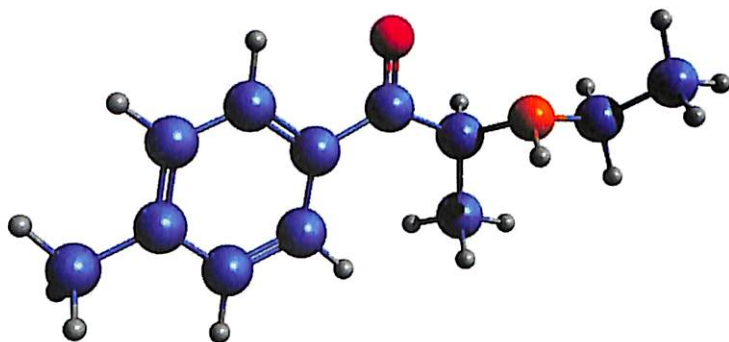


F.B. ESHQURBONOV,
Z.X. MISIROV

KIMYO



O'ZBEKISTON RESPUBLIKASI
OLIIY VA O'RTA MAXSUS TA'LIM VAZIRLIGI

F.B. ESHQURBONOV, Z.X. MISIROV

K I M Y O

*O'zbekiston Respublikasi Oliy va o'rta maxsus ta'lim vazirligi
tomonidan 5.53.08.01 - Kimyoviy texnologiya (ishlab chiqarish
turlari bo'yicha) kasbi bo'yicha ta'lim olayotgan o'quvchilar
uchun o'quv qo'llanma sifatida nashrga ruxsat etilgan*

“TURON NASHRIYOT”
Toshkent – 2022

TERMIZ MUHANDISLIK- TEXNOLOGIYA INSTITUTI AXBOROT-RESURS MARKAZI
INV. № <u>17991</u>
• <u>7</u> • <u>06</u> 20 <u>23</u> yil

UDK: 54(075.8)

KBK: 24.1ya73

E99

Eshqurbonov F.B., Misirov Z.X.

Kimyo [Matn] : o'quv qo'llanma / F.B. Eshqurbonov, Z.X. Misirov. - Toshkent : "Turon Nashriyot", 2022. -240 b.

Ushbu o'quv qo'llanmada kimyo kursiga tegishli bo'lgan: kimyoning asosiy tushuncha va qonunlari, atom tuzilishi, kimyoviy bog'lanish va uning turlari, kimyoviy jarayonlar borishining asosiy qonuniyatlari, eritmalar, ularning xossalari, eritmalarda boruvchi jarayonlar, elektrokimyoviy jarayonlar va kompleks birikmalar bo'limlarini o'z ichiga olgan mavzular bayon etilgan.

O'quv qo'llanma texnikumlar, kasb-hunar kollejlari va oliy o'quv yurtlarining «Kimyoviy texnologiya», «Biotexnologiya», «Neft va neft-gazni qayta ishlash texnologiyasi», «Don va don mahsulotlari texnologiyasi», «Yog'ochsozlik sanoati texnologiyasi, mashina va jihozlari», «Qurilish materiallari va konstruksiyalari texnologiyasi», «Kasbiy ta'lim», «Atrof-muhit muhofazasi» va boshqa yo'nalishlarida ta'lim olayotgan o'quvchi va talabalar uchun mo'ljallangan.

UDK: 54(075.8)

KBK: 24.1ya73

Taqrizchilar:

F.N. Nurqulov - texnika fanlari doktori, professor.

O.Sh. Ochilidiyev - texnika fanlari bo'yicha falsafa (PhD) doktori.

ISBN – 978-9943-8035-5-8

© "Turon Nashriyot", 2022

© Eshqurbonov F.B., Misirov Z.X., 2022

KIRISH

Kimyo fani – bizni o'rab olgan butun olamni, uning xilma-xil shakllarini va olamda sodir bo'ladigan turli-tuman hodisalarni o'rganuvchi fizika va biologiya bilan birga tabiatni o'rganuvchi uchta fandan biridir.

Bu dunyo ko'proq kimyoviy moddalar va ularning aylanish dunyosidir, ya'ni bizning atrofimizni o'rab olgan dunyoda sodir bo'layotgan jarayonlarning ko'pchiligi kimyoviy jarayonlardir.

Tabiat, butun olam inson ongidan tashqarida va inson ongiga bog'liq bo'lmagan holda mavjuddir. Olam materiyadan iborat, mavjud narsalarning hammasi doimo harakat qilib turadigan materiyaning har xil turlaridir.

Materiya (lotincha – materrem – narsalar onasi degan ma'noni bildiradi) bu obyektiv reallikni "ifodalaydigan falsafiy kategoriya bo'lib, bu obyektiv reallikni inson o'z sezgilari bilan idrok qiladi, obyektiv reallik bizning sezgilarimizga bog'liq bo'lmagan holda mavjuddir". Materiyani yaratib ham, yo'qotib ham bo'lmaydi, u abadiy va cheksizdir. Harakat materiyaning mavjudlik xususiyatidir. Materiyaga o'z-o'zidan rivojlanish, bir holatdan ikkinchi holatga o'tish va boshqalar xos.

Materiyaning struktura darajalari: elementar zarrachalar (proton, neytron, elektron, ...) va maydonlar (elektr, magnit hamda gravitatsion), atomlar, molekularlar, turli kattalikdagi makroskopik jismlar, geologik sistemalar, planetalar, yulduzlar, Gallaktikaning ichki sistemalari, Gallaktika, galaktikalar; moddiy sistemalarning alohida turlari-tirik mavjudotlar (o'z-o'zidan yangilanish (tiklanish) ga qodir organizmlar mavjud) va ijtimoiy uyushgan materiya (jamiyat) va h.k.lar kiradi. Materiya-moddalar va maydon ko'rinishida mavjuddir. Moddalar juda ko'p va xilma-xildir. Hozirgi vaqtda 600 ming anorganik va 10 milliondan ortiq organik moddalar ma'lum. Ilgarilari kimyoviy jihatdan inert hisoblangan Ksenonning hozirgi paytda 400 dan ortiq kimyoviy birikmalari olingan. Tabiatdagi hamma jismlar moddalardan tashkil topgan. Bu fanlar o'rganish sohasining xarakteri va masshtabi bilan farq qiladi. Tabiatdagi jarayonlarni to'rtta masshtabga (darajaga) bo'lish mum-

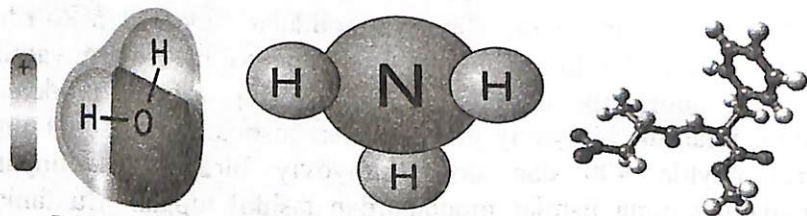
kin: 1) Astronomik; 2) Makroskopik (insoniyat va uni o'rab olgan muhit); 3) Mikroskopik (atom va molekula darajasi); 4) Ultramikroskopik (elementar zarrachalar tuzilishi darajasi). Fizika – yuqoridagi barcha darajalardagi o'zgarishlar va hodisalarni o'rganadi. Biologiya – tirik tabiatdagi makroskopik jarayonlarni o'rganadi. Kimyo – moddalarni makroskopik darajada o'zgarishlarini atom-molekulyar darajada tahlil qilib o'rganadi.

Kimyo – moddalar, ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari va ular orasida boradigan o'zgarishlarni o'rganadigan fan.

Jism – aniq shaklga ega bo'lgan barcha narsalar bo'lib, moddalar yasaladi. Masalan: Plastmassa moddasidan – ruchka, televizor, radio, kompyuter va h.k., alyuminiy moddasidan – qoshiq, samolyot korpusi, uy-ro'zg'or buyumlari va h.k. jismlar yasaladi.

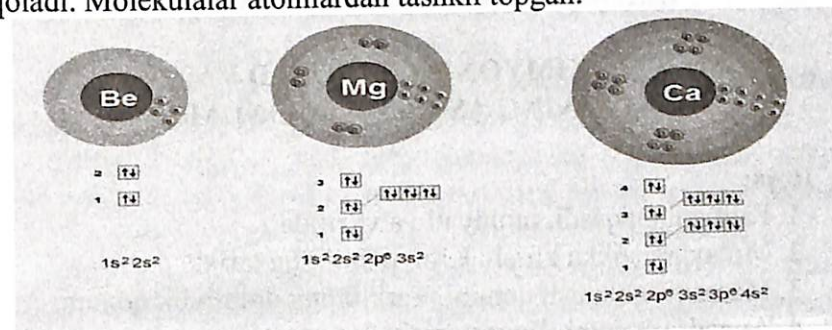
Modda – xossaga ega bo'lgan barcha narsalar. Moddalar asosan molekulalardan va boshqa (atom, ion ...) zarrachalardan tashkil topgan. Hozirgi kunda 18 mln.dan ortiq modda o'rganilgan. Masalan: Suv, neft, oltin, temir, havo.

Moddaning xossasi – moddalarning bir-biriga o'xshaydigan va bir-biridan farq qiladigan belgilari. Moddalarning xossalari kimyo nuqtai nazaridan ikkita sinfga bo'linadi: 1) Moddaning fizik xossalari: zichlik, ta'm, rang, agregat holat (gaz, suyuq, qattiq va plazma), qaynash, erish, suyuqlanish, muzlash haroratlari, issiqlik va elektr o'tkazuvchanlik, qovushqoqlik, elastiklik va h. 2) Moddaning kimyoviy xossalari: metall, metalmas, kislota, asos va amfoterlik, yonish va h. Masalan: Suv (H_2O) – 1) zichligi birga teng bo'lgan ta'msiz, rangsiz suyuqlik, $100^{\circ}S$ da qaynaydi, $0^{\circ}S$ da muzlaydi, issiqlik va elektr tokini yomon o'tkazadi. 2) yonmaydigan, neytral modda.



Molekula – moddaning xossalarini o'zida mujassamlashtirgan eng mayda zarrachasi. Masalan: Shakar suvda eritilganda moleku-

larga ajralib ketadi va shu bilan birga barcha xossalari saqlanib qoladi. Molekulalar atomlardan tashkil topgan.



Atom – musbat zaryadlangan yadro va manfiy zaryadlangan elektronlardan iborat elektroneytral zarracha. Hozirgi kunda 2000 dan ortiq atom fanga ma'lum. Atom – grekchadan olingan bo'lib, “bo'linmas” degan ma'noni anglatadi. Taxminan 25 asr (2500 yil) oldin “ATOM” tushunchasini yunon filosofi Demokrit va uning ustosi Levkipp fanga kiritgan. Atomlar barcha oddiy va murakkab moddalar molekularining tarkibini tashkil qiladi.

1-BOB. ASOSIY STEXIOMETRIK QONUNLAR. ELEMENTLAR DAVRIY JADVALI

1.1-MAVZU. KIMYONING MAQSAD VAZIFASI. KIMYONING ASOSIY QONUNLARI

Reja:

1. Fanning maqsadi, mohiyati va vazifalari.
2. Mutaxassislikka kirish. Kimyo fanining tarixi.
3. Massani saqlanish qonuni. Tarkibning doimiylik qonuni.
4. Avgadro qonuni. Xajmiy nisbatlar qonuni.

Kimyo fanining mazmuni va vazifalari. Kimyo — tabiat haqidagi fan bo'lib, u fizika, biologiya, mineralogiya fanlari kabi moddiy jismlar to'g'risida atroflicha ma'lumot beradi.

Kimyo — moddalar, ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari va ularda bo'ladigan o'zgarishlar haqidagi fandir.

Kimyoviy o'zgarishlarda albatta, dastlabki moddalardan, ya'ni xom ashyodan boshqa tarkibga va boshqa xossalarga ega bo'lgan mahsulotlar olinadi. Bunda dastlabki moddalarning tarkibi o'zgaradi, fizik o'zgarishlarda esa bu hol kuzatilmaydi.

Kimyoviy jarayonlarning borishi, reaksiyada ishtirok etadigan moddalarning tarkibiga, ularni tashkil etuvchi zarrachalarning tuzilishiga bog'liq. Shuning uchun moddalarning tuzilishi bilan ularning reaksiyaga kirishish qobiliyati orasidagi bog'lanishni o'rganish muhim ahamiyatga egadir.

Mamlakatimizda kimyo sanoati uchun zarur bo'lgan xomashyo neft, toshko'mir, tabiiy gaz, mineral tuz va rudalarning mo'l-ko'lligi turli xil yangi kimyoviy mahsulotlar olishga katta imkoniyat yaratadi.

Kimyoviy toza modda ayni sharoitda o'zgarmas fizik xossalari bilan xarakterlanadi. Moddalar soni juda ko'p. Ularni o'rganishda moddalarning turli xossalari asoslanib, bir necha sinflarga bo'linadi. Bizga ma'lum bo'lgan barcha moddalar birinchi navbatda quyidagi to'rt guruhga:

- 1) elementar zarralar;

- 2) oddiy moddalar;
- 3) murakkab moddalar (yoki kimyoviy birikmalar);
- 4) aralashmalarga bo'lish mumkin.

Elementar zarralar (masalan, elektron, proton, neytron, pozitron, rc-mezon va hokazo) soni yuzdan ortiqdir.

Oddiy modda — kimyoviy elementning erkin holda mavjud bo'la oladigan turi. Bunday moddalar faqat bir xil turdagi element atomidan tarkib topgan bo'lib, ularning soni 400 dan ortiqdir.

Murakkab moddalar yoki kimyoviy birikmalar — o'zaro ma'lum nisbatlarda birikkan ikki yoki bir necha element atomidan tuzilgan bo'ladi. Noorganik moddalarning soni 200 mingdan ortiq, organik moddalarning soni esa ikki millionga yaqindir.

Tabiatda toza moddalardan tashqari aralashmalar ham mavjud. Aralashma o'z xossalari bilan kimyoviy birikmalardan keskin farq qiladi. Masalan, bir xil sharoitda baravar hajmda HCl gazi va vodorod bilan xlor aralashmasi olingan bo'lsin. Agar HCl gaziga alanga tutilsa, bu gaz yonmaydi, lekin H_2 va Cl_2 gazlari kuchli portlash bilan yonadi. Reaksiya natijasida yangi modda - HCl hosil bo'ladi.

Jism moddaning fazoda chegaralangan qismidir. Jism tushunchasi juda aniq tushuncha bo'lib, modda tushunchasi esa unga nisbatan ancha keng ma'noni beradi. Masalan, temir moddasidan bolg'a, temir yo'l relsi va boshqa buyumlarni tayyorlash mumkin. Bular jismlardir. Demak, modda tushunchasi jism tushunchasiga nisbatan umumiy tushunchadir.

Bir turdagi moddani boshqa turdagi moddaga aylanishi bilan boradigan jarayon *kimyoviy hodisa* deyiladi.

Bir turdagi modda boshqa turdagi moddaga aylanmaydigan jarayon *fizik hodisa* deyiladi.

Kimyo fanining tarixi. Insonlar qadim zamonlardan beri kimyoviy ishlab chiqarish bilan shug'ullanganlar. Kimyoviy ishlab chiqarish Hindistonda, Xitoyda, ayniqsa, qadimgi dunyoning madaniy markazi bo'lgan Misrda taraqqiy etgan. Masalan, eramizdan avvalgi 6000-5000 yillarda insonlar oltin, kumush, mis va metiorit temirini bilishgan, eramizdan avvalgi 4000-3000 yillarda rudalardan mis ajratib olishni, so'ngra bronza tayyorlashni, eramiz-

dan avvalgi 2000 yillarda rudalardan temir ajratib olishni bilishgan. Kishilar eramizdan 4500 yil oldin shisha yasaganlar; vino, sirka, dori-darmon tayyorlash, terini oshlash, matolarni bo'yash, kulolchilik kabi ishlar yaxshi taraqqiy etgan. Nil bo'yog'ining eramizdan 1500-1000 yil ilgaridan beri ishlatib kelingani ma'lumdir. Shunday qilib, amaliy kimyoni sharq tarixining uzoq o'tmishlarida uchratamiz. Ammo nazariy kimyoni dastavval yunon faylasuflarining asarlarida ko'rish mumkin. To'g'ri, olam, materiyaning barcha turlari bir necha oddiy materiyyadagina tuzilgan, degan fikrlar qadim hind, misr, xitoy falsafasidan ham bor. Lekin materiya to'g'risidagi aniq tushunchalarni tarixda birinchi bo'lib yunon faylasuflari ifoda etishgan.

Miloddan avvalgi VII asrda yashagan Fales Miletskiy barcha moddalar suvdan hosil bo'lgan, VI asrda yashagan Anaksimenes esa havodan hosil bo'lgan, degan fikrni maydonga tashladilar. V asrda yashagan Geraklit tabiatdagi barcha o'zgarishlarning boshlang'ichi - olov, havo va tuproq ekanligini, Empedokl esa hamma moddalar 4 ta asosiy elementdan: suv, havo, olov va tuproqdan iborat bo'lishini aytishgan. Mashhur faylasuf Levkippos va uning shogirdi Demokrit zamondoshlari qarashlaridan farqli o'laroq, barcha moddalar ko'zga ko'rinmaydigan darajada mayda zarrachalardan iborat, degan fikrni ilgari surib, bu zarrachalarni atomlar deb atadilar. Ularning fikricha, moddalarning atomlari bir materiyaning o'zidan tuzilgan bo'ladi; atomlar shakli va katta-kichikligi bilan bir biridan farq qiladi; atomlar doimo harakatda bo'ladi; ular orasida bo'shliq bo'ladi. Ammo qadimgi materialistlarning bu nazariyasini o'z zamondoshlari tushunishmadi.

Eramizdan uch asr ilgari yashagan mashhur faylasuf Aflotunning shogirdi va Iskandar Zulqarnayning ustози Arastu (384-322 yy) moddalar bitta asosiy materiyyadan tuzilgan; to'rtta xossa — sovuqlik, issiqlik, namlik, quruqlikning asosiy materiyyaga har xil nisbatda birikishidan to'rtta element — havo, suv, tuproq va olov paydo bo'ladi, degan fikrni maydonga tashladi.

Arastu ta'limotiga ko'ra, asosiy materiyyaga namlik va sovuqlik qo'shilsa suv, issiqlik va namlik qo'shilsa havo hosil bo'ladi; bu elementlarni bir-biriga aralashtirish mumkin. Masalan, havo sovu-

tilsa, issiqligini yo'qotib, suvga aylanadi. Arastu fikricha, asosiy materiya abadiy, u yo'qolmaydi va yo'qdan bor bo'lmaydi, uning mikdori kamaymaydi va aksincha ortmaydi. Ammo Arastu materiyaning sust, abstrakt narsa deb tasavvur qildi. U abstrakt materiyyaga g'ayri material - beshinchi ruhiy, ilohiy element birikkandagina u haqiqatga aylanadi, deb tushuntiradi. Arastu fikricha, oddiy metallarni oltinga aylantirish, turli kasalliklarni davolash, yoshlikka kaytish (yosharish) va h.k. bo'lishi mumkinligi ilgari suriladi. Shuningdek, uning zamondoshlari bu beshinchi elementni "filosofik tosh", "sog'liq elliksiri", "universal erituvchi" deb nomlashadi; simob, oltingugurt va tuzni barcha metallarning boshlang'ichi deb hisoblashadi. Arastuning ta'limotida materialistik qarashlar bilan birgalikda asosan idealistik ta'limotni ilgari suriladi. Uning ta'limoti kimyoda eramizning XVIII asriga qadar hukm surib keldi.

Arablar VIII asrda Ispaniyani zabt etgandan so'ng kimyo fanining rivojlanishi Ispaniyaga, Ispaniya orqali esa Yevropaga o'tdi. Arab olimlari, faylasuflari va kimyogarlari kimyo falsafasi, ayniqsa, kimyo amaliyoti ustida ko'p ishladilar. Mashhur arab olimlaridan Jabr ibn Hayyon, Abubakr Muhammad al-Razi, o'zbek olimlari Farobiy (950 yilda vafot etgan), Abu Rayhon Beruniy (973-1048), Abu Ja'far ibn Muso Xorazmiy (IX asrda yashagan), Abu Ali ibn Sino (980-1037), Ulug'bek Muhammad Tarag'ay (1394-1449) va boshqalarning nomi butun dunyoga mashhurdir. Beruniyning 150 dan ortiq asari bo'lib, bu asarlarning ko'pchiligi ma'danlarga oiddir. Beruniy simob, oltin va ko'pgina ma'danlar hamda qimmatbaxo toshlarning solishtirma og'irligini juda aniq qilib o'lchadi. Tarixchi, geograf, minerolog va faylasuf bo'lgan Beruniy, matematik va faylasuf bo'lgan Farobiy, tabib va faylasuf bo'lgan Ibn Sino materiya abadiydir, materiya har xil shakllarda mavjud bo'la oladi, degan fikrni ilgari surdilar.

Yevropada kimyo cherkov ta'siri ostida edi. Cherkov Arastu ta'limotining materialistik tomonlarini ulotirib tashlab, eng noto'g'ri va reaksiya tomonlarini saqlab qoldi va uni yana kengaytirdi. Tarixda Arastu ta'limoti rivojlantirishga uringanlarni "Alkimyogar"lar deb atashadi. Ular falsafa toshi va obi-hayotni izlashdi; mis, temir kabi metallarni oltinga aylantirishga urinishdi. Abu Ali ibn Sino bu

fikrga tamomila qarshi edi. Alkimyogarlarning o'zlarining natijasiz izlanishlari, ya'ni oltin olish uchun urinishlari bekor ketgan bo'lsa ham, qator noorganik moddalar: sulfat, xlorid, nitrat kislotalar, zar suvi, fosfor, nashatir spirti, turli ishqorlar va boshqalarni sintez qildilar.

Keyinchalik Arastu ta'limoti nazariy kimyoning rivojlan-tirilishiga halaqit berdi, lekin ko'pgina olimlar va hunarmandlar amaliy kimyoni taraqqiy ettirishda katta xizmat qildilar.

Kristallanish, haydash, erish kabi ko'pgina kimyoviy jarayonlar o'rganildi; turli bo'yoqlar, dori-darmonlar, kislotalar, tuzlar, ishqor-lar hosil qilindi. Rudalardan metallarni ajratib olish, qotishmalar ishlab chiqarish kabi jarayonlar yo'lga qo'yildi.

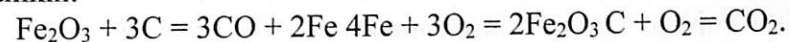
XIV-XVI asrlarda ko'pgina olimlar, turli metallardan oltinni sintez qilishga ishon-dilar va ayrimlari esa texnik kimyo, ya'ni dorivor mahsulotlar tayyorlash va boshqa ishlar bilan shug'ul-lanishgan. XVII asr boshlarida shveysar hakimi Paratsels turli tuzlar, simob, oltingugurt birikmalarini hosil qildi va ular yordamida yuqumli kasalliklarni davolay boshladi. Ayrim kimyogarlarning esa tabiiy o'simliklardan dorivor moddalarni ajratib olishni yo'lga qo'yishdi. Kimyo sohasidagi bu yangilik "yatrokimyo" deb ataldi.

O'sha paytning progressiv kimyogarlari dastavval Italiyada, keyinchalik Fransiya, Angliya va boshqa mamlakatlarda ko'payib bordi va o'zlarining maktablarini yaratishdi. Shunday ilmiy jamiyat asoschilaridan biri ingliz olimi Robert Boyldir (1627-1691). Boyl va uning safdoshlari bir necha elementlarni real va tajriba asosida topishdi.

Bundan tashqari, Boyl fransuz olimi Rene Dekart (1596-1694) izidan borib, atom haqidagi Demokrit tushunchalariga aniqlik kiritdi va uning asoslarini kimyoviy o'zgarishlarni kuzatish bilan bog'ladi. U murakkab moddalar parchalanganda hosil bo'ladigan eng oddiy moddalarni element deb atadi va elementning haqiqiy ma'nosini birinchi bo'lib fanga kiritdi. Boyl kimyoviy tajribalarga, ya'ni tahlil va sintez masalalariga katta ahamiyat berdi hamda kimyoviy jara-yonlarni kuzatish orqali kimyoviy qonuniyatlarni topish mumkin, degan fikrni ilgari surdi.

XVIII asrning boshlarida nemis olimi G.Shtal yonish, oksid-lanish, qaytarilish jarayonlarini izohlash uchun flogiston nazariyasini

yaratdi (flogiston so'zi yunoncha bo'lib, uning ma'nosi yonuv-
chanlik demakdir). Bu nazariyaga muvofiq, metall yondirilganda yoki qizdirilganda undan flogiston ajralib chiqadi, metallning o'zi zangga aylanadi. Flogiston yengillik beradi, chunki u "manfiy massa" qiymatiga ega, shu sababli metaldan flogiston ajralib chiq-qanda metall zangi og'irlashadi, deb tushuntiriladi. Bu nazariya oksidlanish-qaytarilish jarayonlarini tushuntirishga imkon beradi. Hozirgi zamon kimyo tili bilan uni quyidagicha talqin qilish mumkin:



Bu nazariyaga muvofiq, yonuvchi moddalar (vodorod, oltin-gugurt, ko'mir, shuningdek metallar) o'z tarkibida flogiston tutadi. Ko'mir asosan flogistondan iborat. Ko'mir yonganda flogiston uchib ketadi, ikkinchi qism kuyindi holida qoladi. Rudalarga (yoki zang-larga) ko'mir qo'shib qizdirilganda ko'mirdagi flogiston zangga o'tib, zangni me tallga aylantiradi. Bu nazariya ko'pgina jarayonlarni tartibga solish va guruhlash uchun xizmat qildi hamda yangi gaz holatdagi moddalar kashf etilishiga asos bo'ldi. Ammo bu nazariyaning mohiyati noto'g'ri bo'lganidan, ma'lum bir davr o'tgach, fanning rivojlanishiga to'skinlik qila boshladi va o'z mohiyatini yo'qotdi.

Flogiston nazariyasi mohiyatining noto'g'riligini Lomonosov tomonidan yaratilgan modda massasining saqlanish qonuni orqali izohlash mumkin.

O'zbekistonda kimyo fani va sanoati rivojlanishi

O'zbekistonda kimyo fanining rivojlanishi 1920 yilda Toshkent Davlat universitetining tashkil etilishi bilan bog'liq. O'zbekistonda kimyo fani va kimyo sanotining rivojlanishiga universitet katta hissa qo'shdi.

Shu kunlarda O'zbekiston Fanlar akademiyasi qoshidagi kim-yoga doir ilmiy-tekshirish institutlarida va mustaqil respublikamiz-dagi ko'p son-dagi oliy o'quv yurtlarining kimyo kafedralarida olimlar, mo'taxassislar kimyo fani va sanoatining eng muhim mu-ammolarini tadqiq qilish bilan shug'ullanmoqdalar. Respublikamiz

kimyo fani rivojiga munosib hissa qo'shgan va qo'shayotgan akademiklar O.S.Sodiqov, S.Yu.Yunusov, K.S.Axmedov, M.N.Nabiyev, X.U.Usmonov, M.Askarov, Z.Salimovning ilmiy ishlari xorijda ham ma'lumdir.

O'zbekiston hududida tabiiy gaz, neft, ko'mir, oltingugurt yetarli bo'lganligidan mamlakatimiz yirik kimyo sanoatiga egadir. Xomashyoning ko'pchiligi yetakchi kimyo sanoati korxonalarini - Farg'onada sun'iy tola, Namanganda kimyo zavodi, Toshkentda lok-bo'yoq materiallari va plastmassalarni ishlab chiqaradigan korxonalarni vujudga keltirish imkonini yaratdi. Ro'zg'or kimyosi mahsulotlarini tayyorlaydigan Toshkent sintetik yuvish vositalari zavodi, Olmaliq ro'zg'or kimyosi zavodi, Jizzah plastmassa zavodi ishlab turibdi. O'zbekiston qishloq xo'jaligining paxtachilik tarmog'i kimyo sanoatining mahsulotlarini eng ko'p iste'mol qiluvchi tarmoq hisoblanadi. Mamlakatimizning qishloq xo'jaligida har yili million tonnalab mineral o'g'itlar, zaharli ximikatlar, defoliantlar va boshqa xil mahsulotlar ishlatiladi. Hozirgi vaqtda respublikamizda Chirchik elektr kimyo kombinati, Olmaliq kimyo zavodi, Samarqand kimyo zavodi, Navoiy azotli o'g'itlar kombinati, Navoiy elektr kimyo kombinati, Farg'ona azotli o'g'itlar zavodida turli mineral o'g'itlar, o'simliklar zararkunandalariga qarshi zaharli moddalar, defoliantlar tayyorlanmoqda. Shuningdek, respublikamizda 3 ta gidroliz zavodi, tog'-metallurgiya kombinalari, sintetik tolalar tayyorlaydigan zavodlar, chinni, sement zavodlari va boshqa xil kimyo zavodlari faoliyat ko'rsatmoqda.

Respublikamiz hududida kimyo sanoatining tez rivojlanishi, qo'llanayotgan texnologik qurilmaning mukammal emasligi ekologik jihatdan salbiy oqibatlariga olib kelmoqda. Kimyo vaboshqa xil korxonalardan ajralib havoga, suvga yoki tuproqqa qo'shilib yuborilayotgan turli chiqindilar atrof-muhitni ifloslantirib bormoqda. Buning oldinini olish tez orada kechiktirmay hal etilishi lozim bo'lgan dolzarb muammolardan hisoblanadi.

Respublikamizda atrof-muhitni muhofoza qilish yuzasidan ishlar olib borilmoqda. Chiqindi suvlardan metallarni ajratib oluvchi ionitlar ishlatilmoqda, qurilmalar ishga solinmoqda. Hozirgi kundagi ekologik va iqtisodiy vazifa eng mukammal chiqindisiz kimyoviy

texnologiyani qo'llashdir. Korxonalardan ajralgan chiqindi ham qayta ishlanib, kerakli mahsulotga aylantirilsa, texnologiya chiqindisiz hisoblanadi. Masalan, Qo'qon moy kombinatida ilgari chiqindi hisoblangan danak, uzum va pomidor urug'laridan kosmetika, dori-darmonlar uchun qimmatli mahsulotlar olinishi, danak po'stloqlari motorlarni tozalashda ishlatilishini chiqindisiz texnologiya deb hisoblasa bo'ladi.

O'zbekistonda joylashgan barcha kimyo korxonalarini yaqin yillar ichida chiqindisiz texnologiya asosida ishlashga moslashtirish lozimdir. Bu vazifani hal qilish, ya'ni yuqori malakali kimyogarlar, tabiatshunoslar, muhandislarni tayyorlash respublikamizning oliy o'quv yurtlari zimmasiga yuklanadi.

Atom-molekulyar ta'limot. Moddalarning nihoyatda mayda zarrachalar atomlardan tuzilganligi haqidagi tasavvurlar qadimgi Gresiyada vujudga kelgan. Eramizdan avvalgi V asrda Demokrit moddaning eng mayda bo'linmaydigan zarrachasini atom deb atadi. Lekin atomning qanday zarracha ekani va uning xossasi to'g'risidagi tasavvurlar XVI asrning boshlaridan o'rganila boshlandi. Fransuz olimi P.Gassendi tarixda unutilib yuborilgan atom tushunchasini fanga yana kiritdi. P.Gassendi moddalar atomlardan tuzilgan va atomlarning xillari ko'p emas, degan fikrni maydonga tashladi. Lekin bu fikrni o'zi bilan moddalar asosini tashkil qiluvchi zarrachalar to'g'risidagi tasavvurlarni to'la tushuntirib berib bo'lmaydi.

Ilmiy asoslangan atom-molekulyar ta'limot XVIII - XIX asrlardagina yaratildi. Bu ta'limotni 1741-yilda M.V.Lomonosov yaratdi va uning mazmunini «Matematik kimyo elementlari» asarida bayon etdi.

Atom-molekulyar ta'limotning mohiyati quyidagilardan iborat:

- 1) barcha moddalar «korpuskula» lardan iborat bo'lib, ular birbiridan oraliq fazo bilan ajralgandir (Lomonosovning «korpuskula» termini hozirgi «molekula» ma'nosiga ega);
- 2) «korpuskula»lar to'xtovsiz harakatda bo'ladi.
- 3) «korpuskula»lar «element»lardan tashkil topgan (Lomonosovning «element» tushunchasi hozirgi «atom» ma'nosiga ega). «Element»lar ham to'xtovsiz harakatda bo'ladi;
- 4) «element»lar aniq massa va o'lchamga ega;

5) oddiy moddalarning «korpuskula»lari bir xil «element» lardan, murakkab moddalarning «korpuskula»lari esa turli «element» lardan tashkil topgan bo'ldi.

Materiyaning tuzilishi, moddalarning xossalari va kimyoviy o'zgarishlarining tabiati haqidagi hozirgi zamon tasavvurlari atom-molekulyar ta'limot asosida moddalarning diskretligi prinsipi yotadi, ya'ni moddalar yaxlit bo'lmasdan, balki mayda zarrachalardan tarkib topgan. Moddalar doimo harakatda bo'ladi: *jism harorati qanchalik yuqori bo'lsa, harakat ham shunchalik intensiv bo'ladi*.

Ingliz olimi J. Dalton kimyo va fizika sohasida yig'ilgan tekshirish natijalariga asoslanib, 1808-yilda atomistik ta'limotni yaratdi. U atomistikaga asoslanib, karrali nisbatlar qonunini kashf etdi. Atomistik ta'limot mohiyati quyidagicha:

a) moddalar nihoyatda mayda zarrachalar — atomlardan tuzilgan, atom yanada kichikroq zarrachalarga bo'lina olmaydi;

b) har qaysi kimyoviy element faqat o'ziga xos «oddiy» atomlardan tuzilgan bo'lib, bu atomlar boshqa element atomlaridan farq qiladi, har bir elementning atomi o'ziga xos massa va o'lchamga ega;

v) kimyoviy reaksiya vaqtida turli elementlarning «oddiy» atomlari o'zaro aniq va o'zgarmas butun sonlar nisbatida birikib, «murakkab» atomlarni hosil qiladi;

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

Dalton atomistik ta'limotga asoslanib, kimyoviy element tushunchasiga aniq ta'rif berdi:

Kimyoviy element bir xil xossalari bilan xarakterlanadigan atomlar turidir.

Dalton ta'limotida kamchiliklar borligi o'sha vaqtdayoq ma'lum bo'ldi. Birinchidan, oddiy moddalarning molekulalari real mavjud bo'lishini inkor etdi. Ikkinchidan, murakkab moddalarning tuzilishini talqin qilishda bir elementning bir atomi ikkinchi elementning faqat bir atomi bilan birikadi, deb faraz qildi. U holda suv NO, ammiak NH₃, etilen C₂H₄ kabi formulalar bilan ifodalangan bo'lar edi. Shuning uchun ba'zi elementlarning atom massalari ikki

xil qiymatli bo'lib chiqdi. Demak, atom bo'linishi mumkin deb faraz qilishga to'g'ri keladi, bu esa atom bo'linmaydi degan fikrga ziddir.

Ko'rinib turibdiki, atom-molekulyar ta'limotning mohiyati chuqur ilmiy asoslanganligi sababli atomistik ta'limotda yechilmagan masalalarni ham yoritib berilganligini ko'rsatadi.

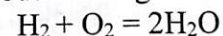
Stexiometrik qonunlar. Stexiometriya kimyoning reaksiyaga kirishayotgan moddalar orasidagi massa va hajmiy nisbatlar ko'rib chiqiladigan bo'limidir. «Stexiometriya» so'zi grekchadan tarjima qilinganda «tarkibiy qism» va «o'lchayman» degan ma'nolarni anglatadi.

Stexiometriyaning asosini stexiometrik qonunlar: moddalar massasining saqlanish qonuni, ekvivalentlar qonuni, karrali nisbatlar qonuni, hajmiy nisbatlar qonuni va Avagadro qonuni tashkil etadi.

Moddalar massaning saqlanish qonuni

M.V. Lomonosov reaksiya uchun olingan modda va reaksiya natijasida hosil bo'lgan mahsulotlarning og'irligini o'lchash yo'li bilan kimyoviy reaksiyalarning borishini o'rgandi. Natijada u massaning saqlanish qonunini kashf etdi.

Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning massasi reaksiya natijasida hosil bo'ladigan moddalarning massasiga teng bo'ladi.



Lomonosov bu qonunini birinchi marta 1748 yilda ta'rifladi, 1756-yilda metallarni og'zi kavsharlab berkitilgan idishlarida qizdirish yo'li bilan bu qonunni to'g'riligini tajribada isbotladi.

1789-yilda moddalar massasining saqlanish qonuni fransuz kimyogari Lavuazye tomonidan kashf etildi (Lomonosov ishidan bexabar holda) Lavuazye kimyoviy reaksiyalarda moddalarning umumiy massalaridan tashqari o'zaro ta'sir qiluvchi moddalar tarkibiga kiruvchi elementlarning massalari ham saqlanib qolishini ko'rsatadi.

1905-yilda Albert Eynshteyn (nemis olimi) jism massasi (m) bilan uning energiyasi (E) orasida bog'lanish borligini ko'rsatadi va bu bog'lanishni quyidagi tenglama bilan ifodalaydi:

$$E=mc^2$$

Bu tenglamadagi c - vakuumdagi yorug'lik tezligi ($2,997925 \times 10^8 \text{ m/c}^{-1}$ yoki taxminan 300000 km/c ga teng). Eynshteynning bu tenglamasi mikro zarrachalar (masalan, elektronlar, protonlar) uchun ham taalluqlidir.

Kimyoviy reaksiyalar natijasida doimo ma'lum miqdorda energiya ajralib chiqadi yoki yutiladi. Ammo kimyoviy reaksiyalarda ajraladigan yoki yutiladigan energiya miqdorlariga to'g'ri keladigan massa miqdori nihoyatda kam bo'lganligidan uni o'lchash qiyin. Shu sababli kimyoviy reaksiyalarda energyaga aylanib ketadigan massa hisobga olinmaydi.

Tarkibning doimiylik qonuni. A.Lavuaze 1781-yilda karbonat angidrid gazini 10 xil usul bilan hosil qildi va gaz tarkibida uglerod bilan kislorod massalari orasidagi nisbat 3:8 ekanligini aniqladi. Bunga asoslanib A.Lavuaze har qanday kimyoviy toza moddani tashkil etuvchi elementlarning massalari o'zgarmas nisbatda bo'ladi, degan xulosa chiqardi. Bu xulosa tarkibning doimiylik qonunidir. 20 yil davomida bu qonunning to'g'riligini barcha olimlar e'tirof etdilar. Lekin 1803-yilda fransuz olimi Bertole qaytar reaksiyalarga oid tadqiqotlar asosida, kimyoviy reaksiya vaqtida hosil bo'ladigan birikmalarning miqdoriy tarkibi moddalarning massa nisbatlariga bog'liq bo'ladi, degan xulosa chiqardi. Bu xulosaga dalil sifatida bir qancha analizlarning natijalarini keltirdi.

J.L.Prust Bertolening yuqoridagi xulosasiga qarshi chiqdi. Kimyoviy toza moddalarni puxta analiz qildi va toza birikmalarning miqdoriy tarkibi bir xil bo'lishini o'zining juda ko'p analizlari bilan isbotladi. 1809-yilda kimyoning asosiy qonunlaridan biri tarkibning doimiylik qonuni quyidagicha ta'riflandi:

Har qanday kimyoviy toza birikma olinish usulidan qat'iy nazar, o'zgarmas miqdoriy tarkibga ega.

Toza suv tarkibida 11,11% vodorod va 88,89% kislorod bo'lib, suv 0°C da muzlaydi, 100°C da qaynaydi. Uning 4°C dagi zichligi 1000 kg/m^3 yoki 1 g/sm^3 ga teng.

Bertolening o'zgaruvchan tarkibli birikmalar mavjudligi haqidagi ta'limotini XX asrning boshlarida akademik N.S.Kurnakov rivojlantirdi. U qotishmalar va eritmalarda haqiqatan ham o'zga-

ruvchan tarkibli birikmalar bo'lishini isbot qildi va ularni *bertolidlar* deb atadi, o'zgarmas tarkibli birikmalarni esa *daltonidlar* deb atadi.

Tarkibning doimiylik qonuniga faqat molekula holidagi gaz, suyuqlik va oson suyuqlanadigan qattiq moddalar bo'ysunadi. Atom tuzilishga ega bo'lgan kristall moddalar va yuqori molekulyar birikmalar bo'ysunmasligi mumkin.

Tarkibning doimiylik qonunini quyidagicha ta'riflash mumkin:

Har qanday quyi molekulyar birikma, o'zining olinish usuli va sharoitidan qat'iy nazar o'zgarmas tarkib bilan ifodalanadi.

1-jadval

Birikma nomi	Tarkibi, % hisobida		Tarkibi, og'irlik qism hisobida	
	Uglerod	vodorod	uglerod	vodorod
Metan CH_4	75	25	3	1
Etilen C_2H_4	85,71	14,29	6	2

Karrali nisbatlar qonuni. Karrali nisbatlar qonuni 1808 yilda Dalton tomonidan yaratilgan.

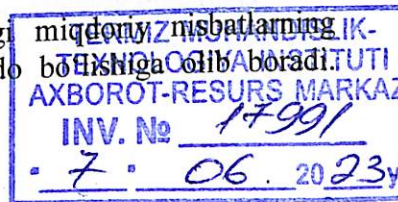
Agar ikki element o'zaro ta'sirlashib bir necha birikmalar hosil qilsa, elementlardan birining shu birikmalardagi ikkinchi elementning bir xil massa miqdoriga to'g'ri keladigan massa miqdorlari o'zaro kichik butun sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi.

Bu xulosa tez orada eksperiment yo'li bilan isbotlandi. Dalton o'sha zamonda ma'lum bo'lgan ikkita uglevodorod metan bilan etilen tarkibini tekshirib uglerodning bu birikmalarida bir og'irlik qism vodorodga to'g'ri keladigan og'irlik miqdorlari o'zaro 3:6 yoki 1:2 nisbatda bo'lishini topdi.

Karrali nisbatlar qonunidan ikkita muhim xulosa kelib chiqadi:

1. Bir xil elementlardan hosil bo'lgan birikmalar o'z og'irlik tarkiblari jihatidan odatda, bir-biridan katta farq qiladi. Masalan, azot oksidlarida bir og'irlik qism azotga 0,57 og'irlik qism kislorod, yoki bundan 2-5 barobar ortiq kislorod to'g'ri keladi. Demak, ma'lum elementlardan hosil bo'lgan birikma xudda shu elementlardan tuzilgan boshqa birikmaga aylantirilganda, tarkib to'satdan (sakraash bilan) o'zgaradi.

2. Birikadigan elementlar orasidagi miqdoriy nisbatlarning o'zgarishi hamma vaqt yangi sifat paydo bo'lishiga olib boradi.



Masalan, azot oksidlari (N_2O , NO_2 , N_2O_5 va b.) garchi bir xil elementlardan tuzilgan bo'lsa ham si- fat jihatdan bir-biridan farq qiladi. Bunday farq tabiatning umumiy qonuniga — miqdorning sifatga o'tish qonuniga yaqqol misoldir.

Ekvivalent. Ekvivalentlar qonuni

Ingliz olimi J. Dalton elementlar muayyan miqdorlardagina o'zaro birika oladi, degan fikrni aytdi va bu miqdorlarni «birikuvchi miqdor»lar deb atadi. Ammo keyinroq bu termin o'rniga **ekvivalent** termini qabul qilindi (ekvivalent so'zi «teng qiymatli» demakdir, bu terminni kimyoga 1814 yilda Volloston kiritgan).

Elementning bir massa qism vodorod yoki sakkiz massa qism kislorod bilan birika oladigan yoki shularga almashina oladigan miqdori uning ekvivalenti deb ataladi. Masalan, kalsiyning ekvivalenti 20 ga teng, 8 massa qism kislorod bilan qoldiqsiz birikadi (CaO).

Elementning ekvivalentini uning vodorod yoki kislorod bilan hosil qilgan birikmasi tarkibi orqali yoki vodorodga almashinishi orqali hisoblab topiladi. Shuni ham aytish kerakki, biror elementning ekvivalentini vodorod yoki kislorod orqali aniqlash shart emas, ekvivalenti ma'lum bo'lgan biror element bilan hosil qilgan birikmasi yordamida ham aniqlasa bo'ladi.

Ekvivalent tushunchasi murakkab moddalarga ham tatbiq qilinadi. Murakkab moddaning vodorodning bir ekvivalenti bilan yoki umuman boshqa har qanday moddaning bir ekvivalenti bilan reaksiyaga kirishadigan miqdori shu murakkab moddaning ekvivalenti deb ataladi.

Analiz va hisoblashlarda, umuman turli reaksiyalarda, ko'pincha elementlar, kislotalar, asoslar, tuzlarning ekvivalentlarini hisoblashga to'g'ri keladi.

Elementning ekvivalenti uning atom massasini valentligiga bo'lish bilan hisoblanadi, elementning atom massasi ekvivalentining valentligiga ko'paytmasiga tengdir. Valentligi o'zgaruvchan elementlarning ekvivalentlari ham o'zgaruvchan bo'ladi.

Kislota ekvivalentini hisoblash uchun molekulyar massasini kislota negizligiga bo'lish kerak, masalan:

$$E_{H_2SO_4} = \frac{M}{2} = \frac{98,077}{2} = 49,039$$

$$E_{H_3PO_4} = \frac{M}{3} = \frac{97,9953}{3} = 32,665$$

Asos ekvivalentini topish uchun uning molekulyar massasini shu asos tarkibidagi metallning valentligiga bo'lish kerak, masalan:

$$E_{Ca(OH)_2} = \frac{M}{2} = \frac{74}{2} = 37$$

$$E_{Al(OH)_3} = \frac{M}{3} = \frac{78}{3} = 26$$

Tuz ekvivalentini topish uchun uning molekulyar massasini tuz tarkibidagi metallning umumiy valentligiga bo'lish kerak, masalan:

$$E_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{M}{6} = \frac{342}{6} = 57$$

Kimyoga «ekvivalent» tushunchasi kiritilgandan so'ng ekvivalentlar qonuni quyidagicha ta'riflandi.

Elementlar (moddalar) bir-birlari bilan o'z ekvivalentlariga proporsional bo'lgan miqdorlarda birikadilar.

Italyan fizigi Avagadro (1776-1856) moddaning eng kichik zarrachalari molekular, elementlarning eng kichik zarrachalari esa atomlar degan fikrni aytdi. Uning ta'limotiga ko'ra oddiy moddalarning molekularlari bir element atomlaridan, murakkab moddalarning molekularlari turli elementlarning atomlaridan tuziladi. Bu bilan Avagadro Lomonosovning moddalarning tuzilishi haqidagi ta'limotni quvvatladi va 1811-yilda quyidagi qonunini kashf etdi. Bu qonun quyidagicha ta'riflanadi.

Bir xil harorat va bir xil bosimda olingan teng hajmdagi har qanday gazlarning molekularlari soni teng bo'ladi.

Berselius va uning tarafdorlari Avagadro topgan qonuniyatni e'tirof etmadilar. 1840-yildagi kimyogarlar halqaro s'ezdidan keyin bu gipoteza Avagadro qonuni deb tan olindi, molekula va atomga quyidagi ta'rifni berdilar.

Molekula moddaning mustaqil mavjud bo'la oladigan va moddaning kimyoviy xossalariga ega bo'lgan eng kichik zarrachasidir. Atom elementning kimyoviy xossalarini o'zida saqllovchi eng kichik zarrachasidir.

Har bir elementning barcha atomlari bir xil xossalarga egadir. Bir elementning atomlari o'zaro birikkanda oddiy modda hosil bo'ladi. Masalan: H_2 , N_2 , O_2 , Cl_2 . Demak, oddiy modda bo'lgan vodorod ikkita vodorod atomlaridan tuzilgan.

Turli element atomlarining birikishidan murakkab modda hosil bo'ladi, masalan suv H_2O modda vodorod bilan kislorod atomlaridan iborat, shakar $C_{12}H_{22}O_{11}$ esa uglerod, vodorod va kislorod atomlaridan iboratdir.

Atom va molekularlar nihoyatda mayda zarrachalardir. Atom va molekularlarni kichik doira shaklidagi zarrachalar deb hisoblasak, ularning radiusi santimetrning yuz milliondan bir ulushlari bilan, ya'ni $\text{\AA}$ (angstremlar) bilan ifodalanadi. ($1\text{\AA} = 10^{-8} \text{ sm} = 10^{-10} \text{ m}$). Alyuminiy atomining radiusi $1,43\text{\AA}$ ga, oltin atomining radiusi $1,44\text{\AA}$ ga, temir atomining radiusi esa $1,27\text{\AA}$ ga tengdir. Hozirgi vaqtda elektron mikroskoplar yordami bilan ba'zi moddalar molekulasini ko'rish mumkin.

1961-yildan boshlab atom massalarining yagona o'lchami, ya'ni nisbiy atom massa birligi qo'llanila boshlandi. Nisbiy atom massa birligi (a.m.b.) sifatida uglerod izotopi ^{12}C atom massasining $1/12$ qismi olingan. Bu birlik uglerod birligi (u.b) deb ham yuritiladi. 1 atom massa birligi = 1 uglerod birligi = $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ga teng.

Elementning nisbiy atom (yoki atom massasi) massasi deb, uning atomining atom massa birligida ifodalangan massasiga aytiladi. Masalan, oltingugurtning atom massasi 32 a.m.b. ga teng. Bu oltingugurt elementining 1 atomi massasi 32 u. b. ga yoki $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 32 = 53,12 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ga teng demakdir.

Oddiy yoki murakkab modda molekulasining nisbiy molekulyar massasi (yoki qisqacha molekulyar massasi) deb, uning molekulasining atom massa birligida ifodalangan massasiga aytiladi. Masalan, kalsiy karbonat $CaCO_3$ ning nisbiy molekulyar massasi 100 a.m.b. ga tengdir. Demak, $CaCO_3$ ning bitta molekulasining massasi 100 u.b. ga yoki $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 100 = 1,66 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$ ga tengdir.

Har qanday modda molekulasining massasi shu molekularni hosil qiluvchi atomlar massasining yig'indisiga tengdir. Masalan, ikki atomdan tuzilgan vodorod molekulasining massasi 2,0158 a.m.b. ga, molekulari vodorodning ikki atomi va kislorodning bir

atomidan tuzilgan suvning molekulyar massasi $15,9994 + 2 \cdot 1,0079 = 18,0152$ a.m.b ga tengdir.

Kimyoda massa va hajm birligi bilan bir qatorda modda miqdorining birligi sifatida «mol» ham ishlatiladi. Mol uglerod izotopi ^{12}C ning 12 grammida qancha atom bo'lsa, shuncha molekula, atom, ion, elektron yoki boshqa struktura zarrachalarini saqlovchi moddaning miqdoridir. Mol tushunchasi qo'llanilganda har bir aniq hollarda qanday struktura zarrachalari hisobga olinayotganligi ko'rsatilishi zarur. Masalan, H atomlari moli, H_2 molekulari moli, H ionlari moli bir-birlaridan farqlanishi kerak. Hozirgi vaqtda 1 mol modda tarkibida bo'lgan struktura zarrachalarining soni (Avagadro soni) juda aniqlik bilan hisoblangan bo'lib, bu son $6,02 \cdot 10^{23}$ ga tengdir.

Moddaning 1 molining massasi mol massa deb yuritiladi. Mol massa odatda, g/mol bilan ifodalanadi. Masalan, atomar vodorodning mol massasi 1,0079 g/mol ga molekulyar vodorodning mol massasi 2,0158 g/molga, kislorod molekulasining mol massasi 31,9988 g/mol ga tengdir.

Har qanday gazning bir xil sondagi molekularlari Avagadro qonuniga binoan bir xil sharoitda teng hajmni egallaydi. Har qanday moddaning 1 molidagi zarrachalar soni bir xil bo'ladi. Bundan 1 mol gaz holatidagi har qanday modda ma'lum harorat va bosimda bir xil hajmni egallaydi, degan xulosa kelib chiqadi.

Normal sharoitda, ya'ni normal atmosfera bosimi (101,325 kPa yoki 760 mm s.u) va $0^\circ C$ da 1 mol gazning qanday hajmni egallashini hisoblab chiqish qiyin emas. Masalan, tajriba yo'li bilan 1 litr kislorodning normal sharoitdagi massasi 1,43 g kelishi aniqlangan. 1 mol (32 g) kislorodning normal sharoitda egallaydigan hajmi $32:1,43 = 22,4$ litrga teng bo'ladi. 1 mol vodorod, 1 mol uglerod (IV)-oksid va boshqa gazlarning egallaydigan hajmini hisoblaganda shu miqdor kelib chiqadi. Har qanday gazning 1 moli normal sharoitda 22,4 l hajmni egallaydi. Bu hajm gazning normal sharoitdagi mol hajmi deb ataladi.

Hajmiy nisbatlar qonuni. Bu qonun 1805-yilda Gey-Lyussak (Fransiya) tomonidan kashf etilgan bo'lib u quyidagicha ta'riflanadi: Bir xil fizikaviy sharoitda (P,T) kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi gazlarning hajmlari o'zaro va reaksiya natijasida hosil bo'ladigan

gazlarning hajmlari bilan oddiy butun sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi.

Masalan, 2 hajm vodorod 1 hajm kislorod bilan yuqori temperaturada reaksiyaga kirishganda 2 hajm suv bug'i hosil bo'ladi.

Sanoatda juda ko'p qo'llaniladigan gaz analizi usuli shu qonunga asoslangan (Ors, Vyurs-Shtroleyn, BTI — Butunittifok teplotexnika instituti gaz analizatorlari).

Avogadro qonuni. Tabiiy bilishning asosiy qonunlaridan biri — Avogadro qonuni italyan olimi Avogadro tomonidan 1811-yilda maydonga tashlangan:

Bir xil sharoitda (bir xil temperatura va bir xil bosimda) va baravar hajmda olingan turli gazlarning molekulyar soni o'zaro teng bo'ladi.

Bu qonunni shuningdek, konsentratsiya uncha katta bo'lmagan holatlarda ionlar va ionlashgan gazlar elektronlari uchun qo'llash mumkin.

Keyinchalik (1850-yil o'rtalarida) Jerar tomonidan Avogadro qonuniga asoslanib, gaz holatdagi moddalarning kimyoviy tarkibiga bog'liq bo'lmagan holda molekulyar massasini aniqlashning ikki yo'lini ko'rsatildi:

Bir xil fizik sharoitda har qanday gazning gramm-molekulasi bir xil hajmni egallaydi (0°C , 760 mm. sim. ust.).

$$v = 22414 \text{ sm}^3/\text{mol} = 22,4 \text{ l/mol yoki } 22,4 \text{ m}^3/\text{kmol}.$$

Bu miqdor gazlarning molyar xajmi deyiladi.

Gazsimon moddaning molekulyar massasi uning vodorodga nisbatan zichligini ikkiga ko'paytirilganiga teng (aniqrog'i 2,016).

$$M_x = M_h = 2,016 D^x(H_2)$$

bu yerda: $D^x(H_2)$ - X gazining vodorodga nisbatan zichligi yoki X va H_2 gazlari zichliklarining nisbati, bu oddiy fizik eksperiment bilan aniqlanadi.

1908-1910-yillarda fransuz olimi Perren tomonidan birinchi bo'lib 10 g molekula gazdagi (n.sh.da) molekulyar soni aniqlandi:

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

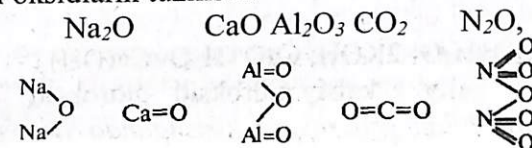
1.2-MAVZU. ANORGANIK BIRIKMALARNING ENG MUHIM SINIFLARI

Reja:

1. Oksidlar, asoslar, kislotalar, va tuzlarning nomlanishi.
2. Oksidlar, asoslar, kislotalar, va tuzlarning olinishi.
3. Oksidlar, asoslar, kislotalar, va tuzlarning xossalari va ishlatilishi.

Kimyoviy moddalar shartii ravishda ikki toifaga bo'linadi: anorganik va organik moddalar. Organik moddalarga uglerodning birikmalari kiritiladi. Ularning tarkibida uglerod va vodorod elementi bo'lishi shart. Anorganik moddalarga ugleroddan tashqari barcha elementlarning birikmalari kiritiladi. Uglerodning kislorodii va boshqa elementlar bilan hosil qilgan ayrim birikmalari ham anorganik moddalarga kiritiladi. Anorganik moddalarni o'rganish oson bo'lishi uchun ularni tarkibi va xossalariga qarab: oksidlar, asoslar, kislotalar va tuzlar deb ataladigan sinflarga bo'linadi. Oksidlar: Oksidlar tabiatda eng keng tarqalgan murakkab moddalardan hisoblanadi. Ularni tarkibi ikki elementdan tashkil topgan bo'lib biri kisloroddan iborat. **Kislorodning barcha elementlar bilan hosil qilgan birikmalari oksidlar deb ataladi.** Oksidlarning ko'pchiligi odatdagi sharoitda qattiq (metallarning barcha oksidlari; MgO , CaO , CuO va hokazo), ayrimlari gaz (metallaslar oksidlari: CO_2 , SO_2 , NO_2 va hokazo) va suyuq (masalan, H_2O) moddalar.

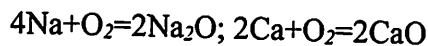
Ayrim oksidlarni tuzilishi:



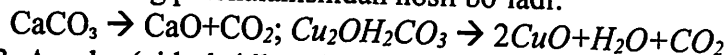
Ular suv bilan reaksiyaga kirishganda hosil bo'ladigan moddalarning tarkibi va xossalariga qarab uch toifaga: *asosli*, *kislotali* va *amfoter* oksidlarga bo'linadi. Bular tuz hosil qiluvchi oksidlar deb ataladi. Lekin tuz hosil qilmaydigan oksidlar ham mavjud. Ularga CO , N_2O , NO , SO kiradi. Asosli oksidlar.

Metallarning kislorod bilan hosil qilgan ko'pchilik oksidlari asosli oksid hisoblanadi. Na_2O , CaO , FeO kabi oksidlar ularga misol bo'ladi. Bu oksidlarni asosli deyilishiga sabab, ularga tegishli asoslar muvofiq keladi. Masalan, Na_2O ga NaOH (natriy gidroksid), CaO ga $\text{Ca}(\text{OH})_2$ CuO ga $\text{Cu}(\text{OH})_2$ muvofiq keladi.

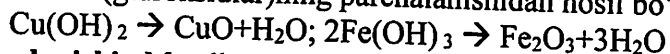
Olinishi. 1. Asosli oksidlar metallar bevosita kislorod bilan birikkanda hosil bo'ladi:



2. Tuzlarning parchalanishidan hosil bo'ladi:



3. Asoslar (gidroksidlar)ning parchalanishidan hosil bo'ladi:



Nomlanishi. Metall o'zgarma valentlikka ega bo'lib, faqat bitta oksid hosil qilsa, oksidning nomi metall nomiga «oksid» so'zi qo'shib hosil qilinadi:

Na_2O — natriy oksid; CaO — kalsiy oksid.

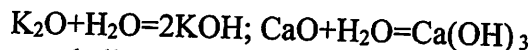
Agar bir metall ikki yoki undan ortiq oksid hosil qilsa, u taqdirda metallning nomidan keyin rim raqamida qavs ichida uning valentligi yozilib, keyin «oksid» so'zi qo'shib aytiladi.

FeO - temir (II)-oksid; **Fe₂O₃** - temir (III)-oksid.

Ayrim asosli oksidlar turmushda qo'llanilishiga qarab ham nomlanadi;

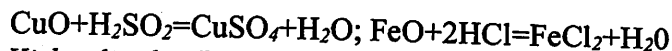
CaO — so'ndirilmagan ohak; MgO — magneziya. Asosli oksidlarning hammasi qattiq moddalar.

Kimyoviy xossalari. 1. Asosli oksidlarning ayrimlari oddiy sharoitda suv bilan birikib suvda eriydigan asos (ishqor)larni hosil qiladi:

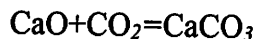


kaliy kalsiy gidroksid gidroksid

2. Kislotalar bilan reaksiyaga kirishganda tuz va suv hosil bo'ladi:



3. Kislotali oksidlar bilan reaksiyaga kirishganda tuz hosil bo'ladi:



Ishlatilishi. Tabiatda uchraydigan asosli oksidlardan temir (FeO , Fe_2O_3 , Fe_3O_4 va mis (CuO) oksidlari bevosita metall (temir va mis) olishda xomashyo sifatida ishlatiladi. ZnO , Fe_2O_3 va Cr_2O_3 kabi oksidlar bo'yoqlar tarkibini tashkil qiladi.

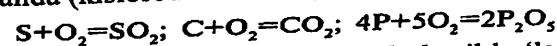
Bir qator metallarni kislorodsiz tabiiy birikmalardan ajratib olishda oraliq mahsulot sifatida ularning oksidlari hosil qilinib, keyin metall ajratib olinadi. Turmushda keng qo'llaniladigan asosli oksidlardan biri kalsiy oksid — CaO bo'lib, u tabiiy ohaktoshni (CaCO_3) kuydirish yo'li bilan olinadi. CaO - so'ndirilmagan ohak qurilish ishlarida keng qo'llanilishini bilasiz u metallurgiya va oziq-ovqat sanoatida ham ishlatiladi.

Kislotali oksidlar

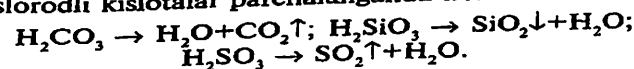
Metallmaslarning ikkislorod bilan hosil qilgan birikmalari kislotali oksid hisoblanadi. CO_2 , SO_2 , P_2O_5 , SO_3 , kabi oksidlar ularga misol bo'ladi. Bu oksidlarni kislotali deyilishiga sabab ularga tegishli kislotalar muvofiq keladi. Masalan, CO_2 ga H_2CO_3 (karbonat kislota), SO_2 ga H_2SO_3 (sulfit kislota), P_2O_5 ga H_3PO_4 (ortofosfat kislota), SO_3 ga esa H_2SO_4 (sulfat kislota) muvofiq keladi.

Ayrim yuqori valentlikka ega bo'lgan metallarning oksidlari ham kislotali oksidlar xossasiga ega bo'ladi. Bunday oksidlarga Cr_2O_3 (xrom (VI)-oksid). Mn_2O_7 (marganes (VII)-oksid)lar misol bo'lib, ularga H_2CrO_4 (xromat) va HMnO_4 (permanganat) kislotalar muvofiq keladi.

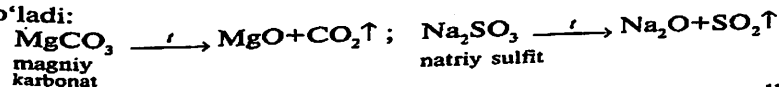
Olinishi. 1. Kislotali oksidlar metallmaslar bevosita kislorod bilan birikkanda (kislorod muhitida yonganda) hosil bo'ladi:



2. Kislorodli kislotalar parchalanganda hosil bo'ladi:



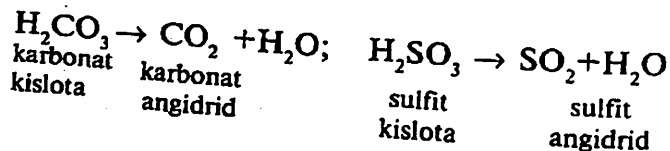
3. Kislorodli kislotalar tuzlarning parchalanishidan hosil bo'ladi:



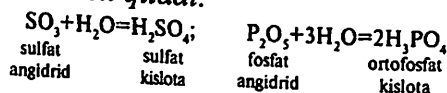
Nomlanishi. Odatda kislotali oksidlarni nomlashda metallmasning nomi yozilib, undan keyin qavs ichida uning valentligi yoziladi

va oksid so'zi qo'shiladi. Masalan, CO_2 - uglerod (IV)-oksid; SO_3 - oltingugurt (VI)-oksid N_2O_3 - azot (III)-oksid.

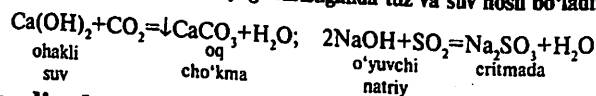
Kislotali oksidlar «angidridlar» ham deyiladi. Shunga muvofiq ularni nomlaganda, dastlab shu oksidga qaysi kislota muvofiq kelsa o'sha kislota nomi yozilib, so'ngra «angidrid» so'zi qo'shib aytiladi.



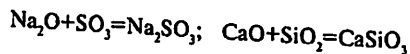
Kimyoviy xossalari. 7. Kislotali oksidlar suv bilan birikib, tegishli kislotalarni hosil qiladi:



2. Asoslar bilan reaksiyaga kirishganda tuz va suv hosil bo'ladi:

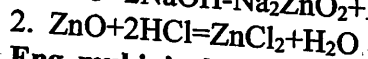
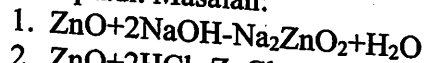


3. Asosli oksidlar bilan reaksiyaga kirishganda tuz hosil bo'ladi.



Amfoter oksidlar

Ayrim elementlarning oksidlari ham asosli, ham kislotali xossalarga ega bo'ladi. Bunday oksidlar *amfoter oksidlar* deyiladi. Ularga ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 kabi oksidlar misol bo'ladi. Ular kislotalar bilan ham, asoslar bilan ham reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi. Masalan:



Eng muhimi oksidlar va ularning ishlatilishi. Tabiatda eng keng tarqalgan kislotali oksidlardan karbonat angidrid CO_2 va kremniy (IV)-oksidi (qum) — SiO_2 hisoblanadi.

Karbonat angidrid havoning doimiy tarkibiy qismi bo'lib, uning 0,03 foizini tashkil etadi. U yashil o'simliklarning asosiy

ozuqasi. O'simliklar ildizi orqali suvni bargi orqali karbonat angidridni olib quyosh energiyasi yordamida qand moddalarini sintez qiladi. Bu jarayon *fotosintez* deb ataladi.

Shuningdek, karbonat angidrid salqinantiruvchi ichimliklarni tayyorlashda, ham ayrim kimyoviy moddalarni sintez qilishda asosiy xomashyo sifatida ishlatiladi.

Kremniy oksididan shisha, sement va boshqa qurilish materiallari tayyorlashda foydalaniladi.

Asosli oksidlardan turmushda kalsiy oksidi, ba'zan uni *so'ndirilmagan ohak* deb ataladi. U tabiatda eng keng tarqalgan mineral ohak toshni kuydirib olinadi. Asosan u qurilish material tayyorlashda ishlatiladi.

Ayrim metallarning oksidlari turili xil shisha navlari tayyorlashda, buyumlarni sirlashda va boshqalarda ishlatiladi. SO_4 NO_2 kabi oksidlar kislotalar olishda ishlatiladi.

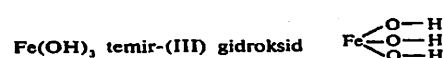
Asoslar: Asosli oksidlarning gidratlari *asoslar* deb ataladi. Ular tarkibida OH gruppasi tutgani uchun ko'pincha gidroksidlar deb ataladi.

Asoslarning umumiy formulasi:

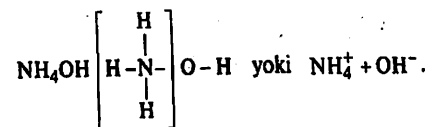
Me(OH)_n , Me — metall (yoki metall xarakteriga ega bo'lgan radikal, masalan, NH_4^+), n — gidroksidlar soni.

Agar metallning valentligi o'zgarmas bo'lsa bir necha asos hosil qilishi mumkin. Shunga muvofiq ular nomlanadi. Ayrim asoslarning tuzilishi va nomlanishi quyidagicha:

NaOH natriy gidroksid, $\text{Na}-\text{O}-\text{H}$



Yuqoridagi umumiy formulaga muvofiq kelmaydigan yagona asos NH_2OH — ammoniy gidroksid ma'lum. Uning tuzilishini quyidagicha ifodalash mumkin:



Ayrim gidroksidlar xossalariga va ishlatilishiga qarab ham alohida nomlanadi:

NH_4OH — novshadil spirti;

KOH — o'yuvchi kaliy, kaliy ishqori;

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ — so'ndirilgan ohak.

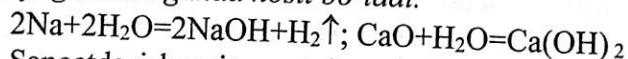
Fizik xossalari. Barcha asoslarni suvda eriydigan va suvda erimaydigan asoslarga bo'lish mumkin.

Ishqoriy va ishqoriy-yer metallarining (Na , K , Ca , Ba va boshqalar) gidroksidlari suvda yaxshi eriydi. Ular ishqorlar deb atalib, eritmasi o'ziga xos mazaga ega bo'ladi.

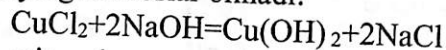
Boshqa metallarning gidroksidlari suvda erimaydigan asoslarga kiradi. Asoslarning hammasi qattiq moddalar, faqat ammoniy-gidroksidi suvdagi eritmasidagina mavjud bo'ladi. U ammiakni suvda erishidan hosil bo'ladi.

Ishqorlarning suvdagi eritmalari indikatorlar rangini o'zgartiradi (masalan, lakmusni ko'kartiradi). Ularning konsentrlangan eritmalari tirik organizm to'qimalarini, ayrim buyumlarni yemiradi. Shuning uchun ham ularni o'yuvchi ishqorlar deb ataladi.

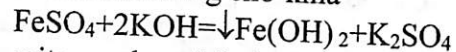
Olinishi. 1. Suvda eriydigan asoslar ayrim metallar suv bilan reaksiyaga kirishganda hosil bo'ladi.



Sanoatda ishqorlar metall tuzlarining suvdagi eritmasini elektroliz qilib olinadi. Masalan, osh tuzining eritmasi elektroliz qilinda eritmada o'yuvchi natriy hosil bo'ladi. 2. Tegishli metallarning suvda yaxshi eriydigan tuzlariga ishqorlar ta'sir ettirib, suvda erimaydigan asoslar olinadi:

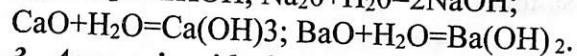
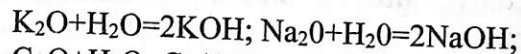


eritma havorang cho'kma

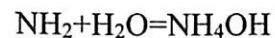


eritma och yashil cho'kma

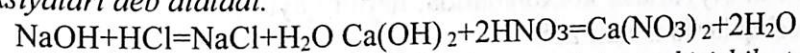
2 Ayrim metallarning oksidlari suv bilan birikkanda asoslar hosil bo'ladi:



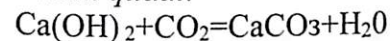
3. Ammoniy gidroksidi ammiak gay (NH_3) m suvda eritib olinadi:



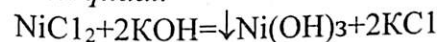
Kimyoviy xossalari. 1. Asoslar kislotalar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi. Bunday reaksiyalar neytrallanish reaksiyalari deb ataladi.



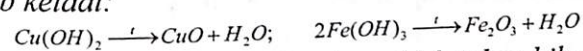
2. Asoslar kislotali oksidlar bilan ham reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi:



3. Asoslar turlar bilan reaksiyaga kirishib yangi tuz va yangi asos hosil qiladi.

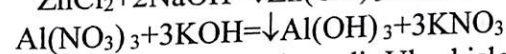
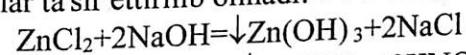


4. Suvda eriydigan asoslar juda yuqori temperaturaga ham chidamli, lekin suvda erimaydigan asoslar qizdirishga chidamsiz, tezda parchalanib ketadi:

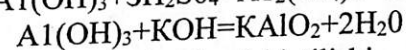
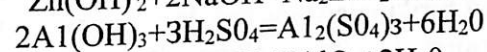
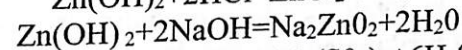
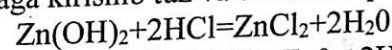


4. Ayrim asoslar borki, ular ham kislotalar bilan, ham ishqorlar bilan reaksiyaga kirishib III m va suv hosil qiladi. Ular amfoter gidroksidlar deb ataladi. Masalan, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ va hokazo.

Amfoter gidroksidlar ham metallarning suvda yaxshi eriydigan tuzlariga ishqorlar ta'sir ettirilib olinadi:



Amfoter gidroksidlar suvda erimaydi. Ular kislota va ishqorlar bilan oson reaksiyaga kirishib tuz va suv hosil qiladi.



Eng muhim asoslar va ularning ishlatilishi

Natriy va kaliy ishqorlari kimyo sanoatining eng muhim mahsulotlari hisoblanadi.

NaOH — o'yuvchi natriy sanoatning juda ko'p tarmoqlarida ishlatiladi. U «kaustik soda» deb ham ataladi.

Natriy ishqori oq tusli modda, suvda yaxshi eriydi. Uning konsentrlangan eritmasi hayvonot va o'simlik mahsulotlaridan tayyor-

langan matolarni yemiradi. O'yuvchi natriy eritmasiga botirilgan ip, jun bo'kib iviq massaga aylanadi. U odam terisiga tushsa yara qiladi.

O'yuvchi natriy sanoatning juda ko'p sohalarida ishlatiladi. U sovun tayyorlash korxonalarida, neftni qayta ishlash zavodlarida va boshqalarda ishlatiladi.

O'yuvchi natriy ko'p miqdorda osh tuzining suvdagi eritmasini elektroliz qilib olinadi.

KOH — o'yuvchi kaliyning barcha xossalari, ishlatilish sohalarida o'yuvchi natriyga o'xshash, faqat farq shundaki, sovun tayyorlashda o'yuvchi kaliy ishtirok etgan bo'lsa suyuq sovun hosil bo'ladi.

O'yuvchi kalsiy — $\text{Ca}(\text{OH})_2$, ya'ni so'ndirilgan ohak osongina kukunga aylanadigan qattiq oq modda. U suvda kaliy va natriy asoslariga nisbatan yomonroq eriydi. Uning tiniq eritmasi ohakli suv deb ataladi.

So'ndirilgan ohak asosan qurilish materiali sifatida ishlatiladi. U ohak, qum va suvdan iborat qorishma, ancha arzon va yaxshi sementlovchi vositadir.

So'ndirilgan ohak ohaktoshni kuydirib olingan kalsiy oksidi (CaO — so'ndirilmagan ohak)ni suv bilan reaksiyaga kiritib olinadi.

Uning suvdagi eritmasiga xlor yuttirib xlorili ohak olinadi.

Xlorli ohak zararli mikroblarni o'ldiruvchi vosita sifatida turmushda, tibbiyotda ishlatiladi.

Kislotalar

Kislotalarga kislotali oksidlarning gidratlari hamda metallmaslarning vodorodii birikmalarining suvdagi eritmalarini kiritish mumkin. Agar ularning tarkibiga e'tibor berilsa hammasida vodorod atomlari bor, lekin ayrimlarida kislorod yo'q. Shunga muvofiq ulai ikki guruhga: kislorodii va kislorodsiz kislotalarga ajratish mumkin.

Kislotalar tarkibidagi vodorod atomlarining soniga qarab bi negizli, ikki negizli va uch negizli guruhlarga ajratiladi.

Agar element bir xil kislorodii kislota hosil qilsa, kislota nomi 2 kislota hosil qilgan element nomiga **-at** qo'shimchasini qo'shib aytiladi:

H_2CO_3 — karbonat kislota, H_2SiO_3 — silikat kislota. Agar element bir nechta kislota hosil qilsa, muvofiq ravishda valentligiga qarab, quyi valentligiga **-it**, yuqori valentligiga **-at** qo'shimchasi qo'shiladi:

H_2SO_3 , - sulfit kislota

H_2SO_4 - sulfat kislota

HNO_2 - nitrit kislota

HNO_3 - nitrat kislota

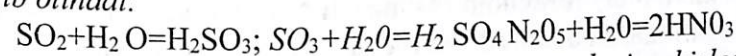
Kislorodsiz kislotalarning hammasiga **-id** qo'shimchasi qo'shib aytiladi.

HCl - xlorid kislota H_2S - sulfid kislota

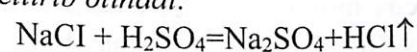
HF - florid kislota HI — yodid kislota.

Agar ular gaz holida bo'lsa vodorod xlorid, vodorod florid va hokazo deb ataladi. Ayrim kislotalarning tuzilishi va kislota hosil qilgan element valentligi 2-jadvalda ko'rsatilgan.

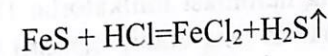
Olinishi. 1. Kislotali oksidlar (angidridlar)ni suvga ta'sir ettirib olinadi:



2. Uchuvchan kislotalar ularning quruq tuzlariga kislotalar ta'sir ettirib olinadi:



quruq eritma

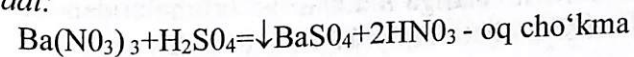


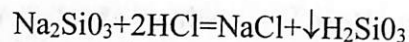
quruq eritma

2-jadval

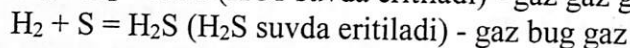
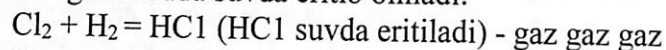
Kislotalarning molekula formulasi	Kislota molekulasining tuzilish formulasi	Kislota qoldig'ining valentligi	Kislota hosil qilgan element atomining valentligi
HNO_3 HCl	$\text{H}-\text{O}-\text{N} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ // \end{smallmatrix}$ $\text{H}-\text{Cl}$	$[\text{NO}_3]$ $[\text{Cl}]$	HNO_3 HCl
H_2SO_4 H_2S	$\text{H}-\text{O}-\text{S} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ // \end{smallmatrix}$ $\text{H}-\text{O}-\text{S} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ // \end{smallmatrix}$ $\text{H}-\text{S}$	$[\text{SO}_4]$ $[\text{S}]$	H_2SO_4 H_2S
H_3PO_4	$\text{H}-\text{O}-\text{P} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ // \end{smallmatrix}$ $\text{H}-\text{O}-\text{P} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ // \end{smallmatrix}$ $\text{H}-\text{O}-\text{P} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ // \end{smallmatrix}$	$[\text{PO}_4]$	H_3PO_4

3. Ayrim kislotalar eritmada cho'kma hosil bo'lish hisobiga olinadi:





4. Kislorodsiz kislotalar metallmaslarni vodorodga ta'sir ettirib, hosil bo'lgan modda suvda eritib olinadi:



Kislotalarning fizik va kimyoviy xossalari

Ko'pchilik kislotalar, masalan, sulfat, nitrat, xlorid kislotalar - rangsiz suyuqliklar bo'lib, HNO_2 va HCl larning konsentrlangan eritmalarida HNO_3 va HCl molekulari bug' holatida idish og'zida ajralib turadi. H_3PO_4 , HPO_3 , va H_3BO_3 kabi kislotalar qattiq holatda bo'lib, suvda yaxshi eriydi. H_2SiO_3 iviq modda bo'lib, suvda erimaydi.

Kislotalarning eritmaları nordon ta'mli bo'ladi. Yaxshi pishmagan olma, limon va qatiq zardobining nordon ta'mlari ulardagi mavjud kislotalar tufaylidir. Olma, limon va sut kislotalarning nomlari ham ularda uchraydigan meva va sut nomidan olingan.

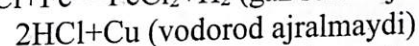
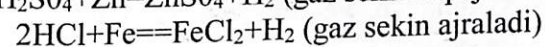
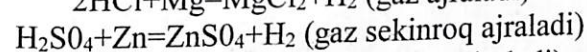
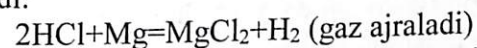
Kislotalarning eritmalariga indikatorlarning ta'siri. Ularning hammasi indikatorlar (lotincha indikator — ko'rsatkich degan ma'noni anglatadi) rangini o'zgartirishi mumkin. Maktab kimyo xonasida indikatorlar sifatida ko'pincha *lakmus*, *metiloranj* va *fenolftalein* deb atalgan moddalarning spirtidagi eritmalaridan foydalaniladi. Kislotalar eritmaları ta'sirida lakmus qizil rangga, metiloranj pushti rangga kiradi, fenolftalein esa rangsizligicha qoladi. Bunga ishonch hosil qilish uchun quyidagicha tajriba io'tkazamiz. Oltita probirka olib, ularni shtativga uchtdan qilib alohida-alohida joylashtiramiz. Birinchi uchta probirkaga xlorid kislotalarining suyultirilgan eritmasidan 1 ml dan, ikkinchi uchta probirkaga sulfat kislotalarining suyultirilgan eritmasidan 1 ml dan quyamiz. Xlorid kislota eritmasi quyilgan birinchi probirkaga lakmusning binafsha rangli eritmasidan, ikkinchi probirkaga fenolftalein eritmasidan, uchinchi probirkaga esa metiloranj eritmasidan 3 tomchidan tomizib chayqatamiz. Xuddi shunday tartibda sulfat kislota eritmalariga indikatorlar eritmalaridan tomizib chayqatamiz. Kuzatish natijalari quyidagi 3-jadvalga yoziladi.

3-jadval

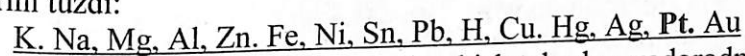
Kislotalar Indikatorlar	Lakmusning rangi	Fenolftalien rangi	Metiloranj rangi
Xlorid kislota Sulfat kislota			

Kislotalarning metallarga ta'siri. Kislotalarning eng muhim kimyoviy xossalari biri metallar bilan o'zaro ta'siriashishidir. Bunga bir necha misollarni ko'rib chiqamiz. 8 ta probirka olib, shtativga ularni 4 tadan ikki qator qilib joylashtiramiz; Ikkala qatordagi probirkalarning birinchisiga magniy, ikkinchisiga mx , uchinchisiga temir, to'rtinchisiga esa mis bo'lagidan solarniz. Birinchi qatordagi probirkalarga xlorid kislotalarining suyultirilgan eritmasidan 1 ml dan quyamiz. Bunda har ikkala qatordagi dastlabki uchta probirkada reaksiya sodir bo'lganligini, to'rtinchi probirkada esa o'zgarish bo'lmaganligini ko'ramiz.

Reaksiyalar to'xtagandan keyin hosil bo'lgan eritmalaridan bir necha tomchisini shisha plastinka ustiga tomizib, ularni bug'latamiz. Shisha plastinka ustida quruq moddalar (tuzlar) qoladi. Siz kuzatgan tajribalarda sodir bo'lgan kimyoviy reaksiyalar quyidagi tenglamalar bilan ifodalanadi:

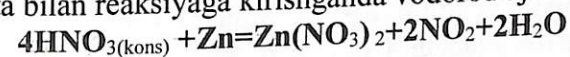


Kislotalar bilan metallar orasidagi kimyoviy reaksiylar ancha mukammal o'rgangan rus olimi N. N. Beketov metallarni kislotalar molekulasidan vodorodni va birikmalardan bir-birini siqib chiqarish qatorini tuzdi:

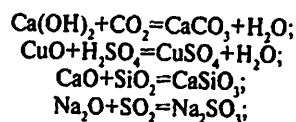


kislotalardan vodorodni, birikmalardan kislotalardan vodorodni bir-birini siqib chiqaradi yoki siqib chiqarmaydi.

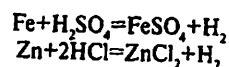
Vodorod o'zidan keyin (o'ng tomonda) joylashgan metag larni birikmalaridan siqib chiqaradi. Kimyoviy reaksiylarni tenglamalarini tuzishda shu qatarga asoslanish lozim bo'ladi. Lekin metallar nitrat kislota bilan reaksiyaga kirishganda vodorod ajralmaydi:



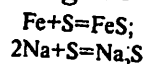
2. Oksidlar, asoslar va kislotalar o'rtasida boradigan reaksiyalar asosida:



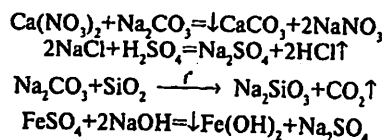
3. Metallar va kislotalar o'rtasida boradigan reaksiyalar asosida:



4. Metallarning metallmaslar bilan o'zaro reaksiyaga kirishishidan hosil bo'lishi mumkin bo'lgan o'rta tuzlar:



5. O'rta tudami turili xil almashinish reaksiyalari natijasida ham olish mumkin:



Bulardan tashqari o'rta tuzlarni hosil bo'lishiga olib keladigan yana ko'p reaksiyalar ma'lum. KNO_2 , NaCl , NaBr kabi tuzlar ham o'rta tuzlar qatoriga kiritiladi.

Nomlanishi. Kslorodsiz kislotalar qoldig'idan hosil bo'lgan tuzlarning nomi *-id* qo'shimchasi qo'shish bilan hosil qilinadi. II Agar metall o'zgaruvchan valentlikka ega bo'lsa, uning valentligi ham ko'rsatiladi.

Na_2S — natriy sulfid;

KCl — kaliy xlorid;

FeCl_2 — temir-(II) xlorid;

FeCl_3 — temir-(III) xlorid;

CuS — mis-(II) sulfid;

Cu_2S — mis-(I) sulfid

Tarkibida kislородii kislota qoldig'i bo'lgan tuzlarni nomlashda kislotalar nomidagi *-l*, *-at* qo'shimchalaridan ham foydalaniladi. Masalan,

Na_2SO_3 — natriy sulfit;

Na_2SO_4 — natriy sulfat;

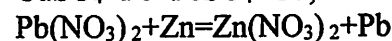
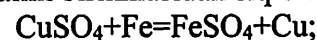
KNO_2 — kaliy nitrit;

KNO_3 — kaliy nitrat

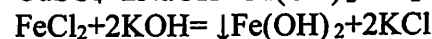
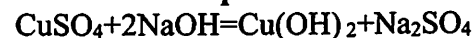
Fizik xossalari. O'rta tuzlarning hammasi qattiq, kristall tuzilishidagi moddalar. Ayrim tuzlar suvda yaxshi eriydi. Masalan, $\text{Ba(NO}_3)_2$, CuSO_4 va hokazo.

Ayrim tuzlar suvda yomon eriydi. Masalan, BaSO_4 , SrCO_3 va hokazo.

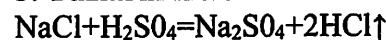
Kimyoviy xossalari. 1. Tuzlarni metallar bilan o'zaro ta'siri. Suvda yaxshi eriydigan tuzlar eritmasi metallar bilan reaksiyaga kirishib yangi tuz va erkin holdagi metalni hosil qiladi. Bunday reaksiyalarda kimyoviy aktiv metall aktivligi pastroq metalni birikmasidan siqib chiqaradi:



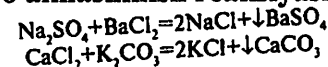
2. Tuzlarni ishqorlar bilan o'zaro ta'siri:



3. Tuzlarni kislotalar bilan o'zaro ta'siri:



4. Tuzlar o'zaro almashinish reaksiyasiga kirishadi:



Agar ularga e'tibor berilsa reaksiya mahsulotlaridan biri gaz yoki qattiq modda (cho'kma)dan iborat. Agar reaksiya natijasida suvda yaxshi eriydigan tuzlar hosil bo'lsa reaksiya oxirigacha bormaydi. Masalan, $2\text{NaCl} + \text{MgSO}_4 = \text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$

Hamma tuzlar eritmada teng miqdorlarda bir-biri bilan aralashmagan holda bo'ladi.

Eng muhim o'rta tuzlar va ularning ishlatilishi.

Eng muhim nitratlardan KNO_3 , NaNO_3 , NH_4NO_3 , $\text{Ca(CNO}_3)_2$ selitralar deb ataladi. Bular suvda yaxshi eriydigan oq kristall moddalar bo'lib, hammasi qishloq xo'jaligi ekinlarining hosildorligini oshirishda o'g'it sifatida ishlatiladi. Ayrim nitratlar portlovchi moddalar tayyorlashda ham ishlatiladi. AgNO_3 — kumush nitrat oyna tayyorlashda, tibbiyotda zararli mikroblarni o'ldiradigan modda sifatida (tabobatda lyapis deb ataladi) ishlatiladi.

Fosfat kislota tuzlari — $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ lar ham qishloq xo'jalik ekinlari hosildorligini oshirishda o'g'it sifatida ishlatiladi.

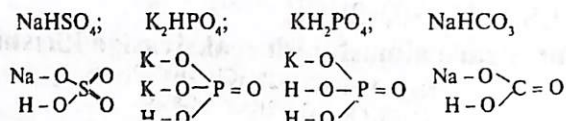
Mis va temirning sulfatlari (CuSO_4 , FeSO_4) qishloq xo'jalik ekinlari zararkunandalariga qarshi kurashda ishlatiladi.

Osh tuzi — oziq-ovqatda ishlatilishidan tashqari xlor, ishqor va sodalar olishda asosiy xomashyo bo'lib xizmat qiladi.

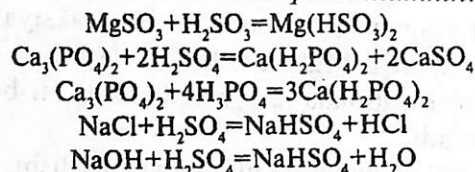
Karbonatlardan eng muhimi — CaCO_3 . Buning eng keng tarqalgan shakli *ohaktosh* deb ataladi. U qurilish materiali sifatida ishlatiladi. Shuningdek, uning million yillar burun yuqori bosimda hosil bo'lgan kristall tuzilishidagi shakli — marmar binolarni bezashda, arxitektura yodgorliklari tayyorlashda va boshqa ko'p sohalarida ishlatiladi. Qimmatbaho taqinchoqlardan biri marvarid ham tarkibi jihatidan kalsiy karbonatdan iborat.

Nordon tuzlar: Nordon tuzlar ko'p negizli kislotalar tarkibidagi vodorod atomlaridan bir qismining o'mini metall atomlari olishi natijasida hosil bo'ladi.

Demak, bir negizli kislotalar nordon tuz hosil qilmaydi. Ayrim nordon tuzlarning tarkibi va tuzilishini quyidagicha ifodalash mumkin:

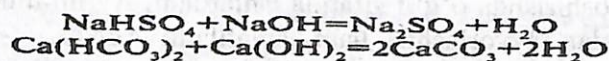


Olinishi va xossalari. Nordon tuzlarni — o'rta tuzlarni kislotalar bilan o'zaro ta'siridan hosil qilish mumkin:

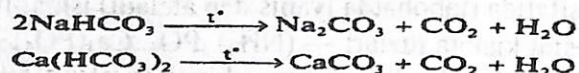


Nordon tuzlar boshqa tuzlardan quyidagicha xossalari bilan farq qiladi.

Nordon tuzlar ishqorlar bilan reaksiyaga kirishib o'rta tuz va suv hosil qiladi:



Nordon tuzlar qizdirishga chidamsiz.



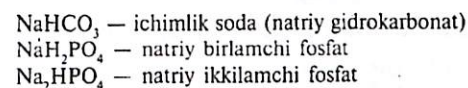
Nomlamshi. Nordon tuzlar umumlashtirilib gidrotuzlar (lotincha Hydrogenium — vodorod so'zidan olingan) deb ataladi. Bu kislota tarkibidagi vodorod atomlari metallga to'liq almashgan degan ma'noni anglatadi.

Nordon tuzlarning nomi o'rta tuzlar nomiga *gidro* — *old* qo'shimchasini qo'shish bilan hosil qilinadi. Masalan,

NaHSO_4 — natriy gidrosulfat $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ — kalsiy gidrokarbonat.

Agar nordon tuz tarkibida vodorod atomi ikkita bo'lsa, masalan, NaH_2PO_4 — natriy digidrofosfat deb ataladi.

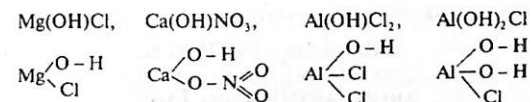
Ayrim nordon tuzlar alohida nomlar bilan ham atalishi.



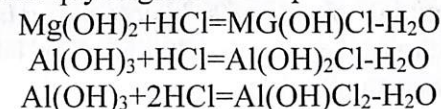
Asosli tuzlar

Asosli tuzlar tarkibida ikkita va undan ortiq gidroksid saqlovchi asoslar bilan kislotalar o'rtasida boradigan reaksiyalar natijasida hosil bo'ladi. Demak, tarkibida metall atomi va kislota qoldig'idan tashqari gidroksid grupp saqlovchi tuzlar *asosli tuzlar* deb ataladi.

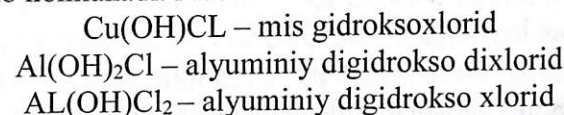
Ayrim asosli tuzlarning tarkibi va tuzilishini quyidagicha ifodalash mumkin:



Asosli tuzlarni quyidagicha hosil qilish mumkin:



Alohida olingan asosli tuz o'rta tuz nomiga gidrokso yoki asos so'zi qo'shib nomlanadi. Masalan:

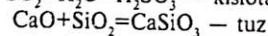
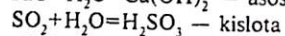
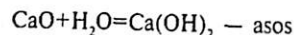


Anorganik moddalarning eng muhim sinflari o'rtasidagi genetik bog'lanish

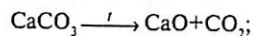
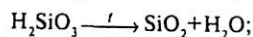
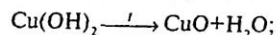
Oldingi mavzularda anorganik moddalarning to'rtta eng muhim sinflari — oksidlar, asoslar, kislotalar va tuzlar bilan tanishib chiqdik.

Ularning xossalarini batafsil o'rganish bir-biriga ko'pjihtdan bog'liq ekanligini ko'rsatadi.

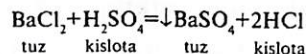
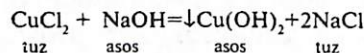
1. Oksidlardan asoslar, kislotalar va turlarni olish mumkin:



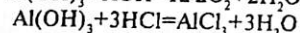
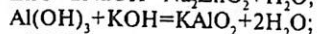
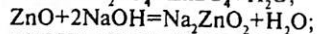
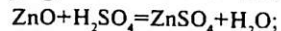
2 Asoslardan, kislotalardan va turlardan oksidlarni olish mumkin:



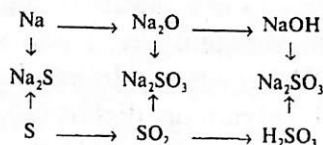
3. Asoslar, kislotalar va tuzlar o'zaro reaksiyaga kirishib tuz, asos va kislotalarni hosil qilishi mumkin:



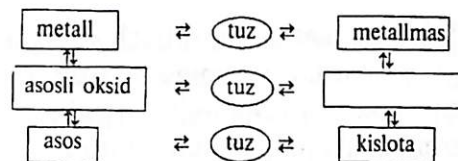
4. Amfoter oksidlar va amfoter asoslar ham kislotalar bilan ham asoslar bilan reaksiyaga kirishib tuz va suv hosil qiladi:



Bularning hammasi oksid, asos, kislota va tuzlar orasida tabiiy bog'lanish mavjudligini ko'rsatadi. Bunday bog'lanishni quyidagi o'zgarishlarda ko'rsatish mumkin:



Buni umumiy tarzda quyidagicha ifodalash mumkin.



1.3-MAVZU. ATOM TUZILISHI

Reja:

1. Atom tuzilishi uning yadroviy modeli.
2. Yadroviy reaksiyalar.
3. Atom yadrosining tarkibi, izatoblar.

Atom to'g'risidagi tasavvurlarning paydo bo'lishi. Olimlarning atom haqidagi tasavvurlarini 3 bosqichga bo'lish mumkin:

1. Moddalarning atomlardan tashkil topganligi;
2. Kimyoviy elementning eng kichiq zarrachasi atom haqidagi gipoteza;

3. Fizikaviy model — atomning u yoki bu xossasini hisobga olgan holdagi nihoyatda murakkab tuzilganligi.

Modda tuzilishining diskretligi haqidagi tushunchalar qachondan boshlanganligi noma'lum. Atomning, ya'ni materiyaning boshqa bo'linmaydigan eng kichiq zarrachasi haqidagi tushunchalarning asoschilari bo'lib qadimgi grek faylasuf olimlari Levkipp (eramizgacha V asr) va uning o'quvchisi Demokrit (eramizgacha 470-357 yillar) hisoblanishadi. O'z zamondoshlaridan farq qilib, ular atom haqidagi tasavvurlarning turli xil aspektlarini ishlab chiqdilar. Materiyaning juda mayda bo'linmaydigan, bir biridan o'lchamlari (shuningdek, massasi) va formasi bilan farq qiladigan zarrachalarni Demokrit "atom" (bo'linmaydigan) degan termin bilan atashni kiritdi. O'tgan asrning oxirlariga kelib atomning murakkab tuzilishga ega ekanligi aniqlandi.

Elektronning kashf etilishi. Eritmalar (XIX asr 30 y. ingliz olimi M.Faradey) va gazlardan elektr tokini o'tishini o'rganish; past bosimdagi gazlarda katodlar orasida birinchi musbat zaryadli ionlar, ikkinchi manfiy zaryadli ionlar elektronlarning tartibli harakatini ko'rsatuvchi kanal nurlari (1886-yil) va katod nurlari (1895-yil)

ingliz olimi Kruks) ning kashf etilishi; elektronning mavjudligini isbotlash (1897-yil J. Tomson) va uning tavsifini o'lchash (zaryadi, massasi); radioaktiv hodisasi (1896-yil A. Bekkerel) va boshqa bir qancha tadqiqotlar moddalarning atomlari turli turdagi zaryadlangan zarrachalardan tarkib topib, murakkab tuzilishga ega ekanligini ko'rsatadi.

Rezerford tajribasi. Atomning planetar modeli. Boshlang'ich eksperimental-strukturaviy tajribalar E. Rezerfordning (1871-1937-y.) yupqa metall plastinka sirtida zarrachalarning yoyilishi tajribasi orqali ko'rsatildi.

Bu yoyilish atomning deyarli barcha massasi musbat zaryadlangan yadroga yiqilganligi bilan izohlanadi. 1911-yilda Rezerford atomning planetar modelini taklif qildi; atom yiqilgan, kichkina hajmdagi (atom hajmining 10-15 qism hajmini tashkil qiluvchi) musbat zaryaddan tarkib topgan yadro va uning neytrallab turuvchi, hamda hajm bo'yicha orbitallarda harakatlanuvchi (xuddi quyosh atrofida planetalar harakatlangani singari) elektrondan iborat sistemadir.

Radioaktivlik hodisasi

Ba'zi bir elementlar moddalar orqali o'tib ketadigan, havoni ionlashtiradigan, fotografiya plastinkalarini qoraytiruvchi nurlar tarqatadi. Bu jarayonga radioaktivlik hodisasi deyiladi. Birinchi marta 1896 yilda fransuz fizigi A. Bekkerel uran va uran birikmalarining ko'zga ko'rinmas nurlar chiqarishini va bu nurlar odatdagi nurlarni o'tkazmaydigan qora kog'ozlardan o'tib, fotoplastinkalarga ta'sir etishini topdi. Undan keyin Mariya Kyuri-Skladovskaya toriy birikmalari ham radioaktivlik xossasiga ega ekanligini aniqladi. 1898 yilda u o'z turmush o'rtog'i, fransuz fizigi Pyer Kyuri bilan birgalikda uran rudalari tarkibida 2 ta yangi radioaktiv elementlar borligini aniqladi. Bu elementlardan biriga Mariyaning taklifiga muvofiq poloniy (lotincha Polonia – Polsha), ikkinchisiga radiy (lotincha radius – nur) deb nom berildi. Yangi elementlar uran va toriyga nisbatan kuchli radioaktiv moddalardir.

Tekshirishlar natijasida bu nurlarning bir xil emasligi aniqlandi. Magnit va elektr maydoni ta'sirida bu nurlar uch qismga bo'linadi,

bir qismi o'zining yo'nalishini o'zgartirmaydi, qolgan ikki qismi esa qarama-qarshi tomonga og'adi. Magnit va elektr maydonida o'z yo'nalishini o'zgartirmaydigan hech qanday elektr zaryadiga ega bo'lmagan nurlarga γ nurlar deb nom berildi. Bu nurlar elektromagnit nurlanish bo'lib, rentgen nurlariga o'xshash va yuqori darajada o'tuvchanlik xossasiga ega. Nurlarning magnit maydoni ta'sirida og'gan ikki qismi zaryadlangan zarrachalardan iboratdir. Bu ikki no'rning biri elektr maydonida manfiy qutb tomonga, ikkinchisi musbat qutb tomonga buriladi. Manfiy qutbga burilgani α - nurlar deb ataladi, musbat qutbga tomon burilgani esa β - nurlar deb ataladi. α - nurlar musbat zaryadli zarrachalar bo'lib, ularning zaryadi elektronning zaryadidan ikki marta ortiq, ya'ni 2 ta musbat zaryadlidir, shuning uchun ular elektr maydonida manfiy qutbga tomon buriladi. Bu zaryadning massasi 4 uglerod birlikka teng. Tekshirishlar α - nurlar elektronlarni yo'qotgan geliy atomlari ekanligini ko'rsatdi. Ularning ionlanish xususiyati kuchlidir. α - nurlar turli elementlarning atomlaridan elektronlarni urib chiqaradi, ya'ni u atomlarni ionlashtiradi va har bir α - zarracha o'ziga 2 tadan elektron biriktirib neytral geliy atomlarini, hosil qiladi.

β - nurlar elektronlardan iboratdir, shuning uchun ular elektr maydonida musbat qutbga tomon buriladi. β - nurlarning moddalardan o'tish xususiyati α - zarrachalarnikidan yuqori, ammo energiyasi ularnikidan kam.

Radioaktivlik nurlanish jarayoni o'z-o'zicha uzluksiz ravishda boradi. Bu jarayon natijasida radioaktiv elementlarning atomlari hamisha yemirilib, boshqa elementlarga aylanib turadi. Radioaktiv yemirilish jarayoni ham atomning murakkab tuzilganligidan dalolat beradi. Yadroning proton va neytronlardan hosil bo'lishida ajralib chiqadigan energiya qiymati yadroning bog'lagnish energiyasi deb ataladi va yadroning barqarorligini xarakterlaydi, ya'ni ajralib chiqadigan energiya miqdori qancha ko'p bo'lsa, yadro shunchalik barqaror bo'ladi. Har bir elementning hamma atomlari yadrolari bir xil zaryadga ega bo'ladi, ya'ni yadro teng sondagi protonlarni saqlaydi. Lekin bu atomlar yadrolaridagi neytronlar soni har xil bo'lishi mumkin.

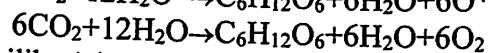
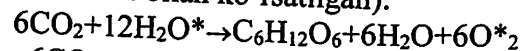
Bir xil yadro zaryadiga ega bo'lgan, lekin har xil sondagi neytronlarni tutuvchi atomlar izotoplar (grekcha «izos» – bir xil «topos» – joy) deb ataladi. Masalan, tabiiy xlor massa sonlari 35 va 37 ga teng bo'lgan izotoplardan iborat, magniyning massa sonlari 24,25 va 26 ga teng bo'lgan tabiiy izotoplari bor.

Izotoplar deyarli hamma elementlarda uchraydi. Ayni elementning barcha izotoplari o'zlarining kimyoviy xossalari jihatidan bir-biriga juda yaqin bo'lgani uchun o'sha element izotoplarini bir-biridan ajratish juda qiyin, izotoplar bir-birlaridan kimyoviy usullar yordamida ajratiladi.

Izotoplarning kashf etilishi bilan kimyoviy element tushunchasiga quyidagi ta'rif berildi: yadrolarning zaryadlari bir xil bo'lgan atomlar turi kimyoviy elementdir.

Kimyoviy va biologik jarayonlarning mexanizmini o'rganishda izotop indikatorlari yoki «nishonli atom» lar keng qo'llaniladi. Buning uchun ma'lum miqdordagi izotop o'simlik yoki hayvon organizmiga yuboriladi va uning yurish yo'li tekshirib boriladi.

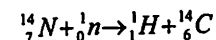
Masalan, kislorodning og'ir izotopi ^{18}O ni qo'llash bilan o'simliklar tomonidan karbonat angidridning o'zlashtirilishi tekshiriladi. Natijada o'zlashtirishning quyidagi sxema bo'yicha borishi aniqlandi (izotop ^{18}O yulduzchalar bilan ko'rsatilgan):



Shunday qilib o'simliklar tomondan atmosferaga chiqariladigan kislorod karbonat angidriddan emas, balki suvdan olinishi aniqlandi. «Nishonli atomlar» o'simliklar ildizining tuproqda o'sishini kuza-tishga, o'simliklar tomonidan o'g'itlarning o'zlashtirilishini o'rganishga, hayvonlarning egan ovqatini o'zlashtirish jarayonini aniqlashga imkon beradi. «Nishonlangan atomlar» don namligini, turli prokatlar zichligi va qalinligini masofadan turib kontrol qilishga yordam beradi. Kosmonavtikada ^{238}Pu , ^{232}Cm , ^{244}Cm izotoplari asosida ishlaydigan issiqlik energiyasi generatorlari qo'llaniladi.

Uglerodning radioaktiv izotopi (^{14}C) organik moddalar orasidagi reaksiyalarning mexanizmini, aniqlashda, biologiya va qishloq xo'jaligi sohalarida keng miqyosda tekshirishlar olib borishda ishlatiladi. ^{14}C izotopning yarim yemirilish davri 5600 yildir. U past

energiyali β -nurlarni chiqarib parchalanadi. Uglerodning bu izotopi havoning ustki qavatlarida azotning neytronlar bilan to'qnashuvi natijasida hosil bo'ladi:



Bu yadro reaksiyasining borishiga kosmik nurlar yordam beradi. Hosil bo'lgan $^{14}_6\text{C}$ kislorod bilan birikib, $^{14}_6\text{CO}_2$ ni hosil qiladi. Hosil bo'lgan karbonat angidrid uglerodning asosiy izotopi bo'lgan $^{12}_6\text{C}$ hosil qilgan uglerod (IV)-oksid bilan birgalikda biologik jarayonlarda ishtirok etib o'simliklarga yutiladi; shuning uchun ham o'simlikda ma'lum darajada radioaktivlik xususiyati namoyon bo'ladi. Agar o'simliklarning biologik rivojlanish jarayoni to'xtatilsa, uning radioaktivligi kamaya boradi va 5600 yildan keyin o'simlikning radioaktivlik quvvati ikki marta pasayadi. Shunga asoslanib, arxeologlar yerdan topiladigan qazilma organik qoldiqlarning radioaktivligini o'lchash asosida ularning «yoshini» aniqlaydilar.

Tabiiy va sun'iy radioaktivlik

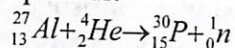
Elementlar zarrachalar yoki yadrolarni tarqatish jarayoni natijasida bir elementning beqaror izotopining boshqa element izotopiga o'z-o'zidan aylanishiga radioaktivlik deb aytiladi. Elementlar tabiiy izotoplarining radioaktivligi tabiiy radioaktivlik deyiladi.

Radioaktiv yemirilish jarayoni turli izotoplarda har xil tezlik bilan boradi. Radioaktiv element yemirilganda uning miqdori kamayib, u yangi elementga aylanadi. Vaqt birligida yemirilgan atomlar soni element miqdoriga proporsionaldir. Bu qonun radioaktiv emirilish qonunidir. Olingan miqdorning yarmi yemirilishi uchun ketgan vaqt izotopning yarim yemirilish davri deb ataladi.

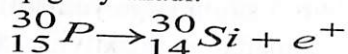
Radioaktiv elementlarning yarim yemirilish davri g'oyat xilma-xil bo'ladi, ya'ni ba'zi elementlarning yarim yemirilish davri milliard yillarga teng bo'lsa, ba'zilarniki sekundning kichik ulushlariga teng bo'lishi mumkin. Masalan, radonning yarim yemirilish davri 2,85 sutkaga, radiyniki 1620-yilga, uranniki esa 4,5 milliard yilga teng.

1933-yilda Iren Kyuri va Frederik Jolio Kyuri ba'zi yengil elementlar bor, magniy, alyuminiy α -zarrachalar bilan bombardimon

qilinganda pozitronlar (pozitron e^+ -elementar zarracha bo'lib, uning massasi elektron massaga teng, ammo musbat elektr zaryadiga ega, elektron va pozitron zaryadlarining absolyut miqdorlari bir xil) ajralib chiqishini kuzatdilar. Avval alyuminiyga α -nurlar ta'sir ettirib radioaktiv fosfor hosil qilinadi:



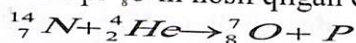
Bunda neytron ham ajralib chiqadi, so'ngra hosil bo'lgan beqaror radioaktiv fosfor pozitron chiqarish bilan yemirilib, kremniyning barqaror izotopiga aylanadi:



Shunday qilib, sun'iy ravishda radioaktivlik hodisasi kashf etildi. Hozirgi davrda sun'iy yo'l bilan kimyoviy elementlarning yuzlab radioaktiv izotoplari hosil qilingan. Radioaktiv elementlar va ularning tabiatini o'rganuvchi kimyoning bulimi radiokimyodir.

Yadrolarning elementar zarrachalar (neytronlar protonlar) yoki boshqa yadrolar (masalan α -zarrachalar yoki deytionlar ${}_2^4\text{H}$) bilan o'zaro ta'sirlashuvi yadro reaksiyalar deyiladi.

Birinci sun'iy yadro reaksiyasi 1919-yilda Rezerford tomonidan amalga oshirilgan edi; azot atomlariga α -zarrachalar oqimini ta'sir ettirib, kislorod izotopi ${}_{8}^{17}\text{O}$ ni hosil qilgan edi:



Shunday qilib, elementlarning bir biriga sun'iy aylantira olish mumkinligi tajribada isbot etildi.

Atomning yadro modeli

J. Tomson modeli bo'yicha atom o'zining hajmi bo'yicha bir tekis taqsimlangan musbat zaryadlar va bu zaryadlar orasida tebranuvchi elektronlardan iboratdir. Atomning ichki tuzilishini aniqroq tekshirish maqsadida E. Rezerford α -zarrachalarni yupqa metall plastinkalarda tarqalishi bo'yicha bir qator tajribalar o'tkazdi. Rezerford radioaktiv moddadan chiqqan α -zarrachalar yo'liga kichik teshikli diafragma qo'yib, shu teshikchadan o'tgan bir to'tam α -zarrachalarni oltin, platina, mis plastinkalardan o'tkazdi. α -

zarrachalarnig ko'pchiligi o'z yo'nalishini o'zgartirmay plastinkadan o'tib ketdi. Zarrachalarning oz qismigina kichik burchak hosil qilib burildi, taxminan 8 ming α -zarrachalarning bittasigina chetga otildi. Rezerford bu zarrachalarning maxsus ekranga urilganda chaqnashini mikroskop orqali ko'rdi. Demak, metall atomini fazoda egallagan ko'p qismida og'ir zarrachalar yo'q, unda faqat elektronlar bo'lishi mumkin. Ma'lumki, elektronlarning massasi α -zarracha massasidan deyarli 7500 marta kichikdir, shu sababli elektronlar bilan to'qnashganda α -zarrachalarning harakat yo'nalishi o'zgar-maydi. α -zarrachalarning burchak ostida burilishi yoki ularning keskin orqaga qaytishiga sabab atomning asosiy massasiga ega bo'lgan og'ir yadroning borligidir. Yadro atomning juda kichik hajmini egallaydi, shuning uchun α -zarrachalar u bilan kam to'qnashadi. Yadro musbat zaryadga egadir, shuning uchun undan musbat zaryadli α -zarrachalar itariladi. Yuqoridagi mulohazalarga asoslanib, Rezerford 1911-yilda atomning yadro modeli deb ataluvchi atomning tuzilish sxemasini taklif qildi. Uning fikricha, atomning markazida atomning massasidan iborat musbat zaryadli yadro bo'lib, uning atrofida manfiy zaryadli zarrachalar – elektronlar aylanib turadi. Yadroning musbat zaryadi soni elektronlar soniga teng, shuning uchun atom elektroneytraldir. Elektronlarning aylanishi natijasida vujudga keladigan markazdan qochma kuch bilan elektronlarning qarama-qarshi zaryadlangan yadroga elektrostatik tortilish kuchi muvozanatda bo'ladi. Yadroning o'lchami atom o'lchamidan kichik bo'lib, atomning diametri 10^{-10} m, yadroning diametri esa 10^{-15} - 10^{-14} m atrofidadir.

Atom spektrlari

Rezerfordning atom modeli ham ba'zi kamchiliklardan holi emas. Birinchidan, Rezerford nazariyasi atomning barqarorligini tushuntirib bera olmadi. Elektron musbat zaryadlangan yadro atrofida aylanish davrida tebranma harakat qiluvchi elektr zaryadlariga o'xshash elektromagnit energiyasini yorug'lik to'lqinlari shaklida tarqatadi. Nur tarqatishi hisobiga elektron o'z energiyasining bir qismini yo'qotadi. Natijada markazdan qochma

kuch bilan elektronning yadroga elektrostatik tortilish kuchi o'rtasidagi muvozanat buziladi.

Demak, muvozanatni tiklash uchun elektron yadroga yaqinroq joyda aylana boshlashi kerak. Shunday qilib, elektron uzluksiz elektromagnit energiyasini tarqatib, spiral bo'yicha harakat qilib yadroga yaqinlashib boradi. Elektron o'z energiyasini tamom qilib, yadroga qo'shilib ketishi va atom buzilishi kerak. Bu xulosa atomning buzilmay, uzoq mavjud bo'lishi nazariyasiga ziddir. Ikkinchidan, Rezerford modeli atomlar spektrlarining xarakteri to'g'risidagi noto'g'ri xulosalarga olib kelardi.

Qizdirilgan qattiq va suyuq jismlar tomondan tarqatilgan yorug'likni shisha yoki kvars prizma orqali o'tkazilsa, ekranda kamalakning hamma rangini o'zida tutuvchi rangli yo'l - yaxlit spektr hosil qilishini eslab ko'raylik. Bu hodisa qizigan qattiq yoki suyuq jismlarning nurlanishi har xil chastotaga ega bo'lgan elektromagnit to'lqinlardan iborat ekanligi bilan tushuntiriladi. Har xil chastotadagi to'lqinlar prizma tomonidan bir xil sindirilmaydi va ekranning turli joylariga tushadi.

Qizdirilgan gaz yoki bug' nurlanishi qattiq jismlar va suyuqliklarning nurlanishidan farq qilib, faqat to'lqin uzunliklardan iborat bo'ladi. Shu sababli ekranda yaxlit spektr o'rniga ayrim rangli chiziqlar qatori hosil bo'ladi. Bunday spektrlarni chiziqli spektrlar deyiladi. Bu chiziqlarning soni va joylashish tartibi qizdirilgan gaz yoki bug'larning tabiatiga bog'liq bo'ladi. Har bir element atomlarining faqat shu elementga xos bo'lgan aniq spektr berishidan foydalanib, moddalarning tarkibini sifat va miqdor tomonidan aniqlash mumkin. Moddalarni bunday aniqlash usuliga spektral analiz deyiladi.

Xulosa qilib aytganda Rezerford nazariyasi barqaror atomlarning mavjud bo'lishi hamda ular chiziqli spektrlar hosil qilishini tushuntirib bera olmadi. 1913-yilda Nils Borni atomning yadro modeli bilan yorug'likning kvant nazariyasini birlashtiruvchi nazariyasi paydo bo'ldi.

Yorug'likning kvant nazariyasi

1900-yilda nemis olimi M.Plank o'zining kvant nazariyasini yaratdi. Bu nazariyaga muvofiq atom va molekulalar no'rni kichik

porsiyalar holida yo'tadi va chiqaradi. No'rning eng kichik yutilish porsiyasi kvant deb ataladi va u Plank tenglamasi bilan ifodalanadi:

$$E = h \cdot \nu$$

E - yutilgan yoki chiqarilgan nur energiyasi; h - Plank doimiyli, universal konstanta bo'lib, uning son qiymati $6,626 \cdot 10^{-34}$ J·s ga teng; ν - tebranish chastotasi ($\nu = \frac{c}{\lambda}$); c - yorug'lik tezligi; λ - to'lqin uzunligi.

1905-yilda Eynshteyn fotoelektrik effekt hodisasini analiz qilishi natijasida nur energiyasi porsiya bilan yutilar va chiqarilar ekan, demak nur energiyasi kvantlardan iborat bo'lishi kerak, degan fikrga keldi. Nur energiyasining eng kichik porsiyasi foton deb ataladi.

Yorug'likning kvant nazariyasiga muvofiq foton o'zidan mayda zarrachalarga bo'linmaydi, foton metallar plastinkasidan elektronlarni siqib chiqaradi, fotografiya plyonkalaridagi yorug'likni sezuvchi moddalar bilan o'zaro ta'sirlashib, uning ma'lum buqtalarida qorayishni vujudga keltiradi. Bu hollarda foton zarracha xossalarini, ya'ni korpuskulyar xossaga ega ekanligini ko'rsatadi.

Foton to'lqin xossalariga ham egadir. Har qanday to'lqinning aniq holatini ko'rsatib bo'lmaganidek, fotonning fazodagi aniq holatini ham ko'rsatib bo'lmaydi. Lekin foton to'lqindan ham farq qiladi, ya'ni u bo'laklarga bo'linmaydi. O'zida korpuskulyar va to'lqin xossalarini birlashtirgan foton zarracha ham emas, to'lqin ham emas, unga korpuskulyar-to'lqin dualizmi xosdir.

Bor nazariyasi

N. Bor o'z nazariyasini yaratishda atomning yadro modeliga asoslandi. U o'z nazariyasi asoslarini postulatlar holida ta'rifladi:

1) Elektron yadro atrofida hohlagan orbitada emas, balki faqat kvantlangan, ya'ni ma'lum energiya darajasiga muvofiq keladigan orbitalar bo'ylab aylanadi. Bu orbitalar barqaror (statsionar) yoki kvant orbita deb ataladi.

2) Elektron barqaror orbitalar bo'ylab aylanganda elektromagnit energiya tarqatmaydi.

3) Elektron bir barqaror orbitadan boshqa orbitaga sakrab o'tganda nurlanish jarayoni sodir bo'ladi. Bunda bir kvant energiya chiqariladi yoki yutiladi. Bu energiyaning miqdori atomning dastlabki va oxirgi holatlari energiyalari orasidagi ayirmaga tengdir.

Yadro atrofidagi aylanayotgan elektron energiyasi orbitaning radiusiga bog'liq bo'ladi. Yadroga yaqin orbitada joylashgan elektron kam energiyaga ega bo'ladi (bu atomning normal holati deb yuritiladi). Elektronni yadrodan uzoqroq orbitaga o'tkazish uchun elektronning musbat zaryadlangan yadroga tortilish kuchini yengish kerak buning uchun energiya sarf qilish talab qilinadi. Bu jarayon yorug'likning kvanti yutilishi natijasida amalga oshiriladi. Bunday o'tish vaqtida atomning energiyasi oshadi, atom qo'zg'algan holatga o'tadi. Elektronning uzoq orbitadan yadroga yaqinroq orbitaga o'tishi esa atom energiyasining kamayishiga olib keladi, energiya-ning bo'shagan qismi elektromagnit nurlanish kvanti holida ajralib chiqadi. Agar atomning elektroni yadrodan uzoqroq orbitada joylashgan holatdagi boshlang'ich energiyasini E_6 bilan, elektronning yadroga yaqin orbitada joylashgan holatidagi, ya'ni atomning oxirgi holatdagi energiyasini E_0 bilan belgilasak, unda elektronning sakrab o'tishi vaqtida tarqaladigan kvant energiyasi quyidagicha bo'ladi:

$$E = E_6 - E_0$$

Plank tenglamasidagi E miqdorini bu tenglamaga qo'ysak:

$$h\nu = E_6 - E_0$$

hasil bo'lati. Bundan

$$\nu = \frac{E_6 - E_0}{h} \text{ ga teng bo'ladi.}$$

Bu tenglama atom tomonidan tarqatiladigan yoki yutiladigan nurlanishning chastotasi (yoki to'liq uzunligi) ni hisoblashga, ya'ni atom spektrini hisoblashga imkon beradi. Bor vodorod atomining spektrini hisoblashda muvaffaqiyatga erishdi, ya'ni spektrning ko'rinadigan qismida spektral chiziqlarning hisoblab chiqarilgan holatlari ularning spektrdagi haqiqiy holatiga aniq mos keldi.

Bor nazariyasi boshqa nazariyalar singari kamchiliklardan holi emas edi. U spektr chiziqlarining magnit va elektr maydonida parchalanish hodisasi hamda vodoroddan boshqa elementlarning spektrlarini tushuntira olmadi. Ko'p elektronli atomlarning tuzilish nazariyasini yaratish Zommerfeld va boshqa olimlar zimmasiga tushdi.

Keyinchalik atomlarda kvantlangan orbitalar doira shaklidagina emas, balki ellips shaklida ham bo'lishi mumkin, orbitalar faqat tekislikka joylanibgina qolmay, fazoda turli vaziyatda bo'lishi mumkinligi aniqlandi. Bu nazariya spektrlarda kuzatiladigan juda ko'p hodisalarni to'g'ri tushuntirib berdi. Keyinchalik esa Bor-Zommerfeld nazariyasi to'liqin-mexanik tasavvurlar bilan almashtirildi.

Kvant nazariyasidan $E = h\nu$ va $c = \lambda\nu$ edi, keyingi formuladan

$$\gamma = \frac{c}{\lambda}$$

E energiyaga ega bo'lgan foton Eynshteyn tenglamasiga muvofiq qandaydir massaga ega:

$$E = m c^2 .$$

Oxirgi ikki tenglamadan:

$$mc^2 = \frac{hc}{\lambda}$$

kelib chiqadi. Bu yerdan:

$$\lambda \text{ ms}^2 = hc, \lambda = \frac{hc}{mc^2} = \frac{h}{mc}$$

ni keltirib chiqaramiz.

Jismning massasini uning tezligiga ko'paytmasi jismning harakat miqdori yoki uning impulsi deb ataladi. Fotonning impulsi $P(mc=P)$ bilan belgilab, quyidagi tenglamani keltirib chiqaramiz.

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

Bu tenglama foton ham to'liqin, ham korpuskulyar xossalarga egaligi asosida keltirib chiqarilganligini yana bir karra ta'kidlab o'tish lozim.

1924-yilda Lui de Broyl korpuskulyar-to'liq dualizmi faqat fotonlarga xos bo'lmagan, boshqa zarrachalarga, jumladan, elektronlarga ham xos degan fikrni bildirdi. Shu sababli oxirgi tenglama (bu tenglama ko'pincha de Broyl tenglamasi deb yuritiladi) elektronga ham tatbiq qilinishi mumkin: ma'lum m massa va v tezlikka ega bo'lgan elektron uchun quyidagi tenglamani yozish mumkin:

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

Lui de Broylning elektronda to'liq xossalari borligi to'g'risidagi muloxazalari 1927-yildayoq tajribalarda tasdiqlandi. AQSH da

K.L. Devisson va L.X.'Djermer, Angliyada J.P.Tomson va Rossiya-da P.S. Tartakovskiylar bir-birlariga bog'liq bo'lmagan holda o'tkazilgan eksperimentlarda elektronlar oqimining difraksion panjaralar (metall kristallari foydalanilgan) bilan o'zaro ta'siri natijasida xuddi rentgen nurlarining kristall panjaralar bilan ta'sirlashuvida kuzatilganidek difraksion kartina kuzatildi, bu tajribalarda elektron to'lqin xossasini namoyon qildi, to'lqin uzunligi de Broyl tenglamasi bo'yicha hisoblangan miqdorga aynan teng bo'lib chiqdi.

Shunday qilib, elektronlarga fotonlardagi kabi, korpuskulyar to'lqin dualizmi xosdir. Shu sababli elektron harakatini aniq trayektoriya bilan xarakterlash mumkin emas. Elektron atom hajmining har qaysi joyida bo'lishi mumkin, lekin elektronning yadro atrofidagi fazoning hamma joyida bo'lish ehtimolligi birdek emas, normal holtdagi vodorod atomida elektronni yadrodan taxminan $0,53 \text{ \AA}$ uzoqlikda atomning boshqa joylaridagiga qaraganda tez-tez uchratish mumkin. Demak, elektronning bu joyda bo'lish ehtimolligi kattadir. Xulosa qilib aytganda, orbita elektron harakatlanadigan oddiy yo'l emas, balki elektronning bo'lish ehtimolligi eng yuqori bo'lgan fazoviy o'rindir. Yadro atrofida fazoda elektronlarning bo'lib turish sohasini quyuq va siyrak soha, ya'ni elektron bulut deb qarash mumkin, uning shakli orbitaldir. (Endilikda orbital termini orbita termini o'rinda ishlatiladi va atom elektronning harakati o'ziga xos harakat ekanligini bildiradi).

1.4-MAVZU. ELEMENTLARNI DAVRIY QONUNI VA SISTEMASI

Reja:

1. Kimyoviy elementlarni davriy sistemasi.
2. Kimyoviy elementlar va ular birikmalarining xossalarini o'zgarishi.
3. Elementlarni oksidlovchi va qaytaruvchilik xossasi.

Atom molekulyar ta'limotining kashf etilishidan keyingi muhim voqealardan biri davriy qonunning ochilishi bo'ldi. 1869-yilda D.I.Mendeleyev tomonidan qilingan bu kashfiyot kimyoda

yangi davrni boshlab berdi. Davriy qonunga asoslangan kimyoviy elementlar klassifikatsiyasi kimyoviy elementlar xossalarini o'rganish va moddalarning tuzilishi haqidagi ta'limotning yanada rivojlanishida juda ham muhim rol o'ynadi.

Kimyoviy elementlarni sistemaga solishga bo'lgan urinishlar Mendeleyevgacha ham mavjud edi. Lekin harakatlarning barchasi faqat sinflarga bo'lish maqsadini ko'zlagan bo'lib, ayrim elementlarning o'xshash kimyoviy xossalariga asoslanib guruhlariga birlashtirishdan nariga o'tmadi. D.I.Mendeleyevdan avval olib borilgan ishlarning xech birida kimyoviy elementlar orasida o'zaro uzviy bog'lanish borligi aniqlanmadi. Kimyoviy elementlarning bir-biriga o'xshashligi va farqi asosida kimyoning muhim qonunlaridan biri yotishini D.I.Mendeleyevgacha xech kim kashf eta olmadi. D.I.Mendeleyev birinchi bo'lib, hamma kimyoviy elementlar orasida qonuniy bog'lanish borligini kashf etdi. Elementlar sistematikasiga asos qilib ularning nisbiy atom massalarini oldi.

D.I.Mendeleyev o'sha zamonda ma'lum bo'lgan barcha elementlarni ularning atom massalari ortib borishi tartibida bir qatorga joylashtirdi va elementlarning xossalari ma'lum oraliqlarda, ya'ni davriy takrorlanishini aniqladi. Mendeleyev kashf etgan bu qonun davriy qonun deb yuritildi, uni Mendeleyev quyidagicha ta'rifladi: "Oddiy jismlarning xossalari, shuningdek elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlarining atom massalariga davriy ravishda bog'liq bo'ladi". D.I.Mendeleyev davriy qonunni kashf etishda elementlarning atom massa qiymatlari hamda ularning fizik va kimyoviy xossalariga e'tibor berdi. Elementlarning davriy sistemasida elementlarning kimyoviy va ba'zi fizik xossalari davriy ravishda o'zgaradi. Davriy ravishda o'zgaradigan, ya'ni bir necha elementdan keyin qaytariladigan kimyoviy xossalar quyidagilardan iborat:

1) elementning valentligi, 2) elementning yuqori oksid hamda gidroksidlarining shakllari, 3) ularning asos yoki kislota tabiati, 4) elementlar oksidlarining gidratlanishiga intilishi va boshqalar.

Elementlarning quyidagi fizik xossalarida davriylik uchraydi:

1) atom hajmlari, 2) atom va ionlarning radiuslari, 3) optik spektrlari, 4) ionlanish potentsiallari, 5) suyuqlanish va qaynash ha-

roratlari va boshqalar. Lekin elementlarning yadro zaryadlari atom massalari, atom issiqlik sig'imi davriy ravishda o'zgarmaydi. Bu xossalari elementlarning davriy bo'lmagan xossalari qatoriga kiradi. Elementlar atomlarining yadro zaryadlari davriy sistemada bir elementdan ikkinchi elementga o'tgan sari 1 tadan ortib boradi. Elementlarning atom massalari davriy sistemada bir elementdan 2-elementga o'tishi bilan birta uglerod birligi qadar ortib boradi. Ko'pchilik elementlarning atom issiqligi sig'imi 26 J ga teng bo'lib, elementning davriy sistemadagi o'rniga bog'liq emas.

Atom tuzilishi haqidagi tassavurlar davriy qonunning fizik mohiyatini yaqqol namoyon qildi, ya'ni nima uchun elementlarning xossalari davriy ravishda o'zgarishini tushuntirishga imkon berdi. Elementlarning davriy sistemada joylashgan o'rnini bilan ularning kimyoviy xossalari orasida ma'lum bog'lanish borligi aniqlandi.

Bir-biriga o'xshash elementlarning sirtqi va sirtqidan oldingi qavatlarida elektronlarning joylashishi ham bir birinikiga o'xshash bo'ladi. Elementlar xossalari davriy o'zgarishiga sabab atomda elektronlarning ketma-ket joylashishi va har qaysi qavatda ma'lum sondagi elektronlarning mavjudligidir.

Elementning tartib nomeri shu element atom yadrosining musbat zaryadiga teng. Atom tuzilishi nazariyasiga binoan davriy qonun quyidagicha ta'riflanadi (davriy qonunning hozirgi zamon ta'rif): oddiy modda (element)larning xossalari, shuningdek element birikmalarining shakl va xossalari elementlarning atom yadrolari zaryadiga davriy bog'liqdir.

D.I.Mendeleyev davriy sistemasini 1869-yilda tuzdi. Xossalari ketma-ketlikda o'zgaradigan elementlarning qatori, masalan, litiydan neongacha yoki natriydan argongacha bo'lgan sakkiz elementdan iborat qatorlar Mendeleyev tomonidan davrlar deb ataldi. Agar bu ikki qatorni birini tagiga ikkinchisini yozsak, unda elementlar quyidagicha joylashishi mumkin:

Li Be B C N O F Ne
Na Mg Al Si P S Cl Ar

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																	
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII										
1	1	H																He	2
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F										Ne	10
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl										Ar	18
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni							Kr	36
5	5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd							Xe	54
6	6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt							Rn	86
7	7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									
8	8																		
9	9																		
10	10																		
		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇										RO ₄	
					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR											
ЛАНТАНОИДЫ																			
АКТИНОИДЫ																			



Д.И. Менделеев
1834-1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА

ПОРЯДОКОВЫЙ НОМЕР

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

5-элементы

6-элементы

7-элементы

8-элементы

9-элементы

Bunda vertikal ustunlarga xossalari jihatidan bir-biriga o'xshash bir xil valentlikka ega bo'lgan elementlar joylashadi, masalan litiy va natriy, berilliy va magniy va hokazo.

Hamma elementlarni qatorlarga taqsimlab va elementlarni xossalari va hosil qiladigan birikmalarining tipiga qarab bir qator tagiga ikkinchisini joylashtirib, Mendeleyev elementlar davriy sistemasi deb atalgan jadvalni tuzdi.

Davriy sistemasining oxirgi varianti o'nta gorizontal qatorlar va sakkizta vertikal ustunlar yoki guruhlardan iborat. Mendeleyev o'xshash elementlar joylashgan vertikal qatorlarni guruh deb, ishqoriy metallardan galogengacha bo'lgan elementlarning har qaysi gorizontal qatorini davr deb atadi. Birinchi qatorda faqat ikki element – vodorod va geliy joylashgan. Bu ikki element birinchi davrni tashkil etadi. Ikkinchi va uchinchi qatorlar biz yuqorida ko'rib chiqqan elementlardan tashkil topgan bo'lib, har birida sakkiztadan element bo'lgan ikki davrni hosil qiladi. Uchala davr kichik davrlar deb yuritiladi. IV, V, VI, va VII davrlar katta davrlar deyiladi. IV, V va VII davrlarning har qaysisi ikki qatordan tuzilgan. VII davr tugallanmagan davrdir. Birinchi davrdan boshqa hamma davrlar

ishqoriy metall bilan boshlanib, inert gaz bilan tugaydi. Katta davrlarda elementlarning soni ko'p bo'lganligi uchun bir elementdan ikkinchi elementga o'tganda elementlarning xossalari kichik davrdagilarga nisbatan bir muncha sust o'zgaradi. Katta davrlar juft va toq qatorlarga ega. Har qaysi katta davrda elementlarning xossalari ishqoriy metallardan inert gazga o'tgan sayin ma'lum qonuniyat bilan o'zgarib boradi, bundan tashqari elementlarning xossalari har bir juft qator ichida va har bir toq qator ichida ham ma'lum ravishda o'zgaradi. Elementlarning kislorodga nisbatan yuqori valentligi bir elementdan ikkinchi elementga tekis o'zgarib boradi. Lekin davr o'rtasida valentlik maksimumga yetib birdan ikkiga tushadi, so'ngra davr oxiriga qarab yana oshib boradi. Katta davrlarning juft qator elementlari faqat metallar bo'lib, metallik xususiyati chapdan o'ngga borgan sayin pasayadi. Toq qatorlarda chapdan o'ngga borish bilan metallik xossalari yanada zaiflashib, metallmaslik xossalari kuchayadi.

Sakkizinchi qatorda lantan (57- element)dan keyin o'z xossalari bilan bir-biriga va lantanga o'xshash 14 ta element joylashgan. Bu elementlar lantanoidlar nomi bilan yuritiladi va jadvalga alohida bir qatorga joylashtirilgan. Uninchi qatorda aktiniy (89-element)dan keyin o'z atom tuzilishlari bilan aktiniy atomiga o'xshash 14 ta element joylashgan, ular aktinoidlar deb ataladi va alohida qatorga joylashtiriladi. Jadvalning vertikal ustunlarida yoki guruhlariga o'xshash xossalarga ega bo'lgan elementlar joylashtirilgan. Shuning uchun har bir vertikal guruh elementlar go'yoki elementlarning tabiiy oilasini tashkil qiladi. Jadvalda bunday guruhlarining soni 8 ta bo'lib, guruh nomeri rim raqamlar bilan ko'rsatilgan. Birinchi guruhga kiruvchi elementlarning umumiy R_2O formulaga to'g'ri keladigan oksidlarni hosil qiladi, ikkinchi guruh elementlari RO , uchinchi guruh elementlari R_2O_3 formulaga to'g'ri keladigan oksidlarni hosil qiladi va h.k. Shunday qilib, har bir guruhdagi elementlarning yuqori valentligi ba'zi cheklanishlarni hisobga olmaganda guruh nomeriga to'g'ri keladi.

II va III davr elementlarini D.I.Mendeleyev tipik elementlar deb atadi. Har qaysi guruh ikkita guruhchaga bo'linadi. Tipik elementlarga ega guruhcha asosiy guruhcha nomi bilan yuritildi.

Katta davrlarning toq qatorlari elementlari esa yonaki qo'shimcha guruh deb ataldi.

Asosiy guruhcha elementlari kimyoviy xossalari jihatdan yonaki guruhcha elementlaridan farq qiladi. Buni VII guruh elementlarida yaqqol ko'rish mumkin. Bu guruhning asosiy guruhcha elementlari vodorod, fluor, xlor, brom, yod, astat aktiv metallmaslar bo'lib, qo'shimcha guruhcha elementlari maganes, texnetsiy, reniy haqiqiy metallardir. Har bir guruh ichida atom massa ortishi bilan elementlarning metallik xossalari kuchayib boradi. Bu hodisa, asosiy guruhcha elementlarida yaqqol namoyon bo'ladi.

Elementlarning xossalari (atom massasi, valentliklari, kimyoviy birikmalarining asos yoki kislotalilik xususiyatlari va hokazolar) davriy sistemada davr ichida ham, guruh ichida ham ma'lum qonuniyat bilan o'zgaradi. Binobarin, har qaysi element davriy sistemada o'z o'rniga ega va bu o'rin o'z navbatida ma'lum xossalari majmuasini ifodalaydi va tartib nomeri bilan xarakterlanadi. Shu sababli agar biror elementning davriy sistemada tutgan o'ri ma'lum bo'lsa, uning xossalari haqida to'la fikr yuritish mumkin. Kimyoviy elementning davriy sistemadagi o'rniga qarab, uning elektron tuzilishini aniqlash mumkin. Buning uchun quyidagi qonuniyatlarni bilish kerak.

1. Atomdagi elektronlar joylashadigan energetik pog'onaning soni elementlar davriy sistemasidagi davr nomeriga teng bo'ladi.

2. Asosiy guruhcha elementlari atomlari tashqi energetik pog'onasidagi elektronlar soni shu element joylashgan davriy sistemaning guruh nomeriga teng. Masalan, 20-element kalsiy II guruhning asosiy guruhchasida, 4-davrda joylashgan. Kalsiy atomining tashqi pog'onasidagi elektron konfiguratsiyasi $4s^2$ dir. Surma 51-element bo'lib, u V guruhning asosiy guruhchasi va 5-davrda joylashgan. Uning tashqi pog'anasining elektron konfiguratsiyasi $5s^2 5p^3$ dir. Asosiy guruhcha elementlarining tashqi energetik pog'onasidagi elektronlar kimyoviy o'zaro ta'sirlashadigan valent elektronlar hisoblanadi.

3. III – VII guruhlarining qo'shimcha guruhchalari elementlari hamda VII guruhning qo'shimcha guruhidagi 3 ta element (Fe, Ru, Os) ning atomlaridagi tashqi energetik pog'onaning s-pog'ona-

chasidagi va tashqidan oldingi energetk pog'onaning d-pog'onachasidagi elektronlarning umuiy soni guruh soniga teng. Masalan reniy 6-davr VII guruhining qo'shimcha guruhchasida joylashgan, uning valent qavatlarining elektron konfiguratsiyasi $5d^5 6s^2$ dir.

4. I va II guruhning qo'shimcha guruhchasi elementlarida tashqidan oldingi energetik pog'onaning d-pog'onasi elektronlarga to'lgan (d^{10}) bo'lib, tashqi energetik pog'onadagi elektronlar soni guruh nomeriga teng. Masalan, simobning elektron formulasining oxiri $5d^{10} 6s^2$ ko'rinishida bo'ladi.

Elementlarning atom radiuslari atom yadrosi zaryadi qiymatiga davriy bog'liqdir. Bitta davr ichida atom yadrosi zaryadining oshishi bilan atom radiuslarining kamayishi kuzatiladi. Bu hol ayniqsa kichik davrlarda namoyon bo'ladi. Quyida ba'zi elementlarning atom radiuslari berilgan:

(nm)	Li	Be	B	C	N	O	F
	0,165;	0,113;	0,091;	0,077;	0,076;	0,066;	0,064
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
	0,189;	0,160;	0,143;	0,134;	0,130;	0,104;	0,099

Atom radiuslarining davr boshidan davr oxirigacha kamayib borishi tashqi elektron qavatidagi elektronlarning atom yadrosi zaryadining ortib borishi natijasida yadroga kuchliroq tortilish bilan tushuntiriladi. Yadrodan uzoqroq joylashgan yangi elektron qavatning qo'shilishi bilan, ya'ni keyingi davrga o'tish bilan atom radiuslarining qiymati oshib boradi (masalan, ftor atomi bilan natriy atomi radiuslarni solishtirib ko'ring).

Bitta guruhchada yadro zaryadining oshishi bilan atom radiuslari kattalashib boradi. Misol tariqasida ba'zi bosh guruhcha elementlarining atom radiuslarini (nm da) keltiramiz:

I guruh	II guruh	III guruh
Li 0,165	Be 0,113	N 0,076
Na 0,189	Mg 0,160	P 0,130
K 0,235	Ca 0,197	As 0,148
Rb 0,248	Sr 0,215	Sb 0,161
Cs 0,268	Ba 0,221	Bi 0,182

Bitta guruhchada bir xil miqdordagi yadro zaryadga ega bo'lgan ionlarning radiusi yadro zaryadining ortishi bilan kattalashadi. Buni quyidagi keltirilgan misollarda ko'rish mumkin (ion radiuslari nm da berilgan):

I guruh	II guruh	VI guruh	VII guruh
Li ⁺ 0,068	Be ⁺ 0,034	O ²⁻ 0,136	F ⁻ 0,133
Na ⁺ 0,098	Mg ⁺ 0,074	S ²⁻ 0,182	Cl ⁻ 0,181
K ⁺ 0,133	Ca ⁺ 0,104	Se ²⁻ 0,193	Br ⁻ 0,196
Rb ⁺ 0,149	Sr ⁺ 0,120	Te ²⁻ 0,211	I ⁻ 0,220

Bunday qonuniyat bir davrdan keyingi davrga o'tganda elektron qavatlarining sonini ortishi va tashqi elektronlarning yadrodan uzoqlashib borishi bilan tushuntiriladi.

Elektronlarning ionlanish energiyasi va elektronga moyillik qiymatlarining davr va guruhchalar bo'yicha o'zgarishini ko'rib chiqaylik. Davriy sistemaning bitta guruhchasi bo'yicha ionlanish energiyasi yadro zaryadi ortishi bilan kamayib boradi. Bu elementning metallik xossalrining susayib borishini ko'rsatadi. Buni quyidagi jadvaldan ko'rish mumkin.

Ba'zi guruhcha elementlari atomlarining birinchi ionlanish energiyasi (V)

I guruh	II guruh	VI guruh	VII guruh
Li 5,39	Be 9,32	O 13,62	F 17,42
Na 5,14	Mg 7,65	S 10,36	C 1,97
K 4,34	Ca 6,11	Se 9,75	B 10,84
Rb 4,18	Sr 5,69	Te 9,01	I 10,45
Cs 3,39	Ba 5,21		

Bu qonuniyat atom radiuslarining ortib borishi bilan bog'liq. Atom yadrosi bilan tashqi elektronlar orasidagi oraliq elektron qavatlar sonining oshishi tashqi qavatlardagi elektronlarning yadro bilan bog'lanishini susaytiradi, bu ionlanish energiyasining kamayishiga olib keladi.

Bir davr mobaynida ishqoriy metallardan nodir gazga o'tgan sari yadro zaryadi sekin asta ortib, atom radiusi kamayib boradi. Shu sababli ionlanish energiyasi ham asosan davr boshidan davr oxiriga qarab oshib boradi, elementning metallik xossalari esa susayib boradi.

Elektronga moyillik atomning oksidlash aktivligining o'lchovidir. Element atomning elektronga moyilligi qanchalik katta bo'lsa, bu element shunchalik kuchli oksidlovchi hisoblanadi.

Elektronga moyillikning son qiymati elementning tartib nomeri, davriy sistemadagi o'rni, elektronlar bilan to'lib boruvchi pog'onachaga (bu pog'onacha tugallanishiga yaqin bo'lsa, element atomining elektronga moyilligi yuqori bo'ladi) hamda boshqa faktorlarga bog'liq bo'ladi.

4-jadval

Ba'zi elementlar atomlarining elektronga moyillik qiymatlari

Element	F, Ev	Element	F, eV
H	0,747	Ne	1,28
He	-0,22	Na	0,47
Li	0,82	Mg	-0,32
Be	-0,19	Al	0,52
B	0,33	Si	1,90
C	1,12	S	2,07
N	-0,21	Cl	3,76
O	1,47	K	0,5
F	3,58	Br	3,45

Davr bo'yicha elementlar atomining elektronga moyilligi chapdan o'ngga oshib boradi. Jadvaldagi ma'lumotlar shuni ko'rsatadiki, VII guruhchaning p-elementlari (F, Cl, Br) nisbatan yuqori elektronga moyillikka ega. Ular atomlarining tashqi elektron konfiguratsiyalari p^5 ga teng, ya'ni tugallanishga (p^6 ga) aqindir.

Asosiy guruhcha elementlarida atomning yadro zaryadi oshib borishi bilan elementlarning elektronga moyilligi susayib boradi.

Davriy qonun va elementlarning davriy sistemasi kimyo sanoatining yanada taraqqiy etishiga katta ta'sir ko'rsatdi. U yangi ilmiy kashfiyotlar qilishda muhim qurol bo'lib xizmat qildi.

Mendeleyev o'z davriy qonuni asosida elementlar davriy sistemasini tuzganda hali ko'pgina elementlar noma'lum edi. Mendeleyev o'z davriy sistemasida ba'zi kataklarni bo'sh qoldirdi. Masalan, kalsiy bilan titan orasida bo'sh joy qoldirdi. Shuningdek to'rtinchi davrda rux bilan mishyak orasida ikkita katakni bo'sh qoldirdi. Mendelleyev noma'lum elementlarning borligiga ishonch hosil qilibgina qolmasdan, balki ularning davriy sistemadagi o'rniiga asoslanib, xossalari oldindan xarakterlab berdi. Kalsiy bilan titan orasidagi joylanishi kerak bo'lgan elementga ekabor (chunki uning xossalari borgan o'xshash bo'lishi kerak edi), rux bilan mishyak orasida joylanishi kerak bo'lgan ikki elementni ekaalyuminiy va akasilitsiy deb atadi. Keyingi 15 yil ichida Mendeleyev xarakterlagan uchala element kashf etildi.

1875-yilda fransuz kimyogari Lekok de Buabodron ekaalyuminiy xossalari namoyon qiluvchi galliyni (Fransiyaning qadimiy nomi sharafiga atalgan) kashf qildi. 1879 yilda L.F.Nilson ekabor xossalari ega bo'lgan skandiyni kashf etdi. 1886 yilda Germaniyada K.A.Vinkler ekasilitsiy xossalari o'zida namoyon qiluvchi germaniyni kashf etdi.

Ekasilitsiyning 1871-yilda Mendeleyev aytgan xossalari 1886- yilda kashf qilingan germaniy xossalari bilan solishtiramiz:

Ekasilitsiyning xossalari	Germaniyning xossalari
Ekasilitsiy Es suyuqlanuvchan metall, kuchli issiqlik ta'sirida uchuvchan	Germaniy Ge - kulrang metall 936 °C da suyuqlanadi, undan yuqori haroratda uchuvchan
Atom massasi 72 ga yaqin	Atom massasi 72,59 ga teng
Zichligi 5,5 g/sm ³ atrofida	Zichligi 20° C 5,35 g/sm ³ ga teng
Oksidi oson qaytariluvchan	Oksidi kumir yoki vodorod yordamida metallgacha oson qaytariladi
Oksidining zichligi 4,7 g/ sm ³ ga yaqin	Oksidining zichligi 18° S 4,703 g/ sm ³ ga teng
EsCl ₄ suyuqlik, 90 °C atrofida qaynashi kerak, uning zichligi 1,9 g/ sm ³ ga yaqin	GeCl ₄ suyuqlik, 83 °C atrofida qaynaydi, uning zichligi 18 °C da 1,88 g/ sm ³ ga teng

Galliy, skandiy va germaniyaning kashf etilishi davriy qonunining buyuk tantanasi bo'ldi.

Davriy sistema ba'zi bir elementlarning valentligi va atom massasini aniqlashda katta rol o'ynadi. Masalan, berilliy elementi uzoq vaqtgacha alyuminiy atomi deb hisoblanib, uning oksidi formulasi Be_2O_3 holida yozilgan. Berilliy oksidining bu formulasi va foiz tarkibi asosida berilliyning atom massasi 13,5 ga teng deb hisoblanar edi. Davriy sistemaga binoan berilliy jadvalda faqat 1 ta o'rinni egallaydi, bu o'rin Mg ning yuqorisida bo'lishi kerak. Uning oksidi formulasi esa BeO bilan ifodalanishi kerak. Berilliyning atom massasi oksid formulasi asosida 10 ga teng. Bu xulosa uning atom massasini berilliy xlorid bug'ining zichligi asosida aniqlash bilan tezda tasdiqlandi. Davriy sistema ba'zi bir elementlarning atom massalarini to'g'rilash uchun turtqi bo'ldi.

Hozirda ham davriy qonun kimyoning yo'naltiruvchi prinsiplaridan biri hisoblanadi. Davriy qonunga asoslanib, keyingi o'n yilliklarda davriy sistemadagi urandan keyingi trasuran elementlar sun'iy yo'l bilan hosil qilindi. Ulardan biri 101-element bo'lib, unga Mendelleyeviy deb nom berildi.

Fanning rivojlanishi natijasida davriy qonun moddalarning tuzilishini chuqurroq bilishga imkon berdi. XX asrda yaratilgan atom tuzilishi nazariyasi o'z navbatida davriy qonun va elementlar davriy sistemasini yanada chuqurroq yoritishga yordam qildi.

Elektronlarning kvant sonlari

Atomning elektron qavatini tuzilishida atom elektronlarining energetik holatini kompleks xarakterlovchi parametrlar hal qiluvchi rol o'ynaydi. Hozirgi vaqtda elektronning harakati to'rtta kvant soni: bosh, orbital, magnit va spin kvant sonlari bilan ifodalanadi.

1. Bosh kvant soni (n) atom yadrosining elektromagnit maydonidagi energetik pog'onalarni xarakterlaydi. Bosh kvant soni elektron energiyasining kattaligini ko'rsatadi. Bosh kvant sonlari o'zaro teng bo'lgan bir necha elektron atomda elektron qavatlarni yoki ma'lum energetik pog'onani hosil qiladi. Bu energetik pog'onalar butun sonlar, shuningdek harflar bilan ifodalanadi:

Elektron energiyasi oshadi

Bosh kvant soni qiymatlari – 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7

Harf belgisi - K L M N O P Q

Atomdagi elektron qavatlarning soni D.I.Mendeleyevning kimyoviy elementlar davriy sistemasidagi davr nomeriga to'g'ri keladi. Masalan, mishyak atomida 33 ta elektron bo'lib, bu elektronlar atomdagi 4 ta energetik qavatlar (K, L, M va N) da joylashgan. Binobarin mishyak atomida 4 ta elektron qavat bor, mishyak elementi D.I.Mendeleyev jadvalidagi to'rtinchi davrda joylashgan.

Har bir qavatda joylashishi mumkin bo'lgan eng ko'p elektronlar soni tubandagi formuladan hisoblab topiladi:

$$N = 2n^2$$

Bu yerda, N – maksimum elektronlar soni; n - bosh kvant soni.

Masalan, 1 – qavatda (K qavatda) $= 2 \cdot 1^2 = 2$ elektron

2 – qavatda (L qavatda) $= 2 \cdot 2^2 = 8$ elektron

3 – qavatda (M qavatda) $= 2 \cdot 3^2 = 18$ elektron va hokazo bo'ladi.

2. Orbital kvant soni (l) energetik pog'onachalarni xarakterlaydi. Ayni qavat elektronlari bir-biridan o'zlarining energiyalari bilan farq qilib, bir yoki bir necha orbital yoki pog'onachalarni hosil qilishi mumkin, bu orbitallar o'z shakllari bilan bir-biridan farq qiladi. Energetik pog'onachalar ham harflar bilan belgilanadi.

Energetik pog'onachaning belgisi: s-, p-, d-, f-.

Orbital kvant soni elektron orbitasining shaklini ko'rsatadi. Orbital kvant soni 0 dan $n - 1$ gacha bo'lgan butun sonlar bilan ifodalanadigan qiymatlarga ega bo'ladi. Masalan, $n = 1$ bo'lsa, orbital kvant soni qiymati nol ($l = 0$) bo'ladi; $n = 2$ bo'lsa, $l = 0$; 1 ga teng, $n = 3$ bo'lsa, l ning qiymati 0, 1 va 2 ga teng bo'ladi. Ayni qavatdagi elektronning orbital kvant soni qanchalik katta bo'lsa, uning energiyasi shunchalik katta qiymatga ega bo'ladi.

3. Magnit kvant soni (m_l) elektron orbitallarining fazodagi holatini, ya'ni ma'lum magnit maydoniga nisbatan qanday burchak bilan joylashganini ko'rsatadi. Magnit kvant sonning qiymatlari $-l$ dan $+l$ gacha bo'la oladi. Shunday qilib l ning turli qiymatlaridan n ning mumkin bo'lgan turlicha qiymatlar kelib chiqadi. Chunonchi s - elektronlar ($l = 0$) uchun m_l ning qiymati 1 ta ($m_l = 0$); p - elektronlar ($l = 1$) uchun m_l ning 3 xil qiymati bo'ladi ($-1, 0, +1$); d -

elektronlar $l = 2$ uchun m_l xil qiymatlarga ega bo'ladi ($-2, -1, 0, +1, +2$) va hokazo. Agar n va l o'zgarmasa, turli m_l ga ega bo'lgan orbitallar bir xil energiya qiymati bilan xarakterlanadi; masalan uchinchi pog'onaning 5 ta d-orbitallari bir-biridan energetik jihatdan emas, faqat fazoda joylanishi bilan farqlanadi.

4. Spin kvant soni (m_s). Ilgari vaqtlarda uni elektronning o'z o'qi atrofida aylanishini xarakterlovchi kvant soni deb hisoblanar edi, endilikda m_s ni maxsus kvant mexanik miqdor deb qaraladi. Elektron o'z o'qi atrofida ikki tomonga aylanishi mumkin. Shuning uchun elektronning kvant soni faqat 2 qiymatga ega: $+\frac{1}{2}$ va $-\frac{1}{2}$. Bu grafik shaklda bir-biriga nisbatan qarama – qarshi tomonga yo'nalgan strelkalar bilan ko'rsatiladi: $\uparrow$ yoki $\downarrow$. Bir xil yo'nalishdagi spinga ($\uparrow\uparrow$) ega bo'lgan elektronlar parallel, qarama-qarshi yo'nalishdagi spinga ($\uparrow\downarrow$) ega bo'lganlari antiparallel elektronlar deb hisoblanadi.

Atomdagi elektronning n, l, m_l kvant sonlarining ma'lum qiymatlari bilan xarakterlanadigan holati atomning elektron orbitali deb ataladi. To'rtala kvant sonlari (n, l, m_l va m_s) elektronning atomdagi holatini to'liq ifodalaydi. Ko'p elektronli atomlarda elektron holatini aniqlashda V. Pauli prinsipi muhim ahamiyatga egadir.

Pauli prinsipi

Pauli prinsipi quyidagicha ta'riflanadi: bir atomda turtala kvant sonlari bir-biriga teng bo'lgan ikki elektron bo'la olmaydi. Bu qoidadan shunday xulosa chiqadi: ma'lum qiymatli n, l, m_l bilan xarakterlanuvchi har bir atom orbitalida spinlari qarama-qarshi yo'nalishdagi 2 ta elektrondan boshqa elektronlar joylasha olmaydi.

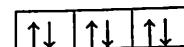
Bir orbitalda joylashgan qarama-qarshi yo'nalishli spinga ega bo'lgan elektronlar, qandaydir orbitalda joylashgan yolg'iz elektron juftlashmagan elektron deb ataladi.

Pauli prinsipidan foydalanib atomdagi har xil energetik pog'ona va pog'onachalar joylashishi mumkin bo'lgan elektronlarning maksimal sonini hisoblash mumkin. Agar $l = 0$ bo'lsa, s-pog'onacha bo'lib, magnit kvant soni ham $m_l = 0$ ga teng bo'ladi.

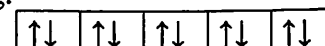
Binobarin s-pog'onachada 1 ta orbital bo'ladi Orbitalni katak holidan ifodalash mumkin.

Yuqorida aytib o'tilganidek, har bir orbitalda spini qarama-qarshi yo'nalishdagi 2 tagacha elektron joylashishi mumkin va buni quyidagi sxema bilan ko'rsatish mumkin: $\uparrow\downarrow$. Shunday qilib, har bir elektron qavatning s-pog'onachasidagi elektronlarning maksimal soni 2 ga tengdir.

Agar $l = 1$ bo'lsa (p-pog'onacha), magnit kvant soni 3 xil qiymatga ega bo'ladi ($-1, 0, +1$). Binobarin, p-pog'onachada 3 ta orbital bo'lib, ularning har biri 2 tadan ortiq bo'lmagan elektronlar bilan band bo'ladi. Hammasi bo'lib p-pog'onachada 6 ta elektron joylashishi mumkin:



d-pog'onachada ($l = 2$) 5 ta orbital bo'lib, magnit kvant soni 5 xil qiymatga ega bo'ladi: bu pog'onachadagi elektronlarning maksimal soni 10 ga teng:



Nihoyat, f-pog'onachada ($l=3$) joylanishi mumkin bo'lgan elektronlarning maksimal soni 14 ga teng; umuman orbital kvant soni l bo'lgan pog'onachadagi elektronlarning maksimal soni $2(2l+1)$ ga teng bo'ladi (masalan, $l=1$ p-pog'onacha $2(2+1)=2(2+1)=2\cdot3=6$)

5-jadval

Atomlarning energetik pog'ona va pog'onachalardagi elektronlarning maksimal soni

Energetik pog'ona	Energetik pog'nacha	Magnit kvant soni m_l qiymatlari	Orbital soni		Elektronlarning maksimal soni	
			pog'onachada	pog'onada	pog'onachada	pog'onada
K($n=1$)	s ($l=0$)	0	1	1	2	2
L($n=2$)	s ($l=0$)	0	1	4	2	8
	p ($l=1$)	-1, 0, +1	3		6	
M($n=3$)	s ($l=0$)	0	1		2	18

	p (l = 0)	-1, 0, +1	3		6	
	d (l = 2)	-2, -1, 0, +1, +2	5	9	10	
N(n = 4)	s (l = 0)	0	1		2	32
	p (l = 0)	-1, 0, +1	3		6	
	d (l = 2)	-2, -1, 0, +1, +2	5	16	10	
	f (l = 3)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7		14	

Birinchi energetik pog'ona (K-qavat, $n = 1$) da faqat s-pog'onacha bo'ladi, ikkinchi energetik pog'ona (L-qavat, $n = 2$) s- va p-pog'onachalardan tashkil topgan va hokazo. Shuni hisobga olib har xil elektron qavatlarda joylanishi mumkin bo'lgan elektronlarning maksimal sonini ko'rsatuvchi jadvalni tuzish mumkin (5-jadval).

Xund qoidasi. Atom orbitallarining elektronlar bilan to'lib borish tartibi

Elektron qavatlarining ketma-ket elektronlar bilan to'lib borishi tartibi, ya'ni ularning orbitalarda qanday joylashishi masalasi muhimdir. Atomda elektronlar Xund qoidasiga binoan joylashadi.

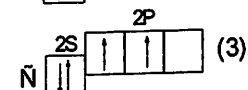
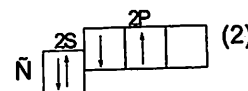
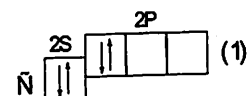
Qo'zg'alman atomdagi elektronlarning spinlari yig'indisining absolyut qiymati maksimal bo'ladi.

Xund qoidasini quyidagicha tushuntirish mumkin: 1. Ayni pog'onachada turgan elektronlar mumkin qadar ko'proq orbitallarda joylashmaslikka intiladi. 2. Orbitallarda yolg'iz joylashgan elektronlarning hammasi bir xil spinga ega bo'ladi.

Xund qoidasiga binoan atomning spinlari yig'indisining maksimal qiymati atomning qo'zg'alman holatiga to'g'ri keladi, ya'ni atomning mumkin bo'lgan kam energiyaga ega bo'ladigan holatni ifodalaydi. Elektronlarning bundan boshqa har qanday taqsimlanishi atomning energiyasi yuqoriroq bo'lishiga, atomning qo'zg'alman, beqaror holatda bo'lishiga olib keladi. Masalan uglerod atomning elektron tuzilishini quyidagi formula bilan ifodalash mumkin: $1s^2 2s^2 2p^2$. Bu formulaga elektronlarning yacheykalarda taqsimlanishini ko'rsatuvchi 3 ta sxemaning har biri to'g'ri kelishi mumkin:

Uglerod atomi spektrining analizi uglerod atomning qo'zg'alman holati uchun oxirgi (3) sxema to'g'ri kelishini ko'rsatdi. Bu

sxemada atom spinlari yig'indisi yuqori qiymatga, ya'ni 1 ga teng, 1 va 2 sxemada nolga teng.

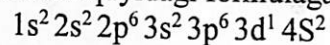


Qo'zg'alman atom orbitallarining elektronlar bilan to'lish tartibi quyidagicha: avval eng kam energiyali orbital, so'ng energiyasi ko'proq bo'lgan orbital to'ldiriladi. Atom elektron orbitallarining to'lish tartibining bosh va orbital kvant sonlari qiymatlariga bog'liqligini V.M.Klechkovski o'rgangan. Klechkovski bu ikkala kvant soni qiymatining yig'indisi ($n+l$) oshishi bilan elektron energiyasi ham oshishini aniqladi va quyidagi birinchi qoidani kashf etdi:

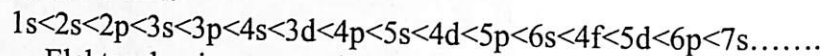
Atom yadrosining zaryadi oshib borganda elektronlar oldin bosh va orbital kvant sonlari yig'indisi ($n+l$) ning qiymati kichik bo'lgan orbitalni to'ldiradi, so'ngra bu qiymat katta bo'lgan orbitalni to'ldiradi. Masalan, kaliy va kalsiy atomlarning elektron tuzilishi bu qoidaga to'g'ri keladi: 3 d-orbital ($n=3, l=2$) uchun $n+l$ ning yig'indisi 5 ga, 4 s-orbital ($n=4, l=0$) uchun esa $n+l$ ning yig'indisi 4 ga teng. Binobarin, 4 s-pog'onacha 3 d-pog'onachaga nisbatdan oldin elektronlar bilan to'lishi kerak, haqiqatda shunday bo'ladi.

Agar ikki orbital uchun $n+l$ yig'indi bir xil qiymatga ega bo'lsa, Klechkovskiyaning ikkinchi qoidasi kuchga kiradi: $n+l$ yig'indi bir xil bo'lganda orbitallarining to'lib borishi bosh kvant soni n ning qiymatini oshib borishi tartibida bo'ladi. Masalan, skandiy atomida $n+l$ yig'indining qiymati bir xil bo'lgan 3 ta orbitallardan qaysi oldin elektronlar bilan to'lishi kerak? 3 d-orbital ($n=3, l=2$) uchun $n+l$ qiymat 5 ga, 4 p-orbital uchun ham ($n=4, l=1$) 5 s-orbital ($n=5, l=0$) uchun ham 5 ga teng. Klechkovskiyaning ikkinchi qoidasiga muvofiq avval 3 d-pog'onacha ($n=3$) so'ng 4 p-pog'onacha ($n=4$) va oxirida 5

s-pog'onacha ($n=5$) elektronlar bilan to'lishi kerak. Natijada skandiy atomining elektron tuzilishi quyidagi formulaga to'g'ri keladi:

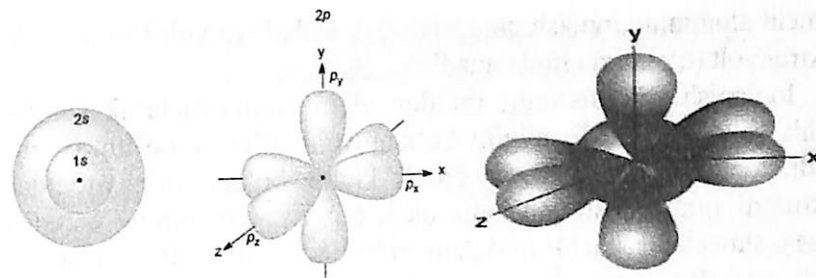


Qo'zg'alman atom elektronlarning joylanishi quydagi tartibda bo'ladi:



Elektronlarning energetik pog'ona va orbitalar bo'ylab joylanishi ayni elementning elektron konfiguratsiyasi deb yuritiladi. Masalan, natriy elementining elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ shaklida yoziladi. Barcha elementlar uchun (vodorod va geliydan tashqari) sirtqi qavatdagi maksimal elektron sig'imi 8 ga tengdir. Atomning sirtqi qavatidagi 8 ta elektron uni juda barqaror qiladi. Masalan, sirtqi qavatida 8 ta elektroni bo'lgan neon, argon, kripton va ksenon (shuningdek ikki elektronli geliy) kimyoviy jihatdan juda barqaror moddalar bo'lib, ular kimyoviy reaksiyalarga juda qiyinlik bilan kirishadi. Asosiy guruhcha elementlari atomlarning sirtqi qavatidagi elektronlarning soni ayni guruhning nomeriga tengdir. Qo'shimcha guruhcha elementlarining sirtqi qavatida 2 tagacha elektron, sirtqidan oldingi qavatida 8 tadan 18 gacha elektron bo'ladi. Mis, xrom va boshqa ba'zi element atomlarining sirtqi qavatida 1 tadan elektron bo'ladi. Masalan, mis atomning ($Z=29$) elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ ko'rinishiga ega, uni qisqacha $KLM4s^1$ shaklida yozish mumkin.

Atomlarning elektron bulutlari aniq chegaraga ega bo'lmaydi. Agar oddiy kristalidagi atomlarni bir-biriga tegib turgan shar shaklida deb hisoblasak, ikki shar markazlari orasidagi masofani, atom radiusining ikkilanganiga teng, deb qabul qilish mumkin. Masalan, mis kristallari yadrolari orasidagi eng kichik masofa 0,256 nm ga teng, demak, mis atomi radiusi shu qiymatning yarmisiga ya'ni 0,128 nm ga teng. Yadro bilan kuchsiz bog'langan tashqi elektron qavatdagi elektronlar atomdan ajralishi va boshqa atomlarga birikishi va ularning tashqi elektron qavatiga joylashishi mumkin. Bir yoki bir necha elektronlarini yo'qotgan atomlar musbat zaryadlangan zarrachalarga, ortiqcha elektronlarni biriktirib olgan atomlar esa manfiy zaryadlangan zarrachalarga aylanishi mumkin. Hosil bo'lgan zaryadlangan zarrachalar ionlar deb nomlanadi.



Atom va ionlarning o'lchamlari

Atomlarning elektron yo'qotishi ularning effektiv o'lchamlarining kichiklashishiga, ortiqcha elektronlarni biriktirib olishi esa atomlarning effektiv o'lchamlarining kattalashishiga olib keladi. Shu sababli musbat zaryadlangan ion (kation) ning radiusi ayni atomning radiusidan kichik, manfiy zaryadlangan ion (anion) ning radiusi esa ayni elektroneytral atomning radiusidan katta bo'ladi. Masalan, kaliy atomining radiusi 0,236 nm, K^+ ionining radiusi 0,133 nm; xlor atomining radiusi 0,099 nm bo'lsa, Cl^- ionining radiusi 0,181 nm ga tengdir. Ionning zaryadi qanchalik katta bo'lsa, uning radiusi aynan atom radiusidan shunchalik katta farq qiladi. Masalan, xrom atomining radiusi 0,127 nm bo'lsa, Cr^{2+} va Cr^{3+} ionlarining radiuslari mutanosib ravishda 0,083 nm va 0,064 nm ga tengdir.

Ionlanish potentsiali. Elektronga moyillik

Metallarning metallarga xos bo'lgan xarakterli kimyoviy xossalari shundan iboratki, ularning atomlari sirtqi elektronlarini oson berib, musbat zaryadlangan ionlarga aylanadi. Metallmaslar atomlari esa, aksincha, elektronlarni biriktirib olib, manfiy zaryadlangan ionlarga aylanadi. Atomdan elektronni ajratib uni musbat zaryadlangan ionga aylantirish uchun qandaydir energiya sarf qilish kerak, bu energiya ionlanish energiyasi deb ataladi.

Ionlanish energiyasini elektr maydonida tezlantirilgan elektronlar yordamida atomlarni bombardimon qilish yordamida aniqlash mumkin. Atomlarni ionlash uchun yetarli darajada elektronlarni tezlatish uchun ketadigan maydonlarning kuchlanishi ayni

element atomining ionlash potentsiali deb ataladi va volt (V) lar yoki elektronvolt (eV) larda ifodalanadi.

Ionlanish potentsialining miqdori elementning metallik xossasi kuchli yoki kuchsiz ekanligini ko'rsatuvchi o'lchov bo'lib xizmat qiladi. Ionlanish potentsiali qanchalik kichik bo'lsa, ya'ni atomdan elektronni ajratib olish qanchalik oson bo'lsa, elementning metallik xossasi shunchalik kuchli ifodalanagan bo'ladi. Yuqorida ko'rsatilganidek, atomlar faqat elektronlar beribgina qolmay, elektronlarni biriktirib olishi ham mumkin. Atomga elektron birikishi natijasida ajralib chiqadigan energiya atomning elektronga moyilligi deb ataladi. Elektronga moyillik ionlanish energiyasi kabi volt (V) lar yoki elektronvolt (eV) larda ulchanadi.

Metall atomlarining elektronga moyilligi nolga yaqin yoki manfiy qiymatga egadir, ya'ni ko'pchilik metall atomlarining elektronlarni biriktirib olishi energetik jihatdan afzal emas. Metallmas atomlarning elektronga moyilligi doimo musbat qiymatga ega bo'lib, metallmas davriy sistemada inert gazga qanchalik yaqin joylashgan bo'lsa, uning elektronga moyilligi shunchalik yuqori qiymatga ega bo'ladi. Elementlarning metallmaslik xossalarini yaqqol namoyon qilish uchun elektronmanfiylik (EM) tushunchasi kiritilgan. Ayni elementning elektronmanfiyligi uning ionlanish energiyasi bilan elektron moyilligi yig'indisiga (yoki uning yarmiga) teng.

Masalan, ftorning elektronmanfiyligi $EM = 17,42 + 3,62 = 21,04$ eV, litiyning elektronmanfiyligi $EM = 5,09 + 0,84 = 5,93$ eV ga teng. Elementlarning metallik va metallmaslik xossalarini taqqoslab ko'rish uchun R.Malliken va L.Poling elektronmanfiylikning nisbiy qiymatlaridan foydalanishni taklif qiladi. Buning uchun litiyning elektromanfiyligi 1 deb qabul qilingan. Elementning nisbiy elektronmanfiyligini topish uchun uning elektronmanfiylik qiymatini litiy elektronmanfiyligiga nisbati olinadi. Masalan, ftorning nisbiy elektromanfiyligi $21,04 : 5,9 = 4$ ga tengdir. Ayni elementning turli valent holatlari uchun elektromanfiylikning qiymati bir xil bo'lmaydi.

Elementning musbat valentligi oshishi bilan uning nisbiy elektronmanfiylik qiymati oshadi. Masalan, marganesning oksidlanish darajasi +2, +4 va +7 ga oshganda, uning nisbiy elektronmanfiyligi mutanosib ravishda 1,4, 2,1 va 2,5 ga teng bo'ladi.

1.5-MAVZU. KIMYOVIY BOG'LANISH VA ULARNING TURLARI

Reja:

1. Kimyoviy bog'lanishni asosiy turlari va xossalari.
2. Kovalent ion va koordativ bog'lanishlar.

Atomlarning o'zaro ta'siri natijasida ular o'rtasida kimyoviy bog'lanish vujudga kelib, barqaror ko'p atomli sistemalar, molekulyar ion, kristallar hosil bo'lishi mumkin. Kimyoviy bog'lanish qanchalik mustahkam bo'lsa, uni uzish uchun shunchalik ko'p energiya sarf bo'ladi. Kimyoviy bog'lanish hosil bo'lishda hamma vaqt o'zaro ta'sir etuvchi elektronlar va yadrolardan iborat sistemaning potentsial energiyasi kamayadi, ya'ni energiya ajralib chiqadi. Shu sababli hosil bo'ladigan molekullar, kristallarning potentsial energiyasi dastlabki erkin atomlarning yig'indisidan doimo kichik bo'ladi.

Demak, bog'lanish ta'sir etuvchi atomlar sistemasining potentsial energiyasining kamayishi natijasida hosil bo'ladi. Kimyoviy bog'lanish molekula yoki kristall hosil bo'lishida ishtirok etuvchi elektronlar va atom yadrolarining elektr maydonlarining o'zaro ta'siri natijasida vujudga keladi. Bu o'zaro ta'sirning xarakteri atom tuzilishi va elektronning korpuskulyar – to'lqin xossalari asosida aniqlandi. Atom tuzilishining asosiy momentlari ma'lum bo'lgandan keyingina kimyoviy bog'lanish nazariyasini yaratish imkoni tug'ildi.

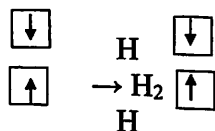
1916-yilda amerika olimi J.Lyuis kimyoviy bog'lanish bir vaqtning o'zida ikkala atomga tegishli bo'ladigan elektron juftlarining hosil bo'lishi hisobiga vujudga keladi, degan fikr bildirdi. Bu g'oya hozirgi zamon kovalent bog'lanish nazariyasiga asos bo'ldi. Shu yilning o'zida nemis olimi V.Kossel quyidagi fikrni bildirdi: o'zaro ta'sir etuvchi ikki atomdan biri elektron berib, ikkinchisi elektron biriktirib oladi, bunda birinchi atom musbat zaryadlangan ionga, ikkinchisi esa manfiy ionga aylanib qoladi; hosil bo'lgan qarama-qarshi zaryadli ionlarning o'zaro elektrostatik tortilishi barqaror birikma hosil bo'lishiga olib keladi. Bu fikr ion bog'lanish haqidagi hozirgi zamon tassavurlarini yaratilishiga olib keldi.

Elektron nazariya asosida atomlararo ikki xil bog'lanish mavjudligi aniqlandi. Birinchi xil bog'lanishda molekula zaryadlamagan zarrachalardan iborat bo'ladi. Bu xil bog'lanish kovalent bog'lanish deb ataladi. Ikkinchi xil bog'lanishda molekula qarama-qarshi elektr bilan zaryadlangan ionlardan iborat bo'lib, bu bog'lanish ion bog'lanish deb ataladi.

Kovalent bog'lanish

Atomlar o'rtasida kovalent bog'lanish hosil bo'lishini vodorod molekulasi hosil bo'lishi misolida ko'rib chiqaylik. Vodorod atomlari orasidagi kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlar bir-biriga yaqinlashganda elektron bulutlarning bir-birini «qoplashi» natijasidir. Bunday o'zaro qoplanish natijasida yadrolar orasidagi bo'shliqning manfiy elektr zaryadi zichligi ortadi. Atomlarning musbat zaryadlangan yadrolari elektron bulutlarning qoplanish sohasi tomon tortiladi. Bu tortilish bir xil zaryadlangan elektronlarning o'zaro itarishidan yuqoriroq bo'lib, natijada barqaror molekula hosil bo'ladi.

1927-yilda V. Geytler va F. London vodorod molekulasi yadrolararo masofa va bog'lanish energiyasi qiymatlarini hisoblab chiqdilar va bu qiymatlar eksperimental topilgan qiymatga juda yaqin chiqdi. Natijada vodorod molekulasi kimyoviy bog'lanish ikkala atomga tegishli bo'lgan qarama-qarshi yo'nalishdagi spinga ega elektron jufti hosil bo'lishi natijasida vujudga keladi, degan xulosaga kelindi. Vodorod molekulasida hosil bo'lishidagi elektronlarning «juftlanish» jarayoni quyidagi sxema bilan ifodalanishi mumkin:



Sxemadagi to'liqsimon chiziqlar vodorod molekulasi har bir elektron ikkala atomning kvant yacheykalaridan joy olishini bildiradi, ya'ni elektronlar vodorod atomlari yadrolarining kuchlanish maydonida harakat qiladi. Demak, hosil bo'ladigan ikki elektronli

ikki markazli kimyoviy bog'lanish kovalent kimyoviy bog'lanish deb ataladi.

Kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lish mexanizmi murakkabroq molekula-larga ham tatbiq qilinadi. Bunday kimyoviy bog'lanish nazariyasi valent bog'lanish usuli degan nomni oldi. Valent bog'lanish usuli kovalent bog'lanishning muhim xossalarini nazariy asoslab berdi. Bu usul kimyoviy bog'lanishning kvantmexanik nazariyasini yaratishda katta rol o'ynadi.

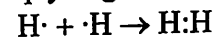
Valent bog'lanish usuli asosida quyidagi qoidalar yotadi:

1. Kovalent kimyoviy bog'lanish qarama-qarshi yo'nalishdagi ikki spinli elektronlar tomonidan hosil qilinib, bu elektron juft ikkala atomga tegishli bo'ladi.

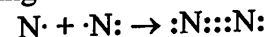
2. O'zaro ta'sir etuvchi elektron bulutlari bir-biriga qanchalik darajada ko'p qoplansa, kovalent bog'lanish shunchalik mustahkam bo'ladi.

Kovalent bog'lanish nazariyasining asosida sirtqi qavatida ikki yoki sakkiz elektroni bo'lgan atom barqarordir degan tushuncha yotadi. Kovalent bog'lanishni ifodalash uchun tashqi elektron qavatida joylashgan elektronlar atomning kimyoviy simvoli atrofida joylashtirilgan buqtalar bilan ko'rsatiladi.

Ikkala atom uchun umumiy bo'lgan elektronlar atomlarning kimyoviy simvollari orasiga joylashtirilgan buqtalar bilan ko'rsatiladi; qo'shbog' va uch bog'lar esa mutanosib ravishda ikki yoki uch juft umumiy nuqtalar bilan ifodalanadi. Masalan vodorod molekulasi hosil bo'lishini quyidagi sxema bilan ifodalash mumkin:



Azot molekulasi hosil bo'lish sxemasi:



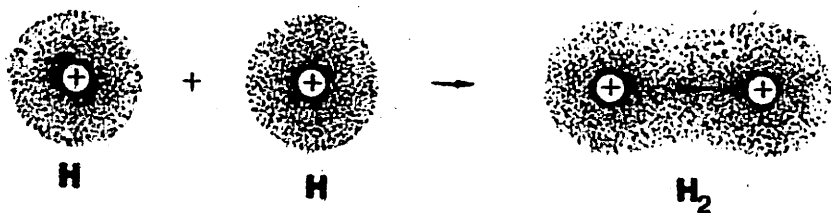
Ikki azot atomining birikib, molekula hosil qilishida uch juft elektronlar umumiy bo'lib qoladi (uch bog'); shu sababli har bir atomning tashqi qavatida sakkiz elektron joylashgan, ya'ni qavat barqaror konfiguratsiyaga ega.

Ayni elementlar atomlarini boshqa atomlar bilan bog'lovchi umumiy elektron juftlar soni yoki boshqacha aytganda atomni hosil qilgan kovalent bog'lari elementning ayni birikmadagi kovalentligi deb ataladi. Masalan, azotning N_2 va NH_3 molekularidagi kova-

lentligi 3 ga, kislorodning H_2O va CO_2 molekularidagi kovalentligi 2 ga, uglerodning CO_2 va CH_4 molekularidagi kovalentligi 4 ga teng.

Qutbsiz va qutbli kovalent bog'lanish

Agar ikki atomli molekulalar bir element atomlaridan tuzilgan bo'lsa, (masalan, H_2 , N_2 , Cl_2 molekulari) kovalent bog'lanishni hosil qiluvchi umumiy elektron juftlarining har bir elektron buluti fazoda ikkala atom yadrolariga nisbatan simmetrik taqsimlanadi. Bunday hollarda kovalent bog'lanish qutbsiz yoki gomeopolyar bog'lanish deb ataladi.



Agar ikki molekula har xil element atomlaridan tashkil topgan bo'lsa, umumiy elektron buluti atomlardan biri tomon siljigan bo'lib, zaryadlar assimetrik taqsimlangan bo'ladi. Bunday kovalent bog'lanishga qutbli yoki geteropolyar bog'lanish deb ataladi.

Atomning elektromanfiyligi qanchalik katta bo'lsa, umumiy elektron juftini o'ziga shunchalik kuchliroq tortadi. Boshqacha aytganda, ikki har xil element orasida kovalent bog'lanish hosil bo'lishida umumiy elektron buluti nisbatan elektromanfiyroq atom tomon siljiydi va o'zaro ta'sir etuvchi atomlarning elektromanfiyligi bir-biridan qancha ko'p farq qilsa, bu siljish shunchalik kuchli bo'ladi.

Ba'zi element atomlarning nisbiy elektromanfiyligi quyidagi jadvalda keltirilgan.

Qutbli kovalent bog'lanishda umumiy elektron bulutining siljishi shunga olib keladiki, elektromanfiyligi kattaroq bo'lgan atom yaqinida manfiy elektr zaryadining o'rtacha zichligi ko'proq bo'lib, elektromanfiyligi kichik bo'lgan atom yaqinida kamroq bo'lib qoladi. Natijada bir atom ortiq manfiy zaryadga, ikkinchi atom esa

oshiqcha musbat zaryadga ega bo'lib qolada; bu zaryadlar atomning molekuladagi effektiv zaryadi deb qabul qilingan.

Ba'zi atomlarning nisbiy elektromanfiyligi

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	P 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,8	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 1,8	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,8	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Masalan, vodorod xlorid molekulasi umumiy elektron jufti elektromanfiyroq bo'lgan xlor atomi tomon siljigan bo'lib, xlor atomida effektiv manfiy zaryad vujudga keladi, vodorod atomida esa absolyut qiymati jihatdan teng bo'lgan effektiv musbat zaryad paydo bo'ladi. Demak, xlorid kislotasi molekulasi qutbli molekula hisoblanadi. Bu molekulani ma'lum masofada joylashgan ikki absolyut qiymat jihatdan teng, lekin qarama-qarshi ishorali zaryadlardan iborat sistema deb qarash mumkin. Bunday sistemalar elektrik dipollar deb ataladi. Dipolning zaryadlar yig'indisi nolga teng bo'lsa ham, uni o'rab turgan fazodagi elektr maydoni hosil bo'ladi.

Bu elektr maydonining kuchlanishi dipol momentiga proporsionaldir. Dipol momenti quyidagi tenglama bilan topiladi:

$$M = g \cdot l$$

M - dipol momenti, g - elektron zaryadining absolyut miqdori;

l - molekuladagi musbat va manfiy zaryadlar markazlari orasidagi masofa.

Molekulalarning dipol momenti odatda debay (D) bilan o'lchanadi:

$$1D = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Klm}$$

Molekulaning dipol momentini tegishli moddalarning ba'zi bir xossalari o'lchash orqali aniqlash mumkin. Shunday qilib topilgan,

dipol momentining qiymati molekularning geometrik tuzilishi to'g'risida muhim informatsiya beradi.

Kovalent bog'lanishning hosil bo'lish yo'llari

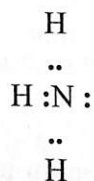
Kovalent bog'lanishni hosil qiluvchi umumiy elektron jufti qo'zg'almagan atomlardagi juftlashmagan elektronlardan hosil bo'ladi. Bu holat masalan, H_2 , HCl , Cl_2 kabi molekularning hosil bo'lishida kuzatiladi. Bunda har bir atom 1 ta juftlashmagan elektronga ega, shunday ikki atomning o'zaro ta'siri tufayli umumiy elektron jufti, ya'ni kovalent bog'lanish hosil bo'ladi. Qo'zg'almagan azot atomida uchta juftlashmagan elektron bor. Shuning uchun azot atomidagi bunday juftlashmagan uchta elektron uchta kovalent bog'ni hosil qiladi.

Lekin kovalent bog'larning soni qo'zg'almagan atomdagi juftlashmagan elektronlarning sonidan ko'proq bo'lishi mumkin.

Atomdagi juftlashmagan elektronlar hisobiga uglerod atomida 2 ta kovalent bog' hosil bo'lishi mumkin. Uglerodning boshqa atomlar bilan 4 ta kovalent bog' orqali bog'langan birikmalari bor. Qandaydir energiya sarf qilinganda 2p-pog'onachaga o'tishi mumkin; natijada atom qo'zg'algan holatga o'tib, juftlashmagan elektronlar soni oshadi.

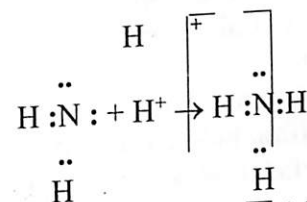
Uglerod atomining tashqi elektron qavatida endi 4 ta juftlashmagan elektron joylashgan bo'ladi; qo'zg'algan uglerod atomi 4 ta kovalent bog' hosil bo'lishida ishtirok etishi mumkin.

Kovalent bog' hosil bo'lish yo'llaridan ikkinchisi donor-akseptor bog'lanishdir. Ko'pgina hollarda kovalent bog'lar atomning tashqi elektron qavatidagi juftlashgan elektronlar hisobiga vujudga keladi. Masalan, ammiak molekulasini ko'rib chiqaylik:

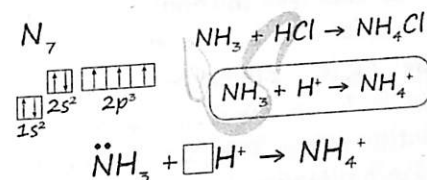


Azot atomining 8 ta tashqi elektronidan 6 tasi 3 ta kovalent bog' hosil qilib, ular ham azot uchun, ham vodorod uchun umumiy hisoblanadi. Lekin ikkita elektron faqat azot atomiga tegishli va taqsimlanmagan elektron juftini tashkil qiladi. Shunday elektron juftlar ham tashqi elektron qavatida bo'sh orbital bo'lgan boshqa atomlar bilan kovalent bog' hosil qilishda ishtirok etishi mumkin. Bunday bo'sh s-orbital vodorod ioni H^+ da bor: $\square H^+$

Shu sababli ammiak molekulasining vodorod ionlari bilan o'zaro ta'siri natijasida ular orasida kovalent bog' vujudga keladi; azot atomlarining taqsimlanmagan elektron jufti ikkala atom uchun umumiy bo'lib qoladi va natijada ammoniy ioni NH_4^+ hosil bo'ladi:

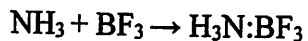


Bu yerdagi kovalent bog' bir atomga (elektron juftining donoriga) tegishli bo'lgan elektron jufti va boshqa atomning (elektron jufti akseptorining) bo'sh orbitali hisobiga vujudga keladi. Kovalent bog'lanish hosil bo'lishining bunday yo'li donor-akseptor kovalent bog'lanish deb ataladi.



Tajriba yo'li bilan ammoniy ionidagi to'rttala N-H bog'lar teng qiymatli ekanligi aniqlandi. Demak, donor-akseptor kovalent bog'lanish o'z xossalari jihatidan o'zaro ta'sir etuvchi atomlarning juftlashmagan elektronlari hisobiga vujudga keladigan kovalent bog'dan farq qilmaydi.

Donor-akseptor bog'lanish ikki xil molekula orasida ham yuzaga chiqishi mumkin. Masalan, ammiak bilan bor florid orasida donor-akseptor bog'lanishning hosil bo'lishi quyidagi tenglamada ko'rsatiladi.



Bunda NH_3 elektron jufti donori bo'lib, BF_3 elektron jufti uchun akseptordir.

Kovalent bog'lanishning xossalari

Ayni atom hosil qilinishi mumkin bo'lgan kovalent bog'larning soni chegaralangan. Bu son valent orbitallarning umumiy soni bilan belgilanadi. Kvant-mexanik hisoblashlar shuni ko'rsatadiki, bunday orbitallar qatoriga tashqi elektronlarning qavati s- va p-orbitallari hamda tashqaridan oldingi d-orbitallar kiradi.

Atomlarning chegarlangan sondagi kovalent bog'larni hosil qilishda qatnasha olish xususiyati kovalent bog'lanishning to'yinuvchanligi deb nomlanadi.

Kovalent bog'lanishning hosil bo'lishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlarning valent elektron bulutlarining bir-birini qoplashi natijasidir. Bunday qoplash faqat elektron bulutlarning o'zaro ma'lum yo'nalishidagina yuz beradi, qoplash sohasi o'zaro ta'sir etuvchi atomlarga nisbatan ma'lum bir yo'nalishda joylashgan bo'ladi. Boshqacha aytganda kovalent bog'lanish yo'naluvchanlik xossasiga egadir. Masalan, vodorod molekulasida atomlar s-elektron bulutlarining qoplanishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlar yadrolarining bog'lovchi to'g'ri chiziq (ya'ni bog' o'qi) yaqinida yuz beradi. Bunday kovalent bog'larga σ -bog' deyiladi. σ -bog' hosil bo'lishida bog' o'qiga ko'ndalang joylashgan p-elektronlar ham ishtirok etishi mumkin. Chunonchi HF molekulasidagi kovalent σ -bog' vodorod atomi 1s bulutini fluor atomi 2p-elektron buluti qoplashi natijasida vujudga keladi. F_2 molekulasidagi kimyoviy bog'lanish ham σ -bog'dir, bu bog'ni 2 ta fluor atomining 2p-elektron bulutlari hosil qilgan.

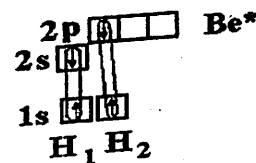
Bog'lanish o'qiga nisbatan perpendikulyar yo'nalgan p-elektronlarning o'zaro ta'sirlashuvi natijasida bitta emas, balki 2 ta qoplanish sohasi hosil bo'lib, bu sohalar bog'lanish o'qining 2 tomonida joylashgan bo'ladi. Bunday kovalent bog'lanishga π -bog'lanish deyiladi. Molekulalarning hosil bo'lishida atom elektron bulutlarining shakli va o'zaro joylashishi erkin atomdagi elektron bulut-

larning shakli va o'zaro joylashishlariga nisbatan o'zgaradi, natijada valent elektron bulutlarning qoplanish sohasi katta bo'ladi, ya'ni mustahkam kovalent bog'lar hosil bo'ladi.

Atom elektron orbitallarining gibridlanishi

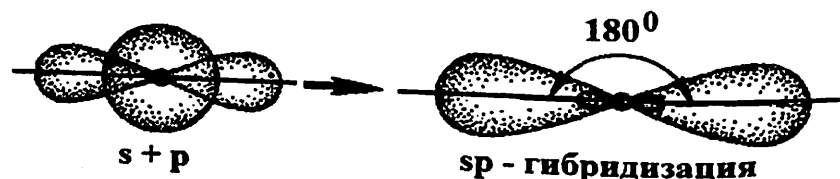
Atom orbitallarining gibridlanishi haqidagi tassavurlarga muvofiq turli orbitallarga mansub elektronlar ishtirokida kimyoviy bog'lanish hosil bo'ladi, bu elektronlarning bulutlari bir-biriga ta'sir ko'rsatib, o'z shakllarini o'zgartiradi, natijada turli orbitallarning o'zaro qo'shilishi, ya'ni gibridlangan orbitallar hosil bo'ladi. Quyidagi rasmda s-orbital bilan p-orbitaldan hosil bo'lgan ikkita sp-gibrid orbitallarining sxematik shakli keltirilgan. Sp-gibrid orbitallarning bir tomonida kattaroq elektron bulutining zichligi yadroning bir tomonida kattaroq bo'lib, ikkinchi tomonida kichikroqdir. Gibrid orbitallar o'zining kattaroq qismi bilan boshqa atomlarning elektron bulutlarini ko'proq qoplaydi. Gibridlanish natijasida elektron bulutlar tamomila simmetrik shaklni oladi. Erkin holatdagi atomlar xech qachon gibridlangan holatda bo'lmaydi. Gibridlanish atomlardan molekula hosil bo'lish vaqtidagina yuzaga chiqadi.

Bitta s-orbital bitta p-orbital bilan qo'shilganda hosil bo'ladigan ikkita gibrid orbital quyidagi rasmda ko'rsatilganidek, bir-biriga qarama-qarshi yo'nalishda joylashgan bo'lib, molekulaning chiziqli yo'nalishiga sabab bo'ladi. Masalan, BeH_2 molekulaning hosil bo'lishida sp-gibridlanish kuzatiladi va gibrid orbitallar orasidagi burchak 180° ga teng bo'ladi. Hosil bo'ladigan gibrid orbitallar soni doimo gibridlanishga ishtirok etadigan dastlabki orbitallar soniga teng bo'ladi. Berilliy gidrid BeH_2 gibrid orbitallarining soniga teng bo'ladi. Berilliy atomining normal holatdagi elektron misolini ko'rib chiqamiz. Be atomining normal holatdagi elektron tuzilishi $1s^2 2s^2$ ga teng. Berilliy atomi vodorod atomlari bilan faqat hayajonlangan holatda ta'sir qilishi mumkin:



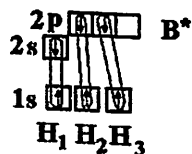
Ikkita hosil bo'lgan bog'lanishlar energiya jihatidan har xil bo'lishi kerak, chunki ularning paydo bo'lishi ikkita s-orbitallarning, ikkinchisining qoplanishi bilan bog'liq to'la - s - va p - orbitallar. U holda molekuladagi vodorod atomlari kimyoviy jihatdan tengsiz bo'lishi kerak: biri boshqasiga nisbatan harakatchan va reaktivdir. Eksperimental ravishda, bunday emas - ikkala vodorod atomlari ham energetik jihatdan tengdir. Ushbu hodisani tushuntirish uchun J.K. Sleyder va L. Poling "bog'lanishlar va bog'lanish uzunliklari orasidagi burchaklarni talqin qilishda va hisoblashda, energiyaga yaqin bo'lgan bog'lanishlarni teng miqdordagi energetik jihatdan teng bo'lgan bog'lanishlar bilan almashtirish maqsadga muvofiqdir" degan fikrni ilgari surdilar. Shu tarzda paydo bo'ladigan ulanishlar gibriddir.

Shunday qilib, berilyum atomining bitta s- va bitta p-orbitallari bir-biriga 180° burchak ostida joylashgan ikkita energetik jihatdan teng bo'lgan sp-orbitallar bilan almashtiriladi, ya'ni. molekula chiziqli tuzilishga ega.

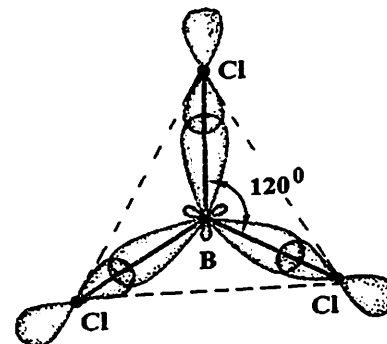


Chunonchi bitta s - va ikkita p - orbitallarning gibridlanishi (sp^2 -gibridlanish) sababli uchta teng qiymatli sp^2 - orbitallar hosil bo'ladi. Bunda gibrid orbitallar bir-biriga nisbatan 120° li burchak hosil qilib joylashgan bo'ladi.

sp^2 -gibridlanish asosida hosil bo'ladigan molekulaga misol qilib, BH_3 molekulasini olishi mumkin. Bor atomining normal holatdagi elektron tuzilishi quyidagicha: B - $1s^2 2s^2 2p^1$. U faqat bitta kovalent bog hosil qilishi mumkin. Bor atomi uchun uchta kovalent bog'lanish faqat qo'zg'aladigan $B^* - 1s^2 2s^1 2p^2$ holatida xarakterlidir.

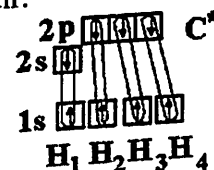


B va H atomlarining ikkita s-orbitallari o'zaro to'qnashganda hosil bo'lgan bitta bog'lanish, energetik jihatdan s - va p -orbitallar-ning o'zaro to'qnashuvi natijasida hosil bo'lgan boshqa ikkitasidan farq qilmaydi. Bir-biriga 120° burchak ostida joylashgan uchta sp^2 -gibrid orbitallar, molekula planar tuzilishga ega. Shunga o'xshash rasm uchta sp 2-gibrid bog'lanishidan hosil bo'lgan har qanday tetraatomik molekulalar uchun, masalan, bor xlorid uchun (BCl_3) xosdir.

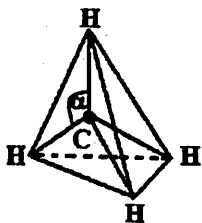


Agar gibridlanishda 1ta s- va 3 ta p-orbital ishtirok etsa unda sp^3 gibridlanish yuz berib, 4 ta gibridlangan sp^3 -orbitallar hosil bo'ladi, ular bir-biriga nisbatan $109^\circ, 28'$ burchak ostida joylashgan bo'ladi. Bunday gibridlanish metan CH_4 molekulasida hosil bo'ladi. Oddiy holatda, uglerod atomi bilan elektron tuzilish.

$1s^2 2s^2 2p^2$ faqat ikkita kovalent bog hosil qilishi mumkin. Hayajonlangan holatda u $1s^2 2s^1 2p^3$ elektron tuzilishi bilan tetravalent bo'lishga qodir.



Uglerod atomining bitta s - va uchta p - orbitallari gibridga aylanadi, bunda to'rtta sp^3 -gibrid, energetik jihatdan ekvivalent orbitallar hosil bo'ladi. Metan molekulasi tetraedral tuzilishga ega. Tetraedrning markazida, barcha tepaliklari geometrik jihatdan teng, uglerod atomi, uchlarida esa vodorod atomlari joylashgan. Bog'lar orasidagi burchak $109^\circ 28'$



Ion bog'lanish

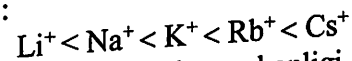
Ion bog'lanish qarama-qarshi ionlarning o'zaro elektrostatik bog'lanishi natijasida hosil bo'ladi. Element atomining elektron yo'qotishi natijasida musbat zaryadlangan ionlar – kationlar, elektron biriktirib olishi natijasida manfiy zaryadlangan ionlar – anionlar hosil bo'ladi.

Oddiy ionlar, ya'ni 1 ta atomdan hosil bo'lgan ionlar (masalan, Na^+ , K^+ kationlari, F^- , Cl^- anionlari) yoki murakkab ionlar, yoki ikki va undan ortiq atomlardan hosil bo'lgan ionlar (NH_4^+ kationi, OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-} anionlar) bo'lishi mumkin. Musbat zaryadga ega bo'lgan oddiy ionlar kichik ionlanish potensialiga ega bo'lgan element atomlaridan oson hosil bo'ladi. Bunday elementlarga I va II guruhlarning bosh guruhchasi metallari kiradi. Manfiy zaryadlangan oddiy ionlar elekttronga moyilligi katta bo'lgan tipik metalmaslar atomlaridan hosil bo'ladi. Ion bog'lanishli tipik birikmalar qatoriga ishqoriy metallarning galogenidlari, masalan NaCl , CsF va boshqalar kiradi. Ion bog'lanish kovalent bog'lanishdan yo'naluvchanlik xossasini namoyon qilmasligi bilan farq qiladi. Agar har bir ionni zaryadlangan shar deb qaralsa, ionning kuch maydoni fazoda hamma yo'nalishlar bo'yicha tekis tarqaladi ya'ni ion o'ziga qarama-qarshi zaryadli boshqa ionni har qanday yo'nalishda ham bir tekisda torta oladi. Demak, ion bog'lanish yo'naluvchanlik xossasini namoyon qilmaydi. Agar manfiy va musbat ion o'zaro birikkan bo'lsa, manfiy ion boshqa musbat ionlarni tortish xossasini yo'qotmaydi. Shuningdek, musbat zaryadli ion yonida bitta manfiy ion bo'lishiga qaramay yana manfiy ionlarni o'ziga tortaveradi.

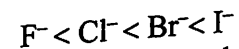
Demak, ion bog'lanish, kovalent bog'lanishdan farq qilib, to'yinuvchanlik xususiyatiga ega emas. Ion bog'lanishda yo'naluv-

chanlik va to'yinuvchanlik xossalarini yo'qligi ionli molekullarning assotsilanishiga ya'ni, ularning bir-biri bilan birikishiga imkon beradi. Yuqori haroratda molekullar harakatining kinetik energiyasi molekullarning o'zaro tortishish energiyasidan yuqori bo'ladi, shuning uchun ionli birikmalar gaz holatda asosan assotsilanmagan molekula holatida bo'ladi. Lekin haroratning kamayishi bilan modda suyuq va ayniqsa suyuq holatga o'tganda ionli birikmalarning assotsiatsiyasi kuchli namoyon bo'ladi. Ion bog'lanishli molekullar odatdagi sharoitda qattiq holatda yakka-yakka holatda mavjud bo'la olmaydi, ular o'zaro birlashib, juda ko'p ionlardan tashkil topgan gigant molekula-kristallni hosil qiladi.

Ion bog'lanishli molekullarning erkin holda mavjud bo'lmasligini bir ionning ikkinchi bir ionga ta'sir etishi bilan tushuntirish mumkin. Qarama-qarshi zaryadli ikki ion bir-biriga yaqinlashganda ularning elektronlari o'z yadrolariga nisbatan avvalgi vaziyatni o'zgartiradi, natijada ion qutblanadi va ular orasidagi o'zaro ta'sir kuchayadi. Ionning qutblanuvchanligi uning elektron tuzilishiga, zaryadiga va katta-kichikligiga bog'liq. Ionning sirtqi elektronlari zaryadiga qaraganda yadro bilan bo'shroq bog'uning boshqa elektronlariga qaraganda yadro bilan bo'shroq bog'langan. Ionning qutblanishi sirtqi qavatning deformatsiyalanishidir. Tashqi elektronlar yadro bilan qanchalik kuchsiz bog'langan bo'lsa, ion shunchalik oson qutblanadi, ya'ni elektr maydonining tuzilish-kuchliroq deformatsiyalanadi. Tashqi elektron qavatlarining tuzilishlari bir-biriga o'xshash bir xil zaryadli ionlarda qutblanuvchanlik ionning radiusi ortishi bilan oshadi, chunki tashqi elektronlar yadrodan uzoqlashib boradi, natijada ular yadroga kuchsiz tortilib turadi. Masalan, ishqoriy metallar ionlarida qutblanuvchanlik quyidagi tartibda ortib boradi:



Galogenlar ionlarining qutblanuvchanligi quyidagi ketma-ketlikda o'zgaradi:



Atomning musbat zaryadli ionga aylanishi hamma vaqt uning radiusini kamayishiga olib keladi. Anionning musbat zaryadi uning tashqi elektron bulutlarining deformatsiyalanishini qiyinlashtiradi. Manfiy zaryadlangan ionlar hamma vaqt neytral atomlarga nisbatan

katta o'lchamga olib keladi va demak ularning yadro bilan bog'lanishini susaytiradi. Shu sabablar tufayli anionlarning qutblanuvchanligi odatda kationlarning qutblanuvchanligidan birmuncha yuqori bo'ladi. Ionlarning qutblovlilik xossasi, ya'ni ularning boshqacha ionlarni deformatsiyalash ta'siri ionning zaryadi va radiusiga bog'liqdir. Ionning zaryadi qancha katta bo'lsa, uning hosil qiladigan elektr maydoni shunchalik kuchli bo'ladi, demak, ko'p zaryadli ionlar kuchli qutblanish xususiyatiga ega. Bir xil zaryadga ega ionlarning radiusi qanchalik kichik bo'lsa, shu ionning elektr maydoni kuchlanishi shunchalik kuchli bo'ladi. Demak, bir xil zaryadli o'xshash elektron tuzilishga ega bo'lgan ionlarning qutblanish xususiyati ion radiusining oshishi bilan kamayib boradi. Chunonchi ishqoriy metallar qutblanish xususiyati ion radiusining oshishi bilan kamayib boradi.

Agar biror element atomi har xil zaryadli bir necha kation hosil qilsa, bu ionlardan eng katta zaryadlisi kuchli qutblanish xususiyatiga ega, chunki bu ionning radiusi o'sha elementning barcha ionlariga nisbatan kichikdir. Anionlarning ko'pchiligi katta radiusli bo'lgani uchun anionning kationni qutblash xususiyati u qadar katta bo'lmaydi.

Vodorod bog'lanish. Molekulalararo ta'sir kuchlar

Molekula va atomlarda ikkinchi darajali bog'lanish xillari, ya'ni vodorod bog'lanish hamda molekulalararo tortilish kuchlari ham ma'lum.

Elementlar davriy sistemasidagi V, VI, va VII guruh metall-maslari vodorodli birikmalarining qaynash haroratlari o'rganish natijasida nazariya bilan tajriba orasida qarama-qarshilik mavjudligi aniqlandi. Masalan HF, NH₃ ning qaynash haroratlari kutilgandan yuqoriroq bo'lib chiqdi. Nazariya bo'yicha H₂O ning qaynash harorati H₂S ning qaynash haroratidan pastroq, HF ning qaynash harorati HCl nikidan, NH₃ niki esa PH₃ nikidan past bo'lishi kerak edi.

Odatda ayni guruhchadagi elementlarning bir xil tipdagi birikmalari qatorida suyuqlanish va qaynash haroratlari elementning

atom massasi ortishi bilan ko'tariladi. HCl – HBr – HI, va H₂S – H₂Se – H₂Te qatorlarda bu bog'lanish kuzatiladi. Lekin H₂O va HF ning qaynash haroratlari aksincha yuqori bo'lib chiqdi.

Elektr manfiyligi yuqori bo'lgan atom bilan bog'langan vodorod atomining shunday xususiyati borki, u boshqa elektr manfiyligi yuqori shunday atom bilan yana bitta kimyoviy bog' hosil qila oladi. Ana shu bog'lanish vodorod bog'lanish deb ataladi. Masalan, HF da vodorod atomi elektroni fluor atomiga yaqin joylashganligi tufayli shartli ravishda vodorod atomi musbat zaryadga ega bo'lib qoladi. Boshqa fluor atomining juft elektronlari vodorod ionini o'ziga tortadi, natijada vodorod atomi ikki tomondan bog'lanib qoladi.

Vodorod bog'lanishning energiyasi odatdagi kovalent bog'lanish energiyasi (250-400 kJ/mol) dan ancha kichikdir. Vodorod bog'lanish energiyasi azot birikmalarida taxminan 8 kJ/mol ga va birikmasida 40 kJ/mol ga tengdir. Bu energiya molekulalarning assotsilanishi, ya'ni molekulalarning dimer yoki polimerlarga birlashishiga olib keladi. Ayni shu molekulalarning assotsilanishi ularni bir-biridan uzilishini qiyinlashishiga vodorod florid, suv, ammiak kabi moddalarning qaynash haroratlari anomal ravishda yuqori bo'lishiga sababchi bo'ladi.

Vodorod bog'lanish tirik organizm va tabiatda yuz beradigan jarayonlarda muhim rol o'ynaydi. Vodorod bog'lanish biologik muhim moddalar – oksillar va nuklein kislotalarda uchraydi va ularning xossalriga yetarli ta'sir ko'rsatadi.

Molekulyar tuzilishga ega bo'lgan moddalarda molekulalararo tortilish kuchlari mavjuddir. Molekulalararo tortilish kuchlari bo'lsa (Van-der-Vaals kuchlari) kovalent bog'lanishdan kuchsizroq bo'lsa ham ancha kattaroq masofalarda yuz beradi. Bu kuchlarning asosida dipollarning o'zaro elektrostatik ta'siri yotadi va dipollarning hosil bo'lish mexanizmi har-xil moddalarda turlichadir. Agar modda qutbli molekulalardan (masalan, H₂O yoki HCl) tashkil topgan bo'lsa, molekulalar bir-biriga nisbatan qarama-qarshi zaryadlangan qutblari bilan joylashgan bo'ladi, natijada ular o'zaro tortilishadi. Molekulalararo tortilish kuchlarining bunday turi orientatsion o'zaro ta'sir deb ataladi. Moddalar qutbsiz molekulalardan tuzilgan

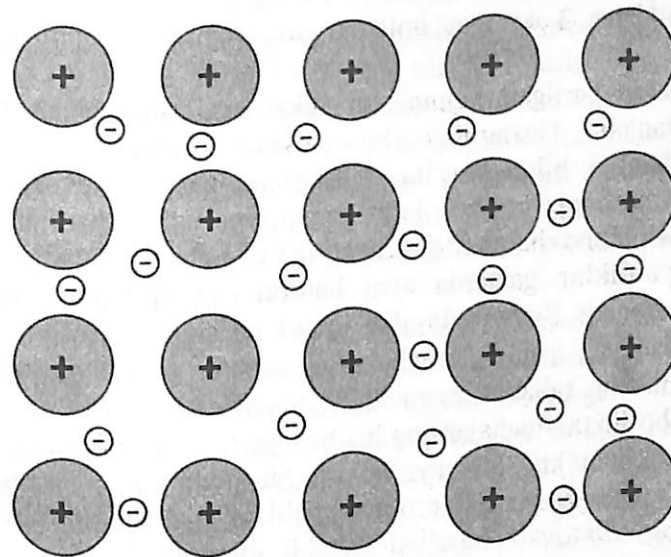
bo'lsa va bu molekular qutblanish xossasiga ega bo'lsa (masalan, Sa_2) induksiyalangan dipollar hosil bo'ladi, har bir atom o'z atrofiga elektr maydoni hosil qiladi. Bu maydon boshqa atomga qutblovi ta'sir ko'rsatadi. Natijada molekula qutblanadi va hosil bo'lgan induksiyalangan dipol o'z navbatida qo'shni molekularni qutblaydi. Molekular bir-biriga tortiladi, molekulararo bunday tortishish kuchlari induksion o'zaro ta'sir deb yuritiladi.

Atomlardagi elektronlarning harakati, yadrolarning tebranishi hamda elektronlar va yadroning o'zaro joylashishining o'zgarib turishi vaqti-vaqti bilan dipolni hosil qiladi. Bir-biriga juda yaqin joylashgan molekular qarama-qarshi zaryadlanib qolishi mumkin, natijada ular bir-biriga tortishadi. Bu hodisaga dispersion o'zaro ta'sir deyiladi. Har xil turdagi molekulararo tortishish kuchlarining nisbiy qiymatlari modda molekularining qutbliligiga bog'liq bo'ladi. Molekularning qutbliligi qancha yuqori bo'lsa, orientatsion kuchlar shunchalik katta bo'ladi. Atomlarning tashqi elektronlari qanchalik kuchsiz bog'langan bo'lsa, dispersion ta'sir shunchalik kuchliroq bo'ladi. Induksion o'zaro ta'sir kuchlari deyarli hamma vaqt kam bo'ladi.

Metall bog'lanish. Ko'pchilik metallarning o'zlariga xos bir necha xususiyatlari mavjud bo'lib, bu bilan ular boshqa oddiy va murakkab moddalardan farq qiladi. Metallarning suyuqlanish va qaynash haroratlarining yuqori bo'lishi, metall sirtidan yorug'lik va tovushning qaytishi, ulardan issiqlik va elektrning yaxshi o'tishi, zarba ta'sirida yassilanishi kabi xossalari metallarning eng muhim fizik xossalari. Bu xossalari faqat metallarga mansub bo'lgan metall bog'lanish mavjudligi bilan tushuntiriladi.

Metall atomida valent elektron soni u qadar ko'p emas, lekin metall atomida elektronlar bilan to'lmagan orbitallar ko'pdir. Valent elektronlar metall atomining yadrosi bilan bo'sh bog'langan, shuning uchun elektronlar metallning kristall panjarasi ichida erkin harakat qiladi. Metall tuzilishini quyidagicha tasavvur qilish kerak: metallning kristall panjara tugunlarida (uchlarida) musbat zaryadli metall ionlari zich joylashgan bo'lib, panjara ichida erkin elektronlar harakat qiladi. Bu elektronlarning harakati gaz qonunlariga bo'ysunganligi uchun ularni *elektron gaz* deb ataladi.

Demak, nisbatan ancha kam miqdordagi valent elektronlar ko'p miqdordagi metall ionlarini bir-biri bilan bog'lab turadi. Shu bilan birga bu elektronlar erkin harakatlana oladi. Binobarin, metallarda kimyoviy bog'lanishning harakatchan turi, yani kuchli lokallanmagan bog'lanish borligini ko'rish mumkin. Bu bog'lanish *metall bog'lanish* deb yuritiladi. Metallar atomlar bo'lib, ular elektronlarni olib tashlash orqali kation hosil qilishi mumkin. 1 -guruh, 2 -guruh va o'tish elementlari metallardir.



Ko'pincha metallar qattiq fazada bo'ladi. Metall atomlari orasidagi bog'lanish shakli "metall bog'lanish" dir. Metallar tashqi qobiqlarida elektronlarni chiqaradi va bu elektronlar metall kationlari orasida tarqaladi. Shuning uchun biz uni "delokalizatsiya qilingan elektronlar dengizi" deb ataymiz. Elektronlar va kationlar orasidagi elektrostatik o'zaro ta'sirlar metall bog'lanish deyiladi.

Metall bog'lanish

Metall atomlari dengizga chiqaradigan elektronlar soni va kationning kattaligi metall bog'lanish kuchini aniqlaydi. Kationlarning o'lchami bog'lanish kuchiga teskari proportsionaldir, shuningdek, metall atomi chiqaradigan elektronlar soni metall bog'lanish

kuchiga to'g'ridan to'g'ri proporsionaldir. Bundan tashqari, elektronlar harakatlanishi mumkin; Shunday qilib, metallar elektr tokini o'tkazish qobiliyatiga ega. Metall bog'lanish tufayli metallar tartibli tuzilishga ega. Metallarning yuqori erish nuqtalari va qaynash nuqtalari ham bu kuchli metall bog'lanish tufayli. Metallar kuchli va mo'rt emas, xuddi shu sababga ko'ra.

Moddalarning agregat holati

Moddalar 3 agregat holatda gaz, suyuq va qattiq holatda bo'ladi.

Gazlar berilgan hajmni bir tekis egallash xususiyati bilan karakterlanadi. Gazlarning bu xossasi zarrachalarining o'ta harakatchanligi bilan bog'liq. Gazlarning zarrachalari bir-biridan uzoqroq masofada bo'ladi, buni gazlarning siqiluvchanligi xossasi tasdiqlaydi. Zarrachalarning harakati tez va betartib bo'ladi.

Suyuqliklar gazlarda ayni haroratda aniq hajmni egallashi bilan farqlanadi. Suyuqliklarning juda kam siqiluvchanligi ularning zarrachalari gazlarning zarrachalariga nisbatan zich joylashganligini ko'rsatadi. Shu sababali zarrachalar orasidagi o'zaro ta'sir kuchlari sezilarli bo'lib, zarrachalarning bir-biridan uzoqlashishiga yo'l qo'ymaydi. Lekin bu kuchlar zarrachalarni bir joyda ushlab tura oladigan darajada emas. Suyuqliklar oquvchanlikka ega. Suyuqliklar zarrachalarning to'xtovsiz harakati sababli ularning o'zaro joylashish tartibi doimo o'zgarib turadi. Zarrachalarning harakati gazlarning zarrachalari harakati singari tartibsizdir.

Qattiq jismlar suyuq va gaz moddalardan farq qilib, mustaqil shaklga ega bo'ladi va bu shaklni qanday holatda joylashgan bo'lsa ham saqlab qoladi. Qattiq moddalarning zarrachalari bir-biri bilan shunday mustahkam bog'langanki, ular bir joydan ikkinchi joyga o'ta olmaydi. Lekin qattiq moddalarda ham zarrachalarning harakati saqlanib qoladi, bu harakat kuchsiz tebranma xarakterli bo'ladi.

Qattiq moddalarning tuzilishi. Moddalarning amorf holati

Ko'pchilik moddalar qattiq holatda kristall tuzilishi ega. Har bir modda odatda, aniq shakldagi kristallarni hosil qiladi. Masalan,

natriy xlorid kub shaklida, achchiktosh oktaedr shaklida, natriy nitrat prizma shaklida kiristallanadi va hokazo. Kristallarning shakli moddalarning xarakterli xossalaridan biridir. Kristallning tashqi shakli uning ichki tuzilishini ifodalaydi, ya'ni, bu tuzilish kristallni tashkil qiluvchi zarrachalar - molekulalar, atomlar yoki ionlarning to'g'ri joylashishi bilan ifodalanadi. Bu joylashishni kristall panjara ko'rinishida ifodalash mumkin. Kristall panjara bir-biri bilan kesikishuvchi to'g'ri chiziqlardan iborat fazoviy panjaradir. Chiziqlarning kesishuvchi nuqtalari - panjara tugunlarida zarrachalarning markazlari joylashadi. Kristallarning ichki tuzilishini tekshirish XX asrdagi joylashadi. Kristallarning ichki tuzilishini difraksiyaga mumkin bo'ldi, ya'ni 1912-yilda rentgen nurlarining difraksiyasi kashf etildi, bunga asosan rentgenostruktura analizi yaratildi. Bu qattiq moddalar tuzilishini o'rganishning asosiy usulidir.

Kristall panjaralarning tugunlarida joylashgan zarrachalarning tabiatiga va ularning o'rtasidagi o'zaro ta'sir kuchlariga bog'liq ravishda kristall panjaralar turlarga bo'linadi: molekulyar, atom, ionli va metall panjaralar.

Molekulyar panjaralarning tugunlarida molekulalar joylashgan bo'ladi. Ular bir-birlari bilan molekulalararo kuchlar bilan bog'langandir. Atom panjaralar tugunlarida atomlar joylashgan bo'lib, ular bir-birlari bilan kovalent bog' orqali bog'langan bo'ladi. Ion panjaralar tugunlarida navbatma-navbat musbat va manfiy zaryadlangan ionlar joylashgan. Ionlar bir-birlari bilan elektrostatik tortilish kuchlari orqali bog'langan bo'ladi. Metall panjaralar tugunlarida metall atomlari o'rnatilgan bo'lib, ular orasida bu atomlar uchun umumiy bo'lgan elektronlar erkin harakat qiladi.

Molekulyar va atom panjaralar kovalent bog'lanishdagi moddalarga, ion panjaralar ionli birikmalarga, metall panjaralar metallar va ularning qotishmalariga xosdir. Atom panjaraga ega bo'lgan moddalarning nisbatan kamdir. Ularga olmos, kremniy va ba'zi anorganik moddalar kiradi. Bu moddalar yuqori qattiqlikka ega ekanligi bilan xarakterlanadi. Ular qiyin suyuqlanuvchan va amalda xech qanday erituvchilarda erimaydi, chunki bunday moddalar mustahkam kovalent bog'lanishga egadir. Molekulyar panjaraga ega bo'lgan moddalar juda ko'p. Ularga metallmaslar (uglerod va kremniydan tashqari), ion bog'lanishda bo'lmagan hamma organik birikmalar va ko'pgina

anorganik moddalar kiradi. Molekulalararo ta'sir kuchlar kovalent bog'lanish kuchlaridan ancha kuchsiz, shu sababli molekulyar kristallar uncha mustahkam bo'lmaydi, oson suyuqlanuvchan va uchuvchandir. Ion panjaralar hosil qiluvchi moddlar ko'pchilik tuzlar va oz miqdordagi oksidlar kiradi. Ion panjarali moddalar mustahkamligi jihatdan atom panjarali moddalardan keyinda turadi, lekin molekulyar panjarali moddalardan ustun turadi. Ionli birikmalar nisbatan yuqori suyuqlanish haroratiga ega bo'lib, uchuvchanligi ko'pchilik holarda kam bo'ladi. Shunday qattiq jismlar borki, ularning sinig'ida hech qanday kristall belgisi ko'rinmaydi. Masalan, oddiy shisha sindirib ko'rilsa, unda hech qanday kristall ko'rinmaydi, moddalarning bunday holatiga amorf holati deyiladi.

Kristall va amorf jismlar orasidagi farq, ayniqsa, ularning qizdirishga munosabatida keskin yuzaga chiqadi. Kristall tuzilishdagi moddalar aniq ma'lum bir haroratda suyuqlanadi va ayni shu haroratda suyuq holatdan qattiq holatga o'tadi, amorf moddalar esa ma'lum suyuqlanish haroratiga ega emas. Qizdirilganda amorf moddalar asta sekin yumshaydi va oxiriga suyuq bo'lib qoladi. Sovitilganda esa asta sekin qotadi. Ma'lum bir suyuqlanish harorati bo'lmaganligi uchun amorf jismlar boshqa xossaga ham ega, masalan, ularning ko'pchiligi suyuqliklarga o'xshab oquvchandir. Uncha katta bo'lmagan uzoq kuchlarning ta'sir etishi natijasida o'zining shaklini o'zgartiradi. Masalan, smola bo'lagi tekis sirtga qo'yilsa, issiq xonada bir necha kun ichida oqib, doira shakliga kiradi. Ba'zi moddalar kristall holatda ham, amorf holatda ham uchrashi mumkin. Chunonchi, kremniy (IV)-oksid SiO_2 tabiatda kristall holatda kvars minerali shaklida hamda amorf (trepel minerali) holatda ham uchraydi.

Polimorfizm va izomorfizm

Ba'zi (oddiy yoki murakkab) moddalar kristallanish sharoitiga qarab, turli shakl va tuzilishdagi kristallarni hosil qilish mumkin. Bu hodisaga **polimorfizm** (grekcha – poly - ko'p, morphe - shakl) deyiladi. Polimorfizm xodisasi tabiatda juda keng tarqalgan: deyarli hamma moddalar ma'lum sharoitdagi turli polimorfik modifikatsiya-

yalarda olinishi mumkin. Masalan, oltingugurt 5 ta modifikatsiya, NH_4NO_3 – 4 ta, temir – 4 ta modifikatsiya holida bo'lishi mumkin. Polimorfik modifikatsiyalarning xossalariidagi farq kristallning u yoki bu ichki tuzilishini qayta qurilishidandir. Lekin hamma modifikatsiyalar o'zlaridagi farqni modda suyuqlantirilganda yoki eritilganda yo'qotadi. Ayni moddaning u yoki bu polimorfik modifikatsiyasining kimyoviy reaksiyadagi mahsulotlari bir biridan farq qilmaydi. Masalan, olmos yoqilganda hosil bo'ladigan uglerod (IV)-oksid CO_2 grafit yoqilganda hosil bo'ladigan CO_2 dan hech qanday farq qilmaydi. Polimorfizm hodisasi sanoat uchun muhim ahamiyatga ega. Temirning polimorfizmi po'latni termik qayta ishlash jarayonida katta rol o'ynaydi, kvarsning polimorfik o'zgarishi keramik buyumlar va o'tga chidamli materiallar tayyorlashda muhim ahamiyatga ega. Kimyoviy tabiati jihatdan o'xshash, lekin kimyoviy tarkibi jihatidan farq qiluvchi ba'zi bir moddalar shakli va o'zining ichki tuzilishi jihatidan o'xshash kristallarni hosil qiladi. Bu hodisaga **izomorfizm** deyiladi.

Izomorfizm kristallarni hosil qiluvchi moddalarga misollar (izomorfizm qatorlar):

- 1) MgCO_3 , CaCO_3 , ZnCO_3 , $\text{MnCO}_3 \cdot \text{FeCO}_3$
- 2) $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$,
- 3) SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4 .
- 4) Achchiktoshlar, sulfatlar kislotaning 1 ta bir valentli va 1 ta uch valentli metall tutuvchi qo'shalok tuzlari:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$,

Izomorfik o'zgarishlar yuqori sifatli, kerakli xossalarga ega bo'lgan metallar qotishmalarini olish texnologiyasida muhim ahamiyatga egadir.

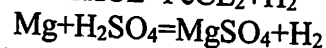
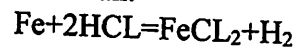
1-laboratoriya ishi. Anorganik birikmalarining olinishi va xossalari

Kerakli reaktivlar: Fosfat angidrid, distillangan suv, natriy xlorid, kons sulfat kislota, kumush nitrat eritmasi, natriy metalli, fenolftalein eritmasi, CaO , lakmus qog'oz, FeCl_3 , $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, CuSO_4 , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, xlorid kislota.

Asboblari: Kipp apparati, kolbalar, probirkalar.

Oksidlar: Elementlarning kislorod bilan hosil qilgan birikmalari oksidlar deyiladi. Oksidlarda kislorod bilan birikkan element doimo musbat, kislorod esa manfiy ikki oksidlanish darajasida bo'ladi (F_2O dan boshqa birikmalarda). Oksidlar kimyoviy xossalariiga ko'ra to'rt guruhga bo'linadi: 1) asosli oksidlar; 2) kislotali oksidlar; 3) amfoter oksidlar; 4) tuz hosil qilmaydigan oksidlar (masalan, NO va CO tuz hosil qilmaydi). Ko'pincha bu oksidlarni betaraf (indiferent) oksidlar ham deyiladi, lekin bu to'g'ri emas, chunki ular ham kimyoviy reaksiyaga kirishadi va birikma hosil qiladi.

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

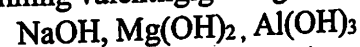


Metallga o'rnini beradigan vodorodning soniga qarab kislotalar har xil negizli bo'ladi. Agar kislota tarkibidagi vodorod atomlaridan bittasini metallga almashtirsa, bunday kislota bir negizli (HCl , HF , CH_3COOH , HNO_3 , HCN , HNCS), ikkitasini almashtirsa, ikki negizli (H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_2S , H_2CrO_4), uchta almashtirsa, uch negizli (H_3PO_4 , H_3AsO_4 ,) bo'ladi va hokazo. $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ to'rt negizli kislota, chunki u $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ tarkibli tuz hosil qila oladi. Lekin ba'zi kislotalar tarkibidagi vodorod atomlarining hammasi ham metallga almashinavermaydi. Masalan, CH_3COOH bir negizli kislota, chunki uning tarkibidagi karboksil guruhning (COOH) vodorodigina metallga almashadi. Uning tuzlari CH_3COONa , CH_3COOK lardir.

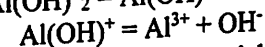
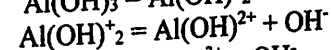
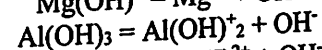
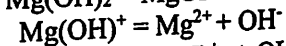
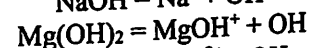
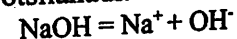
Kislotalar asosan ikki turga: kislorodli va kislorodsiz kislotalarga bo'linadi. Agar kislota molekulasida kislorod atomlari bo'lsa, bunday kislotalar kislorodli kislotalar deyiladi. Masalan, HMnO_4 , H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_2SiO_3 , HNO_3 va hokazo. Agar kislota molekulasida kislorod atomlari bo'lmasa, bunday kislotalar kislorodsiz kislotalar (masalan, HCl , HF , HJ va hokazo) deyiladi.

Gidroksidlar: Asoslar molekulasida metall atomi va gidroksid guruhidan tarkib topgan murakkab moddalardir. Ularda metall atomi doimo musbat oksidlanish darajasini (kation),gidroksid guruh esa

manfiy osidlanish darajasini (anion) namoyon qiladi. Hidroksid gruhning soni metallning valentligiga teng bo'ladi. Masalan:



Asoslar molekulasidagi gidroksid guruh soniga qarab bir yoki bir necha bosqichda dissotsilanadi. Masalan:



$Al(OH)^+ = Al^{3+} + OH^-$

Gidroksidlar suvda yaxshi eriydigan ishqorlar va yomon eriydigan asoslarga bo'linadi. Ishqoriy metallar va ishqoriy-yer metallarining gidroksidlari suvda yaxshi eriydi va yaxshi dissotsilanadi. Suvda juda yaxshi eriydigan ishqorlarga $LiOH$, $NaOH$, KOH , $CsOH$, $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ kiradi. Ishqor terini o'yadi, shisha, yog'och va kiyimni yemiradi. Shuning uchun ham ularni o'yuvchi ishqorlar deyiladi.

Tuzlar. Molekulasi metall atomi va kislota qoldig'idan tarkib topgan murakkab moddalar tuzlar deyiladi. Tuzlar molekulalarining tarkibiga qarab normal, nordon, gidrokso, qo'sh va kompleks tuzlarga bo'linadi.

Normal tuzlar. Kislota molekulasidagi vodorod atomlari metallga to'liq o'rin almashinishi yoki asoslar tarkibidagi gidroksid (OH) guruh kislota qoldig'iga to'liq almashinishi natijasida normal tuzlar hosil bo'ladi: Na_2SO_4 , MgSO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, CaCO_3 , CaCl_2 , CaSO_4 , MgSO_3 va hokazo. Ushbu formulalardan ko'rinib turibdiki, normal tuzlar metall kationi bilan kislota qoldig'i anionidan tarkib topgan moddalardir. Shuning uchun ham normal tuzlarni nomlashda metall nomi bilan kislota qoldig'i nomi asos qilib olinadi. Masalan: NaNO_3 -natriy nitrat, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ -alyuminiy nitrat, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ -magniy nitrat, Na_3PO_4 -natriy fosfat, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ -kalsiy fosfat va hokazo. Nordon tuzlar. Kislota tarkibidagi vodorod tom-larining bir qismi metall atomlariga almashinishidan hosil bo'lgan mahsulot nordon tuz (gidrotuz) deyiladi. Ikki yoki undan ortiq negizli kislotalar nordon tuzlar hosil qiladi. Masalan, natriy gidrosulfat NaHSO_4 , kalsiy gidrokarbonat $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ va hokazo.

Bir negizli kislotalar esa faqat normal tuz hosil qiladi. Gidrokso-tuzlar. Molekulasi tarkibida metall atomi va kislota qoldig'idan tashqari gidroksid (OH) guruhi bo'lgan murakkab moddalar gidrokso-tuzlar deb ataladi. Masalan: $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Gidrokso-tuzlarni asos tarkibidagi gidroksid guruhning bir qismi kislota qoldig'iga almashinishidan hosil bo'lgan mahsulot deb qarash mumkin.

1-tajriba. Kislotalarga oid tajribalar: 1) Fosfatangidridning suv bilan birikishidan kislota hosil qilish.

Quruq chinni idishga shisha tayoqcha yordamida ozgina fosfat angidrididan olib, ustiga distillangan suvdan quying. Hosil bo'lgan eritmani lakmus qog'oz bilan sinab ko'ring.

Lakmus rangining o'zgarishini kuzating. Reaksiya tenglamasini yozing.

2) Vodorod xlorid hosil qilish. a) rasmdagidek asbob tayyorlab, vyurs kolbasiga natriy xlorid tuzidan ozgina soling va ustiga kons. sulfat kislota quying. Kolba qizdirilishi natijasida ajralib chiqayotgan gaz silindrga to'planadi. Uni suvda eritib, lakmus qog'ozini bilan sinab ko'riladi. Reaksiya tenglamasini yozing.

b) Hosil qilingan kislota eritmasidan probirkaga quyib, unga kumush nitrat eritmasi qo'shing. Sodir bo'lgan hodisani kuzating va reaksiya tenglamasini yozing.

2-tajriba. Asoslarga oid tajribalar: 1) Metallni suvga ta'sir ettirib asos olish. Probirkaga 5 ml suv quying va ustiga ozgina natriy metalli bo'lakchasidan soling va 1-2 tomchi fenolftalein eritmasidan tomizing. Bunda eritma qanday tusga kirishini kuzating. Reaksiya tenglamasini yozing.

2) Oksidlarning suv bilan birikishidan asos olish.

a) Probirkaga ozgina kalsiy oksid solib, suv bilan aralashtiring. Issiqlik chiqishini kuzating. Lakmus bilan sinab ko'ring.

Reaksiya tenglamasini yozing.

3) Tuzlarga ishqor qo'shib asos olish. Temir (III)-xlorid (FeCl_3), vismut (III)-nitrat ($\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$), mis sulfat (CuSO_4) olingan probirkalarning har biriga natriy ishqori (NaOH) eritmasi dan ozginadan quying. Hosil bo'lgan cho'kmalarning ranglarini kuzating. Reaksiyalarning tenglamalarini yozing.

4) Asoslarga kislotali oksidlarning ta'siri. Probirkaga bariy gidroksid ($\text{Ba}(\text{OH})_2$) eritmasidan 5 ml soling. Kipp apparatidan olinadigan CO_2 gazini undan o'tkazing. Nima kuzatiladi? Reaksiya tenglamasini yozing.

5) Neytrallanish reaksiyasi. Kolbaga 10 ml 1% li xlorid kislota eritmasidan pipetka orqali 10 ml quying va unga 3-4 tomchi fenolftalein eritmasidan aralashtiring. Vodorod xlorid olish uchun qurilma byuretkaga tagiga joylashtirib, 1% li natriy ishqor eritmasidan asta-sekin 8-9 ml quying. Shundan so'ng eritmaning rangi o'zgarguncha ishqordan tomchilab quying. 10 ml 1% li xlorid kislota uchun qancha natriy ishqori sarflanganligini hisoblang. Neytrallanish reaksiya englamasini yozing.

Ishning maqsadi: Anorganik birikmalarning asosiy sinflari- oksidlar, asoslar to'g'risida tasavvurga ega bo'lish va ularning olinish usullarini va kimyoviy xossalarini amaliyotda sinab ko'rish.

Reaktivlar: H_2O -distillangan suv, HCl -xlorid kislota (rangsiz eritma), NaOH - o'yuvchi natriy (rangsiz eritma), S-oltingugurt (sariq kukun), Mg -magniy (yaltiroq metall), AlCl_3 - alyuminiy xlorid (rangsiz eritma). Indikatorlar- neytral lakmus (siyoh rang eritma), fenolftalein (rangsiz eritma), metiloranj (sarg'ish eritma), universal indikator va lakmus qog'ozlari.

Asbob uskunalar: Mo'rili shkaf, probirkalar, shisha stakanlar, spirt lampa, shisha plasinkalar, metall qoshiqcha, qisqich.

1-tajriba. Kislota va ishqor eritmalarining indikatorlarga ta'siri.

Uchta toza probirka olib, uning har biriga 5-6 ml dan distillangan suv quying va har qaysi probirkaga 1-2 tomchidan fenolftalein eritmasidan tomizing. So'ngra birinchi probirkaga 2-3 ml xlorid kislota, ikkinchisiga 2-3 ml o'yuvchi natriy eritmalaridan qo'shing va yaxshilab chayqating. Uchinchi probirkaga nisbatan bu probirkalarda indikatorlar rangining qanday o'zgarishini aniqlang. Xuddi shu tajribani metiloranj eritmasi, universal indikator va lakmus qog'ozlari bilan ham takrorlang. Kuzatilgan natijalarni jadval-1 ga yozing va eslab qoling.

2-tajriba. Kislotali oksid va uning kislotasini hosil qilish (tajriba mo'rili shkafda bajariladi).

Toza shisha stakanchaga ozroq distillangan suv solib, unga 1-2 tomchi metiloranj eritmasidan tomizing. So'ngra metall qoshiqchaga oltingugurt kukunidan solib, uni spirt lampa alangasida yondiring. Yonib turgan oltingugurt qoshiqchasi bilan suv solingan stakanga sekin suvga tegizmasdan tushirib, stakan og'zini shisha plastinka yordamida berkiting. Oltingugurt yonishi natijasida hosil bo'lgan alanga rangiga va chiqayotgan gazning hidiga e'tibor bering. Stakaning og'zini qaytadan shisha plastinka bilan yopib, chayqatib turgan holda oltingugurt (IV)-oksidini suvda eriting va eritma rangining o'zgarishini kuzating. Oltingugurt yonish reaksiyasi va hosil bo'lgan oksidning suvda erish reaksiya tenglamalarini yozing.

3-tajriba. Asosli oksid va asosning hosil bo'lishi.

Ozgina magniy qirindisini qisqich bilan olib, uni spirt lampa alangasida yondiring. Magniy yonib bo'lganidan keyin qolgan oq rangli magniy oksidini suv quyilgan probirkaga soling, yaxshilab chayqating. Hosil bo'lgan eritmaga 1-2 tomchi fenoltalein tomizing va eritma rangining o'zgarishini kuzating. Magniy oksidi va gidroksidining hosil bo'lish reaksiyalari tenglamalarini yozing. Ular qanday xossalarga ega?

4-tajriba. Amfoter gidroksidning hosil bo'lishi.

A) Probirkaga AlCl_3 eritmasidan 5-6 ml quyuing va uning ustiga to cho'kma hosil bo'lguncha ishqor eritmasidan tomizing. Reaksiya tenglamasini yozing.

B) Hosil bo'lgan cho'kmani suyuqligi bilan chayqatib, ikki probirkaga bo'ling. Birinchi probirkaga kislota, ikkinchisiga esa ishqor eritmalaridan qo'shing. Ikkala probirkadagi cho'kma ham erib ketadi. Cho'kmaning kislotada ham, ishqorda ham erishi sababini tushuntirib bering. Reaksiya tenglamasini yozing.

1.6-MAVZU. TERMO KIMYO

Reja:

1. Moddaning ichki energiyasi. Entalpiya.
2. Gibbs inergiyasi. Ges qonuni.
3. Kimyoviy reksiyani borish sharoitlari.
4. Kimyoviy reaksiyalarni issiqlik efekti.

Termodinamika issiqlik energiyasi bilan boshqa xil energiyalar orasida bo'ladigan munosabatlar haqidagi ta'limotdir. Termodinamika so'zi grekcha terme issiqlik va dinamis kuch so'zlaridan olingan bo'lib, uning ma'nosi issiqlik bilan bog'liq bo'lgan kuchlar to'g'risidagi fanni anglatadi. Uning vazifasi turli sistemalarning xossalari va ularda bo'layotgan jarayonlarni o'rganishdan iborat. Kimyoviy termodinamika umumiy termodinamikaning bir qismi bo'lib, termodinamika qonun va qoidalarining kimyoviy jarayonlarda qo'llanishini tekshiradi. Shunga ko'ra, umumiy termodinamikaning ba'zi qoida, tushuncha va nomlanishlarini qisqacha eslatib o'tamiz.

Termodinamika uch bo'limdan iborat bo'lib, birinchi bo'lim qonunini boshqa bo'limning qonunidan keltirib chiqarib bo'lmaydi. Shunga ko'ra, har qaysi bo'lim alohida qonun deb ataladi. Shunday qilib, termodinamika uchta: birinchi, ikkinchi va uchinchi qonunlardan iborat. Har qaysi qonunning o'ziga xos postulate bo'lganligidan ba'zan bu bo'limlar to'g'ridan-to'g'ri 1,2,3-postulatlar deb ham ataladi.

Birinchi qonun 1842-yilda R. Meyer tomonidan, ikkinchi qonun birinchidan oldin — 1824-yilda S. Karno tomonidan va uchinchi qonun esa 1912-yilda Nernst tomonidan kashf etilgan va ta'riflangan. Tabiatda ko'p uchraydigan erish, sovish, isish, oksidlanish-qaytarilish, kristallanish, kondensatlanish, galvanic jarayonlarning termodinamika qonunlari asosida talqin qilinishi maqsadga muvofiq bo'ladi. Umumiy termodinamikani o'rganishdan avval shu bo'limda keng qo'llanadigan Sistema deb ataluvchi tushuncha bilan tanishamiz. Tashqi muhitdan amalda yoki fikran ajratib olingan va bir-biriga ta'sir etib turadigan moddalar yoki jismlar guruhi sistema deb ataladi. Biror asbobda, chunonchi kolbada, probirkada, sovitgich mashinalarda, rektifikatsion kolonkalarda, atom reaktorlarida bo'lamayotgan turli kimyoviy hamda fizikaviy jarayonlar o'ziga xos mustaqil turli sistemalarda ro'y berayapti deb hisoblanadi. Sistemaning fizik va kimyoviy usuliyatlari majmuasi shu sistemaning holati deb ataladi.

Bu xossalardan birortasining o'zgarishi boshqalarining ham o'zgarishiga sabab bo'ladi, chunki ular o'zaro turli qonunlar asosida bog'langan bo'ladi. Termodinamika moddalarning xossalarini ener-

getik jihatdan tavsiflaydi. Uning birinchi qonuni energiyaning saqlanish va bir turdan ikkinchi turga aylanish qonunining xususiy ko'rinishi bo'lib, energiya xillari orasida sifat va miqdoriy munosabatlarning borligini ko'rsatadi. Termodinamikaning birinchi qonuniga muvofiq, alohida olingan sistemada energiyaning umumiy miqdori o'zgarmaydi, energiya yo'qolib ketmaydi va yo'qdan bor bo'lmaydi. Bu qonunni K. Meyerdan oldin birinchi marta 1748-yilda M.V. Lomonosov bayon etgan edi. XIX asrning o'rtalarida mexanik ishning issiqlik va issiqlikning mexanik ishga aylanishi ustida olib borilgan juda aniq tajribalar va ularning uatijalari hamda undan keyingi tekshirishlar mexanik energiyani issiqlikka aylanishi mumkinligini ko'rsatdi. 1847-yilda Gelmgols "energiyaning saqlanish prinsipi"ni umumiy tarzda quyidagicha ta'rifladi: alohida olingan (ajratilgan) sistemaning umumiy energiyasi o'zgarmas qiymatga ega bo'ladi. U yo'qdan bor bo'lmaydi va yo'qolib ham ketmaydi. Termodinamikaning bu qonuniga binoan, yo'qdan energiya olib abadiy ishlaydigan mashinani qurib bo'lmaydi. Shu vaqtgacha termodinamikaning birinchi qonuniga zid keladigan birorta ham misol uchramagan.

Energiya yo'qolmaydi va yo'qdan bor bo'lmaydi. Agar biror jarayon davomida energiyaning bir turi yo'qolsa, uning o'rniga ekvivalent miqdorda bir turi paydo bo'ladi. Bu qonunning matematik ifodasi quyidagi ko'rinishda ifodalanadi:

$$\Delta U = Q - P\Delta V$$

Bunda: ΔU — sistemaning ichki energiyasi, Q — sistemaga berilgan issiqlik miqdori, P — sistemaning bosimi, V — sistema hajmining o'zgarishi, $P\Delta V = A$ bo'lganligi uchun, $\Delta U = Q - A$ ko'rinishda ham yozish mumkin.

Har qanday jism ma'lum energiya miqdoriga egadir. Jismda bo'lgan barcha energiya jismning umumiy energiyasi deyiladi. Jismning umumiy energiyasi kimyoviy termodinamikada sistemaning ichki energiyasi deb ataladi. Sistemaning ichki energiyasi undagi molekulalarning o'zaro tortilish va itarilish, ilarilanma va aylanma harakat, molekula ichida atom va atomlar mppasi tebranish, atomlarda elektronlarning aylanish, atom yadrosida bo'lgan va hokazo energiyalar yig'indisiga teng. Ichki energiya sistema holatini bildi-

radi. Sistemaning ichki energiyasi moddalarning xiliga, ularning miqdoriga, bosim, harorat va hajmga bog'liq.

Jismdagi ichki energiyaning mutlaq miqdorini o'lchab bo'lmaydi, masalan, biz kislorod yoki vodorod molekulasini ichki energiyasining umumiy miqdorini bila olmaymiz, chunki modda har qancha o'zgarmasin, u energiyasiz bo'la olmaydi. Shuning uchun amalda jismning holati o'zgargan vaqtda ichki energiyaning kamayishi va ko'payishinagina aniqlaymiz. Masalan, 2 hajm vodorod bilan 1 hajm kislorod aralashmasining icliki energiyasini U , bilan ifodalaylik. Aralaslimani elektr uchquni yordamida portlatib, suv bug'i hosil qilaylik. Uning ichki energiyasini U_2 bilan ifodalaymiz. Aralashma portlagach, sistemada ichki energiya U_1 dan U_2 ga o'zgaradi:

$$\Delta U = U_2 - U_1.$$

Bunda: ΔU - ichki energiyaning o'zgarishi; uning qiymati faqat U , va U_2 larga, ya'ni sistemaning dastlabki va oxirgi holatiga bog'liq, ammo sistema bir holatdan ikkinchi holatga qay usulda o'tganligiga bog'liq emas.

Ma'lumki, kimyoviy sistemalardagi har qanday energetik o'zgarishlar energiyaning saqlanish qonuniga muvofiq bo'ladi. Energiyaning saqlanish qonuniga asosan:

$$Q = \Delta U + A.$$

Agar bosim doimiy ($P = \text{Const}$) bo'lsa, hajm o'zgarishi hisobiga ish bajariladi va shunga ko'ra

$$A = P(V_2 - V_1) = P\Delta V$$

bo'ladi, bunda ΔV — sistema hajmining o'zgarishi $A = P \cdot \Delta V$ bo'lgani uchun (VI) tenglamani quyidagi ko'rinishda yozish mumkm:

$$Q_P = \Delta U + P\Delta V,$$

unda: Q_P - reaksiyaning o'zgarmas bosimdagi issiqlik effekti.

Bundan:

$$\Delta U = U_2 - U_1, \text{ va } \Delta V = V_2 - V_1.$$

Shunga asosan:

$$Q_P = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1) = U_2 - U_1 + P V_2 - P V_1 = (U_2 + P V_2) - (U_1 + P V_1)$$

$$Q_P = (U_2 + P V_2) - (U_1 + P V_1)$$

Tenglamadagi U+PV — kattalik sistemaning entalpiyasi (issiqlik tutumi) deyiladi va "H" harfi bilan belgilanadi. $U+PV = H$ bo'lgani uchun: $U_2+PV_2 = H_2$ va $U_1+PV_1 = H_1$ Bu holda (2) tenglama quyidagi ko'rinishga keladi:

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

Issiqlik yutish bilan sodir bo'ladigan endotermik reak-siyalar uchun ΔH musbat ishoraga ega bo'lib, $\Delta H > 0$ bo'ladi. Issiqlik chiqarish bilan sodir bo'ladigan ekzotermik reaksiyalarda esa ΔH manfiy ishora bilan yoziladi. $\Delta H < 0$ bo'ladi.

Masalan: $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$.

$\Delta H = -875,4 \text{ kJ}$ — ekzotermik reaksiya.



$\Delta H = +158,3 \text{ kJ}$ — endotermik reaksiya.

Demak, entalpiyaning o'zgarishi bosim doimiy bo'lganda sistemaga beriladigan yoki ajralib chiqadigan issiqlik miqdorini bildiradigan termodinamik funksiyadir. Kimyoviy reaksiyalarda ishtirok etuvchi moddalarning xossalari o'zgaribgina qolmay, balki sistemaning energiyasi o'zgarishi natijasida issiqlik ajralib chiqadi yoki yutiladi.

Kimyoviy reaksiyalar natijasida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori ko'rsatib yoziladigan kimyoviy tenglamalarga termokimyoviy tenglamalar deyiladi. Termokimyoviy tenglamalar massa va energiyaning saqlanish qonunlariga rioya qilib tuziladi. Reaksiya natijasida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori Joul yoki kJ larda ifodalanadi ($1 \text{ kkal} = 4,18 \text{ kJ}$). Kimyoviy reaksiya vaqtida ajralib chiqqan yoki yutilgan issiqlik miqdori reaksiyaning issiqlik effekti deyiladi va ΔH_p bilan belgilanadi.

Oddiy moddalar (elementlar)dan 1 mol murakkab modda hosil bo'lishida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori moddalarning hosil bo'lish issiqligi deyiladi. Hosil bo'lish issiqligi ΔH°_{hb} bilan belgilanadi. Hosil bo'lish issiqligi har doim normal sharoitda (273K da va 101,325 kP bosimda) 1 mol modda uchun hisoblanadi, shuning uchun termokimyoviy tenglamalarda kasr koeffitsiyentlar ham qo'yiladi, masalan:



Moddalarning hosil bo'lish issiqliklari qiymati, ularning agregat holatiga ham bog'liq bo'ladi. Shunga ko'ra, termokimyoviy tenglamalarda moddalarning agregat holatlari ham ko'rsatib yoziladi. Hozirgi kunda standart sharoitda 8000 dan ortiq murakkab moddalarning hosil bo'lish issiqliklari tajriba yo'li bilan aniqlangan. Masalan, suvning bug' ($\Delta H^{\circ}_{298H_2Obug} = 241,84 \text{ kJ}$) hosil bo'lish issiqligi suyuq holatdagi suvning hosil bo'lish issiqligi esa $\Delta H^{\circ}_{298, H_2O} = 285,4 \text{ kJ}$ ga teng. Shunga ko'ra, hosil bo'lish issiqliklari qiymati ko'rsatilganda ΔH°_{298hb} bilan birga moddalarning agregat holatlarini ko'rsatuvchi quyidagi belgilar ham yoziladi. Gaz holdagi modda — g bilan, suyuq holdagi modda — s bilan, qattiq holdagi modda — q bilan ifodalanadi.

Termodinamika qonuniga muvofiq reaksiya vaqtida issiqlik ajralib chiqsa, sistemaning issiqlik tutimi kamayganligi sababli, reaksiyaning issiqlik effekti manfiy (—) ishora bilan, issiqlik yutilsa musbat (+) ishora bilan ko'rsatiladi. Demak, reaksiyaning termodinamik issiqlik effekti ΔH termokimyoviy issiqlik effekti Q_p ning teskari ishora bilan olingan qiymatiga tengdir:

$$-\Delta H = Q \text{ yoki } \Delta U = -Q_p$$

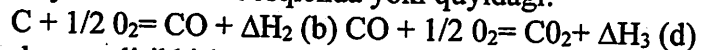
Kimyoning termokimyo bo'limi reaksiyaning issiqlik effekti va ularning turli faktorlar bilan qanday bog'langanligini o'rganadi. Termokimyo ikkita asosiy qonun va ulardan kelib chiqadigan natijalardan iborat. Bu bo'limning asosiy qonunlaridan biri Gess qonuni hisoblanadi. Energiyaning saqlanish qonuni, ya'ni termodinamikaning birinchi qonuni rus olimi G.I. Gess tajribalari asosida 1840-yilda ta'riflangan! "Kimyoviy reaksiyalarning o'zgarish hajmi va o'zgarish bosimdagi issiqlik effekti sistemaning boshlang'ich va oxirgi holatiga bog'liq bo'lib, jarayonning borish yo'liga, qanday oraliq bosqichlar orqali o'tganligiga bog'liq emas. Termokimyoning amalda ko'p tatbiq qilinadigan bu muhim qonuni yana quyidagicha talqin qilinishi ham mumkin: "Reaksiyaning issiqlik effekti jarayonning qanday usulda olib borilishiga bog'liq emas, balki faqat reaksiyada ishtirok etayotgan moddalarning dastlabki va oxirgi holatiga bog'liq". Keltirilgan ta'riflarning isboti misolida CO_2 gazi Cva O_2 dan ikki xil yo'l bilan bevosita, uglerod va kislorodning birikishi hamda CO hosil bolishi orqali olinishi mumkin. Bu yerda

Gess qonuniga muvofiq CO_2 hosil bolish issiqlik effekti ΔH , barcha bosqichlarda kuzatiladigan issiqlik effektlarining yig'indisiga teng boiadi, ya'ni:

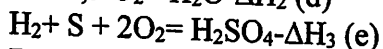
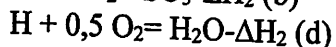
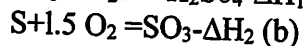
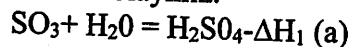
$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Darhaqiqat, $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \Delta H_1$ (a)

reaksiyasi yordamida bir bosqichda yoki quyidagi:



reaksiyalar orqali ikki bosqichda hosil qilinishi mumkin. (b) va (d) tenglamalar qo'shilsa (a) tenglama kelib chiqadi-Demak, $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$ boiadi. Tajribada $\Delta H_1 = -393,3 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_2 = -111,3 \text{ kJ/mol}$ va $\Delta H_3 = -282,8 \text{ kJ/mol}$ ekanligi aniqlangan. Shular asosida CO_2 ning hosil bo'lish issiqligi $\Delta H_1 = -\Delta H_2 + \Delta H_3 = 111,3 + (-282,8) = -394,1 \text{ U/mol}$ ga tengligini topamiz. Yana bir misol: Gess qonunini tatbiq etib SO_3 va H_2O dan H_2SO_4 hosil bolish reaksiyasining issiqlik effektini hisoblaymiz:



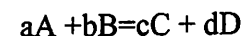
Bunda ΔH_1 , ΔH_2 , ΔH_3 - SO_3 , H_2O , H_2SO_4 larning hosil bulish issiqliklari. Agar (e) tenglamadan (b-d) ni olib Shlasak (a) tenglama chiqadi, demak: $\Delta H = \Delta H_3 - \Delta H_1 + \Delta H_2$, ya'ni $\Delta H = +\Sigma \Delta H_{\text{A}h}$ Yuqorida keltinlganlardan kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti mahsulotlar hosil bo'lish issiqliklari yig'indisidan dastlabki moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisini ayirib tashlanganiga teng degan xulosa kelib chiqadi, ya'ni:

$\Delta H = \Sigma \Sigma n_{\text{H}} \Delta H_{\text{mah}} - \Sigma \Sigma p_{\text{H}} \Delta H_{\text{dastmodda}}$ bunda: n, p — mahsulot va dastlabki moddalarning stexiometrik koeffitsiyentlari.

Shunday qilib, Gess qonuni va undan kelib chiqadigan natijadan foydalanib, issiqlik effekti noma'lum yoki o'lchash qiyin bo'lgan jarayonlarning issiqlik effektini topish mumkin. Gess qonunining natijalaridan biri ma'lum bir murakkab moddaning oddiy moddalarga ajralish issiqligi qiymat jihatdan o'sha moddaning elementlardan hosil bo'lish issiqligiga teng o'lib, ishora jihatdan qarama-qarshi ekanligini tasdiqlovchi qonundir. Bu natijani Lavuazye-Laplas qonuni ham deb yuritiladi. Shunga ko'ra:

$$\Delta H_{\text{h.b.}} = -\Delta H_{\text{ajr.}}$$

Gess qonunidan kelib chiqadigan yana bir termodinamik hisoblash uchun muhim bo'lgan natija quyidagicha izohlanadi: reaksiyaning issiqlik effektini topish uchun reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisidan, reaksiyaga kiruvchi moddalarning hosil bo'lish issiqligini ayirish kerak. Masalan, ushbu umumiy reaksiya uchun:



reaksiyasining issiqlik effekti quyidagicha yoziladi:

$$\Delta H_p = (c\Delta H_c + d\Delta H_d) - (a\Delta H_a + b\Delta H_b)$$

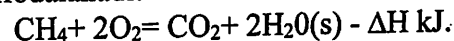
bunda: $(c\Delta H_c + d\Delta H_d)$ — reaksiya mahsulotlarining hosil bo'lish issiqliklari yig'indisi;

$(a\Delta H_a + b\Delta H_b)$ — reaksiya uchun olingan moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisi; a, b, c va d — moddalarning oldidagi stexiometrik koeffitsiyentlar.

Shuni ham aytish kerakki, Gess qonuni "reaksiya issiqliklari yig'indisining doimiy qonuni" deb ham yuritiladi:

$$\Delta H_p = \Sigma \Delta H_{\text{max}} - \Sigma \Delta H_{\text{dastmodda}}$$

Shunga ko'ra, Gess qonuniga yana quyidagicha ta'rif ham beriladi: Ketma-ket boradigan bir qator reaksiyalar issiqlik effektlarining yig'indisi dastlabki modda va mahsulotlarga ega bo'lgan boshqa reaksiyalar qatorining issiqlik effektlari yig'indisiga teng. Buni yana bir misolda ko'raylik. Metanning yonish reaksiyasi quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



Masala. Normal sharoitda 100 /metan yondirilganda qancha issiqlik ajralib chiqadi?

Yechish. Gess qonuniga asosan reaksiyaning issiqlik effekti

$$\Delta H = (\Delta H_{\text{CO}_2} + 2\Delta H_{\text{H}_2\text{O}}) - (\Delta H_{\text{CH}_4} + 2\Delta H_{\text{O}_2}) \text{ ga teng bo'ladi.}$$

Jadvaldan CH_4 , CO_2 va $\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ larning hosil bo'lish issiqliklarining qiymatlarini topamiz:

$$\Delta H_{\text{CH}_4} = -74,85 \text{ kJ/mol}, \Delta H_{\text{CO}_2} = -393,51 \text{ kJ/mol}, \Delta H_{\text{H}_2\text{O}} (6) = -285,85 \text{ kJ/mol.}$$

Standart sharoitda oddiy moddalarning (elementlarning) hosil bo'lish issiqliklarining qiymati nolga teng deb qabul qilingan.

Shunga ko'ra, $\Delta H_{O_2} = 0$ bo'ladi. Jadvalda topilgan qiymatlarni tenglamaga qo'yib, reaksiyaning issiqlik effektini hisoblaymiz:

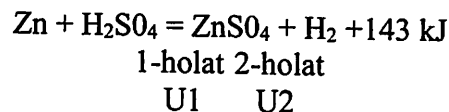
$$\Delta H_p = [-393,6 + 2 \cdot (-285,91)] - (-74,87) = -890,57 \text{ kJ}$$

Reaksiya tenglamasiga asosan proporsiya tuzib, 100 l metan yonganda ajralib chiqadigan issiqlik miqdorini hisoblabtopamiz.

22,4 l CH_4 yonganda 890,57 kJ issiqlik chiqsa, 100 l CH_4 yonganda x kJ issiqlik chiqadi, bundan:

$$X = \frac{890,57400}{22,4} = 3976,2 \text{ kJ}$$

Reaksiya vaqtida issiqlik chiqishidan (yoki yutilishidan) tashqari sistema kengayishi uchun ish bajarilishi ham mumkin; masalan, sulfat kislotaga rux ta'sir ettirish reaksiyasida buni yaqqol ko'rish mumkin:



Ba'zan reaksiyada issiqlikdan tashqari elektr energiyasi ham hosil bo'ladi. Agar biz faqat reaksiya issiqligini bilmoqchi bo'lsak, reaksiya vaqtida energiyaning umumiy o'zgarishidan bajarilgan ish miqdorini (yoki hosil bo'lgan elektr energiyani) chiqarib tashlashimiz kerak. Reaksiya vaqtida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan umumiy energiya miqdoridan kengayish uchun bajarilgan ish miqdorini ayirib tashlagandan keyin qoladigan maksimal issiqlik reaksiyaning issiqlik effekti deb ataladi. Sistema ichki energiyasining o'zgarishi sistemaga berilgan issiqlik va sistema bajargan ish A qiymatlariga bog'liq bo'ladi:

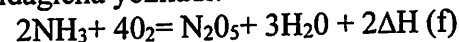
$$\Delta U = Q - A$$

Endi termodinamikaning birinchi qonunini turli kimyoviy jarayonlarga tatbiq qilarniz.

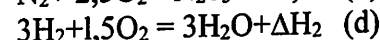
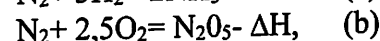
Gess qonuni va undan kelib chiqadigan natijalardan foydalanib turli termokimyoviy hisoblar yuritish mumkin; termokimyoviy tenglamalar reaksiyalarning issiqlik effektlarini topishga imkon beribgina qolmay, balki ular asosida turli jarayonlar, jumladan: erish, kristallanish, neytrallanish, gidratlanish, yonish, parchalanish va hokazo kabi amalda ko'p uchraydigan kimyoviy va fizik hodisalar-

ning issiqlik effektlarini keltirib chiqarish mumkin. Quyida shu jarayonlar va ularning issiqlik effektlarini topish usullari bilan tanishib chiqamiz. Yonish issiqligi deb 1 mol modda to'la yonib, yuqori oksid hosil bo'lishi uchun sarflangan issiqlik miqdoriga aytiladi. Bu standart sharoitda aniqlanadi va hisoblanadi.

Masalan, NH_3 molekulasining yonish reaksiyasi tenglamasi quyidagicha yoziladi:



bu yerda:



reaksiyalarining issiqlik effektlari hisobga olingan holda, (b) va (d) tenglamalardan (f) tenglamani ayirib tashlab (a) tenglama kelib chiqishini nazarda tutgan holda:

$$\Delta H = \frac{\Delta H + 3\Delta H_2 + 2\Delta H_3}{2} \text{ ni kelnirib chiqaramiz.}$$

1 mol-ekv. kislota bilan 1 mol-ekv. ishqorning o'zaro ta'siri natijasida ajralib chiqadigan issiqlik miqdori neytrallanish reaksiyasining issiqlik effekti deb ataladi. Neytrallash issiqligi quyidagi formula yordamida hisoblab topiladi:

$$\pm \Delta H_{\text{H}} \text{ yoki } \pm Q_{\text{H}} = \frac{\Delta t (m_1 \cdot c_1 + m_2 \cdot c_2 E_{\text{kisl}})}{m_{(\text{kisl})}}$$

Bunda: C_1 — shishaning solishtirma issiqlik sig'imi, 0,753 kJ/g-grad;

C_2 — erituvchining solishtirma issiqlik sig'imi, 4,184 kJ/g-grad

$\Theta \dots$ — kislota ekvivalenti; K_{tslotam1} — ichki stakaning massasi, g;

m_2 — eritmaning massasi, g.

1 mol modda erishi jarayonida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori erish issiqlik effekti deyiladi va u reaksiyaning issiqlik effekti kabi Q yoki ΔH bilan belgilanadi. Erish issiqligi quyidagi formula bo'icha hisoblanadi:

$$\Delta H_e = \frac{C \cdot m \cdot \Delta t \cdot M_{\text{modda}}}{m_1 \cdot 1000}$$

bunda: C — erituvchining solishtirma issiqlik sig'imi (suv uchun C = 4,18 kJ/g-grad ga teng) m — eritma, M — haroratlar ayirmasi, M_{modda} — erigan moddaning nisbiy molekulyar massasi, m_1 — erigan moddaning massasi. Suvsiz tuz bilan suvdan 1 mol tuz gidratlari hosil bo'lishida ajralib chiqadigan issiqlik miqdori gidratlanish issiqligi deyiladi. Gidratlanish issiqligi Q_r yoki ΔH ni topish uchun suvsiz tuzning erish issiqligi Q_e dan hosil bo'lgan gidratning erish issiqligi Q ayirib tashlanadi:

$$Q_r = Q_e - Q_{\text{e}} \text{ yoki } \Delta H_p = \Delta H_1 - \Delta H_{11}$$

Masala: 2 g suvsiz CuSO_4 50 g suvda eritilganda harorat 4 gradusga ko'tariladi. CuSO_4 ning gidratlanish issiqligini hisoblang.

Yechish: a) suvsiz CuSO_4 ning erish issiqligini hisoblaymiz:

$$\Delta H_e = \frac{C \cdot m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{CuSO}_4} \cdot \Delta t}{m \cdot 1000} = \frac{4,187 \cdot 50 \cdot 4 \cdot 160}{2 \cdot 1000} = 66,992 \text{ kJ}$$

b) $\Delta H_r = \Delta H_e - \Delta H_{e1} = -66,992 - (-11,52) = -73,512 \text{ kJ/mol}$ (gidrat-mollanish-ekzotermik jarayon). Moddalarning hosil bo'lish issiqliklarini bir-biriga taqqoslash natijasida quyidagilar aniqlanadi:

D.I. Mendeleyev jadvalining ma'lum qatorida turgan elementlardan birikmalar hosil bo'lishida kuzatiladigan issiqlik o'zaro birikuvchi elementlarning tartib raqamlari orasidagi farqning ortishi bilan ortib boradi. Masalan:

$$\Delta H_{\text{NaCl}} = -413,0 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta H_{\text{MgCl}_2} = -321,0 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta H_{\text{AlCl}_3} = -231,1 \text{ kJ/mol}.$$

Bu yerda bitta kimyoviy bog' uchun to'g'ri keladigan issiqlik miqdori berilgan. Bu sonlarni bir-biriga taqqoslab, quyidagi qoida aniqlangan: o'xshash birikmalar hosil bo'lganda oraliq element birikmasining hosil bo'lish issiqligi uning yonidagi ikkala element birikmalari hosil bo'lish issiqliklarining o'rtacha arifmetik qiymatiga teng bo'ladi. Bu qoida 1928-yilda A. M. Berkengeym tomonidan ta'riflangan.

2. Biror metall davriy jadvalning ma'lum guruhsidagi metallmas element bilan birikma hosil qilish issiqligi uning atom massasi ortishi bilan kamayadi. Masalan:

$$\Delta H_{\text{AgF}} = -202,9 \text{ kJ/mol}; \Delta H_{\text{AgCl}} = -126,8 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta H_{\text{AgBr}} = -99,16 \text{ kJ/mol}; \Delta H_{\text{AgI}} = -64,2 \text{ kJ/mol}.$$

3. Bir metall metallmas element bilan bir necha xil birikma hosil qila oladigan bo'lsa, ularning birinchi atomlari birikmada eng ko'p issiqlik chiqadi, keyingi atomlari birikmada esa kamroq issiqlik chiqadi. Masalan: $\text{A} + \text{FeCl}_2 = -341,0 \text{ kJ/mol}$,

$\Delta H = \text{FeCl}_3 = -405,0 \text{ kJ/mol}$. Bu qoidaga asoslanib, birikmadagi eng keyingi metall bo'lmagan atomni chiqarib yuborish oson, degan xulosa chiqara olarniz.

4. Kimyoviy xossalari jihatidan yaqin bo'lgan elementlarning o'xshash birikmalarining hosil bo'lish issiqliklari bir-birining yaqin bo'ladi:

$$\Delta H_{\text{NaOH}} = -426,6 \text{ kJ/mol}; \Delta H_{\text{LiOH}} = -487,8 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta H_{\text{CsOH}} = -406,5 \text{ kJ/mol}; \Delta H_{\text{KOH}} = -425,93 \text{ kJ/mol}.$$

Kristall moddaning hosil bo'lish issiqligi amorf moddaning hosil bo'lish issiqligidan ortiqdir. Birikmalarning atomlardan hosil bo'lish issiqligi ularning molekulalardan hosil bo'lish issiqligidan yuqori bo'ladi. Kimyoviy birikmalarining hosil bo'lish issiqliklari bilan elementlarning davriy sistemada joylashgan o'rni orasida ham ma'lum bog'lanish bor. Bu bog'lanishni absissalar o'qiga elementlarning D.I. Mendeleyev davriy sistemasidagi tartib raqamlari, ordinatalar o'qiga ularning ma'lum sinfga oid birikmalarining hosil bo'lish issiqliklarini qo'yib, har bir sinfning o'ziga xos diagrammasini hosil qilish mumkin.

Entropiya. Issiqlik mashinalarida issiqlikning ancha qismi bekorga sarflanadi. Boshqa turdagi energiyalardan foydalanilganda ham energiyaning ma'lum qismi issiqlikka aylanib, bir qismi bekorga isrof bo'ladi. Masalan, elektr lampochkasida elektr energiyasining faqat ozgina qismi yorug'likka, qolgan qismi esa issiqlikka aylanadi. Issiqlikka aylangan energiya atrof-muhitga tarqalib ketadi va undan foydalanib bo'lmaydi; demak, energiya miqdori o'zgarmasa ham, uning sifati o'zgaradi, ya'ni energiya o'z qiymatini yo'qotadi. Qiymatini yo'qotgan bunday energiya miqdori

rini ifodalash uchun termodinamikaga entropiya tushunchasi kiritilgan.

Izotermik (o'zgarish haroratda) jarayonda yutilgan issiqliklar yig'indisining mutlaq haroratga nisbati sistema entropiyasining o'zgarishi deb ataladi va quyidagi qiymatga ega bo'ladi:

$$\Delta S = Q/T$$

Muvozanat holatidagi har qanday sistema "entropiya" nomli o'ziga xos holat funksiyasiga ega bo'lib, entropiyaning qaytar jarayonlarda o'zgarishi $\Delta S = S_2 - S_1 = Q/T$ tenglama asosida hisoblanadi (bu yerda, Q — mazkur harorat T da yutiladigan yoki ajralib chiqadigan issiqlik miqdori).

Agar jarayon o'zgaruvchan haroratda sodir bo'lsa, entropiya o'zgarishini hisoblash uchun barcha haroratlardagi Q/T larning yig'indisini olish kerak. Entropiyaning haqiqiy ma'nosini quyidagicha tushunish mumkin. Entropiya moddada yuz berishi mumkin bo'lgan va uzluksiz o'zgarib turadigan holatlarni aks ettiruvchi funksiyadir. Moddaning ayni sharoitdagi holati juda ko'p turli-tuman mikroholatlar tufayli yuzaga chiqadi, chunki modda zarrachalari doimo uzluksiz to'liqsimon harakatda bo'lib, bir mikroholatdan boshqa mikroholatga o'tib turadi.

Bolsman nazariyasiga muvofiq holatlar soni bilan entropiya orasida quyidagi bog'lanish mavjud:

$$S = R/N \ln W$$

N — Avogadro soni, R — universal gaz doimiysi, W — mikroholatlar soni.

Uzluksiz o'zgarib turadigan mikroholatlar soni qancha ko'p bo'lsa, modda holatining tartibsizlik darajasi ham shunchalik katta bo'ladi. Modda tartibli holatdan tartibsiz holatga o'tganda uning entropiyasi ortadi. Entropiya o'zgarishi quyidagi formula bilan ifodalanadi:

ikkinchi holatdagi tartibsizlik

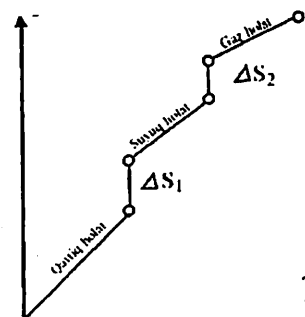
$$\Delta S = R \ln \frac{W_2}{W_1}$$

birinchi holatdagi tartibsizlik

Turli jarayonlarda entropiyaning o'zgarishi. Modda yuqori haroratli holatda bo'lsa, uning entropiyasi yuqori bo'ladi. Masalan,

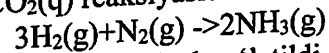
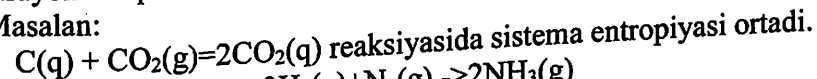
1 mol suvning entropiyasi 1 mol muzning entropiyasidan 21,0 kJ ortiq bo'ladi.

Qizdirilganda moddalarning entropiyasi ortadi, hajm o'zgarganda gazlarda ham shunday bo'ladi. Bosim ham gazlarning entropiyasiga keskin ta'sir etadi. Bosimning ortishi gaz entropiyasini oshiradi. Modda holatining o'zgarishi entropiyaning o'zgarishiga katta ta'sir etadi. Quyidagi rasmda keltirilgan grafikda harorat oshganda entropiyaning modda holati o'zgargandagiga nisbatan deyarli o'zgarishligi ko'rsatilgan.



Entropiyaning haroratga bog'liqligi

Grafikda modda holatining o'zgarishi entropiyaning keskin o'zgarishiga sabab bo'lishini ko'ramiz. Demak, entropiyaning o'zgarishi moddaning tartibsizlik darajasiga to'g'ri proporsionaldir. Entropiya qiymati J/molgrad bilan o'lchanadi. Suyuqlik bug' holatiga o'tganida, kristall modda suvda eriganda, ya'ni modda bir agregat holatdan ikkinchi agregat holatga o'tganida sistema entropiyasi ortadi. Agar bug' kondensatsiyalanib suyuq yoki kristall holatga o'tsa, modda entropiyasi kamayadi. Shuningdek, kimyoviy jarayon vaqtida ham entropiya ortishi yoki kamayishi mumkin. Masalan:



Misol: 1 mol suv 100°C da bug'latildi. Suvning solishtirma qaynash issiqligi 225,8 kJ bo'lsa, 1 mol suv 100°C da bug'langanda uning entropiyasi qanchaga ortadi?

Yechish. Suvning qaynash haroratsida bug'lanishi izotermik jarayon bo'lgani uchun suv entropiyasining ortishi $S = Q/T$ formula bilan hisoblab topiladi:

$$Q = 539,818 = 9716,4 \text{ kal};$$

$$T = 273,2 + 100 = 373,2^\circ;$$

$$9716,4 \text{ kal kal}$$

$$\Delta S = \frac{9716,4}{373,2} = 26,04 \text{ yoki } 108,85 \text{ J/grad. mol}$$

Demak, entropiya 108,85 J/grad. mol ga ortar ekan.

Erkin va bog'langan energiya. Termodinamika qonuniga muvofiq jismdagi energiyaning bir qismi ishga aylanmaydi, jarayon mobaynida jism ichki energiyasining faqat ma'lum qismigina ishga aylanishi mumkin. Jism energiyasining ishga aylanishi mumkin bo'lgan qismi uning erkin energiyasi, ishga aylanmaydigan qismi esa bog'langan energiya deb ataladi. Shunday qilib:

$$U = F + Q$$

bu yerda: U — jismning ichki energiyasi, F — erkin energiya, Q — bog'langan energiya.

Jismdagi bu energiyalarning mutlaq qiymatini hisoblab olmaydi, lekin jarayon vaqtida bajarilgan ish va chiqarilgan issiqlik asosida jismdagi energiyaning o'zgarishini aniqlash mumkin. Erkin energiya jismda potensial energiya holida bo'ladi. Jism ish bajaranda uning erkin energiyasi kamayadi. Masalan, dastlab jisrning erkin energiyasi F , ma'lum ishni bajargandan keyin, uning erkin energiyasi F_2 bo'lsin; u holda o'zgarish jismda bo'ladigan qaytar izotermik jarayon natijasida hosil bo'lgan maksimal ish F_1 , va F_2 orasidagi ayirmaga teng bo'ladi:

$$A = F_2 - F_1 = -\Delta F.$$

O'zgarish bosimda sodir bo'ladigan qaytar izotermik jarayon vaqtida bajariladigan maksimal ishning qiymati dastlabki va oxirgi izobarik potentsiallar G_1 va G_2 orasidagi ayirmaga teng bo'ladi:

$$G_2 - G_1 = -\Delta G$$

Bog'langan energiya $Q = T\Delta S$ formula bilan ifodalanadi; ΔS — jarayon vaqtida entropiyaning o'zgarishi.

Termodinamikaning birinchi va ikkinchi qonunlari birlashgan tenglamasi. Erkin va bog'langan energiya degan tushunchalar

aniqlab olindi. Endi termodinamikaning birinchi hamda ikkinchi qonunlarining birlashgan tenglamasini yozish mumkin. Agar qaytar jarayonda issiqlikning ishga aylanmaydigan eng kichik miqdorini ΔQ bilan ifodalasak, bu issiqlik bog'langan energiyaga teng bo'ladi:

$$\Delta Q = T\Delta S$$

Demak, qaytar jarayonlar uchun:

$$\Delta S = \Delta Q / T \text{ formula hosil bo'ladi.}$$

Agar bog'langan energiya ifodasini termodinamikaning birinchi qonuni formulasiga, ya'ni:

$$\Delta Q = \Delta U + \Delta A \text{ da qo'ysak,}$$

$T\Delta S = \Delta U + \Delta A$ yoki $T\Delta S = \Delta U - \Delta F$, yoki $\Delta F = \Delta U - T\Delta S$ o'zgarish bosimdagi jarayon uchun esa $\Delta G = \Delta N - T\Delta S$ tenglama kelib chiqadi. Bu tenglama termodinamikaning birinchi va ikkinchi qonunlari qaytar jarayonlar uchun xos bo'lgan umumiy tenglamasidir.

Entropiya va entalpiya faktorlari $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ tenglamada; ΔH — entalpiya faktori va $T\Delta S$ uning entropiya faktori deb yuritiladi. Ular bir-biriga qarama-qarshi intilishlarni ifodalaydi. ΔH sistemada tartibsizlik darajasini kamaytiradi yoki tartibsizlik darajasini kamaytirishga intiladi. $T\Delta S$ esa tartibsizlik darajasini ko'paytirishga intiladi. $\Delta G = 0$ boiganida entalpiya faktori uning entropiya faktoriga teng bo'ladi:

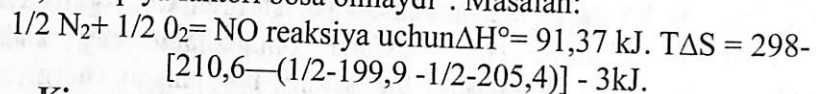
$$\Delta H_0 = T\Delta S$$

Bu sharoitda sistema muvozanatda bo'ladi. O'z-o'zicha sodir boiyadigan reaksiyalar uchun $\Delta G < 0$ dir. Bu sharoitda sistema muvozanat holatga keladi. Bu yerda uchta muhim holat bolishi mumkin.

ΔH_0 ham, ΔS ham reaksiyaning borishiga yordam beradi. Buning uchun $\Delta H < 0$ va $\Delta S > 0$ bolishi kerak. Bunda asosiy vazifani entalpiya faktori bajaradi. Reaksiyaning borishiga faqat ΔH_0 yordam beradi. Bu holda ΔH_0 manfiy qiymatga ega bo'ladi: $\Delta H < 0$, $T\Delta S < 0$ entropiya qarshilik qiladi.

$\Delta H > 0$ bolib, entropiya faktori $T\Delta S$ ΔH_0 dan katta boiganida ham reaksiya o'z-o'zicha borishi mumkin. Demak, ekzotermik reaksiyada entalpiya ΔH_0 ning ortishi entropiya faktori $T\Delta S$ ning

ortishini "bosib ketadi". Endotermik reaksiyalarda (yuqori haroratlarda) entalpiya faktori bosa olmaydi". Masalan:



Kimyo va energetika muammolari. Hozirgi vaqtda jamiyatning moddiy farovonligi darajasi aholi jon boshiga ishlab chiqariladigan energiya miqdoriga ko'ra belgilanadi. Uylarni isitish, tezyurar transportdan foydalanish imkoniyati va sanoat mahsulotlari ishlab chiqarish ko'p jihatdan energiyaning yetarli ekanligiga bog'liq. Energetik muammolar mohiyat e'tibori bilan insoniyat moddiy madaniyatining yanada o'sishi uchun real to'siq bo'lib qoldi. Buni G'arbda XX asrning 70-yillari boshida energetik taqchillik (krizis) nomini olgan davrda ayniqsa o'tkir his qilindi. Energetik muammolar energetika, shu jumladan, atom energetikasini rivojlantirishning ekologik oqibatlariga yetarlicha baho bermaslik tufayli yanada qiyinlashdi.

Hozirgi vaqtda energiyaning talaygina qismi kimyoviy jarayonlar, jumladan, neft, gaz va ko'mir yokish hisobiga ishlab chiqilmoqda. Yorug'lik va issiqlik energiyasini elektr energiyaga aylantirish muammolari ham kimyoviy jarayonlar asosida qal qilinadi. Nihoyat, energiya olish uchun mo'ljallangan zamonaviy moslamalar, yangi konstruksion materiallar va issiqlik tashuvchilar barpo qilishni talab etadi. Bu — energetika muammolarini qal qilishda kimyogarlar asosiy rol o'ynaydi, degan gapdir.

Rivojlangan mamlakatlarda kimyoviy mahsulot qiymati umumiy milliy mahsulot qiymatining 16-20%ga etadi va bu tasodifiy qol emas: kimyo sanoati xo'jalikning energiya eng ko'p sarf bo'ladigan sohasidir. Masalan, 1 t xlor yoki kaltsiy karbid olish uchun 3,5 ming kVt / soat elektr energiya, 1 tonna alyuminiy yoki magniy ishlab chiqarish uchun esa 18 ming kVt/soat elektr energiya sarflanadi. Ilg'or mamlakatlarda kimyo korxonalari uchun sanoat sarf qiladigan butun energiyaning 1/3 qismi sarflanadi. Buning hammasi kimyoning energetika bilan uzviy aloqasi borligidan dalolat beradi: kimyo sanoatini energetikani rivojlantirmasdan taraqqiy ettirib bo'lmaydi va aksincha, energetikaning taraqqiyoti kimyoviy jarayonlardan foydalanishga chamchabchas bog'liq.

2-BOB. KIMYOVIY KINETIKA. ERITMALAR

2.1-MAVZU. KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT

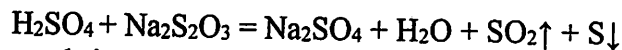
Reja:

1. Kimyoviy kinetika.
2. Kimyoviy reksiya tezligi va unga ta'sir etuvchi omillar.
3. Kimyoviy muvozanat sharoitlari.
4. Le-Shatele prinsipi.

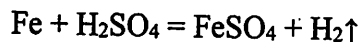
Kimyoviy reaksiyalar har-xil tezliklarda boradi. Ulardan ba'zilari sekundning bir necha ulushlari ichida batamom tugaydi, boshqalari minutlar, soatlar, kunlar davomida amalga oshadi; shunday reaksiyalar ham ma'lumki, ularning borishi uchun bir necha yil va o'n yillar kerak bo'ladi. Bitta reaksiyaning o'zi bir sharoitda, masalan, yuqori haroratda tez, boshqa sharoitda masalan, sovuqda sekin borishi mumkin. Bunda bir xil reaksiyaning tezligi orasidagi farq juda katta bo'lishi mumkin.

Gomogen sistemada boradigan (gomogen reaksiyalar) va geterogen sistemada boradigan (geterogen reaksiyalar) reaksiyalar birlaridan farq qiladi. Modda yoki moddalar yig'indisiga kimyoda sistema deyiladi. Sistemalar gomogen va geterogen sistemalarga bo'linadi. Bir xil fazadan tashkil topgan sistema gomogen, har-xil sistemalardan tashkil topgan sistemaga geterogen sistema deb ataladi. Sistemaning boshqa qismlardan chegara sirtlari bilan ajralib turuvchi qismiga faza deb ataladi. Gomogen sistemaga misol qilib hohlagan gazlar aralashmasini, masalan, azot bilan kislorod aralashmasini, bir necha moddalarning bitta erituvchidagi eritmasini, masalan, natriy xlorid, magniy sulfat, azot va kislorodning suvdagi eritmasini olish mumkin. Ikkala holda ham sistema bir xil fazalardan tashkil topgan. Geterogen sistemaga quyidagilarni misol qilib olish mumkin: muzli suv, cho'kmasi bo'lgan to'yingan eritma va hokazo.

Gomogen sistemada reaksiya sistemaning butun hajmi bo'yicha ketadi. Masalan, sulfat kislotaga natriy tiosulfat eritmasi aralash-tirilsa, butun hajmi bo'yicha oltingugurt hosil bo'lib, eritmaning loyqalanishi kuzatiladi:



Agar reaksiya geterogen sistemada borsa, sistemani tashkil etuvchi fazalari sirtidagina reaksiya amalga oshadi. Masalan, metalning kislotada erishi:



Bu reaksiya faqat metall sirtida boradi, chunki reaksiyaga kirishuvchi ikkala modda shu sirtga bir-biri bilan to'qnashadi. Gomogen reaksiya tezligi geterogen reaksiya tezligidan farq qiladi va ular har xil aniqlanadi.

Gomogen reaksiyalarning tezligi vaqt birligi ichida reaksiyaga kirishgan yoki reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddaning hajm birligidagi miqdori bilan o'lchanadi. Geterogen reaksiyaning tezligi esa vaqt birligi ichida faza sirtining yuza birligida reaksiyaga kirishgan yoki reaksiyada hosil bo'lgan moddaning miqdori bilan o'lchanadi. Gomogen reaksiyaning tezligi matematik shaklda quyidagicha ifodalanadi:

$$v_{\text{gomog}} = \frac{\Delta n}{\Delta t}$$

Geterogen reaksiyaning tezligi $v_{\text{geterog}} = \frac{\Delta n}{S\Delta t}$ shaklda ifodalanadi.

v_{gomog} – gomogen reaksiyaning tezligi; v_{geterog} – geterogen reaksiyaning tezligi; n – reaksiyada hosil bo'luvchi moddaning mol soni; V – sistemaning hajmi; t – vaqt; S – reaksiya boradigan yuza, Δ – ortish belgisi ($\Delta n = n_2 - n_1$, $\Delta t = t_2 - t_1$).

Gomogen reaksiya tezligi ifodasini soddalashtirish mumkin. Modda miqdori (n) ning hajmi (V) ga nisbati ayni moddaning molyar konsentratsiyasi (C) ga teng bo'ladi:

$$\frac{n}{V} = C \text{ bundan } \frac{\Delta n}{V} = \Delta C$$

demak

$$v_{\text{gomog}} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Gomogen sistemadagi reaksiya tezligi reaksiyaga kirishuvchi yoki reaksiya natijasida hosil bo'luvchi moddalar konsentratsiyalarining vaqt birligi ichida o'zgarishi bilan o'lchanadi.

Kimyo sanoatida moddalarni ishlab chiqarish apparatlarining o'lchami va unumdorligi, hosil qilinadigan mahsulot miqdori reaksiyaning tezligiga bog'liq. Kimyoviy reaksiyalardan amalda foydalanilganda reaksiyalarning turli sharoitlarda qanday tezlikda borishi, reaksiyaning istalgan tezligiga erishish uchun sharoitni qanday o'zgartirish kerakligini bilish muhimdir. Kimyoning reaksiyalar tezligini o'rganuvchi bo'limi kimyoviy kinetika deb ataladi. Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga, ularning konsentratsiyalariga, haroratga, katalizator va boshqa faktorlarga bog'liq.

Reaksiya tezligiga reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyalari katta ta'sir ko'rsatadi. Dastlabki moddalarning zarrachalari (molekulalari, ionlari) kimyoviy o'zaro ta'sirlashishi uchun ularning bir-birlari bilan to'qnashishlari zarur; zarrachalar bir-biriga shunchalik yaqinlashishi kerakki, atomlarning biri ikkinchi atomning elektr maydoni ta'sirida bo'lishi kerak. Shundagina elektronlarning o'tishi va atomlarning qayta guruhlanishi yuz beradi va natijada yangi moddalarning molekulalari, ya'ni reaksiya mahsulotlari hosil bo'ladi. Bunda reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar molekulalarining to'qnashishi soniga proporsionaldir. To'qnashishlar soni dastlabki moddalarning konsentratsiyasiga bog'liq. Demak, konsentratsiya qanchalik katta bo'lsa, to'qnashishlar soni shunchalik ko'p bo'ladi, kimyoviy reaksiya ham shunchalik tez boradi. Dastlabki moddalar konsentratsiyalarining kimyoviy reaksiya tezligiga ta'sirini ifodalovchi qonun 1867-yilda norvegiyalik ikki olim K.Guldberg va P.Vaage tomonidan taklif etilgan bo'lib, massalar ta'siri qonuni deb ataladi.

Doimiy haroratda kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyalari ko'paytmasiga to'g'ri proporsionaldir.

$$A + B = C$$

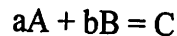
reaksiyaning tezligi bu qonunga muvofiq quyidagicha ifodalanadi:

$$v = K[A] \cdot [B]$$

v – reaksiyaning tezligi; $[A]$, $[B]$ – reaksiyaga kirishayotgan moddaning mol/l bilan ifodalangan konsentratsiyasi; K – tezlik konstantasi.

Tezlik konstantasi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyalari birga teng bo'lgandagi tezlik ya'ni solishtirma tezlikdir. K ning qiymati reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga, haroratga va katalizatorlarga bog'liq bo'lib, reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyasiga bog'liq emas.

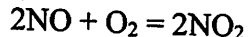
Agar reaksiyaga kirishayotgan moddalarning stexiometrik koeffitsiyentlari birdan yuqori songa teng bo'lsa, bu sonlar reaksiya tezligining matematik ifodasidagi konsentratsiyalar darajasiga qo'yiladi, masalan:



reaksiya uchun massalar ta'siri qonuni quyidagicha ifodalanadi:

$$v = k[A]^a \cdot [B]^b$$

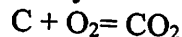
Massalar ta'siri qonunini azot (II)-oksidning oksidlanish reaksiyasi uchun qo'llab ko'raylik:



shu reaksiya tezligining matematik ifodasi:

$$v = k[NO]^2 \cdot [O_2]$$

Geterogen reaksiyalarda massalar ta'siri qonuni tenglamasiga faqat gaz yoki suyuq fazalarda bo'lgan moddalarning konsentratsiyalari kiritiladi. Qattiq fazadagi moddalarning konsentratsiyalari doimiy qiymatga ega bo'ladi va shuning uchun tezlik konstantasiga kiradi. Ko'mirning yonish reaksiyasi:



uchun massalar ta'siri qonuni quyidagicha yoziladi:

$$v = k' \cdot \text{const}[O_2] = k \cdot [O_2]$$

bundan

$$k = k' \cdot \text{const}$$

Kimyoviy reaksiyaning borishi uchun zarrachalar o'zaro to'qnashishi kerak. Lekin har qaysi to'qnashish natijasida reaksiya boravermaydi. Reaksiyaning borishi, ya'ni yangi molekullarning hosil bo'lishi uchun avval dastlabki modda molekullari atomlari orasidagi bog'larni uzish yoki susaytirish kerak. Bunga ma'lum miqdorda energiya sarf etiladi. Agar to'qnashuvchi molekullar bunday energiyaga ega bo'lmasa, to'qnashish effektiv bo'lmaydi yangi molekula hosil bo'lmaydi. Agar to'qnashuv energiyasi bog'lanishlarni bo'shashtirish yoki uzishga yetarli bo'lsa, atomlar

qayta guruhlanishi va yangi modda molekullari hosil bo'lishi mumkin. Molekullarning to'qnashishi natijasida yangi modda hosil bo'lishi uchun zarur bo'lgan qo'shimcha energiya ayni reaksiyaning aktivlanish energiyasi deb ataladi. Aktivlanish energiyasi kJ/mol bilan ifodalanadi. Aktivlanish energiyasiga ega bo'lgan molekullar aktiv molekullar deb yuritiladi.

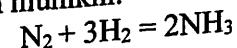
Harorat ko'tarilishi bilan aktiv molekullar soni ortadi va reaksiya tezligi ortadi. Bu ortish reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti bilan xarakterlanadi. Harorat har 10°C ga o'zgarganda reaksiya tezligining necha marta o'zgarishini ko'rsatuvchi son reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti deb ataladi. Harorat o'zgarishi bilan reaksiyaning tezligi quyidagicha o'zgaradi.

$$v_t = \gamma \frac{t_2^0 - t_1^0}{10}$$

v_2 – reaksiyaning t_2^0 – dagi tezligi; γ – reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti; t_1^0 – dastlabki harorat; t_2^0 – oxirgi harorat.

Reaksiyaning harorat koeffitsiyenti har xil reaksiyalar uchun turlichadir. Uning qiymati ko'pchilik reaksiyalar uchun 2 va 4 oralig'ida bo'ladi. Harorat koeffitsiyenti 2,9 ga teng bo'lsa, haroratni 100°C ga ko'tarilishi natijasida reaksiya tezligi $2,9^{10}$ marta, ya'ni 50000 marta ortadi. Har xil reaksiyalarning aktivlik energiyasi turlichadir. Ba'zi reaksiyalarning aktivlik energiyasi kam ba'zilarniki esa yuqoridir. Agar aktivlik energiyasi juda kam (40 kJ/mol dan kam) bo'lsa, reaksiyaga kirishuvchi moddalar zarralari o'rtasidagi to'qnashuvlar natijasida kimyoviy reaksiyalar sodir bo'ladi. Bunday reaksiyalarning tezligi yuqori bo'ladi. Misol sifatida eritmadagi ionlar o'rtasidagi reaksiyalarni olish mumkin. Tajriba-ning ko'rsatishicha bunday reaksiyalar bir daqiqada boradi, ya'ni tezlik bir daqiqaga teng.

Agar aktivlik energiyasi juda yuqori (120 kJ/mol dan yuqori) bo'lsa, to'qnashuvlarning juda kam qismida reaksiya sodir bo'ladi. Demak, bunday reaksiyalarning tezligi juda kichikdir. Yuqori aktivlik energiyasiga ega bo'lgan reaksiyalarga misol qilib ammiak sintezi reaksiyasini olish mumkin:



Bu reaksiya oddiy haroratda shunchalik sekin boradiki, uni amalda payqash qiyin. Reaksiyaning aktivlik energiyasi juda kam va juda yuqori bo'lmasa (40-120 kJ/mol), bunday reaksiya o'rtacha tezlikda boradi. Bunday reaksiyalarning tezligini o'lchash mumkin va ularga misol qilib natriy tiosulfat bilan sulfat kislota eritmalari orasidagi reaksiyani olish mumkin.

Reaksiya tezligini o'zgartiradigan, lekin reaksiya natijasida kimyoviy jihatdan o'zgarmaydigan moddalar katalizatorlar deb ataladi. Katalizatorlar ishtirokida reaksiya tezligining o'zgarish hodisasi kataliz deb ataladi. Katalizatorlar ishtirokida boradigan reaksiyalar katalitik reaksiyalar deb aytiladi.

Kimyo sanoatida katalizatorlar keng miqyosda qo'llaniladi. Katalizatorlar ta'sirida reaksiyalar million va undan ko'p marta tezlashishi mumkin. Kataliz gomogen va geterogen katalizga bo'linadi.

Gomogen katalizda katalizator va reaksiyaga kirishuvchi moddalar bitta fazani (gaz yoki eritma) tashkil etadi. Geterogen katalizda esa katalizatorning o'zi mustaqil fazani tashkil etadi. Vodorod peroksidning suvli eritmada katalitik parchalanishi gomogen katalizga misol bo'ladi. MoO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ionlar vodorod peroksidning katalitik parchalanishiga sababchi bo'ladi.

Geterogen katalizdan kimyo sanoatida keng foydalaniladi. Hozirgi vaqtda kimyo sanoatida ishlab chiqarilayotgan mahsulotlarning asosiy ko'pchiligi geterogen kataliz yordamida olinadi.

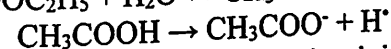
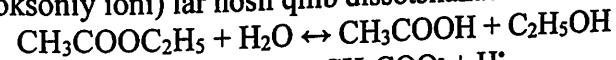
Geterogen katalitik reaksiyalarga misol sifatida sulfat kislota ishlab chiqarishning kontakt usulida oltingugurt (IV) – oksidning sulfat angidridgacha oksidlanishini, ammiak sintezini, nitrat kislota olishdagi ammiakning oksidlanishini olsa bo'ladi.

Agar katalizatorlar ta'sirida reaksiyaning tezligi oshsa, bunday katalizga musbat kataliz deyiladi.

Agar reaksiya tezligi katalizatorlar ishtirokida pasaysa, bunday katalizga manfiy kataliz deyiladi. Reaksiyaning tezligini pasaytiradigan moddalar ingibitorlar deb ataladi. Masalan, sulfat kislota eritmasiga glitserin, etil spirt va qalay (II)-xlorid qo'shilsa, sulfitning havo kislorodi ta'sirida oksidlanishi keskin pasayib ketadi.

Avtokataliz. Kimyoviy reaksiyaning molekularidan biri ta'sirida katalitik tezlashishidir. Masalan, protonlar (H^+) murakkab efir-

larning gidrolizini tezlashtirishi mumkin. Avtokatalizda bu protonlar hosil bo'lgan mahsulotning dissotsilanishi hisobiga hosil bo'ladi. Masalan, etilatsetatning gidrolizlanish mahsuloti – sirka kislota proton (gidroksoniy ion) lar hosil qilib dissotsilanadi:



Hosil bo'lgan protonlar gidroliz reaksiyasini tezlashtiradi.

Avtokatalitik reaksiyalarda katalizator konsentratsiyasi ortib boradi. Shu sababli avtokatalitik reaksiyaning tezligi boshlang'ich davrda oshib boradi, o'zaro ta'sir etuvchi reagentlarning konsentratsiyasi kamaygach, reaksiya tezligi sekinlashadi.

Biologik sistemalarda kataliz juda katta rol uynaydi. Ovqat hazm qilish sistemasida, qonda, odam va hayvonlarning hujayralarida boradigan ko'pgina kimyoviy reaksiyalar katalitik reaksiyalar hisoblanadi. U reaksiyalarning katalizatorlari fermentlar deyiladi. Fermentlar oddiy yoki murakkab oqsillardan iborat. Chunonchi so'lakda ptialin fermenti bo'lib, kraxmalni qandga aylanishni katalitik tezlashtiradi. Oshqozon suyuqligi tarkibidagi pepsin esa oqsillarni parchalanishini tezlashtiradi. Odam organizmidan 30000 ga yaqin turli-tuman fermentlar bo'lib, ulardan har biri o'ziga xos reaksiyalar uchun effektiv katalizatorlik vazifasini bajaradi.

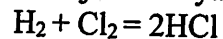
Oddiy reaksiyalarda har bir o'zaro ta'sirning elementar akti reaksiyaga kirishayotgan moddalarning aktiv molekulari o'rtasidagi har bir to'qnashish o'zidan oldingi elementar aktlarga bog'liq bo'lmagan holda boradi. Reaksiya mahsulotining makroskopik miqdorda hosil bo'lishi bir-biriga bog'liq bo'lmagan ko'p miqdordagi elementar aktlar natijasi hisoblanadi.

Ancha murakkab reaksiyalarda har bir elementar aktning borish imkoniyati undan oldingi aktning muvoffaqiyatli borishiga bog'liq. O'z navbatida esa o'zidan keyingi aktning borishiga imkoniyat yaratadi. Bu yerda reaksiya mahsulotining makroskopik miqdorda hosil bo'lishi ketma-ket boradigan o'zaro ta'sirning elementar aktlari zanjirining natijasi hisoblanadi. Bunday reaksiyalar zanjir reaksiyalar deb ataladi. Zanjir reaksiyalar juftlashmagan elektronli, juda yuqori reaksiya aktivlikka ega bo'lgan aktiv markazlar – atomlar,

ionlar yoki radikallar (molekulalarning bo'laklari) ishtirokida boradi.

Demak, aktiv markazlar moddalarni ketma-ket bir-biriga aylanish zanjirini hosil qiladi.

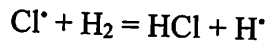
Vodorod xlorid sintezi zanjir reaksiya uchun oddiy misoldir:



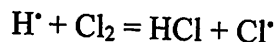
Bu reaksiya yorug'lik ta'sirida vujudga keladi. Xlor molekulasiga nur energiyasining kvanti $h\nu$ yutilib, molekulaning qo'zgatildi, undagi atomlarni tez tebranishiga olib keladi. Agar tebranish energiyasi atomlar orasidagi bog'lanish energiyasidan katta bo'lsa, molekula parchalanadi. Bu jarayon fotokimyoviy dissotsiatsiya deb ataladi.



Hosil bo'lgan xlor atomlari vodorod molekulasini bilan oson reaksiyaga kirishadi.



Vodorod atomi o'z navbatida xlor molekulasini bilan oson reaksiyaga kirishadi:



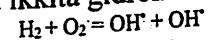
Bu jarayon to'xtovsiz davom etadi. Yutilgan bir kvant yorug'lik ta'sirida 100000 tagacha HCl molekulasini hosil bo'ladi. Agar erkin atom reaksiya borayotgan idish devoriga urilsa, zanjir tugallanadi. Ikkita aktiv zarracha va 1 ta aktiv bo'lmagan zarrachalarning to'qnashishi ham zanjirning tugallanishiga olib keladi, aktiv zarrachalar birlashib molekulaga aylanadi, ajralib chiqqan energiya aktiv bo'lmagan zarracha tomonidan olib ketiladi. Bunday hollarda zanjir uziladi.

Agar zanjir reaksiyaning bir aktida birgina aktiv zarracha o'rniga boshqa bitta aktiv zarracha hosil bo'lsa, bu reaksiya tarmoqlanmagan zanjir reaksiya hisoblanadi.

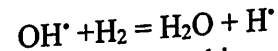
XX asrning yigirmanchi yillarida akademik N.N.Semyonov o'z xodimlari bilan har xil jarayonlarning kinetikasini o'rganish vaqtida kimyoviy reaksiyalarning mexanizmi haqidagi nazariyalar asosida tushuntirib bo'lmaydigan hodisalarni kashf qildi. Bu jarayonlarni tushuntirish uchun N.N.Semyonov tarmoqlangan zanjir reaksiyalar haqidagi nazariyani taklif qildi. Tarmoqlangan zanjir reaksiyalarning borishida erkin radikalning dastlabki modda molekulasini bilan o'zaro

ta'sirlashuvidan bir emas, balki ikki va undan ortiq yangi aktiv markazlar hosil bo'ladi. Ulardan biri eski zanjirni davom ettirsa, qolganlari yangi zanjirning boshlanishiga sabab bo'ladi; zanjir tarmoqlanadi, reaksiya progressiv ravishda tezlashadi.

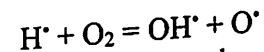
Tarmoqlangan zanjir reaksiyalarga, masalan, suvni oddiy moddalardan hosil bo'lishi reaksiyasi kiradi. Vodorod bilan kislorod aralashmasi qizdirilganda ikkita gidroksil radikali hosil bo'ladi:



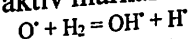
Hosil bo'lgan $\text{OH}^\bullet$ radikallar vodorod molekulasini bilan ta'sirlashadi:



Bu reaksiyada hosil bo'lgan erkin vodorod atomi kislorod molekulasini bilan reaksiyaga kirishib, ikkita yangi aktiv zarracha hosil qiladi:



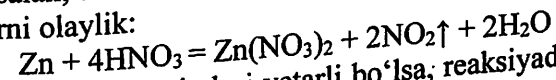
Kislorod atomlari o'z navbatida vodorod molekulasini bilan reaksiyaga kirishib, 2 ta yangi aktiv markaz hosil qiladi:



Shunday qilib, aktiv zarrachalarning soni progressiv ravishda oshadi va reaksiya keskin tezlashadi.

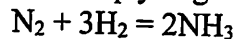
Yonish, portlash, uglevodlarning oksidlanish jarayonlari, polimerlanish kabi muhim kimyoviy reaksiyalar zanjir mexanizmi bo'yicha boradi. Shuning uchun zanjir reaksiyalar nazariyasi texnika va kimyoviy texnologiyaning bir qator muhim tarmoqlari uchun ilmiy asos bo'lib xizmat qiladi. Atomlarning ichki energiyasidan foydalanishda ham zanjir reaksiyalar muhim o'rin tutadi.

Kimyoviy reaksiyalarni ikki guruhga bo'lish mumkin: qaytmas va qaytar reaksiyalar. Qaytmas reaksiyalar oxirigacha, ya'ni o'zaro reaksiyaga kirishuvchi moddalardan biri batamom sarf bo'lguncha boradi. Masalan, rux bilan konsentrlangan nitrat kislotasi o'rtasidagi o'zaro ta'sirni olaylik:



Nitrat kislotaning miqdori yetarli bo'lsa, reaksiyada rux butunlay erib bo'lgach tugaydi. Agar rux nitrat eritmasi orqali azot (IV)-oksid o'tkazilsa, nitrat kislotasi va rux hosil bo'lmaydi, ya'ni bu reaksiya teskari yo'nalishda bormaydi. Demak, rux bilan nitrat kislotaning o'zaro ta'siri qaytmas reaksiyadir.

Qaytar reaksiyalar oxirigacha bormaydi; qaytar reaksiyalarda reaksiyaga kirishuvchi moddalardan hech biri to'liq sarf bo'lmaydi. Qaytar reaksiyalar to'g'ri yo'nalishda ham, teskari yo'nalishda ham boradi. Masalan, ammiak sintezi quyidagi tenglama bo'yicha boradi:



Reaksiya uchun sharoit yaratilgandan so'ng gazlar aralashmasi analiz qilinsa, sistemada faqat reaksiya mahsuloti (ammiak) bo'libgina qolmay, dastlabki moddalar (azot va vodorod) ham bo'ladi. Demak, ammiak sintezi qaytar reaksiyadir. Ikki qarama-qarshi yo'nalishda boradigan jarayonlar qaytar jarayonlar deb ataladi.

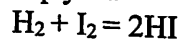
Qaytar reaksiyalar tenglamalarida tenglik ishorasi o'rniga strelka qo'yiladi; bu strelkalar reaksiyani to'g'ri va teskari tomonga borishini ifodalaydi.

Qaytar reaksiyalarda avval to'g'ri reaksiya tezligi yuqori bo'lib, teskari reaksiya tezligi nolga teng bo'ladi. Reaksiya borishi natijasida dastlabki moddalar sarf bo'ladi va ular konsentratsiyalari kamayadi va natijada to'g'ri reaksiya tezligi kamaya boshlaydi. Bir vaqtning o'zida reaksiya mahsulotlari hosil bo'lib, ularning konsentratsiyasi oshib boradi. Buning natijasida teskari reaksiya bora boshlaydi, uning tezligi sekin asta osha boshlaydi.

To'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari bir xil bo'lib qolganda ($v_{\text{to'g'ri}} = v_{\text{teskari}}$) kimyoviy muvozanat vujudga keladi. Kimyoviy muvozanat holatida vaqt birligi ichida qancha mahsulot parchalansa, shuncha miqdor yangisi hosil bo'ladi.

Kimyoviy muvozanatni dinamik (harakatchan) muvozanat deb yuritiladi. Bu muvozanat holatida to'g'ri reaksiya ham, teskari reaksiya ham boradi, lekin ularning tezligi bir xil bo'ladi.

Kimyoviy muvozanatning miqdoriy xarakteristikasi kimyoviy muvozanat konstantasidir. Bu konstantani vodorod yodid sintezi reaksiyasi misolida ko'rib chiqaylik:



Massalar ta'siri qonuniga binoan to'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari quyidagicha ifodalanadi:

$$v_1 = k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

$$v_2 = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$$

Muvozanat holatida to'g'ri va teskari reaksiyalarning tezliklari bir-biriga teng ($v_{\text{to'g'ri}} = v_{\text{teskari}}$) bo'lganligi uchun

$$k_1[\text{H}_2][\text{I}_2] = k_2[\text{HI}]^2$$

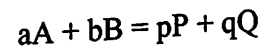
to'g'ri va teskari reaksiyalar tezlik konstantalarining bir-biriga nisbati ham konstanta hisoblanadi:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

U ayni reaksiyaning muvozanat konstantasi K deb ataladi:

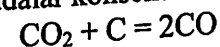
$$\frac{k_1}{k_2} = K \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

Umumiy qaytar reaksiyaning muvozanat konstantasi quyidagicha:



$$K = \frac{[\text{P}]^p [\text{Q}]^q}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

Geterogen reaksiyalarning muvozanat tenglamasiga faqat gaz yoki suyuq fazadagi moddalar konsentratsiyalari kiradi. Masalan,



reaksiyaning muvozanat konstantasi:

$$K = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$$

Muvozanat konstantasining qiymati reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiati va haroratga bog'liq. Katalizatorlar ishtirokiga bog'liq emas.

Muvozanat konstantasi K ning qiymati qanchalik katta bo'lsa, reaksiyaning unumi shunchalik ko'p bo'ladi. Shu sababli reaksiyalarning muvozanat konstantasini bilish kimyo va kimyoviy texnologiya uchun muhim ahamiyatga egadir.

Kimyoviy muvozanatning siljishi

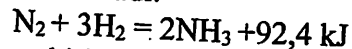
Agar reaksiya sharoiti o'zgarsa, sistema muvozanat holatidan chiqadi, ya'ni to'g'ri va teskari jarayonlarda bir xil o'zgarish bo'lmaydi. Muvozanatning buzilishiga reaksiyaga kirishuvchi modda-

lardan birining konsentratsiyasi o'zgarishi, bosim va haroratning o'zgarishiga sabab bo'ladi. Har bir faktor ta'sirini alohida ko'rib chiqamiz:

1) Muvozanatda ishtirok etuvchi moddalardan birining konsentratsiyasi oshirilsa, muvozanat shu moddani sarf bo'lishi tomoniga siljiydi; agar moddalardan birining konsentratsiyasi kamaytirilsa, muvozanat shu moddani hosil bo'lishi tomoniga siljiydi.

Masalan: $\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ tenglama bilan ifodalangan muvozanatdagi sistemaga CO_2 qo'shimcha qo'shilsa, sistema CO_2 konsentratsiyasini kamaytirishga intiladi, ya'ni muvozanat o'ng tomoniga siljiydi. Aksincha, agar CO_2 ning miqdorini kamaytirsak, sistema uni ko'paytirishga intiladi, ya'ni muvozanat chap tomoniga siljiydi;

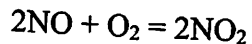
2) Harorat o'zgarganda ko'pchilik kimyoviy reaksiyalarning muvozanati siljiydi. Harorat ko'tarilganda muvozanat endotermik reaksiya yo'nalishi tomon, harorat pasaysa, muvozanat ekzotermik reaksiya yo'nalishi tomon siljiydi. Chunonchi, ammiak sintezi ekzotermik reaksiya hisoblanadi:



Bunda harorat oshirilganda sistemadagi muvozanat harorat yutilishi tomon – ammiakning parchalanishi tomon siljiydi.

Azot (II) – oksidni sintezi endotermik reaksiyadir: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - 180,5 \text{ kJ}$ Bunda harorat oshirilishi bilan muvozanat o'ng tomoniga – NO hosil bo'lishi tomoniga siljiydi;

3) Gaz moddalar ishtirok qiladigan va umuman hajmi o'zgargan sistemalarida kimyoviy muvozanat bosim o'zgarishi bilan siljiydi.



Muvozanatdagi sistemada bosim oshirilsa, muvozanat o'ng tomoniga, ya'ni kam sondagi gaz molekulari hosil bo'lish tomoniga siljiydi; bosim kamaytirilsa, aksincha, muvozanat chap tomoniga siljiydi. Reaksiya gaz molekularining sonini o'zgarishiga bilan boradigan hollarda, muvozanat sistema siqilganda ham, kengaytirilganda ham buzilmaydi. Masalan, $\text{H}_2 + \text{J}_2 = 2\text{HJ}$ sistemada bosim o'zgarishi bilan muvozanat buzilmaydi, ya'ni HJ ning hosil bo'lish unumi bosimga bog'liq emas.

Agar muvozanatda turgan sistemaga qandaydir ta'sir ko'rsatilsa, muvozanat ta'sirini kamaytiruvchi yo'nalish tomon siljiydi. Bu qoida Le-Shatellye prinsipi deyiladi. Bu prinsip 1884-yilda fransuz olimi Le-Shatellye tomonidan ta'riflangan. Le-Shatellye prinsipi faqat kimyoviy muvozanatga tadbiiq qilinmay, u har xil fizik kimyoviy muvozanatlarga ham taalluqlidir. Qaynash, kristallanish suyuqlanish jarayonlarida sharoitning o'zgarishi bilan muvozanatning siljishi Le-Shatellye prinsipi asosida boradi.

2-laboratoriya ishi. Metalning ekvivalent molyar massasini aniqlash

Ishning maqsadi: Kimyoviy ekvivalent, hajmiy ekvivalent tushunchalarini va ekvivalent qonuni bilan bog'liq bo'lgan hisoblashlarni o'zlashtirish

Reaktivlar: H_2O -distillangan suv, HCl-xlorid kislotasi (rangsiz eritma), Mg-magniy qirindisi (yaltiroq metall).

Asbob uskunalar: Ostvald probirkasi, ikkita barobarlovchi byuretkasi, rezina shlang, rezinali qopqoq, shtativ, bosim o'lchovchi barometr, haroratni o'lchovchi termometr, nayli tiqin.

Metall (masalan, magniy) ekvivalentini bevosita aniqlash uchun ma'lum miqdor metall olib, uni oksidga aylantiriladi. So'ngra oksidagi metall bilan kislorod miqdorini aniqlab, metallning ekvivalentini hisoblab topiladi. Tajriba quyidagicha olib boriladi.

1-tajriba. Magniyning gramm-ekvivalentini aniqlash.

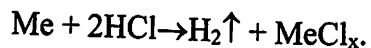
Ishning bajarilishi. Tarozida 0,2 g magniy qirindisi tortib olib, uni shu tarozida avvalroq tortib qo'yilgan chinni tigelga soling. Shundan keyin magniyni mo'rili shkafda nitrat kislotada eriting. 0,2 g magniyni to'la eritish uchun 4 n HNO_3 eritmasidan qancha kerakligini hisoblang. Kislotasi eritmasini oz-ozdan tigelga (magniy to'liq erib bo'lguncha) quyib boring. Hosil qilingan magniy nitrat eritmasini ehtiyotlik bilan bug'lantiring. So'ngra tigelda qolgan qattiq moddani ochiq alangada cho'g'languncha qizdiring. Bu ishni juda ehtiyotkorlik bilan birdaniga juda ko'p miqdorda azot oksidlari chiqib ketmasligiga ahamiyat berib bajaring. Modda cho'g'langach,

tigelni alangadan olib, eksikatora sovuting. Sodir bo'lgan reaksiyalarning tenglamalarini daftarga yozib qo'ying. Tigel sovuganidan keyin uni (ichidagi magniy oksidi bilan birga) texnik-kimyoviy tarozida torting. So'ngra tigeldagi modda ikkinchi marta cho'g' holatiga keltiriladi va eksikatora sovitilganidan keyin yana tortiladi. Bu jarayon so'nggi ikkita tortish o'rtasida farq qolmaguncha (ya'ni magniy nitrat batamom parchalanib bo'lguncha) takrorlanaveradi. Topilgan natijalar asosida magniyning ekvivalenti hisoblab chiqariladi.

Tajriba natijalarini hisoblash:

1. Chinni tigelning og'irligi (a).
2. Magniy qirindisining og'irligi (v).
3. Chinni tigelning magniy oksid bilan og'irligi (c).
4. Hosil qilingan magniy oksidining og'irligi (c - a).
5. Magniy bilan birikkan kislorodning og'irligi (c - a) - v
6. Magniyning ekvivalenti $E = \frac{8B}{(c-a)-B}$

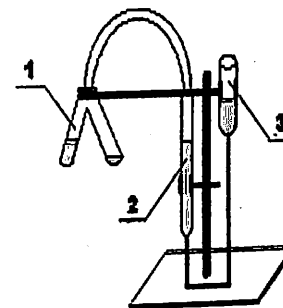
2-tajriba. Tajriba ma'lum miqdorda olingan metallning suyultirilgan xlorid kislotadan siqib chiqaradigan vodorod hajmini o'lchashga asoslangan:



Bu tajriba quyidagi rasmda ko'rsatilgan germetik asbobda bajariladi. Ostvald probirkasining bir tomoniga suyultirilgan 10 ml xlorid kislotadan quyung. Ikkinchi tomoniga tarozida oldindan tortilgan va kichkina filtr qog'oziga o'ralgan 0,05 g Mg metalini ehtiyotlik bilan kislotaga tegizmasdan soling.

Barobarlovchi byuretkani pastga yoki yuqoriga harakatlantirib turgan holda suvning sathini nolga yaqin chiziqqa keltiring va Ostvald probirkasini probka bilan berkitib, asbobning germetikligini tekshiring. Buning uchun barobarlovchi byuretkadagi suvning sathini byuretkadagi suv sathidan pastroqqa tushiring va uni shu holatda shtativga mahkamlab o'rnatib. Agar 1-2 minut davomida byuretkada suvning sathi sezilarli darajada o'zgarmasa, asbobni germetik deb hisoblash mumkin.

Asbobning germetikligini tekshirilgandan keyin, byuretkalardagi suv sathini bir holatga keltiring va darajalarga bo'lingan byuretkadagi suvning dastlabki sathini ($V_{bosh.}$) belgilab yozib qo'ying.



Metall ekvivalentining molyar massasini aniqlash uskunasi:

1-Ostvald probirkasi; 2- byuretki; 3- barobarlovchi byuretki.

Ostvald probirkasini qiyalatib undagi kislotani metall solingan tomoniga quyung. Shu zahoti metall kislota bilan reaksiyaga kirishib, vodorod ajrala boshlaydi. Ajralib chiqqan vodorod byuretkadagi suvni barobarlovchi byuretkaga tomon siqib chiqara boshlaydi.

Reaksiya tamom bo'lishi bilan byuretkadagi gazning chiqib ketmasligi yoki unga havo kirmasligi uchun ikkala idishdagi suvning sathini tenglashtiring. So'ngra byuretkadagi so'nggi suv sathini ($V_{oxir.}$) aniqlab yozib oling.

2.2-MAVZU. ERITMALAR VA ULARNING TURLARI

Reja:

1. Eritma turlari. Eruvchanlik.
2. Eritmalarni ionli tenglamalari.
3. Eritma konsentratsiyasini ifodalash turlari.
4. Eritmalarning qaynash va muzlash temperaturalari.

Har qanday eritma erigan modda va erituvchidan tashkil topgan bo'ladi. Tuzlarning suvli eritmalarida suv erituvchi hisoblanadi. Agar eritmani hosil qiluvchi ikkala komponent erish jarayonida bir xil agregat holatda bo'lsa (masalan, spirt va suv), ko'proq miqdordagi komponent erituvchi hisoblanadi.

Ba'zi bir moddalarning erishida issiqlik ajralib chiqishi erituvchi bilan eruvchi modda o'rtasida kimyoviy o'zaro ta'sir borligini ko'rsatadi. Eritmalar kimyoviy birikmalardan tarkibi

effekti ayrim jarayonlarning issiqlik effektlarining algebrik yig'indisiga teng bo'lib, uning qiymati musbat bo'lishi ham, manfiy bo'lishi ham mumkin.

Qattiq moddalarning eruvchanligi. O'ta to'yingan eritmalar

Moddaning erituvchida eriy olish xususiyati shu moddaning eruvchanligi deb ataladi. Moddalarning eruvchanligi eruvchi moddaning va erituvchining tabiati va haroratga bog'liq.

Moddaning ma'lum haroratda 100 g erituvchida erib, to'yingan eritma hosil qiladigan massasi uning eruvchanlik koeffitsiyenti deb ataladi.

Turli moddalarning suvdagi eruvchanligi turlichadir. Agar 100 g suvda 10 g dan oshiq modda erisa, bunday moddalar yaxshi eriydigan, 1 g dan kam modda erisa, bunday moddalar oz eriydigan va nihoyat 0,01 g.dan kam modda erisa, amalda erimaydigan moddalar hisoblanadi. Odatda, qutbli va ionli bog'lanishdagi moddalar qutbli erituvchilar (suv, spirt, suyuq ammiak) da, qutbsiz moddalar esa qutbsiz erituvchilar (benzol, uglerod sulfid) da yaxshi eriydi.

Ko'pchilik qattiq moddalarning erishi issiqlik yutilishi bilan boradi. Bu qattiq moddaning kristallik panjarasining buzilishiga ko'p miqdorda energiya talab qilinishi bilan tushuntiriladi. Bu energiya, odatda, gidratlar hosil bo'lishida ajralgan energiya bilan to'liq kompensatsiya qilinmaydi. Agar kristall moddaning erishi issiqlik yutilishi bilan borsa, harorat oshishi bilan shu moddaning eruvchanligi ortadi. Bordiyu, gidratlanish energiyasi eritmaning hosil bo'lishida issiqlik ajralib chiqishi yetarli bo'lsa, eruvchanlik harorat oshishi bilan kamayadi. Masalan, suvda litiy, alyuminiy tuzlarining erishida bu hodisa kuzatiladi.

Eruvchanlik bilan harorat orasidagi bog'lanishni grafik usulda tasvirlash mumkin. Bu chiziq eruvchanlik egri chiziqlari deyiladi. Eruvchanlik egri chizigini tuzish uchun absissa o'qiga harorat, ordinata o'qiga moddaning ayni haroratdagi eruvchanlik miqdori qo'yiladi. Qattiq moddalar suvda eriganda sistemaning hajmi deyarli o'zgarmaydi. Shu sababli qattiq holatdagi moddalarning eruvchanligi amalda bosimga bog'liq emas.

Ko'pchilik moddalarning eruvchanligi harorat pasayishi bilan kamayadi, shu sababli moddalarning issiq to'yingan eritmaları sovuqligida erigan moddaning ortiqchasi ajralib chiqadi. Biroq sovitish sekin va tashqaridan erigan moddaning zarrachasini tushirmasdan ehtiyotlik bilan olib borilsa, eritmada moddaning ortiqcha qismi ajralmasligi mumkin. Bu hodisani 1794-yilda T.E.Lovits kashf etdi va bunday eritmaları o'ta to'yingan eritmalar deb atadi. Tinch holatda bunday eritmalar yillar davomida o'zgarishsiz turishi mumkin. Ammo eritmaga erigan modda kristallaridan tashlansa, shu zahotiyoq bu kristall atrofida boshqa kristallar o'sa boshlaydi va qisqa vaqt ichida erigan moddaning ortiqcha miqdori butunlay kristallanib qoladi. Ba'zan kristallanish eritmani chayqatishdan ham boshlanadi, shuningdek eritma bo'lgan idishning devori shisha tayoqcha bilan ishqalansa ham kristallanish yuz beradi.

Kristallanish vaqtida ko'p issiqlik ajralib chiqadi va eritma saqlangan idish sezilarli darajada qiziydi.

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (burada) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, (natriy tiosulfat), $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (natriy atsetat) tuzlarning o'ta to'yingan eritmaları oson hosil bo'ladi.

Gazlarning suvdagi eruvchanligi ekzotermik jarayondir. Harorat ko'tarilishi bilan gazlarning eruvchanligi kamayadi. Gaz suyuqlikda eriganda ma'lum vaqtdan so'ng muvozanat qaror topadi:

$\text{gaz} + \text{suyuqlik} = \text{gazning suyuqlikdagi to'yingan eritmasi.}$

Gaz eriganda sistemaning hajmi ancha kamayadi. Demak, bosimning oshirilishi muvozanatning o'ng tomonga siljishiga, ya'ni gaz eruvchanligining oshishiga olib keladi. Gazlarning suyuqliklardagi eruvchanligi Genri qonuni bilan ifodalanadi:

O'zgarma haroratda ma'lum hajm suyuqlikda erigan gazning massasi shu gazning parsial bosimiga to'g'ri proporsional bo'ladi:

$$C = k \cdot p$$

C - gazning to'yingan eritmasidagi massa konsentratsiyasi, p - parsial bosim, k - proporsionallik koeffitsiyenti yoki Genri konstantasi.

Gazlar aralashmasi eritilganda har qaysi gaz mustaqil ravishda eriydi, ya'ni bir gazning erishiga aralashmadagi boshqa gazlar hech qanday halal bermaydi. Gazlar juda yuqori bo'lmagan bosimda

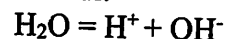
erituvchi bilan gaz o'zaro kimyoviy ta'sirlashmagan hollardagina Genri qonuniga bo'ysunadi. Ba'zi gazlarning suvdagi eruvchanligi quyidagi 6-jadvalda berilgan.

6- jadval

Gazlarning suvdagi eruvchanligi

Gaz	Gazning 100 ml suvdagi eruvchanligi, ml		Gaz	Gazning 100 ml suvdagi eruvchanligi, ml	
	0 °C da	20 °C da		0 °C da	20 °C da
Vodorod	2,15	1,8	Uglerod (IV)-oksid	171	87,8
Kislorod	4,9	0,1	Xlor	461	236
Azot	2,35	0,5	Metan	5,5	3,3

Toza suv o'lchash mumkin bo'lgan elektr o'tkazuvchanlikka ega bo'lib, juda kuchsiz elektrolit hisoblanadi. Suv kam darajada bo'lsa ham ionlarga parchalanadi:



Suvning dissotsiatsiya darajasi uy haroratida juda kichik qiymatga ega: $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$, ya'ni suvning 5556000000 molekulasidan faqat bittasi ionlashgan holda bo'ladi. Suvning dissotsiatsiya darajasi juda kichik bo'lishiga qaramay, 1 litr suvdagi H^+ ionlarining soni $6 \cdot 10^{16}$ ga tengdir. Suv kuchsiz elektrolit, uning dissotsiatsiya konstantasi quyidagicha yoziladi:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (t = 22^\circ \text{C})$$

Dissotsilanmagan suv molekularining konsentratsiyasini suvning 1 litridagi umumiy konsentratsiyasiga teng deb olish mumkin, ya'ni:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ (mol/l)}$$

Bunda suvning dissotsiatsiya konstantasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{55,56} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ bundan}$$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = (1,8 \cdot 10^{-16}) \cdot (55,56) = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$$

Vodorod va gidroksid ionlarning konsentratsiyalarini ko'paytmasi faqat suv uchun emas, balki kislota, asos va tuzlarning suvli eritmaları uchun ham konstanta hisoblanadi. Bu kattalik suvning ion ko'paytmasi deb ataladi va $K_{\text{H}_2\text{O}}$ bilan belgilanadi.

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l} \quad (t^0 = 22^\circ \text{C}).$$

Vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari bir xil bo'lgan eritmalar neytral eritmalar deb ataladi. Neytral muhit uchun $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$. Kislotali muhitda $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, ishqoriy muhitda esa $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$. Suvning ion ko'paytmasidan foydalanib, muhitning har qanday reaksiyasini miqdoriy jihatdan H^+ ionlarning konsentratsiyasi bilan o'lchash mumkin. Bunda quyidagi nisbatni hisobga olish kerak:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \text{ mol/l} \quad \text{va} \quad [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} \text{ mol/l}$$

Muhit reaksiyasini miqdoriy jihatdan ifodalash uchun, odatda, H^+ ionlari konsentratsiyasi o'rniga uning manfiy ishora bilan olingan o'nli log'arifmidan foydalaniladi. Bu qiymat vodorod ko'rsatkich deb ataladi va pH bilan ifodalanadi: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$

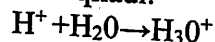
Masalan, agar $[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/l}$ bo'lsa, $\text{pH} = 4$ bo'ladi. Neytral eritmalarida ($[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$) $\text{pH} = 7$, kislotali eritmalarida $\text{pH} < 7$, ishqoriy eritmalarida $\text{pH} > 7$ bo'ladi. Eritma muhiti qandayligini (kislotalimi, ishqoriymi yoki neytralmi) aniqlash uchun indikatorlardan foydalaniladi. Indikatorlar o'z rangini H^+ ionlar konsentratsiyasiga bog'liq ravishda o'zgartiruvchi maxsus reaktivlardir. Ko'p ishlatiladigan indikatorlar jumlasiga metiloranj, lakmus, fenolftalein kiradi. Vodorod ionlari konsentratsiyasini indikatorlar yordamida (kolorimetrik usul) o'lchash aniqligi yuqori bo'lmagan usul bo'lsa ham, amalda qulay bo'lib, ko'pgina hollarda qo'llaniladi. Bu usul muhitning pH ga bog'liq holda ba'zi bir organik moddalar eritmalarining rangini o'zgarishiga asoslangan. pH ni o'lchashda ko'pincha bir necha indikatorlar aralashmasi (universal indikator) ishlatiladi. Tekshirilayotgan eritmaga (5-6 ml eritmaga 1-2 tomchi) universal indikator tomiziladi va hosil bo'lgan rang etalon eritmalarga solishtiriladi. Aniq pH ga ega rangli indikator eritmaları solingan og'zi kavsharlangan probirkalar etalonlar vazafasini o'taydi. Tekshirilayotgan eritma bilan bir xil rangga ega bo'lgan etallonni tanlab,

unda ko'rsatilgan pH qiymati yozib olinadi. Eritmaning pHini aniq o'lchash uchun maxsus asboblardan foydalaniladi. Ko'pchilik reaksiyalar uchun pH ning qiymati muhim ahamiyatga ega. Masalan, qishloq xo'jaligi, shuningdek, bir qator sanoat tarmoqlari (ozuq-ovqat, gidroliz, vino, pivo tayyorlash, pishloq tayyorlash kabi tarmoqlar)da boradigan fermentativ reaksiyalarda pH ning ahamiyati katta. Ko'pchilik biologik jarayonlar kuchsiz kislota, neytral va kuchsiz ishqoriy muhitda borib, ularning pH qiymatlari 4-8 oralig'ida bo'ladi. Qishloq xo'jaligi ekinlarining normal rivojlanishi va ulardan doimo yuqori hosil olish uchun tuproq eritmasining muhiti ma'lum pH ga ega bo'lishi kerak. $pH < 4$ kichik bo'lganda tuproq eritmasida H^+ , alyuminiy, temir, marganes va boshqa ionlar o'simliklar uchun zararli konsentratsiyada to'planadi, $pH > 8$ dan oshganda o'simliklar uchun zararli gidroksid OH^- ionlari hosil bo'ladi.

Kislota va asos nazariyalari

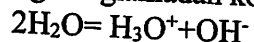
Hozirgi vaqtda kislota va asoslar haqida umumlashgan birqancha nazariyalar ma'lum. Bularidan solvosistemalarnazariyasi, proton nazariyasi va elektron nazariyasi keng qo'llaniladi. Bu nazariyalarning har biri turlicha negizlar asosida kelib chiqqan bo'lishiga qaramay, bir-biriga zid emas hamda kislota — asos birikmalarining o'ziga xos tomonlarini ochib beradi. Kislota va asos haqidagi nazariyalarning hozirgi ifodasini ishlab chiqishda boshqalar bilan bir qatorda O'zbekistonlik olim M.I. Usanovichning xizmati katta bo'ldi.

1. **Solvosistema nazariyasi.** Suv dissotsilanganda: $H_2O = H^+ + OH^-$ vujudga kelgan H^+ va OH^- ionlari boshqa ionlar kabi suvli eritmada gidratlanadi. Vodorod ioni suv molekulasiga bilan osongina birikib, gidroksoniy ionini hosil qiladi:

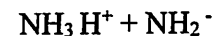


Gidroksoniyni ba'zi birikma (kompleks)laridan kristall holda ajratib olish mumkinligi aniqlangan.

Shunday qilib, suvning o'zi dissotsilanganda ham gidroksoniy ioni vujudga kelishi quyidagi tenglamadan ko'rinib turibdi:



O'tkazilgan tajribalar aminlarning ko'pgina anorganik tuzlarni eritishi, ularning eritmaları ham tok o'tkazishini ko'rsatdiki, bu elektrolitik dissotsilanishdan darak berdi. Elektrolitlarning suvdagi eritmalarida va suyuq ammiakda o'tkazilgan reaksiyalar orasida yaqinlik borligi ko'rindi. Ammiakning o'zi ham oz bo'lsada, dissotsilanishi aniqlangan:



Vodorod ioni eritmada solvatlangan bo'lib, u erituvchi-ning bir molekulasiga bilan tezgina reaksiyaga kirishadi:

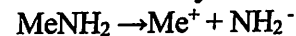


Natijada gidroksoniy ioniga o'xshash boigan ammoniy ioni hosil bo'ladi. Ammiakning dissotsilanishi ham suvnik kabi boradi:



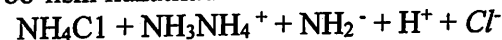
Ammiak bilan o'tkazilgan ilmiy kuzatishlar metallarning amidlarini gidroksidlarga o'xshash birikmalar deb qarashga imkon berdi.

Bu o'xshashlik OH^- va NH_2^- ionlari hamda suv bilan ammiak molekularining izoelektronlik xususiyatlari bilan yanada ravshanlashadi. Bular orasidagi o'xshashlik ularning ko'pgina xossalari namoyon bo'ladi. Asoslarning suvdagi eritmaları kabi amidlarning ammiakli eritmaları dissotsilanishi tufayli elektr tokini o'tkazadi:



Mana shu eritmalarda fenolftalein qizaradi, kislota qo'shilganda ular neytrallanadi. Amidlarning erishi gidroksidlarning erishiga mos keladi. Bundan suyuq ammiak muhitidagi metallarnidlar OH^- guruhiga ega bo'lmasligiga qaramay, o'zini kuchli asoslardek tutadi, degan xulosa kelib chiqadi.

Agar suyuq ammiakda ammoniy tuzi eritilib, tegishli kislota xususiyatga ega eritma hosil qilinsa va olingan ma'lumotlar taqqoslansa, bularning bir xilligini, ya'ni har ikkala holda ham ammoniy tuzi eritmasi hosil bo'lishi kuzatiladi:



Franklin suyuq ammiakda eritilgan ammoniy tuzlari metallarning amidlari bilan kislotalar kabi reaksiyaga kirishishini ko'rsatdi. Demak, suyuq ammiakdagi ammoniy tuzlari o'zini kislota kabi tutadi. Suyuq ammiakdagi neytrallanish reaksiyasi dissotsilanmagan eritma molekularining hosil bolishiga olib keluvchi jarayondan iborat

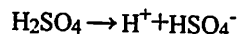
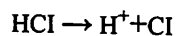
bo'ladi. Ko'rilgan qonuniyatlar kislota va asoslarning yangi solvosistemalar nazariyasida o'z aksini topdi.

Ushbu nazariyaga binoan eritmada erituvchi dissotsilanganda musbat ionlar hosil qiluvchi birikma shartli ravishda kislota deb qaraladi, asos bo'lib esa eritmada erituvchining o'zi dissotsilanganda manfiy ionlar hosil qiluvchi birikmalar qabul qilinadi.

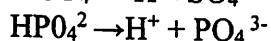
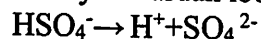
2. *Proton nazariyasi*. Brensted-Laurilar tomonidan taklif qilingan bu nazariyaga asosan proton bera oluvchi har qanday zarracha (molekula yoki ion) kislota bo'ladi. Protonni biriktiriboluvchi har qanday zarracha asosdir.

Proton nazariyasiga muvofiq kislotalar uchga bo'linadi:

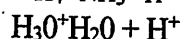
1) neytral kislotalar: bularga misol qilib xlorid kislota yoki sulfat kislotalari ko'rsatish mumkin:



2) anion kislotalar: manfiy ionlardan iborat bo'ladi:



3) kation kislotalar: musbat ionlardan iborat bo'ladi:

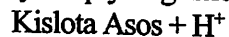


Kation kislotalarga ko'p valentli metallarning gidratlangan ionlari ham kiradi.

Ko'pgina komplekslarni kislotalarga qo'shish mumkinki, bularning ham proton berishi tajribalarda isbotlangan.

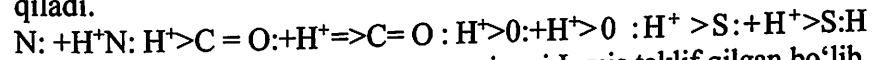
Asoslarni ham kislotalar kabi neytral (suv, aminobirikmalar) anionli (Cl^- , OH^-) va kationli (H_3O^+ , NH_4^+) sinflarga ajratish mumkin.

Proton nazariyasiga muvofiq proton ajralishining har qanday reaksiyasi quyidagi sxema orqali ifodalanadi:

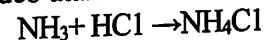


Bunday jarayonda ishtirok etuvchi asos va kislota mujassamlashgan bo'ladi. Masalan, gidrosulfat anioni - HSO_4^- sulfat kislota - H_2SO_4 bilan mujassamlashgan asos, H_3O^+ ionlari esa asos bo'lgan H_2O bilan mujassamlashgan kislota. Proton nazariyasi organik moddalar - aminlar, efir, keton va tioefirlarning asos xususiyatini tushuntirib beradi. Bunday birikmalar donor-akseptor bog'i bo'yicha protonni

biriktirib, mujassamlashgan kislotalar bo'lgan **oniy - kationlar** hosil qiladi.



1. *Elektron nazariyasi*. Bu nazariyani Lyuis taklif qilgan bo'lib, asos sifatida kimyoviy bog' hosil bo'lishi uchun elektron juft beruvchi modda, kislota sifatida esa elektron juftlarini qabul qiluvchi modda — elektron juftlari akseptori qabul qilingan. Elektron nazariyasiga ko'ra kislota — asos reaksiyasi donor-akseptor bog'lanishning hosil bo'lishidan iboratdir. Kislota bilan asosning birikishidan *adductlar* deb ataluvchi tuzsimon modda hosil bo'ladi:



asos kislota

Elektron nazariya suvli eritmalarda boradigan neytrallanish, kompleks hosil bo'lishi, amino birikmalarining ba'zi galogenidlari bilan, angidridlarning suv bilan reaksiyalarini o'xshash jarayonlar sifatida qaraydi. Elektron juftlar donori bo'lgan moddalar *Lyuis asoslari*, elektron juftlarning akseptori bo'lgan moddalar *Lyuis kislotalari* deyiladi.

Lyuis asoslariga ba'zi amino birikmalar (ammiak, alifatik va aromatik aminlar, galogenid-ionlar, piridin asoslari, xinolin asoslari va hokazolar), ketonlar yoki umumiy formulasi X_2CO bo'lgan (X — galogen atomi) birikmalar kiradi.

Lyuis kislotalariga misol qilib bir qator elementlarning galogenidlari (BF_3 , AlCl_3 , SiCl_4 va boshqalar), kumush, xrom, platina kabi hamda boshqa ionlarni — kompleks hosil qiluvchilarni ko'rsatish mumkin. Bularning ba'zilar amaliy ahamiyatga egadir.

Kislota-asos nazariyasi doirasidagi reaksiyalar o'zining tez borishi, katalizator qo'llashni talab qilmasligi va mahsulot unumining 100% ga qadar yetishi bilan ajralib turadi. Bunday reaksiyalar kimyoviy analizda ko'p qo'llaniladi. Ayniqsa, suvsiz titriashda juda qo'l keladi. Kislota-asos nazariyasidan anorganik sintezda foydalanib, juda ko'plab yangi moddalar olingan. Ftorlashda olinadigan sintetik materiallar, biologik aktiv moddalar, tibbiyot uchun zarur dori-darmonlar va boshqalar bunga misol bo'la oladi. Suyuq ammiakda olib boriluvchi bir qancha reaksiyalar ham kislota-asos reaksiyalaridan hisoblanadi. Boshqa yo'llar bilan olib bo'lmaydigan

moddalar — kremniy, tetramid, nitrozilarnid, sulfamid va shu kabi boshqa muhim birikmalar shu yo'l bilan olinganligi kislota-asos nazariyasining faqat nazariy ahamiyatga ega bo'lib qolmay, uning ulkan amaliy istiqboli borligidan dalolat beradi. To'yingan eritmalar kam ishlatiladi. Ko'pgina hollarda to'yinmagan eritmalaridan foydalaniladi. Kam modda erigan eritmalar suyultirilgan, ko'p miqdor modda erigan eritmalar konsentrlangan eritmalar deb yuritiladi.

Eritmaning yoki erituvchining ma'lum massa miqdorida yoki ma'lum hajmida erigan modda miqdori eritmaning konsentratsiyasi deb ataladi. Eritma konsentratsiyasini ifodalash usullari:

1. Erigan moddaning foizlarda ifodalangan massa qismi. Erigan modda miqdori eritmaning umumiy miqdoriga nisbatan foiz hisobida ifodalanadi. Masalan, 15% li osh tuzi eritmasi deyilganda 100 gramm eritmada 15 g NaCl bor, 85 grammi suvdur.

Mol qism erigan modda miqdorining eritmada erigan modda va erituvchining mollari yig'indisi nisbatiga tengdir. Mol qism N_2 harfi bilan belgilanadi:

$$N_2 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

n_1 – va n_2 – erituvchi va erigan moddaning mollari soni.

2. 1000 g erituvchida erigan moddaning mollar soni bilan ifodalangan konsentratsiya molyar konsentratsiya deyiladi. Odatda molyar konsentratsiya m harfi bilan ifodalanadi. Masalan, sulfat kislota eritmasi uchun $m = 2$ mol/kg bo'lsa, suvning bir kilogrammiga 2 mol sulfat kislota to'g'ri keladi.

3. Erigan moddaning 1 litr eritmada mollar soni eritmaning molyar konsentratsiyasi deyiladi. Bunday eritmalar molyar eritmalar deyiladi.

Odatda molyar konsentratsiya C_M yoki M bilan ifodalanadi. Masalan, 2 M H_2SO_4 eritmasi deganda har bir litr H_2SO_4 eritmasida 2 mol sulfat kislota erigan deb bilish kerak. Demak $S_M = 2$ mol/l.

4. Normal eritma deb 1 litr eritmada erigan moddaning ekvivalentlar soniga aytiladi. Bunday eritmalar normal eritmalar deb ataladi. Ular C_N yoki n harfi bilan ifodalanadi. Chunonchi, 2 n H_2SO_4 eritmasi deganda bir litr eritmada 2 ekvivalent sulfat kislota erigan deb tushunish kerak.

O'zaro reaksiyaga kirishayotgan eritmalarining normal konsentratsiyalari o'zaro teng bo'lsa, bu eritmalar qoldiqsiz reaksiyaga kirishadi. Bunday eritma-larning qoldiqsiz reaksiyaga kirishadigan hajmlari ularning normalliklariga teskari proporsionaldir:

$$V_1 : V_2 = N_2 : N_1$$

Bu nisbatdagi V_1 – birinchi eritmaning hajmi, V_2 – ikkinchi eritmaning xajmi, N_1 – birinchi eritmaning normalligi, N_2 – ikkinchi eritmaning normalligi.

Bu tenglama asosida reaksiya uchun kerak bo'ladigan eritmalarining hajmigina emas, balki reaksiya uchun sarf bo'lgan eritmalarining konsentratsiyasini ham hisoblab topish mumkin.

1 – misol. 20 ml 0,15 n li sulfat kislota eritmasini neytrallash uchun 0,1 n li litiy gidroksid eritmasidan necha ml kerak?

Yechish. 0,1 n.li NaOH eritmasidan necha ml kerak bo'lishini quyidagi tenglama bilan topamiz:

$$V_{H_2SO_4} \cdot N_{H_2SO_4} = V_{NaOH} \cdot N_{NaOH}$$

Bundan

$$N_{NaOH} = \frac{V_{H_2SO_4} \cdot N_{H_2SO_4}}{V_{NaOH}} = \frac{20 \text{ ml} \cdot 0,15 n}{0,1 n} = 30 \text{ ml}$$

2 – misol. 25 ml xlorid kislota eritmasini neytrallash uchun 0,1 n li KOH eritmasidan 40 ml sarf bo'ldi. Kislotaning normal konsentratsiyasini toping?

Yechish. Xlorid kislotaning normal konsentratsiyasini quyidagicha topamiz:

$$N_{NaCl} = \frac{V_{KOH} \cdot N_{KOH}}{V_{HCl}} = \frac{40 \text{ ml} \cdot 0,1 n}{25 \text{ ml}} = 0,16 n$$

Bu tenglamadan analitik kimyoda eritmalarini titrlash uchun foydalaniladi. Eritmaning 1 millilitrida erigan moddaning massa miqdori titr deb ataladi.

1. Eritmaning titri quyidagicha aniqlanadi:

$$T = \frac{m}{V}$$

T – eritmaning titri, m – erigan modda massasi, V – eritmaning hajmi.

2. Eritmaning titri bilan normalligi orasidagi bog'lanish quyidagicha:

$$T = \frac{E \cdot N}{1000}$$

E – erigan moddaning ekvivalent massasi, N – eritmaning normal konsentratsiyasi.

Misol. Normalligi 0,1020 ga teng bo'lgan AgNO_3 eritmaning titrini toping?

$$T_{\text{AgNO}_3} = \frac{\vartheta_{\text{AgNO}_3} \cdot N_{\text{AgNO}_3}}{1000} = \frac{169,88 \cdot 0,1020}{1000} = 0,01733 \text{ g/ml}$$

Tajribalar shuni ko'rsatadiki, eritmalarining qaynash va muzlash harorati toza erituvchinikiga qaraganda farq qiladi. «Eritmaning qaynash harorati bilan toza erituvchining qaynash harorati orasidagi farq eritma qaynash haroratining ko'tarilishi deb ataladi». Eritma konsentratsiyasi katta bo'lsa, u shuncha yuqori haroratda qaynaydi. Toza erituvchining bug' bosimi T_1^0 da 760mm ga yetadi va shuning uchun u T_1^0 da qaynaydi. Eritmaning bug' bosimi toza erituvchidan past bo'lganligidan, uning bugi bosimini 760 mm.ga yetkazish uchun uni T_2^0 gacha qizdirish kerak. Demak eritma T_2^0 da qaynaydi. $AT = T_2^0 - T_1$ ni aniqlash borasidaolib borilgan tadqiqotlar Raulning ikkinchi qonuni shaklida yakunlandi. Bu qonunga muvofiq «Eritmaning qaynash harorating ko'tarilishi shu eritmada erigan moddaning molyal konsentratsiyasiga to'g'ri proporsionaldir» $AT = ES$, bu yerda S - molyal konsentratsiyasi, E- erituvchining ebulioskopik konstantasi bo'lib, u 1000g erituvchida 1 mol modda eriganda hosil bo'lgan eritmaning qaynash harorati, erituvchining qaynash haroratiga qaraganda necha gradus ortiq ekanligini ko'rsatadi. Uning qiymati faqat erituvchiga bog'liq bo'lib erigan moddaga bog'liq emas. Har qaysi erituvchi uziga xos ebulioskopik konstantaga ega. Masalan: suv uchun $E = 0,576^0$ ga teng, benzol uchun $E = 2,57^0$, etil efir uchun $E = 2,12^0$ va hokazo.

3-laboratoriya ishi. Eritmalar tayyorlash va ularni konsentratsiyasini aniqlash

Ishning maqsadi: Laboratoriyada qo'llaniladigan ayrim ishlar-ni bajarish usullari bilan tanishish(filtrlash, tortish, eritma zichligini aniqlash), aralashma tarkibidagi moddalar miqdorini aniqlash va hisoblashlarni o'zlashtirish.

Reaktivlar. H_2O - distillangan suv, NaCl -natriy xlorid (oq kristall modda), BaCl_2 -bariy xlorid (oq kristall modda), NH_4Cl -ammoniy xlorid (oq kristall modda), NaOH - o'yuvchi natriy (oq kristall modda).

Asbob uskunalar. Menzurka, stakanlar, shisha tayoqcha, eritma zichligini o'lchovchi areometr, laborator-texnik tarozi.

1-tajriba. Ikki va undan ko'p komponentdan tashkil topgan gomogen (bir jinsli) sistemaga eritma deyiladi.

Har qanday eritma erigan modda va erituvchidan hosil iborat bo'ladi. Eritmada erigan modda miqdori ko'p bo'lsa, konsentrlangan, erigan modda miqdori kam bo'lsa, suyultirilgan eritmalar deyiladi.

Eritmalar konsentratsiyasi bir necha usullarda ifodalanadi. Masalan: 1) Foizli konsentratsiya.

2) Molyar konsentratsiya.

3) Normal (yoki ekvivalent) konsentratsiya.

Bu usullarni batafsil o'rganamiz:

1. Foizli konsentratsiya.

100 gr.eritmada erigan moddaning grammlar sonini ko'rsatadi.

Bunda: m_1 -erigan modda massasi m_2 -erituvchining massasi.

Agar eritmaning massasi uning zichligi (ρ) va hajmi (V) orqali ifodalansa:

$m_1 + m_2 = \rho \cdot V$ bo'lgani uchun:

$C\% = m_1 \cdot 100\% / \rho \cdot V$ bo'ladi.

1-misol. 2 l suvda 80 g modda erigan. Shu eritmaning foizli konsentratsiyasini hisoblang. Yechish:

1) Eritmaning umumiy massasi: $m_1 + m_2 = 2000 + 80 = 2080 \text{ gr.}$

2) Eritmaning % konsentratsiyasi 2080 gr eritmada 80 gr modda erigan bo'lsa, 100 gr -x

$$x = 100 \cdot 80 / 2080 = 3,846\%$$

Bu masalani biz to'g'ridan-to'g'ri formulaga qo'yib yechishimiz ham mumkin:

$$C\% = 80 \cdot 100 / (80 + 2000) \cdot 100 = 3,846\%$$

Molyar konsentratsiya: 1l (1000ml) eritmada saqlanuvchi erigan moddaning mollari sonini ko'rsatadi va (CM) harfi bilan belgilanadi. Molyar konsentratsiya quyidagi formula bilan hisoblanadi:

$CM = m1/M \cdot V$ V-hajm faqat litr hisobida;
 $m1$ -erigan modda massasi; M -erigan moddaning molekulyar massasi;

1-misol. K_2CO_3 ning 1 l.1 M. va 1l.0,1 M. eritmalarini tayyorlang.

Yechish:

Buning uchun K_2CO_3 ning molekulyar massasini topamiz:

$$K_2CO_3 M = 39 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 138 \text{ g.}$$

Demak, K_2CO_3 $M=138$ g.1) 1l.1 M .eritma tayyorlash uchun 138 gr. K_2CO_3 tuzidan kerak bo'ladi,

2) 1l. 0,1 M eritma uchun esa: 1l.1 M-138 g kerak 1l.0,1 M- x gr. $x=11.0, 1M \cdot 138 / 11 \cdot 1 M = 13,8$ g K_2CO_3 tuzidan kerak ekan.

2-misol. 500 ml eritmada 20 g KCl tuzi erigan. Shu eritmaning molyarligi topilsin?

Yechish; $KCl M = 39 + 35,5 = 74,5 \text{ gr.}$

500 ml.eritmada 20gr.KCl bo'lsa, 1000 ml.-Xg KCl bo'ladi.

$$X = 1000 \cdot 20 \text{ gr.} / 500 \text{ gr.} = 40 \text{ gr.}$$

Endi eritmaning molyarligini hisoblaymiz:

$$74,5 \text{ gr.} KCl - 1 M \text{ 40 gr.} - x. Mx = 40 \text{ gr.} \cdot 1M / 74,5 \text{ gr.} = 0,537 M$$

Yoki formulaga qo'ysak:

Normal konsentratsiya: u 1 litr eritmada saqlanuvchi erigan moddaning ekvivalent massalari sonini ko'rsatadi va (C_N) harfi bilan belgilanadi: Normal konsentratsiya quyidagi formula bilan ifodalanadi:

$m1$ -erigan moddaning massasi;

E -erigan moddaning ekvivalent massasi;

V -litrlar hisobidagi hajm;

1-misol. 350 ml.0,1 N eritma tayyorlash uchun zichligi 1,307 gr./ml.40% li. H_2SO_4 kislota eritmasidan qancha olish kerak?

Yechish: $H_2SO_4 E = 98/2 = 49$ g 0,1 gr.ekv. $H_2SO_4 = 49 \cdot 0,1 = 4,9$ gr. Shunga ko'ra: 1000ml.eritmada 4,9 gr. H_2SO_4 bo'ladi, 350 ml.eritmada esa -x.gr. $x = 350 \cdot 4,9 / 1000 = 1,715$ gr Eritma 40% li.

bo'lgani uchun 100 gr Eritmada 40 gr. H_2SO_4 bor x gr. -1,715 gr

$x = 100 \cdot 1,715 / 40 = 4,2875$ gr $V = 4,2875 / 1,307 = 3,28$ ml 40 % H_2SO_4 eritmasini olish kerak. Titr. Analitik kimyoda-eritmalarining konsentratsiyasi ko'pincha titr bilan ifodalanadi. 1ml. eritmada

erigan moddaning grammlar hisobidagi massasi titr deyiladi va T harfi bilan ifodalanadi:

Eritmaning normal konsentratsiyasi bilan uning titri o'rtasida quyidagi bog'lanish bor. Masalan, 0,1 N NaOH eritmasining titri:

$T = 40 \cdot 0,1 / 1000 = 0,004 \text{ gr/ml}$ gateng. Agar eritmada erigan moddaning aniq massasi ma'lum bo'lsa, eritmaning titri modda massasi (m) ni eritmaning hajmi (V) ga bo'lib topiladi:

Masalan: Kaliy karbonatning 100ml.eritmasida 0,453gr.potash erigan bo'lsa, eritmaning titri: $T = 0,453 / 100 = 0,00453 \text{ gr/ml} = 4,53 \cdot 10^{-3} \text{ gr/ml}$ bo'ladi.

Turli konsentratsiyadagi eritmalar tayyorlash.

1-tajriba. Osh tuzining 0,1M 250 ml eritmasini tayyorlash.

Asboblari: tarozi, sig'imi 250 ml o'lchov kolba.

Reaktivlar: Osh tuzi, distillangan suv Natriy xloridning 1 mol miqdori 58,5 gr ga teng; 0,1 gr/mol 5,85 gr. 1000 ml eritmada-5,85 gr tuz 250 ml eritmada-x 1,46 gr tuzni tortib o'larniz va uni 250 ml sig'imli kolbaga solarniz. Tuz avval ozroq miqdordagi suvda eritiladi, so'ngra yana suv qo'shib, eritma hajmi kolbaning bo'g'izidagi chizig'igacha yetkaziladi.

2-tajriba. HCl ning 10% li eritmasini tayyorlash.

Reaktivlar: HCl(kons) (37% li), distillangan suv Asboblari: Konussimon 500 ml sig'imli kolba, pipetka HCl ning 10 % li 200 gr eritmasini tayyorlash uchun necha ml xlorid kislota va suv kerak?

100 gr 10 % li eritmada 10 gr kislota (HCl) saqlanadi.

200 gr -----x

HCl 37 % li 37 gr-----100 gr

20 gr -----x gr

$$200 - 54,05 = 145,95 \text{ gr } (H_2O) H_2O$$

3-tajriba. $BaCl_2$ tuzining 0,5 N 500 ml eritmasini tayyorlash.

Reaktivlar: $BaCl_2 \cdot 2H_2O$, distillangan suv

Asboblari: Tarozi, sig'imi 500 ml li o'lchov kolbasi $BaCl_2$

ning 0,5n 500 ml eritmasini tayyorlash uchun necha gramm

$BaCl_2 \cdot 2H_2O$ tuzi kerakligi hisoblanadi:

$$Mr(BaCl_2) = 208 \text{ gr. } Mr(BaCl_2 \cdot 2H_2O) = 244 \text{ gr.}$$

Ularni ekvivalentlari hisoblanadi Normal konsentratsiyani aniqlash formulasidan, eritiladigan modda massasini aniqlaymiz:

$$m = 0,5 \cdot 122 \cdot 0,5 = 30,5 \text{ gr}$$

Sig'imi 500 ml o'lchov kolbasiga tarozida o'lchab olingan 30,5 gr $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ tuzini solib kolbaning 2/3 qismini distillangan suv bilan to'ldirib, aralashmani chayqatib tuz to'liq eritiladi, so'ngra eritma hajmini kolba bo'g'izidagi chiziqqa qadar suv quyib yetkaziladi. Kolba og'zi tiqin bilan berkitiladi va chayqatib arlashtiriladi. Mustaqil ta'lim uchun savollar va mashqlar 1) Foizli konsentratsiyaga tariff bering. 5 gr 10 % li va 45 gr 20 % li eritmalarini o'zaro aralashtirishidan hosil bo'lgan eritmaning foizli konsentratsiyasini hisoblang. 2) Eritmaning molyar va normal konsentratsiyalari qanday formulalar bilan hisoblanadi? 3) Eritmaning Titri nimani ifodalaydi? 4) Eritmalarning biologik ahamiyatini izohlang?

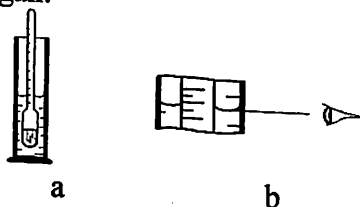
Tuz va suvdan iborat eritma tayyorlash

O'qituvchi sizga qaysi tuzdan eritma tayyorlash va uning massa ulushi nechaga teng bo'lishi haqida topshiriq bergandan so'ng, ishni quyidagi tartibda bajaring:

1. Tuzning massasini hisoblang va uni tarozida tortib oling.
2. Suv massasini uning hajmiga teng deb hisoblab, kerakli miqdor suvni o'lchov silindrda o'lchab oling va uni tuz solingan stakanga quyung.
3. Stakandagi tuz to'liq erib ketguncha eritmani aralashtirgich bilan aralashtiring.
4. Eritmani silindrga quyib, hajmini o'lchang.

2-tajriba. Tayyorlangan eritmani konsentratsiyasini aniqlash.

1. Eritma zichligini areometr yordamida aniqlash asbobi quyidagi rasmda keltirilgan.



Areometr asbobi.

Buning uchun eritmani toza silindrga quyib, ehtiyotlik bilan quruq areometr tushiriladi, bunda areometr silindr tubiga tegib turmasligi kerak. Zichlikning qanday qiymatga ega bo'lganligini bilish uchun areometrining shkalasining silindragi suyuqlikning paski meniskiga to'g'ri keladigan shkala chizig'i aniqlanadi. Shkalaning darajalari suyuqlikning zichligini ko'rsatadi.

Eritma zichligini aniqlangandan so'ng unga to'g'ri keladigan massa ulushi qiymati quyida keltirilgan jadvaldan olinadi.

7-jadval

Tuzlarning suvli eritmalarini 20°C dagi nisbiy zichliklari

Massa ulushi, C (%)	NaCl	(NH ₄) ₂ SO ₄	BaCl ₂	NaNO ₃	NH ₄ Cl	H ₂ SO ₄	NaOH	HNO ₃
3	1,027	1,022	1,034	1,025	1,011	1,020	1,032	-
6	1,041	1,034	1,053	1,039	1,017	1,041	1,065	1,038
8	1,056	1,046	1,072	1,053	1,023	1,055	1,087	1,044
10	1,071	1,057	1,092	1,067	1,029	1,069	1,109	1,056
12	1,086	1,069	1,113	1,082	1,034	1,088	1,131	1,068

Agar jadvalda o'lchangan zichlikning qiymati bo'lmasa, u xolda uning qiymati interpolatsiya usuli bilan topiladi.

Interpolatsiya usuli.

Masalan: NaCl uchun o'lchangan zichligi $\rho_{o'lc} = 1,045 \text{ g/ml}$ ga teng, jadvalda bu miqdor yo'q, shuning uchun jadvaldan katta va kichik qiymatlarni olarniz:

$$\rho_{katta} = 1,056; C_{katta} = 8 \%$$

$$\rho_{kichik} = 1,041; C_{kichik} = 6 \%$$

bularning ayrimasini aniqlarniz $\Delta \rho = 0,015$ $\Delta C = 2\%$

So'ngra $\rho_{o'lc}$ bilan ρ_{kichik} o'rtasidagi farq aniqlanadi:

$$\Delta \rho^1 = \rho_{o'lc} - \rho_{kichik} = 1,045 - 1,041 = 0,004$$

Nixoyat, $\Delta \rho^1 = 0,004$ ga to'g'ri keladigan ΔC^1 ning qiymatini topish uchun proporsiya tuziladi:

$$\Delta \rho - \Delta C \quad 0,015 - 2\%$$

$$\Delta \rho^1 - \Delta C^1 \quad 0,004 - \Delta C^1 \quad \Delta C^1 = \frac{0,004 \cdot 2}{0,015} = 0,53$$

Topilgan ΔC^1 ning qiymatini jadvaldan olingan konsentratsiyaning kichik qiymatiga qo'shib, haqiqiy massa ulushi topiladi

$$C_{\text{haq}} = C_{\text{kichik}} + \Delta C^1 = 6 + 0,53 = 6,53 \%$$

Aniqlangan qiymatlardan foydalanib eritmani molyal, molyar va normal konsentratsiyalari hisoblab toping.

2.3-MAVZU. ELEKTROLIT ERITMALAR

Reja:

1. Noelektrolit va elektrolit eritmalar.
2. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar.
3. Kislota, asos va tuzlarni dissotsiatsiyasi. Tuzlarni gidrolizi.

Moddalarning suvdagi eritmaları elektr tokini o'tkazish va o'tkazmasligiga qarab, elektrolitlar va elektrolitmaslarga ajralatildi.

Elektrolitlar – suvdagi eritmaları va suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazadigan moddalardir.

Elektrolitmaslar – eritilgan holatda ham, suyuqlantirilgan holatda ham elektr tokini o'tkazmaydigan moddalardir.

Kislotalar, asoslar va tuzlar sinflariga kiruvchi hamma moddalar elektrolitlar hisoblanadi. Elektrolitmaslarga juda ko'pchilik organik moddalar misol bo'la oladi (spirtlar, efirlar, ketonlar, qand va boshqalar).

Elektrolitlarning elektr o'tkazuvchanligi ulardagi molekular va kristallardan musbat va manfiy zaryadlangan ionlarning hosil bo'lishiga bog'liq.

Eritmalarda zaryadlangan zarrachalar mavjudligini 1818-yilda T.Grotgus aniqlagan. Suvli eritmalarining elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini 1887-yilda S. Arrenius kashf etdi. Elektrolitlarning eritmalarida va suyuqlanmalarda ionlarga ajralish jarayoni elektrolitik dissotsiatsiya deb ataladi.

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasining asosiy prinsiplari quyidagilardan iborat.

1. Elektrolit molekulari suvda eriganda musbat va manfiy zaryadlangan ionlarga dissotsialanadi. Ionlar bitta atom hamda bir necha atomlardan hosil bo'lishi mumkin. Oddiy ionlarga Na^+ , Cu^{2+} , Cl^- ; murakkab ionlarga SO_4^{2-} , MnO_4^- , NH_4^+ misol bo'lishi mumkin.

2. Dissotsiatsiya jarayoni qaytar jarayondir. Dissotsiatsiya oxirigacha bormay sistemada dinamik muvozanat vujudga keladi. Bunda dissotsiatsiya tezligi teskari jarayon, ya'ni molekularlarning hosil bo'lish jarayon tezligiga tenglashib qoladi.

3. Suvli eritmalarida ionlar tartibsiz (xaotik) harakatda bo'ladi. Agar elektrolit eritmasiga tok manbaiga ulangan elektrodlar tushirilsa, ionlar ma'lum bir yo'nalishda harakatlanadi, ya'ni musbat zaryadli ionlar katodga, manfiy zaryadli ionlar esa anodga tomon yo'naladi. Shu sababli musbat ionlar kationlar, manfiy zaryadli ionlar anionlar deyiladi.

Arrenius nazariyasi eritmalaridagi hodisalarning hamma murakkab tomonlarini hisobga olmadi. Uning fikricha ionlar bir-biriga o'zaro ta'sir etmaydi, elektrolit eritmaları ideal gazlarga o'xshaydi, ya'ni ularning hamma xossalari zarrachalarning soni bilan xarakterlanadi, zarrachalarning kimyoviy xossasiga bog'liq emas.

Arrenius ionlarni erituvchi molekulariga bog'liq bo'lmagan erkin zarrachalar deb hisobladi. Arrenius nazariyasi Mendeleevning eritmalar gidratlari nazariyasi, ya'ni erituvchi moddalar molekulari bilan erituvchi molekulari o'rtasidagi o'zaro ta'sir to'g'risidagi tasavvurlarga teskari edi. Ikkala nazariya o'rtasidagi qarama-qarshilikni hal etishda I.A.Kablukovning xizmatlari katta bo'lib, u birinchi marta ionlarning gidratatsiyasi to'g'risidagi fikrni bildiradi. Bu g'oya elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini mukammallashtirishda muhim ahamiyatga ega bo'ldi. Arrenius va Mendeleev nazariyalarini birlashtirdi.

Dissotsiatsiylanish jarayoni

Moddalarning tuzilishiga qarab, ularning dissotsiatsiyasi ham turlicha bo'ladi. Suvli muhitda gidratlangan ionlarning hosil bo'lishi quyidagi ikki mexanizm bo'yicha boradi:

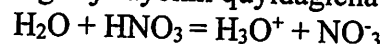
1. Ion tuzilishdagi kristallarning eritmadagi dissotsiatsiyasi. Natriy xlorid NaCl kristallari suvga tushirilganda kristallar yuzasidagi Cl^- ionlarga suvning qutbli molekulari o'zining musbat zaryadlangan tomoni, Na^+ ionlarga esa manfiy tomoni bilan elektrostatik tortiladi (ion-dipol o'zaro ta'sir). Ionlarning suv dipollari bilan bunday o'zaro ta'siri natijasida kristallning ionlari

o'rtasidagi o'zaro bog'lanish bo'shashadi va ular eritmaga gidratlangan ionlar holida o'tadi.

I.A. Kablukovning tekshirishlari natijasida tuzning ion kristall bog'lanishlarini uzish yoki molekulalarni parchalash uchun zarur bo'lgan energiya eruvchi modda molekulalarining erituvchi molekulari bilan o'zaro ta'sirlashishi natijasida hosil bo'ladi.

Suv molekulalarining elektrolit ionlari bilan birikishidan ajraladigan gidratlanish energiyasi tuz kristallaridagi elektrostatik bog'lanishni buzishga yetarli miqdorda bo'ladi. Demak, erishda ion bog'lanishdagi birikmalarning kristall panjarasi buziladi va asta sekin kristall eriy boshlaydi.

2. Qutbli tuzilishdagi moddalarning erishidagi dissotsiatsiyasi. Qutbli molekulalarning (masalan HCl) suv bilan o'zaro ta'siri natijasida (dipol-dipol o'zaro ta'sir) dipollararo bog'lanish vujudga kelib, eruvchi modda molekulasi qutblanadi. Natijada eruvchi modda ionli holatga o'tadi va ionlarga parchalanadi. Qutbli molekuladan hosil bo'lgan ionlar ham gidratlanadi. Bunda vodorod ioni H^+ (ya'ni proton) suv molekulasi bilan mustahkam bog'lanib gidroksoniy ioni H_3O^+ ni hosil qiladi. Chunonchi nitrat kislota HNO_3 suvda eriganda boradigan jarayonni quyidagicha ifodalash mumkin:



Elektrolitlarning dissotsiallashtirish natijasida erkin ionlar hosil bo'lmay, balki bu ionlarning erituvchi molekulari bilan hosil qilgan birikmalari vujudga keladi. Bunday birikmalar umumiy qilib ionlarning solvatlari deyiladi. Dissotsilanish tenglamasi yozilganda, odatda ionlarning formulalari yozilib, ularning gidrat yoki solvatlari formulasi ko'rsatilmaydi, chunki ionlar bilan bog'langan erituvchi molekulalari soni eritmaning konsentratsiyasi va boshqa sharoitlarga bog'liq holda o'zgaradi.

Ko'pchilik gidratlangan ionlar rangsiz bo'ladi, masalan, K^+ , Na^+ , NH_4^+ , Ca^{2+} , NO_3^- , SO_4^{2-} , OH^- , H^+ va boshqalar. Lekin ba'zi ionlar gidratlangan holatda rangli bo'ladi, masalan Cu^{2+} ($Cu^{2+} \cdot 4H_2O$) ko'k rangli, $Cr^{3+} \cdot 6N_2O$ yashil rangli, CrO_4^{2-} sariq rangli, MnO_4^- pushti rangli va hokazo.

Erituvchi molekulalarining qutbliligi ion va molekulyar tuzilishdagi moddalarning dissotsiallashtirish uchun imkon beradi.

Suvdan tashqari, qutbli molekulalardan tashkil topgan boshqa suyuqliklar ham (etil spirti, ammiak, chumoli kislota va boshqalar) ionlashtiruvchi erituvchilar hisoblanadi. Bu suyuqliklarda erigan tuzlar, kislotalar va asoslar ionlarga parchalanadi.

Erituvchilar ichida suv o'zining yuqori ionlashtirish xususiyati bilan ajralib turadi. Suvning yuqori dielektrik doimiyligi ($20^\circ C$ da 80,4) har-xil zaryadli ionlar o'rtasidagi elektrostatik o'zaro ta'sirni keskin kamaytiradi va molekulalarning ionlarga parchalanishiga olib keladi. Suvda dissotsilanuvchi moddalar qutbsiz molekulardan iborat erituvchilar (benzol, toluol) da ionlarga parchalanmaydi, masalan, HCl molekulasi suvda yaxshi dissotsilanadi, benzolda ionlarga parchalanmaydi.

Elektrolitlarning eritmada dissotsiallashtirish qaytar jarayondir. Dissotsiatsiyaga teskari jarayon molekulyarizatsiya deyiladi. Elektrolit eritmalarida harakatchan muvozanat holat paydo bo'ladi, ya'ni ionlanish tezligi molekulyarizatsiya tezligiga tenglashadi. Bunda dissotsilanmagan molekulalar konsentratsiyasi bilan eritmada gidratlangan ionlar konsentratsiyalari o'rtasida ma'lum miqdoriy nisbat vujudga keladi (har bir holat uchun o'ziga xos). Bu nisbat ionlanish darajasi yoki elektrolitik dissotsiatsiya darajasi (grekcha α - harfi bilan belgilanadi) deyiladi.

Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi eritilgan elektrolit molekularining qancha qismi ayni eritmada dissotsilangan holatda bo'lishini ko'rsatadi.

Dissotsiatsiya darajasi quyidagicha ifodalanadi:

$$\alpha = \frac{x}{n} \quad \text{yoki} \quad \frac{x}{n} \cdot 100\%$$

x – elektrolitning eritmada erkin gidratlangan ionlari mollar soni, n – eritish uchun olingan elektrolitning umumiy mollar soni.

Dissotsiatsiya darajasi qiymati 1 ning ulushlari yoki protsentlarda ifodalanadi. Elektrolit to'liq dissotsiallashtirilsa, $\alpha = 1$ yoki 100 % bo'ladi.

Dissotsiatsiya darajasiga bir qancha faktorlar ta'sir qiladi. Yuqorida ko'rsatilgandek, erituvchining dielektrik doimiyligi yuqori qiymatga ega bo'lsa, dissotsiatsiya jarayoni yaxshi boradi, demak dissotsiatsiya darajasining qiymati ortadi. Eritmadagi moddalarning

dissotsiatsiya darajasi elektrolit konsentratsiyasi va haroratga bog'liq. Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasiga ko'ra elektrolitning konsentratsiyasi qancha kam bo'lsa, dissotsiatsiya darajasi shuncha yuqori bo'ladi.

Harorat ko'tarilishi bilan ionlanish darajasi oshadi. Dissotsiatsiya jarayonida yuz beradigan kimyoviy bog'larning uzilishi energiya sarf bo'lishi bilan boradi, ya'ni dissotsiatsiya jarayoni endotermik xarakterga ega. Shu sababli Le-Shatellye prinsipiga muvofiq eritma haroratining oshishi elektrolit ionlanish darajasini oshishiga olib keladi.

Dissotsiatsiya darajasiga bog'liq holda elektrolitlar kuchli va kuchsiz elektrolitlarga bo'linadi.

Kuchli elektrolitlar ionlarga to'liq dissotsilanadi. Kuchli elektrolitlarga deyarli hamma tuzlar kiradi, kislotalardan HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HBr , HCl , HI , HMnO_4 , H_2SeO_4 va asoslardan KOH , NaOH , Ba(OH)_2 , Ca(OH)_2 kiradi.

Kuchsiz elektrolitlar ionlarga qisman parchalanadi. Kuchsiz elektrolitlarga H_2O , H_2O_2 , ko'pchilik organik kislotalar, ba'zi bir anorganik kislotalar, masalan, H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_2SO_3 , HCN , HNO_2 , H_3BO_3 va asoslardan NH_4OH misol bo'ladi.

Kuchli elektrolitlar nazariyasi

Kuchli elektrolitlar nazariyasiga muvofiq kuchli elektrolitlar eritmada amalda to'liq dissotsilangan bo'ladi. Kuchli elektrolitlarning dissotsiatsiya darajasi $\alpha = 1$ (yoki 100%) ga teng bo'ladi.

Tuz kristallari ionlardan tuzilgan bo'lib, tuz eriganda uning "taylor" ionlari bir-biridan ajraladi. Ammo hosil bo'lgan zarrachalarining erkin harakat qilishiga ionlar o'rtasidagi tasir qiluvchi elektrosztatik kuchlar to'sqinlik qiladi. Eritmada bo'lgan har bir ion qarama-qarshi zaryadga ega bo'lgan ionlar bilan qurshalgan bo'lib, "ion atmosferasi" yoki ion buluti vujudga keladi. Bunda ionlardan har biri o'z navbatida boshqa ion atmosferasining markazi bo'lib qoladi. Masalan, NaCl ionlaridan ion atmosferasi vujudga keladi, shuningdek har bir Na^+ ionlari atrofida Cl^- ionlari guruhlanadi.

Agar eritma orqali o'zgaras tok o'tkazilsa, markaziy ion va ion buluti o'zaro qarama-qarshi yo'nalishda harakat qiladi. Bu markaziy ionning harakatlanishining sekinlashuviga olib keladi, demak vaqt birligi ichida eritmada o'tadigan ionlar soni kamayadi, ya'ni eritmaning elektr o'tkazuvchanligi pasayadi.

Eritmaning konsentratsiyasi qanchalik yuqori bo'lsa, eritmaning elektr o'tkazuvchanligi shunchalik kam bo'ladi, demak, elektrolitning dissotsiatsiya darajasi ham shunchalik kamayadi:

H_2SO_4 ning konsentratsiyasi, C (mol/l) 0,005; 0,05; 0,5; 5.

Dissotsiatsiya darajasi, α (%) 79; 58; 51; 18.

Dissotsiatsiya darajasining kamayishi molekullarning hosil bo'lishi bilan emas balki ion atmosferasining tormozlovchi ta'sirining kuchayishi bilan tushuntiriladi.

Kuchli elektrolitlarning elektr o'tkazuvchanligini o'lchash orqali aniqlanadigan dissotsiatsiya darajasi effektiv dissotsiatsiya darajasi deb yuritiladi.

Eritmadagi ionlar holatini belgilash uchun aktivlik deb ataluvchi kattalikdan foydalaniladi.

Ionlarning aktivligi deganda, shu ionning kimyoviy reaksiyalarga effektiv kirishadigan konsentratsiyasi tushiniladi.

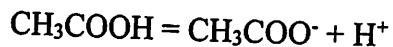
Ionning aktivligi a uning konsentratsiyasi C ning aktivlik koeffitsiyenti f ga ko'paytirilganiga teng:

$$A = f \cdot C$$

Aktivlik koeffitsiyenti f elektrolit eritmasidagi har xil o'zaro ta'sirlar yig'indisidan kelib chiqadigan kattalikdir. Aktivlik koeffitsiyenti dissotsiatsiya darajasiga o'xshash, eritma suyultirilishi bilan oshib, uning qiymati 1 ga yaqinlashadi. Elektrolit eritmasi cheksiz suyultirilganda ionlar aktivligi a ionlarning eritmada umumiy miqdori C ga teng ($a = C$) bo'lib qoladi.

Dissotsiatsiylanish doimiysi

Kuchsiz elektrolitlar eritmasidagi ionlar o'rtasida vujudga keldigan muvozanatga massalar ta'siri qonunini qo'llab, muvozanat konstantasini chiqarish mumkin. Masalan, sirka kislota eritmasidagi ion muvozanati quyidagi tenglama bilan yoziladi:



Bu sistema uchun muvozanat konstantasi:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Elektrolitlar eritmasidagi ion muvozanatiga muvofiq keladigan konstanta ionlanish konstantasi yoki elektrolitik dissotsiatsiya konstantasi deyiladi. Bu konstanta kuchsiz elektrolitlarda eritmaning konsentratsiyasiga bog'liq bo'lmay, haroratga, elektrolit va erituvchining tabiatiga bog'liqdir. Dissotsiatsiya konstantasi qiymati asosida kislota va asos kuchi haqida xulosa chiqarish mumkin. Bu konstanta qiymati qanchalik kichik bo'lsa, ayni elektrolit shunchalik kuchsiz (ya'ni kimyoviy aktivligi shunchalik past) bo'ladi. Masalan, sirka kislota ($K = 1,74 \cdot 10^{-5}$) taxminan chumoli kislota ($K = 1,8 \cdot 10^{-4}$) dan 10 marta kuchsiz, lekin sianid kislotalardan ($K = 5,0 \cdot 10^{-10}$) bir necha marta kuchlidir (8-jadval).

8- jadval

Ba'zi kislota va asoslarning dissotsiatsiya konstantalari ($t^0 - 25^\circ\text{C}$)

Elektrolit nomi	Elektrolitlarning dissotsiatsiya tenglamasi	Elektrolitlarning dissotsiatsiya konstantasi
Ortoborat kislota	$\text{H}_3\text{BO}_3 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$K = 7,1 \cdot 10^{-10}$
Nitrit kislota	$\text{HNO}_2 = \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$K = 6,9 \cdot 10^{-4}$
Silikat kislota	$\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-10}$
Chumoli kislota	$\text{HCOOH} = \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Sianid kislota	$\text{HCN} = \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Karbonat kislota	$\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$
Sirka kislota	$\text{CH}_3\text{COOH} = \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$

Ftorid kislota	$\text{HF} = \text{H}^+ + \text{F}^-$	$K = 6,8 \cdot 10^{-4}$
Ammoniy gidroksid	$\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
Bariy gidroksid	$\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 2,3 \cdot 10^{-1}$
Kalsiy gidroksid	$\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 4,0 \cdot 10^{-2}$
Qo'rgoshin(II)-gidroksid	$\text{Pb}(\text{OH})_2 = \text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$

Ikkita ionga dissotsilanuvchi kuchsiz elektrolit konsentratsiyasi C (mol/l) va dissotsiatsiya darajasi α bilan ifodalansa, har bir ionning konsentratsiyasi $C \cdot \alpha$ ga, dissotsilanmagan molekullarning konsentratsiyasi $1 - \alpha$ ga teng bo'ladi. Shularni hisobga olib kuchsiz kislota HA ning dissotsiatsiya konstantasini quyidagicha yozish mumkin:

$$\text{HA} = \text{H}^+ + \text{A}^-$$

$$K_{\text{ion}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{C \cdot \alpha \cdot C \cdot \alpha}{C(1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot C$$

Bu tenglama Ostvaldning suyultirish qonuni tenglamasidir.

Dissotsiatsiya darajasi eritma suyultirilishi bilan muvozanat qaror Kuchsiz elektrolitning dissotsilanish tezligi bilan muvozanat qaror topadi. Eritmaning suyultirilishi dissotsiatsiyaga to'sqinlik qilmaydi, lekin ionlarning to'qnashib molekullarni hosil qilishi kamayib boradi. Juda kam dissotsilanadigan elektrolit eritmalari uchun Ostvaldning suyultirish qonuni tenglamasi soddalashadi, α ning qiymati juda kichik bo'lganligi uchun maxrajdagi α nolga tenglashtirilsa, tenglama quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$K = \alpha^2 \cdot C, \quad \text{bu formuladan} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

Bu tenglama ionlanish konstantasi K , eritmaning konsentratsiyasi C (mol/l) va elektrolitik dissotsiatsiya darajasi α o'rtasidagi miqdoriy bog'lanishni ko'rsatadi.

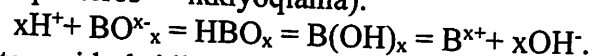
Gidroksidlar va ularning dissotsilanishi

Gidroksidlarning kimyoviy tarkibini $B(OH)_x$ umumiy formula bilan ko'rsatish mumkin. (B – element, x – uning valentligi). Gidroksid eritmada H^+ kationlarni hosil qilsa, asos sifatida reaksiyaga kirishadi.

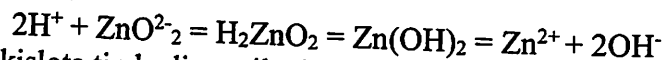
Kislota tipidagi dissotsilanish: $B(OH)_x \rightarrow H_xBO_x = xH^+ + BO_x^{x-}$

Asos tipidagi dissotsilanish: $B(OH)_x = B^{x+} + xOH^-$

Qiyin eriydigan ko'pchilik gidroksidlarning erigan qismi bir vaqtda H^+ kationlari va OH^- anionlarini hosil qiladi. Bunday gidroksidlar amfoter gidroksidlar yoki amfoter elektrolitlar deb yuritiladi (grekcha "amphoterous" – ikkiyoqlama):

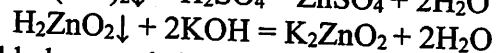
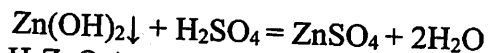


Amfoter gidroksidlar ham kislotalar, ham asoslar bilan neytrallanish reaksiyasiga kirisha oladi. Amfoter gidroksidga misol sifatida rux gidroksid $Zn(OH)_2$ ni ko'rsatish mumkin. Bu modda suvda qiyin eriydi, lekin oz qismi bo'lsada eritmaga o'tadi va dissotsilanadi:



kislota tipda dissotsilanish asos tipda dissotsilanish

Rux gidroksid $Zn(OH)_2$ kislota va asoslar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suvni hosil qiladi. Masalan:



Ikkala holda ham reaksiya cho'kmani to'liq erishi bilan boradi. Gidroksidlar- ning suvli muhitda qaysi tipda dissotsialanishi asosan gidroksid molekulasini hosil qiluvchi zarrachalar orasidagi bog'lanishning mustahkamligiga bog'liqdir. Gidroksid $B(OH)_x$ molekulasining B va O orasidagi bog'lanish O va H o'rtasidagi bog'lanishga nisbatan mustahkamroq bo'lsa, H^+ ionni ajraladi (kislota tipidagi ionlanish) H va kislorod orasidagi bog'lanishga nisbatan mustahkamroq bo'lsa, ionlanishda gidroksid OH^- ionlari hosil bo'ladi (asos tipda dissotsilanish) va nihoyat B va O orasidagi bog'lanish mustahkamligi taxminan teng bo'lsa, eritmada H^+ hamda OH^- ionlari hosil bo'ladi (amfoter tipda dissotsilanish).

Gidroksidning dissotsialanishi B^{x+} ionning zaryad miqdori va uning radiusiga bog'liq. Gidroksid molekularidagi B^{x+} ionning zaryad miqdori oshishi va uning radiusining kamayishi bilan B va O orasidagi bog'lanish mustahkamlana boradi; shuningdek markaziy ion B^{x+} ning H^+ ionni itarish kuchi kuchaya boradi. Bu qonuniyatni Si , P , S va Cl elementlarining gidroksidlarida kuzatish mumkin. Bunday gidroksidlar kislota tipida dissotsilanadi. Markaziy ionning zaryadi: Si^{4+} P^{5+} S^{6+} Cl^{7+} (Ionning radiusi, nm: 0,039; 0,034; 0,029; 0,025).

Kislota, asos va tuzlarning xossalari

Kislotalar dissotsilanganda H^+ ionlari hosil bo'ladi, bu ionlar kislotalarga quyidagi muhim xossalarni beradi:

- a) nordon tam;
- b) ular asoslar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuzlarni hosil qiladi;
- v) indikatorlar rangini o'zgartiradi.

Kislotalar dissotsilanganda H^+ ionlar (aniqrogi gidroksoniy H_3O^+ ionlar) dan boshqa kationlar hosil bo'lmaydi. Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi nuqtai nazaridan kislotalar suvli eritmalarida dissotsiyalanganda gidratlangan vodorod ionlarini hosil qiluvchi elektrolitlar hisoblanadi.

Asoslar dissotsilanganda gidroksid OH^- ionlari hosil bo'lib, ular quyidagi asosiy asos xossalari hosil qiladi:

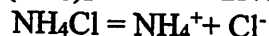
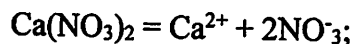
- a) bu ionlar kislotalar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuzlarni hosil qiladi;
- b) indikatorlar rangini o'zgartiradi;
- v) o'ziga xos «sovun» mazasiga ega.

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi nuqtai nazaridan asoslar eritmalarida gidroksid ionlarini hosil qiluvchi elektrolitlardir. Asoslarning kuchi kislotalarning kuchi kabi dissotsiatsiya konstantasi miqdori bilan belgilanadi. Asosning dissotsiatsiya konstantasi qiymati qancha yuqori bo'lsa, asos shunchalik kuchli bo'ladi.

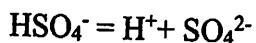
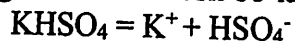
Tuzlar dissotsilanganda H^+ ionlardan farq qiluvchi musbat ionlar va gidroksid ionlardan farq qiluvchi manfiy ionlarni hosil qiluvchi elektrolitlardir. Barcha tuzlarning suvdagi eritmaları uchun

umumiy bo'lgan ionlar bo'lmaganligi uchun tuzlar umumiy xossaga ega emas.

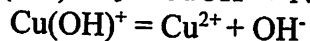
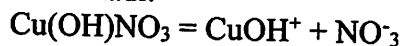
O'rta tuzlar dissotsilanganda metall kationlari (yoki ammoniy kationi) va kislota qoldig'i anionlari hosil bo'ladi:



Nordon tuzlar dissotsilanganda eritma metall kationlari, H^+ ionlari va kislota qoldig'i anionlari hosil bo'ladi:



Asosli tuzlar dissotsilanganda kislota qoldig'i anionlari, metall ionlari va gidroksidli murakkab kationlar hosil bo'ladi. Bu kationlar ham o'z navbatida dissotsilanishi mumkin. Shuning uchun asosli tuz eritmasida OH^- ionlari bo'ladi:



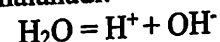
Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi kislotalarning umumiy xossalarini ularning eritmalaridagi H^+ ionlarga, asoslarning umumiy xossalari esa ularning eritmalaridagi gidroksid ionlarga bog'liq deb tushuntiradi. Lekin bu mulohaza doimo to'g'ri hisoblanmaydi, chunki kislota va asoslar ishtirokida boradigan shunday kimyoviy reaksiyalar ma'lumki, ular uchun elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini qo'llash mumkin emas. Masalan, tarkibida gidroksid guruh bo'lmagan, lekin asos xossalarini namoyon qiluvchi moddalar ma'lum, jumladan, ammiak kislotalar bilan reaksiyaga kirishib gazlarni hosil qiladi:



Suvsiz muhitda boradigan reaksiyalarni o'rganish kislota va asoslar to'g'risidagi umumiyroq tasavvurlarni yaratilishiga olib keldi. Kislota va asoslar haqidagi hozirgi zamon nazariyalaridan biri 1923 yilda Daniya olimi Brensted va ingliz olimi T.Louri tomonidan yaratilgan protolitik nazariya hisoblanadi. Bu nazariyaga muvofiq kislota proton donori, ya'ni protonni beruvchi zarracha hisoblanib, asos esa proton aktseproti, ya'ni protonni biriktirib oluvchi zarra-chadir.

Suvning elektrolitik dissotsilanishi

Toza suv o'lchash mumkin bo'lgan elektr o'tkazuvchanlikka ega bo'lib, juda kuchsiz elektrolit hisoblanadi. Suv kam darajada bo'lsa ham ionlarga parchalanadi:



Suvning dissotsiatsiya darajasi uy haroratida juda kichik qiymatga ega: $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$, ya'ni suvning 5556000000 molekulasidan faqat bittasi ionlashgan holda bo'ladi. Suvning dissotsiatsiya darajasi juda kichik bo'lishiga qaramay, 1 litr suvdagi H^+ ionlarining soni $6 \cdot 10^{16}$ ga tengdir. Suv kuchsiz elektrolit, uning dissotsiatsiya konstantasi quyidagicha yoziladi:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (t = 22^\circ \text{C})$$

Dissotsilanmagan suv molekularining konsentratsiyasini suvning 1 litridagi umumiy konsentratsiyasiga teng deb olish mumkin, ya'ni:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ (mol/l)}$$

Bunda suvning dissotsiatsiya konstantasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{55,56} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ bundan}$$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = (1,8 \cdot 10^{-16}) \cdot (55,56) = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$$

Vodorod va gidroksid ionlarning konsentratsiyalarini ko'paytmasi faqat suv uchun emas, balki kislota, asos va tuzlarning suvli eritmalar uchun ham konstanta hisoblanadi. Bu kattalik suvning ion ko'paytmasi deb ataladi va $K_{\text{H}_2\text{O}}$ bilan belgilanadi.

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l} \quad (t^0 = 22^\circ \text{C}).$$

Vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari bir xil bo'lgan eritmalar neytral eritmalar deb ataladi. Neytral muhit uchun $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$. Kislotali muhitda $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, ishqoriy muhitda esa $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$. Suvning ion ko'paytmasidan foydalanib, muhitning har qanday reaksiyasini miqdoriy jihatdan H^+ ionlarning konsentratsiyasi bilan o'lchash mumkin. Bunda quyidagi nisbatni hisobga olish kerak:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \text{ mol/l} \quad \text{va} \quad [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} \text{ mol/l}$$

Muhit reaksiyasini miqdoriy jihatdan ifodalash uchun, odatda, H^+ ionlari konsentratsiyasi o'rniga uning manfiy ishora bilan olingan o'nli log'arifmidan foydalaniladi. Bu qiymat vodorod ko'rsatkich deb ataladi va pH bilan ifodalanadi:

$$pH = -\lg[H^+]$$

Masalan, agar $[H^+] = 10^{-4} \text{ mol/l}$ bo'lsa, $pH = 4$ bo'ladi. Neytral eritmalar ($[H^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$) $pH = 7$, kislotali eritmalar $pH < 7$, ishqoriy eritmalar $pH > 7$ bo'ladi. Eritma muhiti qandayligini (kislotalimi, ishqoriymi yoki neytralmi) aniqlash uchun indikatorlardan foydalaniladi. Indikatorlar o'z rangini H^+ ionlar konsentratsiyasiga bog'liq ravishda o'zgartiruvchi maxsus reaktivlardir. Ko'p ishlatiladigan indikatorlar jumlasiga metiloranj, lakmus, fenolftalein kiradi. Vodorod ionlari konsentratsiyasini indikatorlar yordamida (kolorimetrik usul) o'lchash aniqligi yuqori bo'lmagan usul bo'lsa ham, amalda qulay bo'lib, ko'pgina hollarda qo'llaniladi. Bu usul muhitning pH iga bog'liq holda ba'zi bir organik moddalar eritmalarining rangini o'zgarishiga asoslangan. pH ni o'lchashda ko'pincha bir necha indikatorlar aralashmasi (universal indikator) ishlatiladi. Tekshirilayotgan eritmaga (5-6 ml eritmaga 1-2 tomchi) universal indikator tomiziladi va hosil bo'lgan rang etalon eritmalariga solishtiriladi. Aniq pH ga ega rangli indikator eritmaları solingan og'zi kavsharlangan probirkalar etalonlar vazafasini o'taydi. Tekshirilayotgan eritma bilan bir xil rangga ega bo'lgan etallonni tanlab, unda ko'rsatilgan pH qiymati yozib olinadi.

Eritmaning pHini aniq o'lchash uchun maxsus asboblari, ya'ni pH-metrlardan foydalaniladi. Ko'pchilik reaksiyalar uchun pH ning qiymati muhim ahamiyatga ega. Masalan, qishloq xo'jaligi, shuningdek, bir qator sanoat tarmoqlari (oziq-ovqat, gidroliz, vino, pivo tayyorlash, pishloq tayyorlash kabi tarmoqlar)da boradigan fermentativ reaksiyalarda pH ning ahamiyati katta. Ko'pchilik biologik jarayonlar kuchsiz kislota, neytral va kuchsiz ishqoriy muhitda borib, ularning pH qiymatlari 4-8 oralig'ida bo'ladi. Qishloq xo'jaligi ekinlarining normal rivojlanishi va ulardan doimo yuqori hosil olish uchun tuproq eritmasining muhiti ma'lum pH ga

ega bo'lishi kerak. $pH < 4$ kichik bo'lganda tuproq eritmasida H^+ , alyuminiy, temir, marganes va boshqa ionlar o'simliklar uchun zararli konsentratsiyada to'planadi, $pH > 8$ dan oshganda o'simliklar uchun zararli gidroksid OH^- ionlari hosil bo'ladi.

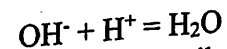
Tuzlarning gidrolizi

Toza suvda vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari teng bo'lib, $pH = 7$ ga teng. Agar suvda tuz eritilsa, suvning dissotsilanish muvozanati vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari o'zgarishi hisobiga buzilishi mumkin va $pH = 7$ dan o'zgaradi. pH ning o'zgarishi tuz molekularining gidrolizga uchrashini bildiradi.

Tuz ionlari bilan suv o'rtasida boradigan va ko'pincha muhitning o'zgarishi bilan boruvchi o'zaro ta'sir reaksiyalari tuzlarning gidrolizi deb ataladi.

Gidroliz natijasida tuz ionlari suv ionlari bilan yomon dissotsilanuvchi komplekslar yoki (ion molekulari) ni hosil qiladi. Agar gidroliz mahsulotlari eruvchan bo'lsa, jarayon qaytar bo'ladi. Gidroliz natijasida ba'zan oson uchuvchan va yomon eruvchi moddalar hosil bo'lishi mumkin. Bu hollarda reaksiya qaytmas bo'lib, oxirigacha boradi.

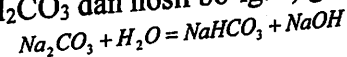
Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar, kuchsiz kislota va kuchli asosdan hamda kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchraydi. Kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchramaydi; bu holda neytrallanish reaksiyasi (gidrolizga teskari bo'lgan jarayon) borib, suv hosil bo'ladi:



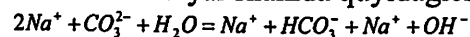
Bunda suvning ionlarga dissotsilanishi sezilmas darajada bo'ladi.

Tuzlar gidrolizining muhim hollarini ko'rib chiqamiz:

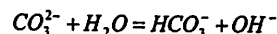
1) Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizi. Misol sifatida natriy karbonat Na_2CO_3 (kuchli asos $NaOH$ va kuchsiz kislota H_2CO_3 dan hosil bo'lgan) gidrolizini ko'ramiz:



Bu tenglama ion molekulyar shaklda quyidagicha yoziladi:

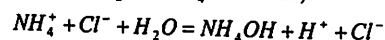
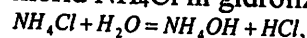


uning qisqartirilgan shakli:

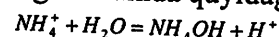


Demak, tuzning anioni gidrolizga uchraydi va reaksiya natijasida gidroksil OH^- ionlar hosil bo'ladi. Binobarin, kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlarning suvdagi eritmali ishqoriy muhitga ega bo'ladi.

2) Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizida asosan tuz kationi reaksiyaga kirishadi. Masalan, ammoniy xlorid NH_4Cl ni gidrolizini olaylik:

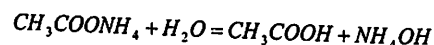


Tenglama qisqartirilgan shaklda quyidagicha bo'ladi:

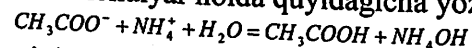


Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda eritmada vodorod ionlari to'planadi va shu sababli eritma kislotali muhitga ega bo'ladi.

3) Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizida tuzning ham kationi, ham anionlari suv bilan ta'sirlashadi, masalan:



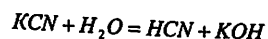
tenglama ion-molekulyar holda quyidagicha yoziladi:



Tuz eritmasining muhiti yo kislotali (agar gidroliz natijasida hosil bo'lgan asos kislotaga nisbatan kuchsiz bo'lsa), yoki ishqoriy (agar asos kislotaga nisbatan kuchliroq bo'lsa), yoxud neytral (agar hosil bo'lgan asos va kislota bir xil kuchda bo'lsa, ya'ni ularning ionlanish konstantasi amalda bir-biriga teng bo'lsa) bo'ladi.

Yuqorida kurib chiqilgan hollarda eritmada tuzlarning hammasi gidrolizga uchramaydi, faqat bir qismi gidrolizlanadi. Eritmada tuz bilan gidroliz mahsulotlari o'rtasida muvozanat vujudga keladi. Moddaning gidrolizga uchragan qismi gidroliz darajasi deb ataladi.

Gidrolizni xarakterlovchi miqdorlardan biri gidroliz konstantasidir.



Bu reaksiyaning gidroliz konstantasi quyidagicha yoziladi

$$K_{gidr} = \frac{[HCN] \cdot [KOH]}{[KCN]}$$

Gidroliz konstantasi ayni tuzning gidrolizlanish qobiliyatini xarakterlaydi; K_{gidr} ning qiymati qancha katta bo'lsa, gidroliz shuncha yaxshi boradi.

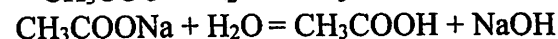
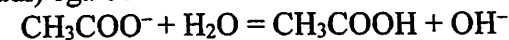
Gidroliz darajasi (h harfi bilan belgilanadi) bir qancha faktorlarga bog'liq. Chunonchi eritma suyultirilganda ayni tuzning gidrolizlanishi kuchayadi va gidroliz darajasi oshadi. Masalan, Na_2CO_3 ning 1 n.li eritmasida h_{gidr} 4,5% ga teng, uning 0,001 n li eritmasida esa $h_{gidr} = 34\%$ ga teng.

Eritma temperaturasi oshirilganda gidroliz darajasi ham oshadi. Chunki isitilgan suvning dissotsiatsiya darajasi oshadi, shu sababli H^+ va OH^- ionlari bilan o'zaro ta'sirini kuchaytiradi, binobarin tuz gidrolizi kuchayadi, bu esa gidroliz darajasining oshishiga olib keladi.

Yog'ochni qayta ishlash sanoati hamda qishloq xo'jaligi chiqindilarini gidrolizlab, etil spirt, glyukoza va boshqa moddalar olinadi. Yog'larning gidrolizi, sovun pishirish va glitserin olishning asosini tashkil etadi. Gidroliz asosida ichimlik va sanoat suvlari tozalanadi.

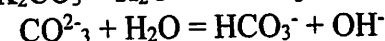
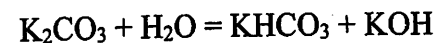
Gidroliz turlari

1. Tuz kuchli asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan bo'lsa, u suvli eritmada $CH_3COONa = CH_3COO^- + Na^+$ tenglama bo'yicha dissotsilanadi va kuchsiz kislota qoldig'i suvdan protonni biriktirib olishga intiladi, natijada eritma ishqoriy muhitga (Bu anion bo'yicha gidroliz deyiladi) ega bo'ladi:

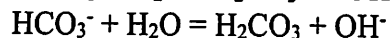
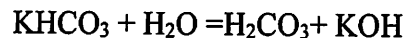


Ko'p asosli kislota qoldiqli tuzlar suvda eriganda gidroliz bosqichli boradi. Masalan K_2CO_3 gidrolizi quyidagicha boradi:

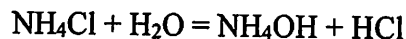
1 bosqich:



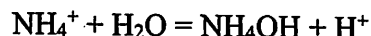
2 bosqich:



2. Kuchsiz asos va kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlar suvda eriganda eritma kislotali muhitga (Bu kation bo'yicha gidroliz deyiladi) ega bo'ladi. NH_4Cl gidrolizi:

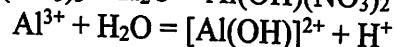
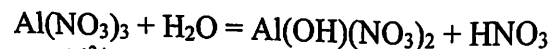


Ion ko'rinishida:

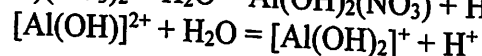
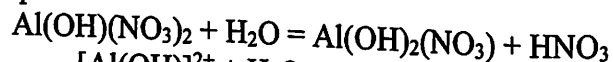


Ko'p negizli asoslardan hosil bo'lgan tuzlar suvda eriganda gidroliz bosqichli boradi. Masalan $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ gidrolizi quyidagicha boradi:

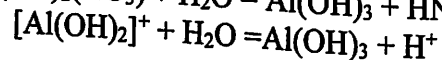
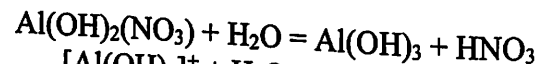
1 bosqich:



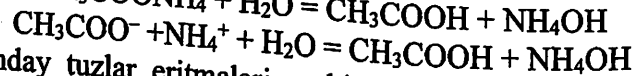
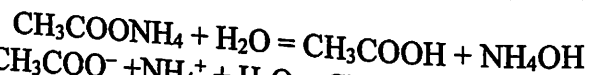
2 bosqich:



3 bosqich:



3. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlar suvda eritilganda ularning ko'pchiligi to'liq gidrolizga (Bu ham anion, ham kation bo'yicha gidroliz deyiladi) uchraydi.



Bunday tuzlar eritmaları muhiti kislota yoki asosning qaysi kuchli ekanligiga bog'liq bo'ladi. Masalan $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ tuzi eritmasining muhiti kuchsiz ishqoriy bo'ladi. Chunki ammoniy

gidroksidning dissosiyatsiya doimiyligi $K_b = 6,3 \cdot 10^{-5}$ bo'lib, sirka kislotaniki esa $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$ ga tengdir.

4. Kuchli asos va kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchramaydi va ular eritmalarining muhiti neytral bo'ladi.

Gidroliz jarayoni qaytar jarayon hisoblanadi. Gidrolizni to'liq amalga oshirish yoki to'xtatib qo'yish mumkin. Buning uchun quyidagi shartlar bajarilishi lozim.

Gidroliz oldini olish uchun:

1. Eritma konsentratsiyasini oshirish.

2. Eritmani sovutish.

3. Gidroliz natijasida hosil bo'lishi kutilayotgan muhitni oldindan tayyorlash kerak.

Gidrolizni tezlatish uchun:

1. Eritmani suyultirish kerak.

2. Eritmani qizdirish kerak.

3. Gidroliz natijasida hosil bo'lishi kerak bo'lgan muhitga teskari muhit yaratish lozim.

4-laboratoriya ishi. Tuzning erish issiqligini aniqlash

Ishning maqsadi: Termokimyoning asosiy qonunlarini reaksiyalarini entalpiya o'zgarishini hisoblash usullarini o'zlashtirish, tuzning erish issiqligini tajriba yo'li bilan aniqlashdan iborat.

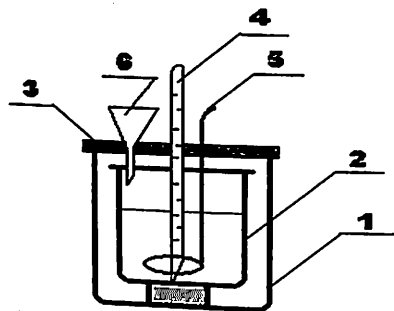
Reaktivlar: H_2O -distillangan suv, KNO_3 -kaliy nitrat tuzi (oq kristall modda), NH_4Cl -ammoniy xlorid (oq kristall modda), Na_2CO_3 -natriy karbonat tuzi (oq kristall modda), BaCl_2 -bariy xlorid tuzi (oq kristall modda), CuSO_4 -mis(II) sulfat tuzi (havo rang kristall modda).

Asbob uskunalar:

Ikki hil hajmli stakanlar, qopqoq, suyuqlikni haroratini o'lchovchi termometr, shisha voronka, shisha tayyoqcha, texnik kimyoviy tarozi.

1-tajriba. Tuzning erish issiqligini aniqlash.

Bu tajriba quyidagi rasmda tasvirlangandek soddalashtirilgan kalorimetrdan bajariladi.



Soddalashtirilgan kalorimetr

- 1- Tashqi stakan; 2- ichkistakan; 3- qopqoq; 4-termometr;
5-aralashtirgich; 6- voronka.

Kalorimetrning ichki stakaniga 50 ml suv quyning va uni termometr va aralashtirgich o'rnatilgan qopqoq bilan berkiting. Aralashtirgich bilan suvni aralashtiring hamda suvning haroratini yozib oling va uni T_1 bilan belgilang. O'qituvchining ko'rsatmasi bilan kukun xoligacha maydalangan tuzdan 0,04 mol texnik kimyoviy tarozida tortib oling va uni kalorimetrning ichki stakandagi voronka yordamida suvga soling. Tuzni aralashtirgich orqali aralashtirib eriting. Tuz suvda to'liq erigach, eritmaning termometr ko'rsatgan haroratini yozib oling va uni T_2 bilan belgilang.

Tajriba natijalarini hisobot jadvaliga yozing va tuzning erish issiqligini hisoblang. Tuzning erish issiqligining nazariy qiymatini jadvalda berilgan.

Moddalarning 18°Cdagi moddalarning erish issiqlik effektlari

Moddalar	Erish issiqligi		Moddalar	Erish issiqligi	
	Kkal	kDj		kcal	KDj
KNO_3	-8,54	-35,75	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	-4,28	-17,9
NaNO_3	-5,04	-21,08	ZnSO_4	+18,54	+77,59
NH_4NO_3	-6,42	-26,90	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	-2,80	-11,7
K_2SO_4	-6,42	-26,88	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$	-18,76	-78,51
NH_4Cl	-3,89	-16,30	CuSO_4	+15,90	+66,54

Na_2CO_3	+5,63	+23,60	H_2SO_4	+18,09	+75,70
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	-15,91	-66,58	HNO_3	+7,45	+31,16
NaOH	+10,10	+42,24	KOH	+12,70	+53,18

2-tajriba. Neytrallanish reaksiyasining issiqlik effektini aniqlash.

O'qituvchidan topshiriq olib neytrallanish reaksiyasining termokimyoviy tenglamasini yozing.

Kalorimetrning ichki stakaniga byuryetkadan kerakli hajm 1 M ishqor eritmasidan quyning va unga termometr tushuring, undagi ishqor eritmasining (T_1) haroratini o'lchang. Boshqa quruq stakanga byuryetkadan bir xil hajmdagi 1 M kislota eritmasidan quyning. So'ngra uni voronka orqali kalorimetrning ichki stakandagi ishqor eritmasiga quyning va aralashtirgich bilan yaxshilab aralashtiring. Neytrallanish reaksiyasi nihoyasiga etib, harorati ortishi to'xtagandan keyin eritmaning maksimal haroratini (T_2) yozib oling.

Natijalarni hisoblash jadvaliga yozing va neytrallanish reaksiyasining issiqlik effektini hisoblang.

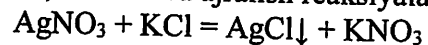
3-BOB. OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYASI. METALLAR

3.1-MAVZU. OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI

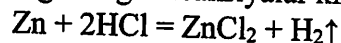
Reja:

1. Oksidlanish qaytarilish reaksiyalari va ularning turlari.
2. Reaksiyalarning molekulyar tenglamalarini tuzish.

Hamma kimyoviy reaksiyalarni ikki guruhga bo'lish mumkin. Birinchi guruh reaksiyalarda o'zaro ta'sir etuvchi moddalar tarkibiga kiruvchi elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarmaydi. Bu guruhga almashinish, birikish va ajralish reaksiyalari kiradi:

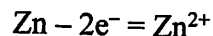


Ikkinchi guruh reaksiyalariga bir yoki bir necha elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradigan reaksiyalar kiradi:



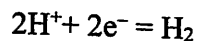
Bu reaksiyada ruxning oksidlanish darajasi 0 dan +2 gacha, vodorodniki +1 dan 0 gacha o'zgaradi.

Elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalarni oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar yoki redoks reaksiyalar (lotincha reductio – qaytarilish va oxydatio – oksidlanish) deb ataladi. Yuqoridagi reaksiyalarda rux atomlari musbat zaryadlangan ionlarga aylanadi, uning oksidlanish darajasi 0 dan +2 gacha ortadi:



Elementning oksidlanish darajasi ortishi bilan boradigan elektron berish jarayoni oksidlanish deb yuritiladi.

Rux tomonidan berilgan elektronlar vodorod ionlari tomonidan qabul qilinadi; vodorodning oksidlanish darajasi +1 dan 0 gacha kamayadi:



Elementning oksidlanish darajasi pasayishi bilan boradigan elektron biriktirib olish jarayoni qaytarilish deyiladi. Demak, bu reaksiyada rux oksidlanadi, vodorod esa qaytariladi.

Tarkibida qaytariluvchi element bo'lgan moddalar oksidlovchilar, oksidlanuvchi element saqlovchi moddalar qaytaruvchilar deyiladi. Oksidlovchilar tarkibidagi element o'z oksidlanish darajasini pasaytiradi, qaytariluvchilar tarkibidagi element o'z oksidlanish darajasini oshiradi. Oksidlovchilar elektronlar- ning akseptori (lotincha akseptor – qabul qiluvchi), qaytaruvchilar elektronlarning donori (lotincha donor – beruvchi) hisoblanadi.

Muhim oksidlovchilar:

1. Oddiy moddalar: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2 , S. Kimyoviy reaksiyalar vaqtida bu moddalar elektronlar biriktirib olib, manfiy zaryadlangan zarrachalarni hosil qiladi.

2. Murakkab moddalar: kislorodli kislotalar H_2SO_4 , HNO_3 va ularning tuzlari; KMnO_4 (kaliy permanganat), $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (kaliy bixromat); xlarning kislorodli kislotalari (HClO , HClO_3 , HClO_4) va ularning tuzlari (gipoxloridlar, xloratlar va perxloratlar); ba'zi kislotalarning angidridlari, masalan, CrO_3 xrom (VI)-oksid, Mn_2O_7 marganes (VII)-oksid, O_3 ozon, vodorod peroksid, metallarning peroksidlari (Na_2O_2 , CaO_2) va boshqalar.

3. Metallarning yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan ionlari, masalan, Fe^{3+} , Au^{3+} , Cu^{2+} , Sn^{2+}

Muhim qaytaruvchilar:

1. Metallar, ayniqsa, ishqoriy metallar (Li, Na, K, va boshqalar) va ishqoriy - yer metallari (Ca, Sr, Ba).

2. Vodorod, uglerod (koks), uglerod (II)-oksid CO

3. Kislorodsiz kislotalar va ularning tuzlari; gidridlar tarkibidagi vodorod ioni H^- (NaH , KH , CaH_2 va boshqalar).

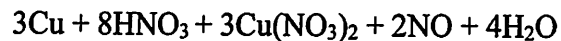
Ba'zi moddalar sharoitga qarab ham oksidlovchi ham qaytaruvchi vazifasini bajarishi mumkin (masalan, HNO_2 , H_2SO_3).

Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarining klassifikatsiyasi

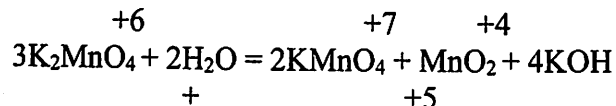
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini 3 guruhga bo'lish mumkin.

1. Atomlararo yoki molekulararo boradigan oksidlanish qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda elektronlarning almashinishi atomlar, molekular yoki ionlar o'rtasida boradi, masalan

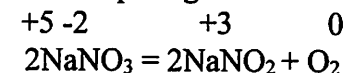
$$0 + 5 + 2 + 2$$



2. O'z-o'zidan oksidlanish, o'z-o'zidan qaytarilash (dispropor-siyalanish) reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda bitta element atomlari yoki ionlarning oksidlanish darajasi bir vaqtning o'zida ortadi va kamayadi. Bunda boshlang'ich modda turli xil birikmalarni hosil qiladi, ulardan birida atomlarning oksidlanish darajasi yuqori, ikkinchisida esa past bo'ladi. Bunday reaksiyalar molekulasida oraliq oksidlanish darajasiga ega bo'lgan atomlar mavjud bo'lgan moddalarda sodir bo'ladi.

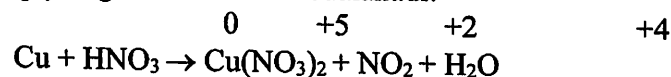


3. Ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalar jumlasiga bitta molekuladagi turli atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar kiradi. Bunda musbat oksidlanish darajasi kattaroq bo'lgan atom, oksidlanish darajasi kichikroq bo'lgan atomni oksidlaydi, masalan:



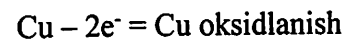
Oksidlansh-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzishning ikkita usuli qo'llaniladi – elektron balans va ion-elektron (yarim reaksiyalar) usuli.

1. Elektron balans usuli. Bu usuldan foydalanganda tenglama tuzish avvalo reaksiyada ishtirok etadigan oksidlanish darajalari o'zgaradigan elementlarning oksidlanish darajalarini hisoblashdan boshlanadi. Misning konsentrlangan nitrat kislota bilan o'zaro ta'siri quyidagi sxema bilan ifodalanadi:



Oksidlanish darajalarini bilgan holda elektron berish va biriktirib olish (oksidlanish va qaytarilish) jarayonlari elektron tenglamalar holida yoziladi.

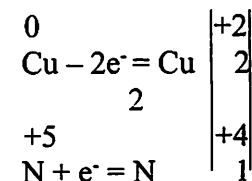
$$0 \quad +2$$



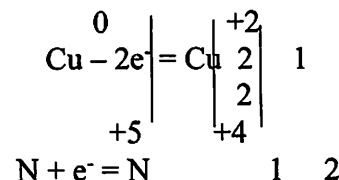
$$+5 \quad +4$$



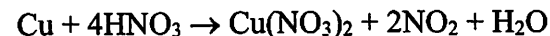
Elektron balans usulida asosiy boskich elektronlar balansini tuzishdan, ya'ni oksidlanish reaksiyasida yo'qotilgan elektronlar soniga qaytarilish reaksiyasida biriktirib olingan elektronlar sonini tenglashtirishdir. Buning uchun yo'qotilgan va biriktirib olingan elektronlar miqdori uchun eng kichik ko'paytma topiladi:



Topilgan ko'paytmaning berilgan va biriktirib olingan elektronlar miqdoriga taqsim qilishdan kelib chiqqan sonlarni oxirgi vertikal chiziq orqasiga yoziladi. Bu sonlar tenglama tuzishdagi stexiometrik koeffitsiyentlar hisoblanadi:



Koeffitsiyentlar yordamida tenglamaning chap va o'ng qismlarida qaytaruvchi hamda oksidlovchi atomlarining soni tenglashtiriladi:



So'ngra boshqa element atomlari soni tenglashtiriladi va nihoyat oksidlanish - qaytarilish reaksiyasi quyidagi tenglama holiga keladi:



2. Elektron-ionli (yarim-reaksiyalar) usul. Bu usul ion yoki molekulalarning reaksiyada qanday o'zgarishga uchrashini ko'rsa-

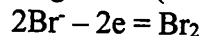
tuvchi ionli tenglamalar (yarim reaksiyalar tenglamalari) ni tuzish va bu tenglamalari bitta molekulyar oksidlanish-qaytarilish tenglamasiga birlashtirishdan iborat. Quyidagi reaksiyaga elektron-ionli usul yordamida koeffitsiyentlar tanlashni ko'rib chiqaylik:



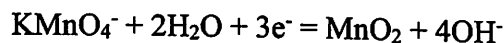
Bu reaksiyada brom va permanganatning ionlari o'zgarishga uchraydi:



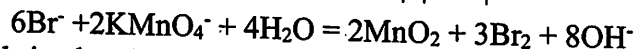
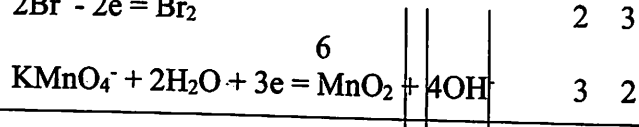
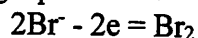
Brom ionining oksidlanish va permanganat ionning qaytarilish yarim reaksiyalari tenglamalari tuziladi. 1 mol Br_2 ning 2 mol Br^- ionidan hosil bo'lishini hisobga olib, birinchi yarim reaksiyaning tenglamasi (brom ionining oksidlanishi) yoziladi:



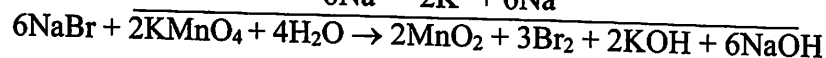
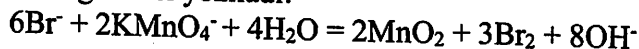
1 mol MnO_4^- ionning 1 mol MnO_2 ga qaytarilishida 2 mol atomar kislorod 2 mol suv bilan (neytral muhitda) bog'lanib, 4 mol OH^- ionlarni hosil qiladi. Zaryadlar tengligini hisobga olib, ikkinchi yarim reaksiya (permanganat ionining qaytarilishi) tenglamasi yoziladi:



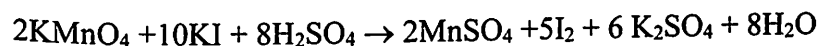
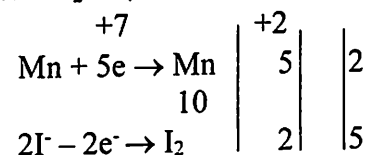
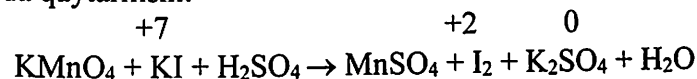
Berilgan va birlashtirilgan elektronlar soni teng bo'lganligiga qarab eng kichik umumiy ko'paytma topiladi. Bu ko'paytma 6 ga teng bo'lganligi uchun qaytaruvchining yarim reaksiyasidagi ion, molekula va elektronlar 3 koeffitsiyentga ko'paytiriladi va qaytaruvchi oksidlovchining yarim reaksiyalarining chap va o'ng qismlariga qo'shiladi:



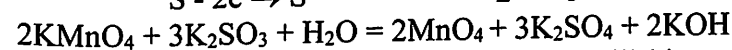
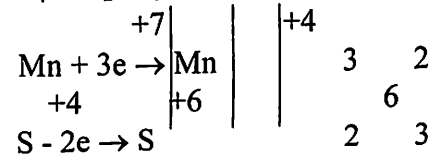
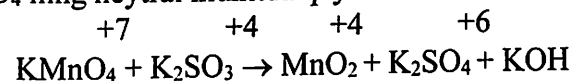
Reaksiyada o'zgarmay qoladigan kaliy va natriy kationlarini hisobga olgan holda oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining molekulyar tenglamasi yoziladi:



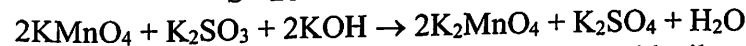
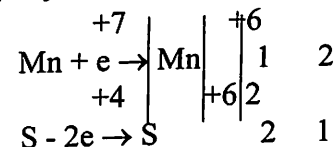
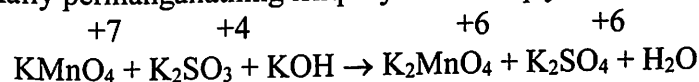
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida muhit muhim ahamiyatga ega. Muhitning ta'siri masalan, KMnO_4 ning qaytarilish xarakterida yaqqol namoyon bo'ladi. Kislotali muhitda MnO_4^- ion Mn^{2+} iongacha, neytral muhitda MnO_2 gacha, ishqoriy muhitda MnO_4^{2-} (yashil rang) iongacha qaytariladi. KMnO_4 ning kislotali muhitida qaytarilishi:



KMnO_4 ning neytral muhitda qaytarilishi:



Kaliy permanganatning ishqoriy muhitda qaytarilishi:

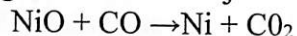


Mazkur reaksiyalarning uch turi bo'lib, bular quyidagilar:

- 1) molekulararo (ionlar-aro) reaksiyalar;
- 2) molekula (ion) da sodir bo'ladigan oksidlanish-qaytarilish jarayonlari;

3) oksidlovchilik va qaytaruvchilik vazifalari mazkur element atomlarining o'zi bajaradigan disproporsiyalanish reaksiyalari.

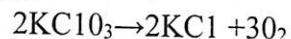
Birinchi turdagi reaksiyalarda oksidlovchi element bir modda tarkibida, qaytaruvchi element esa ikkinchi modda tarkibida bo'ladi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari borayotganda har xil molekullardagi elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradi:



Bunda nikelning oksidlanish darajasi pasayadi, uglerod-niki ortadi.

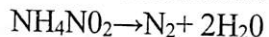
Ikkinchi tur reaksiyalarda ayni bir molekula tarkibiga kiruvchi turli elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradi.

Quyidagi reaksiyada:



Xlor ioni Cl^{5+} oksidlovchi, kislorod ioni O^{2-} qaytaruvchi sifatida ishtirok etadi.

Uchinchi turga kiruvchi disproporsiyalanish reaksiyasiga misol qilib, laboratoriyada toza azot olishda qo'llaniladigan ammoniy nitritning parchalanishini ko'rsatish mumkin:

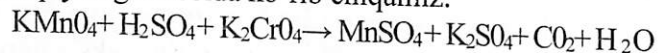


Bu yerda: NH_4^+ ioni oksidlanib, NO_2^- ioni esa azotga aylanibqaytanladi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzishda ma'lum qoidalarga rioya qilinadi. Yo'qotilgan elektronlar sonini qabul qilingan elektronlar soniga teng bo'lishi, elementlar sonining reaksiyaning chap va o'ng tomonida bir-biriga teng kelishi (zaryadlarning algebraik yig'indisi har ikki tomonda tengligi) va reaksiya natijasida hosil bo'lgan kislorod ioni O^{2-} kislotali muhitda vodorod ionlari bilan birikib suvga aylanishi, ishqoriy yoki neytral muhitli eritmada gidroksid ionlari hosil bo'lishini hisobga olish kerak bo'ladi. Tenglama-larni tuzishda ikki usul qo'llaniladi.

1. Elektron balans usuli. Qaytaruvchi yo'qotgan umumiy elektronlar soni oksidlovchi qabul qilib olgan elektronlar soniga tenglashtiriladi. Oksidlanish-qaytarilish jarayonining har bir bosqichi uchun ionli tenglamalar tuzilib, bular tegishli koeffitsiyentlarga ko'paytiriladi va bir-birlariga qo'shilgan holda ularning yig'indisi topiladi. Bu usul oksidlanish darajasini hisobga olish usuli deb ham yuritiladi.

Buni quyidagi misolda ko'rib chiqamiz:



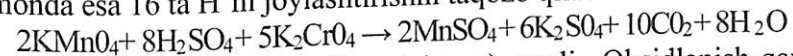
Reaksiya tenglamasini tuzish uchun quyidagicha ish tutamiz:

a) tenglamaning ikki tomonida har bir elementning o'zgargan oksidlanish darajasini aniqlaymiz, ya'ni bu bilan qaysi element oksidlanayotgani yoki qaytarilayotganligini bilib olarniz. Yuqoridagi misolda tenglamaning har ikki tomonida vodorodning oksidlanish darajasi +1 ga teng, kislorodning oksidlanish darajasi -2 ga teng — bularning ikkalasi ham oksidlanmayapti yoki qaytarilmayapti. Ammo manganesning oksidlanish darajasi MnO_4 da +7 dan Mn^{+2} gacha o'zgarayapti, uglerodning oksidlanish darajasi $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ da +3 dan CO_2 da +4 ga ko'tarilayapti;

b) oksidlanishda yoki qaytarilishda har bir elementning oksidlanish darajasi o'zgarishini aniqlaymiz. Manganesning oksidlanish darajasi beshta birlikka; uglerodniki esa bitta birlikka o'zgarayapti. Ammo $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ tarkibida ikkita uglerod atomi borligidan har bir uglerodning oksidlanish darajasi bir $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ioniga hisoblanganda uglerodning oksidlanish darajasi ikkiga teng bo'ladi;

d) ikkinchi bosqichdagi oksidlanish darajalarining o'zgarishini hisobga olgan holda oksidlovchi va qaytaruvchilar oksidlanish darajalarining baravar ortishi va kamayishini ta'minlovchi molar sonining nisbatini aniqlaymiz. Bu $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ — ioni tomonidan chiqariluvchi va MnO_4 tomonidan biriktirib olinuvchi elektronlar soniga teng bo'ladi. Shunda ionlar nisbati $5\text{C}_2\text{O}_4^{2-} : 2\text{MnO}_4^-$ kabi bo'ladi, umumiy elektron balans koeffitsiyentlari manganes uchun $10:2 = 5$ ga va uglerod uchun $2:2 = 1$ ga teng bo'ladi;

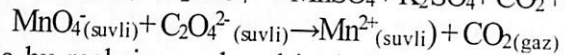
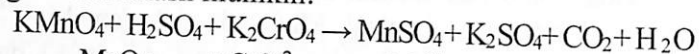
e) oksidlanayotgan va qaytarilayotgan moddalar koeffitsiyentlari aniqlangandan keyin qolgan elementlar atomlari soni tenglashtiriladi. Yuqoridagi misolda $5\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ioni 10 ta uglerod atomiga ega, bu tenglamaning o'ng tomonida 10 ta CO_2 joylashuvini taqozo etadi. Tenglamaning chap tomonida 28 ta kislorod atomi (2MnO_4 da 8 ta va $5\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ da 20 ta) bo'lib, uning o'ng qismiga 8 molekula suv o'rnamshganda 28 ta kislorod atomi ($8\text{H}_2\text{O}$ da 8 ta va 10 ta CO_2 da 20 ta) joylashadi. 8 molekula suv tenglamaning o'ng tomonida, chap tomonda esa 16 ta H^+ ni joylashtirishni taqozo qiladi:



2. Yarim reaksiyalar (ion-elektron) usuli. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini yarim reaksiyalar yordamida tuzish

usulini permanganate ioni MnO_4^- bilan oksalat ioni $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ orasida kislotali muhitda boradigan reaksiya misolida ko'rib chiqamiz.

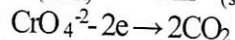
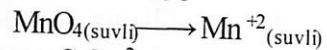
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ning nordon eritmasiga MnO_4^- qo'shilganda permanganat ionining ko'ng'ir-binafsha rangi yo'qoladi. Bunda eritmada uglerod (II) oksidi (CO_2) ajralib chiqib, eritma Mn^{+2} uchun xos bo'lgan och-qizg'ish rangga o'tadi. To'liq boimagan reaksiya tenglamasini quyidagicha ifodalash mumkin:



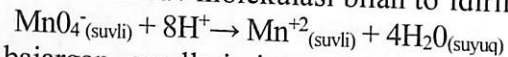
Amalda bu reaksiya vodorod ionlari (H^+) konsen-tratsiyasining kamayishi va suv hosil bolishi bilan borishi aniqlangan. Bunga reaksiya tenglamasini tuzib, to'la ishonch hosil qilsa bo'ladi. Buning uchun uch bosqichdan iborat quyidagi ishni bajarishimiz lozim.

Birinchi bosqichda birida oksidlovchi, ikkinchisida qaytaruvchi ishtirok etadigan ikkita yarimreaksiya yoziladi:

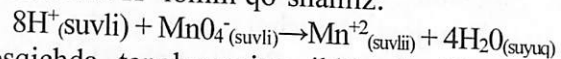
+5e



Ikkinchi bosqichda har bir yarimreaksiya oxiriga yetkazilib, alohida-alohida tenglanadi. Reaksiya kislotali muhitda olib borilganda vodorod va kislorod atomlari sonini tenglashtirish uchun reagentlarga yoki reaksiya mahsulotlariga H^+ va H_2O , ishqoriy muhitda esa OH^- va H_2O qo'shiladi. Permanganat ioni ishtirok etayotgan yarimreaksiyada tenglamaning ikki tomonida bittadan marganes atomi bor. Ammo tenglamaning chap qismida to'rtta kislorod atomi bo'lib, o'ng tomonida bitta ham yo'q. MnO_4^- da bo'lgan to'rtta kislorod atomlarini tenglashtirish maqsadida mahsulotlar qatori to'rtta suv molekulasini bilan to'ldiriladi:

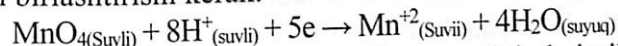


Oldingi bajargan amallarimiz natijasida mahsulotlar orasida vujudga kelgan sakkiz vodorod atomini tenglashtirish uchun reagentlarga sakkizta H^+ ionini qo'shamiz:

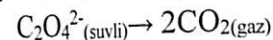


Bu bosqichda tenglamaning ikki qismida har bir element atomlari soni bir xil bo'lib, zaryadlarni tenglashtirish kerak, xolos. Reagentlar zaryadi $+8 - 1 = +7$ ga teng bo'lgan holda, mahsulotlar

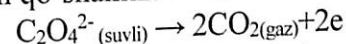
zaryadi $-2 + 4 (0) = 2$ dir. Zaryadlarni tenglashtirish uchun tenglamaning chap qismigabeshta elektron qo'shish (marganesning oksidlanish darajasi $+7$ dan $+2$ gacha o'zgaradi), ya'ni u besh elektronni birlashtirishi kerak:



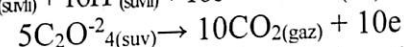
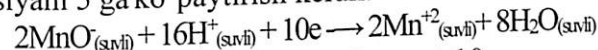
Oksalat ion uchun ham shunday amalni bajarib, yaritm-reaksiyani ifodalaymiz:



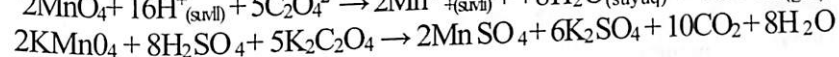
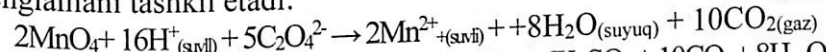
Zaryadlarni tenglashgirish uchun so'nggi tenglamaning o'ng qismiga ikki elektron qo'shamiz:



Uchinchi bosqichda har bir yarimreaksiya tenglamasini reaksiya birlashtirib olayotgan hamda ikkinchi reaksiya ajrata-yotgan elektronlar soniga tenglovchi ko'paytmaga ko'paytirish zarur. Yuqoridagi misolda permanganat ionli yarimreaksiyani 2 ga, oksalat ionli yarimreaksiyani 5 ga ko'paytirish kerak:



Shunday qilib, yarim reaksiyalar tenglamalari yig'indisi to'la tenglamani tashkil etadi:



3.2-MAVZU. METALLAR ULARNING TABIIYATDA UCHRASHI, OLINISHI VA XOSSALARI

Reja:

1. Metallarni xossalari va ularni davriy sistemasida joylanishiga bog'liqligi.
2. Ishqoriy va ishqoriy yer metallari va ularning birikmalarining xossalari.

I guruh bosh guruhchasi elementlarning umumiy tavsifi.

Birinchi guruhning asosiy guruhchasiga (ishqoriy metallar) litiy, natriy, kaliy, rubidiy, seziiy va fransiy elementlari kiradi.

Ishqoriy metallar atomlarining energetik pog'onalarida elektronlarning taqsimlanishi quyidagicha:

Li – 1s²2s¹, Na[Ne] – 3s¹, K[Ar] – 4s¹, Rb[Kr] – 5s¹, Cs[Xe] – 6s¹.

Ishqoriy metallar atomlari o'zining tashqi elektron qavatidagi yagona elektronini osonlik bilan yo'qotib, oksidlanish darajasi + 1ga teng bo'ladi. Ularning qaytaruvchanlik xossasi litiydan fransiya tomon kuchayadi, chunki elektron qavati soni ortib, sirtqi qavatdagi elektron yadrodan borgan sari uzoqlashadi, ya'ni valent elektronning yadroga tortilish kuchi zaiflashib boradi, natijada kuchli qaytaruvchi bo'ladi. Bir elektronni yo'qotish oson bo'lgani uchun ular tabiatda hamisha birikma holida uchraydigan faol metallardir. Ularning hammasi yengil, yumshoq, kumushday oq, hatto yaltiroqdir.

Rubidiy va seziy havoda o'z-o'zidan yonib ketadi. Bu elementlarning oksidlari Me₂O gidridlari MeH gidroksidlari esa MeOH formula bilan ifodalanadi. Metallar orasida ishqoriy metallar eng yuqori kimyoviy faollikni namoyon qiladilar, ular metallarning elektrokimyoviy kuchlanish qatorida qatorning boshlanishida joylashadilar. Ishqoriy metallarning aksariyat tuzlari suvda yaxshi eriydi, ulardan natriy va kaliy muhim ahamiyatga ega.

Ishqoriy metallarning ayrim xossalari

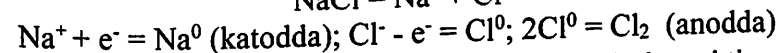
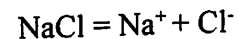
Element nomi	Element tartib nomeri	Nisbiy atom massasi	Suyuqlik harorati, °C	Qaynash harorati, °C	Zichligi, g/sm ³	Qattiq- ligi
Litiy	3	6,94	180,5	1340	0,53	0,6
Natriy	11	22,99	97,9	886	0,97	0,4
Kaliy	19	39,09	63,5	771	0,86	0,5
Rubidiy	37	85,48	39,3	690	1,53	0,3
Seziy	55	132,91	28,5	672	1,90	0,2

Natriy, tabiatda uchrashi, fizik va kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi

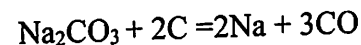
Natriyning atom massasi 22,99 ga teng. Uning atom radiusi 0,189 va ion radiusi 0,098 nm ga teng bo'lib, ionlanish energiyasi esa, 5,14 eV ga teng. Natriy tabiatda ko'p tarqalgan element, u yer po'stlog'ining 2,64% ini tashkil qiladi. Quyoshda va yulduzlarda ham natriyning borligi aniqlangan. Natriy minerallari qatoriga NaCl galit yoki toshtuz, Na₂SO₄·H₂O mirabilit yoki glauber tuzi, Na₂AlF₆

kriolit, Na₂B₄O₇·10H₂O bura, Na₂CO₃·10H₂O soda, NaCl·KCl silvinit, Na₂SO₄·3K₂SO₄ glazerit, Na₂SO₄·MgSO₄·4H₂O astraxanit, NaNO₃ chili selitrasi va boshqalar kiradi. Natriy boshqa elementlar bilan birga silikat va alyumo-silikatlar tarkibida, o'simliklarda, inson va hayvonlar organizmida, shuningdek, dengiz va tuzli ko'l suvlarida ko'p miqdorda uchraydi.

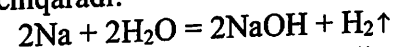
Natriy osh tuzining suyuqlanmasini elektroliz qilish yo'li bilan olinadi. Katod va anod bo'shlig'i diafragma bilan ajratilgan bo'ladi, natriyning musbat ioni katoddan elektron biriktirib oladi ya'ni neytral atomga aylanadi. Natriyning neytral atomlari katodda suyuqlangan metall holida yig'iladi. Anodda xlor ionlari elektronlarini beradi, ya'ni oksidlanish sodir bo'ladi va gaz holida erkin xlor ajralib chiqadi. Bu jarayonlarni quyidagicha tasvirlash mumkin:



Natriy olish uchun soda bilan ko'mir aralashmasini qattiq qizdirish kerak:

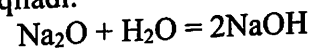


Hosil qilingan natriy kerosin ostida yoki berk metall idishlarda saqlanadi. Natriy yumshoq pichoq bilan oson kesiladigan yengil metall, kub shaklida kristallanadi. Natriy bug'i alangani sariq tusga kiritadi. Natriy kimyoviy xossalari jihatidan juda aktiv havoda tez oksidlanadi, fluor va xlor atmosferasida uy haroratida alangalanadi. Qizdirilganda brom, yod, oltingugurt, vodorod va boshqa moddalar bilan reaksiyaga kirishadi shuningdek, suv bilan reaksiyaga kirishib, vodorodni ajratib chiqaradi:

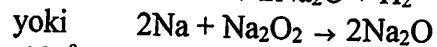
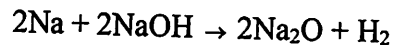


Yonib ketgan ishqoriy metallni suv sepib o'chirib bo'lmaydi, balki uning ustidan kalsinatsilangan soda kukuni sepish kerak.

Natriy oksid Na₂O suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishib, o'yuvchi natriy hosil qiladi.

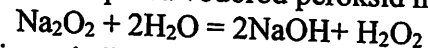


Natriy havoda yonganda asosan, natriy peroksid Na₂O₂ (va juda oz miqdorda Na₂O) hosil bo'ladi, Na₂O bevosita yo'llar bilan olinadi:

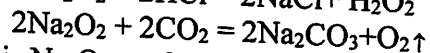
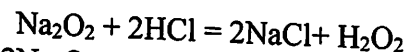


Agar natriy 180°C haroratda ozroq miqdorda kislorod bilan oksidlangan Na_2O hosil bo'ladi $4\text{Na} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$

Natriy peroksid Na_2O_2 sarg'ish kukun holidagi modda. Unga suv ta'sir ettirilganda ishqor va vodorod peroksid hosil bo'ladi:

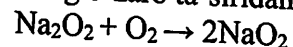


Agar reaksiya qizdirish bilan olib borilsa, vodorod peroksidning parchalanishi natijasida kislorod ajralib chiqadi. Vodorod peroksid Na_2O_2 ga suyultirilgan kilota (H_2SO_4) ta'sir ettirib olinadi, natriy peroksid esa havodagi karbonat angidrid bilan reaksiyaga kirishadi:

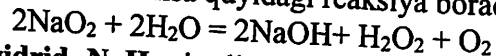


Shu sababli Na_2O_2 nafas olish apparatlarida havoni regeneratsiya qilish uchun foydalaniladi. Na_2O_2 gazlamalar, suyak, soch va boshqalarni oqartirish uchun ishlatiladi.

Natriy giperoksid NaO_2 yuqori (300 atm) bosimda va 500°C da kislorod bilan Na_2O_2 ning o'zaro ta'siridan hosil bo'ladi:

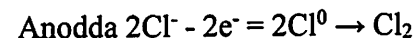
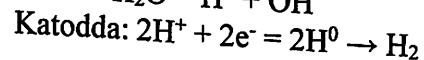
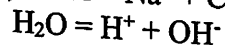
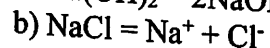
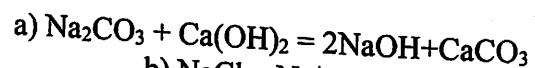


bu moddaga suv ta'sir ettirilsa quyidagi reaksiya boradi.



Natriy gidrid NaH ni olish uchun natriy vodorod atmosferasida qizdiriladi. NaH oq tusli qattiq moddadir, uning tarkibidagi vodorod manfiy bir oksidlanish darajasiga ega. Agar natriy gidrid suyuqlantirilib elektroliz qilinsa, vodorod anodga va natriy esa katodga boradi.

Natriy gidroksid NaOH o'yuvchi natriy yoki kaustik soda deyiladi. U oq tusli qattiq moddadir. Uni laboratoriyada olish uchun natriy yoki natriy peroksid suvda eritiladi. Texnikada sodani kaustiklash va osh tuzining suvdagi eritmasini elektroliz qilish usuli bilan olinadi:



Natriy gidroksidning suvdagi eritmasi kuchli ishqordir, terini kuydiradi, ko'zga tushsa ko'r qiladi, shuning uchun u bilan ishlashda nihoyatda ehtiyot bo'lib ishlash lozim. Natriy gidroksid sovun tayyorlashda, to'qimachilik va ko'ncilik sanoatida, organik moddalar olishda, neftni tozalashda, viskoza usulda sun'iy ipak hosil qilishda, kimyo laboratoriyalari va boshqa ko'pgina sohalarda ishlatiladi.

Natriyning barcha tuzlari suvda yaxshi eriydi, $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_4]$ esa suvda erimaydi. Analitik kimyoda ana shu birikmani hosil qilish yo'li bilan Na^+ ioni topiladi. NaCl oziq-ovqat sanoatida ishlatiladi.

Natriy xlorid, gidrokarbonat, nitrat, arsenat, bromid, yodid, sulfat va silitsilatlar tibbiyotda, shuningdek Na_2CO_3 shisha ishlab chiqarishda ishlatiladi.

Kaliy, tabiatda uchrashi, fizik va kimyoviy xossalari muhim birikmalari, ishlatilishi

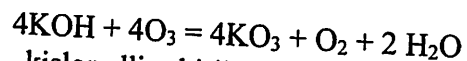
Kaliyning atom radiusi 0,236, ion radiusi 0,133 nm, ionlanish energiyasi 4,34 eV ga teng. Tabiatda uchraydigan izotoplarning massa sonlari 39, 40 va 41 ga teng bo'lib, yer po'stlog'ining 2,6% ini tashkil qiladi. Kaliy, rubidiy, seziiy va fransiy elementlari kaliy guruhchasini tashkil qiladi. Bularning kimyoviy xossalari natriy va litiynikidan farq qilishga sabab ularning atom tuzilishlariga bog'liq. Kaliy faol bo'lganligidan tabiatda faqat birikmalar holida (eng muhimlari dala shpati, slyuda) bo'lib, ularning nurashidan suvda eriydigan tuzlar hosil bo'ladi. Kaliy tuzlari tuproqqa yaxshi shimilgani sababli ko'pgina daryo va dengiz, ko'l suvlariga borolmaydi (kaliy tuzlari dengizda 0,038%, natriy tuzlari esa 3,5% gacha bo'ladi).

Kaliy ham natriy kabi suyuqlantirilgan KCl yoki KOH ni elektroliz qilib olinadi. Kaliy yumshoq va yengil metall, kuchli qaytaruvchi, suv bilan reaksiyasi vaqtida ajralib chiqqan vodorod yonib ketadi. Havoda kaliy tez oksidlanadi, xlor va ftorda o'z-o'zidan yonib ketadi, suyuq bromda esa portlaydi. Kaliy juda ko'p

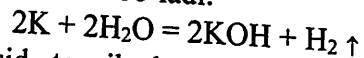
metallar bilan intermetall birikmalar (KSn_2 , KSn kabi) ni hosil qiladi. Kaliyni kesish vaqtida ham qattiq portlash sodir bo'lishi mumkin, shu sababli nihoyatda ehtiyot bo'lish lozim.

Kaliy shu'lalantirilsa o'zidan elektron chiqargani uchun fotoelementlar tayyorlashda ishlatiladi. Kaliy berk idish yoki kerosin ostida saqlanadi.

Kaliy gidrid (KH) hosil qilish uchun kaliy vodorod atmosferasida 200°C gacha qizdiriladi. Kaliy gidrid juda faol, oq kristall modda, zichligi $1,52 \text{ g/sm}^3$ ga teng, havoda yonadi, suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi, kuchli qaytaruvchi. Kaliy kislorod bilan oksid K_2O , peroksid K_2O_2 , giperoksid KO_2 va ozonid KO_3 hosil qiladi. Kaliy havoda yonganda K_2O_2 va KO_2 larning aralashmasi hosil bo'ladi, ular suv va kislotalar ta'sirida parchalanadi. O'yuvchi kaliyga ozon ta'sir ettirilsa, KO_3 hosil bo'ladi:



Kaliyning kislorodli birikmalari (ayniqsa KO_3) kuchli oksidlovchilardir. Kaliy gidroksid KOH kaliyning suv bilan juda shiddatli reaksiyasidan hosil bo'ladi:



Kaliy gidroksid texnikada KCl yoki KOH ning suvdagi eritmasini elektroliz qilish yo'li bilan olinadi, shuningdek K_2CO_3 ga ohak ta'sir ettirib ham olinadi. O'yuvchi kaliy rangsiz kristall modda, 410°C da suyuqlanadi, qizdirilganda parchalanmay bug'lanadi. Havodan o'ziga nam tortadi, suvda juda ko'p issiqlik chiqarish bilan eriydi, eng kuchli ishqor, dissotsilanish darajasi qariyb 100% ga teng KOH havodagi nam va CO_2 bilan tez reaksiyaga kirishadi, shuning uchun u berk idishlarda saqlanadi. Texnikada o'yuvchi kaliy sovun tayyorlashda, laboratoriyalarda moddalarni quritishda ishlatiladi. Kaliy tuzlarining ko'pi suvda yaxshi eriydi, tuzlari esa alangani gunafsha tusga kiritadi. $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ va $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ tuzlari suvda erimaydi, analitik kimyoda, ko'pincha shu tuzlarning hosil bo'lishiga qarab, kaliy topiladi. Kaliyning atsetat, gidrotartrat, bromid, yodid kabi tuzlari tibbiyotda, K_2CO_3 shisha sanoatida ishlatiladi. Kaliy o'simliklar uchun nihoyatda zarur elementdir, shu sababli

minerallardan to'g'ridan-to'g'ri o'g'it sifatida foydaniladi. Kaliyli o'g'itlar (ko'pincha KCl , KNO_3 , K_2SO_4) qishloq xo'jaligida va kaliy nitrat qora porox tayyorlashda ishlatiladi.

II guruh bosh guruhchasi elementlarining umumiy tavsifi

Davriy sistemaning ikkinchi guruhning asosiy guruhchasiga berilliy, magniy, kalsiy, stronsiy, bariy va radiy elementlari kiradi. Asosiy guruhcha elementlari bir-biridan xossalari bilan nihoyatda farq qiladi. Ular atomlarining sirtqi qavatida ikkitadan elektron bo'lib, qaytaruvchilik xossalari ishqoriy metallarnikiga qaraganda kuchsizroq ifodalangan. Kalsiy, stronsiy va bariy ishqoriy-yer metallar deb ataladi, ular yengil metallardir, faqat radiy radioaktiv xossaga ega bo'lgan og'ir metallardir. Yer qobig'ida Ca ning 6 ta, Sr ning 4 ta, Ba ning 7 ta barqaror izotopi bor. Bulardan eng ko'p tarqalganlari ^{40}Ca (96,97%), ^{88}Sr (8,56%), ^{138}Ba (71,66%) dir.

Bu elementlar suyuqlanish harorati va qattiqligining yuqoriligi bilan ishqoriy metallardan farqlanadi, ularning faolligi kalsiydan bariyga tomon ortib boradi.

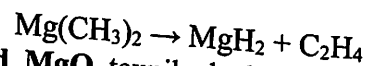
Berilliy va magniy gidroksidlari suvda qiyin eriganligi tufayli suv bilan sekin reaksiyaga kirishadi. Ishqoriy-yer metallari havo kislorodi va azoti bilan birikib, MeO va Me_3N_2 tipdagi birikmalarini hosil qiladi. Bu guruh elementlarining peroksidlari Me_2O_2 ishqoriy metallarnikiga qaraganda barqarordir. Bu elementlar oksidlarining suv bilan birikishi va gidroksidlarining suvda erishi va ishqor xossasi berilliydan bariyga tomon ortib boradi. $\text{Be}(\text{OH})_2$ amfoter gidroksid, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ kuchsiz asos, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ kuchli asos, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ esa suvda yaxshi eriydigan kuchli ishqordir. Ishqoriy-yer metallar aktiv metallmaslar bilan oddiy sharoitda reaksiyaga kirishadi. Reaksiya natijasida issiqlik ajralib chiqadi, ya'ni ekzotermik reaksiya sodir bo'ladi. Bu elementlar vodorod bilan MeH_2 tipdagi gidridlarni hosil qiladi, ko'pgina tuzlari, sulfat, karbonat, fosfat va floridlari suvda amalda eriydi; xlorid, bromid, yodid va nitratlari yaxshi eriydi.

Magniy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi

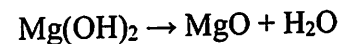
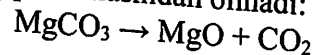
Magniyning atom massasi 24,32 ($Z = 12$) ga teng. U tabiatda ko'p tarqalgan metallardan biri bo'lib, Yer po'stlog'ining 2%ga yaqinini tashkil qiladi. Magniyning ^{24}Mg (78,6%), ^{25}Mg (10,11%), ^{26}Mg (11,29%) kabi tabiiy va uchta sun'iy izotopi bor.

Tabiatda magniy silikatli, karbonatli va xloridli minerallar holida uchraydi, shuningdek dengiz suvida (~4%) magniy tuzlari bo'lib, suvning taxirligi shu tuzdandir. Magniy o'simliklardagi xlorofill tarkibiga kiradi va fotosintezda ishtirok etadi. Magniy yetishmasa, odam va hayvonlarda turli kasalliklar paydo bo'ladi. Buning sababi organizmdagi ko'pgina biokimyoviy jarayonlarda magniy qatnashadi. Oq karlik yulduzlar asosan magniydan iborat ekanligi aniqlangan. Magniy suyultirilgan MgCl_2 ni yoki karnallit ($\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) ni ~750°C da elektroliz qilish yo'li bilan olinadi. Bundan tashqari u metallotermik usulda va magniy oksidini yuqori haroratda ko'mir bilan qaytarib ham olinadi. Juda toza magniy olish uchun texnik magniy vakuumda bir necha marta sublimatlanadi. Magniy kumushdek oq va yengil metall, havoda oksidlanadi va oksid pardani hosil qiladi. Magniy havoda 550-600°C gacha qizdirilsa, ko'zni kamashtirarli darajada oq shu'la bilan yonadi. Magniy sovuq suv bilan deyarli reaksiyaga kirishmaydi, qaynoq suv va suyultirilgan kislotalarga ta'sir etib, vodorodni ajratib chiqaradi. Magniy qizdirilgan metallmaslar va ayrim metallar bilan reaksiyaga kirishib, birikmalar hosil qiladi. Magniydan yengil qotishmalar (Al, Zn, Mn kabilar bilan) tayyorlanib, ular qattiq, puxta va korroziyaga chidamliligidan samolyotsozlik va avtomobilsozlikda ishlatiladi. Magniydan fotografiyada, pirotexnikada va shuningdek ba'zi sintez reaksiyalarda, rezina sanoatida, tibbiyotda foydalaniladi.

Magniy gidrid MgH_2 ni olish uchun magniy dimetil 175°C da parchalanadi:

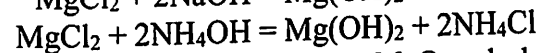
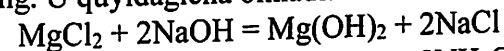


Magniy oksid MgO texnikada karbonatni va laboratoriyada magniy gidroksidning parchalashidan olinadi:



MgO - 2800°C da suyuqlanadigan kristall modda bo'lib, undan o'tga chidamli idishlar, tigell va boshqa buyumlar tayyorlanadi. Magniy oksid suvda erimaydi, ammo kislota va kislotali oksidlarda yaxshi eriydi.

Magniy gidroksid $\text{Mg}(\text{OH})_2$ suvda kam eriydigan o'rtacha kuchga ega bo'lgan asos, uning eruvchanlik ko'paytmasi (EK) $1,2 \cdot 10^{-12}$ ga teng. U quyidagicha olinadi:



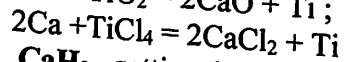
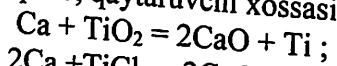
Magniy xlorid MgCl_2 ko'mir bilan MgO aralashmasiga xlorni ta'sir ettirib olinadi, undan magnezial sement tayyorlanadi, uni qipiq bilan aralashtirib, izolyatsiya materiali bo'lgan ksilolit olinadi. Magniy sulfat MgSO_4 tabiatda har xil minerallar shaklida uchraydi, eritmada esa kristallogidrat monogidrat $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (kizerit minerali) va heptagidrat ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) (taxir tuz minerali) holida kristallanadi. Suvda eriydi, tibbiyotda surgi dori sifatida, qishloq xo'jaligida o'g'it sifatida ishlatiladi. Magniy karbonat MgCO_3 tabiatda magnezit va dolomit ($\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$) holida uchraydi. MgCO_3 suvda oz eriydi, uning suvdagi eritmasiga ishqoriy metall karbonatlari ta'sir ettirilsa, $\text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ hosil bo'ladi, uning aniq tarkibi $3\text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ bo'lib, oq magneziya (tabiatda kam uchraydi) deb ataladi. Oq magneziya tibbiyotda, qog'oz va kauchuk sanoatida ishlatiladi.

Kalsiy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi

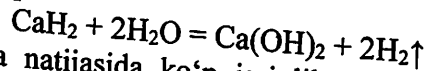
Kalsiyning atom massasi 40,08 ($Z = 20$) ga teng. U tabiatda eng ko'p tarqalgan metallardan biri bo'lib, Yer po'stlog'ining taxminan 3% ini tashkil etadi. Tabiatdagi asosiy birikmalari ohaktosh, bo'r va marmar, shuningdek dolomit ($\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$), fosforit ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), flyurit va turli silikatlaridir. Kalsiy o'simlik va hayvonlar organizmi flyurit va turli silikatlaridir. Kalsiy o'simlik va hayvonlar organizmi uchun zarur element. Odam suyagining 25% i qon va turli to'qimalarda oz miqdorda kalsiy bo'ladi. Kalsiy suyulantirilgan CaCl_2 ni elektroliz qilib (ozroq CaF_2 qo'shiladi) olinadi.

Kalsiy kumushdek oq metall bo'lib, havoda tez oksidlanadi. Shuning uchun kerosin ostida saqlanadi. Ochiq havoda qolsa, uning sirti oksid, peroksid, nitrid qavatlari bilan qoplanadi. Kalsiy birmuncha qattiq bo'lishiga qaramay yassilanuvchi metall, suv va kislotalardan vodorodni siqib chiqaradi. Kalsiy, stronsiy va bariy aktiv metallmaslar bilan odatdagi sharoitda birikadi. U kislorod bilan oksid CaO va peroksid CaO_2 , vodorod bilan gidrid, CaH_2 , azot bilan nitrid Ca_3N_2 , uglerod bilan karbid CaC_2 , galogenlar bilan birikib, galogenid CaHal_2 larni hosil qiladi.

Metall holidagi kalsiyning ishlatilishi uning yuqori kimyoviy aktivligiga bog'liq, undan metall birikmalaridan (uran, xrom, sirkoniy, seziy, rubidiy kabi) metallarni qaytarishda, po'lat va ayrim qotishmalardagi kislorod va oltingugurni yo'qotishda, organik suyuqliklarni suvsizlantirishda hamda vakuum asboblardagi qoldiq gazlarni yuttirishda foydalaniladi. Kalsiy faolligi past bo'lgan metallarning oksidlaridan va galogenidlaridan kislorodni va galogenlarni siqib chiqarib, qaytaruvchi xossasini namoyon qiladi.



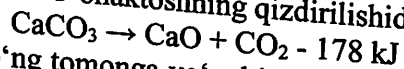
Kalsiy gidrid CaH_2 qattiq, kristall modda, suv ta'sirida Ca(OH)_2 ni hosil qiladi:



Bu reaksiya natijasida ko'p issiqlik ajralib chiqib, vodorod yonib ketadi.

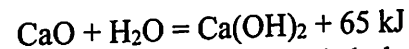
CaH_2 ko'p miqdorda vodorod ajralib chiqarish xususiyatiga ega bo'lgani uchun. vodorod ajratib olish uchun ishlatiladi, hamda undan kristallogidratdan suvni tortib oladigan juda samarali quritgich sifatida foydalaniladi.

Kalsiy oksid CaO ohaktoshning qizdirilishidan hosil bo'ladi:

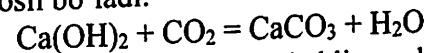


Reaksiyani o'ng tomonga yo'naltirish uchun CO_2 ning konsentratsiyasini kamaytirish yoki haroratini ko'tarish lozim. CaO nihoyatda o'tga chidamli, taxminan 2600°C da suyuqlanadigan oq modda, texnik CaO sarg'ish yoki bir oz kul rangroq bo'lib, so'ndirilmagan yoki kuydirilgan ohak deb ataladi. CaO binokorlikda, metallurgiyada, shisha ishlab chiqarishda va boshqa ko'pgina

sohalarda ishlatiladi. Agar ohakka suv ta'sir ettirilsa, shiddatli reaksiya sodir bo'lib, ko'p issiqlik ajraladi, bunda suvning bir qismi bug'ga aylanadi:



Hosil bo'lgan Ca(OH)_2 so'ndirilgan ohak deyiladi. Ca(OH)_2 oq kukun, suvda kam eriydi, (1 litr suvda 25°C – 1,56 g Ca(OH)_2) uning eritmasi esa kuchli asosdir. Ca(OH)_2 ning tiniq eritmasi orqali CO_2 o'tkazilsa yoki eritma ochiq qoldirilsa, loyqalanib qoladi, demak, CaCO_3 hosil bo'ladi:

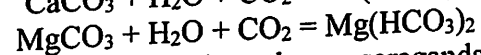
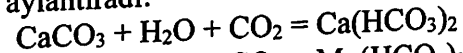


Ca(OH)_2 ning to'yingan eritmasi ohakli suv deyiladi.

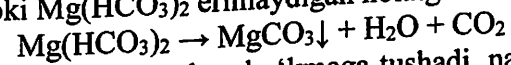
Kalsiy oksid suv bilan so'ndiriladi va binolarni oqlash uchun ishlatiladi. Bino devorlarida Ca(OH)_2 havodagi CO_2 bilan birikib, CaCO_3 ga aylanadi. Agar Ca(OH)_2 ga qum aralashtirilib suvga qorilsa, g'isht terishda ishlatiladigan qorishma olinadi, bu qorishma qotganda CaCO_3 va CaSiO_3 hosil bo'ladi.

Kalsiy tuzlaridan CaCl_2 bilan $\text{Ca(NO}_3)_2$ suvda yaxshi eriydi, CaSO_4 bilan CaSO_3 oz eriydi, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ va CaSO_3 amalda erimaydi.

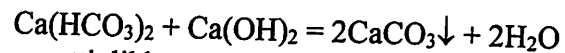
Tabiatda suv ohakli tog' jinslaridan oqib o'tganda CO_2 bilan birikib, kalsiy va magniy karbonatlarni tegishli eruvchan bikarbonatlarga aylantiradi:



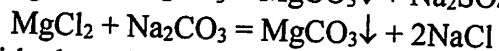
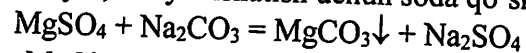
Bikarbonatlar suvda karbonatlarga qaraganda ancha yaxshi eriydi, ular eritmaga o'tadi va natijada suv qattiq suvga aylanadi. Bunday suvda sovun yaxshi ko'pirmaydi, sabzavotlar yaxshi rivojlanmaydi, bug' qozonlarida quyqa hosil bo'lib, u qozonning portlashiga sabab bo'ladi. Qattiq suvni ishlatishdan oldin yumshatish lozim. Karbonatli suv muvaqqat qattiqlikka, xlorid va sulfatli suv doimiy qattiqlikka ega. Suv har ikkala tuzlarning mavjudligi bilan bog'lik bo'lgan aralash qattiqlikka ega. Qattiqlikni yo'qotishda $\text{Ca(HSO}_3)_2$ yoki $\text{Mg(HCO}_3)_2$ erimaydigan holatga o'tkaziladi:



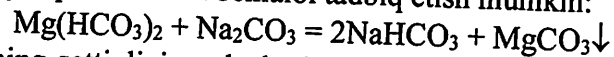
Hosil bo'lgan karbonatlar cho'kmaga tushadi, natijada suvning qattiqligi yo'qoladi. Qattiqlikni suvga ohakli suv qo'shish yo'li bilan ham oson yo'qotiladi:



Doimiy qattqlikka ega bo'lgan suvni bu usullar bilan yumshatib bo'lmaydi, uni yumshatish uchun soda qo'shiladi:



Bu usulni karbonatli qattqlikni ham, binobarin, aralash qattqlikni ham yo'qotish uchun bimalol tadbir etish mumkin:



Suvning qattqligi graduslarda ifodalanadi. Suvning qattqligi 1 l suvdagi kalsiy va magniy ionlarining milligramm - ekvivalentlari yig'indisi bilan o'lchanadi. 1 gradus qattqlik 0,35663 mg-ekv kalsiy yoki magniy ionlariga teng. Qattqlikning har bir mg ekvivalenti suvda 20,04 mg/l Ca^{2+} yoki 12,16 mg/l Mg^{2+} bo'lishiga to'g'ri keladi. Suvning qattqligi 1,5 mekv/l dan kichik bo'lsa, juda yumshoq, 1,5-4 mekv/l bo'lsa, yumshoq, 4-8 mekv/l bo'lsa, o'rtacha qattiq, 8-12 mekv/l bo'lsa, qattiq va 12 mekv/l dan katta bo'lsa, juda qattiq bo'ladi. Qora dengiz suvining qattqligi 65,5 mekv/l ga okean suvining qattqligi 130,5 mekv/l ga teng.

4-BOB. ELEKTROKIMYO. KORROZIYA

4.1-MAVZU. ELEKTRO KIMYOVIY JARAYONLAR

Reja:

1. Elektrod jarayonlarni termo dinamikasi.
2. Galvanik elementlar va ularni elektor yurituvchi kuchini aniqlash.

Elektrokimyoviy jarayonlar — fizik kimyoning tarkibida ionlari bo'lgan sistemalarni (eritmalar, suyakdanmalar va qattiq elektrolitlar), shuningdek, 2 faza chegarasida zaryadli zarralar (ionlar va elektronlar) ishtirokidagi jarayonlar va hodisalarni o'rganadigan bo'limi. Odatda, fazalardan biri metall yoki yarimo'tkazgich, ikkinchisi esa eritma yoki elektrolit suyuqlanmasi yoxud qattiq elektrolit bo'ladi. Aksari hollarda bu 2 fazaning o'zaro ta'sirida elektr toki hosil bo'ladi. Shu sababli E. elektr toki hosil bo'lishi yoki aksincha kimyoviy birikmalarga elektr tokining ta'siri natijasida kechadigan fizikkimyoviy jarayonlarni o'rganadigan fan deb hisoblanadi.

Elektr toki va kimyoviy hodisalarning o'zaro bog'liqligi bora-sidagi ilk tadqiqotlar 18-asrning 2-yarmiga taalluqli. Lekin bu tadqiqotlar o'sha davrda kuchli elektr manbalari bo'lmagani bois tasodifiy tavsifga ega. Bunday manba 18 - 19-asrlarda L. Gal'vani va A. Volgpa ishlari natijasida paydo bo'ldi va shu sababli E.ni ularning nomlari bilan bog'laydilar. Keyinchalik galvanik elementlar deb nom olgan mukammalroq kimyoviy tok manbalari ishlab chiqildi. Ulardan foydalanib fizika sohasida ko'pgina kashfiyotlar qilindi, elektr va magnetizmning qator asosiy qonunlari ochildi. 19-asrning 60- yillarida dinamomashinalarning kashf etilishi natijasida galvanik elementlar elektr manbalari sifatida o'z ahamiyatini yo'qotdi; 20-asrda yarimo'tkazgichli radiotexnika, mikroelektronika, kosmik texnikaning rivojlanishi bilan ularga bo'lgan yangi qiziqish paydo bo'lgan. Hozirgi vaqtda avtonom kimyoviy tok manbalarining roli yanada ortdi. Galvanik elementdagi elektr yurituvchi kuch (EYUK) mohiyatini tushuntirish uchun energiya-

ning saqlanish qonuni ochilgandan so'ng V. Nernst ishlarida go'lato'kis ifodalangan kimyoviy nazariya olg'a surildi. Bu nazariyaga muvofiq, galvanik elementdagi elektr energiyaning manbai metall elektrod va elektrolit eritmalari chegaralarida sodir bo'ladigan kimyoviy reaksiyalar energiyasidir. Gibbs — Gelmgoltsning termodinamik tenglamasi galvanik element EYUKni reaksiyaning issiqdik effekti va temperatura bilan bog'lash imkoniyatini, Nernst tenglamasi (1888) esa EYUKning elektrolit konsentratsiyasiga termodinamik bog'liqligini ko'rsatadi. Keyinchalik Nernst nazariyasi ba'zi hollarda amaliyotga to'g'ri kelmasligi aniqlandi. 20-asrning 30 - 40-yillarida A.N.Frumkin Volta va Nernst ishlarini rivojlantirish natijasida galvanik element EYUK paydo bo'lish mexanizmining to'g'ri yechimini topdi. 19-asr boshlarida elektrolizning ochilishi, suvning vodorod va kislorodga ajralishi (A. Karleyl va U. Nikolson), NaON va KON dan ilk bor metall holdagi natriy va kaliy olinishi (G. Devi, 1807), elektrolizning miqdoriy qonunlari (Faradey qonunlari) aniqlanishi E. rivojlanishiga katta hissa qo'shdi.

1838-yilda B.S. Yakobining galvanik elementni mukammallashtirish borasidagi ilmiy tadqiqotlari natijasida metall tuzlarini elektrokimyoviy usulda qaytarib katodda sof metall olib galvanotexnikaga asos solindi. Hozirgi vaqtda suv, tuzlarning suvdagi eritmalari va organik moddalarni metall ajratmasdan elektroliz (qarang Elektrosintez) qilishga asoslangan kuchli elektrokimyoviy ishlab chiqarish mavjud. Organik moddalarni elektrosintez qilish (Kolbe reaksiyasi), elektrolit eritmalarining tuzilish nazariyasi (qarang Kolraush qonuni), elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi (S.Arrenius, 1887), ionlarning solvatatsiyasi (tuzlanish) to'g'risidagi tasavvurlar (I.A.Kablukov, 1891), ionlarning o'zaro elektrostatik ta'siri (Debay - Xyukkel nazariyasi) metallar korroziyasi va undan himoyalaniish va boshqalar Elektrokimyoning rivojlanishida muhim ahamiyatga ega bo'ldi.

Elektrokimyoning tarixiy rivojlanishiga asoslanib zamonaviy nazariy elektrokimyoyo quyidagi bo'limlarga ajratiladi: 1) elektrolitlarning tuzilishi va ularning elektr o'tkazuvchanligi; 2) elektrod va eritma chegarasidagi elektrokimyoviy muvozanat; 3) elektrokimyoviy reaksiyalar tezligi. 20-asr oxirlarida elektrokimyoning

yangi mustaqil bo'limi — 2 ta ionli sistema chegarasidagi muvozanatlar va membrana jarayonlarini o'rganish yuzaga keldi.

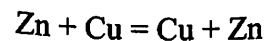
E.ning rivojlanishi elektrotexnika, radiotexnika, mikroelektronika va kompyuter texnikasi yutuqlari bilan uzviy bog'liq bo'lib, bu tarmoqlar asosida elektrokimyoviy sistemalarni o'rganishning ko'pgina usullari ishlab chiqildi. Elektrokimyoyo zamonaviy asbobsizlikda ham muhim ahamiyatga ega. Elektrokimyoning amaliy bo'limlaridan biri - xemotronika - elektron yacheykalarni elektron sxemalarda qo'llash muammolari bilan shug'ullanadi.

Elektrokimyoyo usullari faollik koeffitsiyentlarini, kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlarini aniqlashda, turli sistemalardagi muvozanat konstantlarini topishda, analitik kimyoda keng qo'llanadi. Elektrokimyoyo kolloid kimyoyo bilan ham uzviy bog'liq. Elektrokimyoyo va biologiya chegarasida yangi ilmiy soha — bioelektrokimyoyo paydo bo'ldi; fotoelektrokimyoyo ham alohida yo'nalish sifatida ajratiladi.

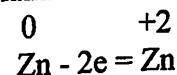
O'zbekistonda elektrokimyoning rivojlanishiga A.M.Murta-zayev, A.G.Siganov va boshqalar katta hissa qo'shdilar. "Elektrokimyosanoat", Uzbekiston issiqbardosh materiallar kombinati, Olmaliq konmetallurgiya kombinati, Toshkent aviatsiya zavodi, Toshkent qishloq xo'jaligi mashinalari zavodi, "Foton" va boshqalar ko'pgina korxonalarda Elektrokimyoyo jarayonlarini qo'llab mahsulotlar ishlab chiqariladi.

Galvanik elementlar. Standart elektrod potentsiali

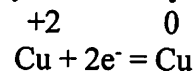
Galvanik elementlarning ishlashi bir xil metallarning boshqa metallarni ularning tuzi eritmasidan siqib chiqarishiga asoslangan. Chunonchi, rux plastinkasi mis sulfat eritmasiga tushirilsa, quyidagi reaksiya boradi:



Rux qaytaruvchidir, chunki u elektron beradi. Bu yarim reaksiya quyidagicha ifodalanadi:



Cu^{2+} mis kationi oksidlovchidir, chunki u elektron qabul qilib oladi. Bu jarayon quyidagi yarim reaksiya bilan ifodaladi:



Bu ikkala yarim reaksiya ruxning eritmaga tegib turgan qismida borib, elektronlar rux atomlaridan mis ionlariga o'tadi. Bu yarim reaksiyalarni ayrim idishlarda olib borish va elektronlarni tashqi zanjir orqali o'tkazish mumkin. Oksilanish-qaytarilish reaksiyasini bunday amalga oshirish natijasida reaksiya energiyasi elektr energiyaga aylanadi.

Kimyoviy reaksiyalar energiyasini bevosita elektr energiyasiga aylantirish uchun xizmat qiladigan qurilmalar galvanik elementlar yoki elektr tokining kimyoviy manbalari deb ataladi.

Galvanik elementlarda hosil bo'ladigan kuchlanish elektr yurituvchi kuch (EYUK) deb yuritiladi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi oksidlanish va qaytarilish yarim reaksiyalarining yig'indisidir. Galvanik elementda yoki elektrolizda sodir bo'ladigan har bir yarim reaksiya ayrim elektrodalarda boradi. Shu sababli yarim reaksiyalarni elektrod jarayonlari deb ham ataladi.

Elektr yurituvchi kuchni ham har bir yarim reaksiya uchun to'g'ri keladigan ikkita kattalikni ayirmasi deb qarash mumkin. Bu kattaliklar elektrod potentsiallari deb ataladi.

Elektrod jarayonlarining potentsiallari metallning tabiati (aktiv va aktivmasligi) ga, eritmadagi ionlarning konsentratsiyasiga hamda sistemaning haroratiga bog'liqligi aniqlandi. Bu bog'lanish Nernst tenglamasi bilan ifodalanadi;

$$E = E_0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg C$$

Bu tenglikdagi E – ayni elektrod potentsiali; E_0 – ayni elektrodning standart (normal) potentsiali; R – universal gaz doimiysi; T – absolyut harorat; n – reaksiyada ishtirok etuvchi elektronlar soni; F – Faradey soni (96500 KJ/mol), C – metall ionlarining konsentratsiyasi (mol/l).

Elektrod jarayonida ishtirok etuvchi moddalarning konsentratsiyasi (aniq aytganda aktivligi) 1 mol/l ga teng bo'lgandagi elektrod potentsiali standart (normal) elektrod potentsiali deb ataladi.

Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori

Metallarni ularning birikmalaridan boshqa metallar siqib chiqarishini N.N.Beketov mukammal o'rgangan. Beketov metallarni kimyoviy aktivligini pasayib borishi tartibida «siqib chiqarish qatori» deb atalgan qatorga joylashtirdi. Hozirgi vaqtda Beketovning siqib chiqarish qatori metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori deb ataladi. Metallar bu qatorga ularning standart elektrod potentsiallari qiymatlarining ortib borishi tartibida joylashtirilgan:

K, Na, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Bu qator standart (normal) elektrod potentsiallari qatori ham deb ataladi.

Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori. Standart elektrod potentsiallari.

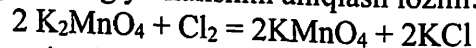
Elektrod jarayoni tenglamasi	Standart potentsiali E_0 , V	Elektrod jarayoni tenglamasi	Standart potentsiali E_0 , V
$\text{Li}^+ + \text{e}^- = \text{Li}$	- 3,05	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cd}$	- 0,40
$\text{K}^+ + \text{e}^- = \text{K}$	- 2,93	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Co}$	- 0,28
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ba}$	- 2,91	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$	- 0,25
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ca}$	- 2,87	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}$	- 0,14
$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$	- 2,71	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$	- 0,13
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mg}$	- 2,36	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$	0
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}$	- 1,66	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$	0,34
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mn}$	- 1,18	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Hg}$	0,79
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	- 0,76	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$	0,80
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cr}$	- 0,74	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pt}$	1,20
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}$	- 0,44	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Au}$	1,50

Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatoriga vodorod ham joy-lashtirilgan bo'lib, u qaysi metallar kislotalarning suvdagi eritmalaridan vodorodni siqib chiqara olishini aniqlashga imkon beradi. Bu qator elektrokimyoviy sistemaning tutgan o'rni hamda oksidlovchi-qaytaruvchi qobiliyatini xarakterlaydi. Elektrod jara-

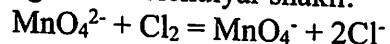
yonida ishtirok etuvchi hamma moddalarning majmuasi elektrokimyoviy sistema deb tushuniladi.

Standart elektrodlar potentsiallari qatori oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari- ning borish yo'nalishini aniqlashga imkon beradi. Agar elektrokimyoviy sistemadan galvanik element tuzilsa, elektronlar manfiy qutbdan musbat qutbga o'ta boshlaydi, ya'ni kichik elektrod potentsialiga ega bo'lgan elektrokimyoviy sistemadan kattaroq elektrod potentsialiga ega bo'lgan sistemaga o'tadi. Bundan birinchi sistema qaytaruvchi, ikkinchi sistema esa oksidlovchi vazifasini bajaradi. Galvanik elementlarda oksidlovchi sifatida nisbatan yuqori elektrod potentsialiga ega bo'lgan elektrokimyoviy sistema ishtirok etsa, oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi o'z-o'zidan boradi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining yo'nalishi amalda oksidlovchi va qaytaruvchining qatorda o'zaro joylanishiga bog'liqdir. Masalan, rux ($E_0 = -0,763 \text{ V}$) misni ($E_0 = + 0,337 \text{ V}$) uning tuzlari eritmalaridan siqib chiqara oladi.

Standart elektrod potentsiallari qiymatiga qarab, reaksiyalarning qaysi tomonga o'z-o'zidan borishini aniqlash mumkin. Masalan, quyidagi reaksiyalarning yo'nalishini aniqlash lozim:



Bu tenglamaning ion - molekulyar shakli:



Jadvaldan elektrokimyoviy sistemalarning standart elektrod potentsiallari qiymatini topamiz:

$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_4^{2-}}^0 = 1,36 \text{ V}$$

$$E_{2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2}^0 = 1,36 \text{ V}$$

Yuqori standart elektrod potentsiali qiymatiga ega bo'lgan elektrokimyoviy sistema oksidlovchi vazifasini bajaradi. Binobarin $E_{2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2}^0 = 1,36 \text{ V}$ qiymat nisbatan yuqori bo'lganligi uchun MnO_4^{2-} ion qaytaruvchi bo'ladi va u Cl_2 tomonidan oksidlanadi, ya'ni reaksiya chapdan o'ngga qarab o'z-o'zidan boradi

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida dastlabki moddalarning konsentratsiyalari kamayib, reaksiya natijasida hosil bo'lgan mahsulotlarning konsentratsiyalari ortib boradi. Bu ikkala yarim reaksiyalarning potentsiali qiymatlarini o'zgarishiga olib keladi.

Oksidlovchining elektrod potentsiali kamayadi, qaytaruvchining elektrod potentsiali oshadi. Ikkala jarayonning potentsiallari bir-biriga teng bo'lib qolganda kimyoviy muvozanat qaror topadi.

4.2-MAVZU. ELEKTROLIZ. ELEKTROLIZ QONUNLARI

Reja:

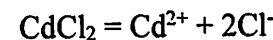
1. Elektroliz.
2. Tuz eritmaları va suyuqlanmalari elektrolizi.
3. Katod va anod elektrodlarda boradigan jarayonlar.

Tuzlarning suyuqlanmalari va suvdagi eritmalarining elektrolizi

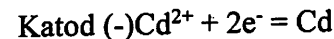
Elektrolit suyuqlanmasi yoki eritmasiga tushirilgan elektrod-lardan tuzilgan elektrokimyoviy sistema orqali o'zgaras elektr toki o'tkazilganda boradigan oksidlanish qaytarilish jarayoni elektroliz deb ataladi.

Elektroliz maxsus qurilmalar - elektrolizyor yoki elektrolitik vannalarda olib boriladi. Elektrolit suyuqlanmasi yoki eritmasining zarrachalari (ionlari) katodda elektronlar biriktirib olib, qaytariladi. Anodda zarrachalar elektronlar berib oksidlanadi.

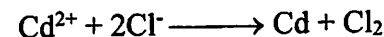
Tuzlarning suyuqlanmasi elektrolizi sifatida CdCl_2 suyuqlanmasining elektrolizini olish mumkin. Suyuqlanmada tuz ionlarga dissotsilanadi:



Katodda kadmiy kationlari qaytariladi, anodda esa xlor ionlari oksidlanadi:



Ikkala yarim reaksiyalarni qo'shib yozamiz:
elektroliz



Tuzlarning suvdagi eritmalarining elektrolizida eritmada tuz ionlaridan tashqari suvning dissotsilanishidan hosil bo'ladigan H^+ va OH^- ionlarining bo'lishi ham hisobga olinadi.

Kattodda elektrolit va vodorod kationlari zaryadsizlanadi.

Anodda esa elektrolit va gidroksid ionlari zaryadsizlanadi. Suv molekulari elektrokimyoviy oksidlanishi yoki qaytarilishi mumkin. Elektrodlardagi elektrolizda kimyoviy jarayonlarning borishi elektrokimyoviy sistemalarning elektrod potentsiallarining nisbiy qiymatiga bog'liq.

Tuzlarining suvdagi eritmalarida boradigan katod jarayonlarida vodorod ionlarining qaytarilish potentsiali qiymatini hisobga olish kerak. Bu potentsial vodorod ionlari konsentratsiyasiga bog'liq (25 °C):

$$E = E_0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg[H^+] = E_0 + \frac{2,3 \cdot 8,31 \cdot 298}{1 \cdot 96500} \lg[H^+] = E_0 + 0,059 \lg[H^+]$$

Vodorod elektrodning potentsiali $E_0 = 0$ ga tengligini va $\lg[H^+] = -pH$ ekanligini hisobga olsak:

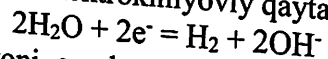
$$E = 0,059 \cdot pH$$

Tuzlarning neytral eritmaları uchun $pH = 7$ ga tengligi uchun

$$E_{H_2} = 0,059 \cdot 7 = -0,41 \text{ V.}$$

Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metalning elektrod potentsiali $-0,41 \text{ V}$ ga nisbatan musbat bo'lsa, elektrolitning neytral eritmasidan katodda metall ajralib chiqadi. Aksincha, agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metallning elektrod potentsiali $-0,41 \text{ V}$ ga nisbatan manfiy qiymatga ega bo'lsa, katodda metall emas, balki vodorod ajraladi. Agar metallning elektrod potentsiali $-0,41 \text{ V}$ ga yaqin bo'lsa, katodda metall ham, vodorod ham ajraladi, ko'pincha metall va vodorod birgalikda qaytariladi.

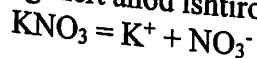
Kislotali eritmalaridan vodorodning elektrokimyoviy ajralishi vodorod ionlarining zaryadsizlanishi hisobiga bo'ladi. Neytral va ishqoriy eritmalarida suv elektrokimyoviy qaytariladi:



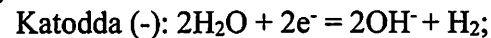
Elektroliz jarayoni anod materialiga qarab, inert anod bilan bo'ladigan elektroliz va aktiv anod bilan bo'ladigan elektrolizga bo'linadi. Oksidlanmaydigan materialdan (grafit, platina) yasalgan anod inert anod, oksidlanadigan materialdan yasalgan anod aktiv anod deb yuritiladi.

Tuzlar eritmalarining elektrolizini misollarda ko'ramiz.

1) KNO_3 eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



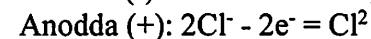
$E^0 = -2,93 \text{ V}$ bo'lib, K^+ kationlar katodda qaytarilmaydi. NO_3^- anionlari suvli eritmalarida oksidlanmaydi. Katod va anodda suv molekulari qaytariladi va oksidlanadi.



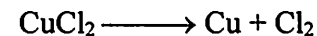
$CuCl_2$ eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



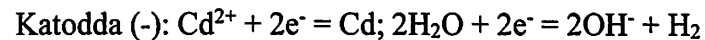
Misning standart elektrod potentsiali $E_{0Cu^{2+}/Cu} = 0,34 \text{ V}$ bo'lganligi uchun katodda faqat mis kationlari qaytariladi, anodda esa xlorid ionlari oksidlanadi:



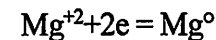
elektroliz



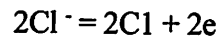
2) Tuz eritmalarining aktiv anod qo'llanilgandagi elektrolizi. Bunday elektroliz jarayonida anod materiali oksidlanadi (eriydi). Aktiv elektrodlar sifatida mis, nikel, kobalt, kadmiy, kalay kabi metallar ishlatiladi. Misol sifatida kadmiy sulfatning suvdagi eritmasini kadmiydan tayyorlangan elektrodlar ishtirokidagi elektrolizini ko'rib chiqamiz. Kadmiyning normal (standart elektrod potentsiali $E_{0Cd^{2+}/Cd} = -0,40 \text{ V}$ ga teng bo'lganligi uchun katodda kadmiy ionlari ham, suv molekulari ham qaytariladi, anodda esa kadmiy oksidlanadi (eriydi):



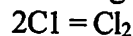
Binobarin, anodning erishidan hosil bo'lgan kadmiy ionlari katodda qaytarilib, kadmiy metalli holida ajraladi. Elektroliz jarayoni ko'pincha suyuqlantirilgan yoki elektrolit eritmalar orqali elektr toki o'tkazilib amalga oshiriladi. Ikkinchi misol tariqasida suyuqlantirilgan magniy xloridning elektrolizini ko'rib chiqamiz. Magniy xloridning suyuqlanmasidan tok o'tayotganda magniy kationlari elektr maydoni ta'sirida manfiy elektrod — katod tomon siljiydi. Bunda tashqi zanjir orqali kelayotgan elektronlar bilan birikib, ular qaytariladi:



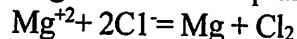
Xlor anionlari musbat elektrod anodga siljiydi va ortiqcha elektronlarni yo'qotib oksidlanadi. Bunda, dastlabki elektrokimyoviy bosqichda xlor ionlari oksidlanadi:



bundan xlor atomlari birikib molekulaga aylanadi:



Elektrodlarda boradigan jarayonlar tenglamalarini qo'shib, MgCl_2 suyuqlanmasining elektrolizi uchun oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining umumiy tenglamasini hosil qilarniz:

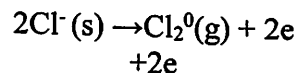


Ushbu reaksiya o'z-o'zidan bormaydi, uni o'tkazish uchun zarur bo'lgan elektr energiyasi tashqi manbadan olinadi.

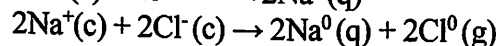
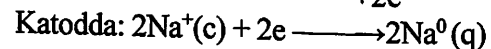
Elektrolizda katod manfiy, anod esa musbat zaryadlanadi, elektrodlar zaryadi belgilari galvanik element ishidagiga teskari bo'ladi.

Elektrolizda kimyoviy reaksiya tashqaridan ulanadigan elektr toki energiyasi hisobiga boradi, galvanik elementda esa unda o'z-o'zidan boradigan kimyoviy reaksiya energiyasi elektr energiyaga aylanadi. Elektr energiyasi akkumulyator batareyasi yoki boshqa tok manbaidan olinadi. Elektr toki manbaidan qat'i nazar, u elektronlarni bir elektroddan haydab, ikkinchi elektroddan chiqarib yuboruvchi "elektron nasos" rolini o'ynaydi. Elektronlar elektroddan chiqib ketganda unda musbat zaryad hosil bo'ladi, elektronlar elektrodga kelganda unda manfiy zaryad vujudga keladi. NaCl suyuqlanmasi elektrolizida Na^+ ionlari konsentratsiyasi shu elektrod atrofida kamaygani sari unga yana qo'shimcha ionlar kela boshlaydi. Musbat elektrodga H^+ ionlari ko'chishi ham xuddi shu tarzda ro'y beradi, bu yerda ular elektronlarni berib oksidlanadi. Galvanik elementdagi kabi qaytarilish borayotgan elektrod **katod** deyilib, oksidlanish ketayotgan elektrod **anod** nomini oladi. Shunday qilib, elektrolitik yacheykada quyidagi reaksiyalar sodir bo'ladi:

Anodda:



+2e

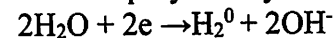


NaCl ning suvli eritmasini elektroliz qilib natriy olib bo'lmaydi. Bunga sabab suvning Na^+ ioniga qaraganda oson qaytarilishidir. Shu sababli NaCl ning suvli eritmasi elektrolizida katodda molekulyar holdagi vodorod ajraladi. Anodda esa Cl^- yoki H_2O oksidlanishi mumkin. Bularning standart oksidlanish potentsiallari o'zaro yaqin bo'lganligi sababli suv xlor ioniga nisbatan osonroq oksidlanishi kerak.

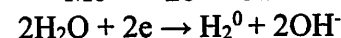
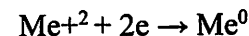
Ammo ba'zi paytlarda reaksiyani amalga oshirish uchun elektrod potentsiallari ko'rsatgandan yuqoriroq kuchlanish zarur bo'ladi. Elektrolizni o'tkazish uchun zarur bo'lgan qo'shimcha kuchlanish **effektiv kuchlanish** deyiladi. Effektiv kuchlanishli elektrodlardagi reaksiyalarning tezligi ancha yuqori bo'ladi. Darhaqiqat, ko'rib o'tilgan misolda effektiv kuchlanish shunchalikyuqoriki, Cl^- ioni suvga qaraganda yengil oksidlanib Cl_2 ajraladi. Shu sababdan NaCl ning suvli eritmasi elektrolizida katodda H_2 , anodda Cl_2 hosil bo'ladi. Bu jarayon ishlab chiqarishda sanoat miqyosida amalga oshirilgan.

Elektroliz jarayonlarini o'rganib, quyidagi hulosalarni qilish mumkin. Kimyoviy moddalarning suvli eritmalarini elektroliz qilinganda katodda va anodda bo'ladigan qaytarilish va oksidlanish reaksiyalari natijasida qanday moddalar ajralib chiqishini tushuntirishda quyidagi qoidalarni nazarda tutish kerak:

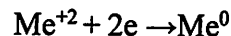
1. Agar katodda metallarning kuchlanishlar qatorida alyuminiy gacha joylashgan metallar kationlari to'plansa, u holda birinchi navbatda suv molekulari qaytariladi. Natijada vodorod ajralib chiqadi, eritmaning muhiti ishqoriy namoyon bo'ladi:



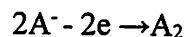
2. Agar katodda metallarning kuchlanishlar qatorida alyuminiydan vodorodgacha joylashgan metallar kationlari to'plansa, u holda ham metall, ham suv molekulari qaytariladi, natijada metall va vodorod ajraladi.



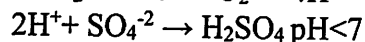
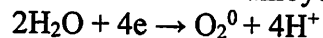
3. Agar katodda metallarning kuchlanishlar qatorida vodoroddan keyin joylashgan metallar kationlari to'plansa, u holda metallar ionlari qaytarilib, metallar ajraladi.



4. Agar anodda kislorodsiz anionlar to'plansa, u holda anion oksidlanadi.



5. Agar anodda kisloroli anionlar to'plansa, u holda birinchi navbatda suv molekulari oksidlanadi, natijada kislorod ajralib chiqadi, eritmaning muhiti esa kislotali namoyon bo'ladi.



Elektroliz natijasida ajralgan moddalarning miqdorini dastlab Faradey o'rgandi. U o'zining ilmiy kuzatuvlari asosida quyidagi ikki qonunni e'lon qildi:

1. Elektroliz jarayonida hosil bo'layotgan modda massasi eritmadan o'tgan elektr toki miqdoriga to'g'ri proporsionaldir. Metall bilan eritma chegarasida elektrokimyoviy jarayon amalga oshadi. Elektrolit ionlar metall elektronlari bilan birikadi, ya'ni moddaning elektrolitik holda ajralib chiqishi shu jarayonning natijasidir. Elektrodda hosil bo'luvchi modda miqdori zanjirdan o'tgan elektronlar soniga, ya'ni elektr toki miqdoriga proporsional bo'ladi. Elektrolitik yacheykadan 1 mol elektronlar zaryadi o'tganda 2 mol natriy metali cho'kadi, 2 mol elektronlar zaryadi o'tganda 2 mol natriy yig'iladi.

Elektrolitik yacheykadan o'tayotgan zaryad miqdori Kulonlarda o'lchanadi.

96500 Kulon (Kl) 1 Faradeyni tashkil qiladi:

1 F = 96500 Kl = 1 mol elektronlar zaryadi.

Tok kuchli 1 amperga teng bo'lganda o'tkazgichning kesimi yuzasidan 1 sekundda o'tadigan elektr zaryadi 1 Kulon hisoblanadi.

Misol. Tokkuchi 10,0 amperga teng bo'lganda AlCl_3 eritmasi orqali elektrolitik yacheykada 1 soat davomida hosil bo'lgan alyuminiy miqdorini aniqlang.

Misolni yechish uchun elektr toki miqdorini aniqlaymiz. Buning uchun tok kuchini vaqtga ko'paytiramiz:

3600 sek-1Kulon

elektr toki miqdon = 10,0 amper ----- = $3,6 \cdot 10^4$ KJ

1 amper sek

Al^{+3} ning qaytarilish yarimreaksiyasi quyidagicha ifodalanadi:

$\text{Al}^{+3} + 3e = \text{Al}^0$ Ajratib olingan alyuminiy miqdori elektroliz orqali o'tgan elektronlar soniga bog'liq bo'ladi: 1 mol Al ~3F. Shuning uchun ajratib olingan metall miqdorini quyidagicha topish mumkin:

1F 1mol· 29g Al

$\text{Al(g)massasi} = 3,60 \cdot 10^4 \text{ KJ} \frac{1\text{F } 1\text{mol} \cdot 29\text{g Al}}{96500\text{Al } 3\text{F}, 1\text{mol Al}} = 3,36\text{g}$

96500Al 3F, 1mol Al

2. Turli xil kimyoviy eritmalaridan bir xil miqdorda elektr toki o'tkazilsa ekvivalent miqdorda moddalar hosil bo'ladi. Xlorid kislota, kumush nitrat, mis (II)-xlorid va qalay (IV) xlorid eritmaları orqali elektr toki o'tkazilib ma'lum vaqtdan so'ng elektroliz mahsulotlari miqdori o'lchangan. Xlorid kislota orqali ma'lum vaqt ichida elektr toki o'tganda lg (0,5 mol) vodorod hosil bo'lganda boshqa eritmalaridan katodda o'z navbatida 107,9 g kumush, 31,8 g mis va 29,7 g qalay ajralgan. Hosil bo'lgan metallar miqdorini ularning atom massalari bilan solishtirilganda kumush 1 mol, mis 0,5 mol va qalay hammasi bo'lib 0,25 mol ajralgani ma'lum bo'ladi, ya'ni katodda ajralgan moddalar miqdori ularning mol-ekvivalentiga tengdir.

Elektroliz metallurgiya, kimyo sanoati va galvanotexnikada keng qo'llaniladi. Eritilgan minerallar, tuzlar va suyuqlanmalardan metallar ajratib olinadi. Oltin, kumushboshqa metallar ham elektroliz yo'li bilan olinishi mumkin. Elektrolitik rafinatsiya, elektroekstraksiya va boshqa sanoat usullaridan foydalaniladi. Avtomobil sanoatida, mashinasozlik va xalq xo'jaligining boshqa qator sohalarida metallarni elektrolitik qoplash usulidan keng foydalaniladi.

Galvanoplastika orqali buyumlarning aniq metall nusxalari olinadi. Nashriyotlarda klishchelar, matritsa, radiotexnik sxemalar tayyorlanadi. Po'latni elektrolitik silliqlash alyuminiy va magniyni ohorlash ishlari ham elektroliz yordamida bajariladi. Nikellash, xromlash kabi va boshqa bir qancha muhim ishlar ham shunday jarayonga kiradi. Bular metallarning korroziyaga chidamliligini bir necha baravar oshiradi.

Kimyo sanoatida xlor, brom, yod kabi ko'pgina oksidlovchilar ham elektroliz yordamida olinadi.

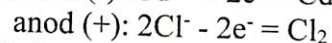
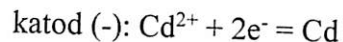
Elektroliz haqida tushuncha. Elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasiga tushirilgan elektrodlardan tuzilgan elektrokimyoviy sxema

orqali o'zgaras elektr toki o'tkazilganda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayoni elektroliz deb ataladi. Elektroliz maxsus qurilmalar — elektrolizerlar yoki elektrolitik vannalarda olib boriladi.

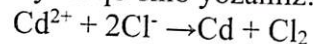
Eritma va suyuqtilirmalarning elektrolizi. Elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasining zarrachalari (ionlari) katodda elektronlarni biriktirib olib qaytariladi. Anodda zarrachalar elektron berib oksidlanadi. Tuzlarning suyuqlanmasi elektrolizi sifatida CdCl_2 suyuqlanmasining elektrolizini olish mumkin. Suyuqlanmada tuz ionlarga dis- sotsilanadi:



Katodda kadmiy kationlari qaytariladi, anodda esa xlor ionlari oksidlanadi:



Ikkala yarim reaksiyani qo'shib yozamiz:



Tuzlarning suvdagi eritmalarining elektrolizida eritmada tuz ionlaridan tashqari suvning dissotsilanishidan hosil bo'lgan H^+ va OH^- ionlarining bo'lishi ham hisobga olinadi. Katod atrofiga elektrolit va vodorod kationlari hamda anod atrofiga elektrolit va gidroksid ionlari to'planadi. Katod va anodda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayoni ionlarning oksidlanish-qaytarilish potentsiallari qiymatiga bog'liq.

Tuzlarning suvdagi eritmalarida boradigan katod jarayonlarida vodorod ionlarining qaytarilish potentsiali qiymatini hisobga olish kerak. Bu potensial vodorod ionlarining konsentratsiyasiga bog'liq (25°C):

$$E = E_0 + \frac{2,3 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \lg[H] = E_0 + \frac{2,3 \cdot 8,31 \cdot 298}{1 \cdot 96500} \lg[H] = E_0 + 0,059 \lg[H^+]$$

Vodorod elektrodning potentsiali $E_0 = 0$ ga tengligini va $\lg[H^+] = -\text{pH}$ ekanligini hisobga olsak:

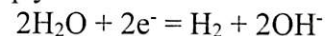
$$E = -0,059 \cdot \text{pH} \text{ bo'ladi.}$$

Tuzlarning neytral eritmalar uchun $\text{pH} = 7$ ga tengligi uchun:

$$E = -0,059 \cdot 7 = -0,41\text{V bo'ladi.}$$

Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metallning elektrod potentsiali $-0,41\text{V}$ dan katta bo'lsa, elektrolitning neytral eritmasidan katodda metall ajralib chiqadi. Aksincha, agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metallning elektrod potentsiali $-0,41\text{V}$ ga nisbatan kichik bo'lsa, katodda metall emas, balki vodorod ajraladi. Agar metallning elektrod potentsiali $-0,41\text{V}$ ga yaqin bo'lsa, katodda metall ham, vodorod ham ajraladi, ko'pincha metall va vodorod birgalikda qaytariladi.

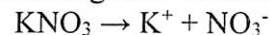
Kislotali eritmalaridan vodorodning elektrokimyoviy ajralishi vodorod ionlarining elektrokimyoviy ajralishi vodorod ionlarining zaryadsizlanishi hisobiga bo'ladi. Neytral va ishqoriy eritmalarida suv elektrokimyoviy qaytariladi:



Elektroliz jarayoni anod materialiga qarab, inert anod bilan bo'ladigan elektroliz va aktiv anod bilan bo'ladigan elektrolizga bo'linadi. Oksidlanmaydigan materialdan (grafit, platina) yasalgan anod inert anod, oksidlanadigan materi- aldan yasalgan anod aktiv anod deb yuritiladi.

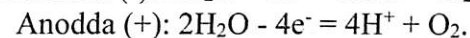
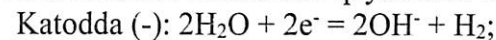
Tuzlar eritmalarining elektrolizini misollar asosida ko'rib chiqamiz.

1) KNO_3 tuzi eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:

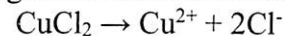


K^+/K uchun $E_0 = -2,93\text{V}$ bo'lib, K^+ kationlari katodda qaytarilmaydi, NO_3^- anionlari suvli eritmalarida oksidlanmaydi.

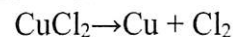
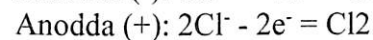
Katodda va anodda suv molekulasini qaytariladi va oksidlanadi:



CuCl_2 eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi.

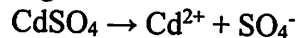


Misning standart elektrod potentsiali $E_0 = 0,34\text{V}$ bo'lganligi uchun katodda faqat mis ionlari qaytariladi, anodda esa xlorid ionlari oksidlanadi:



1) Tuz eritmalarining aktiv anod qo'llanilgandagi elektrolizi.

Bunday elektroliz jarayonida anod materiali eriydi. Masalan, kadmiy sulfat eritmasining elektrolizini misol qilish mumkin:



Katodda (-): $\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$

Anodda (+): $\text{Cd} - 2e^- = \text{Cd}^{2+}$

Faradey qonuni.

Elektrodlarda ajralib chiqadigan modda massasi elektrolitdan o'tgan tok miqdoriga proporsionaldir.

$$m = \frac{E \cdot I \cdot t}{F}$$

bu yerda: m - elektrodda ajralib chiqadigan modda massasi;

E - elektrodda ajralib chiqadigan modda ekvivalenti;

I - tok kuchi; t - vaqt;

F - Faradey soni (96500).

Elektrolizdan kimyo sanoatida ko'pgina moddalarni olishda, masalan, vodorod, kislorod, fluor, perxlorat kislota va boshqa noorganik va organik moddalarni olishda; metallurgiyada metallarni olish va ularni tozalashda; buyumlar sirtini sirlash (nikellash, xromlash va h.k.) kabi maqsadlarda keng qo'llaniladi.

Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi

Elektroliz sanoatning turli tarmoqlarida keng qo'llaniladi. Kimyo sanoatining elektrolizdan ko'pgina moddalarni olishda, masalan, vodorod, kislorod, fluor, perxlorat kislota, kaliy permanganat va ko'pgina boshqa anorganik va organik birikmalarni olishda foydalaniladi.

Metallurgiyada elektrolizdan metallarni olish va ularni tozalashda foydalaniladi. Masalan, tuzlarning suvdagi eritmalarini elektroliz qilib, rux, kadmiy, marganes, nikel va qalay olinadi. Texnik metallarni elektrolitik tozalab, yuqori tozalikka ega bo'lgan metallar olishda elektroliz qo'llaniladi. Texnik metallarni elektroliz qilishda elektrorafinatsiya (eruvchan anod ishlatish) usuli qo'llaniladi. Masalan, tozalanishi kerak bo'lgan texnik mis plastin-

kasi mis (II)-sulfat eritmasi to'ldirilgan elektrolizyorga solinadi va plastinka tok manbainig musbat qutbiga ulanadi, mis anod vazafasini bajaradi. Katod sifatida tozalangan mis (anod) mis Cu^{2+} kationlarni hosil qilib eriydi, bu kationlar katodda qaytariladi. Katodda toza metall (elektrolitik mis) ajraladi.

Misdan tashqari elektrorafinatsiya usuli bilan nikel, kobalt, qo'rg'oshin, kumush, oltin kabi metallar qo'shimchalardan tozalanadi. Elektroliz yordamida buyumlar yuzasi xrom, nikel, rux, kadmiy, mis kabi metallar bilan qoplanadi. Bu qoplamalar buyumlarni korroziyadan ximoyalaydi va ularga dekorativ ko'rinish beradi. Elektroliz usullarining sanoatda qo'llanilish sohalari to'xtovsiz o'sib bormoqda. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari biologik jarayonlarda juda katta ahamiyatga ega. Fotosintez, nafas olish, ovqat hazm qilish jarayonlari oksilanish-qaytarilish reaksiyalaridan iboratdir.

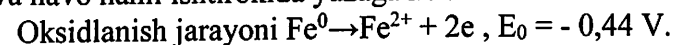
Texnikada ham oksidlanish-kaytrilish reaksiyalari muhim ahamiyatga ega. Masalan, metallurgiya sanoati oksidlanish qaytarilish reaksiyalariga asoslangan. Bu reaksiya yordamida tabiiy birikmalardan metallar ajratib olinadi.

4.3-MAVZU. METALLAR KOROZIYASI VA ULARNING TURLARI

Reja:

1. Korroziyaning asosiy turlarni.
2. Korroziyadan muhitni xossasini o'zgartirish korroziya ingibitorlari.

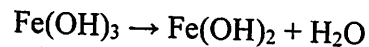
Metallar korroziyaga uchraydi. Metallar korroziyasi ham oksidlanish - qaytarilish jarayonidir. Korroziyalanish deganda metallarning tevarak atrofdagi muhit ta'sirida yemirilishi tushuniladi. Bu o'z - o'zidan boradigan oksidlanish qaytarilish jarayonidir. Tabiatda ko'p kuzatiladigan temir buyumlarning korroziyasi odatda havo kislorodi yoki kimyoviy jihatdan temir bilan oson reaksiyaga kirishadigan (ya'ni aktiv metallmaslar, kislotalar va boshqalar) moddalar va havo nomi ishtirokida yuzaga keladi:



Qaytarilish jarayoni $0,5\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} (\text{c}) - 2\text{e}^- - 2\text{HO}^-$, $E_0 = 0,80 \text{ V}$.

Metall yuza qatlarnida $\text{Fe}(\text{OH})_2$ hosil bo'ladi, lekin u oson H_2O va kislorod ishtirokida oksidlanib:

$4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ hosil qiladi, u esa oson degradatlanadi:



Hosil bo'lgan oksidlangan qatlamni temirning ichki korroziyaga hali uchramagan qatlarni bilan yopishqoqligi juda yomon bo'ladi. Temir zangining bu xususiyati tufayli, ichki qatlamlar korroziyasi davom etaveradi. Rux, alyuminiy, xrom, nikel va boshqa metallarning oksid qavatlar metall yuzasi bilan yopishqoqligi mustahkam bo'lishi shu metallarning ichki qatlamlarini homiya qiladi. Yemirilishning sodir bo'lish mexanizmiga ko'ra korroziya ikki xil - kimyoviy va elektrkimyoviy bo'ladi.

Metallning tevarak atrofdagi muhitda oksidlanib yemirilishida sistemada elektr oqimi paydo bo'lmasa, bunday yemirilish kimyoviy korroziyalanish deyiladi. Bu holda metall muhitning tarkibiy qismlari - gazlar va noelektrolitlar bilan reaksiyaga kirishadi.

Kimyoviy korroziyalanishning gazdan korroziyalanish deyiladigan turi, ya'ni metallarning havo kislorodi bilan birikishi katta zarar keltiradi. Harorat ko'tarilganda ko'pchilik metallarning oksidlanish tezligi juda ortib ketadi. Masalan, temir $250 - 300^\circ \text{C}$ dayoq oksidlarning ko'rinadigan pardasi hosil bo'ladi. 600°C va undan yuqorida metallarning sirti temirning turli xil oksidlari: FeO , Fe_3O_4 , Fe_2O_3 dan iborat kuyindi qatlarni bilan qoplanadi. Quyidagi temirni keyingi oksidlanishdan muhofaza qila olmaydi, chunki unda darz ketgan joylar va g'ovaklar bo'lib, ular metallarga kislorodning o'tishini osonlashtiradi. Shuning uchun temir 800°C dan yuqorida qizdirilganda uning oksidlanish tezligi juda ortib ketadi.

Noelektrolitlardagi kimyoviy korroziyalanishga ichki yonuv dvigatellari tsilindrlarining yemirilishi misol bo'la oladi. Yoqilg'ida qo'shimchalar - oltingugurt va uning birikmalari bo'ladi, ular yonganida oltingugurt (IV) - va (VI) - oksidlarga - korroziyaviy - aktiv moddalarga aylanadi. Ular reaktiv dvigatellarning detallarini - sopol va boshqalarni yemiradi.

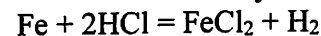
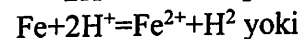
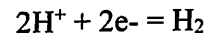
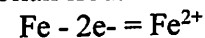
Elektrkimyoviy korroziya metall va qotishmalardan yasalgan buyumlarga juda katta zarar keltiradi.

Metallning elektrolit muhitida yemirilishida sistema ichida elektr oqimi vujudga kelsa, bunday yemirilish elektrkimyoviy korroziyalanish deyiladi.

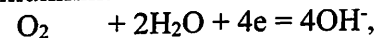
Bu holda kimyoviy jarayonlar (elektronlar berish) bilan birga elektr jarayonlar (elektronlarning bir qismidan boshqa qismiga o'tishi) ham sodir bo'ladi. Elektrkimyoviy korroziyalanishga misol tariqasida elektrolit xlorid kislotasi eritmasida (ya'ni vodorod ionlari H^+ ning konsentratsiyasi yuqori bo'lganda) misga tegib turgan temirning korroziyalanishini keltirish mumkin. Metallar bir - biriga bunday tegib turganda galvanik element vujudga keladi.

Aktivroq metall - temir (anod) elektronlarini mis atomlariga berib, oksidlanadi va Fe^{2+} ionlari hoida eritmaga o'tib, muhitning xlorid ionlari bilan temir (II) - xlorid FeCl_2 hosil qiladi.

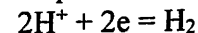
Vodorod ionlari esa misga (katodga) borib, elektronlarni biriktirib oladi va zaryadsizlanadi. Bu reaksiyalarni ionli ko'rinishda ushbu umumiy tenglama bilan ifodalash mumkin:



Katodda vodorod ionlari (yoki suv molekulari) zaryadsizlanishi o'rniga elektrolitda erigan kislorodning qaytarilish jarayoni sodir bo'lishi ham mumkin:

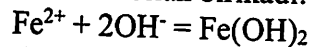


ya'ni katod sirtida kislorod molekulari elektronlarni bog'laydi. Bu katodning kislorodli qutbsizlanishi deyiladi. Bunda qanday jarayon sodir bo'lishi sharoitga bog'liq: kislotali muhitda vodorod ajralib chiqadi (katodning vodorodli qutbsizlanishi sodir bo'ladi):



Neytral va ishqoriy muhitlarda (po'latning, temirning korroziyalanishida) katodning kislorodli qutbsizlanish sodir bo'ladi va

vodorod ajralib chiqmaydi. Bu holda hosil bo'lgan gidroksid - ionlar OH^- eritmaga utgan Fe^{2+} ionlari bilan birikadi:



Temir (II) - gidroksid suv va havo kislorodi ishtirokida temir (III) - gidroksidga aylanadi.

$4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ Temir (III)-gidroksidni $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ tarzida ifodalash mumkin. Qo'ng'ir zangning tarkibi noaniq: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Elektrkimyoviy korroziyani asosan boshqa metallarning va metallmas moddalarning qushimchalari yoki sirtini bir jinsli emasligi keltirib chiqaradi. Elektrkimyoviy korroziya nazariyasiga muvofiq, bunday hollarda metall elektrolitga tekkanida (elektrolit havodan adsorбилangan namlik bo'lishi mumkin) uning sirtida galvanik mikroelementlar vujudga keladi. Bunda potentsiali manfiyroq bo'lgan metall yemiriladi - uning ionlari eritmaga, elektronlar esa aktivligi kamroq bo'lgan metallarga o'tadi va bu metallda vodorod ionlari qaytariladi yoki suvda erigan kislorod qaytariladi.

Shunday qilib, elektrkimyoviy korroziyalanishda (har xil metallar bir - biriga tegib to'rganida ham, bitta metallning sirtida mikrogalvanik elementlar hosil bo'lganida ham) elektronlar oqimi aktivroq metalldan aktivligi kamroq metallga (o'tkazgichga) yo'nalgan bo'ladi va aktivroq metall korroziyalanadi. Galvanik elementni hosil qilgan metallar standart elektrod potentsiallar qatoriga bir - biridan qancha uzoq joylashgan bo'lsa, korroziyalanish tezligi shuncha katta bo'ladi.

Korroziyalanish tezligiga elektrolit eritmasining xususiyati (muhiti) ham ta'sir qiladi. Uning kislotaliligi qancha yuqori (ya'ni $r\text{Ni}$ kichik) va tarkibida oksidlovchilar miqdori qancha ko'p bo'lsa, korroziya shuncha tez ketadi. Korroziyalanish harorati ko'tarilganda ham ancha kuchayadi.

Ba'zi metallarga havo kislorodi tekkanida yoki agressiv muhitda passiv holatga o'tadi, bunda korroziyalanish keskin kamayadi. Masalan, konsentrlangan nitrat kislota temirni osonlik bilan passiv holatga o'tkazadi va u amalda konsentrlangan nitrat kislota bilan reaksiyaga kirishmaydi. Bunday hollarda metall sirtida

zich himoya oksid pardasi hosil bo'ladi, u metallni muhitga tegizmay kuyadi.

Himoya pardasi alyuminiy sirtida doimo bo'ladi. Bunday pardalar quruq havoda Be, Cr, Ta, Ni, Cu va boshqa metallar sirtida ham hosil bo'ladi. Metallarning passiv holatiga o'tishi ko'pincha uning sirtida kislorod atomlarining xemosorбилangan qatlarni hosil bo'lishi bilan tushuntiriladi. Bunda kislorod atomlari metallning barcha sirtini yoki uning bir qismini qoplashi mumkin. Zanglamaydigan po'lat va qotishmalarning korroziya bardoshligi - passivlanishi bilan tushuntiriladi.

Metallarning korroziyalanishi uzluksiz davom etadi va katta zarara yetkazadi. Temirning korroziyalanishi tufayli bevosita isroflari yiliga suyuqlantirib olinadigan temirning 10% ga yakini tashkil etishi hisoblab chiqilgan. Korroziyalanish natijasida metall buyumlar o'zining qimmatli texnikaviy xossalarini yo'qotadi.

Shuning uchun metall va qotishmalarni korroziyalanishdan muhofaza qilish usullari katta ahamiyatga ega. Ular nihoyatda turli tumandir. Ularning ba'zilar quyidagalardir.

Metallarning himoya sirti qoplamalari. Ular metallardan (rux, qalay, xrom va boshqa metallar bilan qoplash) va metallmasdan (lak, buyoq, emal va boshqa moddalar bilan qoplash) qilinishi mumkin. Bu qoplamalar metallni tashqi muhitdan ajratib turadi. Masalan, tomga yopiladigan tunuka rux bilan qoplanadi: ruxlangan tunukadan turmushda va sanoatda ishlatiladigan ko'pgina bo'yumlar tayyorlanadi.

Rux qatlarni temirni korroziyalashdan saqlaydi, rux temirga qaraganda ana aktiv metall bo'lsa ham, u oksid parda bilan qoplangandir. Himoya qatlam buzilganda (tiralganda, tom teshilganda va h) namlik ishtirokida galvanik juft Zn/Fe vujudga keladi. Unda temir katod (musbat qutb), rux - anod (manfiy qutb) bo'ladi.

Elektronlar ruxdan temirga o'tadi va kislorod molekullari bilan bog'lanadi (kislorodli qutbsizlanish), rux esa eriydi; rux qatlarning hammasi yemirilib bo'lguncha temir himoyalanganicha qoladi, bu esa ancha uzoq vaqtda sodir bo'ladi.

Temir bo'yumlar sirtini nikel, xrom bilan qoplash korroziyalanishdan muhofa qilishdan tashqari buyumlarning tashqi ko'ri-

nishini chiroyli qiladi. Antikorrozion xossalarga ega bo'lgan qotishmalar yaratish. Po'lat tarkibiga 12% gacha xrom kiritish yo'li bilan korroziyaga chidamli zanglamaydigan po'lat olinadi. Nikel, kobalt va mis qushish po'latning antikorrozion xossalarini kuchaytiradi, chunki qotishmaning passivlanishga moyilligi ko'payadi. Antikorrozion xossali qotishmalar yaratish - korroziya tufayli bo'ladigan isroflarga qarshi kurashning muhim yo'nalishlaridan biridir.

Protektor va elektr himoya. Protektor himoya elektrolit muhitida (dengiz suvi, yerosti suvlari, tuproq suvlari va h) bo'ladigan konstruksiya (er osti quvuri, kema korpusi) muhofaza qilinadigan hollarda qo'llaniladi. Bunday himoyaning mohiyati shundan iboratki, konstruksiya protektor - muhofaza qilinadigan konstruksiya metalliga qaraganda aktivrok metallga ulanadi. Po'lat buyumlarni muhofaza qilishda protektor sifatida odatda magniy, alyuminiy, rux va ularning qotishmalaridan foydalaniladi. Korroziyalanish jarayonida protektor anod bo'lib xizmat qiladi va yemiriladi, bu bilan konstruksiyaning yemirilishidan saqlab qoladi.

Protektorlar yemirilgan sari ularni yangisi bilan almashtirib boriladi.

Elektr himoya ham shu printsipga asoslangan. Elektrolit muhitida turgan konstruksiya bunda ham boshqa metallga (odatda temir bo'lagi, rels va shunga o'xshash), lekin tashqi elektr manbay orqali ulanadi. Bunda himoyalangan konstruksiya katodga, metall - elektr manbaining anodiga ulanadi.

5-BOB YUQORI MOLEKULYAR BIRIKMALAR

5.1-MAVZU. POLEMERLAR KIMYOSI

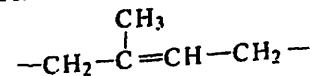
Reja:

1. Monomer, polimer, oligomerlar.
2. Yuqori molekulyar birikmalar va ularning ahamiyati.
3. Ularni olini, xossalari, ishlatilishi.
4. O'zbekistonda ishlab chiqiladigan polemer materiallar.

Tabiatda uchraydigan ko'plab moddalar orasida boshqalaridan o'zining fizikaviy xossalari bilan keskin farq qiluvchi, eritmalarining yuqori qovushqoqliligi tufayli tolalar, pardalar va h.k.lar hosil qilaoladigan moddalar guruhi mavjud. Bu guruhga o'simlik va hayvonot organizmi hayot faoliyatida hosil bo'luvchi selluloza, lignin, pentozanlar, kraxmal, oqsillar va nuklein kislotalar kiradi. Tabiiy polimerlar deb ataluvchi turli xil tolalar, teri va kauchukdan qadim zamonlardan foydalanib kelingan.

Yuqori molekulyar birikmalar quyi molekulyar birikmalardan molekulyar massasining nihoyatda kattaligi bilan farq qiladi. Odatda molekulyar massasi 5000 va undan yuqori bo'lgan moddalar, hoh u tabiiy, hoh sintetik bo'lsin, yuqori molekulyar birikmalar sinfiga kiritiladi. Demak, yuqori molekulyar birikmalar kimyosi molekulasi yuzlab va minglab atomlardan iborat kimyoviy moddalarni o'rganadi.

Yuqori molekulyar birikmalarni tahlil qilish shuni ko'rsatdiki, ularning molekulari asosan bir xil qismlardan iborat. Shuning uchun u qismlar elementar zvenolar deb nomlanadi. Tabiiy kauchukda elementar zveno izopren molekulasidir:



Shu kabi ko'plab elementar zvenolardan tuzilgan yuqori molekulyar birikmalarni makromolekulalar yoki polimerlar deb nomlash qabul qilingan. Polimerlar va monomerlar oralig'idagi molekulyar massali moddalar oligomerlar (yunon tilidan olingan bo'lib, *ολιγοδ* - kam, ko'p emas, *μεροδ* - qism degan ma'noni bildiradi) deb ataladi.

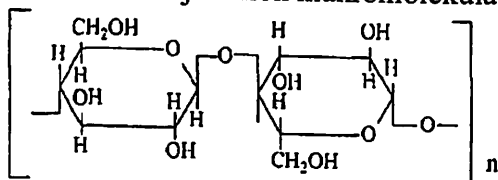
Polimerlarning muhim xarakteristikalaridan biri makromolekuladagi elementar zvenolar sonini ko'rsatuvchi polimerlanish darajasidir.

Polimerning molekulyar massasi M va uning polimerlanish darajasi P orasida quyidagi nisbat mavjud:

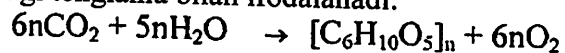
$$P = \frac{M}{m}$$

bu yerda, m - elementar zvenoning molekulyar massasi.

Masalan, selluloza makromolekulasi 20-30 ming glikozid qoldiqlaridan iborat uzun zanjirsimon makromolekuladan iborat:



Tirik tabiatning asosini organik yuqori molekulyar birikmalar tashkil qiladi. Polisaxaridlar, lignin, oqsillar, pektin moddalar o'simlik dunyosining asosiy tarkibiga kirib yuqori molekulyar birikmalardan iborat. Yog'och, paxta, kanop kabi polimerlarning mexanik xossalari ular tarkibida yuqori molekulyar polisaxarid - sellulozaning katta miqdorda bo'lishidandir. Bunday yuqori polisaxaridlar assimilyatsion jarayonning so'nggi muhim natijasi bo'lib, quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



Tirik organizm asosini ham yuqori molekulyar birikmalar tashkil etadi. Bular oqsillar bo'lib, tirik organizmning deyarli barcha qismi - mushaklar, birlashtiruvchi to'qimalar, miya, qon, teri, soch, jun, shox, tuyuq va boshqalarni tashkil etuvchilar yuqori molekulyar birikmalardan iborat.

Organik yuqori molekulyar birikmalar tirik tabiatda qanday ahamiyatga ega boisa, anorganik yuqori molekulyar birikmalar ham shunday ro'l o'ynaydi va minerallar dunyosida shunday tarqalgan.

Yer qobig'ining asosiy qismi kremniy, alyuminiy va boshqa makromolekulalar tashkil etuvchi ko'p valentli elementlar oksidlaridan tashkil topgan. Bular orasida, shubhasiz yuqori molekulyar birikma hisoblangan kremniy oksidi $[\text{SiO}_2]_n$ keng tarqalgan, Yer

shari massasining 50% idan ortig'i kremniy angidrididan iborat, yer qobi-g'ining tashqi qismi (granit qavat)da uning miqdori 60% ga etadi. Kremniyning asosiy qismi yer qobig'ida toza kremniy oksidi polimeri va yuqori molekulyar murakkab silikatlar (ko'proq alyuminiy silikatlar) va faqat ozgina qismi quyi molekulyar silikatlar ko'rinishida bo'ladi.

Kremniy angidridining keng tarqalgan turi tog' jinslari va qumning muhim asosiy qismini tashkil etuvchi kvarts hisoblanadi. Tog' xrustali va ametist ham deyarli toza kremniy angidrididan iborat. Alyuminiy oksidi $[\text{Al}_2\text{O}_3]_n$ polimeri korund minerali va qimmatbaho minerallar - yoqut va safir (ko'kch yoqut) ko'rinishida uchraydi.

Tabiatda uchraydigan elementar uglerodning turli xil modifikatsiyalari (olmos, grafit, amorf uglerod) ham yuqori molekulyar birikmalardir. Organik yuqori molekulyar birikmalar sintezi XIX asr o'rtalaridan boshlangan. 1835-yilda Rene vinil xlortdning yorug'lik ta'sirida oddiy quyi molekulyar birikmalardan keskin farqlanuvchi moddaga aylanishini kashf qildi. Keyinchalik bu natija polimer moddalar sintezining birinchilardan ekanligi tan olindi. Polimer atamasi birinchi marta 1833-yilda Berselius tomonidan kiritilib, u birxil tarkibli, ammo har xil molekulyar massali moddalarga xos ekanligi ko'rsatildi. Keyinchalik bunda, y polimerlar polimer-gomologlar deb atalaboshladi.

Asr so'nggida polimerlanish reaksiyasini organik birikmalar sintezi sohasidagi alohida hodisa enias, balki alohida o'ziga xos reaksiyalardan biri deb qarala boshlandi. 1870-yilda A. M. Butlerov dimetilvinil efirining polimerlanish reaksiyasini ko'rsatib berdi. 1880-yilda Kalbaum, so'ngra 1883-yilda Veger akril kislotasining metil, etil, propil va allil efirlari polimerlanishini e'lon qildilar. Demak, polimer birikib bitta uzun va katta molekula hosil qiluvchi ko'p sonli kichik molekulalardan iborat. Polimer hosil bo'ladigan alohida kichik molekulalar monomerlar, monomer molekulalari o'zaro bir-biri bilan birlashib polimerning katta molekulasini hosil qiluvchi jarayon esa polimerlanish deyiladi. Xuddi shu davrda Vislitsenus viniletal efiri, A.P.Eltekov va A.E.Favorskiy qator oddiy efirlar polimerlanishini amalga oshirdilar. Organik polimer birikmalar sintezi nafaqat polimerlanish, balki funksional guruhlarining reaksiyaga

kirishishi tufayli ham amalga oshirilishi mumkinligi ko'rsatildi. Bunday reaksiyalarni birinchilardan bo'lib amalga oshirgan Vyurts (1863-y.) bo'lib, u glikolni polikondensatlab poliglikolni hosil qildi. 1872-yilda Bayer fenol bilan formaldegidning o'zaro ta'siridan polimer oldi va uni novolak deb atadi, chunki uning eritmasi tabiiy qatronlardan olinadigan lok xossalarini eslatardi.

XIX asrning oxirlarigacha polimerlar sintezi epizodik xarakterga ega bo'lib qolaverdi, chunki ijodiy fikrlash turli sinf va guruh quyi molekulyar birikmalar sintezi sohasidagi tajriba va bilim bilan chegaralangan bo'lib, texnika va maishiy soha talabi shisha, sopol, metall va organik tabiiy materiallar (yog'och, sellyuloza, tabiiy ipak, charm) bilan qondirilardi. XIX asrga kelib elektro-texnika va avtomobil sanoati rivojlana boshladi, bu esa oson qoliplanadigan, zarbga bardosh beruvchi, dielektrik xossali, elektroizolyatsion pardalar, yuqori mustahkamlikka ega elastik materiallar (rezina), lokli qoplov himoyaga va h.k.ga bo'lgan talabni qondira oladigan yangi ashyolar ishlab chiqarishni taqozo qilardi. Rezina kabi juda elastik materiallarni tabiiy kauchuk asosida olish shunga o'xshash materiallarini sintez qilish usullarini tadqiq qilishga turtki bo'ldi. 1908-yilda S.V. Lebedev bu maqsadda tutash qo'shbogii diolefinlardan foydalanishni taklif qildi. Butadien, izopren, dimetilbutadien, keyinchalik esa xloropren kabi dienlarni polimerlab vulkanlanadigan chiziqsimon tuzilishli yuqori molekulyar to'yinmagan polimerlar olish mumkin bo'ldi. 30-yillar boshiga kelib butadien va uning hosilalarini polimerlab sintetik kauchuk ishlab chiqarish rivojlana boshladi. Rezinaga bo'lgan talabning ortishi yangidan-yangi monomerlarni sintez qilish va ularni polimerlash usullarini takomillashtirish yo'llarini qidirishga olib keldi. 1918-yilda Klatte atsetilen va sirka kislotasidan vinilatsetat sintez qilib, uni termik polimerlab yuqori molekulyar birikma olish yo'lini ko'rsatdi.

Bunda birinchilardan bo'lib peroksidlar initsirlash qobiliyatining to'yinmagan birikmalarni radikal polimerlashga ta'siri aniqlandi. Keyinchalik (1927-y.) German va Genel polivinilatsetatdan polivinil spirti olish mumkinligini ko'rsatdilar. Bu esa polivinil spirtga aldegidlar ta'sir ettirib polivinilformal, polivinilbutiral kabi polimer

atsetallar olish imkoniyatini yaratdi. Polivinilatsetat va polivinilatsetallar sinmaydigan shisha ishlab chiqarish va elim tarkibiga qo'shimcha, polivinil spirt esa parda va tola ishlab chiqarishda amaliyotga tatbiq etildi.

1920-1930-yillarga kelib aviatsiyaning rivojlanishi bilan sinmaydigan va murakkab shakllarga oson keltiriladigan shishaga talab paydo bo'ldi. Bunday shishani stirolni polimerlab tayyorlash mumkin bo'ldi.

Polimer birikmalar kimyosi rivojlanishining dastlabki davrida ko'pchilik tadqiqotchilarda sellyuloza, kraxmal, kauchuk hamda o'sha vaqtda ma'lum bo'lgan fenol-formaldegid va mochevina-formaldegid qatronlar, polistirol, polivinilatsetat, polivinilqlrid, polimetilmetakrilat kabi sintetik mahsulotlarga nisbatan quyimolekulyar birikmalar (oligomerlar) deb qarashlar mavjud edi. Oddiy quyi molekulyar birikmalardan farq qiladigan bu moddalar fizikaviy-mexanik xossalarning o'ziga xosligi assotsilanish hodisasi bilan tushuntirilardi. Mark¹, Meyer va boshqalar polimerlar kimyosi fanining rivojlanishida katta rol o'ynagan kolloid (mitsellyar) nazariyani olg'a surdilar.

Bu nuqtai nazar nemis olimi Shtaudinger³ tomonidan keskin tanqidiy kutib olindi. U polimerlarga ipsimon makromolekulyar strukturali yangi yuqori molekulyar birikmali moddalar sinfi deb qarashni taklif qildi. Ko'p o'tmay Shtaudingerning makromolekulyar nazariyasi polimerlar eritmasiga kolloid eritmalarini tadqiq qilish usullarini qo'mlagan G.Shultsning ishlari bilan tasdiqlandi. Shults o'zi yaratgan osmometr yordamida osmotik bosim qiymati bo'yicha polimerning molekulyar massasini, keyinchalik esa fraksiyalash usulini qo'llab uning polidisperslik darajasini aniqlash mumkinligini ko'rsatdi.

1929-yilda Karozers bifunksional birikmalarning polikondensatlanish reaksiyasini o'rganib chiziqsimon strukturali makromolekulalar hosil bo'lish sharoitlari bilan bog'liq bo'lgan tadqiqot natijalarini e'lon qildi. Bu ishlar polimerlarning makromolekulyar tuzilish nazariyasining to'g'ri ekanligini uzil-kesil hal qildi va shunga ko'ra tabiiy va sintetik yuqori molekulyar moddalar sinfining mavjudligini isbotlab berdi.

Zamonaviy makromolekulyar. tuzilish nazariyasining asosi quyidagilardan iborat:

Polimer birikmalar makromolekulalar majmuasidan iborat bo'lib, ular tuzilishi va zvenolar tarkibi bilan bir-biridan farq qiladi.

Makromolekulaning asosiy zanjirini tashkil etgan atomlar makromolekulaning konformatsion o'zgarishlariga olib keluvchi kovalent bog'lar atrofida to'xtovsiz tebranma harakat qiladi.

Polimerning xossalari uning molekulyar massasi, makromolekulasining tuzilishi, ularning bukiluvchanligi, kimyoviy tarkibi hamda makromolekulyar ta'sir tabiatiga bog'liq.

Polimer eritmaları termodinamik barqaror sistemalar bo'lib, quyi molekulyar birikmalarning chin eritmalaridan farq qilmaydi, ammo assotsilanish va solvatlanish kuchlari shunchalik yuqoriki, ular juda suyultirilgan eritmalariga ham taalluqlidir.

Polimerlanish jarayoniga uzoq vaqt dimer, trimer va h.k. hosil bo'lishi orqali sodir bo'ladigan bosqichli reaksiya deb qarab kelindi. Bu nuqtai nazar XX asrning 30-yillarida N. N. Semenov¹ tomonidan kimyoviy reaksiyalardagi zanjirli jarayonlar nazariyasi yaratilganiga qadar hukm surdi. Bu nazariya radikal zanjirli polimerlanishni, keyinchalik esa ion-zanjirli ionli polimerlanish reaksiyalarini chuqurroq o'rganishga imkoniyat yaratdi. Initsirlangan polimerlanish reaksiyalarining har bir bosqichini chuqur o'rganish makromolekulalar hosil bo'lish mexanizmini boshqarish va uni kerakli tuzilish va tarkibga yo'llash masalasini hal qilib berdi. Bu esa polimerlar sintezi, ayniqsa, fiziologik faol polimerlar sintezi va sintetik polimer va sopolimerlar sifatini yaxshilash uchun yangi imkoniyatlar yo'llarini ko'rsatdi.

1937-yilda radikal polimerlash, 1953-yilda esa ionli polimerlash orqali polietilen olish usullari yaratildi. K.Tsigler va Dj. Natta polimerlash orqali tartibli tuzilishga ega bo'lgan, ya'ni stereoregulyar deb nomlanuvchi polimerlar sintezi usullarini taklif qildilar. Stereoregulyar polimerlar yuqori mexanik pishqlik va issiqlikka chidamlilikka ega. Stereospesifik polimerlash usuli bilan quyi bosimda polietilen va yuqori sifatli sintetik kauchuklar olindi.

Polikondensatslash reaksiyasiga asos solgan Karozersning bifunksional moddalar asosida olgan poliamidlar, oddiy va murakkab

polimerlar, politioefirlar, polimochevinalar va ko'piab boshqa polimer birikmalar katta ahamiyatga ega bo'ldi. 1958-1959-yillarda boshqa qaytar reaksiyalardan farqlanadigan mutlaqo yangi fazalararo polikondensatsiya usuli taklif qilindi. Bu jarayon yuqori molekulyar massali va yuqori kristallanish darajasiga ega bo'lgan geterozanjirli polimerlar olishning amaliy imkoniyatlarini kengaytirdi.

Radioelektronika, aviatsiya va, ayniqsa, raketa texnikasining rivojlanishi sintetik materiallarga kichik zichlikdagi yuqori pishqlikka, 500-600°C gacha issiqqa chidamli, -200°C da ham elastikligini saqlay oluvchi, oksidlovchi muhitlarga barqaror va boshqa talablarni qo'ydi. Bular polimerlar sintezining jadal rivojlanishiga cabab bo'ldi. Polimerlash usuli bilan issiqqa va sovuqqa chidamli, polikondensatslab esa nihoyatda o'tga chidamli fosfor tutgan polimerlar olindi. Polikondensatslash usuli tarkibida metall atomlari tutgan, tabiatda uchramaydigan polimerlar - elementorganik polimerlar olish imkonini berdi. Bular orasida hozirda plastik massalar, rezina, germetiklar va h.k.lar ishlab chiqarishda foydalaniladigan kremniy organik polimerlar to'la tadqiq qilindi. Bu polimerlar issiqqa chidamliligi (350°C gacha) va yuqori dielektrik xossalari bilan ajralib turadi.

Hozirgi davrda polimer materiallar tabiiy polimerlardagi kamchiliklarni to'ldiruvchi, ba'zi hollarda ularda bo'lmagan yangi sitatlarga ega bo'lgan bebaho vositalarga aylangan.

Keyingi yillarda vujudga kelgan fiziologik faol polimerlar sintezi imkoniyatlari polimerlar kimyosini biokimyoga yaqinlashtirdi. Buning uchun turli xil tabiiy birikmalar sintezining sharoitlarini Buning uchun turli xil tabiiy birikmalar sintezining sharoitlarini Antibiotiklar, darmonsinchkovlik bilan o'rganish talab qilinadi. Antibiotiklar, darmonsinchkovlik bilan o'rganish talab qilinadi. Antiseptiklar, dorilar, gormonlar, oqsillar, uglevodlar, yog'lar, lipidlar, alkaloidlar, nukleotidlar, fermentlar va h.k.lar makromolekulyar kimyoning ilmiy tadqiqot obyektlariga aylanmoqda. Shu o'rinda O'zbekiston kimyogar-polimerchilarining paxta sellyulozasi kimyosi va fizikasi, polimerlarning radiatsion kimyosi, ftorpolimerlar va tibbiy polimerlar sohasidagi fundamental tadqiqotlari alohida ahamiyatga ega. Bu tadqiqotlar polimerlar kimyosini o'rganishni O'zbekistonda boshlagan alloma - O'zbekistonda xizmat ko'rsatgan fan va texnika arbobi, akademik H.U. Usmonov nomi bilan bog'liq.

O'zbekiston paxta etishtiruvchi etakchi mamlakatlardan hisoblanib unda tabiiy polimer - sellyulozaning behisob zaxirasi mavjud, Bundan tashqari ko'plab pentozan tutuvchi xomashyolarning ko'pligi va tabiiy gazning mavjudligi polimerlar kimyosi va texnologiasining yirik markazini aynan O'zbekistonda tashkil etishni taqozo etgan edi. Ikkinchi jahon urushigacha ko'plab yosh o'zbek olimlari Moskvada polinierchi-kimyogarlarning ilk vakillari, keyinchalik esa jahonning buyuk kimyogarlari qatoridan o'rin olgan, polimerlar kimyosining nazariyasi va sanoatining rivojlanishiga ilmiy tadqiqot ishlari bilan nihoyatda katta xissa qo'shgan S.S.Medvedev, V.A.Kargin, V.V.Korshak, P.V.Kozlov va boshqalar rahbarligida Toshkentda polimerlar kimyosi sohasida tadqiqotlar olib borishni rejalashtirgan bo'salar ham, bu ishlar 1946-yilga kelib boshlandi, Bu sohadagi birinchi ish sellyuloza atsetati eritmalarining termodinamikasiga bag'ishlangan edi. Mazkur tadqiqotlar hozirgacha Mirzo Ulug'bek nomidagi O'zbekiston Milliy universitetida davom ettirilmoqda.

1950-yilda O'zbekiston Fanlar Akademiyasining Kimyo institutida paxta sellyulozasi va efirlarining termodinamik, fizik-kimyoviy va mexanik xossalarini tadqiq qilishni boshlagan tabiiy polimerlar kimyosi laboratoriyasi tashkil etildi. Buni O'zbekistonda polimerlar haqidagi fanga asos solingan davr deb hisoblash mumkin. Polimerlar haqidagi dastlabki ishlar, shuningdek, sohaga oid institut va laboratoriyalarning tashkil etilishi, H.U.Usmonovning ustoz akademiki V.A.Kargin nomi bilan bog'liq. Tabiiy polimerlar kimyosi laboratoriyasida sellyuloza biosintez, uning strukturasi, fizik-kimyoviy, termodinamik va boshqa xossalarini tadqiq qilish rivojlantirildi. Paxta tolasi rivojlanishining turli bosqichlarida sellyulozaning molekulyar massasi va molekulyar massaviy taqsimlanishini aniqlash orqali paxta tolasining yoshi, molekulyar massasining ortishi va sellyulozaning molekulyar massaviy taqsimlanishining gomogenizatsiyalanishi orasida mutanosiblik mavjudligi ko'rsatildi va bu bilan sellyulozaning biosintez polikondensatsion mexanizmda borishi haqidagi taxmin tasdiqlab berildi. Uglevodorodli gazlar, neft mahsulotlari, ftirfurolva boshqa mahalliy xomashyolar asosida

monomerlar, polimerlar, plastifikatorlar va erituvchilar sintezi muammolari hal qilindi.

Akrilnitrilning vinilatsetat, stirol, metilmetakrilat, vinilpirrolidon bilan sopolimerlari hamda akril kislotasining efirlari sintez qilindi va ularning akrilnitril bilan sopolimerlanish reaksiyalaridagi faolligi o'rganildi. O'zbekistonda sintetik polimerlarni sintez qilish va xossalarini o'rganishda ayniqsa, akademik MA.Asqarovning xizmatlari katta.

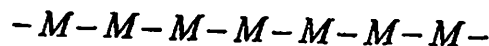
Akademik K.S.Axmedov rahbarligida dispers sistemalarning fizik-kimyoviy xossalarini maqsadli yo'nalishga qaratish uchun suvda eriydigan polielektrolitlar, sirt faol moddalar ishlab chiqildi va amaliyotga tatbiq etildi. Gaz kondensati, neftni qayta ishlash sanoati chiqindilari asosida yangi sirt faol moddalar olindi va ularning dispers sistemalariga ta'sir mexanizmi o'rganildi. Bu tadqiqotlar natijasida yaratilgan K-4 preparatining amaliyotga tatbiq etilganligi uchun akademik K.S.Axmedov rahbarligidagi bir guruh olimlar Beruniy mukofotiga sazovor bo'ldilar.

1960-yildan boshlab Mirzo Ulug'bek nomidagi O'zbekiston Milliy universitetining kimyo fakultetida sintetik polimerlarni radiatsion modifikatsiyalash sohasida har tomonlama tadqiqotlar boshlandi va yangi termo-xemo va yorug'likka bardoshli ftorpolimerlar olish usullari ishlab chiqildi.

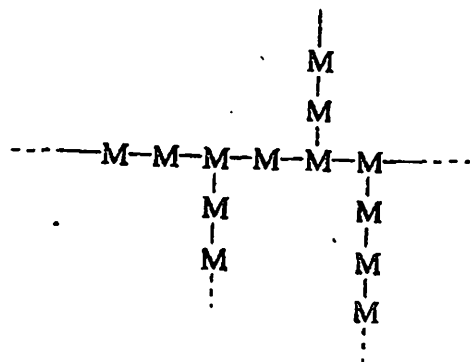
Markaziy Osiyoda birinchi bo'lib universitetda fiziologik faol polimerlar kimyosi va fizik-kimyosi o'rganila boshlandi. Bu sohada professor U.N.Musayev va shogirdlari tomonidan alkaloidlar va dori vositalari asosida farmakologik faol qator yangi suvda eruvchan polimerlar sintez qilindi. Keyingi-yillarda O'zbekiston Fanlar Akademiyasining, Polimerlar kimyosi va fizikasi institutida akademik S. Sh. Rashidova rahbarligida o'ziga xos spetsifik xususiyatlarga ega polimerlarni sintez qilish va tadqiq qilinishi mazkur sohani rivojlantirishga munosib hissa qo'shmoqda.

Yuqori molekulyar birikmalar makromolekulasida, monomer zvenolarining bir-biri bilan bog'langanligiga ko'ra chiziqli, tarmoqlangan va fazoviy (to'rsimon) tuzilishda bo'ladi.

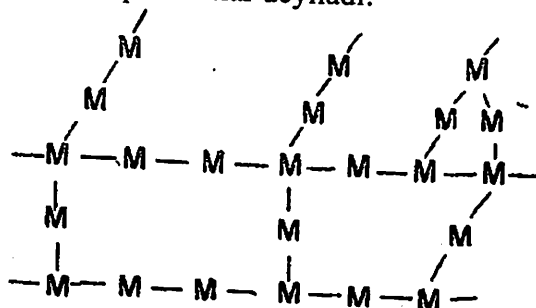
Yuqori asimmetrik darajali uzun zanjirsimon makromolekulalardan iborat polimerlar *chiziqli* polimerlar deyiladi va ularni quyidagi sxema bilan ifodalash mumkin:



Yon tarmoqlarga ega bo'lgan va bu tarmoqlar soni hamda uzunligi juda katta oraliqda o'zgarishi mumkin bo'lgan zanjirsimon strukturali polimerlar *tarmoqlangan* polimerlar deyiladi:

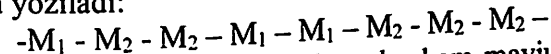


Bir-biri bilan fazoda ko'ndalang kimyoviy bog'lar bilan bog'langan uzun zanjirsimon makromolekulalardan iborat polimerlar *fazoviy* yoki *to'rsimon* polimerlar deyiladi:

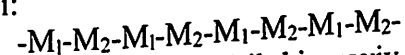


Makromolekula tuzilishiga ko'ra bunda, y polimerlar bir xil yoki har xil monomerlardan hosil bo'lishi mumkin. Bir turdagi monomerlardan tashkil topgan yuqori molekulyar birikmalar *gomopolimerlar*

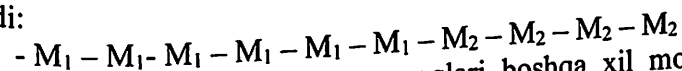
deyiladi. Turli xil monomer zvenolaridan tuzilgan polimer birikmalar *sopolimerlar* deyiladi. Sopolimerlar makromolekulasida monomer zvenolari turlicha birikkan bo'lishi mumkin. Agar sopolimer M_1 va M_2 monomerlardan olingan bo'lsa, ular zanjirda ko'proq tartibsiz joylashadi. Bunday sopolimerlar *statistik sopolimerlar* deyiladi va quyidagicha yoziladi:



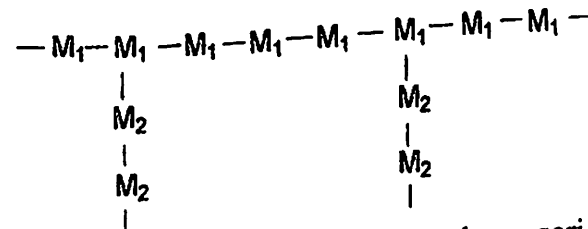
Bundan tashqari *takroriy sopolimerlar* ham mavjud, bularning makromolekulasida monomerlar aniq takroriylik bo'yicha joylashgan bo'ladi:



Makromolekulalari nisbatan yirik kimyoviy bir xil qismlardan (bloklardan) iborat chiziqli aralash polimerlar *bloksopolimerlar* deyiladi:

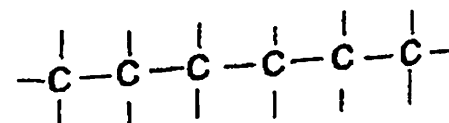


Asosiy zanjiri bir xil, yon tarmoqlari boshqa xil monomerlardan iborat tarmoqlangan sopolimerlar *payvand sopolimerlar* deb ataladi:

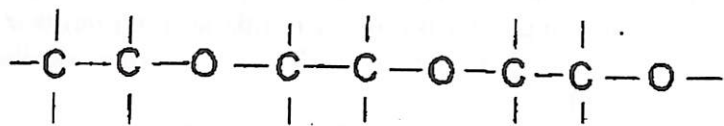


Asosiy zanjirning tuzilishiga ko'ra barcha yuqori molekulyar birikmalar gomozanjirli va geterozanjirli polimerlar guruhlariga bo'linadi:

Asosiy zanjiri bir xil atomlardan, masalan, uglerod, oltingugurt, fosfor va h.k. iborat bo'lsa *gomozanjirli* polimerlar hisoblanadi. Makromolekulaning asosiy zanjiri faqat uglerod atomlaridan tuzilgan bo'lsa, *karbozanjirli* polimerlar deyiladi:



Asosiy zanjir har xil atomlardan iborat bo'lsa, geterozanjirli polimerlar deyiladi:



Polimerlar haqidagi bu tushunchalar, ularning oddiy moddalardan farqlanuvchi xossalari polimer materiallarning turli sohalarda keng ishlatilishini va ularning ahamiyatini tushuntirishga asos bo'ladi, Tirik tabiat organik yuqori molekulyar birikmalarning mavjudlik shaklidan iborat.

Polimerlar (yun. polymeres — ko'p qismlardan tashkil topgan) — molekulari (makromolekulalar) bir yoki bir necha turli ko'p sonli takrorlanuvchi guruhlardan (monomer zvenolari) tashkil topgan yuqori molekulyar massali (bir necha mingdan bir necha milliongacha) kimyoviy birikmalar. Makromolekula tarkibidagi atomlar bir-biri bilan asosiy yoki koordinatsion valentlik kuchi vositasida bog'langan.

P.tabiiy — biopolimerlar (rksillar, nuklein kislotalar, tabiiy smolalar) va sintetik (polietilen, polipropilen, fenolformaldegid smolalar) P.ga bulinadi. P. bir xil strukturali zvenolar (mas, polivinilxlorid — CH_2CHCl) — yoki o'zaro navbatlashuvchi turli xossaga ega zvenolar (sopolimer)dan tashkil topgan bo'ladi; vinilxlorid va vinilatsetat sopolimeri bunga misol bo'la oladi. Bir nechta kichik oddiy molekularning birikishidan hosil bo'lgan P. oligomerlar deb ataladi. Monomerning 2 molekulasini qo'shilishidan hosil bo'lgan molekula dimyer deyiladi. Bunday birikmalar o'zining xossasiga ko'ra, quyi va yuqori molekulari birikmalar oralig'idagi o'rinda turadi.

P. molekulari polimerlanish va polikondensatlanish usullari bilan hosil qilinadi. 20-asrning 2yarmidan boshlab P. sintezining yangi usullarini ishlab chiqildi, chunonchi: a) tayyor P.ga biror yangi, qo'shimcha monomerni kimyoviy "payvandlash". Bu tayyor P. molekulasining faollashishiga va erkin radikallar hosil bo'lishiga yordam beradi. Bunda P.ning chiziqsimon molekulasiga polimerla-

nuvchi qo'shimcha monomer yon tarmoqchasi "payvandlanadi"; b) ikki tayyor P. zanjirini kuchli mexanik ta'sir ostida uzib, makromolekula bo'laklarini biriktirib, yangi makromolekulalar, ya'ni "blok polimerlar" xreil qilishi. Bu usullar polimer mahsulotlarining xossalarini (puxtaligi, kimyoviy bardoshliligi, elektr o'tkazmaslik va h.k.) o'zgartirishga imkon beradi.

P.ning tarkibi va sintez usullariga ko'ra, ulardan qattiq va elastik, puxta va mo'rt, issiq va sovuqqa chidamli, kimyoviy ta'sirlarga bardoshli va h.k. xossaga ega bo'lgan mahsulotlar olish mumkin. Mahsulot hosil qilish uchun P.ga to'ldirgichlar va boshqa moddalar qo'shiladi. P.ning muhim xu-susiyati shuki, ulardan shtampovkalash, presslash kabi oddiy usullarda buyumlar tayyorlash mumkin.

Polimerlarch. dastlab murakkab bo'lmagan moddalar, kumir va yog'ochni qayta ishlash mahsulotlariga (mas, fenol, formalin va boshqalar) asoslangan edi. Keyinchalik P. olish uchun neftni kayta ishlash mahsulotlari, tabiiy gaz, qattiq yoqilg'ilarni qayta ishlash mahsulotlari, yogoch va turli o'simlik xom ashyolari chiqindilari ishlatiladigan bo'ldi. Xossasining yaxshiligi va xalq xo'jaligiga keltiradigan foydasining kattaligi hamda xom ashyo zaxiralarining ko'pligi P.ni keng ko'lamda ishlab chiqarishga imkon berdi.

P. xossasiga ko'ra, quyidagilarga bo'linadi: kauchuklar — keng temperatura oralig'ida qayishqoklik xossasini yo'qotmaydigan P.; plastmassalar — yuqori temperaturada yumshaydigan va keng temperatura oralig'ida juda puxta, qattiq, nisbatan qayishqoq P.; sintetik tolalar — yuqori temperaturada (180—200°) yumshaydigan va shu temperaturada puxta ip bo'lib cho'ziladigan P.; lok va bo'yoqlar — yeyilishga chidamli, metall, yog'och va shishaga yopishadigan, atmosfera va mexanik ta'sirlarga chidamli P. Polimerlarning xossasi turlicha bulganligidan ular kora va rangli metallar, yog'och, tosh, suyak, shisha va boshqa urnida ishlatiladi. Ba'zi bir sintetik P. ion alma-shuvchi smolalar, qon plazmasi o'rindoshari sifatida, tuproqni strukturalashda va boshqalarda qo'llanadi.

Plastmassalar, plastik massalar, plastiklar — tabiiy yoki sintetik yuqori molekulari birikmalar asosida olinadigan materiallar. Issiqlik yoki bosim ta'sirida qoliplanadi va qoliplangan shaklini

mustahkam saqlaydi. P.dan yasalgan mahsulotlar yengilligi, elektr tokini, issiq-sovuqni o'tkazmasligi, atmosfera ta'sirlariga chidamliligi, yemiruvchi muhitga, haroratning keskin o'zgarishiga bardoshliligi, mexanik mustahkamligi yuqoriligi va murakkab shaklli buyumlar yasash mumkinligi bilan boshqa materiallardan ajralib turadi.

P. polimerlarning turiga ko'ra, termoplastlar va reaktoplastlarga bo'linadi. Termoplastlar tarkibida chiziqsimon yuqori molekulari birikmalar yoki sopolimerlar (polietilen, polistirol, polivinilxlorid va boshqalar) bor. Chiziqsimon polimerlar asosiga qurilgan P. tarkibida plastifikatorlar, bo'yagichlar ham bo'ladi. Plastifikatorlar yuqori temperaturada P.ning plastikligini oshiradi va qoliplangan mahsulotni qayishqoq hamda sovuqqa chidamli qiladi. Termoplastlar sovuqqa chidamsiz, 60 - 100° dan yuqori temperaturada mustahkamligini tez yo'qotadi. Lekin ko'pchilik termoplastlar zarbga chidamliligi, dielektrik tavsiflarining yuqoriligi, optik shaffofligi, ulardan murakkab shaklli buyumlar qoliplash osonligi bilan reaktoplastlardan farq qiladi. Termoplastlar o'rtacha kuch va 60 - 100° temperaturada ishlaydigan (umumiy maqsadlarga mo'ljallangan) asbob qismlari (etollar, viniplast, polistirol), shuningdek, elektr va radiotexnika buyumlari (polistirol, polietilen, polipropilen, ftoroplast) tayyorlashda qo'llanadi. Termoplastlardan ishlangan buyumlar kimyoviy ta'sirlarga o'ta chidamli (fotoplastlar, polistirol, polietilen, vinilplast), yeyilmaydigan (poliamidlar, polietilenteftalat), optik shaffof (polimetil - metakrilat, polistirol) bo'ladi.

Reaktoplastlar tarkibida isitilganda yoki katalizatorlar (fenol-formaldegid va karbamid smolalar) hamda qotirgichlar (epoksid smolalari, polisiloksanlar, to'yinmagan poliefirlar) ta'sirida to'rsimon tuzilishga ega bo'lgan polimerlar hosil qilib qotadigan polimerlar bo'ladi. Reaktoplastlardan tayyorlangan buyumlar qotganidan keyin issiqlik ta'sirida buzilmagunicha o'zining shishasimon holatini saklaydi. Reaktoplastlarning tarkibida to'ldirgichlar, chiziqsimon polimerlar: qotish jarayonini rostlagichlar, bo'yagichlar, termostabilizator, antiseptiklar bo'ladi. Reaktoplastlar to'ldirgichlar turiga ko'ra, kukunli (yog'och uni, asbest kukuni, kvars uni va h.k.),

tolali (ip-gazlama, asbest tolasi, shisha tolasi), listli (qog'oz, ip-gazlama, shisha to'qimasi, yog'och shpon) xillarga bo'linadi.

Qotirilgan P. dan tayyorlangan buyumlar 100 - 350°da kuchning uzoq, muddatli ta'siriga bardosh beradi (polimer va to'ldirgich turiga qarab). Reaktoplastlar yuqori kuchda ishlaydigan, issiqqa uzoq chidaydigan, keskin atmosfera ta'siriga bardosh beradigan va yaxshi dielektrik xossali bo'lgan mahsulotlar ishlab chiqarishda qo'llaniladi.

Tabiiy smolalar (kanifol, shellak, bitum va boshqalar) asosida olinadigan P. qadimdan ma'lum. Sun'iy polimer — nitrotsellyulozadan (sellyuloza nitrati) tayyorlangan eng dastlabki P. selluloid bo'lib, u 1872-yilda AQSH da ishlab chiqarila boshlagan. 1906 - 10 yillarda Rossiya va Germaniyada tajriba sanoatida 1-reaktoplastlar — fenol-formaldegid smolalar asosida olinadigan materiallar ishlab chiqarish yo'lga qo'yildi. 30-yillarda sobiq SSSR, AQSH, Germaniya va boshqa sanoati rivojlangan mamlakatlarda termoplastlar, polivinilxlorid, polimetilmetakrilat, poliamid, polistirollar ishlab chiqarishi tashkil etildi. Lekin P. sanoati 2-jaxon urushidan keyingina rivojlandi, 20-asr 50-yillarida ko'pchilik mamlakatlarda polietilen P. ko'plab ishlab chiqarila boshladi.

O'zbekistonda 10 ga yaqin korxona P.ni qayta ishlaydi. Shulardan Toshkent plastmassa zavodi, Ohangaron qurilish buyumlari zavodi, Jizzax plastmassa ishlab chiqarish zavodi ixtisoslashgan korxonalaridir.

Qurilishda P. pollarga qoplashda va boshqa pardoiz ishlarida, binolarni germetiklash, gidro va termoizolyatsiyalash, quvurlar, sanitariya-texnika uskunalari ishlab chiqarishda, yopmalar, deraza, eshik, sayyohlar uyhasi, yozlik pavilonlar tayyorlashda qo'llaniladi. Mashinasozlik materiallari ichida P. yetakchi o'rinni egallaydi. P. mahsulotlar tannarxini arzonlashtiradi, mashinalarning muhim texnik iqtisodiy parametrlari, massasi kamayadi, puxtaligi, ishonchliligi va h.k. oshadi. P.dan tishli g'ildiraklar, podshipniklar, roliklar, stanok yo'naltirgichlari, quvurlar, boltlar, gaykalar va boshqa ishlab chiqariladi. P.ning aviatsiyasozlikda keng qo'llanilishiga sabab ularning yengilligi va texnik xossalarini o'zgartirish imkoniyatiga egaligidir. Raketa va kosmik kemalar ishlab chiqarishda ham P.

muhim ahamiyat kasb etdi. Reaktoplastlardan foydalanib reaktiv dvigatellar, samolyotlarning kuch agregatlari, raketa korpuslari, g'ildiraklar, shassi ustunlari, vertolyotlarning parraklari, issiqlik saqlash elementlari, osma yonilg'i baklari tayyorlanadi. Termoplastlar oyna elementlari, antenna suyurmaları va h.k. ishlab chiqarishda qo'llaniladi.

P. kemasozlikda kemalarning korpusi va korpusli konstruksiyalar (asosan, shishaplastlar), kema mexanizmlarining detallarini tayyorlashda, kema xonalarini pardozlash, ularni issiq, tovush va gidrozolyatsiyalashda ishlatiladi.

Avtomobil sozlikda P.dan avtomobil kabinalari, kuzovlari va ularning yirik gabaritli qismlari, dvigatel, transmissiya shassi detallari tayyorlanadi.

Qishloq xo'jaligida P. sug'orish inshootlari qurishda, tuproqni mul'chlasht, urug'larni dorilash va qishloq xo'jaligi mahsulotlarini saqlashda ishlatiladi.

Tibbiyot sanoatida P.dan ko'plab asboblari, maxsus idishlar ishlab chiqariladi. Jarroxlikda plastmassadan tayyorlangan yurak klapanlari, qo'l-oyoq protezlari, ortopedik qo'yilmalar, ko'z soqqasi va boshqa ishlatiladi^[1].

Polimerlar, plastmassalar ishlab chiqarishning O'zbekiston Respublikasidagi istiqboli

O'zbekistonda polimerlar kimyosi va texnologiyasi 1958 yildan boshlab rivojlana boshladi. 1958 yili paxta sellyulozasi texnologiyasi ilmiy tekshirish instituti, Toshkent politexnika institutida "Plastmassalar texnologiyasi" kafedrası va polimer muammolari laboratoriyalari tashkil etildi. 1960 yildan Farg'ona gidroliz zavodida furan smolalari (FA, FAM monomerlari, FM-2 smolasi va b.) ishlab chiqarila boshlandi va furan birikmalari laboratoriyasi tashkil etildi. Hozirgi vaqtda shu korxonada mochevina-formaldegid smolalari, poliuretanlar olish uchun turli xil poliefirpoliollar ham ishlab chiqarilayapti. CHirchiq "Elektroxim" kombinatida chiqarilayotgan kaprolaktamdan polikaprolaktam (Poliamid-6) olish Farg'ona sintetik tolalar zavodida yo'lga qo'yildi. SHu zavodda diatsetatsel-

lyuloza tolalari ham ishlab chiqariladi. Navoiyazotda epoksid smolalari, poliakrilonitril va uning asosida kimyoviy tola ishlab chiqariladi. Farg'onaazotda diatsetatsellyuloza, Namangan kimyo zavodida karboksimetilsellyuloza olish yo'lga qo'yilgan.

O'zbekistonning ko'p korxonalari asosan polimerlarni qayta ishlash bilan shug'ullanadilar. Bunday korxonalarning eng kattalari "Sovplastital", Angrendagi "O'zbekrezinotexnika", Jizzax plastmassani qayta ishlash, Qarshi plastmassalarni qayta ishlash, Samarqand polimer trubalari va plastmassalardan eshik-rom ishlab chiqarish zavodi, Andijondagi plastmassalardan avtomobil detallari ishlab chiqarish va lok-bo'yoq korxonlari, Toshkent va Farg'onadagi sintetik teri ishlab chiqarish korxonalari, Ohangaron va Sergelidagi plastmassalardan qurilish materiallari ishlab chiqarish korxonalari, Toshkent lok-bo'yoq ishlab chiqarish korxonasi kabilar hisoblanadi. Undan tashqari O'zbekistonda biron-bir katta korxona yo'qki unda plastmassalarni olish yoki qayta ishlash sexi bo'lmasa. Bu sexlarda shu korxonalarni o'ziga kerakli plastmassa mahsulotlari ishlab chiqariladi.

2001-yildan boshlab Sho'rtangaz kimyo majmuasini ishga tushirilib yiliga 125 ming t chiziqli polietilen, Farg'ona, Toshkent shaharlarida qurilgan 3 ta sellyuloza ishlab chiqaruvchi korxonalarda esa 2000-yildan 30 ming tonnadan ortiq sellyuloza ishlab chiqara boshladilar.

O'zbekistonda kimyo sanoatini rivojlantirishni 2010-yilgacha ko'zda tutilgan rejasida Qoraqalpog'iston AR-sida ishlab chiqarish unumdorligi bo'yicha Sho'rtangaz kimyo majmuasidan ham kattaroq polimerlar ishlab chiqarish majmuasi qurilishi mo'ljallangan. Yangidan-yangi polimerlar ishlab chiqarish korxonalarini ishga tushirilishi Respublikamizda polimerlarni qayta ishlash bo'yicha ham bir necha zamonaviy korxonalarni ishga tushirishga olib keldi. Bularga turli rangdagi masterbatch tipidagi plastmassalarni ishlab chiqarish, polipropilenning sopolimerlaridan, gaz va suvlar uchun quvurlar ishlab chiqarish, polivinilxloriddan quvurlar va turli profillar ishlab chiqarish korxonalarini misol qilib keltirish mumkin.

Aytilganlardan shu narsa ayon bo'lib turibdiki, o'zida polimer saqlovchi moddalar va polimerlarni ishlab chiqarish ularni tayyor

mahsulotlarga aylantirish O'zbekistonda kundan-kunga rivojlanmoqda va bundan keyin shu rivojlanish davom etadi.

5.2-MAVZU. POLIMERLARNING KIMYOVIY O'ZGARISHLARI

Reja:

1. Polimerlanish va polimeranalogik o'zgarishlar.
2. Polimerlanish darajasi o'zgarimasdan sodir bo'ladigan kimyoviy reaksiyalar.

Polimerlarning kimyoviy o'zgarishlari, makromolekulalarning kimyoviy tuzilishini yoki polimerlanish darajasining o'zgarishiga olib keluvchi turli xil kimyoviy reaksiyalarni o'z ichiga oladi. Polimerlarning kimyoviy reaksiyalari, mavjud polimerlarning xossalari aniq maqsadda o'zgartirish uchun amalga oshirilib yangi turkum polimerlar olish asosida yotadi va polimerlanish hamda polikondensatlanish reaksiyalari bilan bir qatorda katta amaliy ahamiyatga ega.

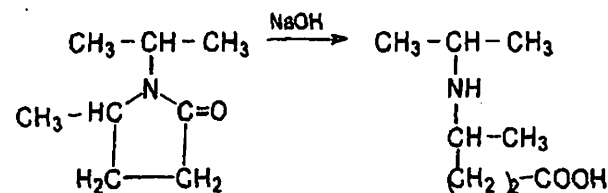
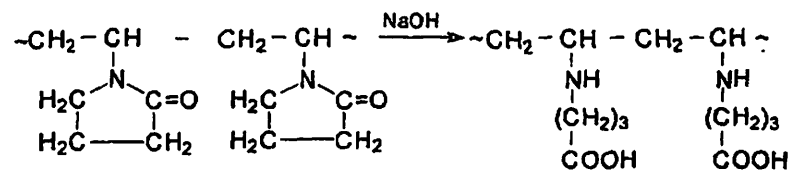
Boshqa tarafdin, issiqlik, yorug'lik, havo kislorodi, mexanik kuchlanishlar va boshqalar ta'sirida ularni ekspluatatsiya qilish, ko'pincha, polimer materiallarning qator fizik-mexanik xarakteristikalarining yomonlashuviga olib keladi, bu ham polimer zanjirlari yoki ular alohida zvenolariga ta'sir qiluvchi kimyoviy reaksiyalarning borishi bilan bog'liq.

Kimyoviy reaksiyalar borishida, makromolekulalar polimerlanish darajasi o'zini qanday tutishiga ko'ra, polimerlarning uchta asosiy kimyoviy o'zgarishlarini ajratish mumkin:

- 1) polimerlanish darajasi o'zgarimasdan kuzatiladigan reaksiyalar - polimeranalogik o'zgarishlar va ichki molekulyar reaksiyalar;
- 2) polimerlanish darajasi ortishi bilan boradigan reaksiyalar choklanish, payvand va blok-sopolimerlanish;
- 3) polimerlanish darajasi kamayishi bilan boradigan reaksiyalar - destruksiyanish.

Polimer funksional guruhlarining reaksiyaga kirishish qobiliyati bilan quyi molekulyar birikmalarning reaksiyaga kirishish qobiliyati orasida tabiatan hech qanday farq yo'q.

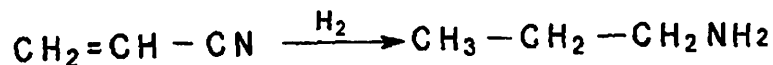
Flori printsiptiga muvofiq, polimerlarning reaksiyaga kirishish qobiliyati ularning molekulyar massasiga bog'liq emas. Bu prinsipga ko'ra karbonil va gidroksil guruhlarining reaksiyaga kirishish tezligi polimer zanjirining o'lchamiga bog'liq emas. Masalan, polivinilpirolidon va uning quyimolekulyar analogi N-izopropil-γ-valerolaktamning ishqoriy gidrolizi (halqaning ochilishi) bir xil tezlik bilan borib, hatto ularning faollanish energiyalarining qiymatlari ham bir-biriga yaqin.



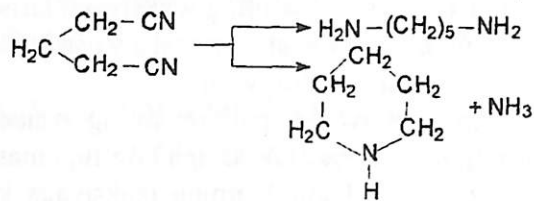
N-izopropil-γ-valerolaktam.

Ikkala reaksiya bir xil tezlikda boradi, chunki yuqorida aytib o'tilganidek, ularning faollanish energiyalari bir xil.

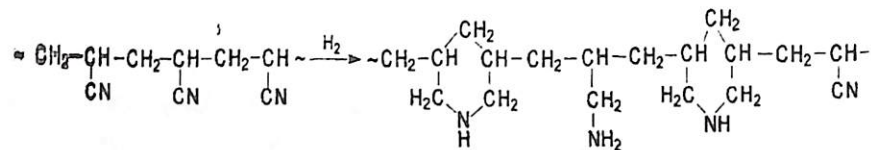
Alifatik kislotalar mononitrillarini gidrogenlash aminlar hosil bo'lishiga olib keladi; bunga misol qilib akril kislotasining nitrilidan poliparnin olishni keltirish mumkin:



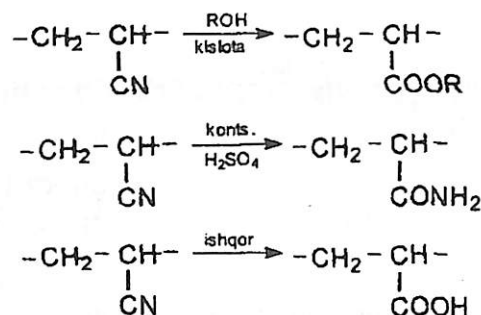
Qaytaruvchi siklizatsiya deb ataluvchi 1,2- va 1,3-dinitrillarni gidrogenlash siklik iminlar hosil qilish reaksiyalaridan hisoblanadi, masalan, glutar kislota dinitrilidan piperidin va pentametilendiamin olinadi:



Akril kislotasi nitrilini gidrogenlash murakkab tarkibli polimer hosil bo'lishiga olib keladi, ammo reaksiyaning asosiy yo'nalishi, 1,3-dinitrillardagi kabi, piperidinli siklik zvenolar hosil qilishdan iborat:



Bunday reaksiyalar jarayonning sharoitiga ham bog'liq:



Xuddi shuningdek, polivinilatsetat va vinilatsetatning gidrolizlanish tezlik konstantalari ham bir xil qiymatga ega.

Polimer molekulasidagi funksional guruhlarining xuddi quyi molekulyar birikma guruhidek reaksiyaga kirishish qobiliyatini ta'minlash uchun quyidagi shartlarni bajarish lozim:

1) reaksiya gomogen sharoitda, ya'ni hamma olingan, oraliq va hosil bo'lgan mahsulotlar shu muhitda erishi;

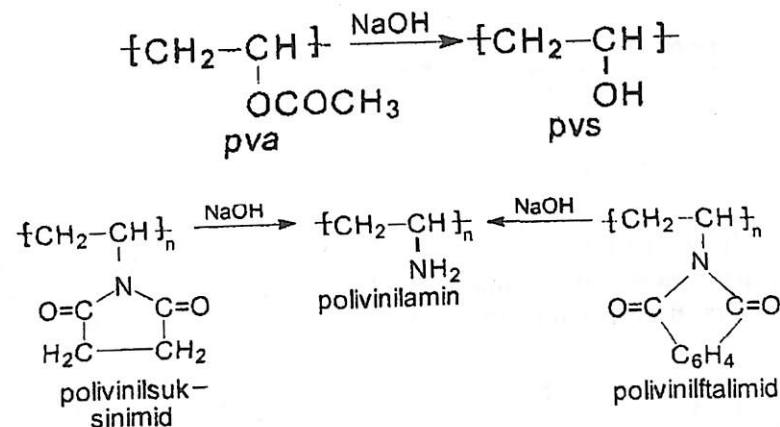
2) reaksiyada bir xil funksional guruhlar qatnashib, olingan mahsulotlar o'lchami kichik va harakatchan bolishi;

3) quyimolekulyar analog iloji boricha polimer zvenosiga o'xshash bo'lishi kerak.

Polimeranalogik o'zgarishlar. Polimerlarda zanjir uzunligi va tuzilishi o'zgarmasdan yon funksional guruhlarining quyimolekulyar birikmalar bilan almashinishi hisobiga boradigan reaksiyalar polimeranalogik o'zgarishlar deyiladi. Bunday reaksiyalar natijasida yon funksional guruhlar tabiati o'zgaradi. Bu reaksiyalar tufayli quyi molekulyar birikmalarning atom yoki atomlar guruhi polimer tarkibida o'zgaradi.

Qator tadqiqotlar natijasida bir guruh polimerlar reaksiyaga kirishganida yangi funksional guruhlar hosil bo'lishi ko'rsatildi:

1. Monomerlardan sintez qilinishi mumkin bo'lmagan polimerlar olish, ya'ni monomeri ma'lum bo'lmagan yoki beqaror birikma bo'lgan yoxud polimerlanish reaksiyasiga uchramaydi. Masalan, polivinil spirti (PVS)ni polivinilatsetatdan (PVA), polivinilaminni polivinilsuksinimiddan yoki polivinilftalimiddan ishqor ishtirokida gidrolizlab olish mumkin:

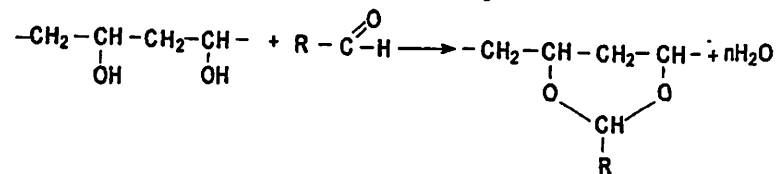


Bu reaksiyalar jarayonida makromolekulaning polimerlanish darajasi «p» o'zgarmaydi.

2. Kimyoviy o'zgarishlar tufayli yangi xossaga ega polimerlar olish.

Polimeranalogik o'zgarishlar reaksiyasiga, ikki funksional guruhning o'zaro birikib siklik strukturaga ega bo'lgan

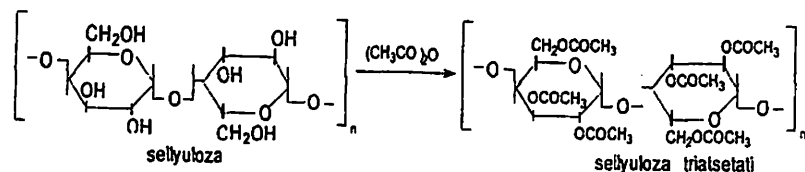
makromolekula hosil bo'lish reaksiyasini ham kiritish mumkin. Masalan, polivinil spirtini atsillash shular jumlasidan.



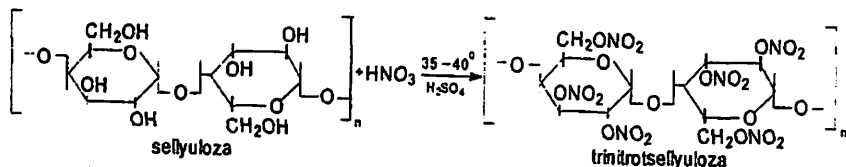
Polimeranalogik o'zgarishlar reaksiyasi polimerlarni modifikatsiyalash usullaridan biri bo'lib, u yangi polimer materiallar olishga, jumladan, qiyin yoki sintez qilish mumkin bo'lmagan polimerlar olishga keng imkoniyat yaratadi.

Ko'pchilik polimeranalogik o'zgarishlar sanoatda keng qo'llaniladi, masalan, sellulozaning oddiy va murakkab efirlarini, polivihil spirtini olish, polietilen va polivinilxloridni xlrlash reaksiyalari shular jumlasidan.

Atsetilsellyuloza amalda sellulozaga turli kislotalar (asosan, sulfat va xlorat kislota) ishtirokida sirka ангидриди ta'sir ettirib olinadi:



Sellyulozaning sanoat ahamiyatiga ega bo'lgan murakkab efirlaridan yana biri uning nitroefiri bo'lib, sellulozaga nitrat kislotsi ta'sir ettirib olinadi:

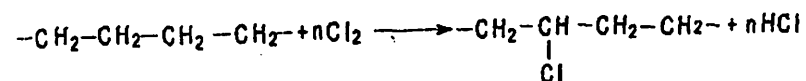


Polimeranalogik o'zgarishlar reaksiyasining asosiy qonuniyatlari xuddi organik kimyoning odatdagi reaksiyalari kabi borishi bilan bir qatorda, ularning o'ziga xos xususiyatlari ham borligi ko'rinib turibdi,

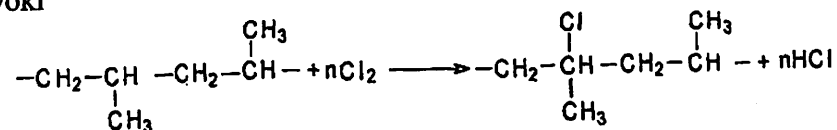
ammo reagentning polimer tabiati bu jarayonning murakkab qonuniyatlarini keltirib chiqaradi, bu esa ko'pchilik polimeranalogik o'zgarishlarning oxirigacha bormasligiga sabab bo'ladi.

Polimeranalogik o'zgarishlar mahsulotning miqdori 100% dan kam bo'lgani uchun reaksiyaga kirishgan va kirishmagan zvenolardan tuzilgan sopolimerlarni eslatadi. Bu sopolimer zanjirida zvenolarning taqsimlanishi sopolimerlanish mahsuloti zvenolarining taqsimlanishidan tubdan farq qiladi. Ayrim polimeranalogik o'zgarishlar natijasida polimerning kimyoviy va mexanik xossalarining o'zgarishini misol tariqasida ko'rib chiqaylik:

a) poliolefinlarni xlrlash reaksiyasi modifikatsiyalash usullaridan hisoblanadi. Bu usuldan foydalanib turli xossalarga ega bo'lgan polimerning molekulyar massasi, tarkibi va strukturasi, xlrlash darajasi va usuliga bog'liq bo'lgan yangi mahsulotlarni olish mumkin. Polietilen va polipropilen suspenziyasida (suvda, uglerod to'rtxlorid eritmasida, sirka, sulfat va nitrat kislotalari eritmalarida) xlrlanadi. Xlrlash oddiy erkin radikal mexanizmi sxemasi bo'yicha borib, organik peroksidlar ishtirokida tezlashadi:



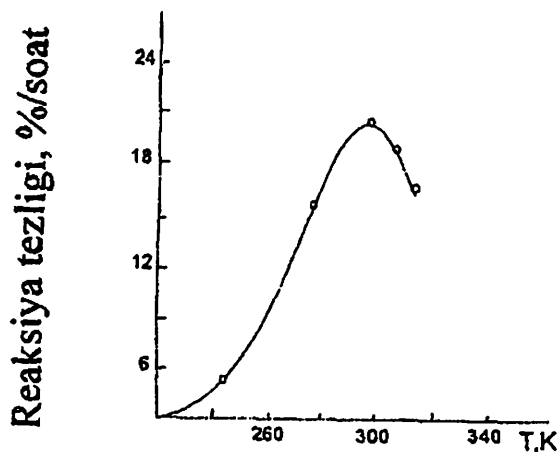
yoki



Polipropilen tarkibida uchlamchi uglerod atomi tutganligi uchun polietilenga nisbatan oson xlrlanadi. Hosil bo'lgan HCl va reaksiyaga kirishmagan xlor gazini yo'qotish ancha qiyin. Poliolefinlar tarkibiga xlor atomining kiritilishi ularning kristallanish darajasini kamaytiradi va u makromolekulada xlrlarning taqsimlanishi, suyuqlanish va shishalanish haroratlarining o'zgarishiga olib keladi.

b) Polistirolni xlrlash xlorometillanishi va aminlanishi Fridel-Krafts reaksiyasi bo'yicha olib boriladi va olingan mahsulot ammiak va aminlar bilan qayta ishlanadi va anion almashinuvchi smolalar

olinadi. Polistirolni xlormetillash monoxlormetil efiri bilan SnCl_2 yoki SnCl_4 katalizatorlari ishtirokida olib boriladi.



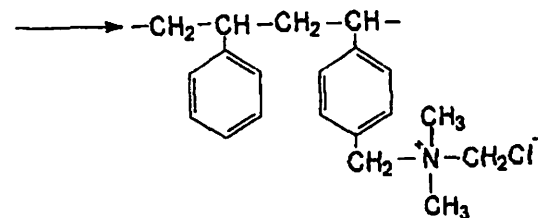
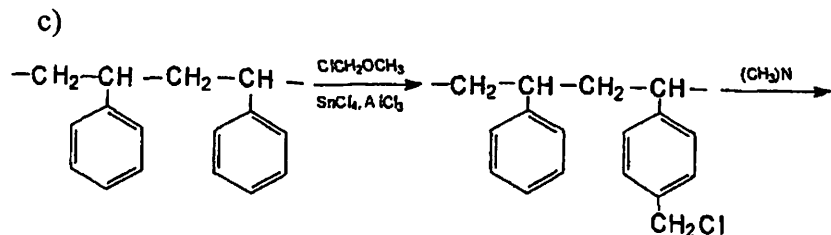
Xlormetil reaksiyasi boshlang'ich tezligining haroratga bog'liqligi.

O'N.Musayev va Sh.A. Qurbo'novlar tomonidan xlormetillash va aminlash reaksiyalarini birinchi marta kettna-ket bug' fazalarida olib borish sharoitlari ishlab chiqildi. Bu reaksiyalarning tezligi haroratga, bosimga, aminning tabiatiga va boshqa omillarga bog'liqligi ko'rsatildi. Uchlamchi aminlar ta'sirida esa o'zida to'rtlamchi ammoniyli birikma tutgan kuchli asos xossasiga ega anion almashuvchi ionitlar hosil bo'ladi.

Xlormetillash ikki yoʻnalishda borishi mumkin:

- polixlormetilstirolning hosil bolishi;
- makromolekulaning metilen ko'prigi orqali birikishi.

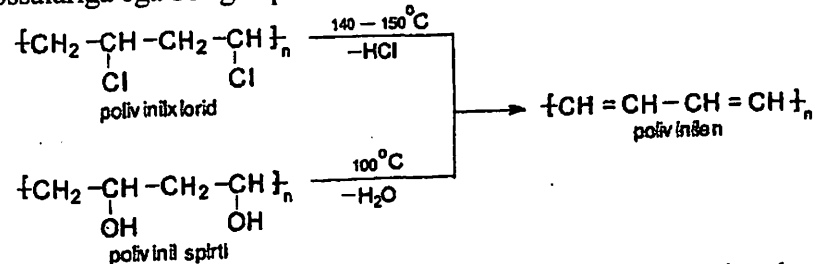
Xlormetillash va so'ngra aminlash reaksiyalarini quyidagi sxemadan ko'rish mumkin:



Ichki molekulyar reaksiyalar kimyoviy reaksiyalar qatoriga kirib unda makromolekulalar qayta guruhlanishi yoki bir makromolekulaning atomlari yoki funksional guruhleri o'zaro birikishi sodir bo'ladi va reaksiya uchun olingan polimerlarning polimerlanish darajasi esa o'zgarmay qoladi. Bu reaksiyalar fizikaviy va kimyoviy omillar ta'sirida sodir bo'ladi. Polimer zanjirining tuzilishiga qarab ichki molekulyar reaksiyalarni ikki guruhga bo'lish mumkin:

a) o'zida to'yinmagan bog' tutuvchi makromolekulalar hosil bo'lishi quyi molekulyar birikmalarning ajralishi bilan kuzatiladi va bunday reaksiyalar qatoriga issiqlik, yorug'lik, radiatsion nurlar va har xil katalizatorlar (ishqor, kislota, tuz) ishtirokida boradigan reaksiyalar kiradi.

Polivinilxlorid va polivinil spirtini qizdirsak yoki γ -nurlari bilan nurlatilsa degidroxlorlash va degidrolanish reaksiyalari sodir bo'lib, o'zida juftlanmagan bog'lar tutuvchi yarimo'tkazgich va magnit xossalariga ega bo'lgan polivinilenlar hosil bo'ladi:



b) o'zida siklik guruhlar tutgan makromolekulalarning hosil bo'lishi; bularga o'zida qisqa bog'li yon o'rinbosarlar tutgan va uning ochilishi natijasida zanjirdagi qo'shni guruhlar bilan yangi kimyoviy bog'lar hosil qilib hech qanday quyimolekulyar birikmalar ajralib chiqmaydigan reaksiyalar kiradi.

ADABIYOTLAR RO'YXAT

1. Shavkat Mirziyoyev "Milliy taraqqiyot yo'limizni qat'iyat bilan davom ettirib, yangi bosqichga ko'taramiz" Toshkent – "O'zbekiston" - 2018.
2. Shavkat Mirziyoyev "Xalqimizning roziligi bizning faoliyatimizga berilgan eng oliy baxodir" Toshkent – "O'zbekiston" -2018.
3. Shavkat Mirziyoyev "Erkin va farovon, demokratik O'zbekiston davlatini birgalikda barpo etamiz" Toshkent – "O'zbekiston" - 2016.
4. Shavkat Mirziyoyev "Tanqidiy tahlil, qat'iy tartib-intizom va shaxsiy javobgarlik - har bir rahbar faoliyatining kundalik qoidasi bo'lishi kerak" Toshkent – "O'zbekiston" - 2017.
5. Shavkat Mirziyoyev "Qonun ustuvorligi va inson manfaatlarini ta'minlash – yurt taraqqiyoti va xalq farovonligining garovi" Toshkent – "O'zbekiston" - 2017.
6. Shavkat Mirziyoyev "Buyuk kelajagimizni mard va olijanob halqimiz bilan birga quramiz" Toshkent – "O'zbekiston" - 2018.
7. Shavkat Mirziyoyev "Niyati ulug' xalqning ishi ham ulug', hayoti yorug' va kelajagi farovon bo'ladi" Toshkent – "O'zbekiston" - 2019.
8. Theodore L. Brown et all. CHEMISTRY the central science. United States of America, (Urbana-Champaign), 2014.
9. Parpiev N.A., Raximov X.R., Muftaxov A.G. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Darslik. -T.: O'zbekiston, 2000.
10. Глинка Н.Л. Общая химия. Учебное пособие. -М.: «Integral-Press». 2007.
11. O'zbekiston Respublikasi Konstitutsiyasi.- T.: O'zbekiston, 2017. - 46 b.
12. Mirkomilov T., Muhitdinov X. "Umumiy kimyo". Darslik. T.: "O'qituvchi". 1987.
13. Muhitdinov X.X. Kimyo. Ma'ruzalar matni. T.: TDTU, 2004.
14. Glinka N.L. Umumiy kimyodan masala va mashqlar to'plarni. O'quv qo'llanma. T.: O'qituvchi, 2007.

Internet manbalari

1. <http://www.ziyounet.uz>
2. <http://www.newlibrary.ru>
3. <http://www.anchem.ru>
4. <http://www.tptl.ru>

MUNDARIJA

KIRISH.....	3
1-BOB. Asosiy stexiometrik qonunlar. Elementlar davriy jadvali.....	6
1.1-mavzu. Kimyoning maqsad vazifasi. Kimyoning asosiy qonunlari.....	6
O'zbekistonda kimyo fani va sanoati rivojlanishi	11
Moddalar massaning saqlanish qonuni	15
Ekvivalent. Ekvivalentlar qonuni	18
1.2-MAVZU. Anorganik birikmalarning eng muhim sinflari	23
Kislotali oksidlar	25
Amfoter oksidlar	26
Kislotalar	30
Kislotalarning fizik va kimyoviy xossalari.....	32
Asosli tuzlar	39
1.3-mavzu. Atom tuzilishi	41
Radioaktivlik hodisasi	42
Tabiiy va sun'iy radiaktivlik.....	45
Atomning yadro modeli.....	46
Atom spektrlari.....	47
Yorug'likning kvant nazariyasi	48
Bor nazariyasi	49
1.4-mavzu. Elementlarni davriy qonuni va sistemasi.....	52
Elektronlarning kvant sonlari.....	62
Pauli prinsipi.....	64
Xund qoidasi. Atom orbitallarining elektronlar bilan to'lib borish tartibi	66
Atom va ionlarning o'lchamlari	69
Ionlanish potentsiali. Elektronga moyillik.....	69
1.5-mavzu. Kimyoviy bog'lanish va ularning turlari	71
Kovalent bog'lanish	72
Qutbsiz va qutbli kovalent bog'lanish	74
Kovalent bog'lanishning hosil bo'lish yo'llari	76
Kovalent bog'lanishning xossalari	78
Atom elektron orbitallarining gibridlanishi	79
Vodorod bog'lanish. Molekulararo ta'sir kuchlar	84

Metall bog'lanish.....	87
Moddalarning agregat holati	88
Qattiq moddalarning tuzilishi. Moddalarning amorf holati	88
Polimorfizm va izomorfizm	90
1-laboratoriya ishi. Anorganik birikmalarining olinishi va xossalari	91
1.6-Mavzu. Termo kimyo	96
Entropiyaning haroratga bog'liqligi	109
2-BOB. Kimyoviy kinetika. Eritmalar	113
2.1-mavzu. Kimyoviy kinetika va kimyoviy muvozanat.....	113
Kimyoviy muvozanatning siljishi	123
2-laboratoriya ishi. Metalning ekvivalent molyar massasini aniqlash.....	125
2.2-mavzu. Eritmalar va ularning turlari	127
Kislota va asos nazariyalari.....	134
3-laboratoriya ishi. Eritmalar tayyorlash va ularni konsentratsiyasini aniqlash	140
Tuz va suvdan iborat eritma tayyorlash	144
2.3-mavzu. Elektrolit eritmalar	146
Dissotsiatsiyaning jarayoni.....	147
Kuchli elektrolitlar nazariyasi.....	150
Dissotsiatsiyaning doimiysi	151
Gidroksidlar va ularning dissotsilanishi.....	154
Kislota, asos va tuzlarning xossalari	155
Suvning elektrolitik dissotsilanishi.....	157
Tuzlarning gidrolizi.....	159
Gidroliz turlari	161
4-laboratoriya ishi. Tuzning erish issiqligini aniqlash.....	163
3-BOB. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi. Metallar	166
3.1-mavzu. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.....	166
Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarining klassifikatsiyasi	167
3.2-mavzu. Metallar ularning tabiatda uchrashi, olinishi va xossalari	175
Natriy, tabiatda uchrashi, fizik va kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi	176

Kaliy, tabiatda uchrashi, fizik va kimyoviy xossalari muhim birikmalari, ishlatilishi	179
II guruh bosh guruhchasi elementlarining umumiy tavsifi	181
Magniy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi	182
Kalsiy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi	183
4-BOB. Elektrokimyo. Korroziya	187
4.1-mavzu. Elektro kimyoviy jarayonlar	187
Galvanik elementlar. Standart elektrod potentsiali	189
Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori	191
4.2-mavzu. Elektroliz. elektroliz qonunlari	193
Tuzlarning suyuqlanmalari va suvdagi eritmalarining elektrolizi.....	193
Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi.....	202
4.3-mavzu. Metallar korroziyasi va ularning turlari	203
Elektrokimyoviy korroziya va uning turlari	205
5-BOB. Yuqori molekulyar birikmalar	209
5.1-mavzu. Polemerlar kimyosi	209
Polimerlar, plastmassalar ishlab chiqarishning O'zbekiston Respublikasidagi istiqboli.....	224
5.2-mavzu. Polimerlarning kimyoviy o'zgarishlari	226
5-laboratoriya ishi. Mochevinaning formaldegid bilan polikondensatlanishi.....	234
Adabiyotlar ro'yxat	236

F.B. ESHQURBONOV, Z.X. MISIROV

K I M Y O

“TURON NASHRIYOT”



13.10. 2021-yilda 1050970-son bilan ro'yxatga olingan.
Toshkent sh. Yunusobod tumani, Nizomiy ko'chasi 59 uy.

Muharrir: *I. Nishanbayeva*

Dizayner: *D. O'rinova*

Sahifalovchi: *M. Yusupova*

Musahhih: *A. Nizomov*

Bosishga 25.05.2022-yilda ruxsat etildi. Qog'oz bichimi 60×84 ¹/₁₆.

Nashr tabog'i 15,50. Shartli bosma taboq 15,0. Adadi 2 801 dona.

Buyurtma № 08.

“Turon Nashriyot” MCHJ bosmaxonasida chop etildi.

Toshkent sh. Yunusobod tumani, Nizomiy ko'chasi 59 uy.



TURON NASHRIYOT