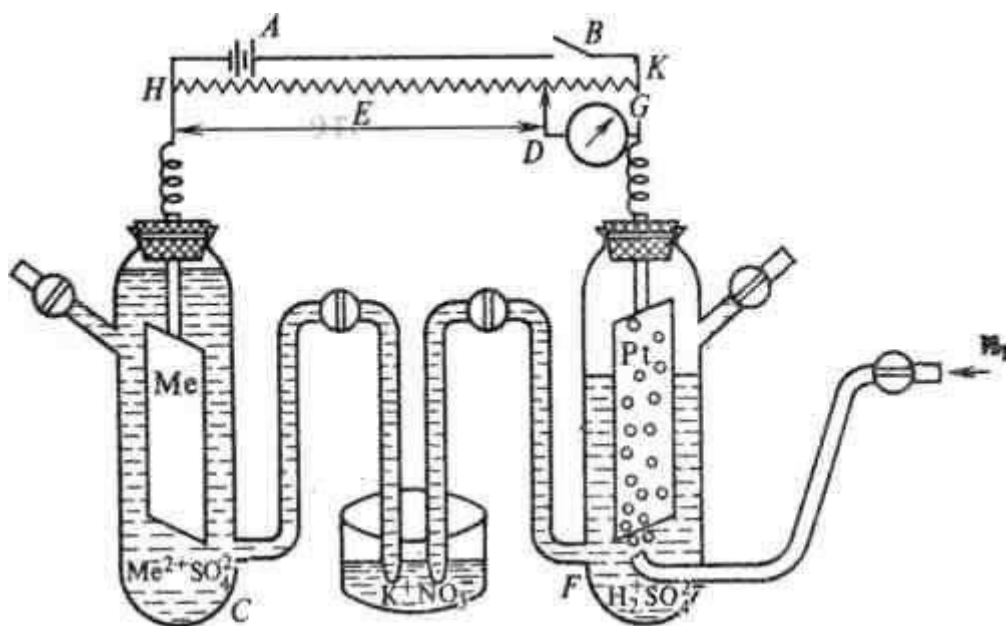
Vodorod elektrod

Metallning *standart elektrod potentsiali* metall plastinkasi bilan konsentratsiyasi 1 mol bo'lgan shu metall tuzi eritmasi chegarasida standart sharoitdagi potensialiga teng bo'ladi. Elektrod potentsialining qiymatini to'g'ridan-to'g'ri o'lchab bo'lmaydi, uning kattaligini birona standart elektrodga nisbatangina aniqlash mumkin. Shu maqsadda potentsiali o'lchanishi kerak bo'lgan element bilan standart elektroddan galvanik element tuziladi va uning elektr yurituvchi kuchi EYUK o'lchanadi.

Standart elektrod sifatida potentsiali nolga teng deb qabul qilingan vodorod elektrod olinadi (2-rasm). Vodorod elektrod sulfat kislotaning 1 normal eritmasiga tushirilgan kukun holdagi platina bilan qoplangan platina elektroddan iborat. Bu elektrodga toza vodorod oqimi 101,325 kPa bosim ostida yuboriladi. Elektrodda platina kukuni katalizatorligida H_2 molekulasini atomlarga parchalanadi va shu elektrod yuzasida kislota eritmasidagi H^+ ionlari orasida muvozanat qaror topadi: $H \rightleftharpoons H^+ + e^-$. Demak, bu elektrodda vodorodning oksidlanishi (H^+) va uning qaytarilishi kuzatiladi (bu jarayonda platina ishtirok etmaydi, u faqat atomar vodorod hosil qilishdagina qatnashadi).

Metalllarning elektrod potentsiallarini o'lchash

Vodorod elektrod boshqa elementlarning elektrod potensialini o'lchash uchun zarur:

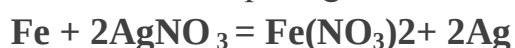


Vodorod elektrod yordamida metallning elektrod potensialini o'lchash uchun yig'ilgan qurilma

Vodorodga nisbatan aktiv metallarning potentsiallari manfiy zaryad bilan, unga nisbatan passiv bo'lgan metallarniki musbat zaryad bilan belgilanadi. Metallning ionlanish energiyasi kichik va gidratlanish energiyasi katta bo'lgan sari metallning oksidlanishi oson sodir bo'ladi. Shu bilan birga, musbat zaryadlangan aktiv metall ioni qanchalik oson elektron yo'qotgan bo'lsa, shunchalik ionning oksidlovchilik xossasi kichik bo'ladi.

Shu sababli, ishqoriy metallarning qaytaruvchilik xossalari yuqori, elektrod potentsiallari kichik, ionlarining oksidlovchilik xossalari zaif bo'ladi. Ularning ionlarini faqat suvsiz sharoitda elektr toki vositasida qaytarish mumkin.

Aksincha, kumush, oltin va platina kabi metallarning ionlanish potentsiallari, elektrod potentsiallari yuqori; qaytaruvchilik xususiyatlari zaif bo'lgan ionlarining oksidlovchilik xossalari ham nisbatan yuqori bo'ladi. Ularning ionlari elektrod potentsiallari kichikroq bo'lgan metall atomlarini oksidlashi mumkin:



Xulosa qilib aytganda, sistemaning oksidlanish-qaytarilish potentsiali qanchalik katta bo'lsa, metallning oksidlangan shakli shunchalik kuchli oksidlovchi xossaga ega bo'ladi. Elektrod potensial elektronlarning eritmaga o'lishga intilish jarayonining nisbiy o'lchami bo'ladi. Shu sababli, bu jarayonlarni oksidlanish-qaytarilish emas, oksidlanish potentsiali deb atash o'rinli bo'lar edi va shu bilan birga, umumiy jarayonni esa oksidlanish-qaytarilish muvozanati, sistemasi va hokazo deb atash kerak.

Metallning valentligi o'zgaruvchan bo'lsa, oksidlanish-qaytarilish potentsiallari ham ularning tegishli oksidlanish darajalari uchun belgilanadi, masalan:

$$E^0_{Fe^{+3}/Fe} = -0,04B$$

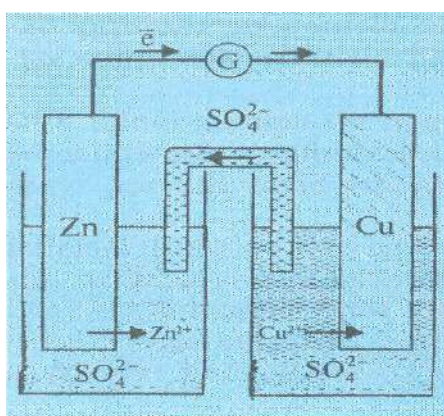
$$E^0_{Fe^{+2}/Fe} = -0,44B$$

Galvanik elementlar. Galvanik elementlar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining kimyoviy energiyasini elektr energiyaga aylantiradigan qurilmalardir. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini ayrim-ayrim qismlarda — oksidlanish va qaytarilish jarayonlarini (bir-biridan ajratilgan) elektrodlarda amalga oshirilsa, kimyoviy jarayonda qatnashuvchi elektronlar elektr energiyaning manbai bo'ladi.

Quyidagi galvanik elementni hosil qiluvchi oksidlanish-qaytarilish juftidan iborat sistemani ko'rib chiqamiz:

Oksidlangan shakl	Qaytarilgan shakl	Standart elektrod potentsial, V
$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Cu$		+0,34
$Zn^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Zn$		-0,76

Birinchi qatordagi sistema (standart elektrod potentsialining qiymatiga binoan) ikkinchisiga nisbatan oksidlovchi bo'ladi yoki, boshqacha aytganda elektronlar Zn dan Cu^{2+} ionlariga o'tadi. Elektronlar harakati (Zn ning oksidlanishida mis ioniga o'tadigan elektronlar oqimi)ni elektr toki manbaiga aylantirish uchun galvanik elementlar xizmat qiladi



VIII. 4-rasm. Rux-mis galvanik element sxemasi.

Bu qurilmada rux va mis elektrodlay o'zlarining tuzlari — sulfatlarining 1 ekv konsentratsiyali (normal konsentratsiyali' eritmalariga tushirilgan. Ikkala stakang kaliy sulfatning to'yingan eritmasi quyilgar U-simon naycha bilan birlashtiriladi.

Agar ikkala elektrodni sim bilan ulansa, elektrodlarda oksidlanish-qaytarilish reaksiyas boshlanadi. Bunda rux elektrod (anod)da eritmaga rux ionlari o'tadi:



bu elektronlar tashqi zanjir (sim) orqal mis elektrod (katod)ga o'tadi va ular erit madagi mis ionini qaytaradi:

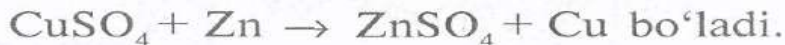


Oksidlanish jarayom sodir bo layotgan elektrodni anod, qaytanlash jaray oni sodir bo'layotgan elektrodni katod deb ataladi. Yuqoridagi ikkala jarayonni birlashtirib yozsak:



Shu oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi hisobiga elektrodlnrni birlash tirgan sim orqali (tashqi zanjir) elektronlar rux elektrodan mis elektrodga, ichki zanjir (U-simon naycha) orqali sulfat ionlari CuSO_4 idishdan ZnSO_4 li idish tomon harakat qiladi. Tashqi zanjir ulangai bo'lganda rux elektrod asta-sekin eriydi, mis elektrodda eritmada qayta rilgan mis ajraladi.

Kimyoviy jarayonning molekular tenglamasi:



Har qaysi elektrodda sodir bo'layotgan jarayonnmg oksidlanish qaytarilish potentsiallarining ayirmasi galvanik elementning EYUK ni tashkil etadi $[(E^\circ (\text{musbat}) - E^\circ (\text{manfiy})]: \text{EYUK} = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ V}$. Shu tarzda boshqa galvanik sistemalarda EYUK ni hisoblash mumkin:

$$\text{EYUK} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 - E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = 0,80 - (-2,34) = 3,14 \text{ V}$$

Bundan ko'rinishicha, galvanik elementni tashkil etishda qatnashadiga elementlar kuchlanish qatorida bir-biridan qancha uzoqroqda joylashst EYUK qiymati shuncha katta bo'ladi. Bunday sistemani tuzishda qal nashadigan elektrodlnr suv bilan reaksiyaga kirishmasligi kerak.

Nazorat uchun savollar

1. Metallarning kuchlanishlar qatori nima?
2. Galvanik element nima?
3. Elektrodda sodir bo'ladigan jarayon haqida gapirib bering.
4. EYUK nima?
5. Elektrod potentsialining qiymati haqida tushuncha bering.

15-MA'RUZA. ELEKTROLIZ. METALLAR KORROZIYASI VA UNING OLDINI OLIISH USULLARI

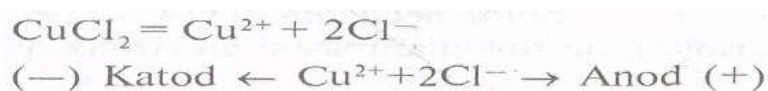
Reja:

1. Elektroliz
2. Katod va anodda boradigan jarayonlar
3. Faradey qonunlari
4. Metallar korroziyasi

Elektroliz. Elektr toki manbayi yordamida olib boriladigan oksidlanish-qaytarilish jarayoni elektr energiyasini kimyoviy energiyaga aylanishini amalga oshirib beradi. Bunday jarayonni elektroliz deb ataladi.

Elektrolitlar eritmasiga elektrodlar tushirib, ularni doimiy elektr tokimanbayi bilan ulanganda musbat zaryadlangan ionlar (kationlar) katod (manfiy zaryadli elektrod) tomon, manfiy zaryadga ega bo'lgan ionlar esa anod (musbat zaryadli elektrod) tomon siljishi yuzaga keladi. Katod yuzasida kationlar o'ziga elektronlarni qabul qilib qaytariladi, anionlar esa anod yuzasi bilan to'qnashib o'zlarining elektronlarini beradi, ya'ni anionlar oksidlanadi (VIII. 5-rasm).

Masalan, CuCl_2 ning suvdagi eritmasida Cu^{2+} va Cl^- ionlari katod va anod tomon yo'llanadi:

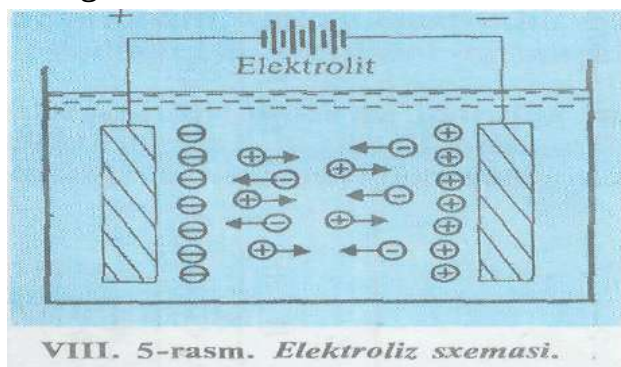


Elektrodlardagi jarayonlar:



Mis ionlari katoddan elektron biriktirib oladi va erkin metall holigacha qaytariladi, xlor ionlari elektronlarini beradi, atomlar xlorigacha oksidlanadi va ikkita xlor atomi birikib gaz holdagi molekulaga aylanadi.

Elektroliz jarayonining mohiyati ham shunda — katodda qaytarilish, anodda esa oksidlanish jarayoni amalga oshadi.



Sanoatda elektroliz jarayonidan foydalanib marganes, kobalt, rux, kadmiy va boshqa metallarni, kaliy gidroksid, xlor, kislorod, vodorod va boshqa ko'pgina mahsulotlar olinadi.

Tuzlarni hosil qiluvchi kislota va ishqorlar xossalariga qarab ularning elektroliz jarayonida turli holatlar bo'lishi mumkin.

1. Bunday tuzlar tarkibidagi metall ionining oksidlanish-qaytarilish standart potentsiali noldan katta bo'lganda katodda faqat tuz hosil qiluvchi asos kationi (Cu—Au) qaytariladi.

2. Neytral eritma elektroliz qilinganda metallning standart elektrod potentsiali —0,41 B dan musbat qiymatga ega bo'lsa, katodda shunday metall qaytariladi.

3. Agar metallning standart elektrod potentsiali magniynikidan musbatroq qiymatga ega bo'lsa, katodda bir vaqtning o'zida metall va vodorod hosil bo'ladi.

Elektroliz qilinayotgan tuz konsentratsiyasi, jarayonni olib borishdagi tok zichligi (tok kuchining elektrod sathiga nisbati), temperatura va boshqa sharoitlarning o'zgarishi — elektroliz mahsuloti — gaz va metallning miqdorlariga ta'sir qiladi. Bunday hollarda miqdoriy hisoblarni bajarish natijalari aniq bo'lmaydi.

Katodda vodorodning hosil bo'lishi kislotali sharoitda to'g'ridan-to'g'ri H^+ ionlarining qaytarilishi natijasi bo'ladi. Neytral yoki ishqoriy sharoitda esa bu jarayonda suv molekulasi elektrkimyoviy qaytarilishi yuz beradi:



Anod jarayonida bo'ladigan reaksiyalar ko'p hoiatlar bilan bog'liq. Agar anod sifatida qiyin oksidlanadigan metall, grafit, platina va oltin bo'lsa (ularni inert anodlar deb ataladi), uning Ikimyoviy jihatdan o'zgarishi kuzatilmaydi.

VIII.3-jadval

Metallarning suvli eritmalaridagi standart elektrod potentsiallari

Metallarning qaytaruvchi xossalaring kuchayishi

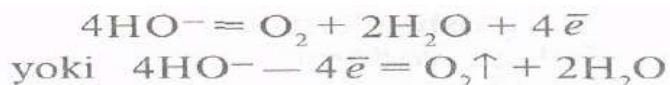
Qaytarilgan shakli	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Ni	Sn	Pb	$2H^+$	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
E^0, B	-3,04	-2,92	-2,87	-2,71	-2,37	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,402	-0,25	-0,14	-0,13	0,00	0,34	0,79	0,80	1,20	1,50
Oksidlangan shakli	Li^+	K^+	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Cd^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	H	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Ag^+	Pt^{2+}	Au^{3+}

Metall ionlarining oksidlovchi xossalaring kuchayishi

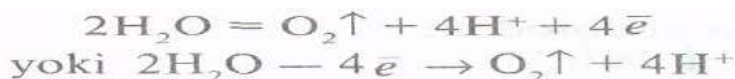
Elektroliz davomida metall oksidlanishi mumkin, unday elektrodni aktiv anod deb yuritiladi. Anodda sodir bo'ladigan jarayonlarni birma-bir ko'rib chiqamiz.

1. Inert anod ishtirokida ishqorlar, kislorodli kislotalar va ularning tuzlari, HF va ishqoriy metallar ftoridlari elektrolizida suv oksidianadi, natijada anodda kislorod ajralib chiqadi. Sharoitga qarab, quyidagi vaziyatlar amalga oshadi:

a) ishqoriy eritmalarda



b) kislotali yoki neytral sharoitda



Ko'pchilik kislota qoldiqlarining anodda oksidlanishi yuqori potensialni talab qilmagan taqdirda ham, ularning ko'pchiligi anodda oksidlanishga qodir emas.

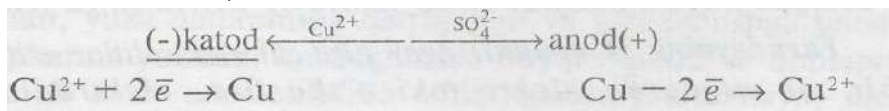
2. Kislorodsiz kislotalar qoldiqlari (HF va ftoridlardan tashqari) anodda oksidianadi. Xlor ionining standart oksidlanish-qaytarilish potentsiali kislorodnikidan katta bo'lsa ham, kislorodning ajralib chiqishida o'ta qutblanish jarayoni kuzatiladi. Shu sababli Cl, Br⁻, I⁻ kabi galogen ionlari kisloroddan ko'ra osonroq oksidlanishi kuzatiladi.

3. Anod aktiv xususiyatga ega bo'lganda oksidlanishda iich xil raqobatli jarayon kuzatiladi:

a) suvning oksidlanishi;

b) anionning oksidlanishi;

d) anod yasalgan metallning oksidlanishi. Bu vaziyatlarning qaysi bin amalga oshishi ularning standart elektrod potentsiali qiymatlariga bog'liq. Quyida bir necha sistemalarning elektrolizini ko'rib chiqamiz. Mis sulfatni mis anodi ishtirokida olib borilgan elektroliz davomida katodda mis ajralib chiqadi, chunki $E^0\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34 \text{ V}$ (bu qiymat —0,41 V dan katta). Anodda mis metali oksidianadi:



Bu jarayonni unchalik toza bo'lmagan misni va boshqa ba'zi metallarni elektrolitik usulda tozalash — rqqfinatsiya qilish usuli deb ataladi.

Bunday metallar (Cu, Ni, Cr, Zn, Ag, Cd, iFe, Sn) elektronlarni tashqi anodga o'zlari uzatadi.

Ionlarning elektrod reaksiyasida qatnashish ketma-ketligi zarrachalarning standart potentsiali (E^0) kamayib borishi tartibida bo'ladi. Lekin ba'zi sharoitlarda kutilgan tartib buziladi (masalan, bir ion konsentratsiyasi ikkinchisidan katta bo'lganda):

— neytral sharoitda HO^- ionining konsentratsiyasi $1 \cdot 10^{-7}$ mol/l bo'ladi, agar shu sharoitda galogen (Cl^- , Br^- , I^-) ionlari 0,1 mol/l bo'lganda, elektrodda O_2 o'rniga galogen molekulalari oksidlanadi, chunki ularning konsentratsiyasi million marta HO^- ioninikidan ko'proqdir;

— shunday vaziyat qo'rg'oshin eritmasi elektroliz qilinganda katodda E° qiymati musbatroq bo'lgan vodorod hosil bo'lishi kerak edi, tajribada esa katodda qo'rg'oshin ajralib chiqadi;

— grafit yoki platina elektrodida hech qanday sharoitda natriy metalli hosil bo'lmasdan faqat vodorod ajralsa, simob elektrodida vodorod o'rniga natriy metalli hosil bo'ladi, u simobda erib amalgama (metallsimob qotishmasi) hosil qiladi.

Faradey qonunlari. Elektroliz jarayonida elektrodalarda ajralib chiqqan moddalarning miqdori bilan sarf bo'lgan elektr toki miqdori orasidagi bog'lanish M. Faradey qonunlarida o'z aksini topgan.

Faradeyning I qonuni. Elektroliz davomida elektrodalarda ajralib chiqqan moddalar (yoki elektrod erishi natijasida hosil bo'lgan moddalar) massasi elektrolit eritmasi orqali o'tgan elektr tokining miqdoriga to'g'ri proporsional bo'ladi:

$$m = k \cdot Q$$

m — ajralib chiqqan modda massasi; Q — tok miqdori, uning qiymati $Q = I \cdot t$ formula orqali hisoblanadi; I — tok kuchi (Amper), t — elektroliz davom etgan vaqt, sekundlarda. k — elektr kimyoviy ekvivalent deb atalgan proporsionallik koeffitsienti. Agar o'tgan tok miqdori 1 kulon ($Q = 1 \text{ Kl}$) bo'lsa, unda $m = k$ bo'ladi. Demak, 1 Kulon tok o'tganda elektrodda ajralib chiqqan modda massasi elektr kimyoviy ekvivalentga teng bo'ladi.

Faradeyning II qonuni. Agar turli xil elektrolitlar eritmalari orqali bir xil miqdorda elektr toki o'tkazilsa, elektrodalarda ajralib chiqadigan moddalarning massa miqdori o'sha moddalarning kimyoviy ekvivalentlariga to'g'ri proporsional bo'ladi.

Har qanday moddaning 1 ekvivalent miqdorini hosil qilish uchun bir xil miqdordagi elektr toki miqdorini sarf qilish kerak. Bu miqdor tokni Faradey soni (F) deb ataladi. Faradey soni F elektron zaryadining Avogadro soniga ko'paytmasiga teng:

$$F = N_A \cdot \bar{e} = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ Kl} = 96485 \text{ Kl}$$

Har qanday moddaning bir ekvivalent miqdorini olish uchun eritma yoki suyuqlanma orqali 96485 Kl miqdorda elektr tokini o'tkazish kerak.

Moddaning elektr kimyoviy ekvivalenti (k) uning ekvivalentini Faradey soniga bo'lgan nisbatiga teng: $k = \frac{E}{F}$

Bu nisbatdan har qanday moddaning elektr kimyoviy ekvivalentini hisoblab topish oson:

$$k(\text{Zn}) = \frac{65}{2.96485} = 3,37 \cdot 10^{-4} \text{ g / Kl},$$
$$k(\text{H}_2) = \frac{2}{2.96485} = 1,04 \cdot 10^{-5} \text{ g / Kl}$$

Elektrolizning amaliy ahamiyati

Elektroliz xalq xo'jaligida va ishlab chiqarish jarayonlarida keng va turli-tuman qo'llanishga ega. Osh tuzini elektrolizi natijasida xlor va o'yuvchi natriy ishlab chiqariladi. Ammiakni sintezi uchun qo'llanadigan vodorodni olish suvni elektrolitik parchalanishiga asoslangan. Sulfat kislotaning 50% li eritmasini elektroliz qilish orqali vodorod peroksid olish jarayoni sanoatda keng qo'llanadi. NaCl ning suvli eritmasini elektroliz qilib, NaOCl va NaClO₃; MgCl₂ va CaCl₂ suyuqlanmalaridan Mg va Ca olish hamda boshqa maqsadlarda foydalaniladi.

Ko'pchilik metallarni ularning tuzlari suyuqlanmasini elektroliz qilib olinadi, chunki ular suvli sharoitda oson oksidlanishi mumkin.

Bunday metallardan magniy (MgCl₂ dan), natriy (NaOH dan), aluminiy (aluminiy oksidning kriolit Na₃[AlF₆] dagi suyuqlanmasidan) olinadi. Bu reaksiyalar yuqori temperaturada olib boriladi.

Bundan tashqari, metallar yuza qatlamini nikel, xrom, kumush, mis va boshqa korroziyaga bardosh beradigan metallar bilan qoplash keng qo'llanadi. Bunday hollarda metallar yuzasi faqat korroziyadan saqlanibgina qolmasdan, yuza qatlamning qattiqligini va ishqalanishga qarshiligini orttiradi. Qoplanma yuzasini hosil qilishda buyum katod va qoplama yuza qiladigan metall aktiv anod sifatida ishlatilganda (rafinatsiya) elektrolit eritmasida metall tuzining konsentratsiyasi o'zgarmaydi, shu sababli asosiy jarayon borishi turg'un bo'ladi.

Metall yuzasini xrom, rux va nikel bilan qoplash jarayonini galvano-stegiya deb ataladi.

Galvanoplastika deb atalgan jarayonda qavariq shakldagi buyumlar yuzasiga metallar cho'ktirib ularning aniq nusxalarini tayyorlab, teri yoki qog'ozga chuquriz tushirish maqsadida muhr va matritsalar tayyorlanadi.

Metallarni korroziyadan saqlash

Korroziya xalq xo'jaligi uchun juda katta zarar keltiradi, chunki bu jarayon to'xtovsiz davom etadi. Yil davomida ishlab chiqarilgan metallning beshdan bir qismi shu tufayli yaroqsiz bo'lib qoladi, bu esa metallurgiya kombinatlarining beshdan biri bekorga ishlashi va buning natijasida ko'plab mablag'lar behudaga sarf bo'lganligidan darak beradi.

Shu sababli metallarni korroziyadan saqlash katta ahamiyat kasb etadi. Bunday tadbirlarning bir nechtasi ma'lum.

Metall buyum sirtini korroziyaga turg'un bo'ladigan metall qatlami bilan qoplash. Shu maqsadda ishlatiladigan metallning standart elektrod aluminiy, magniy yoki ularning qotishmalari ham ishlatilishi mumkin. Protektor tugashi bilan uni yangisi bilan almashtiriladi.

Doimiy tok manbai yordamida himoya qilinayotgan konstruksiyani katod, metall bo'lakchalarini anodga ulanganda himoya qilinayotgan konstruksiya uzoq vaqtlar davomida oksidlanishdan xoli bo'ladi.

Korroziya jarayonining ingibitorlaridan foydalanib metallning yemirilishini hatto to'xtatish ham mumkin. Ko'pincha, ingibitorlar bug' qozonlarida, xlorid kislotani saqlashda yoki bir yerdan ikkinchi yerga tashib yurilganda qo'llanadi. Ingibitorlar sifatida organik moddalar, fosfat, silikat, xromat, nitrit kislota tuzlaridan foydalaniladi.

Konsentratsiyasi 0,3—0,4% bo'lgan Na_2CrO_4 eritmasida, natriy geksametafosfat $(\text{NaPO}_3)_6$, NaNO_2 , Na_2SiO_3 qo'shilgan suvlarda poiatning korroziyasi, Na_2SiO_3 va $\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$ qo'shilgan suvda aluminiyning korroziyasi juda ham sustlashadi.

Nazorat uchun savollar

1. Tok zichligi nima?
2. O'ta qutblanish jarayoni qachon kuzatiladi?
3. Refinatsiya qanaqa usul?
4. Anod aktiv bo'lganda oksidlanishda qanaqa jarayonlar bo'ladi?

FOYDALANILGAN ADABIYOTLAR

1. Г.Э.Эшдавлатова. Химия для лабораторных работ. – Карши: / Учебное пособие / 2022 г. 218 с.
2. О.АХМЕРОВ, А.ЖАЛИЛОВ, Р.САЙФУТДИНОВ УМУМИЙ ВА АНОРГАНИК КИМЙО ТОШКЕНТ - «О'ЗБЕКISTON» - 2006
3. Q. Axmerov, A. Jalilov, A. Ismoilov «Umumiy va anorganik kimyo» Toshkent «O'qituvchi», 1988y.
4. Ahmerov Q va boshq. «Umumiy va anorganik kimyo», Toshkent.; «O'zbekiston», 2003 y.
5. Toshpo'latov Yu.T. Ixokov Sh.S. Anorganik kimyo. “O'qituvchi” nashriyoti, Toshkent-1979.
6. T.Do'stmurodov, A.Aloviddinov “Umumiy va organik kimyodan masalalar yechish”
7. Maqsudov N.X. umumiy kimyodan praktikum. “O'qituvchi” nashriyoti, Toshkent-1979.
8. Ixtiyarova G.A. “Kimyo” Darslik, T.: O'zbekiston. 2020y.
9. Atkins P.W., Overton T.L., Rourke J.P., Weller M.T., and Armstrong F.A. “Inorganic Chemistry” 6 edition ©2014 W. H. Freeman and Company 41 Madison Avenue New York, NY 10010.
10. Theodore L. Brown et all. CHEMISTRY the central science. United States of America, (Urbana- Chanmpaign), 2014.
11. Ixtiyarova G.A., Yoriyev O.M. Umumiy kimyodan elektron darslik. DGU 03425. 2015.
12. Ixtiyarova G.A., Jorakulova N., Aripdjanova M., Ayupova M.B. Noorganik kimyodan elektron darslik. DGU 03344. 2018.

Elektron resurslar

13. [http:// www.ziynet.uz](http://www.ziynet.uz)
14. [http:// www.newlibrary.ru](http://www.newlibrary.ru)
15. [http:// www.anchem.ru](http://www.anchem.ru)
16. [http:// www.tptl.ru](http://www.tptl.ru)
17. [http:// www.rulit.me](http://www.rulit.me)
18. [http:// www.bilim.uz](http://www.bilim.uz)
19. [http:// www.chemport.ru](http://www.chemport.ru)
20. [https:// www.phet.colorado.edu](https://www.phet.colorado.edu)

M U N D A R I J A

T/r	Ma'ruza	Bet
1	Kimyo fani va uning tarixi, zamonaviy rivoji	5
2	Kimyoning asosiy tushunchalari va stexiometrik qonunlari	10
3	Anorganik birikmalarining eng muhim sinflari	13
4	Atom tuzilishi	21
5	Kimyoviy elementlar davriy sistemasi	33
6	Kimyoviy bog'lanish va molekula tuzilishi	53
7	Termokimyoviy jarayonlar	73
8	Kimyoviy reaksiyalar kinetikasi va muvozanat	75
9	Eritma turlari va ularning konsentratsiyalari	83
10	Elektrolitik dissotsialanish nazariyasi	85
11	Ion almashinish reaksiyalari. Tuzlar gidrolizi	90
12	Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari	94
13	Metallarning umumiy xossalari	105
14	Elektrokimyo. Galvanik elementlar	109
15	Elektroliz. Metallar korroziyasi va uning oldini olish usullari	114
	Foydalanilgan adabiyotlar	120

