

**O'ZBEKISTON RESPUBLIKASI OLIY VA O'RTA MAXSUS TA'LIM
VAZIRLIGI
QARSHI MUHANDISLIK-IQTISODIYOT INSTITUTI**



**SANOAT TEXNOLOGIYASI FAKULTETI
UMUMIY KIMYO KAFEDRASI**

**Kimyo fanidan
O'QUV MAJMUA**

Kafedra mudiri:

A.X.Narzullayev

O'qituvchi:

E.M.Beknazarov

МАЪЛУМОТНОМА
Бекназаров Элёр Муродович



2020 йил 2 сентябрдан:

Қарши муҳандислик-иқтисодиёт институти умумий кимё кафедраси ассистенти

Туғилган йили:
14.02.1988

Туғилган жойи:
Қашқадарё вилояти, Косон тумани

Миллати:
ўзбек

Партиявийлиги:
йўқ

Маълумоти:
олий

Тамомлаган:
2010 й, Қарши давлат университети (бакалавр)
2012 й, Қарши давлат университети
(магистратура)

Маълумоти бўйича мутахассислиги:

нефть ва табиий газ кимёси

Илмий даражаси:
йўқ

Илмий унвони:
йўқ

Қайси чет тилларини билади:
рус тили

Давлат мукофотлари билан тақдирланганми (қанақа):
йўқ

Халқ депутатлари, республика, вилоят, шаҳар ва туман Кенгаши депутатими ёки бошқа сайланадиган органларнинг аъзосими (тўлиқ кўрсатилиши лозим)
йўқ

МЕҲНАТ ФАОЛИЯТИ

2006-2010 йй. - Қарши давлат университети талабаси

2010-2012 йй. - Қарши давлат университети магистранти

2012-2014 йй. - Қашқадарё вилояти Косон саноат-транспорт касб-хунар коллежи махсус фан ўқитувчиси

2014-2020 йй. - Қарши муҳандислик-иқтисодиёт институти кимё кафедраси ассистенти

2020 й. - ҳ.в. - Қарши муҳандислик-иқтисодиёт институти умумий кимё кафедраси ассистенти

Ma'ruza matni O'zbekiston Respublikasi Oliy va O'rta maxsus ta'lim vazirligining
20__ yil ____dagi ____ sonli buyrug'i bilan tasdiqlangan namunaviy
o'quv dasturi va o'quv rejasiga muvofiq ishlab chiqildi.

Tuzuvchi:

E.M.Beknazarov – QMII “Umumiy kimyo”
kafedrası assistenti

Taqrizchilar:

Lutfullayev S.Sh. QarMII “Kimyoviy Texnologiya
kafedrası dotsent, t.f.n.
Nazarov F.S. QMII “Kimyo” kafedrası
katta o'qituvchisi

O'quv majmua “Umumiy kimyo” kafedrasining ____ yil ____dagi
____-sonli, Muhandislik texnologiyasi fakulteti Uslubiy komissiyasining ____yil
____dagi ____ sonli, institut Uslubiy Kengashining ____ yil ____
dagi ____ - sonli yig'ilishlarida ko'rib chiqilib tasdiqlangan.

1-MA'RUZA MASHG'ULOTI

Kimyoning maqsad va vazifasi. Kimyoning asosiy tushunchalari va qonunlari.

Reja:

1. Kimyo-moddalar va ularning turli xolatlariga aylanishini tushuntiruvchi fan.
2. Kimyo tarixi va uni rivojlantirish tarixi.
3. Kimyoning asosiy stexiometrik qonunlari.
4. Atom massa, mol massa, mol ekvivalenti, xajmiy ekvivalent tushunchalari.

Kimyo tabiiy fanlar qatoriga kiradi. U dunyoni tashkil etgan elementlarni hamda shu elementlardan hosil bo'lgan turli - tuman moddalarni, ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari va o'zgarishlarini, shuningdek, bu o'zgarishlarda sodir bo'ladigan xossalarni o'rganadi.

Kimyoviy o'zgarishlarda (reaksiyalarda) dastlabki moddalarda, ya'ni xomashyodan boshqa tarkibga va boshqa xossalarga ega bo'lgan mahsulotlar olinadi.

Kimyoviy o'zgarishlarda, albatta, 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 ega.

Odamlar bundan bir necha ming yil ilgari rudalardan metallar ajratib olishda, metall qotishmalar tayyorlashda, shisha pishirish va shunga o'xshash jarayonlarni amalga oshirishda kimyoviy hodisalardan keng foydalanib kelganlar. Bundan ming yil ilgari yashab o'tgan o'zimizning mashhur allomalarimizdan Abu Rayxon Beruniy va Abu Ali Ibn Sinolar o'z ishlarida fizikaviy xossalardan foydalanib minerallarni o'rganganlar va dori-darmonlar tayyorlaganlar. Bunda ular quritish, kukunlash, eritish, filtrlash, tindirish, qayta kristallash, bug'latish kabi jarayonlarni qo'llaganlar.

Modda toza holda olingandagina uning xossalarini ancha aniq bilish mumkin, chunki tekshiriladigan moddaga juda oz miqdorda qo'shimchalar aralashgan bo'lsa ham modda konstantalarining son qiymatlari o'zgaradi. Ammo modda tabiatda toza holda kamdan-kam uchraydi. Ko'pincha, tabiiy moddalar turli moddalardan iborat aralashmalar holida bo'ladi. Masalan, tabiiy suvda ma'lum miqdorda mineral tuzlar bo'ladi. Tabiatdagi moddalarda xilma-xil o'zgarishlar sodir bo'lib turadi. Masalan, temir buyumlar havoda zanglaydi va hokazo.

Kimyo fizika bilan uzviy bog'langan. «Bu ikkala fan,- deb yozgan edi Lomonosov, - bir-biri bilan shunday bog'langanki, ular bir-birisiz mukammal bo'la olmaydi». Kimyo boshqa tabiiy fanlar va, ayniqsa, geologiya hamda biologiya bilan ham tutashib ketadi. Kimyo bilan geologiya o'rtasida geokimyo fani vujudga keldi, u Yerning turli sistemalarida kimyoviy elementlarning tarqalishini va ko'chib yurishini o'rganadi. Kimyo bilan biologiya orasida tirik organizmlarda sodir bo'ladigan kimyoviy jarayonlarni o'rganadigan biokimyo, bioanorganik va bioorganik kimyo fanlari tarkib topdi.

Moddalar juda ko'p: xozirgi vaqtda 4 mln.dan ortiq organik va 100 mingdan ortiq anorganik moddalar ma'lum. Ularni o'rganishni osonlashtirish uchun bu moddalar turli belgilariga ko'ra sinflarga bo'linadi. Masalan, ma'lum bo'lgan barcha moddalarni uchta guruxga ajratish mumkin: oddiy moddalar, murakkab moddalar va aralashmalar. Moddalarni sinflarga bo'lishning juda ko'p boshqa usullari ham bor.

Kimyoning eng muhim vazifasi- oldindan belgilangan xossalari moddalar olish va sanoatda ishlab chiqarishini jadallashtirishdan, chiqindisiz texnologiya yaratishdan iborat. Yana bir muxim vazifasi- kimyoviy o'zgarishlar energiyasidan foydalanishdir. Kimyo fani ham boshqa fanlar kabi insoniyatning amaliy faoliyati natijasida paydo bo'lgan. Odam yashash vositalarini qidirib topar ekan, turli hodisalarning sabablarini asta- sekin o'rganib, moddalarda bo'ladigan ba'zi o'zgarishlardan foydalanish yo'llarini izlab topdi; kishilar ko'p foydali materiallar hosil qilishni, rudalardan metall suyuqlantirib olish, har xil qotishmalar tayyorlash va ulardan foydalanish, shisha pishirish hamda undan turli buyumlar yasash va boshqalarni qadimdan bilar edilar. Qadimgi Misrda kimyoviy jarayonlardan foydalanishga asoslangan ko'pgina kasbkorliklar eramizdan ancha ilgariyoq taraqqiy etgan edi. Misrliklar temir rudasidan temir suyuqlantirib olish, rangli shisha hosil qilish, teri oshlash, o'simliklardan dorilar, bo'yoqlar hamda xushbo'y moddalar ajratib olish va boshqalarni bilar edilar. Madaniyati qadimdanok ravnaq topgan Xitoy, O'rta Osiyo va Xindistonda turli kimyo korxonalari bundan ham ilgariroq paydo bo'lgan.

Tabiatga birmuncha keng va tugal falsafiy qarash qadimgi Yunonistonda vujudga keldi. Yangi eradan avvalgi V asrda o'tgan yunon olimlari Fales, Anaksimen, Ksenafont, Geraklit butun borliqni suv, havo, tuproq va olovdan kelib chiqqan deb tasavvur qildilar. Empedokl o'zidan avval o'tgan olimlarning g'oyalarini umumlashtirib, to'rtta negiz bor dedi va ularni elementlar deb atadi.

Qadimgi dunyoning eng mashhur olimlari- Levkip va uning shogirdi Demokrit ta'limotiga ko'ra, tabiatda barcha jismlar ko'zga ko'rinmaydigan, juda mayda va bo'linmaydigan zarrachalardan iborat. Demokrit bu zarrachalarni atomlar deb atadi. Demokrit ta'biri bilan aytganda, atomlar shakli va o'lchami jihatidan nihoyatda xilma-xil bo'lishi mumkin, lekin ularning hammasi bir turdagi materiyaning o'zidan tuzilgan. Olamda atomlar va ular orasidagi bo'shliqdan boshqa hech narsa yo'q. Moddalar orasidagi farq shu moddalarni hosil qilgan atomlar soniga, o'lchamiga va qay tariqa joylashganligiga bog'liq, xolos. Atomlar doimo harakatda bo'ladi. Jismlarning soviganda torayishi, qizdirilganda kengayishi, va nihoyatda, suyuqlanishi, eritilganda suv bilan aralashishi va boshqa hodisalar atomlarning harakatidan kelib chiqadi. Sodir bo'ladigan har qanday o'zgarish atomlarning o'zaro birikishidan va ularning bir-biridan ajralishidan iborat.

Demokritning atomistik ta'limoti umum tomonidan e'tirof qilinmadi. Shundan keyin taraqqiy eta boshlagan falsafa barcha hodisalarni moddaning abstrakt sifatlariga asoslanib tushuntirishga urindi.

Keyingi asrlarda tabiiyot fanining rivojlanishiga ta'sir ko'rsatgan Arastu (Aristotel) ta'limoti bu falsafaga asos bo'ldi. U butun borliqning negizi ibtidoiy materiyadir deb hisobladi. Bu materiya abadiy bo'lib, yo'qdan bor bo'lmaydigan va bordan yo'q bo'lib ham ketmaydi, uning tabiatdagi miqdori o'zgarmaydi. Ibtidoiy materiyaga biz seza oladigan va juft- jufti o'zaro qarama- qarshi bo'lgan to'rtta asosiy sifat: issiqlik va

sovuqliq, quruqlik va namlik xosdir. Moddalarning xilma- xil bo'lishiga sabab shuki, ularda ana shu sifatlardan turli miqdorda bo'ladi. Aristotel bu sifatlarni juft- jufti bilan ko'shib, Empedoklning to'rt elementini-tuproq, suv, olov va havoni keltirib chiqardi.

Yunon faylasuflari materiyaning ichki tuzilishini tushunish maqsadida asosiy e'tiborni abstrakt nazariyalarga qaratgan bo'lsa, boshqa mamlakatlarda kimyoviy o'zgarishlar qakidagi amaliy ma'lumotlar asta- sekin to'plana bordi.

Misrliklarning amaliy kimyosi va Yunon olimlarining falsafiy tasavvurlari asosida miloddan 300 yil avval qadimiy dunyoning madaniy markazi Aleksandriyada akademiya va kutubxonalar tashkil topdi. Misrni arablar zabt etganidan keyin, Aleksandriya akademiyasining boyliklari VII asrda arablar qo'liga o'tadi. Arablar «kimyo» so'zi oldiga, arab tiliga xos «al» qo'shimchasini qo'shib kimyoni «alkimyo» deb ataganlar. Arablar faoliyati natijasida kimyoviy ma'lumotlar birmuncha rivjlandi; ular yangi- yangi moddalar kashf qildilar. VIII asrda kimyoviy bilimlar arablardan Ispaniyaga va undan Yevropaga o'ta boshlaydi. Qadimiy Markaziy Osiyo, jumladan o'zbek olimlari ham dunyo adabiyotida arab olimlari qatoriga kiritilganlar.

Hozirgi Markaziy Osiyo hududida ijod etgan tabiatshunoslar orasida dunyoga tanilgan olimlardan buxorolik Abu Ali ibn Sino (980-1037) tibbiyot sohasida ko'p ishlari bilan mashxurdir. Uning fikricha kimyoviy bilimlar oddiy moddalardan oltin olishga emas, balki dorivor moddalar yaratishga xizmat qilishi kerak.

Xorazmda yashab ijod etgan Abu Rayxon Beruniy (980-1048) ning «Qimmatbaho toshlarni bilib olish bo'yicha ma'lumotlar to'plami» degan risolasi o'sha zamondagi Markaziy Osiyo, Yaqin Sharq, hatto Yevropada ham ma'danshunoslik sohasidagi eng yirik asar hisoblangan.

Arablarining Janubiy Ispaniyani istelo etishi kimyoga doir amaliy bilimlarning Garbiy Yevropaga yoyilishiga yo'l ochdi, bu bilimlar bilan birga noasl metallarni oltinga aylantirish mumkin degan g'oya ham yoyildi. Kimyo tarixida bu davr alkimyo davri deb ataldi. O'rta asrlarda Yevropada ilmiy fikr tamomila qatolik cherkovning ta'siri va nazorati ostida edi. Aristotelning ruxoniylar sohtalashtirib yuborgan ta'limoti hukmron edi. Bu ta'limotga shubha bilan qaragan har qanday kishi qattiq ta'qib qilinar edi. O'rta asrlarda fan bir joyda qotib qoldi va bilimlar tushkunlikka uchradi. Alkimyogarlarning butun harakati sirli «falsafiy toshlar» ni axtarib topishga qaratilgan edi. Fanning rivojlanishida ijobiy rol uynagan arab alkimyosiga qarama-qarshi ularok, G'arbiy Yevropa alkimyosi reaksiya, ilimga xilof oqim bo'lib, cherkov bilan feodallar manfaatli uchungina xizmat qildi. Kimyoning rivojlanishida burilish yasagan davr o'yg'onish davri bo'ldi. Bu davrda hayot kimyo oldiga yangidan-yangi amaliy masalalarni quydi. Kasalliklarni davolashda kimyoviy preparatlardan foydalanish tajribalari kimyoda yangi bir oqim, ya'ni tabiiyot kimyosi oqimini vujudga keltirdi. Bu oqim tarafdorlari (asoschisi Paratsels) kimyoning asosiy maqsadi dori moddalar tayyorlash deb hisoblar edilar.

Tabiatni hayotdan ajratilgan holda o'rganish XVII asrdagina yo'qola boshladi va kimyo fani aniq tajriba natijalariga asoslanib xulosalar chiqaradigan bo'ldi. Kimyoda bu yangi oqimga Robert Boyl asos soldi. Bu olim fikricha kimyoviy tajribalar o'tkazish, kuzatishlar olib borish natijasida ma'lumotlar to'plash lozim. Kimyoning maqsadi jismlarning tuzilishini o'rganishdir, jismlarning tuzilishini bilishning vositasi

esa ularni elementlarga parchalashdan iborat kimyoviy analizdir. Boyl ta'limotiga ko'ra, element murakkab jismlar tarkibiga kiradigan va murakkab jismlar parchalanganda hosil bo'ladigan eng oddiy jismlardir. R.Boylning kimyo sohasida qilgan ishlari va uning tekshirish uslubi kimyoning rivojlanishiga katta yordam berdi. Bu davrdan boshlab pnevmatik kimyo (gazlar kimyosi) rivojlana bordi. XVII asrning oxirida nemis kimyogari Shtal yaratgan flogiston nazariyasi xukumron edi. Bu nazariyaga ko'ra, barcha yonuvchi moddalarda flogiston, ya'ni olov modda mavjud. Bunday modda metallarda ham bo'ladi, ayniqsa ko'mirda ko'p. Vaqt o'tishi bilan juda ko'p kuzatishlar o'tkazish natijasida flogiston nazariyasiga zid ma'lumotlar to'plandi va deyarli bir asr xukumronlik qilgan bu nazariya kimyoning rivojlanishiga to'siq bo'lib qoldi. XVIII asr boshlarida kimyogarlar olovning tabiati va yonish jarayonining mohiyatiga katta e'tibor berdilar. Yonishning ilmiy nazariyasini yaratishda Rossiya olimi M. V. Lomonosovning xizmati katta bo'ldi. U og'zi kavsharlab berkitilgan retorta deb nomlanuvchi idishda metallarni qattiq qizdirib, kimyoning rivojlanishi uchun muhim yangiliklar kashf etdi. Shu tajribalarga asoslanib, Lomonosov metallar qizdirilganda ular havo bilan birikadi, degan xulosaga keldi. Keyinchalik fransuz olimi A.Lavuaze yonish, moddalarning havodagi kislorod bilan birikish reaksiyasi ekanligini isbotladi. Lavuaze flogiston nazariyasiga zarba berib, yonish va oksidlanish jarayonlarining mohiyati haqida to'g'ri va aniq ilmiy nazariya yaratdi. Kimyoning aniq fan sifatida rivojlanishida ingliz olimi J.Daltonning atomistik tasavvurlari hal qiluvchi rol o'ynadi. Binobarin, atomistik ta'limotni rivojlantirgan Rossiya olimi M.V.Lomonosov bilan ingliz olimi J.Daltonni hozirgi zamon kimyosining asoschilari deb atalsa xato bo'lmaydi.

Kimyo fanining rivojlanishida Rossiya olimlaridan D.I.Mendeleev bilan A.M.Butlerovning xizmati katta. Moddalarning tuzilishini tekshirishda, tekshirish natijalariga ko'ra kerakli xossaga ega bo'lgan moddalar hosil qilishda A.M.Butlerovning moddalar tuzilish nazariyasi katta rol o'ynadi.

Hozirgi vaqtda kimyo va kimyoviy ishlab chiqarish xalq xo'jaligida g'oyat muhim ahamiyat kasb etmoqda. U tabiatda bo'lmaydigan mahsulotlarni sintez qilishga, ulardan turli-tuman mashina va asboblarni yaratish uchun, turar joy binolari ko'rish va xalq iste'mol mollari ishlab chiqarish uchun foydalanishga imkon berdi. Tabiatdan faqat xomashyo, ruda, toshko'mir, neft va boshqalargina olinmoqda. Tabiiy xomashyoni kimyoviy yo'l bilan qayta ishlab xalq xo'jaligi uchun zarur mineral o'g'itlar, pestitsidlar, metallar, plastmassalar, bo'yoqlar, dorivor moddalar va boshqalar tayyorlanadi. Kimyo sanoati sintetik kauchuk, sintetik tola, sun'iy yoqilg'i, dori-darmonlar va boshqa juda ko'p moddalar ishlab chiqaradi.

Ko'plab miqdorlarda asosiy kimyo sanoatining mahsulotlari-kislotalar, ishqorlar, tuzlar ishlab chiqariladi.

Kimyoning imkoniyatlari bitmas - tuganmasdir. Faqat neftning o'zidan 20 mingdan ortiq, toshko'mirdan esa bundan ham ortiq organikaviy moddalar olish mumkin. Masalan, yaqinda ishga tushgan o'lgan «SHo'rtan gaz kimyo majmuasi» nomli kimyo zavodi tabiiy gaz asosida o'nlab qimmatbaho mahsulotlar ishlab chiqarish ishiga kirishdi.

Kimyo fani tabiiy mahsulotlarni tejab ishlatish, ishlab chiqarishning qo'shimcha mahsulotlari va chiqindilaridan foydalanish masalalari bilan ham shug'ullanishi lozim. Ammo sobiq Shuro xukumati davrida mamlakatimizning ko'pgina tabiiy boyliklari hisobsiz ishlatilgan va tashib ketilgan. Atrof muhit esa sanoat chiqindilari bilan ifloslantirilab ekologik holatga ancha ziyon yetkazilgan edi. Mamlakatimiz mustakillikka erishgandan keyin tabiiy boyliklarga munosabat ham o'zgardi, ularni avaylab ishlatish yo'lga qo'yildi.

1. Atom molekulyar ta'limot.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Dalton ta'limotida kamchiliklar borligi o'sha vaqtdayoq ma'lum bo'ldi. Dalton ta'limoti oddiy moddalarning molekulalari bo'lishini inkor qildi. Undan tashqari Dalton murakkab moddalarning tuzilishini talqin qilishda hatoga yo'l qo'yib, bir elementning bir atomi ikkinchi elementning faqat birgina atomi bilan birikadi, deb faraz qildi. Shunga asoslanib, Dalton suv formulasini HO , ammiaknikini NH , etilennikini CH shaklida ifodaladi. Dalton atom massa tushunchasi bilan «ekvivalent» tushunchasi orasidagi farqni ko'rmadi. Shuni ta'kidlab o'tish kerakki, Daltonning oddiy moddalarda molekulalar bo'lishini inkor etishi kimyoning keyingi rivojlanishiga halal berdi.

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

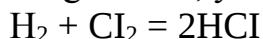
1. Moddaning kimyoviy jihatdan bo'linmaydigan eng kichik zarrachasi – atom deb ataladi. Bir turdagi atomlar «kimyoviy element» deyiladi.
2. Tabiatdagi moddalarning turli-tumanligi kimyoviy elementlar atomlarining o'zaro turlicha birikishi bilan izohlanadi.
3. Atomlar o'zaro birikib molekulalar xosil qila oladi. Molekula ayni modda tarkibini va kimyoviy xosslarini ifodalovchi eng kichik zarrachadir. Molekulalarning o'zaro jipslashishi natijasida «molekulyar tuzilishli» moddalar hosil bo'ladi. Bu moddalarda molekulalararo tortishuv kuchlari molekula tarkibidagi atomlararo tortishuv kuchlaridan kichik bo'lganligi sababli, molekulyar tuzilishli moddalar past temperaturada suyuqlanadi va qaynaydi.
4. Atomlar o'zaro birikishi natijasida atomlar tuzilishiga ega bo'lgan moddalar hosil bo'lishi ham mumkin. Bu moddalar ko'p miqdordagi batartib o'rnashgan atomlardan iborat bo'lib, ularni «atom tuzilishli» moddalar deb ataladi. Ular (masalan, olmos va boshqalar) yuqori haroratlarda suyuqlanadi.
5. Moddalar o'z tarkibi jihatidan oddiy va murakkab bo'lishi mumkin.
6. Molekula va atom uzluksiz harakatda bo'ladi.
7. Kimyoviy reaksiya vaqtida o'zaro ta'sirlashuvchi moddalar tarkibidagi atomlar qayta guruhlanishi natijasida yangi mahsulotlar hosil bo'ladi.
8. Atom kimyoviy elementning eng kichik zarrachasi bo'lib, shu elementning barcha kimyoviy xosslarini o'zida mujassam qiladi.

2. Kimyoning asosiy qonunlari.

MASSALAR SAQLANISH QONUNI.

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

Kimyoviy reaksiyaga kirishadigan moddalarning massasi reaksiya natijasida hosil bo'ladigan moddalarning massasiga teng. Moddalar massasining saqlanish qonunini atom – molekulyar ta'limot nuqtai nazardan shunday izohlash mumkin: kimyoviy reaksiyalarda atomlar yo'qolmaydi va yo'qdan vujudga kelishi mumkin emas; reaksiyagacha va reaksiyadan keyin atomlarning umumiy soni o'zgarmasligicha qoladi. Masalan, vodorod bilan xlorni ikki atomli molekulari o'zaro ta'sir ettirilganda shuncha NCI molekulasini hosil bo'lishi kerakki, vodorod bilan xlor atomlarining soni ikkiga teng bo'lsin, ya'ni ikki molekula HCl hosil bo'lishi kerak:



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

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

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

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

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

TARKIBNING DOIMIYLIK QONUNI.

Fransuz kimyogari A.Lavuaze 1781 yilda CO_2 gazini 10 xil usul bilan hosil qildi va gaz tarkibidagi uglerod bilan kislorod massalari orasidagi nisbat 3 : 8 ekanligini aniqladi. Shundan keyin: har qanday kimyoviy toza birikmaning tashkil etuvchi elementlarning massalari o'zgarmas nisbatda bo'ladi, degan xulosa chiqarildi. Bu xulosa tarkibning doimiylik qonunidir. 20 yil davomida bu qonunning to'g'riligi barcha olimlar tomonidan e'tirof etib kelingan. Lekin 1803 yilda boshqa fransuz olimi Bertolle qaytar reaksiyalarga oid tadqiqotlar asosida, kimyoviy reaksiya vaqtida hosil bo'ladigan birikmalarning miqdoriy tarkibi reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarning massa nisbatlariga bog'liq bo'ladi, degan xulosa chiqadi.

Fransuz olimi J.L.Prust (1753-1826) Bertollening yuqoridagi xulosasiga qarshi chiqdi. U kimyoviy toza moddalarni puxta taxlil qildi: toza birikmalarning miqdoriy tarkibi bir xil bo'lishini o'zining juda ko'p analizlari bilan isbotladi. Prust bilan Bertolle orasidagi munozara 7 yil davom etdi. Bu kurash ikki falsafiy oqim ko'rashi bo'ldi. Prust falsafasi – uzluksizlik printsipli, Bertolle falsafasi – uzluksizlik printsipli nomi bilan yuritiladi. Ko'pchilik olimlar o'zlarining amaliy ishlari natijalari bilan Prust printsiplin tasdiqladilar. Natijada Prust g'olib chiqdi va 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. Masalan, toza suv tarkibida 11,11 % vodorod va 88,89 % kislorod bo'lib, suv normal sharoitda 0°C da muzlaydi, 100°C da qaynaydi; uning 4°C dagi zichligi 1000 kg/m^3 yoki 1 g/cm^3 yoxud 1 g/ml^{-1} ga teng; u o'zgarmas elektr o'tkazuvchanlikka, o'zgarmas qovushoqlikka ega.

Kimyoning rivojlanishi shuni ko'rsatdiki, o'zgarmas tarkibli birikmalar bilan bir qatorda o'zgaruvchan tarkibli birikmalar ham bo'lar ekan. M. S. Kurnakovning taklifiga ko'ra o'zgarmas tarkibli birikmalar daltonidlar (ingliz kimyogari va fizigi Daltonni xotirasiga), o'zgaruvchan tarkiblilari – bertollidlar (shunday birikmalar borligini oldindan aytgan fransuz kimyogari Bertolle xotirasiga) deb ataldi. Daltonidlarning tarkibi butun sonli stexiometrik indeksleri bor oddiy formulalar bilan ifodalanadi, masalan, H_2O , H_2S , CCl_4 , CO_2 . Bertollidlarning tarkibi o'zgarib turadi va stexiometrik nisbatlarga muvofiq kelmaydi. Masalan, uran (VI) – oksidning tarkibi odatda UO_3 formula bilan ifodalanadi. Haqiqatda esa uning tarkibi $\text{UO}_{2,5}$ dan UO_3 gacha bo'ladi va boshqalar.

Ўзгарувчан таркибли бирикмалар борлиги муносабати билан таркибнинг доимийлик шунунининг қозирги таърифига аниқлиқ киритиш керак бўлади

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

EKVIVALENTLAR QONUNI.

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

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

Murakkab moddaning bir ekvivalenti (1 massa qism) vodorod yoki bir ekvivalent (8 massa qism) kislorod bilan yoxud, umuman boshqa har qanday elementning bir ekvivalenti bilan reaksiyaga kirishadigan massa miqdori shu murakkab

moddaning ekvivalenti deb ataladi. Ekvivalentlar qonuni quyidagicha ta'riflanadi: reaksiyaga kirishuvchi moddalar massasi shu moddalarning kimyoviy ekvivalentlarga proporsionaldir. Uning matematik ifodasi:

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

bunda m_1 va m_2 – birinchi va ikkinchi moddalarning massasi;

ϑ_1 va ϑ_2 – birinchi va ikkinchi moddalarning ekvivalentlari;

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

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

Kislota ekvivalentini hisoblash uchun uning molekulyar massasini kislotaning asosligiga bo'lish kerak: masalan, ortofosfat kislota H_3PO_4 3 asosli bo'lgani uchun uning ekvivalenti $\frac{98}{3} = 32,6$ ga teng.

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

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

3.Gey-Lyusakning hajmiy nisbatlar qonuni.

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

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

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

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

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

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

SHarl – Gey- Lyussak qonuniga muvofiq:

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

$$V = (\text{const} \cdot T) p_{1m} \text{ yoki } V_1/V_2 = T_1 / T_2$$

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

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

$$P = (\text{const} \cdot T) V_{1m} \text{ yoki } P_1/ P_2 = T_1 / T_2$$

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

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

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

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

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

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

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

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

V – sistemadagi moddaning hajmi;

n – sistemadagi moddaning miqdori.

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

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

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

$$M = 2 \cdot D_H$$

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

$$M = 29 D_X$$

Molekulyar massalarni aniqlash shuni ko'rsatadiki, oddiy gazlarning molekullari ikki atomdan (H_2, F_2, Cl_2, O_2, N_2), nodir gazlarning molekullari esa – bir atomdan tarkib topgan (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Nodir gazlar uchun «molekula» va «atom»

tushunchalari teng qimmatlidir. Lekin ayrim boshqa oddiy moddalarning molekulari uch va undan ko'p atomlardan tarkib topgan, masalan ozon O_3 , fosfor P_4 molekulari, o'rtacha haroratda oltingugurt bug'lari S_8 .

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

4. Molekulyar ta'limot va kimyoviy element.

Atom – molekulyar ta'limot nuqtai nazaridan atomlarning har qaysi alohida turi kimyoviy element deyiladi. Element – ma'lum xossalarga ega bo'lgan atomlar turidir.

Atomning eng muhim xarakteristikasi uning yadrosining musbat zaryadli bo'lib, u son jihatdan elementning tartib raqamiga teng. Yadro zaryadining qiymati atomlarning har xil turlari uchun bir – biridan farq qiluvchi belgisi hisoblanadi, bu esa element tushunchasiga ancha to'liq ta'rif berishga imkon beradi.

Kimyoviy element – bu yadrosining musbat zaryadi bir xil bo'lgan atomlarning muayyan turidir.

Oddiy moddalar molekulasida bir xil elementning atomlaridan (H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 va boshq), murakkab moddaning molekulasida esa ikki yoki bir necha xil elementning atomlaridan (masalan, suv H_2O vodorod va kislorod atomlaridan) tarkib topgan bo'ladi.

Barcha elementlar odatda metallar bilan metallmaslarga bo'linadi. Lekin bunday bo'linish shartlidir.

Elementlarning muhim ta'rifi ularning yer po'stlog'ida, ya'ni Yerning yuqori qattiq qobig'ida tarqalganligidir, bu qobiqning qalinligi shartli ravishda 16 km ga teng deb qabul qilingan. Elementning yer po'stlog'ida tarqalganligini geokimyo – Yer haqidagi fan o'rganadi. Ma'lumotlarga ko'ra eng ko'p tarqalgan element – kislorod yer po'stlog'iga massasining 47,2 % ni tashkil etadi, so'ngra kremniy – 27,6, alyuminiy- 8,80, temir- 5,10, kalsiy- 3,6, natriy – 2,64, kaliy- 2,6, magniy- 2,10, vodorod- 0,15%

Keltirilgan raqamlardan ko'rinib turibdiki, elementlar yer po'stlog'ida juda notekis tarqalgan. Aytib o'tilgan 9 element yer po'stlog'i massasining 99,79 % ni, qolgan barcha elementlar – faqat 0,21 % ni tashkil etadi. Mashhur olim Robert Boyl davridayoq murakkab moddalarning parchalanishidan hosil bo'ladigan, lekin o'zi yanada oddiyroq moddalarga parchalana olmaydigan oddiy modda kimyoviy element deb atalgan edi. Bu ta'rifga Dalton atomistikasi hech qanday qo'shimcha kirita olmadi. Lekin M.V.Lomonosov va D.I.Mendeleyev «element» tushunchasi bilan «oddiy modda» tushunchasi orasidagi farqni birinchi bo'lib aniq ko'rsata oldilar. D.I.Mendeleyevning aytishicha: «Element deganda, oddiy va murakkab moddalarni tashkil etgan va ularga ma'lum fizik hamda kimyoviy xossalarni majmuini bera olgan moddiy tarkibiy qismlarni tushunmoq kerak. Agar oddiy moddani molekula deb tushunish o'rinli bo'lsa, elementni atom deb tushunmoq to'g'ri bo'ladi. Uglerod – element, lekin ko'mir, grafit va olmos oddiy moddalardir». Demak, D.I.Mendeleyevning ta'rifiga «kimyoviy element - oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiradigan va ma'lum atom massaga ega bo'lgan atomlar turidir».

Izotoplar kashf etilganidan keyin, yuqoridagi ta'rifni qayta ko'rib chiqishga to'g'ri keldi. Atom massalarini qayta qarab chiqish yuzasidan 1923 yilda tashkil etilgan xalqaro komissiya qaroriga muvofiq «kimyoviy element – bir xil yadro zaryadiga ega bo'lgan atomlar turi» deb ta'riflandi.

NISBIY ATOM VA NISBIY MOLEKULAR MASSALAR

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

Ko'pchilik kimyoviy elementlarda massasi turlicha bo'lgan atomlar bo'ladi. Shu sababli: elementning tabiiy izotoplar tarkibidagi atomi o'rtacha massasining uglerod ^{12}C atom massasining 1/12 qismiga nisbatiga teng kattalik kimyoviy elementning nisbiy atom massasi (A_r) deyiladi.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

MOL. MOLYAR MASSA.

Hamma kimyoviy hisoblarda muhim tushuncha bo'lib mol xizmat qiladi. «Fizikaviy kattaliklar birliklari» Davlat standartida mol uchun quyidagi ta'rif berilgan: «Mol – bu moddaning 0,012 kg uglerod izotopi ^{12}C da nechta atom bo'lsa, tarkibida shuncha struktura birliklar (molekula, atom, ion, elektron va boshqalar) bo'ladigan miqdoridir.» Masalan, 1 mol uglerod (IV) – oksidi (CO_2) 1 mol CO_2 molekulasidan, 1 mol C atomlaridan 2 mol O atomlaridan, 22 mol elektronlardan 3 mol atom yadrolardan tarkiblangan; 1 mol natriy sulfid esa 1 mol Na_2SO_4 guruhidan, 2 mol Na^+ ionlaridan, 1 mol SO_4^{2-} ionlaridan tarkiblangan.

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

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг} / \text{моль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ г/моль}$$

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

Mollar hisobidagi modda miqdori massaga proporsional bo'lmaydi, chunki ayni bir modda molekulalari massalari hatto turli xil izotoplardan tarkib topganini hisobga olmaganda ham, har xil energetikaviy holatlarida turli massaga ega bo'ladi. Shuning uchun modda miqdori – mol yangi birlik bo'lib, massadan farq qiladi.

Molyar massa – modda massasining moddaning miqdoriga nisbatiga teng kattalik.

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

Molekulaning massasini bilgan holda moddaning molyar massasini oson hisoblab topish mumkin. Masalan, agar suv molekulasining massasi $2,99 \cdot 10^{-26}$ kg ga teng bo'lsa, u holda molyar massasini $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ г/моль} = 0,018 \text{ кг/моль}$, ya'ni 18 g/mol bo'ladi. Umumiy holda moddaning g/mol da ifodalangan molyar massasi shu moddaning nisbiy atom yoki nisbiy molekulyar massasiga son jihatidan teng bo'ladi. Masalan, C, Fe, O_2 , H_2O larning nisbiy atom va molekulyar massalari tegishlicha 12, 56, 32, 18 ga teng, ularning molyar massalari esa tegishlicha 12 g/mol, 56 g/mol, 32 g/mol, 18 g/mol bo'ladi.

Molekulyar massani molekulyar holatdagi moddalar uchun ham, atomar holatdagi moddalar uchun ham hisoblab topish mumkin. Masalan, vodorodning nisbiy molekulyar massasi $M_r(\text{H}_2) = 2$, moddaning struktura birliklari soni (N_A) bilan aniqlangan miqdori bir xil – 1 mol. Lekin molekulyar vodorodning molyar massasi esa 1 g/mol. Bir mol atom, molekula yoki ionlardagi zarrachalar soni Avogadro doimiysiga teng bo'ladi.

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

$$1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \text{ molekulalari} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molekula } \text{H}_2\text{O}$$

$$1 \text{ mol } \text{SO}_4^{2-} \text{ ionlari} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ SO}_4^{2-} \text{ ionlari}$$

Massa bilan modda miqdori – har xil tushunchalardir. Massa kilogrammlarda (grammlarda), modda miqdori esa – mollarda ifodalanadi. Moddaning massasi (m , g), moddaning miqdori (n , mol) va molyar massa (M , g/mol) orasida oddiy nisbatlar bor:

$$m = nM$$

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

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

SHu formulalardan modda muayyan miqdorining massasini hisoblab topish, yoki moddaning ma'lum massasidagi mollar sonini aniqlash yoxud moddaning molyar massasini oson topish mumkin.

2-MA'RUZA MASHG'ULOTI

Anorganik birikmalarining eng muhim sinflari.

Reja:

1. Oksidlar, asoslar, kislotalar, tuzlar
2. Ularning tabiatda uchrashi, olinishi.
3. Kimyoviy xossalari, fizikaviy xossalari, ishlatilishi.

Elementlarning kislorod bilan hosil qilgan birikmalari oksidlar deyiladi. xozirgi vaqtda uchta inert element – geliy, nion va argonning oksidlari olinmagan. Qolgan barcha elementlarning oksidlari bevosita yoki bilvosita yo'llar bilan hosil qilingan.

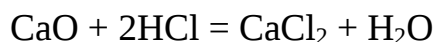
Oksidlar ximiyaviy xossalari jihatidan to'rt gruppaga bo'linadi:

1. Asosli oksidlar.
2. Kislotali oksidlar.
3. Amfoter oksidlar.
4. Tuz hosil qilmaydigan oksidlar (masalan, NO, CO, SiO₂, RuO₄).

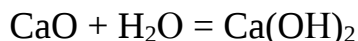
1. Asosli oksidlar.

Kislotalar yoki kislotali oksidlar bilan o'zaro ta'sir etishi, tuz hosil qiladigan oksidlar asosli oksidlar deyiladi. ular jumlasiga ishqoriy va ishqoriy – yer metallarining oksidlari (K₂O, Na₂O, CaO, SrO, BaO) kiradi.

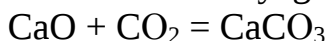
Asosiy oksidlar kislotalar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi:



Asosiy oksidlar suv bilan o'zaro ta'sir etishi, asos hosil qiladi:

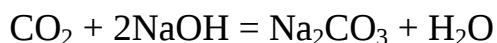


Asosli oksidlar kislotali oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi.



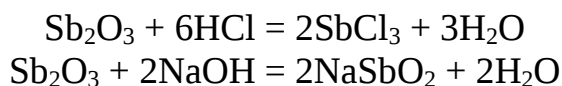
2. Kislotali oksidlar.

Asoslar yoki asosli oksidlar bilan o'zaro ta'sir etib tuz hosil qiladigan oksidlar kislotali oksidlar deyiladi. masalan, O₂, O₃, CO₂, N₂O₅, P₂O₅, NO₂, CrO₃, Mn₂O₇, SO₂, Cl₂O₇ lar kislotali oksidlar yoki anhidridlardir. Kislotali oksidlar asoslar va asosli oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi.



3. Amfoter oksidlar.

Kislotalar bilan asosli oksid sifatida, asoslar bilan esa kislotali oksid sifatida reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladigan oksidlar amfoter oksidlar deyiladi. ZnO, SnO₂, PbO, As₂O₃, Cr₂O₃, Al₂O₃, Sb₂O₃, PbO₂, PbO lar amfoter oksidlarga misol bo'la oladi. Ular kislota va ishqorlarda ososn eriydi. Masalan, Sb₂O₃ xlorid kislota bilan asosli oksid sifatida, uyuvchi natriy bilan kislotali oksid sifatida reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi:

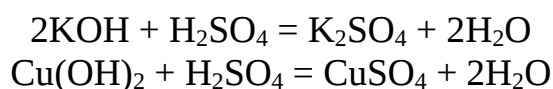


ASOSLAR

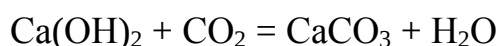
Asoslar – molekulasida metall atomi bilan bir yoki bir necha gidroksil (OH) gruppadan tashkil topgan murakkab moddalardir. Gidroksil gruppaning soni metallning valentligiga teng bo'ladi.

Asoslar suvda yaxshi va yomon eriydigan asoslarga bo'linadi. Ishqoriy metallar va ishqoriy – yer metallarning gidroksidlari suvda yaxshi eriydi va yaxshi dissotsilanadi. Suvda yaxshi eriydigan asoslar ishqorlvar deyiladi. Masalan, LiOH, NaOH, KOH, Ba(OH)₂ ishqorlardir. Ishqorlar terini o'yadi, shisha, yog'och va kiyimni yemiradi. Shuning uchun ular uyuvchi ishqorlar ham deyiladi. suvda yomon eriydigan gidroksidlar asoslar deyiladi.

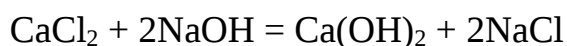
Ishqorlar ham, asoslar ham kislotalar bilan reaksiyaga kirishib tuz hosil qiladi:



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



Asoslar tuzlar bilan reaksiyaga kirishib, boshqa tuz va boshqa asos hosil qiladi:



Asos eritmasiga qizil lakmosli qog'oz tushirsak, u ko'karadi, fenolftalein eritmasidan 1 – 2 tomchi tomizsak, eritma pushti rangga kiradi. meteloranj eritmasidan tomizsak, eritma sariq ranga kiradi.

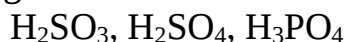
KISLOTALAR

Kislota molekulasidagi vodorod atomini metall atomiga almashtirib tuz hosil qila oladigan murakkab moddadir. Metallga o'rin beradigan vodorodning soniga qarab kislotalar bir asosli (HCl, HNO₃, CH₃COOH), ikki asosli (H₂SiO₃, H₂SO₃, H₂SO₄, H₂C₂O₄, H₂Cr₂O₇), uch asosli (H₃PO₄ y Hg₂P₂O₇) tarkibli tuz hosil qiladi. Lekin ba'zi kislotalar tarkibidagi vodorod atomlarining hammasi ham metallarga almashavermaydi, faqat kislorod bilan bog'langan vodorod atomlarigina almashinadi. Masalan, H₃PO₃ o'z tarkibidagi faqat ikkita vodorod atomini metall atomiga almashtira oladi (Na₂HPO₃), shuning uchun ham bu kislota ikki asosli kislotadir. Demak, kislota asosi deganda kislorod bilan bog'langan vodorod atomlari soni tushuniladi.

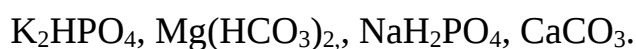
Kislotalar kislorodli va kislorodsiz kislotalarga bo'linadi. Masalan, HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 kislorodli kislotalar; HCl , HF , H_2S , HCN , H_2Se esa kislorodsiz kislotalardir.

NAZORAT SAVOLLARI

1. quyidagi kislotalarni hosil qiluvchi angidridlarning formulalarini yozing.
 H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , HNO_3 , HNO_2 , H_2SiO_3 , HClO_4 , H_2SeO_4 , HCrO_4 .
2. Qanday kislotalar nordon tuz hosil qilmaydi?
4. Quyidagi kislotalardan natriyning nordon tuzlari hosil bo'ladigan reaksiya tenglamalarini yozing.



5. Quyidagi tuzlarning kislota qoldiqlarini belgilang va ularning valentliklarini ko'rsating:



6. Quyidagi asosli tuzlarning kation va anionlarini belgilang, ularning valentliklarini ko'rsating.

3-MA'RUZA MASHG'ULOTI

Atom tuzilishi.

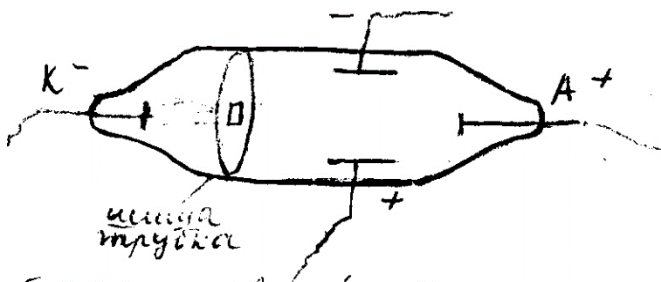
Reja:

1. Atom tuzilishi.
2. Atomning tarkibiy qismi-yadro, protonlar, neytronlar va ularning zaryadlari va massasi.
3. Elektronlar xarakatining zarracha va to'liqsimon tabiati.
4. Kvant mexanikasi. Atom orbitallari.

XIX asrga kelib, atom murakkab tuzilishga ega degan fikrga kelindi. Bunday fikrga kelishga quyidagi kashfiyotlar sabab bo'ldi:

- 1) Katod va rentgen nurlarining kashf qilinishi;
- 2) Radioaktivlik hodisasining kashf qilinishi.

1879 yilda ingliz olimi Kruks katod nurlarini kashf qildi. U shunday tajriba o'tkazdi.

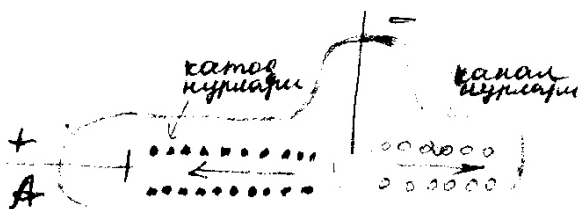


Trubkadan havo so'rib chiqariladi. Trubka orqali kuchlanish yuqori bo'lgan tok o'tkazilganda, Kruks katoddan ko'zga ko'rinmaydigan nurlarni uchib chiqishini kuzatdi. Bu nurlar qanday payqaldi? Bu nurlar shisha idish devorlariga urilib, unda yaltillash, chaqnash (lyuminesentsiya) hosil qiladi. Bu nurlarni katod nurlari deb ataladi. Katod nurlari yengil narsalarni harakatga keltiradi, elektr maydonida + qutb tomon og'adi. Bundan Kruks demak, katod nurlari tez harakatlanadigan-zaryadlangan zarrachalar oqimi degan xulosaga keldi. Katod nurlarini keyinchalik elektronlar deb ataldi.

Elektron zaryadi: $4,803 \cdot 10^{-10}$ elektrostatik birlik yoki $1,601 \cdot 10^{-19}$ kulonga teng.

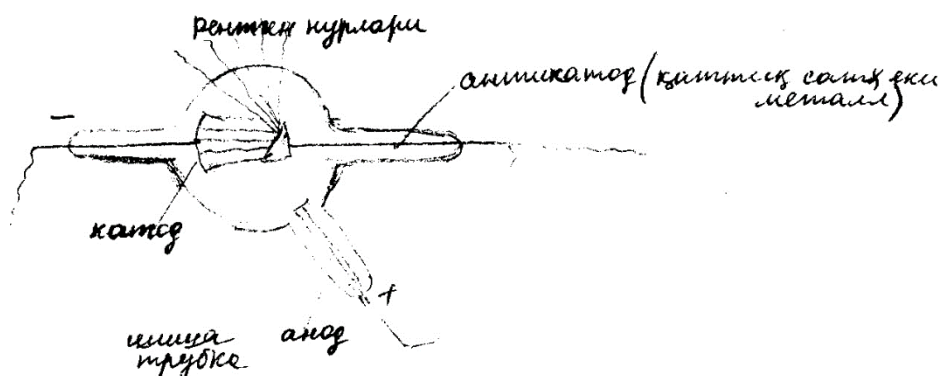
Elektron massasi: $9,1 \cdot 10^{-28}$ g ga teng bo'lib, vodorod atomi massasidan 1840 marta yengil. Katod nurlarining tezligi $\approx$ yorug'lik tezligi yarmiga teng.

Kanal nurlari. Katod trubkada, katod nurlari bilan bir qatorda, kanal nurlari ham vujudga keladi.



Kanal nurlarining hosil bo'lishi shunday tushuntiriladi: elektronlar o'z yo'lida katod trubkasidagi katod trubkasi to'ldirilgan gazni ionlashtiriladi, natijada elektronni yo'qotgan + zaryadli zarrachalar hosil bo'ladi. kanal nurlari qarama-qarshi tomonga harakat qiladi. Elektr maydoniga og'adi. (– tomon). Shisha devorida lyuminesentsiyalanadi.

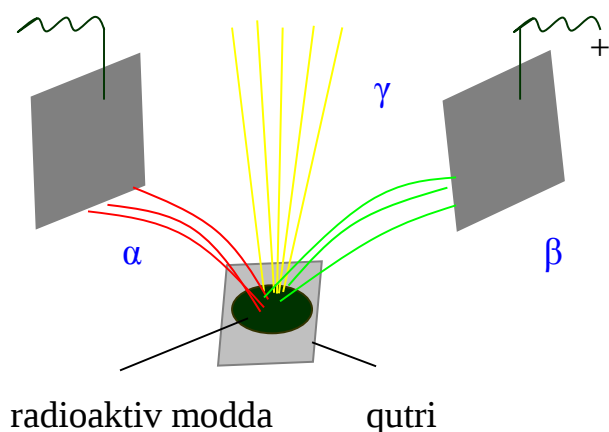
Rentgen nurlari. Qattiq satxga (masalan, biror metallni) katod nurlari tushirsak, qattiq satx ko'zga ko'rinmaydigan nurlar chiqaradi. Bu nurlar fotografiya plastinkasiga ta'sir qiladi, lekin elektr maydonida hech tomonga og'maydi. Demak, ular zaryarsiz zarrachalardir. Bu nurlarni 1895 yilda nems fizigi Rentgen kashf qildi va olim nomiga roentgen nurlari deb ataldi. Rentgen nurlari elektromagnit to'lqinlar (nurlar) bo'lib, ularning to'lqin uzunligi 0,06-20 Å o'rtasida. Rentgen nurlari rentgen trubkalarida olinadi.



Katod juda yuqori t°gacha qizdirilgan volfram ipdir. Anod ham volframdan tayyorlanadi. Rentgen nurlari qog'oz, yog'ochdan, materialdan, hayvon va odam organizmidan bimalol o'ta oladi. Rentgen nurlari organizmning zich joylarida

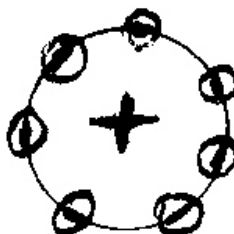
ko'proq yuriladi, zichmas joylarida kamroq. Organism orqali o'tgan nurni fotoplastinkaga tushirib, kerakli joining (a'zoning) rasmi olinishi mumkin.

Tabiiy radioaktivlik. Frantsuz olimi Bekkerel uran tuzlarining fotografiya qog'ozini qaytarishini topdi. Bu hodisani radioaktivlik deb ataldi. Moddalarni esa radioaktiv moddalar deyildi. Tadqiqotlarning ko'rsatishicha radioaktiv moddalar 3 xil nur chiqarar ekan: α , β , γ . Keyin aniqlanishicha, α nurlar-geliy yadrolari, β nurlar-elektronlar, γ nurlar-elektromagnit to'lqinlar (nurlar) ekan.



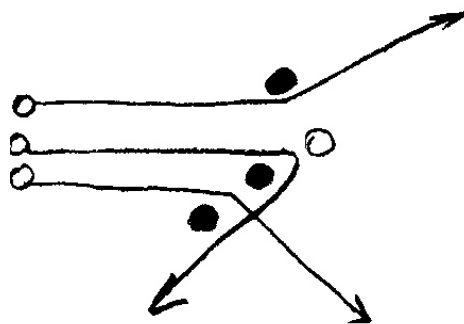
Katod va rentgen nurlarining kashf qilinishi, radioaktivlikning kashf qilinishi olimlarni atomlar + va – zarrachalardan tashkil topgan murakkab sistemadir degan fikrga olib keldi.

Atomning planetar modeli. Atomning birinchi modelini ingliz olimi Tomson (1903) tavsiya qildi. Uning tavsiyasiga ko'ra, atom + zaryadlangan sferadan va unga yopishib turgan elektronlardan iborat.



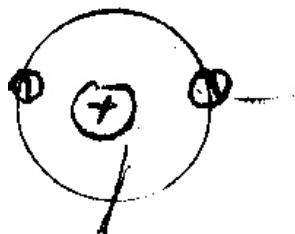
Tomson tavsiya qilgan bu model, ingliz olimi E. Rezerford qilgan tajribalardan keyin talablarga javob bermay qoldi. Rezerford o'z shogirdlari bilan quyidagi tajribani qildi:

U α zarrachalarning havo va turli metallardan tayyorlangan folga (qog'oz) orqali o'tishini tekshirdi va quyidagi hodisani kuzatdi: tushirilgan α zarrachalarning deyarli ko'pchilik qismi folgadan to'g'ri o'tadi. Taxminan 0,01 % esa 90° ga yoki orqaga qaytadi.



Bundan u shunday xulosaga keldi: atomda musbat zaryadlangan yadro bor. Bu yadroning o'lchami juda kichik. Masalan, agar atomning diametri 10^{-8} sm bo'lsa, yadroning diametri 10^{-13} ga teng. Yadro atom hajmining 10^{-15} qismini tashkil qiladi. Masalan, atom hajmini 1 desak, yadro hajmi shuning 100000 dan bir qismini tashkil qiladi. Demak, atomdagi musbat zaryadlar Tomson tavsiya qilganidek, katta sferada emas juda kichik hajmda joylashgan.

Rezerford tajribasida yadroga to'g'ri kelgan α -zarrachalar orqasiga qaytadi. Rezerford o'z tajribalari natijalaridan foydalanib atomning planetar modelini taklif qildi:



Elektronlar soni yadro zaryadiga teng,—dedi Rezerford. Atom esa elektroneytraldir, shuning uchun yadro va elektronlar o'rtasida kuloncha tortishish kuchi mavjud:

$$F = \frac{ez_e}{r^2}$$

z_e - zaryad yadro; e - elektron zaryadi

r – yadro va elektronlar o'rtasidagi masofa.

Elektron yadro atrofida harakatlanib turadi. Demak, electron qandaydir markazdan qochma kuchga ega:

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

m - massa; v - tezlik; r - yadro va elektron o'rtasidagi

masofa.

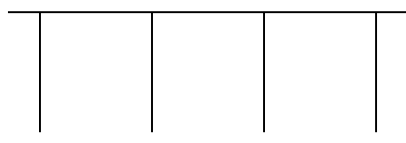
Yadro va elektron o'rtasidagi elektrostatik tortishish kuchi va markazdan qochma kuch bir-biriga teng bo'lgani uchun elektron, ya'ni $\frac{mv^2}{r} = \frac{ez_e}{r^2}$ bo'lgani uchun elektron yadrodan uzoqlashib ham ketmaydi, yadroga yopishib ham qolmaydi, ya'ni doim harakatlanib turadi.

Rezerford yadro atrofida yer quyosh atrofida aylangandek aylanadi, ya'ni elektron harakati mexanikaning harakat qonunlariga bo'ysunadi deb o'yladi. Agar elektronlar harakati mexanika qonunlariga bo'ysunsa, u holda elektron yadro atrofida harakatlanayotganda energiya sarf qilishi kerak. Bu energiya nur ko'rinishida chiqib ketishi zarur. Bunda elektronning energiyasi kamaya borib uning harakati ham sekinlashib, u yadroga yopishib qolishi kerak edi, hamda elektron

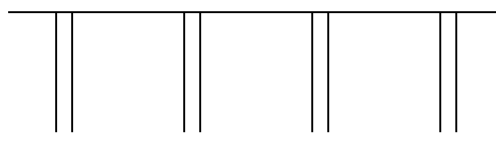
chiqaradigan nur (elektromagnit to'lqinlar) ham to'xtashi kerak. Elektronning yadroga yopishishi sekundning ulushlari ichida yuz berishi kerak.

Ikkinchidan, elektronning harakat tezligi asta-sekin uzluksiz kamayib borishi kerak, hamda elektron nur ko'rinishida chiqarayotgan elektromagnit to'lqinlarning uzunligi asta-sekin o'zgarishi lozim edi, ya'ni elektron chiqarayotgan nurni prizmadan o'tkazsak, biz |||| kabi chiziqlar emas, balki uzluksiz chiziqli olishimiz kerak edi. Haqiqatda esa shunday emas. Rezerford nazariyasining bu ojiz tomonini atom tuzilishining kvant nazariyasi tushuntirib berdi.

N.Bor va Rezerford elektronlar yadro atrofida aylanalar bo'ylab harakatlanadi deb hisoblanadi. Haqiqatda esa elektronlar harakati ancha murakkab. Spektrlarni zamonaviy spektroskoplar bilan o'rganish shuni ko'rsatdiki spektrdagi avval sodda spektroskopda 1 ta bo'lib ko'ringan chiziqlar 2 yoki undan ko'p ekan.



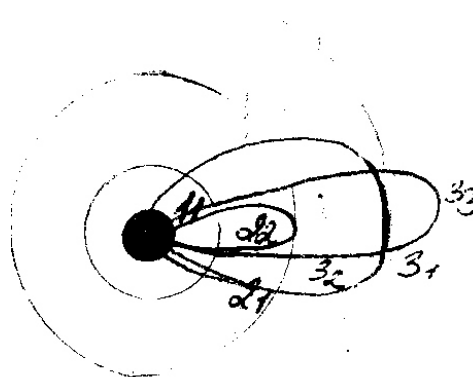
Oldin ko'rilgan spektr



Keyingi spektroskopda ko'rilgan

Spektr chiziqlarining bo'linib ketishini quyidagicha tushuntirish mumkin. Bitta energetik sath (pog'ona)da turuvchi elektronlar bir-biridan farq qiladi. Buning sababi energetik sathcha(pog'onacha)- larning mavjudligidir. Boshqacha qilib aytganda, muayyan qavatda turgan elektronlar ham aylana orbitalar ham elliptik orbitalar bo'ylab harakatlanishi mumkin. Ya'ni muayyan qavatdagi (energetik pog'onadagi) elektronlarning energiyalari har xildir. Shuning uchun spektrda chiziqlar ajralib ketadi. Masalan, vodorod atomi spektrining ko'rinadigan qismida 4 ta emas, juda ko'p chiziqlar topilgan. Muayyan energetik pog'onadagi elektronlar yo aylana orbitalar yo elliptik orbitalar bo'ylab ham harakatlanadi, dedi Zommerfeld (1915 yil nemis olimi).

Zommerfeld vodorod atomidagi elektron orbitalarni quyidagicha ko'rsatdi.



1 kvant qavatda – 1 aylanma orbital

2 kvant qavatda – 1 aylanma, 1 elliptik

3 kvant qavatda – 1 ta aylana, 2 ta elliptik orbital va h.

Zommerfeld nima uchun elektronlar elliptik orbitalar bo'ylab ham harakatlanadi degan fikrga keldi? Bor gipotezasiga asosan elektronlarning aylanaviy orbitalar bo'ylab harakatlanadi, ya'ni atom planetar sistemadir. Kepler qonunlariga

asosan, planetalar elliptik orbitalar bo'ylab harakatlanadi. Shuning uchun ham Zommerfeld Bor tavsiya qilgan modelni rivojlantirib elliptik orbitalar g'oyasini ilgari surdi.

Zommerfeld nazariyasi Bor tushuntirib berolmagan ba'zi narsalarni (masalan, vodorod atomi spektridagi ko'rinadigan seriyadagi chiziqlarning 4 tadan ko'pligini) tushuntirib berdi. Lekin har ikkala nazariya ham murakkab atomlar (ko'p elektronli atomlar) tuzilishini tushuntirib berolmadi. Chunki bu nazariyalar elektronning atomdagi to'la energetik karakteristikasini berolmaydi. Elektronlarning atomdagi to'la karakteristikasini olish uchun kvant sonlar degan sonlar kiritildi.

Elektronlar harakatining zarracha va to'liqsimon tabiati.

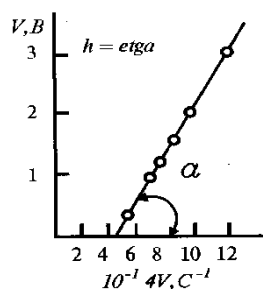
Xozirgi zamon molekula va atom tuzilish nazariyasi mikroobekt deb ataluvchi juda kichik massaga ega bo'lgan zarracha va elektronlar harakatni ifodalaydigan qonunlarga asoslanadi. Bu qonunlar asosan 1925-1926 yillarda yaratilgan bo'lib, makroobekt deb ataluvchi oddiy ko'z va mikroskop orqali ko'rinadigan buyumlar harakati qonunlaridan keskin farq qiladi.

Mikroobektlar ikki xil - zarracha va to'liq xossasini namoyon qiladi, ya'ni ular bir vaqtning o'zida korpuskulyar va to'liq xossalarga ega bo'ladi.

Nurning ikki xil tabiati. O'tgan asrning birinchi yarmida nurning interferentsiya va difraktsiya hodisalari tajribada o'rganilib, nur kundalang elektromagnit tebranishga ega ekanligi aniqlangan edi. Ma'lum sharoitda interferentsiya va difraktsiyaning hosil bo'lishiga qarab har qanday nurni tavsiflash mumkin. XX asrga kelib nurning oqimi natijasida vujudga kelgan zarrachalar harakatini nur kvantlari yoki foton deb atala boshlandi. Nurning korpuskulyar xossasi esa asosan Kompton effekti va fotoeffekt hodisalarida namoyon bo'ladi. Fotoeffekt hodisasi 1887 yil G. Gerts tomonidan o'rganilgan. Keyinchalik A.G. Stoletov tomonidan rivojlantirilgan bo'lib, bu hodisa metallarning yorug'lik nuri ta'sirida o'zidan elektronlar chiqarishiga asoslandi. Fotoeffekt xodisasini nurning to'liq nazariyasi asosida tushuntirib bo'lmaydi. Elektron o'lchamlari nihoyatda kichik bo'lganligi sababli, unga tushayotgan elektromagnit to'liqlari orqali berilayotgan energiya shunchalik kamki, elektronni metallardan chiqarish uchun kerak bo'lgan energiyaning to'planishi uchun quyosh nuri ta'sirida uni bir necha soat davomida nurlantirish kerak bo'lur edi. Vaholanki, nurlantirgan zaxoti elektronlarning metallardan chiqishi kuzatiladi. Bundan tashqari, to'liq nazariyasiga asosan, metall chiqarayotgan elektronlar energiyasi tushayotgan yorug'likning intensivligiga to'g'ri proporsional bo'lishi kerak edi. Lekin elektron energiyasi yorug'lik nurining intensivligiga emas, balki uning chastotasiga bogliqligi aniqlangan. Yorug'lik nurining chastotasi ortishi bilan elektron energiyasi ham ortib boradi. Yorug'lik nurining intensivligi ortganda metallardan uchib chiqayotgan elektronlar soni ortadi, xolos. 1905 yili Eynshteyn nurni zarrachalar oqimi - fotonlar deb qarab, fotoeffekt xodisasini to'liq kilish mumkinligini ko'rsatdi. Fotonlar va elektronlarning to'qnashishi natijasida

Plank tenglamasi bilan aniqlangan energiya miqdori $h\nu$ ga teng bo'ladi. Shu bilan birga to'liqsimon nurlanish fotoeffekt hodisasini vujudga keltirmasligi ham aniqlandi. Bunday holda fotonlar energiyasi elektronlarni metallardan uchib chiqarish uchun yetarli bo'lmay qoladi. Fotondan olgan energiyasini metall atomiga

bermasdan uchib chiqayotgan elektronlar maksimal energiyaga ega buladi. Bunday elektronlarning energiyasi foton energiyasi $h\nu$ bilan metallardan elektronni chiqarishga sarflangan kuchni yengishga ketgan ish ayirmasiga teng bo`ladi.



$$(E_e)_{\text{max}} = h \cdot \nu - A$$

Bu tenglama fotoeffekt uchun Eynshteyn qonuni deb atalib, tajriba natijalariga batamom mos keladi. Bu hodisani 1916 yili Milliken tajribada ko`rib chiqayotgan elektronning maksimal energiyasini o`lchashda muvaffaq bo`ldi:

$$V_e = m_e \cdot v^2 / 2 = (E_e)$$

Bu erda; m_e - elektron massasi, e - elektron zaryadi, v - elektron tezligi, V_e - elektron maydoni kuchlanishi.

Eynshteyn qonuni asosida Plank doimiyligini topish mumkin. Buning uchun elektronning maksimal energiyasi (E_e) maks, bilan tushayotgan nur chastotasi orasidagi boglanishni anikdash kerak (II.7-rasm). Yukrda keltirilgan (II.23) va (II.24) tenglamalardan ko`rinib turibdiki, to`g`ri chiziqning og`ishi $U - V$ koordinatasida $\frac{h}{e}$ nisbatga tengdir. Bu usul Plank doimiysini aniqlashda eng qulay usullardan biridir. Nurning korpuskulyar tabiatini - Kompton effektini tushuntirishdan oldin massa bilan energiya orasidagi bog`lanish qonunlarini ko`rib chiqamiz.

De-Broyl to`lqinlari.

Fotoeffekt va Kompton effektlari ko`rinadigan yorug`lik va rentgen nurlanishlarining korpuskulyar tabiatga ega ekanligini ko`rsatdi. Interferentsiya va difraktsiya jarayonlari esa nurning to`lqin tabiatli ekanligini tasdiqladi. Fotonlar harakati ham korpuskulyar, ham to`lqinsimon xususiyatga ega. 1924 yilda De-Broyl fotonlar harakatining ikki yoqlama, ya'ni ham korpuskulyar, ham to`lqinsimon tabiatga ega ekanligi haqidagi nazariyani har qanday zarracha harakati uchun ham qo`llash mumkin degan xulosaga keladi.

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

Bu erda: m - zarrachalarning massasi, V - ularning tezligi. Bu to`lqinlar De-Broyl to`lqinlari deb ataladi. De-Broylning bu xulosasi keyinchalik elektronlarga ham difraktsiya jarayoni hosligi ma'lum bo`lishi bilan tasdiqlandi. Elektronlar oqimi difraktsion turdan o`tishi natijasida fotoplastinkada hosil bo`lgan difraktsion tasvir (II.40) tenglama orqali hisoblangan  $\lambda$  to`lqin uzunligiga teng bo`lgan nurlanish natijasiga mos keldi. Difraktsion to`r sifatida metallar kristallidan foydalaniladi, chunki bunday kristallarda atomlar difraktsion to`g`ri to`r hosil qilib joylashgan.

Bunday tajriba birinchi marta 1927 yili Devisson va Djermerlar tomonidan o'tkazilgan. Xuddi shunday elektronlar difraktsiyasini Tomson va Tartakovskiylar ham kuzatishgan. Xozirgi vaqtda elektronlar difraktsiyasidan moddalarning strukturasi o'rganishda keng foydalanilmoqda. Elektronlar difraktsiyasini kuzatishda ishlatiladigan asbob-elektronograf deb ataladi. Bundan tashqari moddalarning struktura tuzilishshshi neytronlar difraktsiyasi yordamida o'rganish ham mumkin. Vodorod molekulasini, geliy atomi va boshqa zarrachalarning elektron difraktsiyalari shu usulda batafsil o'rganilgan. Bularning hammasi, zarrachalar harakati ikki yoqlama - korpuskulyar va to'liq tabiatga ega ekanligini batamom tasdiqladi. Agar biz II.40 tenglama bo'yicha turli xil ob'ektlar uchun to'liq uzunlikni hisoblasak makroob'ektlar uchun bu miqdor juda kichik qiymatga ega ekanligi ma'lum bo'ladi. Masalan 1 g massaga ega bo'lgan zarracha 1 sm.sek tezlik bilan harakat qilsa, to'liq uzushgagi $\lambda = 6,6 \cdot 10^{-29}$ m ga teng bo'lishini kuzatishimiz mumkin. Bu to'liq uzunlikning qiymatini aniqlash ancha murakkab ish. Agar to'liq uzunligi atom radiusi – 10^{-10} m dan juda kichik bo'lsa, u holda difraktsion panjarani ko'rish yoki zarrachalarning to'liq tabiatini biron-bir kurilma yordamida kuzatish mumkin bo'lmaydi. Mikrozzarrachalarda esa ahvol bir oz boshqacha. Masalan, 1 v potentsial bilan harakatlantirilgan elektronning tezligi ($V = 5,93 \cdot 10^5$ mG's) uning to'liq uzunligiga bog'liq bo'ladi. Elektronlar oqimi (yoki mikrozzarrachalar) difraktsion panjaradan o'tayotganda, ularning intensivligi ma'lum bir yo'nalishda ortadi, ba'zan De-Broyl tenglamasiga asosan kamayadi. Elektronlar oqimining intensivligi elektronlarning ekranda taqsimlanish extimolligi bilan aniqlanadi. Shunday qilib, mikrozzarrachalarning taqsimlanish extimolligi ham to'liqsimon harakat qonunlari orqali ifodalanishi mumkin. Bunda mikrozzarrachalarning harakat traektoriyasi korpuskulyar va to'liq tabiatga ega ekanligi namoyon bo'ladi. Ko'pgina hollarda De-Broyl to'liqlari – to'liq ehtimolliklari deb ataladi. De-Broyl tenglamasi o'zgarmas kinetik energiya va tezlikka ega bo'lgan mikrozzarrachalar oqimining difraktsiyalanish natijalarini aytib berish uchun juda qulaydir, vaholanki, De-Broyl to'liq uzunligi λ – o'zgarmasdir. Biroq shuni ham xisobga olish kerakki, atom va molekulalarning potentsial (kinetik) energiyalari zarrachalar orasidagi masofaga bog'liq, bo'ladi. Shu sababli De-Broyl tenglamasidan bunday holatda to'g'ridan-to'g'ri foydalanib bo'lmaydi. Demak, yuqorida keltirilgan holatlarni birmuncha umumlashtirish talab qilinadi.

Kvant mexanikasi. Shredinger tenglamasi

De-Broyl tenglamasi mikrozzarrachalar harakatining mexanikasini ochishga asos bo'ldi. 1925-1926 yillarda Geyzenberg va Shredinger - bir-birilaridan mutlako bexabar holda harakat mexanikasining ikki variantini taklif qildilar. Keyinchalik bu ikki variant ham to'g'ri deb topildi. Shredinger usuli hisoblashda juda qulay bo'lib qoldi. Shuning uchun atom va molekulalarning tuzilish nazariyasi shu usulga asoslandi. Mikroob'ektlar mexanikasi - kvant mexanikasi nomi bilan ataladi va Nyuton qonunlariga bog'liq ravishda talqin qilinadi. Oddiy zarrachalarning harakati esa klassik mexanikaga bog'lanadi. Kvant mexanikada mikrozzarrachalarning harakatlanish qonunlari Shredinger tenglamasi asosida ifodalanadi. Klassik mexanikadagi Nyuton qonunlari kabi, bu tenglamani qandaydir umumiy holatga

keltirib bo'lmaydi, balki uni ma'lum optik va mexanik tenglamalar oralig'idagi tenglama deb qaralishi mumkin.

Shredinger tenglamasi differentsial tenglama bo'lib, atom-molekulyar ta'limotni o'rganishda qo'llaniladi. Chunonchi, bitta zarracha uchun Shredinger tenglamasi quyidagicha ifodalanadi:

$$-\frac{h^2}{8\pi^2 m} \left(\frac{d^2 \varphi}{dx^2} + \frac{d^2 \varphi}{dy^2} + \frac{d^2 \varphi}{dz^2} \right) + U \varphi = E \varphi$$

Bu erda; h - Plank doimiysi; m - zarracha massasi, U - potentsial energiya, e – to'lqin energiyasi; x, y, z - koordinatalar. Bu tenglamadagi o'zgaruvchan φ – to'lqin funktsiyasi deyiladi. φ^2 - ma'lum fizik ma'noga ega bo'lib, zarrachalarning sistemaning V - hajmida bo'la olish ehtimolligini ya'ni elektron buluti zichligini ifodalaydi. Fizik ma'nosiga ko'ra to'lqin funktsiya maksimal, uzluksiz va bir qiymatli bo'lib, zarracha mavjud bo'la olmaydigan holatda u nolga teng bo'lishi mumkin. Masalan, elektronning yadrodan cheksiz katta masofada bo'lgan holatini nazarda tutsak, φ ning qiymati bu holda nolga teng bo'ladi.

Ma'lum E energiyaga va xossaga ega bo'lgan atom hamda molekulalar tuzilish nazariyasi haqidagi masalani hal qilishda Shredinger tenglamasidagi funktsiyani aniqlashning o'zi kifoya. Biroq ko'pgina hollarda Shredinger tenglamasi ancha qiyin matematik masala xisoblanadi. Atom va molekulalarni kvant mexanik asosda tushuntirish uchun alohida birlik sistemasi qabul qilingan. Bu sistema foydalanilayotgan va olinayotgan tenglamalarni yozishni birmuncha soddalashtirish imkonini beradi. Bu sistemada uzunlik birligi qilib, vodorod atomida harakatlanayotgan elektron radiusi qabul qilingan, ya'ni $a_0 = \frac{h}{me^2} = 0,529 \text{ nm}$ energiya birligi qilib, ana shu orbitadagi elektronning potentsial energiyasi, ya'ni

$$E = \frac{me^4}{n^2} = \frac{e^2}{a_0} = 27,2$$

eV qabul qilingan. Elektr zaryadi va massa birligi qilib, elektron massasi va zaryadi qabul qilingan. Bu birliklar ingliz olimi Xartri tomonidan taklif qilingani uchun Xartri birliklari yoki atom birliklari deb yuritiladi.

Atom birliklaridan foydalanib bitta elektron uchun Shredinger tenglamasi quyidagicha ifoda qilinadi:

$$-\frac{1}{2} \left(\frac{d^2 \varphi}{dx^2} + \frac{d^2 \varphi}{dy^2} + \frac{d^2 \varphi}{dz^2} \right) + U \varphi = E \varphi$$

Bu yerda: U - potentsial energiya, E - umumiy energiya, x, y, z - koordinatalar. Differentsial to'lqin tenglamasida kvant mexanikasi tushunchasi umumiy tushunchalardan keskin farq qiladi. Kvant mexanikasi zarrachalarning traektoriyasi, koordinatalari va ma'lum bir holatdagi tezliklar tushunchasini ifodalamasdan, balki zarrachalari bo'la olish ehtimolligini ko'rsatadi. Lekin kvant mexanikasida zarrachalarning impuls momenti, energiyasi va massa miqdorlari saqlanib qolgan. Kvant mexanikasidagi asosiy holatlardan biri Geyzenberg tomonidan kashf qilingan noaniqlik printsipidir. Bu printsipga muvofiq bir vaqtning o'zida zarrachalarning

holatini va uning impulsi $P=mv$ ni bir-biriga nisbatan aniqlab bo'lmaydi. Agar zarrachalarning turgan o'rnini (koordinatalari)ni qanchalik aniq o'lchasa, shunchalik uning impulsi noaniq yoki aksincha, qanchalik impuls aniq bo'lsa, shunchalik ularning joylashgan o'rnini noaniq bo'ladi. U holda noaniqlik nisbatlari quyidagi

$$\Delta X \cdot \Delta P_x \geq h \quad \Delta X \cdot \Delta V_x \geq \frac{h}{m}$$

ko'rinishga ega bo'ladi:

Bu erda: ΔX - zarrachalarning noaniqlik holatlari (ya'ni kuzatilayotgan vaqtdagi X oqidagi joylashgan o'rnini), ΔP_x va ΔV_x - X o'qi bo'yicha zarrachalarning tezligi va impulslari noaniqlik miqdorlari. Huddi shunga o'xshash nisbatlarni y va z o'qlari bo'yicha ham yozishimiz mumkin. Bunday noaniqlik nisbatlari ko'pgina hodisalarni oson izoxlab beradi. Bunga misol qilib vodorod atomidagi elektron harakatining noaniqlik darajasini ko'rib chiqamiz. Agar elektron harakati r - radius ichida sodir bo'ladi.

Elektron energiyasi $\frac{P^2}{2me}$ qiymat asosida hosil bo'lgan kinetik energiya bilan

yadrodan r masofada mavjud bo'lgan $\frac{e^2}{2}$ - potentsial energiya yig'indisiga teng bo'ladi. Bu holda vodorod atomidagi elektronning umumiy energiyasi E quyidagi qiymatga teng bo'ladi:

$$E = \left(\frac{h^2}{2m_e r} \right) - \left(\frac{e^2}{r} \right)$$

4-MA'RUZA MASHG'ULOTI **Elementlarning davriy qonuni va sistemasi.**

Reja:

1. D.I.Mendeleevning elementlar davriy qonuni, kimyo fanini rovojlantirishdagi roli va ahamiyati.
2. Elementlarning tartib belgisini fizik ma'nosi.
3. Davriy qonunning zamonaviy tarifi.
4. Davriy sistemaning tarkibi. davrlar, guruxlar, guruxchalar, s, p, d va f-elementlarning asosiy va yonaki guruxchalarda joylashishi.

D.I.Mendeleevning davriy qonuni. XVIII asr oxirida 25 ta element ma'lum bulib, XIX asrning birinchi choragida yana 19 ta element kashf kilindi. Elementlar kashf kilinishi Bilan ularning atom massalari, fizik va ximiyaviy xossalari urganib borildi. Bu tekshirishlar natijasida ba'zi elementlarning avvaldan ma'lum bulgan tabiiy gruppalari (masalan, ishkoriy metallar, ishkoriy er metallar, galogenlar) ga uxshash element gruppalari aniklana borildi. Elementlar xakidagi va ularning birikmalari xakidagi ma'lumotlar ximiklar oldiga barcha elementlarni gruppalarga ajratish (klassifikatsiya kilish) vazifani kuydi. 1789 yilda A.Lavuaze ximiyaviy elementlarning birinchi klassikatsiyasini yaratdi, u barcha oddiy moddalarni 4 ta

gruppaga (metallmaslar, metallar, kislota radikallari va «erlar», ya'ni «oksid»lar) ga ajratdi.

1812 yilda Bertseluis barcha elementlarni metallar va metalmaslarga ajratdi. Bu klassifikatsiya dogal va noanik edi, lekin shunga karamasdan xaligacha o'z kuchini yo'qotmay kelmoqda.

1829 yilda Debereyner uchta – uchta elementdan iborat o'xshash elementlarning guruppalarini tuzdi va ularni triadalar deb atadi. Xar qaysi triadada o'rtadagi elementning atom massasi ikkita ikki chetdagi elementlarning atom massalari yigindisining ikkiga bulinganiga teng. O'sha vaqtda ma'lum bo'lgan elementlardan faqat yettita triada tuzish mumkin bo'ldi.

D.I.Mendeleev avval olib borilgan ishlarning xech birida ximiyaviy elementlar orasida o'zaro uzviy bog'lanish borligi topilmadi. Xechkim elementlar orasidagi o'xshashlik va ayirmalar asosida ximiyaning muxim qonunlaridan biri turganligini D.I.Mendeleevgacha kashf etaolmadi. Chuqur ilmiy bashorat va taqqoslashlar asosida D.I.Mendeleev 1869 yilda tabiatning muxim qonuni – ximiyaviy elementlarning davriy qonunini ta'rifladi. D.I.Mendeleev ta'riflagan davriy qonun va uning grafik ifodasi – davriy sistema xozirgi zamon ximiya fanining fundamenti bo'lib qoldi.

D.I.Mendeleev ximiyaviy elementlarning ko'pchilik xossalari shu elementlarning atom massasiga bog'liq ekanligini topdi. D.I.Mendeleev usha zamonda ma'lum bulgan barcha elementlarni ularning atom massalari ortib borish tartibida birkatorga kuyganida elementlarning xossalari 7 ta, 17 ta va 31 ta elementdan keyin keladigan elementlarda kaytarilishini, ya'ni davriylik borligini kurdi.

D.I.Mendeleev uzi kashf etgan davriy konunini kuyidagicha ta'rifladi: oddiy moddalarning (elementlarning) xossalari, shuningdek, elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlarning atom mossalariga davriy ravishda boglik buladi. D.I.Mendeleev davriy konunini kashf etishda elementlarning atom massa kiymatlariga, fizik va ximiyaviy xossalariga e'tibor berdi.

Davriy sistema va uning tuzilishi. D.I.Mendeleev davriy sistemaning birinchi variantini 1869 yilda tuzdi. Bu sistemada 63 ta element bulib, ular 19 ta gorizontal va 6 ta vertikal katorga joylashtirilgan edi. Bu variantda uxshash elementlar gorizontal katorlarga joylashgan, 4 ta element uchun bush joy koldirilgan edi. D.I.Mendeleev ularning mavjudligini, atom massalarini va xossalarini oldindan aytib berdi. Bu variant uzun davrli variant xisoblanadi.

1871 yilda D.I.Mendeleev yaratgan davriy sistemaning ikkinchi varianti e'lon kilindi. bu variantda uzaro uxshash elementlar vertikal katorga joylashgan. U I variantning 90 gradusga burilgan kuzgudagi aksi edi. II variant kiska davrli variant xisoblanardi. Unda sakkizta vertikal, 10 ta gorizontal kator bor edi. Bu variantga asoslanib D.I.Mendeleev urangacha 11 ta elementning va ulardan keyin birnecha elementlar kashf etilishini bashorat kildi. D.I.Mendeleev 1 ta vertikal katorga joylashgan uxshash elementlarni grupp deb, xarkaysi ishkoriy metall dan galogengacha bulgan elementlar katorini davr deb atadi.

D.I.Mendeleev dastlab taklif kilgan davriy sistemaga keyinchalik (uning uzi ishtirokida va u vafot etganidan keyin) birmuncha uzgarishlar kiritilib, davriy sistemaning xozirgi variatnlari tuzildi. U ettita davr va 8 ta gruppadan iborat.

Xozirgi davriy sistemada 105 ta element bor (105 element 1970 yilda kashf kilingan, unga Nilʼsborium nomi berilgan). I, II, III davrlarning xar biri fakat birgina katordan tuzilgan bulib, ularni kichik davrlar, IV, V, VI va VII davrlar katta davrlar katta davrlar deyiladi. IV, V va VI davrlarning xarkaysisi ikki katordan tuzilgan, VII davr tugallanmagan davrdir. Birinchi davrdan boshka xama davrlar ishkoriy metall Bilan boshlanib inertgaz Bilan tugaydi.

Kichik davrlarda ishkoriy metall Bilan galogen orasida beshta element, katta davrlarda 15 ta element (masalan VI davrda 29 ta element) joylashgan. SHunga kura katta davrlarda 1 elementdan ikkinchi elementga utganda elementlarning xossalari kichik davrdagiga nisbatan bir muncha sust uzgaradi. Katta davrlar juft va tok katorlag ega. Xar kaysi katta davrda elementlarning xossalari ishkoriy metallndan inertgazga utgan sayin maʼlum konuniyat Bilan uzgarib boradi, bundan tashqari elementning xossalari har bir juft qator ichida va har bir toq qator ichida ham maʼlum ravishda oʻzgaradi. Shunga asoslanib katta davrlarda qoʻshaloq davriylik nomoyon boʻladi deb aytiladi. Masalan, IV davrning juft qatorida qalaydan marganetsga qadar, toq qatorda misdan to bromga qadar xossalar kuchayadi.

Davriy sistemadagi 57 – element lantan boʻlib, undan keyin alohida vaziyatni lantanoidlar (14 ta element) egallaydi. Bu elementlar ximiyaviy xossalari bilan lantanga oʻxshaydi. Shuning uchun davriy sistemada bu 15 ta elementga fakat bitta katak berilgan. VII davrda 89 element va 14 ta aktinoidlarga xam 1 urin berilgan. II va III davr elementlarini D.I.Mendeleev tipik elementlar deb atagan. Xarkaysi grupp ikkita gruppachaga bulinadi. Tipik elementlarga ega gruppacha asosiy gruppacha nomi Bilan yuritiladi. Katta davrlarning tok katorlar elementlari esa yonaki yoki kushimcha gruppacha deb ataladi.

Asosiy gruppacha elementlari ximiyaviy xossalari jixatdan yonaki gruppacha elementlaridan fark kiladi. Buni VII gruppacha elementlarida yakkol kurish mumkin. Bu gruppachaning asosiy gruppacha elementlari(vodorod, ftor, xlor, brom, yod, astat) aktiv metallmaslar bulib, yonaki gruppacha elementlari marganets, texnitsiy, reniy) – xakikiy metallardir.

VIII gruppachaning asosiy gruppachasi inert gazlar, yonaki gruppachasi 9 ta metall (temir, kobalt, nikel, ruteniy, radiy, palladiy, osmiy, iridiy, platina) dir. Xarkaysi gruppacha nomeri usha gruppaga kiruvchi elementlarning kislorodga nisbatan maksimal valentligini kursatadi. Lekin miss gruppachasida VIII, VII gruppacha elementlarida bu koidadan chetga chikish xollari ruy beradi; CHunonchi: miss I va II valentli buladi, oltinning valentligi 3 ga etadi; VIII gruppachaning kushimcha gruppacha elementlaridan fakat osmiy va iridiy 8 valentlik buladi; VII gruppacha elementi ftor fakat 1 valentli bulaoladi.

Demak, elementlarning xossalari (atom massasi, valentliklari, ximiyaviy birikmalarining asos yoki kislota xarakteriga ega boʻlishi va hokozo) davriy sistemada davr ichida ham gruppacha ichida ham malum qonuniyat bilan oʻzgaradi. Binobarin, har qaysi element davriy sistemada oʻz oʻrniga ega va bu oʻrin oʻz navbatida maʼlum xossalar majmuasini ifodalaydi va tartib nomeri bilan xarakterlanadi. Shu sababli, agar biror elementning davriy sistemada tutgan oʻrni maʼlum boʻlsa uning xossalari haqida toʻla fikr yuritib, ularni toʻgʻri aytib berish mumkin.

Davriy qonun va davriy sistemaning taraqqiyoti. Davriy qonun va davriy sistema ximiya faning taraqqiyotda katta ahamiyatga ega boʻladi. U yangi ilmiy

kashfiyotlar qilishda muhim o'rin tutadi. Atom tuzilishi nazaryasi kashf qilingandan keyin quyidagi muhim masala hal qilindi:

- 1) Ximiyaviy xossalarning davriy o'zgarishi;
- 2) Davriy sistemaning gruppalariga, asosiy va qoshimcha gruppachalarga bo'linishi;
- 3) Yer po'stlog'ida kam uchraydigan lantanoidlarning mavjudligi;
- 4) Ximiyaviy xossalarning qonuniy o'zgarishi;
- 5) Argon va qalay; kobalt va nikel; tellur va yod; toriy va protaktiniylarning atom massalarining qiymatlariga karab sistemaga joylashtirishda konunda oz bulsada chetlanishlik sabablari aniklandi.

Elementlarning yangi urganilgan davriy xossalari katoriga – ularning atom radiuslari, ionlanish potentsiallari, elektromanfiyliklar kabi xossalar kushildi. Undan tashkari rus olimi E.B.Biron 1915 yilda D.I.Mendelevning xarkaysi gruppachasida asosiy davriylikdan tashkari, yana ikkilamchi davriylik mavjudligini kashf etdi. Elementlarning xossalari xarkaysi gruppachada birtekisda uzgarmasdan, balki gruppachada xam uziga xos davriylik bordir; masalan, galogenlarning kislorodli birikmalarining barkarorligi ftordan xlorga utgan sari kuchayadi, lekin xlordan bromga utganda susayadi; bromdan yodga utishi Bilan yana kuchayadi.

D.I.Mendelevning davriy sistemasi uchun taklif kilingan variantlar soni kariyb 150 dan ortib ketdi. Lekin bulardan eng muximlari kuyidagilardan iborat: 1.S.A.Shchukaryov varianti, 2.A.Verner varianti, 3.Bor-Tommsen varianti, 4.B.V.Nekrasov variant iva xakozo. Xozirda kullanilayotgan davriy sistema 1967 yilda («ximiya» nashriyoti) Selinov taxriri ostida bosib chikariladi. U davriy sistemaning eski variantlaridan keskin fark kiladi. Bu sistemada 8 ta grupp bulib, inertgazlar VIII gruppaning asosiy gruppachasiga kiritilgan. Atom massalar uglerod birligida kursatilgan; Vodorod fakat VII gruppaga joylashtirilgan. Davriy sistemaning bu varianti atom tuzilishi xakidagi barcha ma'lumotlarni uz ichiga oladi.

D.I.Mendelev davriy sistemaning birinchi variantini 1869 yilda tuzdi. Bu sistemada 63 ta element bo'lib, ular 19 ta gorizonta va 6 ta vertika qatorga joylashtirilgan edi. Bu variantda o'xshash elementlar gorizonta qatorlarga joylashgan, 4 ta element uchun bo'sh joy qoldirilgan edi. D.I.Mendelev ularning mavjudligini, atom massalarini va xossalari oldindan aytib berdi. Bu variant uzun davrli variant xisoblanadi.

1871 yilda D.I.Mendelev yaratgan davriy sistemaning ikkinchi varianti e'lon qilindi. bu variantda o'zaro o'xshash elementlar vertika qatorga joylashgan. VI variantning 90 gradusga burilgan ko'zgudagi aksi edi. II variant qisqa davrli variant xisoblanardi. Unda sakkizta vertika, 10 ta gorizonta qator bor edi. Bu variantga asoslanib D.I.Mendelev urangacha 11 ta elementning va ulardan keyin birnecha elementlar kashf etilishini bashorat qildi. D.I.Mendelev 1 ta vertika qatorga joylashgan o'xshash elementlarni grupp deb, harqaysi ishkoriy metalldan galogengacha bo'lgan elementlar qatorini davr deb atadi.

D.I.Mendelev dastlab taklif qilgan davriy sistemaga keyinchalik (uning o'zi ishtirokida va u vafot etganidan keyin) birmuncha o'zgarishlar kiritilib, davriy sistemaning xozirgi variatnlari tuzildi. U ettita davr va 8 ta gruppadan iborat.

Xozirgi davriy sistemada 105 ta element bor (105 element 1970 yilda kashf qilingan, unga Nil'sborium nomi berilgan). I, II, III davrlarning har biri faqat birgina

qatordan tuzilgan bo'lib, ularni kichik davrlar, IV, V, VI va VII davrlar katta davrlar katta davrlar deyiladi. IV, V va VI davrlarning harqaysisi ikki qatordan tuzilgan, VII davr tugallanmagan davrdir. Birinchi davrdan boshqa hama davrlar ishkoriy metall Bilan boshlanib inertgaz Bilan tugaydi.

Kichik davrlarda ishkoriy metall Bilan galogen orasida beshta element, katta davrlarda 15 ta element (masalan VI davrda 29 ta element) joylashgan. Shunga ko'ra katta davrlarda 1 elementdan ikkinchi elementga o'tganda elementlarning xossalari kichik davrdagiga nisbatan bir muncha sust o'zgaradi. Katta davrlar juft va tok qatorlag ega. Har qaysi katta davrda elementlarning xossalari ishkoriy metallardan inertgazga o'tgan sayin ma'lum qonuniyat bilan o'zgarib boradi, bundan tashqari elementning xossalari har bir juft qator ichida va har bir toq qator ichida ham ma'lum ravishda o'zgaradi. Shunga asoslanib katta davrlarda qo'shaloq davriylik nomoyon bo'ladi deb aytiladi. Masalan, IV davrning juft qatorida qalaydan marganetsga qadar, toq qatorda misdan to bromga qadar xossalar kuchayadi.

Davriy sistemadagi 57 – element lantan bo'lib, undan keyin alohida vaziyatni lantanoidlar (14 ta element) egallaydi. Bu elementlar kimyoviy xossalari bilan lantanga o'xshaydi. Shuning uchun davriy sistemada bu 15 ta elementga faqat bitta katak berilgan. VII davrda 89 element va 14 ta aktinoidlarga ham 1 o'rin berilgan. II va III davr elementlarini D.I.Mendeleev tipik elementlar deb atagan. Harqaysi grupp ikkita gruppachaga bo'linadi. Tipik elementlarga ega gruppacha asosiy gruppacha nomi bilan yuritiladi. Katta davrlarning toq qatorlar elementlari esa yonaki yoki qo'shimcha gruppacha deb ataladi.

Asosiy gruppacha elementlari ximiyaviy xossalari jixatdan yonaki gruppacha elementlaridan farq qiladi. Buni VII gruppacha elementlarida yaqqol ko'rish mumkin. Bu gruppachaning asosiy gruppacha elementlari (vodorod, ftor, xlor, brom, yod, astat) aktiv metallmaslar bo'lib, yonaki gruppacha elementlari marganets, texnitsiy, reniy) – haqiqiy metallardir.

VIII gruppachaning asosiy gruppachasi inert gazlar, yonaki gruppachasi 9 ta metall (temir, kobalt, nikel, ruteniy, radiy, palladiy, osmiy, iridiy, platina) dir. Harqaysi gruppacha nomeri o'sha gruppaga kiruvchi elementlarning kislorodga nisbatan maksimal valentligini ko'rsatadi. Lekin miss gruppachasida VIII, VII gruppacha elementlarida bu qoidadan chetga chiqish xollari ro'y beradi; Chunonchi: miss I va II valentli bo'ladi, oltinning valentligi 3 ga etadi; VIII gruppachaning qo'shimcha gruppacha elementlaridan faqat osmiy va iridiy 8 valentlik bo'ladi; VII gruppacha elementi ftor faqat 1 valentli bo'laoladi.

Demak, elementlarning xossalari (atom massasi, valentliklari, kimyoviy birikmalarining asos yoki kislota harakteriga ega bo'lishi va hokozo) davriy sistemada davr ichida ham gruppacha ichida ham malum qonuniyat bilan o'zgaradi. Binobarin, har qaysi element davriy sistemada o'z o'rniga ega va bu o'rin o'z navbatida ma'lum xossalar majmuasini ifodalaydi va tartib nomeri bilan harakterlanadi. Shu sababli, agar biror elementning davriy sistemada tutgan o'rni ma'lum bo'lsa uning xossalari haqida to'la fikr yuritib, ularni to'g'ri aytib berish mumkin.

XIX asrda kimyoning rivojlanishi va juda ko'p tajriba ma'lumotlari to'planganligi sababli kimyoviy elementlarni sietemalashtirishga ehtiyoj tug'ildi.

Elementlarning xossalardagi o'xshashlikka asoslanib ularni muayyan gruppalar tarzida birlashtirishga urinib ko'rildi. Lekin olimlar gruppalar orasidagi bog'lanishni topa olmadilar va elementlarni yagona sistemaga birlashtira olmadilar. Shunday bo'lsada bu sohadagi urinishlar zoye ketmadi.

D. I. Mendeleev 1869 yilda kimyoviy elementlar davriy qonunini kashf etdi va kimyoviy elementlarning davriy sistemasini yaratdi. Mendeleev elementlarni sistemaga solishda ularning atom og'irligini va kimyoviy xossalari asos qilib oldi. U kimyoviy elementlarning atom og'irligi ortib borishi tartibida sistemaga joylashtirib, xossalari bir-biriga o'xshash bo'lgan elementlarni qat'iy oraliqda, ya'ni ma'lum elementdan keyin uchrashini aniqladi. Demak, elementlarning muayyan xossalari davriy ravishda takrorlanadi. Boshqacha aytganda, elementlarning xossalari ular atom massalarining davriy funktsiyasidir.

Elementlar xossalarining o'zgarishidagi bu qonuniyat davriy qonunda o'z ifodasini topdi: oddiy moddalarning xossalari, shuningdek, elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlaragom massasi kattaligiga davriy ravishda bog'liqdir.

Elementlar ma'lum izchillikda bir-biriga nisbatan joylashtirilganida, ularning davriy xossalari yaqqol namoyon bo'ladi: metallik xossalar har qaysi davr ichida metallmaslik xossasiga qadar muayyan qonuniyat bilan o'zgarib boradi.

Elementlar davriy sistemasining ishqoriy metallardan boshlanib asl gaz bilan tugaydigan gorizontal qatorlari davrlar deb ataladi. Hamma davrlardagi elementlarni bir-birining tagiga joylashtirib, Mendeleev elementlarning davriy sistemi deb atagan jadval hosil qildi. Jadvalning vertikal qatorlari gruppalar deb ataladi. U har qaysi gruppaga bosh va qo'shimcha (yonaki) gruppachalarga bo'linadi.

Ba'zi hollarda Mendeleev atom massasi kichik bo'lgan elementni atom massasi katta bo'lgan elementdan keyin qo'yib (masalan, kobalt va nikel, tellur va yod) elementlarning atom massasi ortib borishi tartibida joylashtirishdek asosiy qonuniyatini buzadi. Chunki davriy sistemani tuzishda Mendeleev faqat elementning atom massasiga asoslanib qolmay, balki ularning barcha fizik va kimyoviy xossalari ham nazarda tutgandi. Bundan tashqari bir necha elementlarning atom massalarini aniqladi.

O'sha vaqtda hali ko'p elementlar ma'lum emas edi. Shuning uchun u noma'lum elementlarga joy qoldirdi. Bu kataklar keyin topilgan masalan, —Ga galliy, Ge—germaniy, Te—texnitsiy kabi elementlar bilan to'ldirildi.

Davriy qonunga asoslanib Mendeleev tabiatda hali kashf etilmagan bir qancha elementlar borligini aytdi. Bu elementlar jadvalda 21-(skandiy), 31-(galliy), 32-(germaniy) katakchaga joylashtirilgan.

XIX asrning 90 yillarida ilgari noma'lum bo'lgan kimyoviy elementlar—asl (nodir) gazlar kashf etildi. Bu esa Mendeleev yaratgan davriy sistemaga putur yetkazmadi, aksincha uni yanada to'ldirdi va boyitdi.

KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI

Kimyoviy elementlar davriy sistemi — D.I.Mendeleev yaratgan davriy qonunning grafik tasviridir. Bu sistema davr va gruppachalarga bo'linadi. Sistemadagi davrlar soni yettita bo'lib: ular 3 ta kichik davr (1,2,3-); va to'rtta katta davr bo'linadi. Bulardan bittasi ettinchisi tugallanmagan davr hisoblanadi. Har qaysi katta

davr ikkita gorizontal qatordan—juft va toq qatordan iborat. I,II va III davrlarning barcha elementlari bosh gruppachalar elementlaridan tashkil topgan.

Birinchi davrda 2 ta element; ikkinchi va uchinchi davrda 8 ta to'rtinchi va beshinchi davrda 18 ta, oltinchi davrda esa 32 ta element bor. IV davrda lantandan ($z=57$) keyin xossalari La ga juda o'xshash bo'lgan 14 ta element ($z=58-71$) joylashgan, ular lantanoidlar deyiladi. Agar barcha elementlar sonini 105 ta desak, yettinchi davrda 19 ta element bo'lib, ulardan 14 tasi (90—103 element) aktinoidlar jumlasiga kiradi.

Hamma davrlar (birinchi davrdan tashqari) aktiv metall bilan boshlanib, asl (nodir) gaz bilan tugaydi. Har qaysi davrda atom massaning ortib borishi bilan elementning kimyoviy xossalari asta-sekin o'zgarib boradi: metallik xususiyati susayib, metallmaslik xossalari kuchayadi. Har qaysi davr bir elementdan ikkinchi elementga o'tganda maksimal valentlik bir birlikka ortadi. Birinchi vertikal qatorlarda ishqoriy metallar —Li, Na, K, Rb, Cs va Fr joylashadi (birinchi gruppada birinchi o'ringa vodorod joylashadi); ikkinchi vertikal katorga Be, Mg, Ca, Sr, Ba va Ra elementlari joylashadi (bularni ishqoriy-yer metallari deyiladi).

Uchinchi vertikal qatorga bosh gruppachada B, Al, Ga, In, Tl elementlari joylashadi; undan keyin IV vertikal qatorga C, Si, Ge, Sn, Pb elementlari joylashadi. Beshinchi vertikal qatorga azot, fosfor, mishyak, surma, vismut elementlari joylanadi. Oltinchi vertikal qatorni O, S, Se, Te va Po band qiladi. (Bular xalqogenlar nomi bilan yuritiladi); nihoyat VII vertikal qatorning bosh gruppachasini galogenlar —F, Cl, Br, I va At egallaydi. VIII vertikal qator asl (inert) gazlar He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn bilan band bo'ladi. Hozir biz ko'rsatib o'tgan 44 ta element oraliq bo'lmagan elementlar jumlasiga kiradi. Qolgan 63 ta elementning 35 tasi katta davrlarning oraliq elementlarini tashkil etadi. Ularning 14 tasi lantanoidlar, 14 tasi aktinoidlar turkumlari elementlaridan iborat. Bu elementlarni davriy jadvalning pastki qismiga yozib qo'yilgan.

Davriy sistemadagi 8 ta tik qator 8 ta gruppaga bo'linadi. Har qaysi gruppaga ikkita gruppachaga bo'linadi. Kichik davr elementlari oraliq bo'lmagan (tipik) elementlar va bu elementlarni o'z ichiga oladigan gruppachalar asosiy gruppachalar deyiladi. Oraliq elementlar joylashgan gruppachalar esa qo'shimcha gruppachalar deyiladi.

Bir gruppada joylashgan elementlarning (kislorod bo'yicha) eng katta valentligi bir xil bo'lib, u gruppaga nomiga teng. Ba'zi oraliq elementlar bundan mustasno. Masalan, I gruppaning asosiy gruppachasida faqat bir valentli elementlar joylashgan, shu gruppaning qo'shimcha gruppasida esa elementlarni eng yuqori valentligi uchga teng. Har qaysi gruppada bir gruppachada joylashgan elementlarning xossalari bir-biriga juda o'xshash bo'ladi.

Har qaysi asosiy gruppachada yuqoridan pastga tomon (atom massasining ortib borishi bilan) elementlarning metallik xossalari kuchayib, metallmaslik xossalari zaiflashib boradi. Masalan, N—tipik metallmas, Bi esa metallar jumlasiga kiradi. Demak, elementning davriy sistemada joylashgan o'rnini bilib, uning eng muhim o'ziga xos xususiyatlarini aniqlash mumkin.

5-MA'RUZA MASHG'ULOTI

Kimyoviy bog'lanish, ularning turlari.

Reja:

1. Kimyoviy bog'lanish tushunchasi.
2. Kimyoviy bog'lanish turlari.
3. Molekula xosil bo'lishida atom orbitallarini gibridlanishi.
4. Kovalent bog'lanish, Ion bog'lanish, Vodorod bog'lanish, Metall bog'lanish.

1. Kimyoviy bog'lanish tushunchasi.

Kimyoviy bog'lanishlarning vujudga kelishi. Kimyoviy bog'lanish hakidagi ta'limotlar hozirgi zamon kimyosining asosiy masalalaridan biridir. Bu ta'limotni bilmay turib kimyoviy birikmalarning turli-tumanligi sabablarini, ularning hosil bo'lish mexanizmini, tuzilishini va reaksiyaga kirisha olish xususiyatini tushunib bo'lmaydi.

Molekulada atomni tutib turadigan kuchlarning yig'indisiga *kimyoviy bog'lanish* deyiladi.

Hozirgi vaqtda molekulalarda element atomlarining qanday bog'langanligi quyidagicha tushuntiriladi: kimyoviy bog'lanish paytida element atomlarining tashqi va tashqidan oldingi energetik pog'onachalaridagi elektronlar ishtirok etadi va qayta taqsimlanadi. Kimyoviy bog'lanishda ishtirok etuvchi bu elektronlar valent elektronlar deyiladi. Bosh guruhcha elementlari tashqi qavat elektronlari bilan, yonaki guruhcha elementlari tashqi va tashqidan oldingi ikkinchi qavat elektronlari bilan kimyoviy bog'lanishda ishtirok etishi mumkin.

Ularning maksimal sonini elementning davriy sistemadagi o'rnidan, ya'ni guruh raqamidan bilish mumkin (ayrim elementlar bundan mustasno).

Element atomlari tashqi energetik pog'onalarini tugallashga intiladi. Buning uchun ayni atom boshqa atomlardan elektron olishi yoki valent elektronlarini birgalikda juftlashtirishi yoxud boshqa atomga elektron berishi mumkin.

Element atomlari orasida qanday bog'lanish vujudga kelishi elementlarning elektromanfiyligiga bog'liq.

Elektromanfiylik – molekuladagi atomlarning o'ziga elektron tortib turish qobiliyatidir.

Ayni elementning taqribiy elektromanfiyligi (EM) uning elektronga moyilligi E bilan ionlanish energiyasi (I) yig'indisiga (yoki uning yarmiga) teng:

$$EM = E + I \quad \text{yoki} \quad EM = \frac{E + I}{2}$$

Gazsimon fazada bo'lgan normal xolatdagi atomdan bir elektronni batamom chiqarib yuborish uchun zarur bo'lgan minimal energiya miqdori *ionlanish energiyasi* deyiladi. Element atomi bir elektron biriktirib olganda ajralib chiqadigan energiya miqdori ayni elementning *elektronga moyilligi* deb ataladi.

Demak, atomlardan molekular xosil bo'lishining sababi sistemada energetik afzallikning sodir bo'lishidir. Kimyoviy boglanish boglanish energiyasi, boglanish uzunligi va valentliklararo burchak nomli kattaliklar bilan xarakterlanadi. Kimyoviy bogni uzish uchun zarur bo'lgan energiya boglanish energiyasi deyiladi. Xar bir bog uchun tugri keladigan boglanish energiyasining kiymati 200-1000 kJG'mol ga teng. Masalan, CH₃F da C-F boglanish energiyasi 487 kJG'mol ga teng. Molekulada atomlar markazlari orasidagi masofa boglanish uzunligi deb yuritiladi. Boglanish uzunligi molekula xosil kiluvchi atomlarning tabiatiga, boglanish turiga, element valentligiga va boshqalarga boglik bo'ladi.

Hozirgi davrda kimyoviy bog'lanishning quyidagi turlari ma'lum:

1. Ion bog'lanish;
2. Kovalent bog'lanish;
3. Metall bog'lanish;
4. Donor - akseptor bog'lanish;
5. Vodorod bog'lanish.

2.Valent bog'lanish usuli.

Atomning (elementning) valentligi ham kimyoning asosiy tushunchalari qatoriga kiradi. U elementlar atomlarining kimyoviy bog'lanishlar hosil qilish xususiyatini ko'rsatadi.

Atom massa yo ekvivalentga teng bo'ladi yoki ekvivalentdan bir necha marta ortiq bo'ladi. Atom massaning ekvivalentdan necha marta ortiq ekanligini

ko'rsatuvchi son valentlikdir, valentlik V harfi bilan belgilanadi. $B = \frac{A}{\vartheta}$

Valentlik quyidagicha ta'riflanadi: Elementnng bnr atomiga necha atom vodorod birikishi yoki almashinishini ko'rsatadigan son shu elementning valentligi deb ataladi.

Bir atom kislorod ikki atom vodorod bilan birikadi, demak kislorod ikki valentlidir. Elementlarning valentliklarini faqat vodorod orqali emas, kislorod orqali ham aniqlash mumkin. Vodorod va ishqoriy metallar hamisha bir valentli, kislorod va ishqoriy yer metallar esa ikki valentli, alyuminiy hamisha uch valentli bo'ladi. Bu elementlar o'zgaras valentli elementlar deyiladi.

Ammo ba'zi elementlar borki, ularning valentliklari birikuvchi elementlarning tabiatiga va reaksiya sharoitiga qarab o'zgaradi.

Masalan: Mis qizdirilganda, sharoitga qarab ba'zan bir valentli bo'lib Cu₂O hosil qiladi, ba'zan esa ikki valentli bo'lib SuO hosil qiladi. Demak, mis bir valentli ham, ikki valentli ham bo'lishi mumkin, yana N, P, As va galogenlar va boshqa ko'pgina metallar o'zgaruvchan valentli elementlardir.

Azot o'z birikmalarida 1, 2, 3, 4, 5 valentli bo'la oladi. Davriy sistemaning VIII-guruhidagi inert gazlarning valentliklari nolga teng. Ya'ni ular bir-biri bilan va boshqa elementlar bilan birikmaydi.

Atom hosil qila oladigan bog'lanishlar soni uning juftlashmagan elektronlari soniga teng. Eng oddiy hollarda element atomining valentligi ham unda umumiy elektronlar jufti hosil qilishga ketadigan juftlashmagan elektronlar soni bilan

aniqlanadi. Bunda hosil bo'lgan bog'lanishlar qutbliligi e'tiborga olinmaydi, shu sababli valentlikning ishorasi bo'lmaydi.

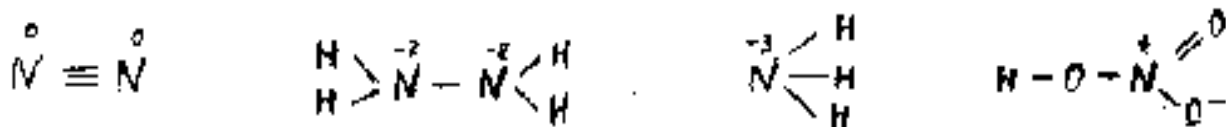
Bog'lanishlar soni sifatida aniqlanadigan valentlik manfiy bo'lishi ham, nolga teng bo'lishi ham mumkin emas.

Buni azot – N_2 , gidrazin – N_2H_2 , nitrat kislota – HNO_3 , ammiak – NH_3 misolida ko'rib chiqamiz. Azot atomi elektronlarning kvant katakchalarida joylashuvi quyidagicha:



Bundan azotning uchta juftlashmagan elektroni bo'lgani sababli u uchta kimyoviy bog'lanish hosil qilishi mumkin va uning valentligi 3 ga teng bo'ladi.

Kovalent bog'lanishning har qaysi elektron juftini chiziqcha bilan belgilab, struktura formulalarni olamiz:



Bu birikmalarning hammasida azot uch valentli. Lekin azotning oksidlanish darajasi 0, -2, -3 ga teng. NH_4^+ da azot 4 valentli, lekin azotning oksidlanish darajasi -3 ga teng. HNO_3 molekulasida azotning valentligi 4 ga teng. Oksidlanish darajasi +5 ga teng bo'ladi.

Ayni birikma batamom ionli tuzilishga ega deb faraz qilinganda uning tarkibidagi biror elementning shartli zaryadi uning oksidlanish darajasi deb ataladi. Elementlarning oksidlanish darajasini aniqlashda doim kislorodning oksidlanish darajasining -2, vodorodniki +1 deb qabul qilinadi. Metall ionlarining oksidlanish darajasi ularning zaryadiga teng deb olinadi. Masalan, H_2O da vodorodning oksidlanish darajasi +1, kislorodniki -2 dir. KI da kaliyniki +1, yodniki -1 ga teng.

Ko'pchilik hollarda element atomining oksidlanish darajasi u hosil qiladigan bog'lanishlar soniga to'g'ri kelmaydi, ya'ni shu element valentligiga teng emas. Bu ayniqsa, organik birikmalar misolida yaqqol ko'rinadi. Ma'lumki, organik birikmalarda uglerodning valentligi 4 ga teng (4 ta bog'lanish hosil qiladi), lekin uglerodning oksidlanish darajasi metan CH_4 da -4, metanol CH_3OH da -2, formaldegid CH_2O da -0, chumoli kislota $HCOOH$ da +2, karbonat angidrid CO_2 da +4 ga teng bo'ladi.

Kovalent bog'lanish bo'lmaydigan birikmalarda atomlarning valentligi xaqida gap yuritib bo'lmaydi, bunda oksidlanish darajasi to'g'risida gapirish kerak. Shuning uchun anorganik kimyoda oksidlanish darajasi tushunchasini, organik kimyoda esa valentlik tushunchasini qo'llagan ma'qul.

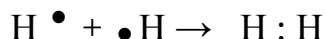
Bunga sabab shuki, ko'pchilik anorganik birikmalar nomolekulyar tuzilgan, organik birikmalarning ko'pchiligi esa molekulyar tuzilgan.

3. Kovalent va ion bog'lanish.

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

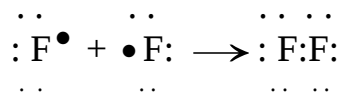
H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂ kabi faqat bir xil atomlardan tuzilgan qutbsiz molekulalardan kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lish va uning mavjudlik sababini izohlab bera olmaydi. Bu birikmalar bir qancha xossalari bilan ionli birikmalardan farq qiladi: elektr oqimini o'tkazmaydi, suyuqlanish va qaynash haroratlari past bo'ladi. Bularning ko'pchiligi gazlar va oson bug'lanadigan suyuqliklardir. Bunday birikmalarda atomlar o'zaro kovalent bog'lanish hosil qilib birikkan.

1916 yilda amerika kimyogari G.N.Lyuis tomonidan yaratilgan kovalent bog'lanish nazariyasi asosida «sirtqi qavati sakkiz (yoki ikki) elektrondan iborat atom barqaror» degan tushuncha yotadi. Bu bog'lanishda barqaror konfiguratsiya bir atomdan ikkinchi atomga elektron kuchishi natijasida emas, balki ikki atom orasida bir yoki bir necha umumiy elektron juftlar hosil bo'lishidan kelib chiqadi. Elektron juftlar hosil bo'lishida ikkala atom ham ishtirok qiladi. Shuning uchun har bir atom umumiy juft uchun o'zidan albatta elektron beradi. Kovalent bog'lanish hosil bo'lishini bir necha moddalarda kuzatish mumkin. Har birida bittadan elektron bo'lgan ikki vodorod atomi o'zaro yaqinlashganda vodorod molekulasini (H₂) hosil qiladi. Bu jarayon quyidagicha ifoda qilinadi:

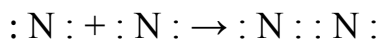


Har qaysi atomning umumiy juft uchun beradigan elektroni sxemada nuqta bilan tasvirlanadi. Vodorod molekulasida bir juft elektron ikki yadro orasida joylashishi natijasida barqaror konfiguratsiya hosil bo'lishiga olib keladi.

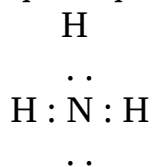
Ftor atomida oktet, ya'ni sakkiz elektronli qavat hosil bo'lishi uchun bir elektron yetishmaydi. Ftorning bir atomini uning ikkinchi atomi bilan birkkanda kovalent bog'lanish hosil bo'lishini quyidagicha tasvirlash mumkin:



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



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



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

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

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

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

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

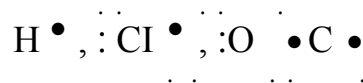
Kimyoviy bog'lanish energiyasining miqdori eV yoki kJ · mol⁻¹ bilan ifodalanadi. bog'lanish energiyasining son qiymati o'zaro birikuvchi atomlarning elektron buluti shakliga, molekuladagi yadrolararo masofaga va boshqa faktorlarga bog'liq. Masalan, H₂ molekulasidagi bog'lanish energiyasi 434, 8 kJ · mol⁻¹, O₂ molekulasida 498 kJ · mol⁻¹.

QUTBSIZ VA QUTBLI BOG'LANISH.

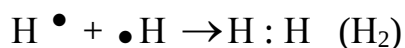
Kovalent bog'lanishning ikki turi: qutbsiz va qutbli bog'lanish ma'lum.

a) Kutbsiz boglanish

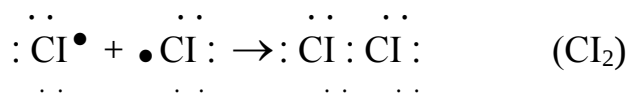
Elementlarning elektrmanfiyligi o'zaro teng bo'lganda kovalent qutbsiz bog'lanish hosil bo'ladi. H₂, O₂, N₂ va boshqa molekulalardagi bog'lanish qutbsiz kovalent bog'lanishdir. Atomlar o'zaro ta'sir etishida birikuvchi atomlar sirtqi qavatlaridagi elektronlarning bir qismini (yoki hammasini) bog' hosil qilishga beradi, buning natijasidagi esa elektronlar jufti hosil bo'ladi. Elektronlar jufti ikki atomga tegishli bo'lib, shu atomlar atrofida aylanadi. Elektron juftlar ikkala atom yadrolari o'rtasida bo'lib, ikkala yadroga tortiladi va atomlarni bir sistema qilib bog'laydi. Quyidagi misollarda qutbsiz kovalent bog'lanishning hosil bo'lishi keltirilgan. G.N. Lyuis kovalent bog'lanishda ishtirok etadigan atomlarni quyidagi ko'rinishda yozishni taklif etdi:



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



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



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

b) qutbli boglanish.

Elektrmanfiyligi bir-biridan ozgina farq qiladigan elementlarning atomlari o'zaro birikkanda qutbli bog'lanish vujudga keladi. Qutbli bog'lanish o'z tabiati jihatidan qutbsiz kovalent bog'lanishdan farq qilmaydi, elektronlar jufti, kovalent bog'lanishdagidek, ikki yadroning o'rtasida bulmay, elektrmanfiy (metallmas) element atomi tomon bir oz siljigan bo'ladi.

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

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

$$\mu = e \cdot h$$

Masalan, suv molekulasi dipol momenti 1,84 D ga teng. Dipol momenti debay birligi hisobida o'lchanadi. 1 Debay D harfi bilan belgilanadi va 10^{-18} elektrstatik birlikka teng.

Dipol momentining qiymati qutbli bog'lanishning qay darajada qutblanganligini ko'rsatadi. Binobarin, suv molekulasini qutbli molekula deb, dipol momenti noldan katta bo'lgan molekulalar qutbli molekulalar deb, dipol momenti nolga teng bo'lgan molekulalar esa qutbsiz molekulalar deb ataladi.

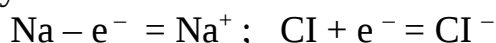
Qutbli molekulalarga suv molekulasidan tashqari, spirt hamda vodorod galogenidlar molekulalari, qutbsiz molekulalarga esa benzol va uglevodorodlar molekulalari misol bo'la oladi.

ION BOG'LANISH.

Ion bog'lanish elektrstatik nazariya asosida tushuntiriladi. Bu nazariyaga muvofiq atomning elektron berishi yoki elektron biriktirib olishi natijasida hosil bo'ladigan qarama-qarshi zaryadli ionlar elektrstatik kuchlar vositasida o'zaro tortishib ularning tashqi qavatida 8 ta (oktet) yoki 2 ta (dublet) elektroni bo'lgan barqaror sistema qosil bo'ladi. Ion bog'lanishli moddalar kristall holatda uchraydi,

shuningdek, suvli eritmalarda ion bolanishli molekulalar o'rniga ularni tashkil etuvchi monlar buladi. Ion bog'lanish energiyasini hisblab chiqarish natijasini tajribada topilgan qiymat bilan taqqoslab quriladi.

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



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

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

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

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

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



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

Ravshanki, qutbli kovalent bog'lanishni kovalent bog'lanishning qisman bir tomonlama qutblangan to'ri (bog'lovchi elektron bulut nisbiy elektrmanfiyligi katta bo'lgan atom tomonga siljigan) sifatida qarash mumkin. U ionli va qutbsiz kovalent bog'lanishlar o'rtasida oraliq holatni egallaydi.

SHunday qilib, qutbsiz kovalent, qutbli kovalent va ionli bog'lanishlarning vujudga kelish mexanizmidan muhim farq yo'q. Ular bir-biridan umumiy elektron

juftlarning qutblanganlik darajasi (siljiganligi) bilangina farq qiladi. Kimyoviy bog'lanish tabiati yagonadir.

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

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

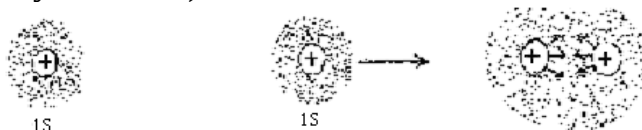
Ion bog'lanish yo'naluvchanlik va to'yinuvchanlik xossalariga ega bo'lmaganidan, har qaysi ion atrofida maksimal miqdorida unga teskari zaryadli ionlar bo'ladi. Ionlarning maksimal miqdori kation va anionlar radiusining bir-biriga nisbatan katta – kichikligiga bog'liq. Masalan, Na⁺ atrofida eng ko'pi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

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

4.Molekulyar orbitallar usuli haqida tushuncha.

1. MOU bilan ikki atomli moddalarning hosil bo'lishini H₂, Li₂, Be₂, O₂, N₂, CO lar misolida tushuntirish

MOM atom tuzilishini molekulaga tadbiq qiladi. Atomdagi s, p, d, f, g orbitallarni elektronlar qanday tartibda to'ldirsa, molekuladagi molekulyar orbitallarni ham shunday tartibda to'ldiradi deb qaraydi. Molekulyar orbitallar (MO) atom orbitallar (AO)ning qo'shilishidan (koplanishidan deyish ham o'rinli) xosil bo'ladi. MOM ning mohiyatini tubandagicha sodda qilib tushuntirish mumkin. Malumki, Shredinger tenglamasi yordamida atomdagi elektronlar harakatlanadigan soxaning shakli (s,p,d,f,g) topiladi. MOM da esa molekuladagi barcha elektronlar xarakatlanadigan soxa(molekulyar orbital)larning shakli, aniqrog'i, atom orbital(elektron bulut)larning qo'shilishi(qoplanishi)dan hosil bo'ladigan yaxlit elektron bulut(MO) ning shakli topiladi. Ushbu bulutning xajmdor qismi bog' hosil qilayotgan ikkita atom yadrolarining o'rtasida joylashgan bo'lsa, yadrolar bulutning ana shu xajmdor joyiga tortiladi, xajmdor bulut yadrolarni birga ushlab turadi (Bog'lovchi molekulyar orbital).

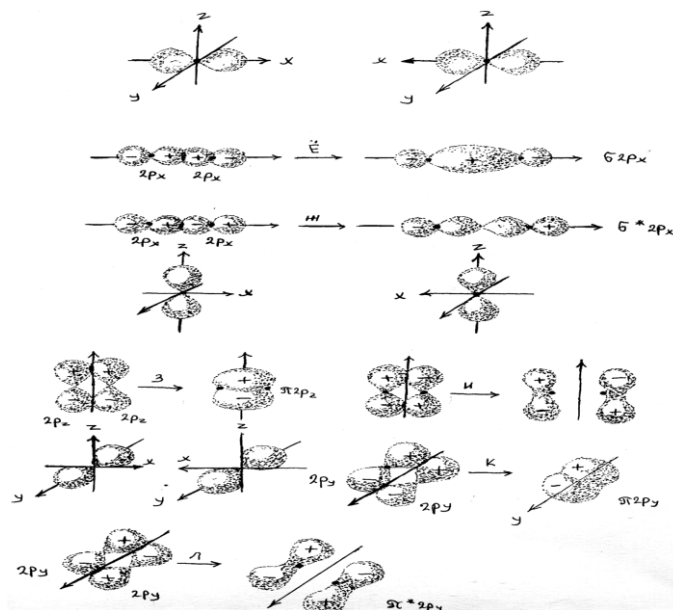
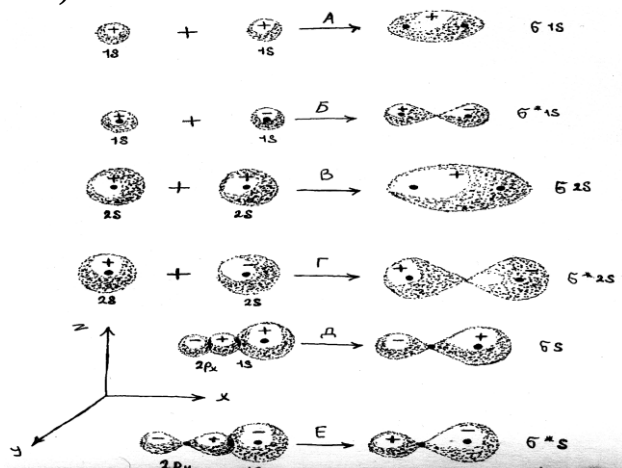




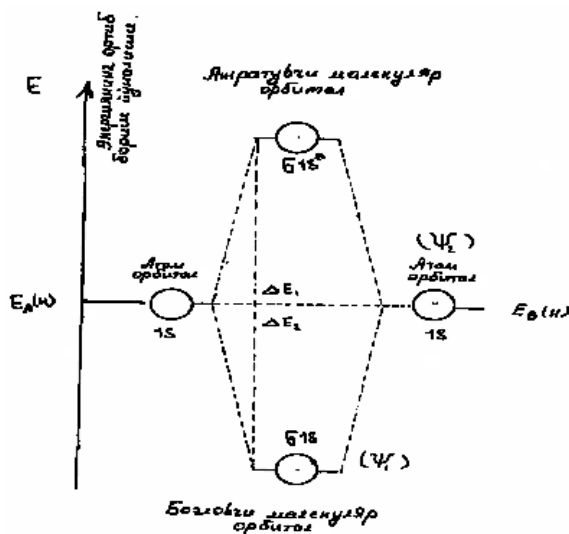
Aksincha, atom orbital(elektron bulut)larning qo`shilishi natijasida yuzaga kelgan yaxlit elektron bulut (MO)ning xajmdor joyi yadrolarning o`rtasida emas, chetlarida (o`ngida va chapida) bo`lsa, yadrolar bulutning ana shu xajmdor joylariga tortiladi. Tortilish yo`nalishi yadrolarning bir-biridan itarilish yo`nalishi bilan bir xil bo`lganidan, ushbu molekulyar orbitalda xarakatlanayotgan elektronlar ikki atom yadrosining bir-biridan itarilishiga olib keladi – ikki atom yaqinlashib bog`lanish hosil qilish o`rniga bir – biridan qochadi.

Boshqacha aytganda ushbu MO bog`lanish hosil bo`lishiga yordam bermaydi. (Ajratuvchi MO).

Ma`lumki, R-orbital X o`qi bo`ylab joylashgan bo`lsa, yani X o`qida yotsa Y va Z o`qlari bo`ylab bulut zichligi nolga teng bo`ladi. X o`qi bo`ylab yotgan R-orbital faqat shu o`qda yotuvchi R-orbital bilan qoplanishi mumkin xolos. Bunda 6-bog`lar hosil bo`lishi malum. Agar bog`lanish hosil qilayotgan atomlar markazlari, yani yadrolari X o`qida yotsa-yu, R-orbitallar Y yoki Z o`qi bo`ylab koplansalar,  $\pi$ -bog` (molekulyar orbital) hosil bo`ladi.

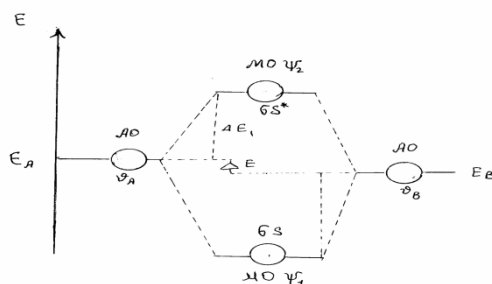


1S, 2S, 2P_x (X o`qi bo`ylab joylashgan R-orbital), 2R_y, 2R_z orbitallardan hosil bo`ladigan bog`lovchi va ajratuvchi MOlarning shakllari keltirilgan. O`zaro bog`lanish hosil qilayotgan atomlarning barcha elektronlari molekuladagi ana shu “qurib qo`yilgan joylar”ni to`ldiradi. Atom orbitallarni elektronlar to`ldirganda qanday qonuniyatlarga bo`ysunsa (energiya minimumi, Gund qoidasi, Pauli printsipti) molekulyar orbitallarni elektronlar to`ldirganda ham shu qoidalar amal qiladi.  $\sigma_{1s}, \sigma_{2s}, \sigma_{2s}^*, \sigma_{2s}^*, \sigma_{2p_x}, \sigma_{2p_x}^*, \pi_{2p_y}, \pi_{2p_z}$  kabi ifodalashlar o`rinli, yani to`g`ridir. $\pi_{1s}, \pi_{1s}^*, \pi_{2s}, \pi_{2s}^*, \pi_{2p_x}$ deb yozish noto`g`ri, yani o`rinsiz. Chunki 1s, 2s, 2p<sub>x</sub> orbitallar koplenganda (qo`shilganda) π -bog`lar hosil qilmaydilar. Hosil bo`ladigan bog`lovchi va ajratuvchi molekulyar orbitallarni ko`pincha energetik diagrammalar ko`rinishida ifodalanadi.



A

Bog`lovchi va ajratuvchi MO energiyalarining turli xilligini ko`rsatuvchi energetik diagramma. Bog`lovchi MO energiyasi AO lari energiyasidan  $\Delta E_2$  miqdorida kamligi, ajratuvchi MO energiyasi esa AO energiyasidan  $E_1$  qiymatga ko`pligi ko`rinib turibdi, lekin $\Delta E_1 = \Delta E_2$ energetik diagrammalarda MO ning shakli turlicha: O, □- kabi ifodalanadi. Bu ifodalash ekvivalentdir.



B

Diagrammadan $\Delta E_1 \neq \Delta E_2$ ekanligi ($\Delta E_1 > \Delta E_2$) shuningdek molekula hosil qiladigan atomlar energiyasidagi farq ΔE ga tengligini sezish qiyin emas.

A sxema gomeo (bir xil) yadroli, B sxema esa geteroyadroli ya`ni turli xil atomlarning birikishi tufayli yuzaga keladigan molekulaning energetik diagrammasidir. Atom orbitallar(1S,2S,2P,3S)ning energiyalari qanday tartibda

o'zgarasa, ulardan hosil bo'ladigan molekulyar orbitallarning energiyalarida ham shunday izchillik saqlanadi:

$$\sigma_{1s} < \sigma_{1s}^* < \sigma_{2s} < \sigma_{2s}^* < \sigma_{2p_x} < \sigma_{2p_x}^* < \pi_{2p_y} = \pi_{2p_z} < \pi_{2p_y}^* = \pi_{2p_z}^* < \sigma_{2p_x}^*$$

Lekin xisoblashlar $\sigma_{2p_x}^*$ MO energiyasi $\pi_{2p_y}^*$ hamda $\pi_{2p_z}^*$ energiyalarinikidan ham katta ekanligini ko'rsatdi. U holda

$$\sigma_{1s} < \sigma_{1s}^* < \sigma_{2s} < \sigma_{2s}^* < \sigma_{2p_x} < \pi_{2p_y} = \pi_{2p_z} < \pi_{2p_y}^* = \pi_{2p_z}^* < \sigma_{2p_x}^*$$

Agar 2S va 2R orbitallar atomda bir-biriga yaqin joylashgan bo'lsa, yani energiyalari kam farq qilsa (masalan, Li, Be, B, C va N elementlarida shunday) MOlar energiyalarining yuqoridagi izchilligi o'zgaradi, yani σ_{2p_x} va $\pi_{2p_y} = \pi_{2p_z}$ larning o'rnini almashadi:

$$\sigma_{1s} < \sigma_{1s}^* < \sigma_{2s} < \sigma_{2s}^* < \pi_{2p_y} = \pi_{2p_z} < \sigma_{2p_x} < \pi_{2p_y}^* = \pi_{2p_z}^* < \sigma_{2p_x}^*$$

Endi H_2 , H_2^+ , H_3^+ , He_2^+ larning mavjudligi sabablariga to'xtalamiz

$$H_2 (\sigma_{1s})^2 H : H$$

$$H_2^+ (\sigma_{1s})^1 H \cdot H$$

$$H_3^+ (\sigma_{1s})^2 H \cdot H \cdot H$$

$$He_2^+ (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^1$$

2. Bog'lanish tartibi

Ikkinchi davr elementlarining Li_2 , Be_2 , B_2 , C_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Ne_2 kabi molekullari MOM nuktai nazaridan mavjud bo'la olishi yoki mavjud bo'la olmasligini ko'rib chiqamiz. Ikkinchi davr elementlari hosil qiladigan bog'lovchi va ajratuvchi MOlarning yuqorida keltirilgan energiyalarining o'zgarish qatorini yana takroran keltiramiz:

$$\sigma_{1s} < \sigma_{1s}^* < \sigma_{2s} < \sigma_{2s}^* < \pi_{2p_y} = \pi_{2p_z} < \sigma_{2p_x} < \pi_{2p_y}^* = \pi_{2p_z}^* < \sigma_{2p_x}^*$$

Li_2 (σ_{1s})²(σ_{1s}^*)²(σ_{2s})² bog'lovchi elektronlar 4ta} molekula mavjud ajratuvchi elektronlar 2ta

bog' tartibi = (4-2)/2=1. Li-Li

$$Be_2 (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 \text{ Be}_2 \text{ mavjud emas, diamagnet}$$

$$B_2 (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\pi_{2p_y}^1 = \pi_{2p_z}^1) \text{ paramagnet, bog' tartibi}=1 \quad n = \frac{6-4}{2} = 1$$

$$C_2 (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\pi_{2p_y}^2 = \pi_{2p_z}^2) \text{ diamagnet, bog' tartibi}=2 \quad n = \frac{8-4}{2} = 2$$

$$N_2 (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\pi_{2p_y})^2 = (\pi_{2p_z})^2 (\sigma_{2p_x})^2 \text{ diamagnet, bog' tartibi} =$$

$$\frac{10-4}{2} = 3$$

$$O_2 \quad (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\pi_{2p_y})^2 = (\pi_{2p_z})^2 (\sigma_{2p_x})^2 (\pi_{2p_y}^*)^1 = (\pi_{2p_z}^*)^1 \text{ paramagnit, } \text{bog`}$$

$$\text{tartibi} = \frac{10-6}{2} = 2$$

$$F_2 \quad (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\pi_{2p_y})^2 = (\pi_{2p_z})^2 (\sigma_{2p_x})^2 (\pi_{2p_y}^*)^2 = (\pi_{2p_z}^*)^2 \text{ diamagnit, } \text{Bog`}$$

$$\text{tartibi} = \frac{10-8}{2} = \frac{2}{2} = 1$$

$$Ne_2 \quad (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\pi_{2p_y})^2 = (\pi_{2p_z})^2 (\sigma_{2p_x})^2 (\pi_{2p_y}^*)^2 = (\pi_{2p_z}^*)^2 (\sigma_{2p_x}^*)^2.$$

$$\text{Bog` tartibi} = \frac{10-10}{2} = \frac{0}{2} = \infty$$

Ne₂ da 10ta elektron Ne –Ne bog` xosil bo`lishiga yordam beradi, 10ta elektron esa buni yo`qqa chiqaradi. Molekulyar orbitallarning elektronlar bilan to`lishini ko`rsatuvchi MOning elektron formulasini yozish tartibini keltiramiz.

1. Dastlab molekulyar orbitallarning xarfiy ifodasi (σ , π , σ^* , π^*) yoziladi.
2. Xarfiy ifodaning ung tomoni pastiga bu MO qaysi AO lardan hosil bo`lganligi ko`rsatiladi:

$$\sigma_{1s}, \sigma_{2s}, \sigma_{2p_x}, \pi_{2p_y}, \pi_{2p_z}, \sigma_{1s}^*, \sigma_{2s}^*, \sigma_{2p_x}^*, \pi_{2p_y}^*, \pi_{2p_z}^*$$

3. Molekulyar orbitalning xarfiy ifodasi qavsga olinib, daraja ko`rsatkichiga shu molekulyar orbitaldagi elektronlar soni yoziladi:

$$(\sigma_{1s})^1, (\sigma_{1s})^2, (\pi_{2p_y})^1, (\sigma_{2p_x})^2 \text{ kabi. } (\sigma_{1s})^3, (\pi_{2p_y})^3$$

Bo`lolmaydi. Chunki bu Pauli printsipiga ziddir, ya`ni bitta molekulyar orbitalda ikkita elektrondan ko`p bo`lolmaydi. Kam bo`lishi mumkin.

$$NO \quad (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\sigma_{2p_x})^2 (\pi_{2p_y})^2 = (\pi_{2p_z})^2 (\pi_{2p_y}^*)^1 = (\pi_{2p_z}) (\sigma_{2p_z}^*)$$

$$\text{Bog` tartibi} = \frac{10-5}{2} = 2,5. \quad CO$$

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\sigma_{2p_x})^2 (\pi_{2p_y})^2 = (\pi_{2p_z})^2 (\sigma_{2p_x}^*)$$

$$\text{Bog` tartibi} = \frac{10-4}{2} = \frac{6}{2} = 3.$$

Demak, NO molekulasidagi bog` tartibi o`ylagandek ikkiga emas (N=O), balki 2,5ga, C=O molekulasidagi bog` tartibi esa 2ga emas 3ga (S≡O) teng ekan. Shu boisdan mazkur molekulalardagi tajribada kuzatiladigan bog`lar energiyasi uch bog` energiyasiga yaqin.

6-MA`RUZA MASHG`ULOTI

Termokimyo

Reja:

1. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti.
2. Ekzo-endotermik reaksiyalar. Termokimyoviy reaksiyalar.

3. Gecc qonuni va undan kelib chiqadigan xulosalar.

4. Kimyoviy reaksiyalarning yo'nalishi.

Kimyoviy reaksiyalar ko'pincha issiqlik va boshqa energiya turlarini yutish yoki chiqarish bilan sodir bo'ladi. Agar reaksiya o'zgarmas bosimda olib borilsa, ajralib chiqqan yoki yutilgan issiqlik — reaksiyaning o'zgarmas bosimdagi issiqlik effekti deb ataladi va Q_p bilan belgilanadi. Reaksiya o'zgarmas hajmda olib borilganda esa uning issiqlik effekti Q_v bilan belgilanadi va u reaksiyaning o'zgarmas hajmdagi issiqlik effekti deb yuritiladi. Kimyoviy reaksiyalarning energetik effektlarini o'rganuvchi soha termokimyo deb ataladi. Amalda reaksiyalariipg issiqlik effekti kalorimetr yordamida aniqlanadi.

Issiqlik chiqarish bilan sodir bo'ladigan reaksiyalar ekzotermik, issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiyalar esa endotermik reaksiyalar deb ataladi. Issiqlik miqdorining o'lchov birligi Joule (J) va kiloJoule (kJ) (kaloriya va kilokaloriyadan ham foydalanish mumkin).

Reaksiyaning o'zgarmas bosim (Q_p) va o'zgarmas hajm (Q_v) dagi issiqlik effekty tushunchalarini to'la tushunish uchun termodinamikaning birinchi qonunidan foydalanamiz. Bu qonunga muvofiq, har bir sistema o'zining ichki energiyasi U ga ega bo'lib, uning o'zgarishi sistemaga berilgan issiqlik Q va sistema bajargan ish A qiymatiga bog'liq:

$$\Delta U = Q - A \text{ yoki } Q = \Delta U + A$$

Termodinamikaning birinchi qonuni quyidagicha ta'riflanadi:

Sistemaga berilgan issiqlik miqdori uning ichki energiyasining o'zgarishi (ΔU) va sistemaning tashqi kuchlari ustidan bajargan ishi (A) ga sarf bo'ladi.

Tashqi muhitdan ajralgan deb faraz qilingan modda yoki moddalar guruhi termodinamikada sistema nomi bilan yuritiladi.

Sistemaning ichki energiyasi deganda moddaning umumiy energiya tutumini tushunish kerak. ΔU ni aniqlash bilan termodinamikaning ayrim masalalarini echish imkoniyatiga ega bo'lamiz. Agar sistema bir holatdan ikkinchi holatga o'tsa, unda ichki energiyaning o'zgarishi $\Delta U = U_2 - U_1$ ga teng bo'ladi.

Sistemaning ichki energiyasi jarayon qanday usul bilan bir holatdan ikkinchi holatga o'tganiga bog'liq emas, balki sistemaning dastlabki va so'nggi holatlarigagina bog'liq. Lekin energiyaning ish bilan issiqlik o'rtasida taqsimlanishi jarayonning qay tarzda borishiga bog'liq. Bu taqsimot turli jarayonlar uchun turlicha bo'lishi mumkin. Masalan, kimyoviy jarayon vaqtida sistema hech qanday ish bajarmasa, ya'ni sistema hajmi o'zgarmasa, sistemaga berilgan issiqlik faqat sistema ichki energiyasining ortishi uchun sarflanadi: $Q_v = \Delta U$. Demak, reaksiyasining o'zgarmas hajmdagi issiqlik effekti sistema ichki energiyasining o'zgarishiga tengdir.

Kimyoviy reaksiyalar, asosan o'zgarmas bosim (izobarik)da olib boriladi. Bunday sharoitda sistema tashqi bosimga qarshi kengayish ishini bajaradi. Bu ishni quyidagicha hisoblash mumkin: har qanday mexanik ish kuch F va masofa Δl ko'paytmasiga teng: $A = F \Delta l$. Bosim P bo'lganda F ni topish uchun P ni sirt kattaligi S ga ko'paytiramiz: $F = PS$. Arap bu ifodani $A = F \Delta l$ ga qo'ssak: $A = PS \Delta l$ yoki $A = P \Delta v$ kelib chiqadi. Bu holda termodinamikaning birinchi qonuni $Q = \Delta U + A$

quyidagicha yoziladi $Q_p = \Delta u + P \Delta v$; $\Delta U = U_2 - U_1$ va $\Delta v = V_2 - V_1$ ekanligini nazarda tutib Q_p uchun: yozish mumkin: $Q_p = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1)$ ni olamiz. Bu ifodani quyidagicha yozish mumkin: $Q = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1)$. Agar $U + PV$ ni H bilan ishoralasak: $Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$ ga ega bo'lamiz. Bu erda yozilgan H kattaligi termodinamik funksiya bo'lib, entalpiya (yunoncha «qizdiraman» so'zidan kelib chiqqan) deb ataladi. Reaksiyaning o'zgarish bosimidagi issiqlik effekti sistema entalpiyasi (ΔH) ning o'zgarishiga tengdir: $Q_p = \Delta H$. Q_p va Q_v orasida quyidagi bog'lanishi bor:

$$Q_p = Q_v + P \Delta V \text{ va } Q_p - Q_v = P \Delta U.$$

Demak, reaksiyaning o'zgarish bosimidagi issiqlik effekti bilan uning o'zgarish hajmidagi issiqlik effekti orasidagi ayirma sistemaning tashqi bosimga qarshi bajariladigan kengayish ishi $P \Delta V$ ga tengdir.

Issiqlik effektini qanday ishora (+ yoki —) bilan yozish haqida ikkita qoida bor. Termokimy qoidasiga ko'ra, reaksiya davomida issiqlik ajralib chiqsa, reaksiyaning issiqlik effekti musbat (+), issiqlik yutilsa manfiy (—) ishora bilan yoziladi. Termodinamika qoidasiga muvofiq esa, reaksiya davomida issiqlik ajralib chiqsa, issiqlik effektni manfiy (—), issiqlik yutilsa musbat (+) ishora bilan ko'rsatiladi.

Demak, reaksiyaning termodinamik issiqlik effekti Q_p ning termokimyoviy issiqlik effekti Q_p ning manfiy ishora bilan olingan qiymatiga tengdir: $\Delta H = - Q_p$ va $\Delta U = - Q_v$

Termokimyoviy tenglamalarni tuzishda moddalarning agregat holatini ham ko'rsatishga e'tibor beriladi; chunonchi, gaz holat (g), suyuq holat (s) va kristall holat (k) yoki qattiq holat ma'nosida (q) bilab ko'rsatiladi.

Kimyoviy birikmalarning hosil bo'lish issiqligi.

Oddiy moddalardan bir mol birikma hosil bo'lganida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu birikmaning hosil bo'lish issiqligi deyiladi. Masalan, o'zgarish bosimda bir mol suv bug'ining vodorod va kisloroddan hosil bo'lish issiqligi $\Delta H_{298}^0 = - 241,8 \text{ kJmol}^{-1}$.

Oddiy modda (O_2 , N_2 , H_2 , Cl_2 va hokazo) larning hosil bo'lish issiqligi nolga teng deb qabul qilingan. Moddalarning hosil bo'lish issiqligi xuddi reaksiya issiqlik effekti kabi standart sharoit ($25^\circ C$ yoki 298 K va bosim $101,235 \text{ kPa}$ bo'lganda) bir mol modda uchun kJ hisobida ko'rsatiladi va ΔH_{298}^0 bilan ishoralanadi.

Moddalardan yoqilg'i sifatida foydalanishda ularning yonish issiqligiga e'tibor beriladi.

1 mol modda to'liq yonganda ajralib chiqadigan issiqlik miqdori uning yonish issiqligi deb ataladi, ya'ni bunda modda tarkibidagi uglerod karbonat angidridga, vodorod suvga, oltingugurt sulfid angidridga, azot esa erkin holatga o'tishi ko'zda tutiladi.

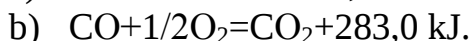
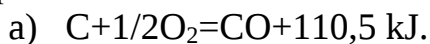
Termokimyoga oid ikkita qonun kashf qilingan bo'lib, biri Lavuaze - Laplas qonuni va ikkinchisi Gess qonunidir.

Gess qonuni:

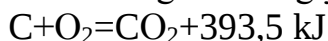
1840 yilda G. I. Gess tajriba asosida termokimyoning asosiy qonunini ta'rifladi: reaksiyaning issiqlik effekti jarayonning qanday usulda olib borilishiga bog'liq emas, balki faqat reaksiyada ishtirok etayotgan moddalarning dastlabki va oxirgi

holatiga bog'liq.

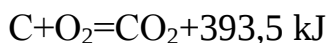
Masalan, CO_2 ni ikki usulda hosil qilaylik: birinchi usul quyidagi ikki bosqichdan iborat bo'lsin:



Ikkala tenglamaning yig'indisi:



Ikkinchi usulda reaksiya bosqichsiz (bir amalda) o'tkazilsin:



Bu tenglamadan ko'rinib turibdiki, 12 g grafit bilan 16 g kislorod birikishidan hosil bo'lgan 28 g CO keyingi reaksiyada 16 g kislorodda yondirilganda ham, yoki 12 g grafit 32 g kislorod bilan to'g'ridan to'g'ri biriktirilganda ham, karbonat anhidridning hosil bo'lish issiqligi bir xil qiymatga teng.

Bu qonun reaksiya issiqliklari yig'indisi qonuni deb ataladi. Agar CO_2 ning grafit va 1 mol kisloroddan hosil bo'lish issiqligini ΔH_1 bilan, grafit hamda 0,5 mol kisloroddan CO ning hosil bo'lish issiqdigining ΔH_2 bilan, CO ning yarim mol kislorodda yonish issiqligini esa ΔH_3 bilan ishoralasak. Gess qonuniga muvofiq:

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

bo'ladi. Demak, ayrim bosqichlarning issiqlik effektlari yig'indisi umumiy jarayonning issiqlik effektiga tengdir.

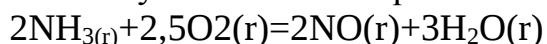
Gess qonuni faqat o'zgarmas bosim yoki o'zgarmas hajmdagina o'z kuchini saqlab qoladi.

Gess qonuni kimyoviy reaksiyani ba'zan tajribada qilib ko'rmasdan ham bu reaksiyaning issiqlik effektini hisoblab chiqarishga imkon beradi. Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effektini topish uchun reaksiya mahsulotlarining hosil bo'lish issiqliklari yig'indisidan reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisini ayirib tashlash kerak:

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

Bu erda: ΔH — reaksiyaning issiqlik effekti, $\sum \Delta H_{\text{mahs}}$ — reaksiya mahsulotlarining hosil bo'lish issiqliklari yig'indisi, $\sum \Delta H_{\text{dast.modda}}$ - dastlabki moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisi.

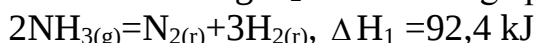
Gess qonunining mohiyatini tushunish uchun ammiakning NO va H_2O gacha oksidlanish reaksiyasini ko'rib chiqamiz. Bu reaksiyaning tenglamasi:



Reaksiya sharoiti $T=298 \text{ K}$, $P=101,325 \text{ kPa}$ bo'lsyn. Uning uchun issiqlik effekt $\Delta H_a = -450 \text{ kJ}$ ga teng.

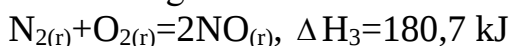
Ikkinchi usul sifatida quyidagi ketmaket jarayonlarni ko'rib chiqamiz:

1. Ammiakning N_2 va vodorodga parchalanishi:



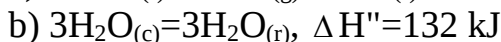
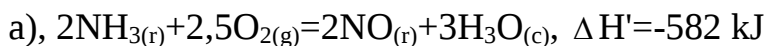
2. Vodorod va kisloroddan suv bug'ining hosil bo'lishi: $3\text{H}_{2(\text{r})} + 1,5\text{O}_{2(\text{r})} = 3\text{H}_2\text{O}(\text{r})$;
 $\Delta H_2 = -725,5 \text{ kJ}$

3. Azotning oksidlanishi:



Uchala reaksiyaning yig'indisi: $\Delta H_v = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -452,4 \text{ kJ}$ bu

qiymat ΔH_3 dan katta farq qilmaydi. Uchinchi misol uchun quyidagi reaksiyalarni olaylik:

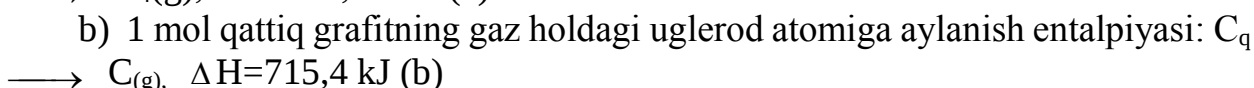
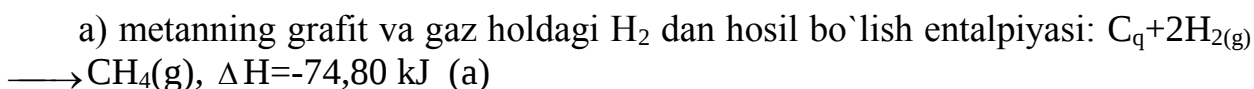


Natija: $\Delta H_3 = \Delta H' + \Delta H'' = -450 \text{ kJ}$

Natijalardan ko`rinishicha uchala holatning bir - biridan farqi juda kam.

Agar moddaning hosil bo`lish va dissotsilanish issiqligi ma'lum bo`lsa, molekula tarkibidagi atomlararo bog`lanish energiyasini hisoblab topish mumkin.

Misol:

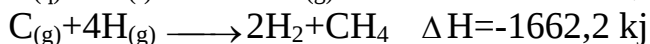
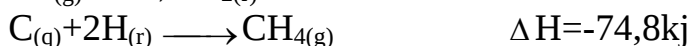


v) ikki mol molekular vodorodning atomga ajralish entalpiyasi 2436 kJ ra, ya'ni 872 kJ ra teng bo`lsa:



SHu ma'lumotlar asosida metanning gaz holatdagi atomar uglerod va gaz holatdagi atomar vodoroddan hosil bo`lish entalpiyasi hamda metan molekulasidagi har qaysi C - H bog`lanishning energiyasini toping.

Echish. (b) hamda (v) tenglamalarni teskari tartibda yozib, ularning yig`indisiga (a) tenglamani qo`shamiz va natijada gaz holdagi uglerod va vodorod atomlaridan metan molekulasining hosil bo`lish entalpiyasi kelib chiqadi:



Yoki $4\text{H}_{(g)} + \text{CH}_4(g) \longrightarrow \text{C}_{(g)} + 4\text{H}_{2(g)}$ $\Delta H = -1662,2 \text{ kJ}$ bo`ladi. Metan molekulasida 4 ta CH bog`lanish bo`lgani uchun har bir C - H bog`lanish entalpiyasi: $-1662,2 : 4 = -415,5 \text{ kJ}$ ga teng bo`ladi.

Lavuaze Laplas qonuni. Buqonungamuvofiq ma'lum bir murakkab moddaning oddiy moddalarga ajralish issiqligi qiymat jihatidan o`sha moddaning elementlardan hosil bo`lish issiqligiga teig bo`lib, ishora jihatidan qaramaqarshidir. Bu qonunni Gess qonuni xulosalaridan biri deb qarash mumkin.

Masalan, 2 r gazsimon vodorod 160 r suyuq brom bilan birikib, 2 mol HBr hosil qilganda 68,20 kJ issiqlik chiqadi; 2 mol HBr ni gazsimon vodorod va suyuq bromga ajratish uchun 68,20 kJ issiqlik sarflash lozim. Gess va Lavuaze Laplas qonunlari energiyaning saqpanish qonunining xususiy ko`rinishidir. Lekin Gess qonunini termokimyoning asosiy qonuni deb bilish lozim, chunki Lavuaze Laplas qonuni Gess qonunining oqibatlaridan biridir.

Elementlar xloridlarining hosil bo`lish standart issiqliklari va elementlar tartib raqamlari orasidagi bog`lanish diagrammasi.

Kimyoviy birikmalarning hosil bo`lish issiqligi bilan eleyentlarning davriy sistemada joylanishi orasidagi bog`lanishni absissa o`qiga elementlarning D. I. Mendeleev davriy sistemasidagi tartib raqami, ordinata o`qiga ularning ma'lum sinf (xloridlariga, oksidlariga va hokazo)lariga oid birikmalarining hosil bo`lish

issoqliklari qo'yilsa, har bir sinfning o'ziga xos diagrammasi olinadi. Rasmda elementlar xloridlariniig hosil bo'lish standart issqligi ΔH^0_{298} bilan tartib raqamlari orasidagi bog'lanish diagrammasi keltirilgan.

Termodinamikaning ikkinchi qonuni va entropiya.

Kimyoda termodinamikaning keng qo'llanishiga asosiy sabab, termodinamik metodlarning kimyoviy muvozanat holatini aniqlashga va tajriba o'tkazmay turib reaksiya unumini hisoblashga imkoniyat berishidir. Buning uchun berilgan sistemadagi har bir komponentni tavsiflovchi ikki kattalikni — energiya va entropiyani hisoblay bilishimiz shart.

Biz yuqorida termodinamikaning birinchi qonuni asosida termokimyoviy jarayonlarga taalluqli bo'lgan holatlar bilan tanishib chiqdik. Ichki energiyaning fizik ma'nosi modda tuzilishi haqidagi molekulyar nazariya asosidagina aniqlandi. Shunga o'xshash ahvol moddalar entropiyasi nomli xususiyatta ham mansub. Termodinamika entropiyani qanday hisoblab chiqarish mumkinligini ko'rsatdi. Uning fizik ma'nosi modda tuzilishining molekular nazariyasida yoritildi.

Termodinamikaning ikkinchi qonuni tabiiy jarayonlar qaysi yo'nalishda o'zo'zicha sodir bo'lishini anikdaydi. SHu qonunga muvofiq, issiqlik sovuq jismdan issiq jismga kompensatsiyasiz o'zo'zicha, o'ta olmaydi degan xulosa kelib chiqadi. Bu erda «kompensatsiya» atamasi ish bajarish zarurligini anglatadi. Masalan, ro'zg'or sovutgichi oziqovqat mahsulotlarini xona temperaturasidan past temperaturaga qadar sovitishi uchun uni elektr toki energiyasi bilan ta'minlash kerak va bu energiya keyin issiqlik holida atrofga tarqaladi (sovutgich ishlayotgan uy isiydi). II qonun bir necha ta'rifga ega. Udarning hammasi ham yagona natijaga olib keladi va bu natija kimyo uchun ham katta ahamiyatga molik. Uni quyidagicha ta'riflay olamiz:

muvozanat holatdagi har qanday sistema “entropiya” nomli o'ziga xos holat funksiyasiga egaki, entropiyaning qaytar jarayonlarda o'zgarishi quyidagi

$$\Delta S = S_2 - S_1 = Q/T$$

tenglama asosida hisoblanadi (bu erda: Q — temperatura T da yutiladigan yoki ajralib chiqadigan issiqlik).

Agar jarayon o'zgaruvchan temperaturada sodir bo'lsa, entropiya o'zgarishini hisoblash uchun barcha temperaturadagi Q/T larning yig'indisini olish kerak. ΔS ni hisoblash uchun oddiy issiqlikka oid kattaliklar (issiqlik sig'imi, bir fazadan ikkinchi fazaga o'tish energiyasi, temperatura o'zgarishi vaqtida yutilgan energiyalar) qiymati kerak.

Entropiyaning haqiqiy ma'nosini quyidagicha tushunish mumkin. Entropiya moddada yuz berishi mumkin bo'lgan va uzluksiz o'zgarib turadigan holatlarni xarakterlovchi juda muhim funktsiyadir. Modtsaning ayni sharoitdagi holati juda ko'p turlituman mikroholatlar tufayli yuzaga chiqadi, chunki modda zarrachalari doimo uzluksiz to'lqin harakatda bo'lib, bir mikro holatdan boshqa mikro holatga o'tib turadi.

L. Boltsman nazariyasiga muvofiq mikroholatlar soni bilan entropiya orasida quyidagi bog'lanish mavjud:

$$S = R/N \ln N \text{ yoki } S = k \ln W.$$

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

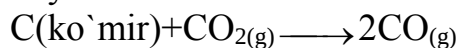
Uzluksiz o'zgarib turadigan mikroholatlar soni qancha' katta bo'lsa, modda holatining tartibsizlik darajasi ham shunchalik katta bo'ladi.

Modda tartibli holatdan tartibsiz holatga o'tganida modda entropiyasi ortadi. Entropiya o'zgarishi quyidagi formula bilan ifodalanadi:

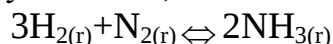
$$\Delta S = R \ln \frac{\text{ikkinchi holatdagi tartibsizlik}}{\text{birinchi holatdagi tartibsizlik}}$$

Demak, entropiyaning o'zgarilay, moddaning tartibsizlik darajasiga proporsionaldir. Entropiya qiymati $\text{Jmol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ bilan o'lchanadi (bu erda, K — Kelvin gradusi)

Suyuqlik bug' holatiga o'tganida, kristall modda suvda eriganda modda entropiyasi ortadi; shuningdek modda bir allotropik shakddan ikkinchi allotropik shaklga o'tganida va shu kabi boshqa jarayonlar natijasida sistema entropiyasining qiymati o'zgaradi. Agar bug' kondensatlanib, suyuq yoki kristall holatga o'tsa, modda entropiyasi kamayadi. SHuningdek, kimyoviy jarayonlar vaqtida hamentropiya ortishi yoki kamayishi mumkin. Masalan:



reaksiyasida sistema entropiyasi ortadi,



reaksiya natijasida esa entropiya kamayadi. Agar reaksiyada faqat qattiq jismlar ishtirok etsa entropiya nihoyatdakamo'zgaradi. Masalan:



reaksiyasi vaqtida entropiya juda kam o'zgaradi. Entropiya ham, xuddi entalpiya va ichki energiya kabi modda holatiga bog'liq. Entropiyaning absolyut qiymatini termodinamikaning III qonunidan foydalanib hisoblanadi.

Termodinamikaning III qonuniga muvofiq, barcha toza kristall moddalar entropiyalarining absolyut qiymati 0°K ga (ya'ni — $273,15^\circ$ ra) yaqinlashganida nolga yaqin bo'ladi.

Kimyoviy reaksiyalarning yo'nalishi

Tabiiyjarayonlar ikkita harakatlantiruvchi kuch ta'sirida amalga oshishi mumkin: 1) har qanday sistema o'zining energiya tutumini kamaytirishga va jarayon vaqtida o'zidan issiqlik chiqarishga intiladi. Bu jarayonda entalpiya o'zgarishi manfiy ($\Delta H < 0$) bo'ladi; 2) sistemaning tartibsizligi o'zining eng yuqori holatiga o'tish uchun intiladi. Bu intilish temperatura va entropiya o'zgarishi ΔS ra bog'liq.

Agar modda bir holatdan ikkinchi holatga o'tganida uning energiya tutumi o'zgarmasa (ya'ni $\Delta H = 0$ bo'lsa), unday jarayon entropiya o'zgarishiga bog'liq bo'ladi va u entropiya ortadigan tomonga yo'naladi (ya'ni $\Delta S > 0$ bo'ladi).

Agar sistemaning tartibsizlik darajasi o'zgarmasa (ya'ni $\Delta s = 0$ bo'lsa), jarayonning yo'nalishi entalpiyaning kamayishi tomon ($\Delta H < 0$) boradi. Kimyoviy jarayon sodir bo'layotgan sistemada, bir vaqtning o'zida ham entalpiya, ham entropiya o'zgarishi mumkin. Bunday hollarda o'zgarmas bosimda sodir bo'ladigan jarayonlarni harakatga keltiruvchi kuch — sistemada izobar potentsialning o'zgarishi deb ataladi; uni ΔG bilan ishoralanadi va quyidagi formula bilan aniqlanadi: $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$

Agar biror jarayon zotan borishi mumkin bo'lsa, unda G ning o'zgarishi noldan kichik bo'ladi: $\Delta G < 0$. Demak,reaktsiya mobaynida G ning qiymati kamayadigan

jarayonlargina o'zo'zicha sodir bo'lishi mumkin. Ayni sharoitda borishi mumkin bo'lmagan jarayonlar uchun: $\Delta G > 0$ dir.

Reaksiyalarning izobar potentsiallarini o'zaro taqqoslashda standart izobar potentsiallardan foydalaniladi. Standart sharoitda har qaysi modda kontsentratsiyasi (yoki partsial bosimi) 1 kJ mol^{-1} ga teng bo'ladi. Uni $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$ asosida ham hisoblab topish mumkin. Bu formulada ΔG° — izobar potentsialning reaksiyadavomidao'zgarishi, ya'ni $\Delta G^\circ = E \Delta G^\circ_{mahs} - E \Delta G^\circ_{dast.mod.}$ dir. ΔH° — reaksiya vaqtida entalpiya o'zgarishi $\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_{mahs} - \sum \Delta H^\circ_{dast.modda}$ asosida hisoblab topiladi. ΔS° — reaksiyada entropiyaning o'zgarishi $\Delta S^\circ = \sum \Delta S^\circ_{mahs} - \sum \Delta S^\circ_{dast.mod.}$

Agar reaksiya mahsulotlari va dastlabki moddalar uchun jadvalda ΔG° va ΔS° lar berilgan bo'lib, reaksiyaning standart issiqlik effekti berilmagan bo'lsa, uni $\Delta H^\circ = \Delta G^\circ + T \Delta S^\circ$ tenglama yordamida hisoblaymiz. Izobar potentsialning o'zgarishi bilan reaksiyaning muvozanat konstantaei orasida quyidagi bog'lanish mavjud:

Arap reaksiyaning ΔH° va ΔS° qiymatlari temperatura o'zgarishi bilan o'zgarmaydi, deb faraz qilsak, ΔG° temperatura o'zgarishi bilan $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$ tenglamaga muvofiq o'zgaradi. Arap T_1 va T_2 da reaksiyaning muvozanat

konstantasi K'_m va K''_1 bo'lsa, izobar potentsialning o'zgarishi bu ikkala temperatura sharoitlarida quyidagicha ifodalanadi:

$$\Delta G_1 = \Delta H^\circ - T_1 \Delta S^\circ = -2,303 \cdot R \cdot T_1 \lg K'_m$$

$$\Delta G_2 = \Delta H^\circ - T_2 \Delta S^\circ = -2,303 \cdot R \cdot T_2 \lg K''_m$$

Aksincha, agar reaksiya uchun ΔH° bilan ΔS° (yoki ΔG°) ma'lum bo'lsa, reaksiyaning T_1 va T_2 lardagi muvozanat konstantalari uchun quyidagi tenglamani yoza olamiz:

$$\lg \frac{K'_m}{K''_m} = -\frac{\Delta H^\circ}{2,303 \cdot R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Sistemada muvozanat qaror topgan vaqtdagi temperaturada $\Delta G^\circ = 0$, $\Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = 0$ yoki $T = \Delta H^\circ / \Delta S^\circ$ asosida hisoblab topiladi. Jadvalda keltirilgan standart entropiya uchun S°_{298} va entalpiya ΔH°_{298} qiymatlaridan foydalanib, tegishli reaksiya uchun ΔS° va ΔH° larni hisoblab, reaksiyaning qaysi yo'nalish bilan borishi mumkinligini ayta olamiz. Shuni ham qayd etish kerakki, ba'zan (termodinamika nuqtai nazaridan) o'zo'zicha borishi kerak (ya'ni $\Delta G^\circ < 0$) bo'lgan reaksiyalar haqiqatda amalga oshmasligi ham mumkin. Termodinamik xulosa — faqat vaqtga bog'liq bo'lmagan imkoniyat, xolos.

Quyida bu masalaga batafsil to'xtalib o'tamiz.

" Misol. Reaksiya $\text{SO}_2 + 0,5\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_3$ uchun $\Delta G^\circ = -70 \text{ kJ}$ ra teng. Shunga qaramasdan, bu reaksiya amalda o'zo'zicha bormaydi, chunki reaksiyaning tezligi nihoyatda kichik. Katalizator qo'shish bilan reaksiya tezligi ortadi.

Entropiya va entalpiya faktorlari:

Izobar potentsial yoki Gibss energiyasi $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$; ΔH — entalpiya faktori, $T \Delta S$ esa — uning entropiya faktori debyuritiladi. Ular bir-biriga qarama - qarshi intilishlarni ifodalaydi. ΔH sistemada tartibsizlik darajasini kamaytirishga, T

ΔS — tartibsizlik darajasini ko'paytirishga intiladi. $\Delta G=0$ qiymatga ega bo'lganda entalpiya faktori uning entropiya faktoriga teng bo'ladi: $\Delta H=T\Delta S$. Bu sharoitda sistema muvozanat holatiga keladi. O'z- o'zicha sodir bo'ladigan reaksiyalar uchun $\Delta G<0$ dir.

Mazkur bobni o'rganishda bir necha muhim tushunchalar, jarayonlar bilan tanishamiz. Ularni bayon qilishdai avval qanday maqsad bilan bu bobdagi tushunchalarni egallaymiz, degan savolga javob berish kerak. Har qanday yangi tushunchani to'liq o'zlashtirish uchun u bilan bog'liqbo'lgan bir necha maqsad va malakalarga ega bo'lish zarur. Bu bobni o'rganar ekanmiz, o'z oldimizga quyidagi 5 ta maqsadni qo'yamiz:

1. Termokimyoviy tenglama bo'yicha biror birikmaning hosil bo'lish entalpiyasini hisoblay bilish;

2. Termokimyoviy tenglama asosida biror reaksiya davomida entalpiyaning o'zgarishi (ΔH ni) — ya'ni reaksiyaning manfiy ishora bilan olingan issiqlik effektini ($\Delta H=-Q_p$ ni) hisoblay olish.

3. Reaksiya natijasida "entropiya" S ning o'zgarishi ni hisoblay olish.

4. Termokimyoviy tenglamalar asosida reaksiya davomida erkin energiya (izobarizotermik potentsial yoki Gibbsning erkin energiyasi) ΔG ni hisoblay olish.

5. Hisoblab topilgan ΔG ning ishorasi va uning son qiymati asosida ayni reaksiya mazkur sharoitda bora oladimi va uning sodir bo'lishi qaysi yo'nalishda bo'ladi, degan savollarga aniq javob berishimiz kerak.

Asosiy tushunchalar:

Endi ba'zi asosiy tushunchalar bilan tanishib o'tamiz: Termodinamika — makrosistemalarning mavjud bo'la olish imkoniyati va shartsharoitlarini o'rganuvchi fan tarmog'i, Termodinamika bir necha ko'rinishga ega, chunonchi umumiy termodinamika, texnik termodinamika va kimyoviy termodinamika ...

Kimyoviy termodinamika — termodinamika qonunlarining kimyoviy hodisalarga qo'llash bilan shug'ullanadi. U kimyoviy jarayonning issiqdik balansi, ya'ni termokimyoni nomi bilan mashhur qismga ega. Bu fan fazalararo muvozanatlarni ham kimyoviy muvozanatlarni o'rganadi. Barcha kimyoviy jarayonlar konkret sistemalarda sodir bo'ladi.

Termodinamik sistema deganda atrofmuhitdan fikran ajralgan deb qarash mumkin bo'lgan jism yoki jismlar yig'indisini tushunmoq kerak. Sistemalar uch xil bo'ladi: 1 — ajralgan, 2 — berk va 3 — ochiq sistemalar.

Ajralgan sistemada tashqi muhit bilan massa almashinuvi ham, energiya almashinuvi ham sodir bo'lmaydi.

Berk sistemada tashqi muhit bilan faqat energiya almashinuvi mumkin, lekin massa almashinuvi mumkin emas.

Ochiq sistemada tashqi muhit bilan massa almashinuvi ham, energiya almashinuvi ham sodir bo'ladi. Biz bu bobda faqat berk sistemalarni qarab chiqish bilan chegaralanamiz.

Sistemaning holati fizik parametrlar bilan belgilanadi. Masalan, ideal gazning holati bosim (P), hajm (V) va temperatura (T) bilan aniqlanadi. Bu uch katgalik sistemaning termodinamik parametrlari deb ataladi. Sistema iarametrlarining

o'zgarishi jarayondeb ataladi. Termodinamik sistemada sodir bo'ladigan jarayonlar to'rt xil:

1) Adiabatik jarayon. Bu jarayon ajralgan sistemalarda sodir bo'ladi. Sistema bunday jarayonda faqat o'zining ichki energiyasi hisobiga ish bajaradi.

2) Izotermik jarayon. Bu jarayon o'zgarmas temperaturada ($T=Const$) sodir bo'ladi.

3) Izoxorik jarayon. Bu jarayon o'zgarmas hajmda (masalan, yopiq idishda, berk reaktorda) sodir bo'ladi ($V=Const$).

4) Izobarik jarayon: Bunday jarayonlar o'zgarmas bosim ($P=Const$)da sodir bo'ladi. Misol tariqasida og'zi ochiq idishda sodir bo'layotgan reaksiyalarni ko'rsatish mumkin. Biz bu bobda faqat berk sistemalarda sodir bo'ladigan izobarik jarayonlarni o'rganish bilan cheklanamiz.

Termodinamik funktsiyalar deganda termodinamik sistemaning parametrlari orqali tavsiflanadigan xossalarni tushunish kerak. Ularning soni beshta: ichki energiya (U), entalpiya (H), entropiya (S), Gibbs energiyasi (G) va Helmholtz energiyasi ($F=U - TS$).

Biz ko'rib chiqqan tushunchalardan tashqari yana ikkita tushuncha bor:

Birikmaning hosil bo'lish standart entalpiyasi $\Delta H^0_{x.b}$

—1 mol birikma oddiy moddalardan standart sharoitda hosil bo'lganida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlikning qiymati ($\Delta H^0_{x.b} = -Q_p$; Q_p — jarayonining doimiy bosimdagi issiqlik effekti).

Ikkinchi kuhim tushuncha — termokimyoviy tenglamalardir, bo' tushuncha bilan boshlang'ich kimyo kursida batafsil tanishiladi.

Termokimyoning asosiy tushunchalari.

Termokimyo — reaksiyalarning energetik effektlarini o'rganuvchi soha, u kimyoviy termodinamikaning bir qismii tashkil etadi.

Kimyoviy reaksiya berk sistemada sodir bo'lganida tashqi muhit bilan sistema orasida energiya almashinuvi yuz beradi; Bu energiya ~ reaksiya davomida ajralib chiqqan yoki yutilgan issiqlik energiyasidan iborat. Masalan, ko'pincha reaksiya sodir bo'lishi uchun reaktordagi moddalarni dizdiryshga to'g'ri keladi. Biz yuqorida $U=Q - A$ tenglama termodinamikaning birinchi qonuni uchun matematik ifoda ekanligini ko'rib chiqqan edik.

Endi, entalpiya (H) tushunchasi eng muhim termodinamik funktsiya ekanligini aytib o'tamiz, uni $H=U+PV$ tenglama bilan ifodalanadi. Reaksiyadan oldingi holat uchun sistemaning entalpiyasi $H_1=U_1+PV_1$, reaksiya tugagandan keyingi entalpiya $H_2=U_2+PV_2$ bilan ifodalanadi. Unda sistemadagi entalpiya o'zgarishi $\Delta H=H_2 - H_1$ ga teng bo'ladi. Yuqorida $\Delta H=-Q_p$, ekanligini qayd etgan edik. Ekzotermik reaksiyalar uchun $H_2<H_1$ binobarin, $\Delta H<0$. Endotermik reaksiyalar uchun $H_2>H_1$ binobarin, $\Delta H>0$. Sistemaning entalpiyasi ΔH qiymatlari kJmol^{-1} lar bilan o'lchanadi. Eng muhim tushunchalardan biri — kimyoviy birikmaning standart hosil bo'lish entalpiyasi ekanligini alohida ko'rsatib o'tamiz. Uni ΔH°_{298} orqali ifodalanadi. Gess qonuniga muvofiq, reaksiyaning entalpiyasi jarayonda ishtirok etayotgan moddalarning dastlabki va oxirgi holatlariga bog'liq, lekin jarayon qanday yo'l orqali sodir bo'lishiga bog'liqemas. Oddiy moddalarning standart entalpiyasi nolga teng deb qabul qilingan.

Ichki energiya bilan entalpiya orasidagi bog'lanish:

Ichki energiyaning o'zgarishi $\Delta U = \Delta H - P \Delta V$ tenglamasini gaz holatidagi moddalar uchun $P \Delta V = \Delta nRT$ ekanidan foydalanib, $\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$ shaklida yoza olamiz. Bunda Δn — reaksiya davomida dastlabki moddalar mol sonlarining o'zgarishini aks ettiradi.

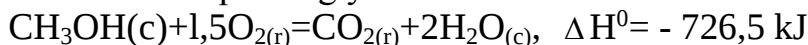
Misol. 250 g suv 293,15 K da bug'latilganda uning ichki energiyasi necha kJ ga o'zgaradi? Suvning bug'ga aylanish solishtirma issiqligi 2451 Jg^{-1} ga teng, suv bug'i ideal gaz qonunlariga bo'ysunadi deb qabul qiling.

Echish. $\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$ tenglamadan foydalanamiz: $\Delta H = 2451250 = 612750 \text{ J}$; $\Delta n = 250:18 = 13,87 \text{ mol}$, $R = 8,3144 \text{ Jmol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Demak, $\Delta U = 612750 - 13,87 \cdot 8,3144 \cdot 293 = 579000 \text{ J}$ yoki 579 kJ qadar ortadi.

Termodinamik kattaliklarni hisoblash:

1. Birikmaning hosil bo'lish entalpiyasini hisoblash. Buning uchun VII.4 tenglamadan foydalanamiz: ΔH^0_{mahs} va $\Delta H^0_{\text{dast.mahs}}$ qiymatlarini standart termodinamik kattaliklar jadvalidan olamiz.

Misol. Metil spirtning yonishini ifodalovchi termokimyoviy tenglama



asosida metil spirtning hosil bo'lish standart entalpiyasi $\Delta H^0_{\text{x.b.}}$ topilsin. Echish, jadvaldan kerakli ma'lumotlarni to'playmiz:

Moddalar	$\Delta H^0_{298}, \text{ kJmol}^{-1}$
$\text{O}_{2(\text{g})}$	0
$\text{CO}_{2(\text{g})}$	- 393,5
$\text{H}_2\text{O}(\text{s})$	- 285,83

$\Delta H^0_{\text{r-ya}} = -726,5 \text{ kJ}$ va topilgan qiymatlarni yuqorida keltirilgan formulaga qo'yamiz: $-726,5 = -(393,5 - 2 \cdot 285,83) - X - 0$;

Bundan $X = 238,105 \text{ kJmol}^{-1}$

2. Bol'tsman formulasi asosida modda entropiyasini hisoblash 1 mol modda uchun Boltsman tenglamasi $S = R \ln W$ ko'rinishida yoziladi.

Misol. Absolyut nolga yaqin temperaturada uglerod (II) oksidning mikroholati ikkita kristall tuzilish bilan tavsiflanadi: birining atomlari COOC, COOC; ikkinchisida esa — CO, CO, CO, CO ko'rinishiga ega. Moddaning entropiyasini hisoblang.

Echish. Ko'rsatilgan sharoitda mikroholatlar ikkita imkoniyatga ega, shu sababli $W = 2$ Molekulaning entropiyasi: $S = R \ln W = 8,31442 \cdot \ln 2 = 5,76 \text{ Jmol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

3. Reaksiya davomida entropiya o'zgarishini hisoblash Reaksiya natijasida entropiya o'zgarishi $\Delta S^0_{\text{r-ya}}$ ni bizga tanish tenglama asosida hisoblaymiz: $\Delta S^0_{\text{r-ya}} = \sum ES^0_{298(\text{mahs})} - \sum ES^0_{298(\text{bosh.mod})}$

Misol. Etilenning yonish reaksiyasi $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_{2(\text{g})} = 2\text{CO}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{b})$ uchun entropiya o'zgarishi $\Delta S^0_{\text{r-ya}}$ topilsin.

Echish. Yuqoridagi tenglama (a) ga muvofiq:

$$\Delta S^0_{\text{r-ya}} = (2S^0_{\text{CO}_2} + 2S^0_{\text{H}_2\text{O}}) - (S^0_{\text{C}_2\text{H}_4} + 3S^0_{\text{O}_2}). \text{ jadvaldan}$$

$$\Delta S^0_{\text{r-ya}} = [2(213,6469,91)] - 219,44 - 0 = 347,66 \text{ Jmol}^{-1} \text{ K}^{-1}.$$

Misol. Sirka kislotasining suyuqlanish temperaturasi $16,6^\circ\text{S}$ ga teng. Uning solishtirma suyuqlanish issiqligi 194 Jg^{-1} . Uch mol sirka kislota suyuklanganida

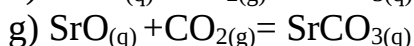
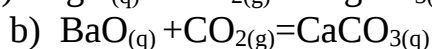
uning entropiyasi necha JK^{-1} ga o'zgaradi?

Echish. Suyuqlanish issiqligi orqali entropiya o'zgarishini $\Delta S = Q/T$ formulasidan topamiz; kislota ning molyar massasi 60 g mol^{-1} ga teng. Berilgan kislota massasi $360 = 180 \text{ g}$ bo'ladi. Unda $Q = 194180 = 3492 \text{ J}$ bo'ladi. Kelvin shkalasida suyuqlanish temperaturasi $273,15 + 16,60 = 289,75 \text{ K}$. Unda $\Delta S = 3492 : 289,75 = 120,5 \text{ JK}^{-1}$.

4. Reaksiya natijasida Gibbs energiyasining o'zgarishini hisoblash.

Bunday masalalarni echish uchun shartga qarab $\Delta G^0_{r-ya} = \Delta H^0 - T \Delta S^0$ (s) yoki $\Delta G^0_{r-ya} = \sum \Delta G^0_{298(\text{mahs})} - \sum \Delta G^0_{298(\text{das} > \text{mod})}$ (d) formulalardan foydalanish mumkin.

Misol. jadvaldan foydalanib quyidagi vazifalarni bajaring: a) quyidagi reaksiyalar uchun boshlang'ich va reaksiya mahsulotlarining ΔG^0_{298} qiymatlarini topib tegishli reaksiyalarning $\Delta G^0_{298(r-ya)}$ kattaliklarini hisoblang:



Olingan natijalardan foydalanib $\text{MgO} - \text{CaO} - \text{SrO} - \text{BaO}$ qatorida oksidlarning asoslik xossalari va tegishli karbonatlarning hosil bo'lishi uchun $\Delta G^0_{\text{hos.bo'l}}$ qiymatlari orasidagi bog'lanishni aniqlang. Echish. Quyidagi formula asosida tegishli jarayonlar uchun quyidagi qiymatlarni olamiz:

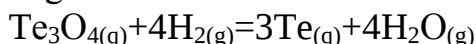
a) $\Delta G^0_{\text{hos.bo'l}}$: a) $-65,985$, b) $-216,225$

v) $-130,225$ va g) $-184,425 \text{ kJ}$.

MgO , CaO , SrO , BaO qatorida ΔG^0_{298} ning manfiy qiymati ortib borishi ishqoriy - er metall oksidining asoslik xossasi ortib borishini tasdiqlaydi.

Misol. Standart sharoitda Fe_3O_4 vodorod ta'sirida qaytariladimi?

Echish. Termodinamik xossalar jadvalidan kerakli qiymatlarni topib quyidagi reaksiya uchun hisoblarni amalga oshiramiz:



$$\Delta H^0_{298(r-ya)} = -4 \cdot 241,83 - (-267,8) = -699,52 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta S^0_{298(r-ya)} = (3 \cdot 27,28 + 4 \cdot 188,72) - (36,2 + 4 \cdot 131,08) = 276,20 \text{ J mol}^{-1} \text{ gradus}^{-1}$$

Endi: ΔG^0_{r-ya} ni hisoblaymiz:

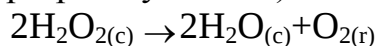
Shuni esda tutish kerakki, reaksiya entalpiyasi kJ mol^{-1} lar bilan, entropiyasi esa $\text{J mol}^{-1} \text{ gradus}^{-1}$ larda ifodalanadi. Shuni hisobga olgan holda $\Delta G^0_{r-ya} = 699,52 - ((298 \cdot 276,20) / 1000) = -781,83 \text{ kJ mol}^{-1}$ Topilgan natija

noldan kichik, ya'ni standart sharoitda Fe_3O_4 vodorod ta'sirida oson qaytariladi..

Reaksiyaning yo'palishi:

Reaksiyani o'ng yoki chap tomon yo'nalishi to'ri xil variantga ega bo'lishi mumkin. Bu holatlarni konkret misollarda ko'rib chiqamiz.

Entropiya ortishi bilan boradigan ekzotermik reaksiyalar (ya'ni $\Delta H < 0$ va $\Delta S > 0$). Bunday reaksiyalar jumlasiga bir molekulaning bir necha molekulalarga parchalanish reaksiyalari kiradi. Masalan, H_2O_2 ning 298 K da va bosim $101,325 \text{ kPa}$ sharoitda parchalanishi (disproportsiyanishi):



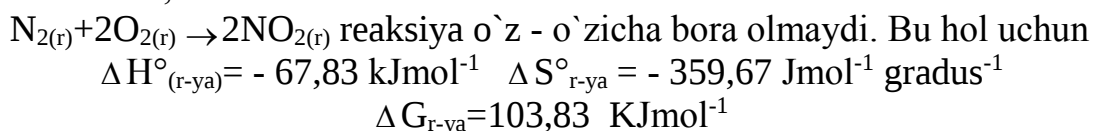
$$\Delta H^{\circ}_{(r-ya)} = -211,43 \text{ kJmol}^{-1}$$

$$\Delta S^{\circ}_{r-ya} = 298 \text{ Jmol}^{-1} \text{ gradus}^{-1}$$

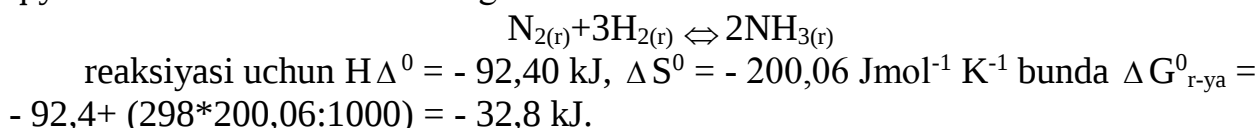
$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \Delta S^{\circ} = -250,37 \text{ Jmol}^{-1}$$

Gibbs energiyasining manfiy qiymati bu reaksiya o'z - o'zidan sodir bo'lishini ko'rsatadi. Lekin yuqorida aytilgandek, biz topgan xulosa termodinamik xulosa bo'lib, ba'zan bunday xulosa faqat imkoniyatnigina ko'rsatadi. Peaktsiyalarning haqiqatan borishbormasligi kinetik omillarga ham bog'liqdir. 2.

Entropiya kamayishi bilan boradigan endotermik reaksiyalar (ya'ni $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$). Bunday reaksiyalar qaytmas tarzda bora olmasligi mumkin, chunki bu hol uchun $\Delta G^{\circ} > 0$ dir. Masalan, standart sharoitda



3. Entropiya kamayishi bilan sodir bo'ladigan ekzotermik reaksiyalar. Temperatura ortishi bilan entropiyaning o'zgarishi kam bo'lishini e'tiborga olsak, bu xildagi reaksiyalar $T \Delta S$ qiymati kichik bo'lgan past temperaturalaridagina o'z - o'zicha borish ehtimolligi katta bo'lishi mumkin deb ayta olamiz. ΔH° ning absolyut qiymati $T \Delta S$ nikidan katta bo'lgan holda $\Delta G^{\circ} < 0$ bo'ladi. Masalan:



Ko'rinishicha, Gibbs energiyasining qiymati manfiy ishoraga ega, bu holda ham jarayon o'zo'zicha o'ng tomonga borishi kerak. Lekin, standart sharoitda bu jarayonning tezligi cheksiz kichik. Uni amalga oshirish uchun yuqori bosim (415—4150 kPa), yuqori temperatura (400—450°S) va katalizator (g'ovak holdagi temir) mavjud bo'lgan sharoitdagina sezilarli tezlikka ega bo'ladi.

4. Entropiya ortishi bilan sodir bo'ladigan endotermik reaksiyalar (ya'ni $\Delta H > 0$ va $\Delta S > 0$). Bunday reaksiyalar yuqori temperaturalarda o'zo'zicha amalga oshishi mumkin, chunki bu sharoitda $T \Delta S$ (entropiya omili) reaksiyaning entalpiyasi (ΔH) dan katta bo'ladi. Bu variantga asosan mahsulot molekulalarining soni dastlabki moddalar molekulalarining sonidan ortiq bo'lgan endotermik reaksiyalar misol bo'laoladi. Umuman, bu qoidaga muvofiq ΔG° ning ishorasi temperatura qanday bo'lishiga qarab o'zgarishi mumkin.

Misol. $\text{N}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ reaksiya uchun $\Delta H^{\circ} = 58 \text{ kJ}$, $\Delta S^{\circ} = 176 \text{ KJmol}^{-1}$, binobarin, $\Delta G^{\circ} = -58298 (176:100) = 5,55 \text{ kJ}$

Bu reaksiya uchun ΔG° ning qiymati noldan katta, demak, bu reaksiya 298 K da o'z - o'zicha sodir bo'la olmaydi. Agar temperaturani oshirsak, masalan, $T = 398 \text{ K}$ ga etkazilsa, reaksiya o'zo'zidan sodir bo'la oladi, chunki 398 K da ΔG° manfiy ishoraga ega bo'ladi:

$$\Delta G^{\circ} = 58 - (398 \cdot 176) / 1000 = -12,05 \text{ kJ}$$

Kimyoviy jarayonlar amalga oshishida entropiya (S) va izobar potensial (G) ning o'zgarishi: $\text{BM}_1 = \text{o'z - o'zidan sodir bo'ladigan qaytmas jarayon}$, $\text{BM}_2 = \text{o'z - o'zidan sodir bo'lmaydigan qaytmas jarayon}$, M_1 va M_2 – vuvozanat holatlar.

5. Nihoyat, $\Delta G^{\circ} = 0$ bo'lganda, reaksiya sistema muvozanat holatga keladi. i. Bu holda sistemaning erkin energiyasi minimal qiymatga ega bo'ladi. Agar $\Delta G^{\circ} = 0$

bo'lsa, $\Delta H^\circ = T \Delta S$ bo'ladi. Bunda $T \Delta H^\circ / \Delta S$ kelib chiqadi. Shunga ko'ra, biz oxirgi formula asosida to'g'ri va teskari jarayonlarning temperaturalarini hisoblab topishimiz mumkin.

7-MA'RUZA MASHG'ULOTI

Kimyoviy kinetika. Kimyoviy reaksiya tezligi, kimyoviy muvozanat.

Raja:

1. Kimyoviy kinetika.
2. Gamogen va geterogen sistemadagi kimyoviy reaksiyalarning tezligi va unga ta'sir etuvchi omillar.
3. Massalar ta'siri qonuni. Bant-Goff qoidasi. Qaytar va qaytmaz reaksiyalar.
4. Gamogen va geterogen reaksiyadagi kimyoviy muvozanat.

1. Kimyoviy reaksiya tezligi va uni temperatura, modda konsentratsiyasiga bog'liqligi.

Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalarining vaqt birligi ichida o'zgarishi bilan o'lchanadi. Konsentratsiya hajm birligidagi modda miqdoridir. Masalan, 100 litr gazda 2 mol karbonat angidrid aralashgan bo'lsa, karbonat angidridning konsentratsiyasi $2 / 100 = 0,02$ mol bo'lgan. Shunday qilib, kimyoviy reaksiya tezligini o'lchashda moddalar konsentratsiyasini $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ hisobida vaqt birligi esa sekund, minut, soat, sutkalar hisobida olinadi. Reaksiya tezligi unda ishtirok etayotgan qaysi modda miqdorini o'lchash qulay bo'lsa, o'sha modda konsentratsiyasining o'zgarishi bilan o'lchanadi. Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyasi reaksiya davom etgan sari kamayadi: mahsulotlarniki, aksincha, ortib boradi. Ko'pincha dastlabki moddalar konsentratsiyasining kamayishidan foydalaniladi. Masalan, agar reaksiyaning tezligi minutiga $0,3 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$ bulsa, 1 litrdagi dastlabki moddaning konsentratsiyasi xar minutida $0,3 \text{ mol}$ kamayadi. Natijada xar bir vaqt birligida reaksiya turlicha tezlikda boradi. Shuning uchun reaksiyaning haqiqiy tezligi (yoki ayni ondagi tezligi) va o'rtacha tezligi degan tushunchalar kiritilgan. Agar modda konsentratsiyasining cheksiz qisqa vakt d/τ ichida o'zgargan cheksiz kichik miqdori d/s bo'lsa, reaksiyaning haqiqiy tezligi:

$$V = \pm \frac{dc}{d\tau} \quad (1)$$

bilan ifodalanadi. Agar moddaning konsentratsiyasi τ_1 dan τ_2 ga qadar o'tgan ma'lum vaqt ichida C_1 dan C_2 gacha o'zgarsa reaksiyaning o'rtacha tezligi:

$$V = \pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} \quad (2)$$

bo'ladi.

Reaksiyaning tezligi doimo musbat qiymatga ega. Shunga ko'ra, agar reaksiyaning tezligi dastlabki moddalardan birining konsentratsiyasi o'zgarishi

bilan o'lchansa $\frac{dc}{d\tau}$ oldida minus (-) ishora, reaksiya mahsulotlaridan birining kontsentratsiyasi o'zgarishi bilan o'lchanganda esa plyus (+) ishora qo'yiladi.

Turli reaksiyalarning kuzatilgan tezlikka, ya'ni reaksiyaga kirishuvchi moddalarni xoxlagan kontsentratsiyada (miqdorda) olib, o'tkazilgandagi reaksiya tezligi (V) ning qiymati bilan emas, balki reaksiyaning tezlik konstantasi (K) qiymati bilan solishtiriladi. Tezlik konstantasining qiymati reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiatiga, temperaturaga, dastlabki moddalar kontsentratsiyalariga, bosimga, katalizatorning ishtirok etish-etmasligiga, moddalar sirtining katta-kichikligiga, erituvchi tabiatiga, yorug'lik ta'siriga va boshqa faktorlarga bog'lik, reaksiyaga kirishuvchi moddalarning kontsentratsiyasiga (yoki partsial bosimga) bog'lik emas.

REAKSIYA TEZLIGIGA KONTSENTRATSIYANING TA'SIRI.

Reaksiya tezligiga reaksiya kirishayotgan moddalarning kontsentratsiyalari katta ta'sir ko'rsatadi. Gomogen (bir jinsli) sistemalar qatoriga, masalan, gazlar aralashmasi, tuz yoki qand eritmasi (umuman eritmalar) kiradi. Xossalari jihatidan o'zaro farq qiladigan va bir-biridan chegara sirtlari bilan ajralgan ikki yoki bir necha qismlardan tuzilgan sistema geterogen (ko'p jinsli) sistema deb ataladi. Masalan, suv bilan muz, o'zaro aralashib ketmaydigan ikki suyuqlik (bir idishdagi simob va suv) va qattiq jismlarning aralashmalari geterogen sistemalaridir.

Geterogen sistemaning boshqa qismlaridan chegara sirtlari bilan ajralgan gomogen qismi faza deb ataladi. Demak, gomogen sistema bir fazadan, geterogen sistema esa bir necha fazadan iborat.

Reaksiya tezligiga kontsentratsiyaning ta'sir etish sababi shundaki, moddalar orasida o'zaro ta'sir paydo bo'lishi uchun reaksiyaga kirishuvchi moddalarning zarrachalari bir-biri bilan to'qnashadi. Ammo to'qnashuvlarning hammasi ham kimyoviy reaksiyaga olib kelavermaydi, barcha to'qnashishlarning oz qismigina reaksiyaga olib keladi. Vaqt birligi ichida yuz beradigan to'qnashishlarning soni o'zaro to'qnashayotgan zarrachalarning kontsentratsiyalariga proporsional bo'ladi. Bu son qanchalik katta bo'lsa, moddalar orasidagi o'zaro ta'sir shunchalik shiddatli bo'ladi, ya'ni kimyoviy reaksiya shunchalik tez boradi.

MASSALAR TA'SIRI QONUNI.

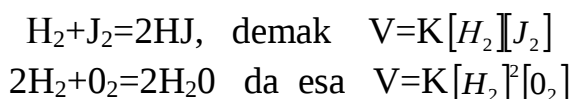
Kimyoviy reaksiyaning tezligi o'zgarmas temperaturada reaksiyaga kirishuvchi moddalar kontsentratsiyalarining ko'paytmasiga to'g'ri proporsionaldir. Bu qonun Guldberg va Vaage tomonidan ta'riflangan. Masalan, $A+V=AV$ sxema shaklida yozilgan reaksiya tezligi:

$$V = K \cdot [A] \cdot [B] \quad (\text{VIII.3})$$

bu yerda K- proporsionallik koeffitsenti, uni reaksiya tezlik konstantasi deyiladi. K-reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiatiga, katalizatorning ishtirok etish - etmasligiga bog'lik, ammo reaksiyada qatnashuvchi moddalar kontsentratsiyasiga bog'lik emas.

Agar $[A]=[B]=1$ bo'lsa, $V = K$ bo'ladi.

Demak, kimyoviy reaksiyaning tezlik konstantasi reaksiyaga kirishuvchi har haysi moddaning kontsentratsiyasi 1 mol/l bo'lgan holdagi reaksiya tezligiga son jihatidan tengdir. Buni quyidagi reaksiya yordamida ko'rib chiqish mumkin:



Umumiy holda:

$$m\text{A} + n\text{B} = \text{C} + \text{D} \quad V = [\text{A}]^m [\text{B}]^n$$

REAKSIYA TEZLIGIGA TEMPERATURANING TA‘SIRI.

Atom va molekular qo‘zg‘algan holatga o‘tganda ularning reaksiyaga kirishish qobiliyati kuchayadi. Zarrachalarni qo‘zg‘altirish uchun, masalan, haroratni oshirish, bosimni ko‘paytirish, reaksiyaga kirishayotgan moddalarga rentgen nurlari, ultrabinafsha nurlar, γ - nurlari, ba‘zan oddiy nur ta‘sir ettirish kerak bo‘ladi.

Temperaturaning ortishi, odatda, reaksiya tezligining keskin ortishiga sabab bo‘ladi. Molekula yoki atomning tezligini oshishi (to‘qnashishlar ko‘payishi,) reaksiya tezligining temperaturaga miqdoriy bog‘liqligi Vant-Goff qoidasi bilan aniqlanadi: temperatura 10°C ga ko‘tarilganda reaksiya tezligi 2-4 marta ortadi, ya‘ni

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

Bunda γ - reaksiyaning temperatura koeffitsienti, ya‘ni reaksiyaga kirishuvchi moddalar temperatura 10°C oshganida reaksiya tezligining qancha ortishini ko‘rsatuvchi son.

Reaksiya tezligiga temperatura ta‘sirini ko‘rsatish uchun natriy tiosulfat $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ bilan sulfat kislota eritmalarining o‘zaro reaksiyasini misol qilib ko‘rsatish mumkin:



Reaksiya 20°C va 30°C da o‘tkaziladi. 30°C da reaksiya 20°C dagiga nisbatan 2 marta kam vaqt ichida tugaydi.

Kimyoviy reaksiyani boshlash uchun uni turli nurlar bilan yoritish (fotokimyoviy ta‘sir ko‘rsatish) ham mumkin.

So‘ngi yillarda odatdagi fizikaviy ta‘sir qatoriga moddaga lazer nuri yuborish ham qo‘shildi. Lazer fotokimyoviy yoki sof termik ta‘sir etishi mumkin. Tiniq bo‘lmagan qattiq jismlar lazer nuri bilan yoritilganda, ular bir lahzada erib ketadi, agar lazer nur juda kuchli quvvatda berilsa, modda plazmaga aylanadi. Kremniy bilan vodorod aralashmasi lazer bilan yoritilganda SiH_4 hosil bo‘ladi. Lazer ta‘sirida grafitdan olmos sintezi amalga oshirilgan. Lazer nurlaridan moddalarni sifat va miqdoriy analiz qilishda, kimyoviy reaksiyalar mexanizmini o‘rganishda keng foydalanilmoqda.

Rentgen nurlari, gamma nurlar, katta energiyaga ega bo‘lgan neytronlar oqimi va hokazo boshqa nurlar-moddalarga ta‘sir etib, ularda ionlar hosil qiladi. Ana shunday ionlashtiruvchi nurlar ta‘sirida sodir bo‘ladigan kimyoviy jarayonlar radiatsion kimyoviy jarayonlar deb ataladi, ularni kimyoning radiatsion kimyo nomli sohasi tekshiradi.

KIMYOVIY REAKSIYANING AKTIVLANISH ENERGIYASI.

Kimyoviy reaksiya sodir bo‘lishi uchun zarrachalar o‘zaro to‘qnashishi kerak.

Agar molekular orasida bo‘ladigan har qaysi to‘qnashish natijasida kimyoviy reaksiya borsa, reaksiyalar juda tez sodir bo‘lishi kerak edi.

Bularning hammasini e'tiborga olib, massalar ta'siri qonuniga qo'shimcha sifatida, aktivlanish nazariyasi deb ataladigan nazariya kiritildi. Bu nazariyaga binoan, molekulalar orasida bo'ladigan barcha to'qnashuvlar natijasida kimyoviy reaksiya vujudga kelavermaydi, faqat ortiqcha energiyaga ega bo'lgan aktiv molekulalar orasidagi to'qnashuvlar reaksiyani vujudga keltiradi. Bu nazariyani D.V.Alekseev, S.Arrenitse va boshqa olimlar rivojlantirdilar.

Demak, har qaysi to'qnashuv natijasida reaksiya boravermaydi, faqat aktiv molekulalar orasidagi to'qnashuvlar natijada reaksiya sodir bo'ladi. Chunki ikki zarracha o'zaro to'qnashganda kimyoviy reaksiya ruy berishi uchun bu zarrachalar orasidagi masofa elektron bulutlar bir-birini qoplaydigan darajada kichik bo'lishi kerak. Shu vaqtdagina elektronlarning bir moddadan ikkinchi moddaga o'tishi yoki qayta guruhlanishi va natijada yangi moddalar hosil bo'lishi mumkin. Ammo zarrachalar bir-biriga bunchalik yaqin masofaga kelishiga ikkala zarrachadagi elektron pog'onalarining o'zaro itarilish kuchlari halaqit beradi. Bu itarilish kuchlarini katta energiyaga ega bo'lgan aktiv zarrachalargina eng oladi. Passiv zarrachalarni aktiv holatga o'tkazish uchun energiya talab qilinadi. Passiv zarrachalarni aktiv holatga o'tkazish uchun ularga berilishi zarur bo'lgan qo'shimcha energiya ayni reaksiyaning aktivlanish energiyasi deb ataladi. Aktivlanish energiyasi K.J.mol^{-1} yoki EV hisobida ifodalanadi. Uning son qiymati aktiv molekulalar bilan dastlabki moddalar o'rtacha energiya qiymatlari orasidagi ayirmaga teng. Masalan, $2\text{HJ} \rightarrow \text{H}_2 + \text{J}_2$ reaksiyaning aktivlanish energiyasi $188 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ga teng; $\text{H}_2 + \text{J}_2 \rightarrow 2\text{HJ}$ reaksiyaning aktivlanish energiyasi esa 168 kJ.mol^{-1} dir.

Reaksiyaning aktivlanish energiyasi qanchalik katta bo'lsa, reaksiya shunchalik sekin boradi.

Aktivlanish energiyasi reaksiyada ishtirok etadigan moddalarning tabiatiga bog'lik:

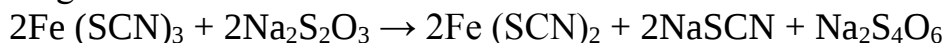
a) agar reaksiyada ishtirok etadigan ikkala modda ham molekulalardan tashkil topgan bo'lsa, bunday reaksiya uchun aktivlanish energiyasi $80\text{-}250 \text{ kJ.mol}^{-1}$ chamasi bo'ladi.

b) agar reaksiyaga kirishayotgan moddalarning ikkalasi qarama-qarshi zaryadli ionlar bo'lsa, aktivlanish energiyasi $0\text{-}18 \text{ kJ.mol}^{-1}$ bo'ladi.

v) erkin radikallar ishtirokida boradigan reaksiyalarda aktivlanish energiyasi $0\text{-}9 \text{ kJ.mol}^{-1}$ chamasi bo'ladi.

2.Gomogen kataliz. Geterogen kataliz.

Reaksiya tezligini o'zgartiradigan, lekin reaksiya natijasida kimyoviy jihatdan o'zgarmaydigan modda katalizator deb, reaksiya tezligining katalizator ta'siridan o'zgarishi esa kataliz deb ataladi. Masalan:

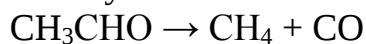


Reaksiyasi juda oz miqdor CuSO_4 ta'sirida keskin ravishda tezlashadi. Katalizator faqat kimyoviy jihatdan o'zgarmaydi, ammo uning fizikaviy holati o'zgarishi mumkin. Ko'pincha katalizatorning ta'siri reaksiya tezligini oshiradi. Reaksiya tezligini pasaytiradigan moddalarni manfiy katalizator yoki ingibitorlar deb yuritiladi: masalan, sulfit kislota (va uning tuzlari) eritmasiga glitserin, etil spirt yoki

qalay (11)- xlorid qo'shilsa, sulfitning havo kislorodi ta'sirida oksidlanishi keskin pasayib ketadi.

Barcha katalitik jarayonlar gomogen va geterogen katalizga bo'linadi. Gomogen katalizda reaksiyaga kirishadigan moddalar ham, katalizator ham bir fazada (gaz holatida yoki eritmada) bo'ladi.

Gaz fazada sodir bo'ladigan katalitik reaksiya uchun misol tariqasida atsetaldegidning parchalanish reaksiyasini keltirish mumkin :



Bu reaksiya katalizator ishtirok etmaganida 773^0 K da amalga oshadi, ammo katalizator sifatida yod ishlatilsa 673^0 K da sodir bo'ladi. Yana qizig'i shundaki , ishlatilgan yod kontsentratsiyasi reaksiya davomida asta-sekin o'zining avvalgi miqdorigacha tiklanadi.

Gomogen katalitik reaksiyalarni ko'p holda deyarlik past temperaturalarda, ya'ni «yumshoq» sharoitda amalga oshirish mumkin.

Geterogen katalizda reaksiyaga kiruvchi moddalar va katalizator boshqa-boshqa fazalarda bo'ladi. Masalan, CO ning yonish reaksiyasi $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$ juda oz miqdordagi suv bug'i ishtirokida tezlashadi, bu reaksiya gaz fazada boradi. Bu kataliz gomogen katalizdir. Ammiak sintezi $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ reaksiyasining tezligi temir ishtirokida tezlashadi. Bu hollarda geterogen katalizga ega bo'linadi.

Katalitik jarayonlarning muhim xususiyatlari quyidagilardan iborat:

1. Katalizator juda oz miqdorda bo'lganda ham reaksiya tezligini hiylagina o'zgartiradi:

2. Katalizator reaksiyada ishtirok etganida kimyoviy muvozanatni siljitmaydi, lekin u muvozanat holatining qaror topish tezligini oshiradi:

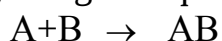
3. Har qaysi katalizator ma'lum bir reaksiyani yoki bir necha reaksiyalarni tezlatadi (suv, platina, nikel kabi moddalar katalizator sifatida ishlatiladi):

4. Katalizator reaksiyaning aktivlanish energiyasini pasaytiradi.

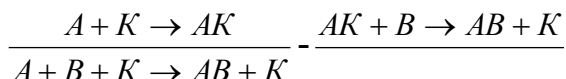
5. Ba'zi moddalar katalizatorga aralashtirilganda uning katalitik ta'siri kuchayadi, bunday moddalarni promotorlar deb ataladi. Masalan, ammiak sintezida katalizator sifatida ishlatiladigan temirga ishqoriy metall va alyuminiy oksidlari qo'shilsa, temirning katalitik ta'siri kuchayadi.

6. Ba'zi moddalardan katalizatorga ozgina qo'shilsa, uning katalitik aktivligi keskin pasayib ketadi. Bunday moddalar katalitik zaharlar deyiladi. Katalitik zaharlar jumlasiga CO, As, HCN, HgCl_2 , H_2S , $\text{Hg}(\text{CN})_2$ va boshqalar kiradi.

Gomogen katalizda katalizator reaksiya uchun olingan moddalar bilan birikib, reaksiyaga oson kirishadigan oraliq mahsulotlar hosil qiladi. Shu sababli reaksiyaning aktivlanish energiyasi pasayadi, chunki oraliq mahsulotlarning hosil bo'lishi bilan boradigan kataliz jarayoni birin-ketin boradigan bir necha bosqichdan iborat bo'ladi. Har qaysi bosqichning aktivlanish energiyasi umumiy jarayonning aktivlanish energiyasidan kichik bo'ladi. Boshacha aytganda, reaksiyaning «energetik g'ovi» bir necha «kichik g'ovlar» ga ajraladi: reaksiyaga kiruvchi zarrachalar ketma-ket «kichik g'ovlar»ni osonlik bilan yengib o'tadi. Demak, katalizator reaksiya oxirida o'z tarkibi va miqdorini o'zgartirmasa ham reaksiyaning oraliq bosqichlarida ishtirok etadi.



reaksiyasi o'z-o'zicha juda sust borib katalizator (K) ishtirokida tez ketadi. Reaksiyaning tezlashishiga sabab reaksiyaning oraliq bosqichida katalizatorning ishtirok etishidir:



Bu sxema katalizatorning reaksiya oxirida kimyoviy jihatdan o'zgarmay qolishini va reaksiya tezligining katalizator miqdoriga proportsional ekanligini ko'rsatadi.

Getorogen katalizda kimyoviy reaksiya asosan katalizator sirtida boradi. Reaksiya uchun olingan moddalar tarkibidagi ba'zi atomlarga katalizator atomlari ta'sir etishi natijasida ba'zi bog'lar uzilishi mumkin. Erkin atomlar osil bo'lib, ular reaksiyaga osonroq kirishadi. Natijada reaksiya maxsulotlarining hosil bo'lishi tezlashadi. Bu holda ham oraliq maxsulotlarning tuzilishi, tarkibi, reaksiya uchun olingan moddalar tabiati, katalizator tabiati, katalizator sirtining qanday ekanligi tashqi sharoitlar katta ahamiyatga ega.

Kataliz xalk xo'jaligida keng qo'llaniladi. Ammiak, sulfat kislota, sintetik yoqilg'i, sintetik kauchuklar, turli-tuman plastik massalar katalizatorlar ishtirokida hosil qilinadi.

Umuman, kataliz xodisasi ko'pgina kimyoviy jarayonlarda muhim o'rin tutadi. Hayvon va o'simlik organizmlaridagi biologik jarayonlar organik katalizatorlar – fermentlar yordamida amalga oshadi. Reaksiya kirishayotgan sistemaga katalizator ko'shilganda kimyoviy jarayon tezlashsa, musbat kataliz, reaksiya sekinlashsa, manfiy kataliz deyiladi.

Katalitik reaksiyalar gomogen, mikrogeterogen va geterogen bulishi mumkin

3.Kimyoviy muvozanat.

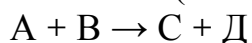
QAYTAR VA QAYTMAS REAKSIYALAR.

Hamma kimyoviy reaksiyalar to'liq borishiga, ya'ni- unumiga qarab ikki sinfga bo'linadi.- bir tomonlama va ikkinchi tomonlama boruvchi reaksiyalar. Bir tomonlama boruvchi reaksiyalarda jarayon faqat bir tomonga – mahsulotning hosil bo'lish tomonigagina boradi va dastlabki olingan moddalarning hammasi mahsulotga aylanadi, ya'ni reaksiya mahsuloti 100 % ga teng bo'ladi.

Kimyoviy jarayonlarning ko'pchiligi ikki qarama – qarshi yo'nalishda boradi, ya'ni reaksiya boshlangan vaqtda avval mahsulotlar hosil bo'ladi, birmuncha vaqt o'tgandan keyin bu mahsulotlar bir – biriga o'zaro ta'sir etib, qisman, dastlabki moddalarga aylanadi, natijada, reaksiya olib borilayotgan idishda reaksiya mahsulotlari bilan birga dastlabki moddalar aralashmasi hosil bo'ladi.

Mahsulotning hosil bo'lish tomoniga boruvchi reaksiyalar qaytmas jarayonlar, qarama – qarshi yo'nalishda boruvchilariga esa qaytar jarayonlar deyiladi.

Qaytar jarayon qarama– qarshi uchlik (strelka)lar bilan ko'rsatiladi.

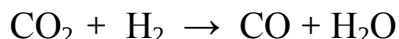


Nazariy jihatdan har qanday qaytmas jarayonni ham ma'lum sharoitda qaytar tarzda boradigan jarayon deb qarash mumkin, lekin amalda esa faqat bir yunalishda boradigan reaksiya mahsulotlari reaktson muhit doirasidan chiqib ketadigan

xollarda (gaz ajralib chiqqanda, chukma tushganda, amalda dissotsilanmaydigan moddalar hosil bo'lganda) va dastlabki moddalardan biri nihoyatda mo'l miqdorda olinib, qarama – qarshi jarayonning bir yo'nalishini tomomila to'xtatib quyilgan xollardagina yuz beradi.

Bariy xlorid eritmasiga natriy sulfat eritmasi quyilganda bariy sulfat cho'kmasining tushishi natriy karbonat eritmasiga xlorid kislota ta'sir etganda karbonat angidrid gazining ajralib chiqishi va boshqalar kimyoviy qaytmas jarayonlar uchun misol bo'la oladi. Bariy sulfatning cho'kishi amalda qaytmas jarayondir, chunki BaSO_4 oz bo'lsada suvda eriydi. Ammo, bertole tuzi KClO_3 ning parchalanishi yoki qo'rg'oshin azid Pb_3N_2 ning parchalanishi odatdagi sharoitda mutlaqo qaytmas jarayonlardir.

Reaksiya mahsulotlari, odatda, bir-biri bilan ta'sirlashib, dastlabki moddalarni hosil qilishi mumkin. Masalan, CO_2 bilan H_2 qizdirilganda o'zaro reaksiyaga kirishadi, natijada uglerod (II) – oksid va suv bug'i hosil buladi. Shu sharoitning o'zida CO va suv bug'i o'zaro ta'sirlashib dastlabki moddalar CO_2 va H_2 ni hosil qiladi. Ikkala reaksiyani ham bitta umumiy tenglama bilan ifodalash mumkin:



Kimyoviy muvozanat holatida vaqt birligi ichida qancha mahsulot parchalansa, shuncha miqdor yangisi, hosil bo'ladi. shuning uchun ham kimyoviy munosabat dinamik (haroratdagi) muvozanat hisoblanadi. U quyidagi uch belgiga ega:

1. Kimyoviy muvozanat holatidagi reaksion sistema (aralashma) tarkibi vaqt o'tishi bilan o'zgarmaydi.

2. Muvozanatdagi sistema tashqi ta'sir tufayli muvozanat holatidan chiqarilsa, tashqi ta'sir yo'qolgandan keyin bu yana usha oldingi muvozanat holatiga qaytadi: agar tashqi ta'sir davom etaversa, shu sharoitga mos bo'lgan yangi muvozanat holati qaror topadi.

3. Qaytar reaksiya mahsulotlarini o'zida reaksiyaga kiritish yoki dastlabki moddalarni bir-biriga ta'sir ettirish yo'li bilan (ya'ni qarama-qarshi yo'llar bilan) muvozanat holatiga erishish mumkin.

KIMYOVIY MUVOZANAT KONSTANTASI.

Reaksiya unumini muvozanat konstantasi (k) deb atalgan kattalik bilan qayd etiladi. Sistemaning tabiatiga qarab bu kattalikning ifodasi turli xil ko'rinishda bo'ladi.

- a) sistema gomogen bo'lib, u suyuqliklardan iborat bo'lsa, muvozanat konstantasi, odatda K_c bilan ifodalanadi.

- b) sistema faqat gazlardan iborat bo'lsa, muvozanat konstantasi, K_p – bilan ifoda etiladi.

Ko'pgina reaksiyalar bir xil sharoitda qarama-qarshi ikki tomonga boradi: dastlabki moddalardan turli mahsulotlar va mahsulotlardan dastlabki moddalar hosil bo'ladi. Reaksiya davom etgan sari, dastlabki moddalarning kontsentratsiyasi uzluksiz pasaya boradi, natijada massalar ta'siri qonuniga muvofiq, to'g'ri reaksiyaning tezligi ham kamayib boradi, mahsulotlar kontsentratsiyasi esa aksincha orta boradi, natijada teskari reaksiyaning tezligi ham oshadi. Nihoyat shunday bir

payt keladiki, bu vaqtdan boshlab to'g'ri reaksiyaning tezligi teskari reaksiyaning tezligiga tenglashadi: bu vaqtda muvozanat qaror topadi. Dastlabki moddalarning va mahsulotlarning konsentratsiyasi o'zgarishdan to'xtaydi. Olingan moddalarning bir qismi reaksiyaga kirishmasdan qoladi. Muvozanat qaror topgan vaqtda moddalar konsentratsiyasi muvozanat konsentratsiya yoki partsial bosim deyiladi. Gaz aralashmasida ayrim gazlarning bosimi, ma'lum moddaning partsial bosimi deyiladi. Kimyoviy muvozanat holati, muvozanat konstantasi kattaligi bilan ifodalanadi.

Vodorod va yoddan vodorod yodid hosil bo'lish reaksiyasi $H_2 + J_2 \rightarrow 2HJ$ ning tezligi reaksiya uchun olingan moddalar konsentratsiyalari ko'paytmasiga proporsional bo'ladi:

$$V_1 = K_1 [H_2] [J_2]$$

bu yerda K_1 – to'g'ri reaksiyaning tezligi konstantasi,

$[H_2] [J_2]$ – vodorod va yodning molyar konsentratsiyasi,

Vodorod yodidning hosil bo'lishi bilan teskari jarayon boshlanadi, uning tezligi V_2 vodorod yodid konsentratsiyasiga proporsionaldir, ya'ni

$$V_2 = K_2 [HJ]^2$$

bu yerda K_2 teskari reaksiyaning tezlik konstantasi,

$[HJ]$ – vodorod yodidning molyar konsentratsiyasi.

Vaqt o'tishi bilan V_1 kamayib, V_2 ortib boradi, muvozanat vaqtida to'g'ri va teskari jarayonlarning tezligi tenglashadi. U holda $V_1 = V_2$ bo'lib, sistema kimyoviy muvozanat holatiga keladi.

Demak, kimyoviy muvozanatda harakat to'xtamaydi, chunki bu holat bir-biriga qarama-qarshi borayotgan ikki jarayon tezliklarining tenglashish holatidir: $V_1 = V_2$ bo'lsa

$$[H_2] [J_2] = K_2 [HJ]^2 \quad \text{ёки} \quad K_1/K_2 = \frac{[HJ]^2}{[H_2][J_2]} \quad (1)$$

Bu tenglamada $[H_2]$, $[J_2]$ va $[HJ]$ – reaksiyada ishtirok etayotgan moddalarning muvozanat konsentratsiyasi (ya'ni H_2 va J_2 ning reaksiyaga kirishmay qolgan konsentratsiyalari bo'lsa, HJ ning muvozanat qaror topganida hosil bo'lgan konsentratsiyasidir). Quyidagi ifoda

$$\frac{k_1}{k_2} = K_M$$

qiymati muvozanat konstantasi nomi bilan yuritiladi.

Demak, $H_2 + J_2 \rightleftharpoons 2HJ$ muvozanatining konstantasi:

$$K_M = \frac{[HJ]^2}{[H_2][J_2]}$$

bilan ifodalanib, bu tenglama ayni sistema uchun masalalar ta'siri qonunini aks ettiradi.

Agar sistemada $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ tenglamasi bilan tasvirlanadigan muvozanat holati qaror topsa, uning konstantasi:

$$K_M = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad (2)$$

tenglama bilan ifodalanadi.

Bu ifoda massalar ta'siri qonunining umumiy ko'rishishi bo'lib, quyidagicha ta'riflanadi:

Kimyoviy muvozanat davomida reaksiya mahsulotlari kontsentratsiya-lari ko'paytmasining dastlabki moddalar kontsentratsiyalari ko'paytma-siga nisbati o'zgarmas temperaturada doimiy kattalikdir.

K_M ning qiymati reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiati va temperaturasiga bog'liq, lekin aralashmadagi moddalarning kontsentratsiyasi, bosimi, begona qushimchalar ishtirok etish – etmasligiga bog'liq emas.

K_M ning qiymati qanchalik katta bo'lsa, reaksiya shunchalik ko'p unum beradi. Shu sababli K_M ni bilish kimyo va kimyoviy texnologiya uchun nihoyatda katta ahamiyatga ega.

KIMYOVIY MUVOZANATNING SILJISHI LE-SHATELYE PRINTSIPI

O'zgarmas tashqi sharoitda qaytar reaksiya borayotgan sistemaning vaqt o'tishi bilan o'zgarmaydigan holatga kelishiga muvozanat holati deyiladi. Lekin tashqi sharoit o'zgarganida muvozanat ham shunga qarab o'zgaradi, ya'ni yangi sharoitga mos yangi muvozanat holati qaror topadi. Har qanday muvozanat nisbiydir.

Kimyoviy reaksiyalarning muvozanat holatiga temperatura, bosim va muvozanatda ishtirok etayotgan moddalarning kontsentratsiyasi ta'sir etadi. Agar bu faktorlarning birortasi o'zgarsa, muvozanat buziladi, ya'ni moddalarning muvozanat kontsentratsiyasi o'zgaradi, jarayon va o'zgargan tashqi sharoitga mos muvozanat qaror topguncha davom etadi. Tashqi sharoit ta'sirida muvozanat kontsentratsiyalarining o'zgarishiga muvozanatning siljishi deyiladi. Muvozanat siljishi natijasida reaksiya mahsulotlarining miqdori (kontsentratsiyasi) ko'paysa, muvozanat chapdan unga (ya'ni to'g'ri reaksiya yo'nalishida), reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarning kontsentratsiyasi ko'payganda esa muvozanat o'ngdan chapga (teskari reaksiya yo'nalishida) siljiydi. Tashqi sharoit o'zgarishi natijasida muvozanatning qaysi tomonga siljishi 1884 yilda ta'riflangan umumiy qoidaga – Le-SHatele printsipiga bo'ysunadi. Bu printsipga ko'ra, agar muvozanatdagi sistemaga tashqaridan biror ta'sir ko'rsatilsa, muvozanat shu ta'sirni yo'qotish tomonga siljiydi.

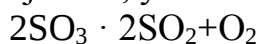
1. Kontsentratsiya o'zgarishining ta'siri. Kimyoviy muvozanat holatida turgan sistemadagi moddalardan birining kontsentratsiyasi oshirilsa, sistemada mumkin bo'lgan reaksiyalardan shunday reaksiya kuchayadiki, natijada kontsentratsiyasi oshirilgan modda sarf bo'ladi.

Masalan: $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ tenglamasi bilan ifodalanadigan muvozanatdagi sistema berilgan bo'lsa, bu sistemaga qushimcha CO_2 berilsa, sistema CO_2 kontsentratsiyasini kamaytirishga intiladi, ya'ni kimyoviy muvozanat o'ng tomonga siljiydi. Aksincha, agar SO_2 ning miqdori kamaytirilsa, sistema uni ko'paytirishga intiladi, ya'ni kimyoviy muvozanat chap tomonga siljiydi.

2. Temperaturaning ta'siri. Le-SHatele printsipiga muvofiq, agar muvozanatda turgan sistemaning temperaturasi o'zgarsa temperatura ko'tarilganda

sistemaning muvozanati issiqlik yutiladigan, temperatura pasayganda esa issiqlik chiqadigan jarayon tomoniga siljiydi.

Masalan: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + 225,4 \text{ kJ}$ tenglama bilan ifodalanadigan muvozanatda turgan sistema olinsa SO_3 ning hosil bo'lishi ekzotermik reaksiya bo'lganligi uchun, Le – Shatele printsipligiga muvofiq, temperatura oshirilganda SO_3 ajraladi, ya'ni muvozanat



reaksiyasi tomonga siljiydi: aksincha, temperatura pasaytirilganda, SO_2 bilan O_2 birikib, SO_3 hosil qiladi, ya'ni muvozanat $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ reaksiyasi tomonga siljiydi.

3. Bosimning ta'siri. Gazsimon moddalar ishtirok qiladigan va umuman hajm o'zgaradigan muvozanat sistemalarda kimyoviy muvozanat bosim o'zgarishi bilan siljiydi. Le – Shatele printsipligiga muvofiq, agar muvozanat holatida turgan sistemaning bosimi oshirilsa, kimyoviy muvozanat bosimni kamaytiruvchi reaksiya tomon siljiydi: aksincha, bosim kamaytirilsa, muvozanat bosimni oshiruvchi reaksiya tomoniga suriladi. Lekin shuni ham esda tutish kerakki, o'zgarish temperaturada, reaksiya olib borilayotgan berk idishda bosim o'zgarishi uchun, molekulalarning umumiy soni kimyoviy reaksiya natijasida o'zgarishi lozim.

Bosim ortirilganida muvozanat gazning kam miqdordagi molekulalari va aksincha, bosim pasaytirilganida ko'p miqdordagi molekulalar hosil bo'lish reaksiya tomoniga siljiydi. Masalan, $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ reaksiyasida, bosim oshirilsa muvozanat o'ng tomonga, kamaytirilganda esa chap tomonga siljiydi.

Kimyoviy muvozanat holatiga temperatura, bosim va ishtirok etuvchi moddalar konsentratsiyalarining ta'sirini o'rganishga asoslanib kimyoviy jarayonlardan yaxshi unum olish uchun qanday sharoit yaratish kerakligini aniqlash mumkin.

8-MA'RUZA MASHG'ULOTI

Eritmalar, ularning turlari. Eritma konsentratsiyasi.

Reja:

1. Dispers sistemalarning umumiy xarakteristikasi va sinflanishi.
2. Geterogen va gamogen dispers sistemalar.
3. Eritmalar va ularning xosil bo'lish jarayonlari.
4. To'yingan, to'yinmagan, o'ta to'yingan eritmalar. Eritmalar konsentratsiyasining ifodalash usullari.

Dispers sistemalar. Biri ikkinchisida juda mayda zarrachalar hamda tarqalgan ikkita moddadan iborat sistema dispers sistema deyiladi. Tarqalgan modda dispers faza, dispers modda tarqalgan modda esa dispersion muhit deyiladi. Dispers faza zarrachalarining o'lchami 10 mk dan 100 mmk (10 mkm dan 100 nm) gacha bo'lgan sistema dag'al dispers sistema deyiladi. Bularga suspenziya va emulsialar kiradi. Maydalangan qattiq modda suyuqlikda tarqalgan sistemalar suspenziyalar deyiladi. Masalan, bo'ning mayin kukuni suvda chayqatilsa suspenziya hosil bo'ladi. dispers faza ham, dispersion muhit ham suyuq moddalardan iborat bo'lgan sistema emulsiya

deyiladi. emulsiyaga sut misol bo'la oladi: unda yog'ning juda mayday tomchilari muallaq holda bo'ladi. suspenziya va emulsiyalardagi dispers faza zarrachalarini mikroskop ostida, ba'zan esa hatto oddiy ko'z bilan ham ko'rish mumkin.

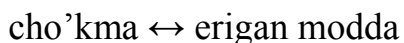
Dispers faza zarrachalarining o'lchami 100-1 nm (nm) orasida bo'lgan sistemalar kolloid eritmalar, boshqacha aytganda zollar deyiladi. Kolloid eritmalar zarrachalarini ultramikroskop deb ataluvchi maxsus optic asbob yordamida payqash mumkin. Agar tarqalgan modda molekulalar yoki ionlar holida bo'lsa, dispers sistema chin eritma deyiladi. Ko'rsatilgan dispers sistemalar bir-biridan ma'lum darajada farq qilsa ham ular orasida keskin chegara yo'q. Chin eritmalar bir jinsli (gomogen) sistema bo'lib, tarqalgan modda bilan muhit orasida chegara sirti yo'q. Suvli muhitdagi eritmalar eng katta ahamiyatga ega.

Moddalarning erish protsessida odatda, issiqlik yutiladi yoki chiqadi, bu esa ximiyaviy reaksiyalar uchun xosdir. D.I.Mendeleev moddalarning eritmalaridagi holatini tekshirib, erish protsessining ximiyaviy xususiyati to'g'risidagi tushunchani rivojlantirdi. U eritmada erigan modda va erituvchidan iborat birikmalar hosil bo'ladi, degan xulosaga keldi. Bunday birikmalar solvatlar deb ataladi. Agar erituvchi suv bo'lsa, eritmada hosil bo'lgan birikmalar gidratlar deyiladi. D.I.Mendeleevning solvatlar nazariyasi eritmalar haqidagi hozirgi zamon ta'limotining asosidir.

Suv molekullari, ko'pincha erigan modda molekullari bilan shunday mahkam bog'lanib qoladiki bunda erigan modda cho'kmaga tushishi natijasida kristallogidratlar ya'ni tarkibida suv bo'lgan kristall moddalar hosil bo'ladi. kristallogidratlarning tarkibi quyidagicha:



Gidratlar hosil bo'lishini, shuningdek, moddalarning erish natijasida issiqlik yutilishi yoki chiqishini nazarda tutib eritmalarini ximiyaviy birikmalardek qarash lozim edi. Biroq eritmalar tarkibining o'zgaruvchanligi, ya'ni erigan modda bilan erituvchining miqdorlari orasida ekvivalent nisbat yo'qligi ularda mexanik aralashmalarga yaqinlashtiradi. Demak, eritmalar mexanik aralashmalar bilan ximiyaviy birikmalar oralig'idadir. Moddalar eritilganida erigan modda erituvchi orasida tarqaladi. Agar biror erituvchiga qattiq modda solinsa qattiq moddaning sirtqi qavatidagi zarrachalari sekin-asta sirtidan uziladi va erituvchining butun hajmi bo'ylab tarqaladi. Eriyotgan modda mo'l bo'lsa, qattiq modda zarrachalarining eritmaga o'tishi bilan birga qaytar protsess-kristallizatsiya protsessi ham sodir bo'ladi. Vaqt o'tishi bilan cho'kma va eritmada modda orasida siljuvchan muvozanat qaror topadi, bunda ma'lum vaqt ichida eritmada qancha modda ajralib chiqsa, shuncha modda eriydi. Bu qaytar protsessni quyidagi sxema bilan ifodalash mumkin:



Muvozanat qaror topishi bilan eritmaning ayni temperaturadagi konsentratsiyasi o'zgarmay qoladi. Bunday eritma to'yingan eritma deyiladi, chunki unda ayni temperaturada eng miqdor erigan modda bo'ladi. To'yingan eritmaning konsentratsiyasi moddaning ayni sharoitda eruvchanligining o'lchov belgisidir. Agar muayyan temperaturada eritma tarkibidagi erigan modda miqdori eritmaning to'yinishi uchun kerakli miqdoridan kam bo'lsa, bunday eritma to'yinmagan eritma deyiladi.

Erishning issiqlik effekti. Modda eriganda hamma vaqt issiqlik chiqadi yoki yutiladi. Bir mol modda eriganda yutiladigan yoki chiqadigan issiqlik miqdori erish issiqligi deb ataladi hamda Q harfi bilan belgilanadi. Agar modda eriganda issiqlik yutilsa, Q harfi minus ishora bilan, issiqlik chiqsa plus ishora bilan ko'rsatiladi. Masalan, NH_4NO_3 ning erish issiqligi $-6,32 \text{ kkal}$ ($-26,5 \text{ kj}$)ga, KOH ning erish issiqligi esa $+13,3 \text{ kkal}$ ($+55,7 \text{ kj}$) ga teng.

Qattiq moddaning erish protsessi ketma-ket ikkib osqichdan iborat bo'lib, bularning har birida issiqlik effekti sodir bo'ladi:

1) Kristall panjara yemiriladi, ya'ni u ayrim zarrachalarga ajralib ketadi: bu protsessda Q_1 energiya sarf qilinadi.

2) Erigan modda zarrachalarining suv molekulari bilan o'zaro ta'siri (gidratatsiya) bu protsessda Q_2 issiqlik chiqadi.

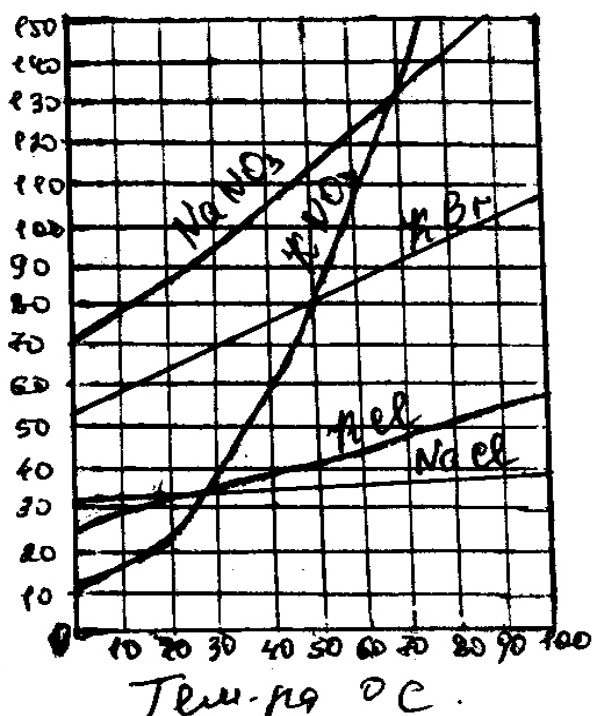
Demak, erish issiqligi Q yuqorida aytib o'tilgan issiqlik effektlarining yig'indisidan iborat, ya'ni

$$Q = -Q_1 + Q_2$$

Bu tenglamadan ko'rinib turibdiki, gidratlanish paytida kristall panjarani buzishga sarflanganidan ko'ra ko'proq issiqlik chiqsa, qattiq moddaning erishi ekzotermik protsess bo'ladi. Aksincha, agar gidratatsiya natijasida chiqqan issiqlik kristall panjarani buzishga sarflangan issiqlikdan kam bo'lsa, bunday protsess endotermik protsess deyiladi. (egri chiziq).

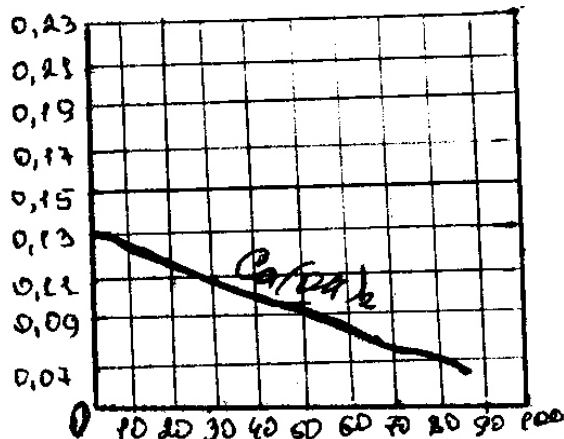
Eruvchanlik. Turli moddalarning bir erituvchining o'zida eruvchanligi turlicha bo'ladi. 31-rasmda ko'rsatilgan egri chiziqlardan ko'rinib turibdiki, ko'pchilik tuzlarning eruvchanligi temperatura ko'tarilishi bilan ancha ortadi.

NaCl ning eruvchanligi temperatura ko'tarilishi bilan deyarli o'zgarmaydi. Ba'zi moddalarning masalan, Ca(OH)_2 ning eruvchanligi temperatura ko'tarilishi bilan hatto kamayadi.

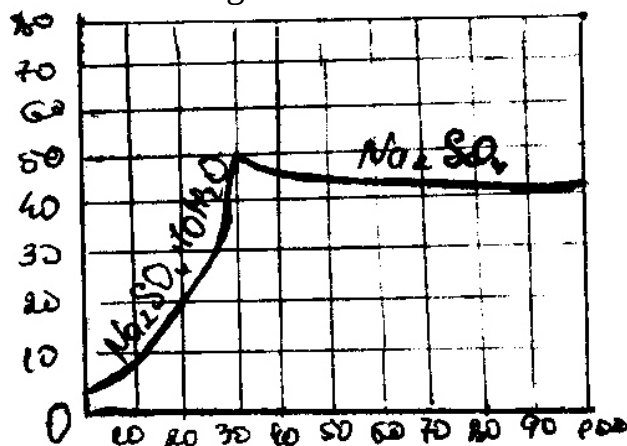


31-rasm. Ba'zi tuzlarning eruvchanlik egri chiziqlari

Natriy sulfatning eruvchanlik egri chizig'idan (33-rasm) kristallogidrat $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ning eruvchanlik temperatura ko'tarilishi bilan tez ortishi ko'rinib turibdi, 32°C da egri chiziq sinadi, ya'ni bunda kristallogidrat suvsiz



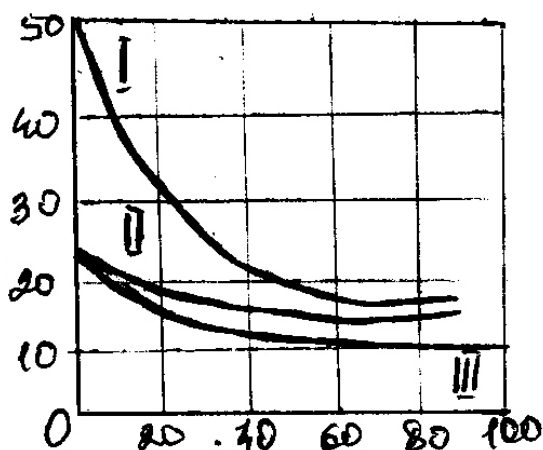
32-rasm. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ning eruvchanlik egri chiziqlari



33-rasm. Na_2SO_4 ning eruvchanlik egri chiziqlari

Na_2SO_4 ga aylanadi. Bu tuzning eruvchanligi temperatura ko'tarilishi bilan ortadi emas balki birmuncha kamayadi. Ko'pchilik qattiq moddalarning eruvchanligi temperatura ko'tarilishi bilan ortadi, shuning uchun to'yingan eritmaning temperaturasi pasayganda erigan modda cho'kmaga tushadi, ya'ni kristallanish sodir bo'ladi. biroq ba'zi moddalarning, masalan, natriy sulfatning to'yingan eritmasi ehtimollik bilan va sekin sovitilsa erigan moddaning ortiqchasi ajralib chiqmaydi. Bunda 3ta to'yingan eritma, ya'ni tarkibida ayni temperaturada eruvchanligiga qaraganda ko'p erigan modda bor eritma hosil bo'ladi. O'ta to'yingan eritmaga shu eritmada erigan moddaning kristallchasi yoki shunga o'xshash kristall formadagi boshqa modda kristallchasi solinsa, erigan moddaning barcha ortiqchasi tezda ajralib chiqadi; o'ta to'yingan eritma to'yingan eritmaga aylanadi.

Gazlarning suvda eruvchanligi har xildir. Ba'zi gazlar, masalan, vodorod va azot juda oz eriydi: vodorod xlorid va ammiak ancha yaxshi eriydi.



34-rasm. Gazlar eruvchanligining temperaturaga bog'liqligi

Gazlarning eruvchanligi temperaturaning pasayishi bilan ortadi (34-rasm). Suyuqliklar qaynatilganda undan erigan gazlar deyarli batamom chiqib ketishiga sabab ana shudir. Gazning suyuqlikda eruvchanligi suyuqlik ustidagi gazning bosimiga bog'liq.

Bu bog'liqlikni J.Genri (1755-1836) qonuni bilan ifodalanadi: gazning massa birliklarida ifodalangan eruvchanligi, o'zgarmas temperaturada suyuqlik ustidagi gazning bosimiga to'g'ri proporsionaldir. 1907 yilda J.Dalton ko'rsatib berganidek, agar gazlar aralashmasi eritilayotgan bo'lsa aralashma tarkibidagi har qaysi gaz o'zning parsial bosimiga proporsional ravishda, ya'ni gazlar aralashmasidagi umumiy bosimning ushbu gaz hissasiga to'g'ri keladigan qismida eriydi. Masalan, 100 sm³ suvda 20°C temperaturada ham 760 mm simob ustuni bosimida (101325 N/m²) 3,1 sm³ kislorod eriydi. Agar xuddi shunday sharoitda havo eritilsa, havodagi kislorod miqdori havo hajmining $\frac{1}{5}$ qismini tashkil qilganligi sababli, 100 sm³ da 0,62 sm³ kislorod eriydi, chunki kislorodning havodagi parsial bosimi normal bosimning 0,2 qismiga teng. Tabiiy suvlar tarkibida karbonat angidrid konsentratsiyasining oz bo'lishi ham uning havodagi parsial bosimi kichikligidir.

Suvda faqat qattiq moddalar va gazgina emas, balki ko'pgina suyuqliklar ham eriydi. Bulardan ba'zilari, masalan, spirt, glitserin, vodorod peroksid suv bilan har qanday nisbatda aralashadi, boshqalari masalan, efir suvda faqat ma'lum chegaragacha eriydi, bunda temperaturaning ko'tarilishi bilan suyuqliklarning bir-birida eruvchanligi, odatda, ortadi. Agar biror modda biri-biriga tegib turgan ammo o'zaro aralashmaydigan ikkita erituvchida eritilsa, bu moddaning har ikkala erituvchidagi konsentratsiyalarining nisbati o'zgarmas miqdor bo'ladi; bu nisbat erigan moddaning miqdoriga hamda konsentratsiyasiga bog'liq emas (taqsimlanish qonuni).

$$\frac{C_1}{C_2} = R \quad \text{bunda, } C_1\text{-bir erituvchida erigan moddaning konsentratsiyasi; } C_2\text{-}$$

ayni moddaning boshqa erituvchidagi konsentratsiyasi; R-ayni temperatura uchun o'zgarmas son bo'lib, taqsimlanish koeffitsiyenti deyiladi. misol tariqasida yodning suv bilan uglerod sulfid orasida tarqalishini ko'rib chiqamiz.

Yod uglerod sulfidga yaxshi eriydi, suvda oz eriydi. Yodning uglerod sulfididagi konsentratsiyasining suvdagi konsentratsiyasiga nisbati erigan yodning umumiy miqdori turlicha bo'lgan ham doimiyliligicha qoladi. Bunga atetonning benzol bilan suv orasida taqsimlanishi ham misol bo'la oladi. Ateton bu ikkita erituvchida baravar tarqalishi aniqlangan; shu bilan bigra, atetonning ikkala qatlamlaridagi konsentratsiyasining nisbati eritmaga yana atseron qo'shilganda ham o'zgarmaydi.

Eritmalarning konsentratsiyalarini ifodalash usullari. Eritmalarning konsentratsiyalarini, ko'pincha quyidagicha ifodalanadi:

1. Protsent konsentratsiya-100 gr eritmada erigan moddaning grammlar soni. Masalan, o'yuvchi natriyning 10 % li eritmasi deganda 100 gramda 10 gr NaOH hamda 90 g suv bor eritma tushuniladi. Ko'pincha eritmaning konsentratsiyasi uning zichlik qiymatiga qarab bilinadi, chunki ayni temperaturada eritmaning muayyan zichligiga eritma tarkibidagi muayyan miqdor modda to'g'ri keladi. Masalan, zichligi 1,2 g/sm³ bo'lgan sulfat kislotada ($1,2 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$) 15°C temperaturada 27,27 % H₂SO₄ ya'ni 100g eritmada 27,27 g H₂SO₄ bo'ladi. zichlik bilan bog'liq bo'lgan hamma hisoblashlarda quyidagi bog'liqlikka asoslanish lozim.

$m = V \cdot d$ bunda, m-eritmaning massasi; V-eritmaning hajmi; d-eritmaning zichligi.

Misol. Zichligi $1,05 \text{ g/sm}^3$ bo'lgan 400 sm^3 $10,2 \%$ li eritmada necha gr HCl bor?

Yechish: 400 sm^3 eritmaning massasini topamiz.

$$m = 400 \cdot 1,05 = 420$$

HCl ning massasini quyidagi proporsiyadan hisoblab topamiz.

$$10,2 : 100 = x : 420; \quad x = \frac{420 \cdot 10,2}{100} = 42,84 \text{ g.}$$

2. Molyar konsentratsiya, boshqacha aytganda molyarlik-1 ℓ eritmada erigan moddaning gr-molekulalar (mollar) soni. Molyar konsentratsiya M harfi bilan belgilanadi. 1 litrida 1 mol erigan modda bor eritma bir molyar yoki to'g'ridan-to'g'ri molyar (1M) eritma deyiladi; agar 1 litrida 2 mol erigan modda bo'lsa, ikki molyar (2M), 1 litrida 0,1 mol erigan modda bo'lsa, detsimolyar (0,1M) eritma deyiladi va h.k.

Misol. Sulfat kislotaning 1 ℓ 0,2 M eritmasini tayyorlash uchun uning zichligi $1,143 \text{ g/sm}^3$ ($1,143 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$) bo'lgan 20% li eritmasidan qancha kerak?

Yechish: H_2SO_4 ning gr-molekulasi 98 ga teng. Demak, 1 ℓ 0,2 M eritma tayyorlash uchun $98 \cdot 0,2 = 19,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4$ olish kerak. Berilgan H_2SO_4 eritmasining 1 sm^3 massasi $1,143 \text{ g}$ ga teng bo'lgani uchun unda

$1,143 \cdot 0,2 = 0,2286 \text{ g H}_2\text{SO}_4$ bor. Shu sababli 1 ℓ 0,2 M eritma tayyorlash uchun

$$19,6 : 0,2286 = 85,7 \text{ sm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ kerak.}$$

3. Molyal konsentratsiya, boshqacha aytganda molyallik-1000g erituvchida erigan moddaning gr-molekulalar soni. Agar 1000g suvda 0,5 mol modda erigan bo'lsa, bunday eritma yarim molyal eritma deyiladi.

Misol. 500g suvda 43,83 g NaCl eritildi. Eritmaning molyal konsentratsiyasini hisoblab toping.

Yechish: 1000g suvda $43,83 \cdot 2 = 87,66 \text{ g NaCl}$ bo'ladi. NaCl ning moli 58,44g ga teng, demak, bu tuzning 87,66 grammi $\frac{87,66}{58,44} = 1,5$ mol bo'ladi. Eritmaning molyalligi 1,50 mol.

4. Normal konsentratsiya, boshqacha aytganda normallik-1 ℓ eritmada erigan moddaning gr ekvivalentlar (g-ekv) soni. Eritmaning normal konsentratsiyasi litrida 1g-ekv erigan modda bor eritma 1 normal yoki to'g'ridan-to'g'ri normal (1N) eritma deyiladi; 1 litrida 0,1g-ekv modda erigan bo'lsa, detsinormal (0,1N), 0,01 g-ekv modda erigan bo'lsa-santinormal (0,01N) eritma deyiladi.

Misol. HCl ning 1 ℓ 0,1N eritmasini tayyorlash uchun uning zichligi $1,19 \text{ g/sm}^3$ bo'lgan 37% li eritmasidan necha kub santimetr olish kerak?

Yechish: 1 ℓ 0,1N eritmasini tayyorlash uchun 0,1g-ekv ya'ni 3,65 g HCl olish kerak. Kislotada 37% li bo'lgani uchun undan $\frac{3,65 \cdot 100}{37} = 9,85 \text{ g}$ kerak bo'ladi.

Berilgan eritmaning 1 sm^3 massasi $1,19 \text{ g}$. Demak, 1 ℓ 0,1N eritmasini tayyorlash uchun $9,86 : 1,19 = 8,29 \text{ sm}^3$ eritma olish kerak.

Normalligi bir xil bo'lgan eritmalarining teng hajmlaridagi erigan moddaning gramm-ekvivalentlar soni bir xil bo'ladi. Shuning uchun normalligi bir xil bo'lganda reaksiyaga kirishuvchi moddalar eritmalarining hajmlari o'zaro teng bo'ladi. Agar reaksiyaga kirishuvchi moddalarning normalligi har xil bo'lsa, bu eritmalarining hajmlari ularning normalligiga teskari proportsional bo'ladi. Reaksiya uchun sarf

bo'lgan eritmalarining hajmini V_1 va V_2 bilan, ularning normalligini N_1 va N_2 bilan ifodalasak, quyidagi nisbat kelib chiqadi:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{N_2}{N_1} \quad \text{yoki} \quad V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2$$

Misol. HCl ning 0,1N 28 sm³ eritmasi NaOH ning 25 sm³ eritmasi bilan naytrallandi. NaOH eirtmasining normalligini aniqlang.

Yechish: $V_1 = 28 \text{ sm}^3$; $N_1 = 0,1\text{N}$ bo'lsa $V_2 = 25 \text{ sm}^3$. Son qiymatlarini yuqoridagi tenglamaga qo'yib, quyidagilarni hosil qilamiz:

$$28 \cdot 0,1 = 25 \cdot N_2 \quad \text{bundan,} \quad N_2 = \frac{28 \cdot 0,1}{25} = 0,112 \text{ N.}$$

Demak, ishqor eritmasining normalligi 0,112.

5. Eritmaning titri-1sm³ eritmada erigan moddaning grammlar soniga deyiladi.

9-MA'RUZA MASHG'ULOTI

Elektrolit eritmalar.Tuzlarning gidrolizi.

Reja:

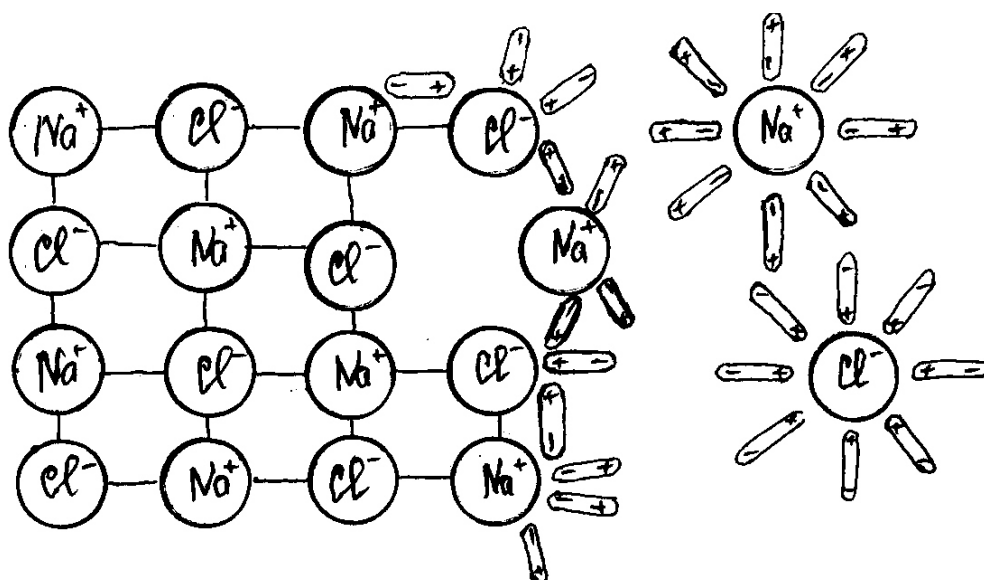
- 1.Elektrolit va noelektrolitlar.
- 2.Kuchli va kuchsiz elektrolitlar.
- 3.Asos kislota va tuzlarning dissisiyalanishi.
- 4.Tuzlar gidrolizi.Tuzlarning gidrolizga uchras.

Tajribada aniqlangan osmotik bosim, bug' bosimining pasayishi, muzlash temperaturasining pasayishi hamda tuz, kislota va asoslar eritmalarining qaynash temperaturasining ortishi Vant-Goff hamda Raul qonunlariga asosan hisoblab topilgan qiymatlaridan hamma vaqt katta bo'ladi. Masalan, NaCl ning 0,1 molyal eritmasi muzlash temperaturasining hisoblab chiqilgan pasayishi

$$\Delta t_{\text{muz}} = R \cdot C = 1,86 \cdot 0,1 = 0,186 \text{ grad}$$

Bu eritma muzlash temperaturasining haqiqiy pasayishi 0,361 gradga teng, ya'ni hisoblab topilgandan deyarli ikki marta katta. Tuz, kislota va asoslarning suvdagi eritmaları yana bir muhim xususiyatga ega: ular elektr tokini o'tkazadi. Shuning uchun bu eritmalar elektrolitmaslardan, ya'ni eritmaları elektr tokini o'tkazmaydigan moddalardan farqli o'laroq elektrolitlar deyiladi.

Shved olimi S. Arrenius eritmalarining xossalari o'rganib (1887) quyidagicha xulosaga keldi: tuz, kislota, asoslar eritmalarida osmotik bosimning ko'tarilishi, muzlash temperaturasining pasayishi va qaynash temperaturasining ko'tarilishi hamda ularning elektr tokini o'tkaza olish xususiyatining hammasi bitta narsadan kelib chiqadi. Bu hodisalarning hammasiga sabab shuki, elektrolitlar suvdagi eritmalarida dissotsilanadi, ya'ni musbat va manfiy zaryadlangan ionlar ajraladi. Musbat zaryadlangan ionlar kationlar, manfiy zaryadlangan ionlar esa anionlar deyiladi.



NaCl kristalining ionlarga ajralish proccessining sxemasi

Elektrolitlar eritmalarida uzluksiz harakatda bo'ladigan ionlarning borligi bu eritmalarining elektr o'tkazuvchanligiga sabab bo'ladi. Elektrolit ionlarga ajralganda bitta molekuladan ikki va undan ortiq ion hosil bo'lishi natijasida eritmadagi zarrachalarning umumiy soni ortadi. Shuning uchun elektrolit eritmasining osmotik bosim, muzlash temperaturasi va qaynash temperaturasi ko'tarilish kattaliklari xuddi shunday konsentratli elektrolitmas eritmanikidan ancha yuqori bo'ladi.

Ya. Vant-Goff va F.Raul qonunlarini elektrolitlar eritmalariga tatbiq etish uchun eritma xossalari konsentratyaga bog'liqligini ifodalovchi tenglamalarga Vant-Goff koeffitsiyenti yoki izotonik koeffitsiyent deb ataluvchi tuzatma ko'paytuvchi kiritiladi va u i harfi bilan belgilanadi. Bu koeffitsiyent elektrolit eritmasidan molekula va ionlarning umumiy soni erigan molekular sonidan necha marta ko'pligini ko'rsatadi. Elektrolit eritmasining osmotik bosimi

$$P = i \cdot C \cdot R \cdot T$$

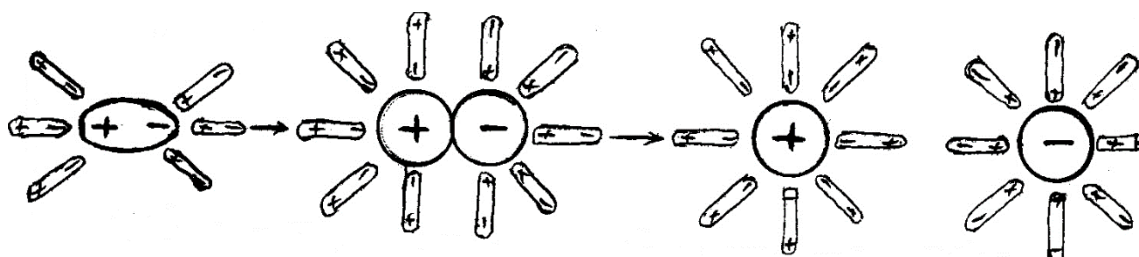
Elektrolitning ionlarga dissotsilanishi erituvchining qutbli molekulari ishtirokida boradi. 39-rasmda NaCl kristalining ionlarga ajralish protsessi ko'rsatilgan. Suvning qutbli molekulari o'zining manfiy qutbi bilan natriy ionlariga, musbat qutbi bilan esa xlor ionlariga tortiladi. Suv molekularining to'xtovsiz harakatda bo'lishi natriy va xlor ionlarini kristall sirtidan uzilishiga olib keladi. Rasmdan ko'rinib turibdiki, eritmaga o'tgan ionlar suv molekulari bilan bog'langan, ya'ni ular gidratlangan.

Eritmadagi ionlar elektrolit kristalidagi ionlardan farq qiladi. Masalan, Cu^{2+} va SO_4^{2-} ionlardan tuzilgan suvsiz mis sulfat CuSO_4 oq rangli bo'ladi. bu tuz eriganda Cu^{2+} ionlari to'rt molekula suv biriktirib oladi, natijada gidratlangan havo rang ionlar hosil bo'ladi. Kristall panjaradagi ionlar erituvchining dipollari bilan o'zaro ta'sir etishi natijasida ionlar orasidagi bog'ning kuchsizlanishi Sh. Kulon qonuniga juda muvofiq keladi:

$$F = \frac{\ell_1 \cdot \ell_2}{\epsilon \cdot r^2}$$

bunda, F -ionlar orasidagi o'zaro ta'sir kuchi; ℓ_1 va ℓ_2 -ionlarning zaryadlari; r -kristall panjaradagi ionlar markazlari orasidagi masofa; ϵ -muhitning dielektrik singdiruvchanligi;

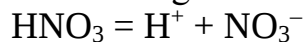
ϵ -kattalik ayni muhitda ikki zaryad orasidagi o'zaro ta'sir kuchi bo'shliqdagiga qaraganda necha marta kichikligini ko'rsatadi. Erituvchi molekulalarining qutbliligi qancha katta bo'lsa, uning dielektrik singdiruvchanligi shunchalik katta va solvatlanishi paytida kristall panjaradagi ion bog'larni zaiflashtirish xususiyati shuncha kuchli bo'ladi. Suvning dielektrik singdiruvchanligi 81 ga teng bo'ladi. Bu degan so'z suvda ionlar orasidagi tortishish kuchi bo'shliqdagiga qaraganda 81 marta kichik demakdir. Suvdan tashqari, sianid kislota ($\epsilon=95$) va chumoli kislota ($\epsilon=62$) ning dielektrik singdiruvchanligi ham katta bo'ladi. Dielektrik singdiruvchanligi juda kichik bo'lgan erituvchilarda, masalan, uglerod sulfide CS_2 da ($\epsilon=2,6$) va benzol C_6H_6 da ($\epsilon=2,3$) elektrolitlar ionlarga ajralmaydi.



40-rasm. HCl qutbli molekulalarining ionlarga dissotsilanishi sxemasi.

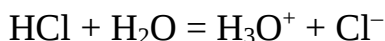
Kovalent qutbli bog'li molekulalar ham ionlarga ajraladi. 40-rasmda HCl molekulasining dissotsilanishi ko'rsatilgan. Suvning dipollari ta'sirida elektronlarning umumiy jufti xlor atomiga o'tadi, natijada qutbli bog' ionli bog'ga aylanadi va HCl molekulasi 2 ta gidratlangan ionga ajraladi.

Kislota, asos va tuzlarning dissotsilanishi. Qutbli erituvchilarda H^+ ion bilan kislota qoldig'i ioniga dissotsilanuvchi birikmalar kislotalar deb ataladi. Misol tariqasida nitrat kislota bilan xlorat kislotaning dissotsilanishini ko'rib chiqamiz:

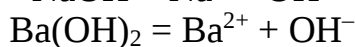


Eritmada H^+ kationlarining bo'lishi eritmalarining kislota xususiyatiga sabab bo'ladi. musbat zaryadlangan H^+ ionda (protonda) elektron qavat bo'lmaydi, shuning uchun u suvli muhitda koordinatsion bog' hisobiga suv molekulasi bilan oson birikadi.

Suvdagi eritmalarda vodorod ionlari H^+ emas, balki gidroksoniy ion H_3O^+ bo'ladi. Shuning uchun suvli eritmalaridagi vodorod ionlari to'g'risida gapirilganda, hamma vaqt gidroksoniy ionlari nazarda tutiladi. Kislota molekulasi dissotsilanganda bir vaqtning o'zida proton ham suv molekulalari bilan o'zaro ta'sirlashadi. Masalan,



Biroq, kislotalarning dissotsilanishi tenglamalarida soddalashtirish maqsadida H_3O^+ o'rniga H^+ yoziladi. Asoslar eritmalarida metall ionlari bilan gidroksid ionlari OH^- ga dissotsilanadi. Masalan,

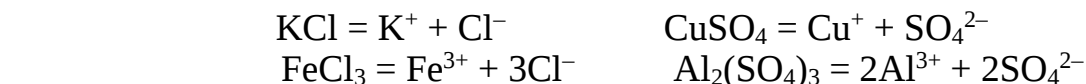


OH^- ionlarining bo'lishi asoslar eritmalarini uchun xos xususiyatlarni keltirib chiqaradi. Tipik kislota va tipik asoslardan tashqari, ham kislota, ham asos xususiyatlariga ega bo'lgan gidroksidlar ham ma'lum. Bunday gidroksidlar amfoter gidroksidlar deyiladi. Ular neytral muhitda ikki yo'nalishda dissotsilanadi, ham H^+

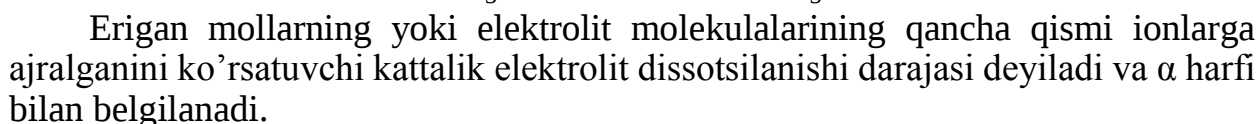
$$2\text{H}^+ + \text{ZnO}_2^{2-} \leftrightarrow \text{Zn(OH)}_2 \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^-$$

ishqoriy muhitda kislotali muhitda

Tuzlar eritmalarida metall ionlari bilan kislotaga qoldig'i ionlariga dissotsilanadi. Masalan:



Elektrolitlarning dissotsilanish darajasi. Kuchsiz elektrolitning dissotsilanishi natijasida hosil bo'lgan kation va anionlar bir-biri bilan to'qnashib qaytadan erigan modda molekulasini hosil qiladi. Demak, kuchsiz elektrolitning dissotsilanish tenglamasida, kuchli elektrolitning dissotsilanish tenglamasidan farqli o'laroq, tenglik alomati o'rniga qaytarlik belgisi yoziladi. Masalan,



Masalan, 1 ℓ 0,1M sirka kislota eritmasida kislotalaning faqat 0,00136 moli ionlarga dissotsilangan. Demak, $\alpha = \frac{0,00136}{0,1} = 0,0136$

$$\frac{\Delta t'_{muz}}{\Delta t_{muz}} = \frac{\Delta t'_{qay}}{\Delta t_{qay}} = i \text{ bo'ladi.}$$

Elektrolitmaslarning suvdagi eritmalarida esa $i > 1$. Binar elektrolit, ya'ni ikki ionga dissotsilanuvchi, masalan, $\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$ uchun 3 ga teng. Vant-Goff

koeffitsiyenti elektrolitning eritmada barcha molekulari ionlarga ajralgandagina maksimal qiymatga ega bo'ladi. dissotsilanish darajasi bilan Vant-Goff koeffitsiyenti orasida miqdoriy bog'lanish bor. Suvda erigan elektrolit molekulari sonini N , uning dissotilanish darajasini α bitta molekulaning parchalanish natijasida hosil bo'lgan ionlar sonini n orqali belgilasak quyidagilar kelib chiqadi:

$N \cdot \alpha$ —dissotsilangan molekular soni; $N \cdot \alpha \cdot n$ —hosil bo'lgan ionlar soni va $(N - N \cdot \alpha) = N \cdot (1 - \alpha)$ —dissotilanmagan molekula va ionlarning umumiy soni;

$N \cdot (1 - \alpha) + N \cdot \alpha \cdot n$ bo'ladi.

Bu holda Vant-Goff koeffitsiyentini quyidagicha ifodalash mumkin:

$$i = \frac{N(1 - \alpha) + N \cdot \alpha \cdot n}{N}$$

Bu formulani o'zgartirib yozilsa, quyidagicha bo'ladi:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1};$$

Agar Vant-Goff koeffitsiyenti ma'lum bo'lsa, bu formula elektrolitning dissotilanish darajasini hisoblab topishga imkon beradi.

Vant-Goff koeffitsiyentini aniqlaymiz.

$$\frac{\Delta t'}{\Delta t_{muz}} = \frac{0,196}{0,186} = 1,052$$

Elektrolitning molekulari ikkita ionga dissotilanishini nazarga olib, dissotilanish darajasini hisoblab topamiz:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1} = \frac{1,052 - 1}{2 - 1} = 0,052 \text{ yoki } 5,2 \, \%.$$

Elektrolitning dissotsilanish darajasi amalda, odatda, eritmalarining elektr o'tkazuvchanligini o'lchash yo'li bilan aniqlanadi. Elektrolitlar eritmalarining elektr o'tkazuvchanligi solishtirma elektr o'tkazuvchanlik bilan xarakterlanadi. O'tkazgichning qarshiligi R ning uzunligi ℓ ga to'g'ri proporsional, ko'ndalang kesimi s ga teskari proporsionaldir:

$$R = \rho \cdot \frac{\ell}{s} \quad \text{Proporsionallik koeffitsiyenti } \rho \text{ solishtirma qarshilik deyiladi.}$$

Solishtirma qarshilikka teskari kattalik solishtirma elektr o'tkazuvchanlik deyiladi va χ (kappa) harfi bilan belgilanadi. Solishtirma qarshilik $\text{om} \cdot \text{sm}$ bilan ifodalanganligi sababli solishtirma elektr o'tkazuvchanlik $\text{om}^{-1} \cdot \text{sm}^{-1}$ larda ifodalanadi.

$$\chi = \frac{1}{\rho} \text{ om}^{-1} \cdot \text{sm}^{-1}$$

Eritma orqali elektr o'tkazish ionlar vositasida amalga oshiriladi, shuning uchun eritmaning solidhtirma elektr o'tkazuvchanligi ayni eritmadagi ionlar konsentratsiyasiga hamda ularning harakatlanish tezligiga bog'liq. Turli elektrolitlarga oid solishtirma ma'lumotlar olish uchun ekvivalent elektr o'tkazuvchanlik kattaligi λ dan foydalaniladi, u quyidagi nisbatdan aniqlanadi:

$$\lambda = \frac{\chi}{C} = \chi \nu$$

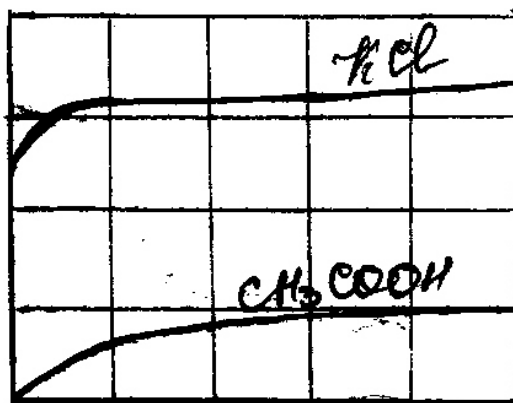
bunda, χ -solishtirma elektr o'tkazuvchanlik; C -eritmaning konsentratsiyasi g-ekv/ sm^3 ; ν -tarkibida 1g-ekv erigan modda bor eritmaning sm^3 hisobidagi hajmi.

Shunday qilib, elektrolit eritmasining solishtirma elektr o'tkazuvchanligini tajriba yo'li bilan aniqlab, ekvivalent elektr o'tkazuvchanligini ham osongina

hisoblab topish mumkin. Elektrolitning ekvivalent elektr o'tkazuvchanligi ma'lum qiymatga yetguncha konsentratsiya kamayishi bilan orta boradi. Ekvivalent elektr o'tkazuvchanlikning suyultirilishga bog'liqligi 7-jadvalda sirka kislota misolida ko'rsatilgan.

C	1 N	0,1 N	0,01 N	0,001 N	Cheksiz suyultirish
λ	1,82	4,60	14,30	41,0	350

Elektrolitning barcha molekulari ionlarga ajralganda, dissotsilanish darajasi 1 ga ($\alpha=1$) teng bo'ladi. Shuning uchun eritmani keyin esa suyultirish ekvivalent elektr o'tkazuvchanlik qiymatini o'zgartirmaydi (41-rasm). Ekvivalent elektr o'tkazuvchanlikning chegara qiymati cheksiz suyultirilgandagi ekvivalent elektr o'tkazuvchanlik deyiladi va λ_{∞} bilan belgilanadi.



$\lambda = \lambda_{\infty}$ bo'lganda dissotsilanish darajasi $\alpha=1$ bo'lishi sababli, ekvivalent elektr o'tkazuvchanlikning λ_{∞} dan boshqa qiymatlarida $\alpha < 1$. Demak, ekvivalent elektr o'tkazuvchanlik dissotsilanish darajasiga to'g'ri proporsional, ya'ni $\alpha < 1$ bo'lganda λ_{∞} ning bir ulushiga teng.

$$\lambda = \lambda_{\infty} \cdot \alpha$$

Bundan, dissotsilanish darajasi ayni suyultirishdagi ekvivalent elektr o'tkazuvchanlikning cheksiz suyultirilgandagi ekvivalent elektr o'tkazuvchanlikka bo'lgan nisbatiga teng degan xulosa kelib chiqadi.

$$\alpha = \frac{\lambda}{\lambda_{\infty}}$$

Elektrolitning dissotsilanish konstantasi va u bilan dissotsilanish darajasi orasidagi bog'lanish. Kuchsiz elektrolitning dissotsilanishi quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



Kuchsiz elektrolitning dissotsilanmagan molekulari konsentratsiyasini $[AB]$, ionlar konsentratsiyasini $[A^+]$ hamda $[B^-]$ orqali belgilaymiz. Massalar ta'siri qonuniga binoan

$$\frac{[A^+][B^-]}{[AB]} = K$$

Bu holda muvozanat konstantasi K dissotilanish konstantasi deb ataladi. Eritmaning konsentratsiyasi har qancha o'zgartirilsa gam dissotsilanish konstantasining qiymati o'zgarmaydi, shuning uchun u elektrolitning ionlarga

ajralish xususiyatini dissotsilanish darajasiga qaraganda aniqroq ko'rsatadi. K qancha katta bo'lsa, muvozanat holatda ionlar konsentratsiyasi shuncha katta bo'ladi, ya'ni ayni elektrolit shuncha kuchli dissotsilanadi. Masalan, sirka kislota eritmasida ionli muvozanat quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



$$\text{Uning dissotsilanish konstantasi } K = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

Kuchsiz elektrolit AB ning dissotsilanish konstantasidan ko'rinib turibdiki, ionlardan birining, masalan, $[\text{B}^-]$ ning konsentratsiyasi oshirilsa ko'paytma $[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]$ ortadi hamda muvozanat dissotsilanmagan molekullar AB hosil bo'lish tomonga siljiydi. Masalan, CH_3COOH ning 0,1M eritmasiga CH_3COONa ning 0,1M eritmasidan qo'shilsa, sirka kislota molekullarining dissotsilanishi taxminan 360 marta kamayadi. Demak, kuchsiz elektrolit eritmasiga u bilan bir xil ionli kuchli elektrolit eritmasi qo'shilsa, kuchsiz elektrolitning dissotsilanishi keskin kamayadi.

Dissotsilanish konstantasi bilan dissotsilanish darajasi orasida bog'lanish bor, buni ammoniy gidroksidning dissotsilanish misolida ko'rib chiqamiz:



NH_4^+ va OH^- ionlarining konsentratsiyasi ammoniy gidroksidning boshlang'ich konsentratsiyasi NH_4OH ni uning dissotsilanish darajasiga ko'paytirilganiga teng, ya'ni

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = C_{\text{NH}_4\text{OH}} \cdot \alpha$$

Ammoniy gidroksidning dissotsilanmagan molekullari konsentratsiyasi

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = C_{\text{NH}_4\text{OH}} - C_{\text{NH}_4\text{OH}} \cdot \alpha = C_{\text{NH}_4\text{OH}} \cdot (1 - \alpha)$$

Ammoniy gidroksidning dissotsilanish konstantasi tenglamasiga ion va molekullarning konsentratsiyasi qiymatini qo'yib chiqsak,

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{C_{\text{NH}_4\text{OH}} \cdot \alpha \cdot C_{\text{NH}_4\text{OH}} \cdot \alpha}{C_{\text{NH}_4\text{OH}} \cdot (1 - \alpha)} = \frac{C_{\text{NH}_4\text{OH}} \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \quad \text{hosil bo'ladi.}$$

Umumiy ko'rinishda, ikkita ionga dissotsilanuvchi har qanday kuchsiz elektrolit uchun konstanta bilan dissotsilanish darajasi orasidagi bog'lanish V.Ostvaldning suyultirish qonuni deb ataladigan nisbatda aniqlanadi.

$$K = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Agar kuchsiz elektrolitning dissotsilanish darajasi juda kichik ($\alpha < 0,05$) bo'lsa, $(1 - \alpha)$ qiymatni birga teng deb olish mumkin. Bunday holda yuqoridagi formula ancha soddalashtirilgan ko'rinishga ega bo'ladi.

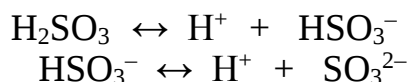
$$K = C \cdot \alpha^2, \quad \text{bundan} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

Demak, kuchsiz elektrolitning dissotsilanish darajasi elektrolitning molyar konsentratsiyasi qiymatining kvadrat ildiz ostidan chiqarilganiga teskari proporsionaldir, ya'ni eritmani suyultirilgan sari uning dissotsilanish darajasi ortadi. Masalan, NH_4OH 1M eritmada dissotsilanish darajasi ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$)ga

$$\text{teng.} \quad \alpha_1 = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{1}} = 4,25 \cdot 10^{-3} \quad (\text{yoki } 0,425 \%)$$

$$0,1\text{M eritmada esa } \alpha_2 = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 1,34 \cdot 10^{-2} \text{ (yoki 1,34 \%)}$$

Bosqichli dissotsilanish. Normal tuzlardan tashqari, molekulasida ko'p valentli anion yoki ko'p valentli kation bor elektrolitlar ham bosqichli dissotsilanadi. Ko'p negizli kislotalar, masalan, H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S vodorod ionini sekin-asta beradi. Sulfit kislotaning bosqichli dissotsilanishi reaksiyasi tenglamasi quyidagichadir.



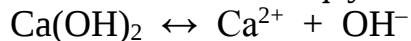
Dissotsilanishning har bir bosqichining o'ziga xos konstantasi bor.

$$K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{HSO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]} = 1,7 \cdot 10^{-2} \quad K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{SO}_3^{2-}]}{[\text{HSO}_3^-]} = 6,2 \cdot 10^{-8}$$

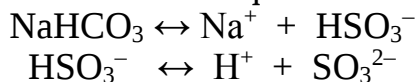
Dissotsilanish konstantalaridan ko'rinib turibdiki, sulfit kislota 2-bosqichda 1-bosqichdagiga nisbatan ancha kam dissotsilanadi. Eritmadagi kislotalilik H_2SO_3 molekulalarining asosan, 1-bosqichda dissotsilanishidan kelib chiqadi. Sulfit kislotaning suvdagi eritmasida H^+ ionlaridan tashqari, HSO_3^- va SO_3^{2-} ionlari bo'ladi, bunda HSO_3^- ionlari SO_3^{2-} ionlaridan ko'p bo'ladi. Molekulasida bittadan ortiq gidroksil gruppasi bor asosning bosqichli dissotsilanishiga misol qilib $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ning dissotsilanishini olish mumkin. Uning 1-bosqichda dissotsilanishi natijasida $\text{Ca}(\text{OH})_2$ molekulasidan bitta OH^- ion ajralin chiqadi:



2-bosqichda dissotsilanganda, CaOH^+ ionidan ikkinchi OH^- ion ajralib chiqadi. Gidroksidning 2-bosqichda dissotsilanishi qaytar protsessdir.



Nordon tuzlar va gidroksi tuzlar ham bosqichli dissotsilanadi. Masalan,



Nordon tuz NaHCO_3 suvda eriganda Na^+ va HCO_3^- ionlariga to'liq ajraladi. 2-bosqichda juda kam dissotsilanadi. Nordon tuzning birinchi va ikkinchi bosqichlarida bunday har xil dissotsilanishiga sabab, ularda bog'lanishning har xilligidir; Na^+ bilan HCO_3^- orasida ionli bog'lanish, vodorod bilan CO_3^{2-} kislota qoldig'i orasida esa kovalent qutbli bog'lanish mavjud.

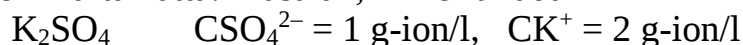
Ionlarning aktivligi haqida tushuncha. Kuchli elektrolitlar suvdagi eritmalarida ionlarga to'la dissotsilanadi, ammo elektr o'tkazuvchanlik, muzlash temperaturasi pasayishi hamda qaynash temperaturasi ko'tarilishining tajribada aniqlangan qiymatlari, kuchli elektrolitlar eritmalarida barcha molekulalar ionlarga to'liq dissotsilangandagina nisbatan birmuncha kichik bo'ladi. Kuchli elektrolitlarning hozirgi zamon nazariyasi buni quyidagicha izohlaydi. Bir xil zaryadli ionlar eritmada bir-biridan itariladi, har xil zaryadli ionlar esa aksincha, bir-biriga tortiladi. Natijada har qaysi ion o'z atrofida qarama-qarshi zaryadli ionlar atmosferasini hosil qiladi. Bu "ion atmosfera" eritmada ionlarning harakatini sekinlatadi, natijada eritmaning elektr o'tkazuvchanligi kamayadi va elektrolit to'liq dissotsilana olmaydi. Shuning uchun biror ionning konsentratsiyasi, eritmada ionlararo kuchni hisobga olmaganda, eritmaning xossasini to'la xarakterlab bera olmaydi. Kuchli elektrolitlarning tajribada aniqlanadigan dissotsilanish darajasi birdan kichik bo'lib, ko'pincha, ko'rinma dissotsilanish darajasi deyiladi.

Eritmaning konsentratsiyasi ortishi bilan ionlar orasidagi masofa kamaygani sababli ularning elektrostatik o'zaro ta'siri kuchayadi. Shu sababli ularning elektr maydonida harakatlanish tezligi kamayadi, bu esa eritmaning elektr o'tkazuvchanligini pasayishiga olib keladi. Shunday qilib, ionlar orasidagi ionlararo elektrostatik o'zaro ta'sir eritmaning xossalriga xuddi ionlarning qisman birikib molekula hosil qilishi singari ta'sir etadi. Kuchli elektrolit eritmasining xossalari aniqlash uchun hozirgi vaqtda ionlarning aktiv konsentratsiyasi deb ataladigan tushunchadan foydalaniladi, bu tushuncha ionlararo o'zaro ta'sirni nazarda tutadi hamda hisoblashda elektr o'tkazuvchanlik, muzlash temperaturasi va qaynash temperaturasi ko'tarilishi uchun to'g'ri qiymatlar beradi.

Shunday qilib, aktiv konsentratsiya a_{ion} —ionning effektiv, biroq shartli konsentratsiyasidir. Bu uning haqiqiy (tajribada topilgan konsentratsiyasi) C_{ion} (g-ion/l) ya'ni kuchli elektrolitning suvda erishi natijasida hosil bo'ladigan konsentratsiyasiga proporsional, ya'ni

$$a_{ion} = f \cdot C_{ion}$$

bunda, f —shu ionning uni qurshab turgan muhit bilan o'zaro ta'sirini nazarda tutuvchi proporsionallik koeffitsiyenti. Kuchli elektrolit eritmasida ionning haqiqiy konsentratsiyasi erigan moddaning mol/l larda ifodalangan konsentratsiyasiga teng yoki undan butun son marta katta. Masalan, 1M eritmada



Ionning aktiv konsentratsiyasi, ko'pincha qisqacha aktivlik deb ataladi, proporsionallik koeffitsiyenti f esa aktivlik koeffitsiyenti deyiladi. Ayni ionning aktivligi eritmada barcha ionlarning konsentratsiyasi bilan valentligiga bog'liq. Aktivlik koeffitsiyenti odatda, birdan kichik bo'ladi va eritma juda suyultirilib, ionlar orasidagi masofa ancha uzayganda hamda ionlararo kuch ionlarning harakatlanishiga ta'sir qilmaganda aktivlik koeffitsiyenti f birga yaqinlashadi. Bunday holda $a_{ion} \approx C_{ion}$ bo'ladi, ya'ni eritmada ionlar erkin harakatlana oladi. Kuchli elektrolitda eritma juda suyultirilgan bo'lib, elektrolitning konsentratsiyasi 0,0001 mol/l dan kichik bo'lsagina shunday hodisa kuzatiladi. Kuchli elektrolitlar eritmalarida aktivlik koeffitsiyenti birdan kichik ($f_{ion} < 1$) bo'lganligi sababli, demak ionlarning aktivligi ularning konsentratsiyasidan kichik ($a_{ion} < C_{ion}$) bo'ladi. Masalan, HCl ning 0,1M eritmasida bir zaryadli H^+ va Cl^- ionlari uchun koeffitsiyent f 0,81 ga teng. Shu sababli elektr tokini o'tkazuvchi, osmotik bosim vujudga keltiruvchi hamda eritma muzlash temperaturasi o'zgarishiga ta'sir qiluvchi H^+ va Cl^- ionlarining aktiv konsentratsiyasi quyidagilarga teng.

$$a_{H^+} = C_{H^+} \cdot f = 0,1 \cdot 0,81 = 0,081 \text{ g-ion/l}$$

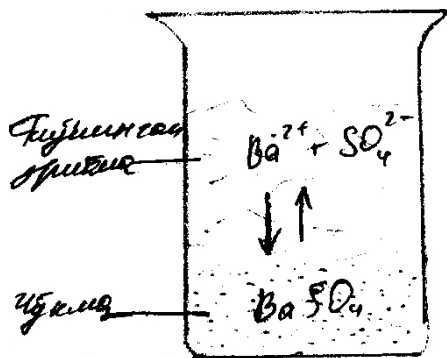
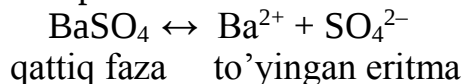
$$a_{Cl^-} = C_{Cl^-} \cdot f = 0,1 \cdot 0,81 = 0,081 \text{ g-ion/l}$$

Shunday qilib, HCl ning 0,1M eritmasida H^+ va Cl^- ionlarning aktivligi ularning barcha HCl molekullari ionlarga dissotsilanishi natijasida hosil bo'lgan haqiqiy konsentratsiyasidan birmuncha kichik bo'ladi.

Eruvchanlik ko'paytmasi. Kristallari ionlardan tuzilgan elektrolitlar eritilganda eritmaga molekullar emas, balki ayrim ionlar o'tadi, to'yingan eritmada shuning uchun ham eritmaga o'tgan ionlar bilan erigan moddaning qattiq fazasi orasida muvozanat qaror topadi. Cho'kma eriganda qaytar protsess-erigan moddaning kristallanish protsessi ham sodir bo'ladi. Moddalarning cho'kma tarzida ajralib chiqish tezligi eritmada moddaning konsentratsiyasi ko'payishi bilan ortadi. Nihoyat moddaning eritmadan cho'kmaga tushish tezligi uning erish tezligiga teng

bo'lib qoladi; ya'ni eritma bilan cho'kma orasida siljuvchan muvozanat qaror topadi (42-rasm). Vaqt birligi ichida cho'kma sirtida qancha modda kristallansa, shuncha modda eritmaga o'tadi.

Agar masalan, qiyin eruvchan tuz BaSO_4 ning to'yingan eritmasini olsak, BaSO_4 cho'kmasi bilan eritmadagi Ba^{2+} va SO_4^{2-} ionlar orasida siljuvchan muvozanat qaror topadi.



Bu muvozanatga massalar ta'siri qonunini tatbiq etib hamda qattiq faza BaSO_4 ning konsentratsiyasi muvozanat konstantasi ifodasiga kirmasligini nazarda tutib, quyidagicha yozish mumkin:

$$[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = K$$

Tenglamadan ko'rinib turibdiki, qiyin eruvchan elektrolitning to'yingan eritmasida uning ionlari konsentratsiyasi ko'paytmasi ayni temperaturada o'zgarmas kattalikdir. Bu kattalik eruvchanlik ko'paytmasi deyiladi va u EK bilan ifodalanadi. BaSO_4 ning to'yingan eritmasi uchun

$$[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = \text{EKBaSO}_4 = 1 \cdot 10^{-10}$$

Agar eritmada qiyin eruvchan elektrolit ionlari konsentratsiyasining ko'paytmasi uning eruvchanlik ko'paytmasidan kichik bo'lsa, masalan,

$[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] < \text{EKBaSO}_4$ ya'ni $1 \cdot 10^{-10}$ dan ortiq bo'lsa, eritma o'ta to'yingan bo'ladi va BaSO_4 cho'kmaga tusha boshlaydi. Eritmadagi Ba^{2+} hamda SO_4^{2-} ionlari konsentratsiyasi ko'paytmasi yana BaSO_4 ning eruvchanlik ko'paytmasiga tenglashguncha cho'kma hosil bo'lishi davom etadi. Qiyin eruvchan elektrolitning to'yingan eritmasidagi ionlar konsentratsiyasi ko'paytmasi-o'zgarmas kattalikdir, shuning uchun ionlardan bittasining konsentratsiyasining har qanday ortishi sistema muvozanatini buzadi va muvozanatni cho'kma hosil bo'lishi tomonga siljitadi. Masalan, agar BaCl_2 qo'shish yo'li bilan BaSO_4 ning to'yingan eritmasidan Ba^{2+} ionlarining konsentratsiyasi orttirilsa, $[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$ ko'paytma EKBaSO_4 dan ortadi, buning natijasida tezda BaSO_4 cho'kmasi hosil bo'ladi. Natijada eritmadagi BaSO_4 miqdori kamayadi, ionlarning konsentratsiyasi ko'paytmasi $[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$ esa yana EKBaSO_4 ga teng bo'lib qoladi. Demak, qiyin eruvchan elektrolit eritmasiga elektrolit ionlari bilan bir xil ionlar yuborilsa elektrolitning eruvchanligi kamayadi. Elektrolitning eruvchanlik ko'paytmasi qiymatidan uning eruvchanligini hisoblab topish mumkin va aksincha, tajribada moddaning eruvchanligini aniqlab, uning eruvchanlik ko'paytmasini hisoblab topish mumkin.

Tuzlarning gidrolizi.

Neytral, nordon va asosli tuzlarning nomi ularning eritmalardagi holatiga hamma vaqt to'g'ri kelavermaydi. Ko'pincha neytral tuzlarning suvdagi eritmasi kislotali yoki ishqoriy muhit namoyon qiladi, masalan, NH_4Cl ning suvdagi eritmasi kislotali, KClO eritmasi asosli NaCl niki neytral muhitni ko'rsatadi, hatto nordon tuz Na_2HPO_4 ning suvdagi eritmasi ishqoriy muhit namoyon qiladi.

Bu hodisaning sababi tuzlarning gidrolizga uchrashidir.

Erigan tuz ionlarining suvning H^+ va OH^- ionlarini o'zaro kimyoviy ta'sir etib, muhitning vodorod ko'rsatgichini o'zgartirishi tuzlarning gidrolizlanishi deyiladi. Tuzlar gidrolizlanganda suvning dissotsilanishidagi ionli muvozanat buziladi. Gidroliz natijasida suvning dissotsilanish muvozanati



o'ng tomonga siljiydi. Natijada ko'pgina tuzlarning eritmalari kislotali yoki ishqoriy muhitga ega bo'lib qoladi.

Gidroliz jarayonida, albatta, tuz kationi va anionining tabiati (qutblovchilik ta'siri, ion radiusi, zaryadi, elektron juftga bo'lgan donor-aktseptorlik qobiliyati) muhim ahamiyatga ega.

Gidroliz tuzni hosil qilgan kislota va asosning kuchiga qarab turlicha borishi mumkin. Har qanday tuzni asos bilan kislota bilan o'zaro ta'sirlashish mahsuloti deb qarash mumkin. Masalan, NaOH bilan HCl dan hosil bo'lgan osh tuzi NaCl ni kuchli asos va kuchli kislota bilan hosil bo'lgan osh tuzi deb qarash kerak. Na_2CO_3 kuchli asos va kuchsiz kislota bilan hosil bo'lgan tuzdir. Al_2S_3 esa kuchsiz asos bilan kuchsiz kislota bilan hosil bo'lgan tuzdir va hokazo. Kuchli asos va kuchli kislota bilan hosil bo'lgan tuzlarga (masalan, KCl) gidrolizlanmaydi. Kuchli asos va kuchsiz kislota bilan, kuchsiz asos va kuchli kislota bilan, shuningdek, kuchsiz asos va kuchsiz kislota bilan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanadi.

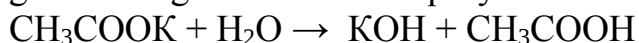
Gidrolizning sababi shundaki, tuzning kation va anionlari suvdagi H^+ va OH^- ionlarini bog'lab kam dissotsilanadigan moddalar hosil qilishi tufayli



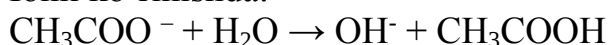
muvozanatni o'ng tomonga siljitadi. Masalan, kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar eritmada gidrolizlanmaydi, chunki bu holda suvning ionlari bog'lanmaydi.

Tuzlar gidrolizining tipik hollari quyidagilardan iborat:

1. kuchli asos va kuchsiz kislota bilan hosil bo'lgan tuz gidrolizlanganda eritma ishqoriy muhitni ko'rsatadi, masalan:

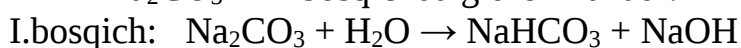


Ionli ko'rinishda:



Gidroliz natijasida eritmada kam dissotsilanadigan sirka kislota hosil bo'ladi va OH^- ionlari to'planadi. Demak, kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzning gidrolizlanishi natijasida eritmada OH^- ionlarining konsentratsiyasi ortadi. Bunday tuz eritmasi ishqor xossasiga ega bo'ladi: $\text{pH} > 7$. Masalan, KCH_3COO 0,1M eritmasining vodorod ko'rsatkichi 11,1 ga teng.

Na_2CO_3 ikki bosqichda gidrolizlanadi:

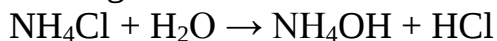


yoki $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

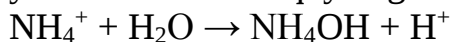
II.bosqich: $\text{HCO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$

Lekin bu holda, asosan birinchi bosqich boradi; ikkinchi bosqich juda kuchsiz sodir bo'ladi. Eritmada ortiqcha gidroksid ionlari hosil bo'ladi, shuning uchun soda eritmasi ishqoriy muhitni ko'rsatadi.

II. Kuchsiz asos va kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda eritma kislotali muhitni ko'rsatadi, masalan: ammoniy xlorid suvda NH_4^+ va Cl^- ionlariga dissotsilanadi. Bu tuzning gidrolizi quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



yoki ionli shaklda quyidagicha yoziladi:

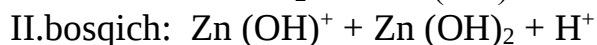
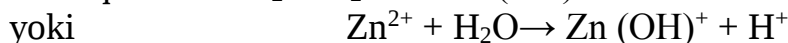
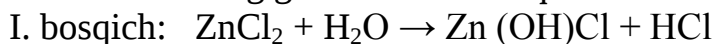


NH_4^+ ionlari suvning OH^- ionlari bilan birikib, kam dissotsilanadigan ammoniy gidroksid hosil qiladi. Cl^- ionlari suvning H^+ ionlari bilan birikmaydi, chunki xlorid kislota kuchli elektrolitdir. Natijada eritmadagi H^+ ionlarining konsentratsiyasi ortib ketadi, bunday eritma kislota xossalariga ega bo'ladi, uning pH-i 7 dan kichik.

SHunday qilib, kuchsiz asos hamda kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlarning eritmalari kislotali muhitga ega.

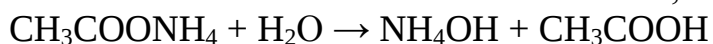
Kuchli kislota va ikki yoki ko'p atomli kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuz bosqich bilan gidrolizlanadi.

ZnCl_2 ning gidrolizi ikki bosqichda boradi:

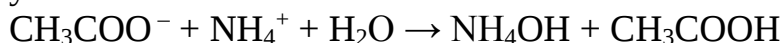


Lekin bu yerda ham gidroliz asosan birinchi bisqich bilan chegaralanadi.

III. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda kuchsiz asos va kuchsiz kislota hosil bo'ladi, masalan:



yoki



Al_2S_3 ning gidrolizi to'liq ravishda boradi:



Eritma muhitining kislotali yoki ishqoriy bo'lishi gidrolizdan hosil bo'lgan kislota va asosning nisbiy kuchiga bog'liq. Kislota kuchliroq bo'lsa, eritma kuchsiz kislotali muhit ko'rsatadi, asos kuchliroq bo'lsa, eritma ishqoriy muhit namoyon qiladi.

Ammoniy atsetat gidrolizidan hosil bo'ladigan kislota (CH_3COOH) va asosning (NH_4OH) kuchlari (dissotsilanish konstantalari $1,8 \cdot 10^{-5}$) bir-biriga teng. Shu sababli, bu eritmaning pH qiymati 7 ga tengdir, u neytral muhitga ega.

Gidroliz qaytar jarayon bo'lganligi sababli, uni massalar ta'siri qonuni asosida talqin qilish mumkin. Uni miqdoriy jihatdan xarakterlash uchun gidroliz darajasi va gidroliz konstantasi degan tushunchalar kiritilgan. Gidrolizlangan tuz molekulari sonining eritilgan tuz molekulari soniga bo'lgan nisbati tuzning gidrolizlanish darajasi deb ataladi va h bilan belgilanadi:

$$h = \frac{\text{гидролизланган молекулалар сони}}{\text{©.K.K.K.©.yз молекулалар сони}}$$

Gidrolizlanish darajasi va doimiyligi orasida bog'lanish quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:

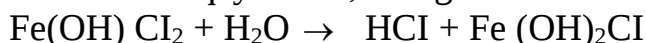
$$K_{\text{гидр}} = \frac{h^2}{(L - h)} C_0$$

bu yerda: C_0 – tuzning dastlabki kontsentratsiyasi.

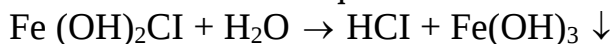
Tuzlarning gidroliz darajasi tuzning tabiatiga, eritma kontsentratsiyasiga va temperaturaga bog'liq. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning gidroliz darajasi katta bo'ladi. Temperatura ko'tarilganda gidroliz darajasi ortadi, chunki suvning $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$ muvozanat o'ngga siljiydi. Ba'zan tuzlarning odatdagi sharoitda bormaydigan gidroliz bosqichlari yuqori temperaturada sodir bo'ladi. Masalan, odatdagi sharoitda $FeCl_3$ gidrolizning faqat birinchi bosqichi boradi:



lekin eritma qaynatilsa, uning ikkinchi bosqichi:



va hatto uchinchi bosqichi:



ham sodir bo'ladi.

10-MA'RUZA MASHG'ULOTI

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.

Reja:

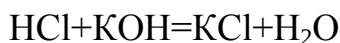
- 1.Oksidlanish-qaytqirilish reaksiylarining turlari.
- 2.Asosiy oksidlovchi va qaytaruluvchilar.
- 3.Oksidlanish qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzish usullari.

Barcha kimyoviy reaksiyalarni ikki turga bo'lish mumkin:

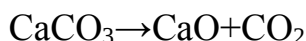
1.Reaksiyaga kirishuvchi elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarmay qoladigan reaksiyalar .2. Oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar.

1. Birinchi tur reaksiyalarga almashinish, parchalanish va birikish reaksiyalari misol bo'la oladi.

Masalan :



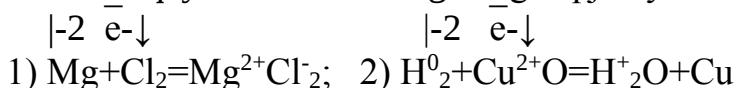
t



Bu misollarda hech qaysi elementning oksidlanish darajasi o'zgarmaydi.

Ikkinchi tur reaksiyalarga siqib chiqarish va boshqa reaksiyalar misol bo'la oladi. Bunday reaksiyalar oksidlanish – qaytarilish reaksiyalari deyiladi. Ularda elektronlar bir tom yoki ionlardan ikkinchi atom yoki ionlarga o'tadi.

O'ziga electron biriktirib olgan atom, ion, molekular oksidlovchi deb, electron yo'qotadigan atom, ion, molekular qaytaruvchi deyiladi. Elektron biriktirib olish jarayoni – qaytarilish jarayoni deb, elektron berish jarayoni oksidlanish – jarayoni deyiladi. Demak oksidlovchi qaytariladi, va qaytaruvchi oksidlanadi. Oksidlanish-qaytarilish bir-biriga bog'liq jarayonlardir. Masalan:



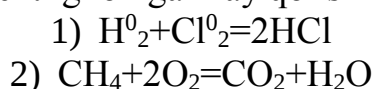
Bu reaksiyada magniy xlorga electron berib qaytaruvchi, xlor bu elektronlarni qabul qilib oksidlovchi, ikkinchi reaksiyada esa vodorod qaytaruvchi, mis ionini oksidlovchidir.

Element atomi oksidlanganda uning oksidlanish darajasi ortadi, qaytarilganda esa oksidlangan oksidlanish darajasi pasaydi. Masalan:

$\text{Sn}^{2+} - 2 \bar{e} = \text{Sn}^{4+}$ jarayonida qalayning oksidlanish darajasi +2 dan +4 gacha ortdi, $\text{Cr}^{6+} + 3 \bar{e} = \text{Cr}^{3+}$ jarayonida xromning oksidlanish darajasi +6 dan +3 gacha kamayadi.

Element atomi o'zining eng yuqori oksidlanish darajasi (masalan: S^{6+} , P^{5+} , Cl^{7+} , Cu^{2+} , Mn^{7+} ionlarda) boshqa electron yo'qota olmaydi va faqat oksidlovchi xossasini namoyon qiladi. Va aksincha, element atomi o'zining eng kichik oksidlanish darajasida o'ziga electron qabul qila olmaydi va faqat qaytaruvchi xossasini namoyon qila-di. Agar element atomi o'zining o'rtacha oksidlanish darajasiga ega bo'lsa, u eritmaning muxitiga qarab yo oksidlovchi yoki qaytaruvchi xossasini namoyon qiladi.

Qaytaruvchidan oksidlovchiga elektronlar o'tganda odatda reaksiyada ishtiroq etayotgan elementlarning valentligi o'zgaradi. Lekin oksidlanish – qaytarilish reaksiyalarida element valentligi o'zgarmay qolishi mumkin. Masalan:



Birinchi reaksiyada vodorod va xlorning valentligi reaksiyadan oldin xam keyin xam birga teng. Metanning yonish reaksiyasida uglerod, kislorod va vodorodning valentliklari o'zgarishsiz qolyapdi. Lekin bu reaksiyalarda atomlarning xolatlari o'zgaradi. Demak, molekulada atom holatini valentlik tushunchasi to'liq tushintira olmaydi. Shuning uchun ham, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida oksidlanish darajasi tushunchasidan foydalanish maqsadga muvofiq bo'ladi. Valentlik kovalent bog'lanishda (musbat yoki manfiy) ishoraga ega emas. U faqat bosim sonini ko'rsatadi. Kimyoviy bog'lanishda esa elektronlar elektromanfiyroq element atomiga siljigan bo'ladi, natijada atomlar malum zaryadga ega bo'ladi.

Quyidagi misollar valentlik bilan oksidlanish darajasini farqini yaqqol ko'rsatadi.

1. Azot molekulasida ikkita azot ($N \equiv N$) atomi o'zaro uch juft elektron orqali birikkan. Uning oksidlanish darajasi ionga teng. Chunki kimyoviy bog' xosil qilgan umumiy electron jufti xar ikki azot atomidan bir xil masofada joylashgan.
2. Gidrazin- N_2H_4 molekulasida, har bir azot atomining valentligi uchga teng, oksidlanish darajasi esa minus ikkiga teng chunki xar bir azot vodorod bog'da umumiy electron jufti azot atomi tomon siljiydi.
3. Oksidlanish darajasi musbat, manfiy, no'l va kasrli bo'lishi mumkin.
4. Umumiy electron juftini o'ziga tortgan elektr manfiyroq element manfiy (-) va ikkinchi element musbat (+) oksidlanishdarajasiga ega bo'ladi. Bu qiymatlar odatda element simvolining tepasiga yoki yuqoriga(o'ng burchagiga) raqam oldidan plyus yoki minus ishorasi ko'rsatib yozib qo'yiladi. Masalan, $Cr^{6+}O^{2-}_3$, H^0_2 bularda kislorodning oksidlanish darajasi -2 , xromning oksidlanish darajasi $+6$ va vodorodniki 0 ga teng. Kimyoviy birikmada yoki eritmada xaqiqiy bo'lgan ionlarni ko'rsatish uchun plyus va minus ishorasi raqamdan keyin yoziladi. Masalan : Fe^{3+} , Mn^{2+} , SO^{2-}_4 , MnO^-_4 , Cl^- , Na^+ va boshqalar.

Kimyoviy birikmalarda atomning oksidlanish darajasini aniqlashda quydagi qonundan foydalanadi.

- 1.Oddiy moddalarda atomning oksidlanish darajasi iolga teng(N_2 , O_2 , Fe , S).
- 2.Metallar xamma vaqt musbat oksidlanish darajasiga ega
- 3.Vodorod gidridlardan tashqari xamma birikmalarda $+1$, gidridlarda esa $-$ oksidlanish daraja namoyon etadi.
- 4.Kislorod birikmalarda (OF_2 dan tashqari) -2 oksidlanish daraja namoyon etadi. Peroqsid ($-O-O-$ gruppali)larda esa kislorodning oksidlanish darajasi -1 ga teng.
- 5.Metalmaslarning oksidlanish darajasi ham musbat, ham manfiy bo'lishi mumkin.

Bu malumotlarga asosanib murakkab birikmalardagi atomlarning oksidlanish darajasini xisoblab topish mumkin, bunda molekuladagi atomlar oksidlanish darajalarining algebraik yig'indisi doimo no'lga, murakkab ionda esa ionning zaryadiga teng bo'lishini etiborga olish kerak.

Asosiy oksidlovchilar. O'ziga elektron qabul qilib, davriy sistema qatoridagi inert gazning electron strukturasiga ega bo'lgan yoki manfiy zaryadlangan ionlar xosil qiluvchi neytral atomlar oksidlovchi bo'ladi. Masalan, galagenlarning neytral atomlari F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 oksidlovchi funktsiyasini bajarib manfiy zaryadlangan F^- , Cl^- , Br^- , I^- ionlarga aylanadi. Galagenlardan fluor va xlor kuchli oksidlovchi xisoblanadi.

Asosiy oksidlovchilarga yana kislorod, oltingugurt va boshqalar misol bo'la oladi. Bazi metall ionlari o'zlarining eng yuqori valentliklarida oksidlovchi bo'lishi mumkin.

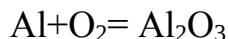
Asosiy qaytaruvchilar. Erkin xolda barcha metallar, asosan ishqoriy (Li , Na , K , Rb , Cs) va ishqoriy-yer (Ca , Sr , Ba) metallari, kislorodsiz kislota qoldiqlarining ionlari (Br^- , I^- , S^{2-}) xamda gidridlar (KH , H^+ , CaH_2) qaytaruvchi bo'ladi.

Shuni nazarda tutish kerakki, oksidlovchi bilan qaytaruvchi o'rtasida keskin chegara yo'q, bitta modda bir sharoitda oksidlovchi, ikkinchi sharoitda qaytaruvchi bo'lishi mumkin.

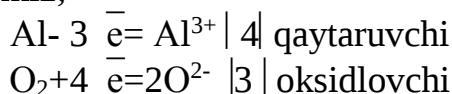
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzish usillari.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda elektron-balans va ion-elektron (yarim reaksiyalar) metodlaridan foydalaniladi.

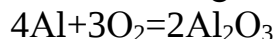
1. Elektron –balans metodi yordamida oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini to'zishda oksidlovchi va qaytaruvchilarni qabul qilgan va yo'qotgan elektronlar sonini aniqlash kerak. Qaytaruvchining umumiy yo'qotgan elektronlar soni, oksidlovchining umumiy qabul qilgan elektronlar soniga teng bo'lishi kerak. Masalan, alyuminiyning kislorod bilan oksidlanish reaksiyasi misol bo'ladi:



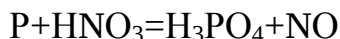
Reaksiya to'zrilishidan ko'rinadiki reaksiyadan oldin alyuminiyning oksidlanish darajasi no'lga, reaksiyadan keyin esa +3 ga teng. Kislorodning oksidlanish darajasi esa noldan -2 gacha o'zgaradi. Oksidlanish darajasining bu o'zgarishini electron tenglamalar bilan ifodalaymiz;



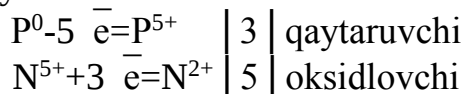
Yo'qotilgan va qabul qilib olingan elektronlar soni teng bo'lishi uchun umumiy ko'paytuvchini aniqlaymiz va elektronlar sonini tenglab, tarkibida oksidlanish darajasini o'zgargan elementi bo'lgan molekullarni oldiga qo'yamiz.



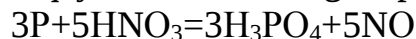
Ikkinchi misol fosforning nitrat kislota bilan oksidlanishi:



Uchun electron tenglama yozsak:



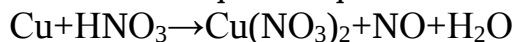
Reaksiyadagi oksidlovchi va qaytaruvchilar oldiga topilgan sonlarni yozamiz:



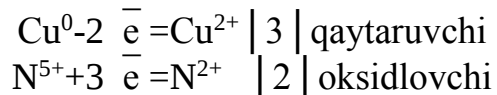
Reaksiyaning o'ng va chap tomonidagi atomlar sonini xisoblash tenglamaning chap tomonidan vodorod va kislorod atomlari o'zaro teng emasligini ko'rsatadi. Bu xolda tenglamaning chap tomoniga suv molekullari yoziladi va reaksiyaning tenglamasi quydagi ko'rinishga ega bo'ladi:



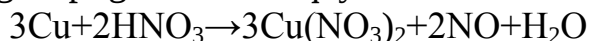
Bazi bir xollarda metal oksidlanganda to'zr xosil bo'ladi, bunday xolda reaksiyaga kislota molekulasidan ortiqcha miqdorda olinadi. Masalan :



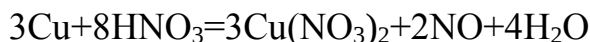
Elektron tenglamasi:



Reaksiya tenglamasiga topilgan sonlarni quyamiz:



Tenglamaning ong qismida 8 ta, chap qismida 2 ta, yani uch molekula to'zr xosil suv molekulasini yozish kerakligini aniqlanadi va reaksiya tenglamasi quydagi ko'rinishga ega bo'ladi:



Ion-elektron metodi. Eritmada boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining to'liq malekulyar tenglamalarini to'zish-da electron-balans

metodidan foydalanib oksidlanish darajasi tushunchasini ishlatish o'zining fizik manosi yo'qotadi. Chunki elektron-balans metodida ishlatiladigan Cr^{6+} , Mn^{7+} , N^{5+} va boshqa kationlar eritmada umuman bo'lmaydi. Ular suvli bo'lishida ishtiroq etayotgan 6 ta azot atomi yetishmaydi, bundan yana nechta eritmada suvning kislorodi bilan birikib, CrO_4^{2-} , MnO_4^- , NO_3^- ionlar xolida mavjud bo'ladi.

Bundan tashqari, elektron-balans metodi oksidlanish-qaytarilish jarayonida gidroqsid va vodorod ionlari hamda suv molekulalarining ro'lini ko'rsatmaydi.

Shuning uchun ham suvli eritmalarda boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini to'zrisha ion-elektron metodidan foydalanish maqsadga muvofiqdir.

Bu metodda koeffitsientlar ion-elektron tenglama yordamida topiladi. Ion-elektron tenglamaning elektron –balans tenglamadan farqi shuki, unda elektrolitik dissotsiyanish nazariyasiga binoan suvli eritmada xaqiqatdan mavjud bo'lgan ionlar yoziladi.

Ion-elektron metodi yordamida eritmalarda boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining to'liq tenglamalarini to'zrish uchun quydagi tartibga rioya qilish kerak.

1. Reaksiya uchun olingan va reaksiya natijasida xosil bo'ladigan maxsulotlarning tarkibini bilish, yani reaksiyaning molekulyar tenglama yozish zarur.

2. Elektrolitik dissotsiyanish nazariyasiga binoan reaksiyaning ion sxemasini yozish kerak.

3. Ayrim xolda oksidlanish-qaytarilish jarayonlarini ion-elektron tenglamasini yozishda quydagilarga asoslanadi.

a) Ayni element atomlarining soni tenglamaning o'ng va chap tomonlarida teng bo'lish kerak. («material balans»)

b) Reaksiya uchun olingan modda tarkibida kislorod kam bo'lsa, kislotali muxitda (vodorod ioni bilan birikib) suv xosil qiladi. Neytral yoki ishqoriy muhitda esa ajralib chiqqan kislorod suv bilan birikib, gidroqsid gruppani xosil qiladi.

v) Reaksiya uchun olingan modda tarkibida kislorod ko'p bo'lsa kislotali va neytral muxitda suv, ishqoriy muhitda gidroqsid-ioni xosil bo'ladi.

g) Oksidlanish va qaytarilish jarayonlarining umumiy zaryadi tenglamaning chap va o'ng tomonlarida bir-biriga teng bo'lishlari kerak («elektrik balans»).

4. Oksidlanish va qaytarilish va jarayonlarini ion-elektron tenglamalari birgalikda yozilib, oksidlovchi va qaytaruvchi oldiga yoziladigan koeffitsientlar topiladi. Uni aniqlashda qaytaruvchi yo'qotgan elektronlar soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga teng bo'lishi nazarda tutiladi.

5. Jarayonlarining o'ng va chap tomonlarini aniqlangan koeffitsientlarga ko'paytirib, ularni birgalikda yoziladi. Natijada qisqa ion tenglama xosil bo'ladi.

1. Reaksiyaning to'liq ion va molekulyar tenglamalari yoziladi.

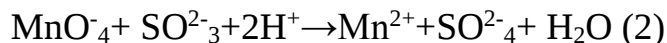
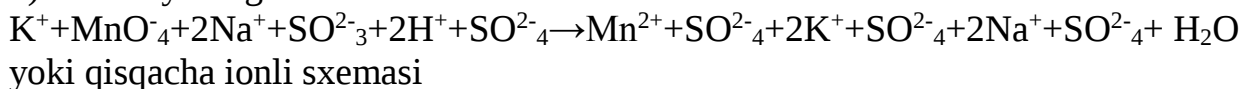
7. Molekulyar tenglama to'g'ri yozilganligini xar qaysi element atomlari soni orqali tekshiriladi. Ko'pincha kislorod atomlari sonini xisoblash bilan chegaralanadi.

Masalan : ion-elektron metod bo'yicha sulfide ionining kaliy permanganat tasirida sulfat ioniga o'tishini uch muhitda ko'rib chiqaylik.

1) Kislotali muhitda. a) Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:

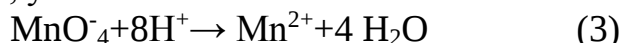


b) Reaksiyaning ionli sxemasi:

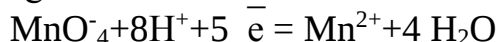


Demak, kislotali muhitda permanganat ioni Mn^{2+} ionigacha (eritma rangsizlanadi) qaytariladi.

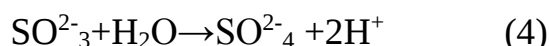
v) oksidlanish va qaytarilish jarayonini ion-elektron ko'rinishida yozish uchun tenglama (2) dan ko'rinish turibdiki, MnO_4^- ionidagi to'rtta kislorod atomi H^+ bilan bog'lanib, to'rtta molekula suv xosil qiladi, natijada MnO_4^- ioni bilan Mn^{2+} ionigacha qaytariladi, ya'ni



Sxemaning chap va o'ng tomonidagi umumiy zaryadni xisoblash shuni ko'rsatdiki, o'ng tomondagi zaryad +2 ga, chap tomonida umumiy zaryad esa +7 ga teng. Sxemaning chap va o'ng tomonidagi zaryadlar teng bo'lishi uchun tenglamaning chap tomoniga beshta elektron kiritish kerak. U xolda qaytarilish jarayonining ion-elektron tenglamasi quydagi ko'rinishda bo'ladi.



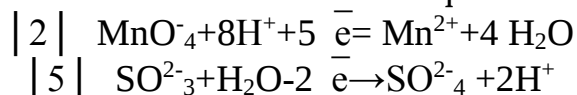
SO_3^{2-} ning SO_4^{2-} ioniga oksidlanish kislorod atomining soni ortishi bilan ko'zratiladi.



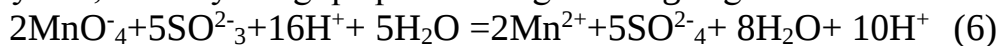
Sxema (4) ning o'ng tomonidagi umumiy zaryad nolga, chap tomondagisi esa -2 ga teng. Sxemaning o'ng va chap tomonida zaryadlar soni teng bo'lishi uchun sxemaning chap tomonidan ikkita elektronni olish kerak, u xolda oksidlanish jarayonining ion-elektronli tenglamasi quydagicha yoziladi:



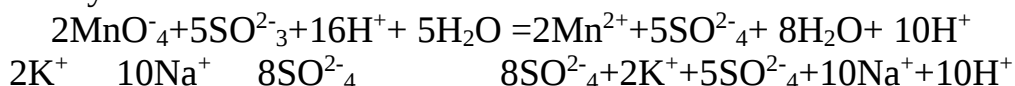
g) Endi qaytarilish (3) va oksidlanish (5) jarayonlari bir-birini ostiga yozilib, oksidlovchi va qaytaruvchi uchun koeffitsientlar aniqlanadi:



Oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soni qaytaruvchi yo'qotgan elektronlar soniga teng bo'lishi kerak. Buning uchun (3) tenglamani 2 ga va (5) tenglamani 5 ga ko'paytirib, reaksiyaning qisqa ionli teng-lamasiga ega bo'lamiz.



To'liq ionli tenglama yozish uchun umumiy tenglikni saqlagan xolda xosil bo'lgan qisqa ionli tenglamaning chap va o'ng tomoniga bir xil miqdorda qarama-qarshi ionlar yozamiz:



d) Endi to'liq ionli tenglamadan foydalanib, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining to'liq molekulyar tenglamasini yozamiz.

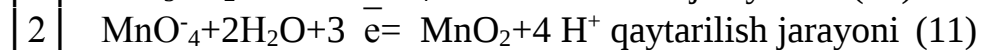
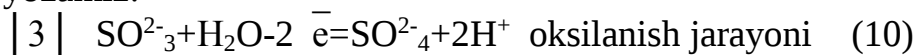


To'g'ri yozilgan tenglamaning o'ng va chap tomonida kislorod atomining soni bir xil bo'lishi kerak.

2) NEYTRAL MUHITDA. A) bunda permanganation MnO_4^- marganets (1V)-oksidigacha MnO_2 qaytariladi, natijada eritmaning to'q qizil rangi yo'qolib, jigar rang chokma xosil bo'ladi bu reaksiyaning ionli sxemasi quydagicha



b) Oksidlanish va qaytarilish jarayonlarining ion-elektron tenglamalarini ayrim-ayrim yozamiz:

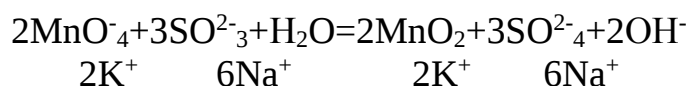


Demak, oksidlovchi oldiga koeffitsient ikkiga va qaytaruvchi oldidagi koeffitsient uchga teng.

v) Oksidlanish va qaytarilish jarayonlarining ion-elektron tenglamalarini topilgan koeffitsientlarga ko'paytirib, qisqa ionli tenglamasini yozamiz:



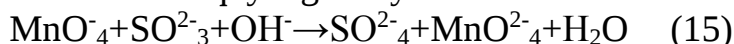
g) Qisqa ionli tenglamaga (12) qarama-qarshi ionlarni yozib, to'liq ionli tenglamaga ega bo'lamiz(13);



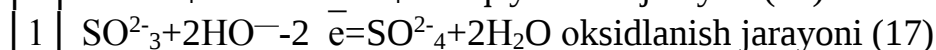
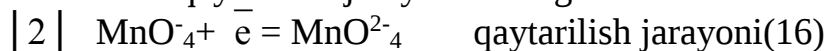
d) Berilgan oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining to'liq molekulyar tenglamasini yozamiz:



3) ISHQORIY MUHITDA. a) Bunda permanganat ion manganat ion manganat ioniga qadar qaytariladi. Natijada eritmaning olcha rangli qizil tusi yashil rangga o'tadi. Reaksiyaning ionli sxemasini quydagicha yozish mumkin:

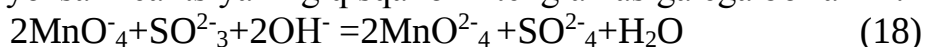


a) Oksidlanish va qaytarilish jarayonlarining ion-elektron tenglamalarini yozamiz:

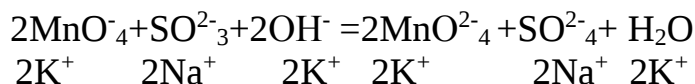


Bu tenglamalardan ko'rinib turibdiki oksidlanuvchini 2 ga, qaytaruvchini 1 ga ko'paytirish kerak.

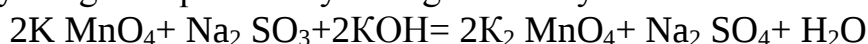
v) Yuqoridagi (16) va (17) tenglamalarni koeffitsientlariga ko'paytirib, birgalikda yozsak reaksiyaning qisqa ionli tenglamasiga ega bo'lamiz:



Qisqa (18) ionli tenglamaga qarama-qarshi ionlarni yozib, to'liq ionli tenglamani yozamiz:

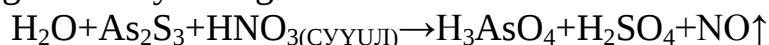


Endi reaksiyaning to'liq molekulyar tenglamasini yozamiz:



Ba'zi qaytaruvchilar qation bo'lib, reaksiya natijasida murakkab anionlarga yoki ba'zi oksidlovchilar yoki ba'zi oksidlovchilar murakkab anionlar bo'lib, reaksiya natijasida kationlarga aylandi. Masalan, arsenit ful'fidning suyultrilgan nitrat kislotasi bilan oksidlanishini ko'rib chiqaylik.

a) Reaksiyaning molekulyar tenglamasi :



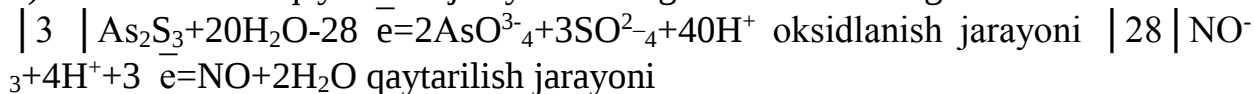
b) ionli sxemasi:



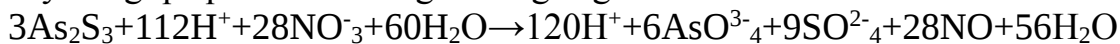
yoki



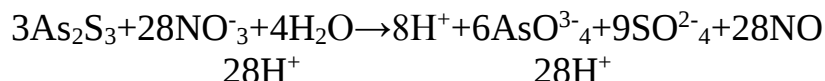
v) Oksidlanish va qaytarilish jarayonlarining ion-elektron tenglamalari:



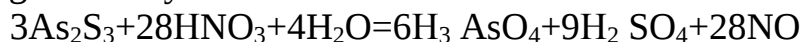
g) Yuqoridagi tenglamalarni koeffitsientlariga ko'paytirib, birgalikda yozsak, reaksiyaning qisqacha ionli tenglamasiga ega bo'lamiz:



qisqacha ionli tenglamaga qarama-qarshi ionlarni yozib, to'liq ionli tenglamani yozsak:



Endi oksidlanish–qaytarilish reaksiyasining to'liq reaksiyasining to'liq molekulyar tenglamasini yozamiz:



11-MA'RUZA MASHG'ULOTI

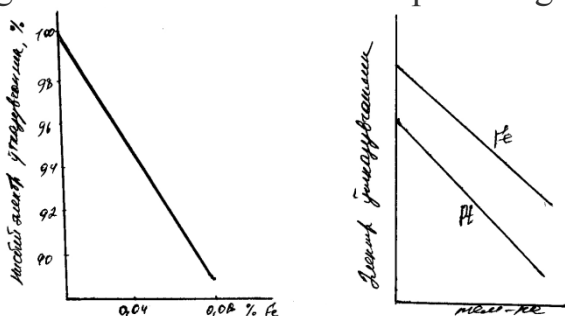
Metallar ularning tabiatda uchrashi olinish usullari kimyoviy xossalari

Reja:

1. Metallarning tabiatda uchrashi, xossalari, ularning davriy sistemada joylashishi.
2. Metall olishning asosiy usullari.
3. Toza metallarni olish.
4. Ishqoriy va ishqoriy yer metallarida ularning birikmalarini xossalari.

Metallarning xossalari. Simobdan tashqari hamma metallar oddiy temperaturada qattiq kristall moddalardir. Ular o'ziga xos yaltiroqlikka ega, bolg'alanuvchan, ya'ni zarba ta'siridan o'z shaklini o'zgartiradi, ularni yupqa list qilib yoyish va sim qilib chozish mumkin, elektr tokini o'tkazadi. Metallarning elektr tokini yaxshi o'tkazishiga sabab, metal massasida erkin elektronlar borligidir. Elektronlar muayyan ionlar bilan bog'lanmaganligi uchun hatto potensillar farqi juda oz bo'lganda ham metallda elektronlar siljiydi, ya'ni elektr toki paydo bo'ladi. Metalldagi qo'shimchalar elektronlarning erkin harakatlanish tezligini kamaytiradi. Shuning uchun metal qancha toza bo'lsa, ya'ni metallda qo'shimchalar kam bo'lsa, uning elektr o'tkazuvchanligi shuncha yuqori bo'ladi (48-rasm). Temperatura ko'tarilishi bilan metallarning elektr o'tkazuvchanligi pasayadi (49-rasm). Buning sababi shuki, metal qiziganda ionlarning tebranma harakati kuchayadi va ular orasida elektronlar harakatlanishi qiyinlashadi. Erkin elektronlarning harakatchanligi metallarning issiq o'tkazuvchanligi yuqoriligiga sabab bo'ladi. To'xtovsiz harakat qiluvchi elektronlar ionlar bilan doimi energiya almashinib turadi. Ravshanki, ionlarning qizdirishnatijasida kuchayadigan tebranishi shu xaxoti

qo'shni ionlarga uzatiladi va metallning issiqlik holati tezda tenglashadi, boshqacha qilib aytganda metallning barcha massasi bir xil temperaturaga ega bo'lib qoladi.



Temir qo'shimchasining misning o'tkazuvchanligining elektr o'tkazuvchanligiga ta'siri.

Temir va platina elektr temperaturaga bog'liqligi.

Issiqlikni va elektr tokini juda yaxshi o'tkazuvchilar-Ag, Cu, Au va Al dir. Ba'zi metallar absolyut nol temperaturaga yaqin temperaturalarda o'ta o'tkazuvchanlik deb ataladigan xossa namoyon qiladi. bu xossa shundan iboratki, metallar elektr tokiga qarshilik qilmaydi, ya'ni elektr o'tkazuvchanligi deyarli cheksiz bo'lib qoladi. O'ta o'tkazuvchanlik temperature pasayishi bilan sekin-asta emas, balki birdaniga ma'lum kritik temperaturada paydo bo'ladi. Issiq va elektr o'tkazuvchanlik faqat qattiq va suyuq holatdagi metallar uchungina xos. Metallarning bug'i alohida-alohida atomlardan yoki atomlarning kichikroq gruppalaridan iborat bo'lib, gaz moddalarga o'xshaydi, ular izolyatorlardir.

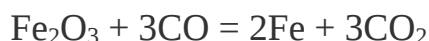
Metallar zichligiga ko'ra shartli ravishda ikki gruppaga bo'linadi: zichligi 5 dan kam bo'lgan yengil metallar hamda zichligi 5 dan ortiq bo'lgan og'ir metallar. Eng yengil metall-litium, zichligi $0,53 \text{ g/sm}^3$ ($0,53 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$); eng og'ir metall-osmiy, zichligi $22,48 \text{ g/sm}^3$ ($22,48 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$). Ko'pchilik yengil metallar oson suyuqlanuvchan bo'ladi, masalan selyum (suyuqlanish temperaturasi 28°C). Og'ir metallarning ko'pchiligi qiyin suyuqlanuvchan. Eng qiyin suyuqlanuvchan metall-volfram (suyuqlanish temperaturasi 3410°C).

Metall qattiqligi jihatidan bir-biridan juda farq qiladi. Masalan, volfram juda qattiq, Na va K shunday yumshoqki, hatto pichoq bilan ham qirg'iladi. Sanoatda metallarni shartli ravishda qora va rangli metallarga bo'lish qabul qilingan. Qora metallar jumlasiga Fe va uning qotishmalari (po'lat, cho'yan) kiradi. Qolgan metallarning hammasi rangli metallar hisoblanadi.

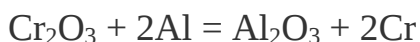
2. Metallarni olishning asosiy usullari.

Metallarning olinishi. Barcha ximiyaviy elementlarning 80 %i dan ortig'ini metallar tashkil qiladi. Ulardan ba'zilari, masalan oltin, platina tabiatda sof holda uchraydi. Biroq ko'pchilik metallar tabiatda birikmalar holida bo'ladi. Sanoat miqyosida sof metallar olish uchun yaroqli tabiiy xom ashyoning har xil turlari rudalar deyiladi. Rudalardan metallar ajratib olishning bir necha usullari mavjud. Ulardan eng muhimlari quyidagilardir:

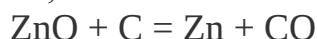
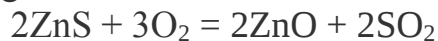
1. Metallar oksidlarni ko'mir yoki uglerod (II)-oksid ta'sirida qaytarish. Maslan, oksidlaridan temir suyuqlantirib olish CO vositasida qaytarish reaksiyasiga asoslangan:



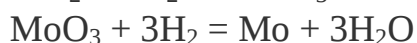
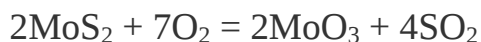
2. Metallar oksidlarini aktivroq metallar ta'sirida qaytarish. Bu usul metallotermiya deb ataladi. Hozirgi vaqtda metallotermiya, asosan quyuuq suyuqlanuvchan metallar olish uchun qo'llaniladi. Masalan, xrom (III)-oksidga alyuminiy qo'shib qizdirish natijasida xrom olinadi. Alyuminiy yordamida qaytarish protsessi alyuminotermiya deyiladi.



3. Sulfidli rudalarni kuydirib, hosil bo'lgan metall oksidlarini ko'mir yoki vodorod ta'sirida qaytarish. Masalan,

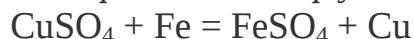


Molibdenning olinishi:



4. Suyuqlanmalarni elektroliz qilish. Aktiv metallar-Na, Ca, Mg, Al va boshqalar ularning suyuqlangan birikmalarini elektroliz qilib olinadi.

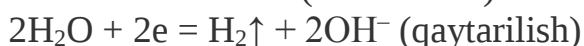
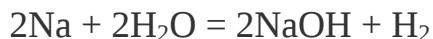
5. Gidrometallurgiya. Metall kislota, ishqor yoki biror tuzning suvdagi eritmasi ta'sirida rudadan birikma holida ajratib olinadi. Shunday usul bilan hosil qilingan eritmani elektroliz qilib yoki aktivroq metall bilan qaytarib metall olinadi. Masalan:



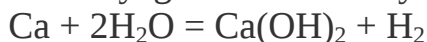
3. Metallarning xossalari, kimyoviy birikmalari.

Metallarning ximiyaviy xossalari. Metallarning ximiyaviy xossasi shuki, ularning atomlari valent elektronini berib, musbat zaryadlangan ionlarga aylana oladi. Demak, metallar erkin holda qaytaruvchilardir. Elementlar davriy sistemasining asosiy gruppachalarida yuqoridan pastga tomon atomlarning radiusi ortishi bilan metallarning qaytarish xossalari ortib boradi. Mn, II gruppaning asosiy gruppachasida berilliydan bariyga o'tilgan sari elementlarning qaytarish xossasi kuchayib boradi. Bitta davrning o'zidagi elementlar atomlarida elektron qavatlar soni bir xil bo'ladi. Biroq chapdan o'ngga elementdan elementga o'tgan sari yadro zaryadi ortib borgan uchun elektron qavatlar yadroga kuchliroq tortiladi va atomlarning radiuslari kichrayib boradi. Atomning radiusi kichrayishi bilan metallarning qaytarish xususiyati susayadi. Mn, magniy atomining radiusi $1,60\text{\AA}$, natriy atomining radiusi esa $1,92\text{\AA}$. Shuning uchun magniy atomi natriy atomiga qaraganda kuchsizroq qaytaruvchidir.

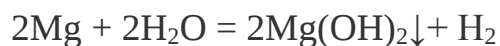
Metallarning muhim ximiyaviy xossasi ularning kislorod, suv hamda tuzlar, asoslar va kislotalarning suvdagi eritmalari bilan o'zaro ta'sir etishidir. Ba'zi metallar, mn, ishqoriy metallar hatto suv molekulasini ham shiddatli ravishda qaytaradi.



Ishqoriy yer metallar ham reaksiyaga xuddi shunday kirishadi:



Suv bilan reaksiyaga kirisha oladigan ko'pchilik metallar undan amalda vodorodni siqib chiqarmaydi. Buning sababi shuki, ular suvda qiyin eruvchan gidroksidlar hosil qiladi, bu gidroksidlar metall sirtiga cho'kib, mustahkam himoya parda hosil qiladi, Mn:

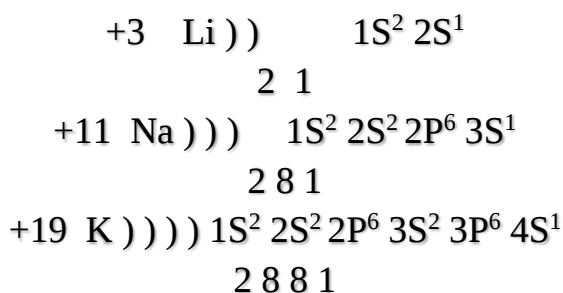


Deyarli barcha metallar kislotalar ta'sirida oksidlanib tuzlar hosil qiladi. eng muhim kislotalar normal tuzlarining nomi 11-jadvalda keltirilgan. Kislotali va gidroksid tuzlarning nomlari normal tuzlarning nomidan keltirib chiqariladi, chunonchi: nordon tuzning nomini aytishda, tegishli norml tuzning nomiga old qo'shimcha-gidro so'zi qo'shiladi. Mn, NaHSO₄-natriy gidrosulfat yoki natriy bisulfat; Co(OH)(NO₃)₂—kobalt gidroksinitrat.

Metallning kislota bilan o'zaro ta'sir xususiyati metallning aktivligiga, kislotaning xossalriga hamda konsentratsiyasiga bog'liq.

Ishqoriy metallar va ularning elektron formulasi

I A guruh elementlariga:Li, Na, K, Rb, Cs, Fr kiradi va ishqoriy metallar deb nomlanadi. Ishqoriy metallar atomlarining sirtqi qavatida bittadan elektron nS¹ bo'ladi.



Ishqoriy metallar eng katta atom va ion radiusi hamda eng kam ionlanish potentsialiga ega. Shuning uchun bu metallar tashqi qavatidan bitta elektronni chiqarib +1 oksidlanish darajasini namoyon qiladi. Davriy sistemada yuqoridan pastga qarab elementlarning atom va ion radiusi, zichligi ortadi, ionlanish potentsiali, elektronga moyillik, elektromanfiyligi, qaynash va suyuqlanish harorati kamayadi.

Ishqoriy metallarning hammasi kuchli qaytaruvchilardir. Ular eng aktiv metallar bo'lib, deyarli barcha metallmaslar bilan bevosita birikadi va ion bog'lanishli birikmalar hosil qiladi. Ishqoriy metallarning hammasi Me₂O tarkibli oksidlar hosil qiladi. Bu oksidlar suv bilan birikib, ROH tarkibli asos hosil qiladi.

Ishqoriy metallarning vodorodli birikmalari MeH formulaga muvofiq keladi. Bular metallarning gidridlari bo'lib, ularda vodorodning oksidlanish darajasi -1 ga teng bo'ladi.

Ishqoriy metallarning ayrim xarakteristikalar

Xossalari	Li	Na	K	Pb	Cs
Suyuqlanish harorati, 0S	180	98	64	38,4	28,4
Qaynash harorati, 0S	1345	883	774	688	678
Atom radiusi, Pm (10-12m)	155	184	236	248	268
E ⁺ ioni rasiusi, Pm	68	98	133	149	165
Zichligi, g/sm ³	0,53	0,97	0,86	1,53	1,88
O ₂ da yonish mahsuloti	Li ₂ O	Na ₂ O ₂	KO ₂	PbO ₂	CsO ₂
Elektron konfigurasiyasi	2S ¹	3S ¹	4S ¹	5S ¹	6S ¹

Tabiatda uchrashi, olinishi

Tabiatda ishqoriy metallar faqat birikmalar holda uchraydi. Er po'stloqida ularning tarkibi: litiy 3,2.10-3%, natriy 2,64%, kaliy 2,6 %, rubidiy 1,5.10-2%, seziy 3,7.10-4 % (massa ulushi) tashkil qiladi. Natriy va kaliy ko'p tarqalgan elementlar qatoriga kiradi. Frantsiy radioaktiv element bo'lib, ko'p yashovchi izotopi yo'q.

Davriy sistemaning ikkinchi asosiy guruxchasi elementlarining umumiy xarakteristikasi.

Guruhcha elementlari tashqi elektron qavatlarida s^2 elekt-ronlar mavjud bo'lib, kimyoviy reaksiya vaqtida ikki elektron-larini uzatgan holda 2 ga teng bolgan oksidlanish darajalarini namoyish qiladilar. Bularning qaytaruvchanlik xususiyatlari I^A guruhcha elementlarinikiga qaraganda kuchsizroq namoyon bo'ladi, buning boisi ular ion radiuslarining ham ishqoriy metallarinikidan kuchsizroq ekanligidandir. Shuning uchun ham II^A guruhcha eiementlari gidroksidlarining asos xossalari I^A guruhcha elementlarinikiga qaraganda kuchsizligi bilan ajraladi. $Be(OH)_2$ amfoter, $Mg(OH)_2$ kuchsiz, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, va $Ba(OH)_2$ lar kuchli asoslardir. Be va Mg xossalari yonma-yon Ikkinchi gruppaga asosiy gruppachasi elementlariga Be, Mg, Ca, Sz, Ra kiradi. Bu elementlarning tashqi elektron qavatlarida S^2 elektronlari mavjud. Shuning uchun kimyoviy reaksiya paytida S^2 elektronlarini berib, +2 ga teng oqsiddanish darajasini namoyon qiladilar. Ularning qaytaruvchilik xossalari ishkoriy metallarnikiga qaraganda kuchsizrok ifodalangan. Ikkinchi gruppaga asosiy gruppachasi elementlarining ion radiuslari ishkoriy metallarning ion radiuslaridan kichik. Shuning uchun bu elementlarning gidroksidlari ishkoriy metallarning gidroksidlariga qaraganda kuchsiz asos hossalini namoyon qiladi. Bu elementlarning gidroksidlarining asos hossalari gruppaga bo'yicha Be dan Ra ga tomon ortib boradi, chunki elementlarning ion radiuslari ortib boradi. $Be(OH)_2$ amfoter, $Mg(OH)_2$ kuchsiz asos, $Ca(OH)_2$ $Sr(OH)_2$, $Be(OH)_2$ lar kuchli asos xossasiga ega. Be bilan Mg bir gruppada yonma-yon joylashganiga qaramay, xossalari bir-biridan keskin farq qiladi: berilliy oqsidi va gidroksidi amfoter xossaga, Mg elementining oqsidi va gidroqsidi esa asos xossasiga ega. Bunga sabab shuki, Be ning ion radiusi Mg ning ion radiusiga qaraganda ikki marta kichik.

Mis guruxchasi elementlarining, elektron formulasi, umumiy xarakteristikasi

Bu elementlar davriy sistemada birinchi gruppaning yonaki gruppachasida joylashgan bo'lib, ularning tashqi s-pog'onachasida bittadan s^1 elektron tashqaridan oldingi d-pog'onachasida 10 tadan elektroni bor. Bu pog'onaga o'zidan elektron berish xossasiga ega bo'lgani uchun mis, kumush va oltin d-pog'onachasidagi elektronlar hisobiga +1 dan yuqori oksidlanish darajalarni ham namoyon qila oladi. Mis o'z birikmalarida +1, +2 va +3, kumush +1, +2 va +3 oltin +1, +2 va +3 ga teng oksidlanish darajalar namoyon qiladi.

Mis, kumush va oltin atomlaridagi s elektronlar asosiy gruppacha elementlarinikiga nisbatan yadroga yaqin joylashgan, shuning uchun ham ularning ionlanish potentsiallari ishqoriy metallarnikiga nisbatan kattadir. Cu, Ag, Au noaktiv metallar bo'lib, oson qaytariladi va tabiatda erkin holda uchraydi.

Rux gruppachasi.

Ular Zn, Sd, Ng lar kiradi. Sirtida ikkinchi katordan 18 tadan elektron (e^-) bor. Ular asosiy gruppachadagi metallga nisbatan pas-sivdirlar. Ular odatdagi temperaturada suv bilan reaksiyaga kirish-maydi. Gidroksidlari kuchsiz, $Zn(ON)_2$ xatto amfoterdir. Asosan ikki valentli, Ng esa ayrim birikmalarda bir valentli bo`ladi.

Temir va platina oilasi elementlari, ularning elektron formulasi, umumiy xarakteristikasi

Davriy sistemaning VIII gruppasi qolgan boshqa hamma gruppalaridan shu bilan farq qiladiki, unda faqat katta davrlarning elementlari joylashgan. Bu gruppada uchta triadadan iborat. Birinchi triada-Fe, kobalt va nikel to`rtinchi davrda. Ikkinchi triada-ruteniy, rodii va palladiy-beshinchi davrda, uchinchi triada-osmiy, iridiy va platina-oltinchi davrda.

Temir oilasi. Birinchi triadani temir oilasi tashkil etadi. Bu uchala elementning xossalari bir-biriga yaqin. Ular atomlarining sirtqi kvant qavatida s-pog'onachada 2 elektron bo`ladi, qolgan valent elektronlar sirtqidan oldingi qavatning d-pog'onachasida turadi.

30-jadval

Element	Simvoli	Tartib raqami	Elementlarning energetik pog'ona va pog'onachalarga taqsimlanishi
Temir	Fe	26	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
Kobalt	Co	27	$.....3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
Nikel	Ni	28	$.....3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$

Biz ko`rib chiqayotgan metallar o`z birikmalarida, ko`pincha ikki valentli bo`ladi. Ammo ular shunday birikmalar ham hosil qiladiki, bu birikmalarda ko`proq musbat uch, musbat to`rt va musbat olti valentli bo`ladi. Yuqori valentli metallar birikmalarining barqarorligi temirdan nikelga o`tilgan sari kamayib boradi. Masalan, temirda musbat uch valentlik barqarordir, Co^{3+} ioni mavjud, ammo u kuchli oksidlovchi bo`lib, suvni oksidlay oladi, Ni^{3+} ioni beqaror iondir.

Platina gruppasidagi metallar. VIII gruppaning ikkinchi va uchinchi triadalaridagi elementlar platina gruppasidagi metallar deb ataladi (31-jadval).

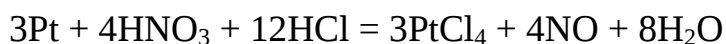
Element	Simvoli	Tartib raqami	Elektronlarning energetik pog'ona va pog'onachalarga taqsimlanishi
Ruteniy	Ru	44	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^7 5s^1$
Rodii	Rh	45	$.....4s^2 4p^6 4d^8 5s^1$
Palladiy	Pd	46	$.....4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$
Osmiy	Os	76	$.....4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^6 6s^2$
Iridiy	Zr	77	$.....4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^7 6s^2$
Platina	Pt	78	$.....4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^9 6s^1$

Platina XVI asrning o`rtalarida, platina gruppasidagi metallarning ruteniydan boshqalari XIX asrning boshlarida kashf etilgan. Ruteniyning 1844 yilda Qozon shahrida professor K.K.Klaus kashf etib, unga Rossiya sharafiga ruteniy degan nom

berdi. Platina gruppasidagi metallar, asosan tug'ma holda uchraydi, odatda ularning hammasi birgalikda bo'ladi, ammo konlarda platina miqdori shu platina gruppasidagi boshqa metallarning hammasidan ko'ra ko'proq bo'ladi. platina gruppasidagi metallarning boy konlari Uraldadir.

Oltita metallning hammasi fizikaviy xossalari jihatidan ham, kimyoviy xossalari jihatidan ham bir-biriga o'xshashdir. Pt gruppasidagi metallardan ko'pchiligining o'ziga xos xususiyati gazlarni, jumladan vodorodni eritishdir va bu xususiyat Pd da eng yuqori bo'ladi. 102-rasmda tasvirlangan egri chiziq vodorodning palladiyda eruvchanligi bilan temperaturaning o'zgarishi orasidagi bog'lanishni ko'rsatadi.

Platina gruppasidagi metallar har xil kimyoviy ta'sirlarga juda bardosh beradi. Palladiy HNO_3 da, Platina zar suvida eriydi, qolgan metallar esa hatto zar suvida ham erimaydi. Kimyoviy jihatdan olganda eng barqarori iriydidir. Pt gruppasiga kiruvchi metallarning hammasi o'z birikmalarida o'zgaruvchan musbat valentlik namoyon qiladi, ularning valentligi musbat ikkidan musbat oltigacha o'zgaradi. Ruteniy bilan osmiyning valentligi esa musbat ikkidan musbat sakkizgacha o'zgaradi. Bu metallarning hammasi kompleks hosil qilishga moyildir. M: platinaning zar suvida erishi natijasida kompleks geksaxloroplatinat kislota $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ hosil bo'ladi.



Platina gruppasidagi metallarning ichida eng katta ahamiyatga ega bo'lgani Pt dir. Platina kul rang-oq tusli yaltiroq metall bo'lib, 1773°C temperaturada suyuqlanadi, uning zichligi $21,45 \text{ g/sm}^3$ ga teng.

4. Qotishmalari.

Metallar xalq xo'jaligida sof holda va juda ko'pchilik hollarda qotishmalar (ikki yoki undan ortiq metal-larni saqlagan, bir jinsli qattiq eritmalar) holida ishlatiladi.

Ko'p ishlatiladigan metall qotishmalarga quyidagi-larni kiritish mumkin:

Cho'yan — tarkibida 1,7 4,4% uglerod saqlagan te-mirning qotishmasi. Uning tarkibida Si, P, Mn kabi qo'shimchalari bo'lib, temirga nisbatan qattiq, lekin mo'rt bo'ladi. Undan katta-katta jihozlarning asosi, karkaslari yasaladi. Po'lat olishda ishlatiladi.

Po'lat — tarkibida 1,7% dan kam uglerod saqlagan temirning boshqa metallar (Cr, Mo, W, V, Fe, Li, Na, K, So, Ni, V) saqlangan qotishmasi. Cho'yanga nisbatan elas-tik, ishlov berish oson bo'lgan mashinasozlik, qurilish va boshqa sohalarda keng qo'llaniladigan qotishma.

Jez — tarkibida 10% dan 50% gacha rux saqlagan mis qotishmasi. Asbobsozlik, motorsozlikda ishlatiladi.

Bronza — misning tarkibida 20% gacha qalay saqlagan qotishmasi. Oson quyiladi. Podshipnik, porshenlarning xalqalari, klapanlar ishlab chiqarishda va badiiy buyumlar quyishda ishlatiladi.

Konstantan — 60% Cu, 38—40% Ni dan iborat qotishma.

Nixrom — 60% Ni, 14—18% Ge, qolgani Cr dan iborat qotishma. Yuqori elektr qarshiligiga ega bo'lgani uchun isitish moslamalari ishlab chiqarishda

foydalaniladi.

Xromel — 90% Ni va 10% gacha Cr li qotishma.

Alyumel - 95% Ni, 1,8-2,5% Al, 1,8-2,2% Mn, 0,88-1,15% gacha Si dan iborat qotishma". Xromel va alyumel elektr xossalari temperatura o'zgarishiga juda sezgir material bo'lgani uchun termoo'lchagichlar, termoparalar yasashda ishlatiladi.

Babbittlar - 65% gacha Pb, 15-17% Sn, 15-17% Sb, 2% gacha Cu metallari saqlagan qotishmalar bo'lib, pod-shipnik ishlab chiqarishning asosiy materiali hisoblanadi.

Dyuralyumin — asosiy qismi Al, 3—5% Cu, 1% dan Mg, Ni, Mn metallari saqlagan mexanik ta'sirga chi-damli, lekin yengil qotishma. Samolyotsozlik, mashina-sozlik va asbobsozlikda ishlatiladi.

Silumin — 86—88% Al va 12—14% Si dan iborat qotishma. O'lchov va signal beruvchi moslamalarda ishlatiladi.

Yuqoridagilardan ko'rinib turibdiki, qotishmalar ishlab chiqarish sharoiti, temperatura, metallarning nisbiy miqdori o'zgarishi bilan tuzilishi va xususiyatlari keskin o'zgaradigan sistemalaridir. "Qattiq eritma" — qotishmalarni bu xususiyatlari uchun "bertollid"lar qatoriga kiritiladi.

Shu sababli ishlab chitsariladigan har tsanday metall qotishmasi aniq xossa va tarkibga mos kelishi uchun ularni ishlab chiqarishdagi "tarkib— xossa" diagrammalaridan kelib chiqadigan parametrlariga to'la amal qilinishi kerak.

12-MA'RUZA MASHG'ULOTI

Elektrokimyoviy jarayonlari.

Reja:

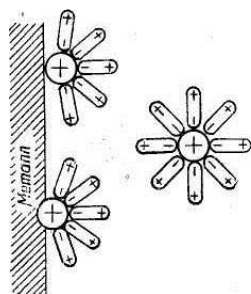
- 1.Elektrod jarayonlarni termodinamikasi.
- 2.Elektron potensial xaqida tushuncha.
- 3.Galvanik elementlar va ularni Elektr yurutuvchi kuchni aniqlash.
- 4.Elektrokimyoviy va konsentrasion qutublanishning electron potensiyalar kinetikasi.

Elektr toki ta'sirida yoki uzi elektr toki xosil kilib boradigan kimyoviy protsesslar elektrokimyoviy protsesslar deyiladi .Bunday protsesslarni kimyoning elektrokimyo bulimida urganiladi.

L. V. Pisarjevskiy ta'limotiga kura metall suvga yoki shu metall ioni bulgan eritmaga tushirilsa, metall bilan suyuqlik chegarasida elektrod potentsiali xosil buladi, chunki metall sirtidagi ionlar suvning kutblangan molekulariga tortiladi va metalldan suyuqlikka uta boshlaydi va nixoyat muvozanat karor topadi.



Ionlarning suvga utishi natijasida metallda ortikcha erkin elektronlar yigilib koladi; metall manfiy zaryadlanadi, suyuqlik esa musbat zaryadlanadi.



Metallning sirt qatlamidagi ionlarning suv molekulalari" bilan ta'sirlashuv sxemasi.

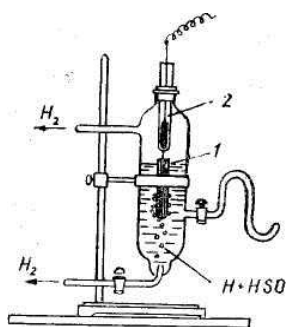
Metalldan eritmaga utib, gidritlangan ionlar metallga tortiladi, va metall sirtiga yaqin joylashib kush elektr kavat xosil kiladi, natijada metall bilan eritma orasida potentsiallar ayirmasi vujudga keladi. Bu kiymat metallning elektrod potentsiali deb ataladi. Turli metallar suvga botirilganda vujudga keladigan potentsiallarning kiymati turlicha buladi. Metall kancha aktiv bulsa, uni kurshab turgan suv muxitiga shuncha kup ion utadi, natijada metall plastinkada paydo buladigan manfiy zaryadning kiymati yukori bu-ladi. Bu esa ayrim metallarning kristall panjaralarida kation-larning bir xil boglanish energiyaga ega emasligi va bu kationlarning bir xilda gidratlanmasligi natijasidir. Bu erda kationlarning effektiv radiusi katta rol uynaydi.

Agar metall (masalan, Zn) uz tuzining (masalan, rux sulfat) eritmasiga tushirilsa, metall-suyuklik sirtidagi muvozanat siljiydi va yangi potentsiallar ayirmasi xosil buladi.

Oddiy moddalarni kaytaruvchi-oksidlovchi xossasi uzgacha buladi. Elektrod potentsiallar uchun eritmalaridagi oddiy moddalar reaksiyada kristall panjaradagi atomlararo boglanishni uzishga sarf bulgan energiyani xamda ionlarni eritmaga utishdagi gidratlanish energiyasini xisobga olish kerak. Masalan, mis va ruxni D. I. Mendeleevning elementlar davriy sistemasida joylanishiga karab ionlanish energiyasining kiymati $\text{Cu}=738$ va $\text{Zn}=901$ kJ ga teng. Demak, mis elementi rux elementiga karaganda kuchlirok kaytaruvchilik xu-susiyatiga ega bulish kerak, lekin misning kristall panjarasidagi boglanish ancha mustaxkam. SHuning uchun mis ionining rux ioniga nisbatan gidratlanish energiyasi kam. Bu esa mis ionlarini eritmaga uti-shini kiyinlashtiradi. SHuning uchun mis ruxga nisbatan juda kuchsiz kaytaruvchidir. Elektrod potentsialning kiymati metallning ta-biatiga, eritmadaagi ionlar konsentratsiyasiga va temperaturaga boglik buladi.

Gazli elektrodlar gaz va gaz ioni bulgan eritma bilan tuknashib turadigan biror noaktiv metall utkazgich (Rt) dan iboratdir. Metall utkazgich elektronlar okimini xosil kiladi, uzi esa eritmaga ion ber-maydi. Masalan, normal vodorod elektrodni kurib chikaylik. Platina plastinkasini aktiv vodorod ionlar konsentratsiyasi 1 mol/l bulgan 2 n sulfat kislota eritmasiga tushirib, eritmada 1 atmosfera bosim (25°S da) vodorod utkazsak, vodorod platina plastinka sirtiga yutilib, vodorod plyonkasini (parda) xosil kiladi. Buning natijasida elektrolit (H_2SO_4) eritma platina plastinka bilan tuknashmasdan vodorod plyonkasi bilan tuknashadi va vodorod elektrod xosil buladi.

Vodorod elektrod metall elektrodlar kabi eritmaga uz ionini buradi:



Standart vodorod elektrod

Natijada eritma bilan vodorod elektrodi orasida potentsiallar ayirmasi xosil buladi va uni normal vodorod elektrod potentsiali deyiladi. U shartli ravishda nolga teng deb kabul kilingan. SHunday kilib, eritmaga kation beruvchi gazli vodorod elektrod xosil buladi. Gaz elektrodlardagi reaksiyalarda gazlar ishtirok etgani uchun, bu elektrodlar potentsiallari gazlarning partsial bosimiga boglik buladi.

Nernst tenglamasi

Vodorod elektrod uchun Nerist tenglamasini 298°K da kuiydagicha yozish mumkin:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg c \quad E_{N^+/N_2} = \frac{0,059}{1} \lg \frac{a_N^{2+}}{R_{N_2}}$$

Bu erda : R_{N_2} –vodorod partsial bosimi, a_N^{2+} -elektrolitdagi N^+ ionning aktivligi.

Aloxida olingan elektrodning potentsiali absolyut potentsial deyiladi. Lekin uni ulchash juda kiyin. SHuning uchun amalda nisbiy elektrod potentsiali bilan ish kuruladi. Buning uchun solishtirilayotgan elektrodning birini absolyut potentsiali nolga teng deb kabul kilngan.

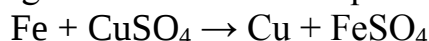
Elektrodning standart potentsiali (E^0) deb , aktiv ionlar kontsentrasiyasini 1 mol/l ga teng bulgan, 25 ° S da uz tuzi eritmasiga tushirilgan elektrod potentsiali bilan standart vodorod elektrod potentsiali orasidagi ayirmaga aytiladi.

3.Standart vodorod elektrod va metallarni standart elektrod potentsiali.

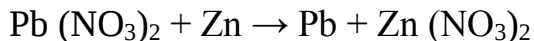
METALLARNING KUCHLANISHLAR QATORI

Metallarni ularning birikmalaridan boshqa metallar siqib chiqarishini dastavval Rossiya fizik kimyogari N.N.Beketov mukammal o'rgangan edi. U metallarni kimyoviy aktivligini pasayib borish tartibini «siqib chiqarish qatori» deb atalgan qatorga joylashtirdi. Hozirgi vaqtda Beketovning siqib chiqarish qatori «kuchlanishlar qatori» deb ataladi, chunki qatordagi har qaysi metallning o'zni elektr kuchlanishining katta-kichikligiga qarab joylashadi.

Har qanday nodir bo'lmagan metall o'zidan ko'ra nodirroq metallni o'sha metall tuzi tarkibidan siqib chiqaradi. Masalan, nodirmas metall –temir o'zidan ko'ra nodirroq metallmasning tuzlari tarkibidan siqib chiqaradi:



Shuningdek, agar qo'rg'oshin tuzi eritmasiga rux metali tushirilsa, qo'rg'oshin ruxga qaraganda nodirroq bo'lgani uchun rux qo'rg'oshinni uning tuzi tarkibidan siqib chiqaradi:



Bu xossaga asoslanib, turli metallarni N.N.Beketovning quyidagi qatoriga joylash mumkin:

Li, K, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Ag, Hg, Au.

Bu qatorda chapdan o'ngga tomon metallning «nodirligi» kamayadi. Bu qator metallarning kuchlanish qatori deb yuritiladi.

Bu qatorga vodorod ham quyilgan, chunki u ba'zi metallarni ularning tuzlaridan siqib chiqara oladi va, o'z navbatida, metallar kislotalar eritmasidan vodorodni siqib chiqaradi.

Metallarning kuchlanishlar qatori eritmalaridagi reaksiyalarda metallarning kimyoviy xossalariga oid ko'pgina umumiy ko'rsatmalar beradi.

1. Bu qatordagi har qaysi metall, shuningdek, bosim ostidagi vodorod ham o'zidan keyingi metallarni ularning tuzlari eritmasidan siqib chiqaradi (qaytaradi).

2. Kuchlanishlar qatorida vodoroddan oldin turgan metallargina vodorodni suyultirilgan kislotalardan siqib chiqara oladi. Vodoroddan o'ngda turgan metallar kislotalardan vodorodni siqib chiqara olmaydi.

3. Metall kuchlanishlar qatorida qancha chapda turgan bo'lsa, u shuncha aktiv bo'ladi, boshqa metallarning ionlariga nisbatan olganda uning qaytarish xossasi shuncha kuchli bo'ladi. Uning uzi ionga shunchalik oson aylanadi va uning ionlari kiyin qaytariladi.

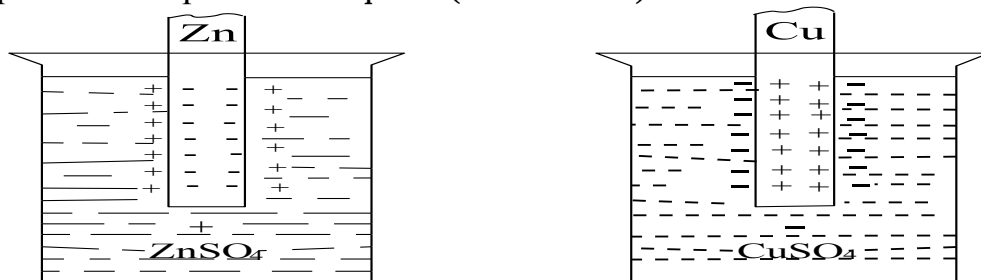
STANDART ELEKTROD POTENTIALI.

Yuqorida ko'rib o'tilgan gomogen sistemalarda sodir bo'ladigan reaksiyalardan tashqari geterogen sharoitda yuzaga keladigan oksidlanish-qaytarilish jarayonlari ham katta ahamiyatga ega. Bunday jarayonlar fazalar chegarasida sodir bo'ladi.

Agar tuz eritmasiga shu tuzni hosil qilgan metall plastinkasi tushirilsa, bunday sistemani oksidlanish - qaytarilish sistemasi deb qarash mumkin, unda elementning oksidlangan va qaytarilgani holatlari orasida muvozanat qaror topadi, chunki ularning biri elektron berishga, ikkinchi esa elektron biriktirib olishga intiladi. Bunday sistemada metall plastinkasi bilan eritma orasida qarama-qarshi zaryadga ega bo'lgan qavat hosil qilishga sababchi bo'lgan hodisa yuz beradi va metall plastinkadagi metall atomlari eritmaga o'ta boshlaydi:



bunda Me va Me^{n+} - metall va uning oksidlangan ion holati. Bu jarayon natijasida musbat zaryadli ionlarning bir qismini yo'qotgan metall plastinka ortiqcha elektronlarga ega bo'lib qoladi-da, manfiy zaryadlanadi. Metaldan eritmaga o'tgan musbat ionlar manfiy zaryadlangan plastinkaga tortiladi va metall sirti yakiniga tortilib qo'sh elektr qavat hosil qiladi (XII. 1-rasm)



Qo'sh elektr qavat hosil bo'lishi va uning metall tabiatiga bog'liqligi.

Buning natijasida metall bilan eritma orasida potentsiallar ayirmasi vujudga keladi, bu farqning qiymati metallning elektrod potentsiali deb ataladi. Bu potentsialning

kattaligi va qo'sh qavatning ishoralari ayni sistemani tashkil etuvchi metall tabiatiga bog'liq. Bundan tashqari, uning kattaligi temperaturaga, eritmadagi tuz konsentratsiyasiga va boshqa xususiyatlariga ham bog'liq. Shu sababli, turli sistemalarni taqqoslash imkoniyatiga ega bo'lishi uchun standart sharoit (temperatura 250 C yoki, 298,15 K, bosim 101325 Pa) da metall ionning aktivligi 1 ga teng (taxminan 1 molyar eritma) bo'lgan konsentratsiyasi qabul qilingan.

SHunday sharoitda metallning elektrod potentsiali E^0 bilan boshqa sharoitlarni bog'lovchi tenglama Nernst formulasi orqali ifodalanadi:

$$E = E^0 + \frac{R \cdot T}{Z \cdot F} \ln C \quad \text{ёки} \quad E = E^0 + 2,303 \frac{RT}{ZF} \lg C$$

Bu formulalarda R – universal gaz doimiysi ($8,31 \text{ Joul, gradus}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$), T – mutlaq shkala bo'yicha temperatura, S – tuz eritmasning molyar konsentratsiyasi, F – Faradey soni ($96485 \text{ kulon yoki amper sekund}$), Z – metallning har bir atomi beradigan yoki ionning qabul qiladigan elektronlar soni. Normal yoki standart holat uchun Nernst formulasi:

$$E = E^0 + \frac{0,0592}{Z} \lg C \text{ shaklida yoziladi.} \quad (\text{XII. 1})$$

Agar $C = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ bo'lsa, $E = E^0$ bo'ladi. Demak, shunday sharoitda hosil bo'lgan potentsial metallning standart elektrod potentsiali bo'ladi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining yo'nalishi nazariy jihatdan ahamiyatli muammolardan biri bo'lib, bu jarayonni sistemaning Gibbs energiyasining o'zgarishi asosida aniqlash mumkin. Bundan tashqari, bunday ma'lumotni elektrod yoki oksidlanish – qaytarilish potentsiali (E) dan aniqlab olish mumkin.

- Standart sharoitda sodir bo'ladigan oksidlanish – qaytarilish jarayonida yuzaga chiqadigan elektrod potentsial bilan Gibbs energiyasi orasidagi bog'lanishni

$$- \Delta G^0 = ZFE^0$$

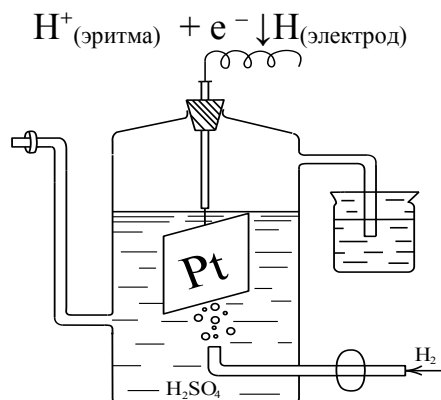
ko'rinishida ifodalanadi. Bu formuladagi E^0 ni standart elektrod (oksidlanish - qaytirilish) potentsiali deb yuritiladi. Har qanday sistemada elektrod potentsialining mutlaq qiymatini o'lchab bo'lmaydi, chunki uni o'lchaydigan asbobning potentsialini sezishi kerak bo'lgan o'lchov qismi eritmaga tushirilganda u bilan muxit orasidagi yangi paydo bo'ladigan potentsial kattaligi asosiy potentsial qiymatini noanik qilib quyadi. Bu muammoni hal etish maqsadida mazkur elektrod bilan potentsiali ma'lum bo'lgan yordamchi solishtirma elektroddan foydalanish kerak. Bunday elektrodlar sifatida vodorod elektrod yoki o'zga boshqa elektrodlardan foydalanish mumkin.

VODOROD ELEKTROD.

Potentsialiga boshqa metallarning potentsiallari solishtirib ko'riladigan standart elektrod sifatida normal vodorod elektrod qabul qilingan.

Elementlarning standart elektrod potentsialini o'lchashda ishlatiladigan vodorod elektrod XII.2 – rasmda keltirilgan. Bu qurilmadagi vodorod elektrodi sifatida ishlatiladigan platina plastinka yuza sathini kattalashtirish maqsadida g'ovakli platina bilan qoplangan bo'lib, u H^+ ionining konsentratsiyasi $1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ bo'lgan (yoki 2n. H_2SO_4 eritmasi) sulfat kislota eritmasiga tushirilgan bo'ladi. Elektrod

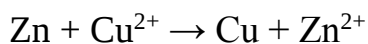
tagidan gaz holdagi tozalangan vodorod oqimi yuboriladi, erkin holdagi vodorod va eritmadagi H^+ orasida muvozanat holat yuz beradi, bunda molekulyar vodorod atomar holga o'tishini platina elektrod amalga oshiradi, natijada quyidagi jarayon sodir bo'ladi:



XII.2-rasm. Vodorod elektrodning tuzilishi.

Bu elektrodning potentsiali standart sharoitda shartli ravishda nolga teng deb qabul qilingan. Potentsiali o'lchanishi kerak bo'lgan elementdan yasalgan «elektrod – metall tuzi eritmasi» sistemani shunday vodorod elektrod sim o'tkazgich bilan o'lanadi va galvanik element tuziladi. Bunday elementlar yordamida o'lchangan standart elektrod potentsiallar kattaligi ilovada keltirilgan jadvalda keltirilgan. Barcha metallarning standart elektrod potentsiallarining ishorasi va qiymati N.N.Beketovning kuchlanishlar qatoriga joylashtiriladi. Bu qator asosida quyidagi amaliy jihatdan muhim bo'lgan ikkita holatni keltirib chiqarish mumkin:

a) elektrod potentsiallarining manfiy qiymati katta bo'lgan metallar eritmada aktivligi kichikroq (potentsiali musbatroq) bo'lgan metallarni ularning tuzlari eritmasidan siqib chiqara oladi. Masalan, quyidagi reaksiya



faqat chapdan o'ng tomonga borishi mumkin, teskari reaksiya sodir bo'lmaydi (standart sharoitda);

б) vodorod elektrodga nisbatan manfiy elektrod vazifasini bajaradigan metallar kislota eritmasidan vodorodni siqib chiqaradi, elektrod potentsiali musbatroq bo'lgan elementlar esa bunday reaksiyada ishtirok eta olmaydi. Ikkita metallardan yasalgan galvanik elementning musbat va manfiy elektrod potentsiallar farqi ayni sistemaning elektr yurituvchi kuchi bo'lib xizmat qiladi.

GALVANIK ELEMENTLAR

Kimyoviy energiyani elektr energiyasiga aylantirish uchun xizmat qiladigan asboblarda galvanik elementlar deb ataladi. Ularning ishlashi metallarning boshqa metallarni ularning tuzlaridan siqib chiqarish reaksiyasiga asoslangan. Bunday asboblarda elektr oqimi hosil manbai sifatida foydalanishdan tashqari turli galvanik elementlarni elektr yurituvchi kuchlarini o'lchash natijasida metallarning aktivligini miqdor jihatidan harakterlash va, demak, ularning kuchlanishlar qatoridagi o'rnini aniqlash imkoniyatiga ham ega bo'linadi.

Mis – rux elementlaridan iborat Daniel – Yakobi elementining tuzilishi XIII.3-rasmda keltirilgan. Shunday elementlarning asosiy hususiyati elektr yurituvchi kuchi

yuqorida aytilgandek musbat (oksidlovchi) va manfiy ishorali (qaytaruvchi) sistemalarning potentsiallar farqi bilan ifodalanadi:

$$\mathfrak{OIOK} = E_1 = E_2 \quad (\text{XII. 1})$$

Bunday jarayonning yurituvchi kuchi sifatida izobar – izotermik potentsial (Gibbs energiyasi) ning kamayishi xizmat qiladi. Bu qiymatning kamayishi kimyoviy reaksiyaning maksimal ishini aks ettiradi. Galvanik elementning bajargan ishi

$$A = JU t = QU$$

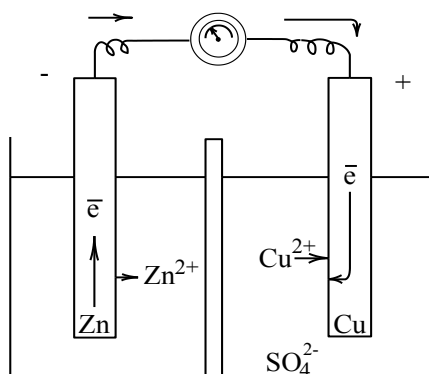
bo'ladi, bunda:

J - galvanik elementda paydo bo'lgan elektr oqimi kuchi;

U – potentsiallar farqi;

t - vaqt;

Q – elektr oqimi miqdori;



XII.3-rasm. Rux va mis elektrodlaridan yasalgan galvanik element sxemasi

Sistemaning energiyasi boshqa jarayonlar (masalan bir qism energiya sistemaning isitishga) sarf bo'lmagan holatda sistema muvozanat holatida bo'ladi. Unda $J = 0$, $U = E$ (elementning kuchlanishi $\mathfrak{OIOK}$ ga teng bo'lgan holat), ya'ni maksimal ish

$$A_{\text{maks}} = Q \cdot E \text{ bo'ladi. Unda}$$

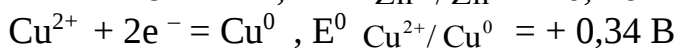
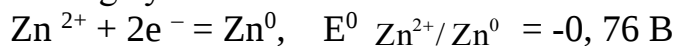
$$- \Delta G = A_{\text{maks}} = Z F E \text{ bo'ladi.} \quad (\text{XII.2})$$

boshqacha aytganda, termodinamik muvozanat sharoitidagina galvanik element maksimal ish bajaradi. Shunday holatda galvanik element uchun elektr oqimining bajargan maksimal ishi kimyoviy reaksiyaning erkin energiyasining o'zgarishiga teng, buning natijasida elementda elektr oqimi paydo bo'ladi. Uning qiymati standart sharoitda

$$\Delta G^0 = - Z F E^0 \quad (\text{XII. 3})$$

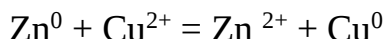
ga teng bo'ladi.

Bu tenglamada E^0 galvanik elementning standart sharoitidagi $\mathfrak{OIOK}$ dir. Yuqoridagi formulalardan mazkur jarayon o'z – o'zidan sodir bo'lish sharti – sistemaning $\mathfrak{OIOK}$ qiymati musbat bo'lishidir. Yuqorida keltirilgan mis-rux galvanik element uchun $\mathfrak{OIOK}$ ni hisoblashda elektrodlarda sodir bo'ladigan jarayon tenglamasini tuzishda oksidlangan modda formulasini tenglamaning chap tomonida, qaytarilgan sistemanikini o'ng tomonga yoziladi:



Mazkur elementda sodir bo'ladigan yarim reaksiyalar: anod jarayoni:

$\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ (ruxning oksidlanishi) $E^0 = -0,76 \text{ B}$, katod jarayoni: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}^0$ (misning kaytarilishi) $E^0 = -0,34 \text{ B}$. Natijada sodir bo'lgan reaksiya tenglamasi:



uning uchun ΔHOK esa $0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ B}$ bo'ladi.

Galvanik elementlarning tuzilishini quyidagi sxemalar orqali ifodalash qabul qilingan:



Yoki yanada qisqarok ko'rinishda esa

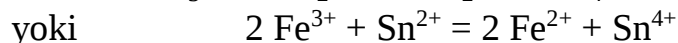
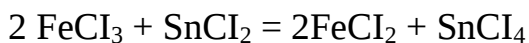


holda yoziladi.

Musbat va manfiy elektrodlar tashqi sim bilan ulansa, shu sim bo'yicha elektr oqimi ruxdan mis elektrod tomon, eritmalarni ulaydigan elektrolit ko'priq orqali CuSO_4 eritmasidan ZnSO_4 eritmasi solingan idish tomon SO_4^{2-} ionlari harakat qiladi. Reaksiya natijasida rux elektrod asta sekin eriydi, eritmadagi mis ionlari plastinkada ajralib chiqadi. Kimyoviy energiya elektr energiyaga aylanishi bironta elektrodagi rux yoki eritmadagi Cu^{2+} ionlari tamom bo'lguncha davom etadi.

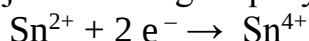
OKSIDLANISH – QAYTARILISH POTENTIALI.

Kimyoviy energiyani elektr energiyaga aylantiruvchi uskunalarning sifatida nafaqat galvanik elementlarga bo'lib qolmasdan, har qanday oksidlovchi va qaytaruvchi tutgan sistemalardan tuzilgan elementlardan foydalanish ham mumkin. Bunda ikkita neytral (indifferent) xususiyatga ega (muhitdagi moddalar bilan hech qanday kimyoviy jarayonda qatnashmaydigan) bo'lgan nodir metall-platina, oltin kabi elektrod va oksidlovchi va qaytaruvchidan iborat bo'lgan sistemalar g'ovak to'siq orqali birlashtirilgan ko'rilmadan foydalaniladi. Modomiki, yuqorida aytilgan galvanik elementlarda kuzatiladigan jarayon oksidlanish-qaytarilish xususiyatga ega bo'lishi tufayli, kimyoviy energiyani elektr energiyaga aylanishini amalga oshirib berishi kuzatilgan edi, demak, har qanday oksidlanish – qaytarilish jarayonlarini elektr energiya olishda manba deb qarash mumkin. Masalan, FeCl_3 ning SnCl_2 bilan reaksiyaga kirishib, natijada ulardan FeCl_2 va SnCl_4 hosil bo'lishi quyidagicha amalga oshadi:

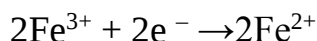


(bu yerda Fe^{3+} oksidlovchi, Sn^{2+} qaytaruvchi).

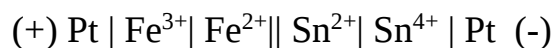
Agar ikkita platina elektrodlar eritmalariga tushirilsa, ularda potensiallar farqi paydo bo'lishi kuzatiladi (eritmalar o'zaro elektrolit ko'priqi bilan tutashtirilgan bo'lishi kerak), bunda oksidlanish darajasi +2 bo'lgan qalay ionlari elektrodga ikkita elektron berib, oksidlanish darajasi +4 bo'lgan qalay ioniga aylanadi:



temir ionlari esa elektronni biriktirib olib, oksidlanish darajasi kamayadi:



elektr energiya qalayni oksidlanish va temirning qaytarilishi natijasida vujudga keladi, lekin, bunday sistemalarda elektron sarf bo'lmaydi, faqat eritmalaridagi oksidlovchi va qaytaruvchilar konsentratsiyasi o'zgaradi. bu elementning sxemasi:



Bunday elementlarda reaksiyada boshlangich moddalar kontsentratsiyasi tobora kamayib boradi va reaksiya mahsulotlari orta boradi va shu vaziyat bilan bunday sistemalar oddiy galvanik elementlardan farq qiladi, har bir yarim elementda oksidlovchi- qaytaruvchi juftlar — $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}^{4+}$ va $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$ hosil bo'ladi. Paydo bo'lgan oksidlanish – qaytarilish potentsialining kattaligi jarayonda qatnashgan oksidlovchi va qaytaruvchilarning tabiati, ularning kontsentratsiyalari va boshqa tashqi sharoitlarga bog'liq bo'ladi.

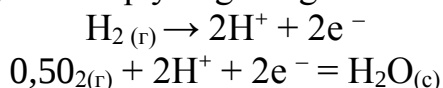
Xulosa qilib aytganda, oksidlanish – qaytarilish potentsiali (ЭЮК) qiymati ikki kattalikda: a) sistemaning standart potentsiallari farqiga va b) har qaysi moddaning kontsentratsiyasiga (aktivligiga) bog'liq bo'ladi.

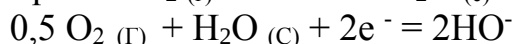
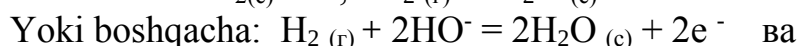
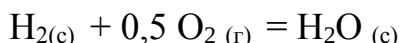
Yuqorida ko'rib o'tilgan elektrod va oksidlanish – qaytarilish potentsiallar qiymatlari elektr oqimining kimyoviy manbalarini yasashda, metallarning korroziyasi haqidagi tushunchalarni shakllantirishda ham muhim bo'lgan elektroliz jarayonlarni amalga oshirishda qo'llanadi.

YOQILG'I ELEMENTLARI.

Nazariy va amaliy ahamiyati jihatidan juda muhim bo'lgan elektr energiya manbai yoqilg'i bo'lgan elementlarda elektr oqimi oksidlovchi va qaytaruvchi orasidagi ta'sirlashuvga asoslangan. Bunday elementlar past temperaturada ($25 - 100^\circ\text{C}$), o'rtacha temperaturada ($100 - 500^\circ\text{C}$), yuqori ($500-1000^\circ\text{C}$) va juda yuqori temperaturada (1000°C dan yuqorida) ishlay-digan turlari ma'lum.

Past temperaturada ishlaydigan vodorod- kislorod yoqilg'i elementida katalizator ta'sirida (yuza sathi juda katta bo'lgan g'ovakli platina va boshqalar) sodir bo'ladigan elektrod reaksiyalarini quyidagi tenglamadan ko'rish mumkin:





Bunday elementlarning ЭЮК qiymatini $\Delta G^0 = - ZFE^0$ formulasiga $\Delta G [\text{H}_2\text{O}] = 237190 \text{ j} \cdot \text{mol}^{-1}$ qiymatidan hisoblansa,

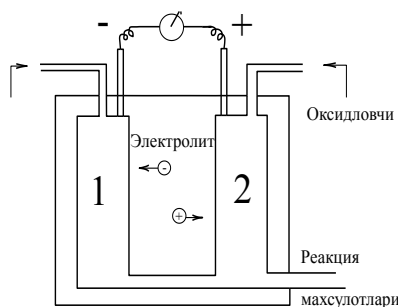
$$E^0 = \frac{\Delta G}{ZF} = \frac{237190 \text{ j} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \cdot 96485 \text{ j} \cdot \text{B}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,229 \text{ B} \quad \text{bo'ladi.}$$

$\text{H}_2 - \text{O}_2$ elementlarining noqulayliklari – vodorod saqlashning qiyinligi va katalizatorlarning qimmatligidir.

Bunday elementlarda vodorod o'rnida boshqa qaytaruvchilar (spirtlar, aldegidlar va uglevodorodlar) ishlatilishi, mumkin, lekin ular yuqori temperaturadagina ishlashi uskunalarning tez ishdan chiqishiga olib keladi, undan tashqari uskunalari massasiga nisbatan olingan ЭЮК kattaligi $\text{H}_2 - \text{O}_2$ elementnikidan kichikroqdir.

Tiklanadigan xom ashyo manbai hisobiga ishlaydigan qurilmalar – elektrkimyoviy generatorlar quyidagi soddalashtirilgan tuzilishga ega bo'ladi (XII. 4 - rasm).

Ularda manfiy elektrod sifatida oddiy tabiiy gaz, vodorod, uglerod (II) – oksid generator va suv gazlari, qaytaruvchi xossaga ega bo'lgan organik moddalar, katodning aktiv qismi sifatida toza yoki havi kislorodi (oksidlovchi) xizmat qiladi. Xalk xo'jaligi uchun katta ahamiyatga ega bo'lgan shunday jarayonlarni o'rganishda va ularni egallashda elektr katalizning muvafaqqiyatlari, kelajakda neft mahsulotlarini yoqish hisobiga ishlaydigan uskunalarning ko'pgina noqulayliklari (foydali ish koeffitsientining past bo'lishi va atrof muhitni ifloslantirishi) yokilgi elementlarida oson bartaraf etilishiga olib kelishi kutiladi.



XII. 4-rasm. Oksidlovchi va qaytaruvchi orasidagi reaksiya hisobiga ishlaydigan elektrkimyoviy generatorning soddalashtirilgan sxemasi. 1 va 2 – elektrodlar.

13-MA'RUZA MASHG'ULOTI Elektroliz. Elektroliz qonunlari.

Reja:

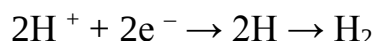
- 1.Elektroliz,tuz eritmalari va suyuqlanmalarni elektrolizi.
- 2.Katod va anod eelektrodlarda boradigan jarayonlar.
- 3.Elektroliz. Faradiy qonunlari.
- 4.Akkumulyator.

Elektroliz.Faradiy qonunlari.

Qizdirib suyuqlantirilgan elektrolit yoki uning suvdagi eritmasi orqali elektr oqimi o'tganda sodir bo'ladigan oksidlanish – qaytarilish jarayoni elektroliz deb ataladi.

Ma'lumki, har qanday elektrolit eritmasi kation va anionlardan tashqil topgan bo'ladi. Kation va anionlar eritmada tartibsiz harakatda bo'ladi. Agar ana shunday eritmaga musbat va manfiy elektrodlar (anod va katod) tushurilsa eritmadagi ionlar harakati ma'lum tartibga kiradi: anionlar anodga, kationlar katodga tomon harakat qiladi. Kationlar katodga borib, undan elektron oladi, anionlar esa aksincha ortiqcha elektronlarni anodga beradi, katodda qaytarilish, anodda oksidlanish jarayoni sodir bo'ladi. Natijada, elektroliz mahsulotlari erkin holda ajralib chiqadi yoki o'zaro (yoki erituvchi bilan) kimyoviy reaksiyaga kirishadi. Ko'pincha, tuz, kislota va ishqorlar elektroliz qilinganda, o'sha moddalar tarkibiga kirgan elementlar ajralib chiqmasdan, katodda vodorod va anodda kislorod ajralib chiqadi. Masalan, K_2SO_4 , KNO_3 , KOH , H_2SO_4 kabi moddalarning eritmalari elektroliz qilinganda vodorod va

kislorod ajralib chiqadi. Buning sababi shundaki, eritmada elektrolit ionlari bilan birga suv ionlari (H^+ va OH^-) ham bo'lib, vodorod ionlari katodga, gidroksid ionlari esa anodga tomon harakat qiladi. Shunday qilib, katodga ikki ion: metall ion va vodorod ion kelib neytrallanishi mumkin. Bulardan qaysi birining avval neytrallanishi ularning standart potentsialiga, kontsentratsiyasiga va ba'zan elektrod qanday moddadan iboratligiga bog'liq bo'ladi. Umuman, metall o'z elektronlarini qancha oson bersa, uning ionlari shuncha qiyin neytrallanadi. SHu sababdan, metallarning kuchlanishlar qatorida vodoroddan chapda turgan K, Na, Ca, Mg va Al metallarining birikmalari elektroliz qilinganda katodda gaz holatidagi vodorod ajralib chiqadi

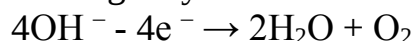


chunki bu metallarning standart elektrod potentsiallari bilan vodorodning potentsiali orasida katta farq bor. Vodorod ajralib chiqqan sari eritmadagi suvning yangi molekulalari dissotsilanaveradi, buning natijasida katod yaqinida gidroksid ionlari to'planib, eritma ishqoriy reaksiyaga ega bo'ladi. Shu sababli osh tuzi eritmasi elektroliz qilinganda katod yaqinida NaOH hosil bo'ladi. Natriyga nisbatan inert bo'lgan elnektrodlarda (masalan, platinada) avval natriyning zaryadsizlanishi mumkin emas. Lekin katod natriyga nisbatan indifferent bo'lmasa, katodda natriy ajralib chiqq oladi, masalan, osh tuzi eritmasini elektroliz qilishda katod sifatida simob elektrod ishlatilsa, katodda natriy amalgamasi hosil bo'ladi.

Metallarning kuchlanishlar qatorida rux bilan vodorod orasidagi me-tallar birikmalarining elektrolizi juda ajoyib boradi. Masalan, rux xlorid eritmasi elnektroliz qilinganda, nazariy jihatdan olganda, rux ajralib chiqmasligi lozim edi, chunki ruxning standart potentsiali $E^0 = -0,76$ B. Vaholanki, katodda rux ajralib chiqadi. Buning sababi shundaki, rux elektrodda vodorod ajralib chiqishi qiyinlashadi.

Temir, nikel birikmalarining elektrolizida ham shu hodisa yuz beradi. Bularda o'ta kuchlanish hodisasi katta rol o'ynaydi.

Ma'lumki, manfiy ionlar, shu jumladan, gidroksid ionlari ham, anodga tomon harakat qiladi. Agar manfiy ion tarkibida kislorod bo'lsa (masalan, NO_3^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} va hokazo), elektroliz vaqtida anodda gazsimon kislorod ajralib chiqadi. Buning sababi gidroksid ionlarining zaryadsizlanishidir

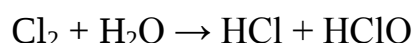
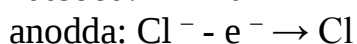
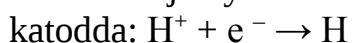


Gidroksid ionlari parchalangan sari suvning yangi molekulalari dissotsilanaveradi: natijada anod yaqinida vodorod ionlarining kontsentratsiyasi ortib ketadi.

Elektroliz jarayonida birlamchi va ikkilamchi holatlar boradi. Elektr oqimi ta'sirida ionlarning elektron biriktirib olish yoki elektron berish hodisasi birlamchi jarayondir. Lekin ko'pincha, birlamchi jarayon natijasida hosil bo'lgan neytral zarrachalar ikkilamchi jarayonga, ya'ni kimyoviy jarayonga uchraydi. Masalan, HCl eritmasining elektrolizida quyidagi birlamchi va ikkilamchi jarayonlar sodir bo'ladi:

Birlamchi jarayon

Ikkilamchi jarayon



Elektroliz vaqtida sodir bo'ladigan ikkilamchi jarayonlar turli moddlarni elektrkimyoviy usul bilan olishda, metallarni zanglashdan saqlash uchun zanglamas metallar bilan galvanik usulda qoplashda (nikellash, kadmiylash va hokazo) katta ahamiyatga ega, masalan, katod sifatida sirtiga nikel yuritilishi kerak bo'lgan jism, anod sifatida esa nikel metall olinib NiSO_4 eritmasi elektroliz qilinsa, nikel ajralib chiqqanligidan katod sirti nikel metali bilan qoplanadi, anod esa erib NiSO_4 ga aylanadi. Natijada, eritmadagi NiSO_4 ning miqdori o'zgarmay qoladi.

ELEKTROLIZ QONUNLARI.

Elektr energiyasi ta'sirida vujudga keladigan kimyoviy jarayonlar unumi bilan elektr oqimi o'rtasida miqdoriy bog'lanish borligini dastlab, 1836 yilda ingliz olimi M.Faradey aniqladi. M.Faradey fanga elektrod, anod, katod, anion, elektrolit, elektroliz tushunchalarini kiritdi. Bu atamalar hozirga qadar qo'llanilib keladi. Faradey o'z tajribalarini bajarishda bir necha galvanik elementni ketma – ket ulab, batareya hosil qildi: elektroliz qilishda ana shu batareyadan elektr oqimi manbai sifatida foydalandi. U o'z tekshirishlari natijasida quyidagi elektroliz qonunlarini kashf etdi:

FARADEYNING BIRINCHI QONUNI.

Elektroliz jarayonida elektrodda ajralib chiqadigan moddaning massa miqdori eritmadan o'tgan elektr oqimi miqdoriga to'g'ri proporsional bo'ladi.

Agar elektrodda ajralib chiqqan moddaning massasi m_1 elektr iqdorini Q bilan, elektr quvvati kuchini J , vaqtni t bilan ishoralansa, Faradeyning birinchi qonuni quyidagicha yoziladi:

$$m = KQ = K J t$$

bu yerda: K – ayni elementning elektr kimyoviy ekvivalenti ($\text{g} \cdot \text{Kl}^{-1}$), ya'ni eritma orqali 1 kulon elektr oqimi o'tganda ajralib chiqadigan modda massasi.

FARADEYNING IKKINCHI QONUNI.

Agar bir necha ketma-ket ulangan elektrolizyordagi elektrolit eritmasi orqali bir xil miqdorda elektr oqimi o'tkazilsa, elektrodalarda ajralib chiqadigan moddalarning massa miqdorlari o'sha moddalarning kimyoviy ekvivalentlariga proporsional bo'ladi.

Bir idishga AgNO_3 , ikkinchi idishga HCl , uchinchi idishga CuSO_4 , to'rtinchi idishga FeCl_3 eritmaları solinib, har qaysi idishga bir moddadan yasalgan va bir xil kattalikdagi ikki elektrod tushirilib, barcha elektrodlar bir - biri bilan ketma-ket ulanib elektrodlanga elektr quvvati berilsa, sistema orqali 96485 kulon yoki 26,8 amper-soat elektr oqimi o'tganda, birinchi idishda 108 g kumush va 8g kislorod, ikkinchi idishda 1g vodorod va 35,46 g xlor, uchinchi idishda 31,8g mis va 8g kislorod, to'rtinchi idishda esa 18,66 g temir va 35,46 g xlor ajralib chiqadi. Faradeyning ikkinchi qonuni

$$K = \frac{1}{96485} \cdot \mathcal{E}$$

formula bilan ifodalanadi. Uning birinchi va ikkinchi qonunlari uchun

$$m = \frac{\mathcal{E} J t}{96485}$$

ifoda kelib chiqadi. Bu yerda, E- moddaning kimyoviy ekvivalenti. Elektroliz vaqtida asosiy jarayondan tashqari turli qo'shimcha hodisalar ham sodir bo'lishi sababli ma'lum miqdor elektr oqimi o'tkazilganda elektrolarlarda ajralib chiqadigan modda miqdorlari Faradey qonunlari bilan hisoblanadigan miqdordan kamroq bo'ladi. Shunga ko'ra «elektroliz unumi» yoki «elektr quvvatiga nisbatan unum» degan tushuncha kiritilgan:

$$h = \frac{m_1}{m} \cdot 100 \%$$

bu yerda: m_1 – amalda ajralib chiqqan modda miqdori,
 m – nazariy miqdor, ya'ni

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot \mathcal{I} \cdot t}{96485}.$$

Binobarin, $h = \frac{m_1 \cdot 96485}{\mathcal{E} \mathcal{I} t} \cdot 100\%$ ga ega bo'linadi.

14-MA'RUZA MASHG'ULOTI

Metallar korroziyasi. Ularning turlari.

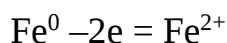
Reja:

- 1.Korroziyani asosiy turlari.
- 2.Kimyoviy korroziya va unung turlari.
- 3.Elektrokimyoviy korroziya va unung turlari ,adashgan toklar tasirida boradigan korroziya.
- 4.Ingibitorlar.

Metallar korroziyasi. Ularning turlari va xalq xo'jaligi uchun keltiradigan zararlari.

Metallning tevarak-atrofidagi muhit bilan kimyoviy yoki elektrokimyoviy ta'siri natijasida yemirilishi korroziya deyiladi. Metallga quruq gazlar, masalan, kislorod, sulfat ангидрид, HCl, H₂S va boshqa gazlar ta'sir etganda u kimyoviy korroziyalanadi. Ko'pincha metallarning yemirilishiga elektrokimyoviy korroziya sabab bo'ladi, bunday korroziya metallarning nam havo yoki elektrolit eritmasi bilan o'zaro ta'siri natijasida sodir bo'ladi va bunda shu joyning o'zida elektr toki paydo bo'ladi.

Texnikada ishlatiladigan metallarga hamma vaqt boshqa metallar aralashgan bo'ladi. Shuning uchun metallar elektrolit eritmasiga tekkanda uzluksiz ishlaydigan galvanik element hosil bo'ladi, bunda aktivroq metal yemiriladi. Metall havoda ayniqsa ko'p korroziyalanadi. Masalan, nam havodagi temir bilan mis bir-biriga tegib turganda galvanik element vujudga keladi, bunda temir anod, mis esa katod vazifasini o'taydi. Bunday galvanik element ishlaganda temir oksidlanadi, yemiriladi, chunki u o'zining elektronlarini to'xtovsiz ravishda misga berib, o'zi Fe²⁺ ionlarga aylanadi (66-rasm).



Korroziyaga qarshi kurashning qoplash, kimyoviy, elektrokimyoviy va issiqlik ishlov berish usullari.

Metallarni korroziyalanishdan saqlash usullari juda xilma-xildir, bulardan eng muhimlarini ko'rib o'tamiz.

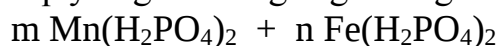
1. Muhit tarkibining o'zgarishi. Ba'zan metall uning atrofidagi muhitdan zararli qo'shimchalarni chiqarib tashlash yo'li bilan korroziyalanishdan saqlanadi. Masalan, erigan kislorodni bug' qozonlariga beriladigan suvdan chiqarib tashlash qozonlarning ishlatilish muddatini birmuncha oshradi. Biroq kislorod korroziya protsessiga ikki xil ta'sir ko'rsatadi. Bir tomondan katod uchastkalarining depolyarizatsiyalanishi natijasida kislorod korroziyalanishni tezlatadi ikkinchi tomondan kislorod ta'sirida metall sirtidagi himoya parda ancha puxtalashadi, ya'ni korroziyalanish susayadi. Eritmada kislorodning konsentratsiyasi ancha ko'payganda uning himoya ta'siri ustun keladi. Kislotalar ta'sirida korroziyalanadigan metallarning korroziyalanishini sekinlashtirish uchun kislotali korroziyani sekinlashtiruvchilar yoki boshqacha aytganda ingibitorlar deb ataladigan moddalar ishlatiladi. Ingibitor qo'shilgan kislota metallga ta'sir qilmasdan metallarning oksidlari va boshqa birikmalarini eritadi. Ingibitorlarning qozonlarni quyqadan tozalashda, metall buyumlarning zangini ketkazishda va boshqa hollarda ishlatilishi shunga asoslangan.

2. Himoya qavatlar. Korroziyaga qarshi kurashning asosiy usuli-metallni turli qoplamalar yordamida agressiv muhitdan izolyatsiyalashdir. Ko'pincha metall korroziyaga ancha chidamli boshqa metall bilan qoplanadi. Himoya qavat yaxlit va juda zich bo'lishi lozim. Bunda detal faqat saqlovchi metallardan iboratdek bo'ladi. Agar qoplama yemirilsa va demak, metall sirtining bir qismi ochilib qolsa, himoya qilinuvchi metall agressiv muhitga tegadi. Buning natijasida galvanik element hosil bo'lib metall korroziyalana boshlaydi. Agar qoplama metalli himoya qilinuvchi metallardan aktivroq, masalan temir ustiga rux qoplangan (76-rasm) bo'lsa, qoplangan metall (Zn) anod bo'ladi. Shuning uchun bunday qoplama anod qoplama deyiladi. Anod qoplama tashqi muhit ta'sirida buziladi. Himoya qilinayotgan metall (Fe) katod bo'ladi va qoplangan ruxning hammasi sarflanib bo'lmaguncha buzilmaydi. Himoya qiluvchi metallga qaraganda aktivligi kamroq bo'lgan metallar katod qoplama hosil qiladi. katod qoplama buzilsa himoya qilinuvchi metall juda tez korroziyalanadi, masalan ko'pincha qalay bilan qoplangan va oq tunuka deb ataladigan temirda shunday bo'ladi. Qalay faqat temirga qoplangan qalay qavati buzilguncha temirni korroziyalanishdan yaxshi saqlaydi. Agar temirning sirtidan biror joyi ochilib qolsa va agressiv muhitga tegsa qalay yuritilgan temir, qalay yuritilmagan temirdan ko'ra tezroq korroziyalanadi.

Shuningdek, metall sirtining kimyoviy o'zgarishiga asoslangan korroziyaga qarshi himoya usuli ham qo'llaniladi. Buning mohiyati shundan iboratki, metallga u bilan kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi moddalar ta'sir ettiriladi. Buning oqibatida metall sirtida metallni yemirilishdan saqlaydigan himoya pardasi hosil bo'ladi. Buning uchun oksid pardalardan foydalaniladi, metall sirtida oksid himoya pardalar hosil qilish oksidlash, anodlash, qoraytirish deyiladi. Po'lat buyumlarni oksidlash natijasida hosil bo'ladigan parda, asosan temirning magnitli oksidi Fe_3O_4 dan iborat, u korroziya natijasida hosil bo'ladigan qavatlardan juda zichligi bilan farq qiladi.

Po'lat buyumlarga H_3PO_4 tuzlari bilan ham ishlov berish yo'li bilan ham metall sirtida himoya qavat hosil qilish mumkin. Metall sirtida pishiq, suvda deyarli

erimaydigan, korroziyaga qarshi juda yaxshi qoplama hosil bo'ladi. Fosfatlash uchun quyidagi tarkibiga ega bo'lgan "Majef" tuzi ishlatiladi.



Ko'pincha metall sirtini sirlash-shishasimon xira massa yugurtirish yo'li bilan metall korroziyalanishdan saqlanadi, sir kislota va ishqorlar ta'siriga juda chidamli bo'ladi. Odatda cho'yan va po'lat buyumlar sirlanadi. Korroziyaga qarshi kurashishning eng eski va keng tarqalgan usuli metall, asosan po'lat buyumlar sirtini laklash va bo'yashdir. Himoya qilinuvchi metall sirtida detalni atrofdagi muhit ta'siridan saqlovchi yaxlit qavat hosil bo'ladi.

Korroziyaga qarshi kurashish uchun polimerlardan keng foydalanila boshlandi. Polimerlar himoya qilinuvchi metall sirtiga turli usullar bilan masalan gaz alangasi yordamida purkash yo'li bilan qoplanadi. Maxsus tuzilgan gaz gorelkasi alangasiga kukun holidagi polimer kiritiladi, u sochilib metall sirtiga puxta yopishadi.

3. Elektrokimyoviy himoya. Elektrokimyoviy himoyaning mohiyati shundan iboratki, himoya qilinuvchi inshoot doimiy tok manbaining katodiga ulanadi. Natijada inshootning o'zi katodga aylanadi. Korroziyadan bunday saqlanish katod himoyasi deyiladi. Katod himoyasiga anod sifatida metall holidagi ishlatiladi, u korroziyaga uchrab himoyalannuvchi buyumni korroziyalanishdan saqlaydi (78-rasm). Metallarni korroziyadan saqlashning elektrkimyoviy himoya turlaridan biri protektor himoya deyiladi. Himoya qilinadigan metall konstruksiyaga undan ko'ra aktivroq metall plastinkalar biriktiriladi. Aktivroq metall protektor deb ataladi (79-rasm). Hosil bo'lgan galvanik juftda protektor-anod, himoya qilinadigan konstruksiya esa katod vazifasini o'taydi. Protektor sekin-asta yemiriladi, metall konstruksiyasining korroziyalanishi esa deyarli to'xtaydi. Elektrokimyoviy usullar suvli muhitdagi yoki tuproqdagi (truboprovodlar, kabellar, temir qoziqlar va boshqalar) metall konstruksiyalarni korroziyadan saqlash uchun qo'llaniladi.

4. Korroziyaga qarshi chidamli qotishmalardan foydalanish. Metallga ba'zi qo'shimchalar qo'shish yo'li bilan korroziyaga chidamli qotishmalar hosil qilinadi. Korroziyaga ancha chidamli ko'pgina qotishmalar ma'lum. Zanglamaydigan po'lat deb ataladigan va tarkibida ma'lum miqdorda xrom bilan nikel bo'lgan po'lat katta ahamiyatga ega.

Korroziya tezligi va korroziya turlari.

Bir soatda bir kvadrat metr sirtida emirilgan metallning grammlar xisobidagi mikdori korroziya tezligi bulib, uni K bilan ishoralanadi.. Masalan, temirning suvdagi korroziya tezligi (normal sharoitda) $K=0,05 \text{ g}/(\text{sm}^2 \bullet \text{soat})$ ga teng.

Korroziya tezligi elektrokimyoviy kutblanishga boglik. Katodda va anodda sodir buladigan kontsentratsion kutblanishdan tashkari anodning uzida boradigan kutblanish ximoya parda xosil bulishi bilan amalga oshadi. SHuning uchun korroziyaga karshi kurashda kutbsizlantiruvchilar ishlatiladi. Masalan, eritmada N^+ ionlar kontsentratsiyasini oshirish metall emirilishini tezlatrsa, ON^- ionlari kontsentratsiyasi oshirish korroziyani sekinlashtiradi.

Korroziya turlari. Atmosferada korroziyalanish – metallarning atmosfera sharoitida korroziyalanishi uz-uzidan oksidlanish tufayli amalga oshadi; u eng kup tarkalgan. Oksidlanish metodi kuyidagicha: metall atmosferadan nam xavoni adsorbilashi natijasida yupka suyuklik parda (elektroolit)xosil buladi . Toza va

kuruk xavoda korroziya juda sekin buladi. Atmosferada SO_2 , asosan SO_2 bulishi korroziya protsessini tezlashtiradi .

Er ostidagi korroziya . Bu eng murakkab korroziya turidir. Bunday korroziyada erning fizik kimyoviy xossalari katta rol uynaydi. Er katlami orkali metallga diffuzilanayotgan kislorod, erning namligi va vodorod kursatkichi er ostiga joylashtirilgan metallarning emirilishini tezlashtiradi.

Elektrkorroziya. Elektr toki («daydi» toklar) ta'sirida boradigan elektrokimyoviy korroziya protsessidir.

Metall yuzasi buylab emirilish joyini (topo) aniklash katta ahamiyatga ega. Korroziya topokimyoviy turiga karab kuyidagilarga bulinadi:

1. Bir tekisli korroziya – korroziya protsessi metallning butun yuza-sini egallaydi.
2. Ba'zi kismdagi korroziya – metallning ayrim qismlari korroziyalanadi, ya'ni korrozion «yara» (korrozion yozva) xosil buladi bu kalaylangan temirga xosdir.
3. Kristallar aro korroziya –metallning tashqi kurinishi saklansa xam, korroziya metall kristallarida boradi. Bu korroziya turi juda xavflidir. Metallning mexanik xossalari tezda kamayadi.
4. Korrozion darzlar-metallni korroziyalanishi bilan metalga mexanik kuch kuyilganda birgalikda boradigan metallning oksidlanib emirilishidir, bu esa metallning sinishiga olib keladi.

Korroziyadan saklanish metodlari.

Korroziyadan saklanish metodlari kuyidagilardan iborat:

1. Izolyatsiya usuli
2. Protektor vositasi orkali usuli.
3. Kimyoviy ximoya usuli .
4. Metallni elektrokimyo usuli.
5. Katodli ximoya usuli.

Izolyatsiya usulida metallarni korroziyadan saklash uchun metall sirti moylanadi yoki laklanadi xamda korroziyaga chidamli rux va kalay bilan galvanostegiya usulida koplanadi. Metallni metall bilan koplash katod xamda anod koplashlarga bulinadi.

Temirni rux bilan koplash anod koplashga misol bula oladi. Bunda ximoya kiluvchi metall rux, ximoyalanuvchi metall temirdan aktivrok bulgani uchun koplama sirti buzilganda galvanik element xosil buladi va bu elementda anod, ya'ni rux emiriladi, katod-temir esa rux tulik emirilib bulmaguncha emirilmaydi. Metall sirtini uning uzidan passivrok metall (masalan, temirni kalay) bilan koplash-katod koplash deyiladi. Bu xolda koplamaning biror joyi buzilganda ximoyalanuvchi metall korroziyalanadi.

Ingibitorlar

Metall korroziyasini sekinlashtiradigan moddalarga ingibitorlar deyiladi. Ingibitor sifatida asosan aminlar; mochevina $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, tiomochevina $\text{SC}(\text{NH}_2)_2$, sulfitlar, aldegidlar, fosfatlar, silikatlar va boshkalar ishlatiladi. Ingibitorlar rangli metallarni korroziyadan saklashda xam qo'llanilad

15-MA'RUZA MASHG'ULOTI

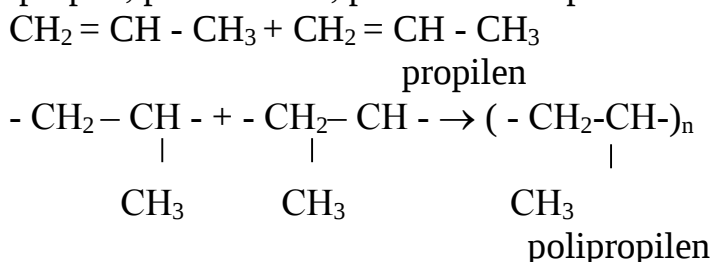
Polimerlar kimyosi.

Reja:

1. Polimerlar plastmassasi
2. Ularning olinishi, xossalari va ishlatilishi.
2. O'zbekistonda ishlab chiqiladigan polimer materiallar.

Polimerlanish reaksiyalari asosida olinadigan polimerlar.

Kichik past molekulyar massali moddalarning o'zaro birikib yuqori molekulyar massali birikmalarga aylanishidan polimerlar hosil bo'ladi. Polimer - grekcha atama bo'lib, «poli» - ko'p, «meros» - qism, og'irlik ma'nosiga ega. Masalan, propilen, butadien, stirol kabi qo'shbog' saqllovchi moddalarning molekulari (monomerlari) polipropile, polibutadien, polistirol kabi polimerlarni hosil qiladi.:



Polimerlanish reaksiyalariga tarkibidauch bog' bo'lgan moddalar ham kirisha oladadi. Polimer hosil qiluvchi boshlang'ich moddalar monomerlar deyiladi. Yuqori molekulyar massali birikmalarning molekulari, odatda, makromolekulalar deyiladi (grekcha «makros» - katta, uzun demakdir).

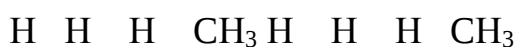
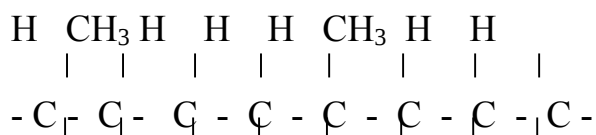
Yuqori molekulyar birikmalarni tabiiy vakillari (kraxmal, ipak, cellyuloza, lignin va boshqalar) insoniyatga juda ko'p yillardan beri ma'lum bo'lsa, sintetik yuqori molekulyar birikmalar fan va texnikaning rivojlana borishi tufayli qo'lga kiritilgan yutuqlardan hisoblanadi. Tarkibi va tuzilishi turlicha bo'lgan noyob sifatli moddalar va materiallar aynan sintetik yuqori molekulyar birikmalar kimyosi va texnologiyasi negizida yaratildi va yaratilmoqda. Monomerlarning qancha molekulari o'zaro birikib makromolekula hosil qilishini ko'rsatadigan kattalik *polimerlanish darajasi (n)* deyiladi. Makromolekula tarkibida qayta-qayta takrorlanadigan atomlar gruppasi *struktura bo'g'inlari* deb ataladi.

Plastik massalar (plastamassalar).

Bunday materiallar plastik deformatsiyalash tufayli tayyor mahsulotlarga aylantiriladigan xomashyolardir. Ular no metall tarkibli bo'lib, zichligi odatda 0,9-2,2 g/sm³ atrofida. Zichligi 0,02-0,1 g/sm³ atrofida bo'lgan engil plastmassalar *penoplasitlar* deyiladi. Ayrim plastmassalarning mexanik mustahkamligi po'lat, cho'yan va duralyumindan ham ustun bo'ladi. Kimyoviy turg'unligi borasida ko'pchilik plastmassalar korroziyaga va kislota hamda ishqorlar ta'siriga o'ta chidamli. Ularning ko'pchiligi dielektriklar bo'lib, ajoyib izolatorlar vazifasini bajaradi. Ishqalanishga chidamli yuqori antifrikcion plastmassalar, hatto metallar va ularning qotishmalaridan ham ustundir. Plastmassalar tabiiy gaz, neft, ko'mir, yog'och chiqitlari va qishloq xo'jaligining nokerak xomashyolaridan olinadi. Polietilen va polipropilen xalq xo'jaligida keng qo'llanilayotgan sintetik

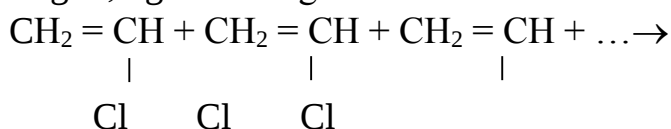
polimerlardan bo'lib, ularning turli sharoitlarda olinadigan modifikatsiyalari soni ortib bormoqda. *Polietilen* – elastik, shaffof, 100-130 °S da yumshaydigan, zichligi 0,92-0,95 g/sm³ bo'lgan polimer. Unga 1-10% miqdorda turli qo'shimchalar (stabilizatorlar) qo'shilganda fizik-kimyoviy va mexanik xossalari yaxshilanadi.

Polipropilen dag'al, qattiq, kimyoviy ta'sirlarga chidamli, yaxshi dielektrikdi. Molekulyar massasi 3000000 ga yaqin (bu ko'rsatkich izotattik zanjirli polipropilen uchun xos). Shu o'rinda barcha yuqori molekulyar birikmalarning molekulyar massasi nisbiy ko'rsatkich ekanligini ta'kidlash lozim. Propilennning polimerlanish jarayonida stereoregulyar (tartibsiz) strukturaga ega bo'lgan polimer hosil bo'lishi mumkin:



Metil CH₃ – radikallar uglerod zanjirining ikkala tomoniga betartib joylashgan, shuning uchun uni stereoregulyar strukturaga ega deymiz. Ko'pchilik hollarda polimerlanish jarayoni natijada stereoregulyar strukturali polimerlar hosil bo'ladi.

Polistirol qattiq va mo'rt polimer bo'lib, zichligi 1,05 g/sm³. Dielektrik modda. Stirol polimerlanuvchi boshqa moddalar bilan birgalikda polimerlansa aralash tarkibli sopolimerlar hosil bo'ladi. Bunday reaksiyalar *sopolimerlanish* deyiladi. Sopolimerlar yangi sifat va xossalarni namoyon qiladi. Issiqlikka chidamli, mexanik mustaxkam, erituvchilar ta'siriga badoshli polimerlardan bir *polivinilxloriddir*. Zichligi 1,4 g/sm³ bo'lgan bu modda vinil xloridni polimerlab olinadi:



Polimerlar olishning ikkinchi usuli – *polikondensatlanish* reaksiyalariga asoslangan. Bunda yuqori molekulyar massali asosiy mahsulot bilan reaksiya davomida past molekulyar birikmalar (masalan, suv, ammiak va x.k.z) ham hosil bo'ladi. Fenol va formaldegid (chumoli aldegid)dan polikondetsatlag orqali fenolformaldegid smolalar olinadi. Dastlab ikki turdagi oraliq modda – fenolospirtlar hosil bo'ladi. So'ngra ular polimer hosil qilib polikondensatlanadi:

Plastmassalar issiqlik ta'sirida turlicha o'zgaradi. Qizdirilganda o'z shaklini o'zgartirib, sovutilganda o'sha o'zgargan shaklini saqlab qolish xossasi bo'lgan moddalr termoplastik poastmassalar deyiladi. Polietilen, polipropilen, polivinilxlorid, polistirol termoplastik polimerlardir. Qizdirilganda qotib qoluvchi va o'sha o'zgargan shaklni saqlab qoluvchi moddalar termoreaktiv plastmassalar deyiladi. Fenolformaaldegid smolalari termoreaktiv polimerlardir.

Polietilendan turli detallar, quvurlar, pardalar va uy-ro'zg'or byumlari; polipropilendan mashina va mezanizmlarning detallari, yupqa pardalar, arqon, quvurlar va izolyaciya materiallari; polivinilxloriddan sun'iy charm, plash,

klyoenka, elektr simlarining izolyacion materiallari, kimyoviy bardoshli idishlar, naylar, idishlar, uy-ro'zg'or byumlari tayyorlanadi. Fenolformaldegid smolalaridan tekstolit, voloknit, getinaks, shishaplast, karbolit kabi fenoplastlar olinadi. Ulardan esa korroziya va ishqalanishga chidamli avto, radio va elektrotexnika detallari, izolyatorlar va boshqa jixozlar tayyorlanadi.

Eng muhim fenoplastlar

Fenoplastlarning harakteristikasi					
	Tekstolit	Voloknit	Getinaks	Shishaplast	Karbolit
Dastlabki modda va materiallar	Fenolformaldegid smola shimdirilgan va yuqori haroratda preslangan ip gazlama	Fenolformaldegid smola shimdirilgan paxta yulindiriladi gazlama chiqindilari	Fenolformaldegid smola shimdirilib preslangan qog'oz	Fenolformaldegid smola shimdirilib preslangan shisha tola yoki mato	Fenolformaldegid smola shimdirilib preslangan yog'och kukuni
Xossalari	Chidamli. Mexanik qayta ishlanishi oson	Chidamli	Yaxshi elektr izolyator	Mexanik jihatdan va korroziyaga chidamli material	Yaxshi elektr izolyator. Korroziyaga chidamli
Ishlatilishi	Og'ir yuklar tashishga mo'ljallangan mashinalar uchun shariklar, podshipniklar, shesternyalar tayyorlanadigan material. Detallar uchun surkama moy o'rniga suv ishlatish mumkin.	Avtomoshinalar va motociklar uchun tormozlaydigan ustamalar, eskalatorlar zinapoyalari va boshqalar tayyorlanadi.	Radio va elektrotexnikada yaxshi elektrizolyatsiya materialai sifatida ishlatiladi.	Katta o'lchamli detallar (avtocisterna, avtomobil kuzovlari) tayyorlanadi	Telefon apparatlari ning qismlari tayyorlanadi

Eng muhim polimerlarning ishlatilish sohalari

Polietilen – turli apparatlarning detallari, vodoprovod, zax erlarning suvni tortadigan va boshqa quvurlar turli polietilen pardalar (parniklar uchun pardalar), uy-ro‘zg‘or buyumlari tayyorlanadi.

Polipropilen – polietilenga qaraganda juda pishshiq. Turli apparatlarning detallari yupqa pardalar arqon, quvur, yuqori daoajadagi izolyacion materiallar tayyorlanadi.

Polivinilxlorid – sun‘iy charm, klenka, quvurlar ishlab chiqarishda, elektr simlar uchun izolyacion material sifatida ishlatiladi.

Polistirol – elektr izolyacion materiallar, kislotaga chtidamli quvurlar, turli uy-ro‘zg‘or buyumlari, penoplastlar (engil, g‘ovak materiallar) tayyorlanadi.

Polimetakrilat – $(-CH_2 - \underset{\substack{| \\ C O O C H_3}}{CH} -)_n$

Shaffof plastmassa, silikat shishadan ancha mustaxkam bo‘lgan organik shisha ishlab chiqarishda qo‘llaniladi. (organik shisha samolyot va turli apparat hamda boshqa asboblarda himoya qiluvchi shisha sifatida ishlatiladi.)

Asosiy adabiyotlar

- 1.Theodore L.Brown et all.CHEMISTRY the central science.United States of America,(Urbana-Champaign),2014 y.
- 2.Ixtiyarova G.A. Kimyo. Darslik.-O'zbekiston, T.2020 y.
- 3.Axmedova K., Jalilov A., Sayfutdinov R. Umumiy va anorganik kimyo. Darslik,-T:,O'zbekiston, 2003 y.
- 4.Ahmerov Q., Jalilov A., Sayfutdinov R. Umumiy va anorganik kimyo. Darslik,-T:,O'zbekiston , 2006 y.
- 5.Parpiyev N.A., Raximov X.R., Muftaxov A.G. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Darslik,-T:,O'zbekiston, 2000 y.
- 6.Ixtiyarova G.A., O.M. Yoriyev. Umumiy kimyodan electron darslik. DGU 034252015.
- 7.Glinka N.L. Общая химия. Учебное пособие,-М,: <<Интеграл-Пресс>>.2007.

Qo'shimcha adabiyotlar

- 1.Mirziyoyev Sh.M. Tanqidiy tahlil, qat'iy tartib-intizom va shaxsiy javobgarlik – har bir rahbar faolyatining kundalik qoidasi bo'lishi kerak.O'zbekiston Respublikasi Vazirlar Maxkamasining 2016 yil yakunlari va 2017 yil istiqbollariga bag'ishlangan majlisidagi O'zbekiston Respublikasi Prezidentining nutqi. // “Xalq so'zi” gazetasi. 2017 y., 16 yanvar, N-11.
- 2.O'zbekiston Respublikasi Konstitutsiyasi,-T:,O'zbekiston, 2017.-46 b.
- Mirkomilov T., Muxitdinov X. “Umumiy kimyo “. Darslik. T.: “O'qituvchi”. 1978.
- 3.Ixtiyarova G.A Kimyodan praktikum. T.: TURON ZAMIN ZIYO, 2016.
- 4.Muxitinov X.X. Kimyo.O'quv-uslubiy qo'llanma.-T.: TDTU, 2005.
- 5.Muxitinov X.X.Kimyo.Maruzalar matni.-: TDTU, 2004.
- 6.Glinka H.L. Umumiy kimyodan masala va mashqlar to'plash. O'quv qo'llanma.- T.: O'qituvchi. 2007 y.

Axborot manbalari

1. www.lex.uz – O'zbekiston Respublikasi Qonun hujjatlari ma'lumotlari milliy bazasi.
2. www.ziynet.uz – O'zbekiston Respublikasi Ta'lim portal.
3. www.bilim.uz;
4. www.gov.uz.
5. www.chemport.uz.

MUNDARIJA

1. Ma'ruza mashg'uloti № 1.....	4
2. Ma'ruza mashg'uloti № 2.....	17
3. Ma'ruza mashg'uloti № 3.....	19
4. Ma'ruza mashg'uloti № 4.....	28
5. Ma'ruza mashg'uloti № 5.....	35
6. Ma'ruza mashg'uloti № 6.....	46
7. Ma'ruza mashg'uloti № 7.....	59
8. Ma'ruza mashg'uloti № 8.....	68
9. Ma'ruza mashg'uloti № 9.....	74
10.Ma'ruza mashg'uloti № 10.....	86
11.Ma'ruza mashg'uloti № 11.....	93
12.Ma'ruza mashg'uloti № 12.....	100
13.Ma'ruza mashg'uloti № 13.....	109
14.Ma'ruza mashg'uloti № 14.....	112
15.Ma'ruza mashg'uloti № 15.....	116
Foydalanilgan adabiyotlar.....	121