

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

ANDIJON MASHINASOZLIK INSTITUTI

“FIZIKA VA KIMYO” KAFEDRASI

**KIMYO FANIDAN
MA'RUZALAR KURSI**

Tayyorladi:

katta o'qituvchi A.Qodirov
assistent G.Rustamova

ANDIJON - 2018

MA'RUZALAR MUNDARIJASI

T/r	MAVZU	
1	Kimyo fanining paydo bo'lish tarixi. Fanning maqsadi va vazifalari. Materiya. Modda. Atom molekulyar ta'limot va kimyoviy element.Element.	
2	Kimyoning asosiy qonunlari. Dalton atomistikasi. Modda massasining saqlanish qonuni, modda tarkibining doimiylik qonuni. Avogadro qonuni.	
3	Anorganik birikmalarning eng muhim sinflari. Oksidlar. Nomlanishi, olinishi, xossalari va ishlatilishi. Asoslar, ularning turlari, olinishi, xossalari va ishlatilishi. Kislotalar, Tuzlar. Orta, nordon, asosli, qo'sh va kompleks tuzlar.	
4	Atom tuzilishi, uning yadroviy modeli. Yadroviy reaksiyalar. Bor postulatlar. Atom yadrosining tarkibi, izotoplar. Radioaktivlik.	
5	Kimyoviy elementlar davriy sistemasi. Davriy sistemaning tuzilishi. Kimyoviy elementlar va ular birikmalarining xossalarini o'zgarishi, elementlarni oksidlovchi-qaytaruvchilik xossasi.	
6	Kimyoviy bog'lanish va molekulaning tuzilishi. Kimyoviy bog'lanishni asosiy turlari va xossalari. Valent bog'lanish usuli.	
7	Moddani ichki energiyasi. Entalpiya, entropiya. Termokimyo. Gibbsning entropiya va energiyasi. Gess qonuni.	
8	Kimyoviy kinetika. Kimyoviy reaksiya tezligi, kimyoviy muvozanat.	
9	Suv. Tabiatda suv. Suvning fizik va kimyoviy xossalari. Eritmalar. Eritma turlari. Eritma konsentratsiyasini ifodalash usullari.	
10	Suyultirilgan eritmalarining xossalari, osmotik bosim. Eruvchanlik. Eritmalarining bug' bosimi. Vant-Goff qonuni.	
11	Elektrolit eritmalar, dissotsiyanlash darajasi va konstantasi.	
12	Ionli reaksiyalar. Elektrolit eritmalarini xossalari, ion faollik. Suvni elektrolitik dissosiasiyasi. Vodorod ko'rsatkich.	
13	Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.	
14	Metallar, ularning tabiatda uchrashi, olinish usullari, kimyoviy usullari.	
15	Elektrokimyo, Galvanik elementlar nazariyasi.	
16	Tuz eritmaları va suyuqlanmalari elktrolizi.	
17	Elektoroliz. Faradey qonunlari. Akkumulyatorlar	
18	Metallar korroziyasi va ularning turlari	
	Jami	

MA'RUZA KURSI.

1-Modul: Kirish. Atom-molekulyar ta'limot. Atom tuzilishi.

1-Mavzu: Kimyo faning paydo bo'lish tarixi. Fanning maqsadi va vazifalari.

Reja:

- 1. Kimyo faning paydo bo'lish tarixi.**
- 2. Fanning maqsadi va vazifalari.**
- 3. Materiya. Modda. Atom molekulyar ta'limot va kimyoviy element.**
- 4. Oddiy va murakkab moddalar. Allotropiya.**
- 5. Fizik va kimyoviy hodisalar.**
- 6. Kimyo faniga hissa qo'shgan olimlar.**
- 7. Kimyo faning ahamiyati.**

1.1.Kimyo — moddalar va ularla sodir bo'ladigan o'zgarishlar haqidagi fan bo'lib,uning tadqiqot sohasi kimyoviy elementlar va ularning birikmalaridir, Kimyoviy element deganda bir xil yadro zaryadga va shu bilan birga ular elektronlarining orbitallarida joylashishi bir xil bo'lgan atomlar turkumini tushunmoq kerak.

Kimyo tabiat haqidagi fan bo'lib, u boshqa tabiiyot fanlari (fizika, biologiya, mineralogiya) kabi moddiy jismlar to'grisida bizga atroflicha ma'lumot beradi, u jonli va jonsiz tabiatni tashkil etgan moddalarni, ularning xossalarini, tuzilishini, bir-biriga aylanishini, shular natijasida ro'y beradigan o'zgarishlarni va bu o'zgarishlar orasidagi bog'lanishlarni tekshiradi. Qisqa qilib aytganda, kimyo-moddalar va ularda bo'ladigan o'zgarishlar haqidagi fandır.

Kimyoviy o'zgarishlarda (reaksiyalarda) dastlabki moddalardan, ya'ni xom-ashyodan boshqa tarkibga va boshqa xossalarga ega bo'lgan maxsulotlar olinadi. Kimyoviy protsesslarni borishi reaksiyada ishtirok etadigan moddalarning tarkibiga, ularni tashkil etuvchi zarrachalarning tuzilishiga bog'liq. Shuning uchun moddalarning tuzilishi bilan ularning reaksiyaga kirisha olish qobiliyati orasidagi bog'lanishni o'rganish katta ahamiyatga ega. Biz kimyoviy prosesslarni ma'lum maqsad bilan amalga oshiramiz va ularni o'zimiz uchun kerakli tomonga yo'naltirib, istalgan fizikaviy, kimyoviy, biologik va xokazo xossalarga ega bo'lgan moddalar xosil qilishimiz mumkin.

Insonlar bundan bir necha ming yil avvaldanoq rudalardan metallar ajratib olishda, metallarni qotishmalarini tayyorlash, shisha pishirish va shunga o'xshashlarda kimyoviy hodisalardan keng foydalanib kelganlar. Rus olimi M.V.Lomonosov o'zining 1751- yilda nashr etilgan "Ximiyaning foydasi haqidakki ogiz so'z" asarida "Ximiya o'z qo'llarini inson extiyoji bilan bog'liq bo'lgan xamma ishlarga cho'zmoqda. Qayerga qaramaylik, qayerga nazar solmaylik, xamma yerda bizning

ko'z oldimizda ximiyaning tadbiiq etilishidan qo'lga kiritilgan yutuqlar gavdalanadi" degan edi. Ximiya xalq xo'jaligining barcha soxalarida keng qo'llanilmoqda.

1.2. 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 xosil 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 kasb korliklar eramizdan ancha ilgariyoq taraqqiy etgan edi.

Misrliklar temir rudasidan temir suyuqlantirib olish, rangli shisha xosil qilish, teri oshlash, o'simliklardan dorilar, bo'yo'qlar hamda xushbo'y moddalar ajratib olish va boshqalarni bilar edilar. Madaniyati qadimdanok ravnaq topgan Xitoy, O'rta Osiyo va Xindistonda turli kimyo korxonolari bundan xam iagariroq paydo bo'lgan.

Tabiatga birmuncha keng va tugal falsafiy qarash qadimgi Yunonistonda vujudga keldi. Yangi eradan avvalgi V asrda o'tgan yunon olimlari Fales, Anaksimenes, Ksenofont, Geraklit butun borliqni suv, havo, to'proq 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- Levkipp 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 jixatidan nixoyatda xilma-xil bo'lishi mumkin, lekin ularning hammasi bir turdagi materiyaning o'zidan tuzilgan. Olamda atomlar va ular orasidagi bo'shliqdan boshqa xech narsa yo'q. Moddalar orasidagi farq shu moddalarni xosil qilgan atomlar soniga, o'lchamiga va qay tariqa joylashganligiga bog'liq xolos. Atomlar doimo harakatda bo'ladi. Jismlarning soviganda torayishi, qizdirilganda kengayishi, va nixoyatda, suyuqlanishi, eritilganda suv bilan aralashishi va boshqa hodisalar atomlarning harakatidan kelib chiqadi. Sodir bo'ladigan har qanday o'zgarish atomlarning uzaro 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 xisobladi. Bu materiya abadiy bo'lib, yuqdan bor bo'lmaydigan va bordan yuk bo'lib xam ketmaydi, uning tabiatdagi miqdori o'zgarmaydi. Ibtidoiy materiyaga biz seza oladigan va juft- jufti uzaro qarama- qarshibo'lgan turtta asosiy sifat: issiqlik va sovuqlik, 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 qo'shib, Empedoklning to'rt elementini- tuproq, suv, olov va xavoni keltirib chiqardi.

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

Misrlilarning 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 boyligi VII asrda arablar kulgiga 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 rivojlandi; ular yangi-yangi moddalar kashf qildilar. VIII asrda kimyoviy bilimlar arablardan Ispaniyaga va undan Yevropaga uta boshlaydi. Qadimiy Markaziy Osiyo, jumladan uzbek olimlari ham dunyo adabiyotida arab olimlari qatoriga kiritilganlar.

Xozirgi Markaziy Osiyo xududida 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 «Qimmatbaxo toshlarni bilib olish buyicha ma'lumotlar to'plami» degan risolasi o'sha zamondagi Markaziy Osiyo, Yaqin Sharq, xatto Yevropada ham ma'danishunoslik sohasidagi eng yirik asar hisoblangan. Arablarning Janubiy Ispaniyani istilo etishi kimyoga doir amaliy bilimlarning G'arbiy 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 katolik cherkovning ta'siri va nazorati ostida edi. Aristotelning ruxoniylar soxtalashtirib yuborgan ta'limoti hukmron edi. Bu ta'limotga shubha bilan qaragan harqanday kishi qattiq ta'qib qilinardi. O'rta asrlarda fan bir joyda qotib qoldi va bilimlar tushkunlikka uchradi. Alkimyogarlarning butun harakati sirli «falsafiy toshlar» ni axtarib topishga karatilgan edi. Fanning rivojlanishida ijobiy rol o'ynagan arab alkimyosiga qarama-qarshi o'larok, G'arbiy Yevropa alkimyosi reaksiya, ilimga xilof oqim bo'lib, cherkov bilan feodallar manfaatiga uchungina xizmat qildi. Kimyoning rivojlanishida burilish yasagan davr uyg'unlash davri bo'ldi. Bu davrda xayot kimyo oldiga yangidan-yangi amaliy masalalarni qo'ydi. Kasalliklarni davolashda kimyoviy preparatlardan foydalanish tajribalari kimyoda yangi bir oqim, ya'ni tabiiyot kimyosi oqimini vujudga keltirdi. Bu oqim tarafdorlari (asoschisi Paratsels) kimyoning asosiy maqsadii dori moddalar tayyorlash deb hisoblar edilar.

Tabiatni xayotdan ajratilgan xolda o'rganish XVII asrdagina yo'qola boshladi va kimyo fani aniq tajriba natijalariga asoslanib xulosalar chiqaradigan bo'ldi. Kimyoda bu yangi oqimga Robert Boyle 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. Boyle ta'limotiga ko'ra, element murakkab jismlar tarkibiga kiradigan va murakkab jismlar parchalanganda hosil bo'ladigan eng oddiy jismlardir. R.Boylning kimyo

soxasida 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 xam 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 muxim yangiliklar kashf etdi. Shu tajribalarga asoslanib, Lomonosov metallar qizdirilganda ular xavo bilan birikadi, degan xulosaga keldi.

Keyinchalik fransuz olimi A.Lavuaze yonish, moddalarning xavodagi kislorod bilan birikish reaksiyasi ekanligini isbotladi. Lavuaze flogiston nazariyasiga zarba berib, yonish va oksidlanish jarayonlarining mohiyati xakida to'g'ri va aniq ilmiy nazariya yaratdi. Kimyoning aniq fan sifatida rivojlanishida ingliz olimi J.Daltonning atomistik tasavvurlari xal 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.Mendelev bilan A.M.Butlerovning xizmati katta. Moddalarning tuzilishini tekshirishda, tekshirish natijalariga ko'ra kerakli xossaga ega bo'lgan moddalar xosil qilishda A.M.Butlerovning moddalar tuzilish nazariyasi katta rol o'ynadi.

1.3. Atom-molekulyar ta'limot. Moddalarning nihoyatda mayda zarrachalar atomlardan tuzilganligi haqidagi tasavvurlar qadimgi Gretsiyada vujudga kelgan. Eramizdan avvalgi V asrda Demokrit moddaning eng mayda bo'linmaydigan zarrachasini atom deb atadi. Lekin atomning qanday zarracha ekani va uning xossasi to'g'risidagi tasavvurlar XVI asrning boshlaridan o'rganila boshlandi. Fransuz olimi P.Gassendi tarixda unutilib yuborilgan atom tushunchasini fanga yana kiritdi. P.Gassendi moddalar atomlardan tuzilgan va atomlarning xillari ko'p emas, degan fikrni maydonga tashladi. Lekin bu fikrni o'zi bilan moddalar asosini tashkil qiluvchi zarrachalar to'g'risidagi tasavvurlarni to'la tushuntirib berib bo'lmaydi. M.V.Lomonosov 1741 yilda o'zining "Matematik kimyo elementlari" nomli asarida atom -molekulyar nazariyani quyidagicha ta'rifladi:

- 1) Barcha moddalar "korpuskula"lardan iborat bo'lib, ular bir-biridan oralik fazo bilan ajralgandir.(Lomonosovning "korpuskula" termini hozirgi molekula ma'nosiga ega);
- 2) Korpuskulalar tuxtovsiz harakatda bo'ladi;
- 3) Korpuskulalar elementlardan tashkil topgan (Lomonosovning element tushunchasi hozirgi atom ma'nosiga ega.) Elementlar xam tuxtovsiz harakatlanadi;
- 4) Elementlar aniq massaga va ulchamga ega.
- 5) Oddiy moddalarning korpuskulalari bir xil elementlardan, murakkab moddalarning korpuskulalari turli elementlardan tuzilgan.

M.V.Lomonosovdan keyin yana qariyb yarim asr keyin, ingliz olimi D.Dalton kimyo va fizika sohasida yigʻilgan tekshirish natijalarini atomistik ta'limot asosida talqin qildi; u atomistikaga asoslanib, karrali nisbatlar qonunini yaratdi. U 1808 yilda o'zining "Novaya sistema ximicheskoy filosofii" nomli asarida atomistik ta'limotni quyidagicha tarifladi:

- a) Moddalar nixoyatda mayda zarrachalar - atomlardan tuzilgan, atom yanada kichikroq zarrachaga bo'lina olmaydi;
- b) Har qaysi kimyoviy element faqat o'ziga xos "oddiy" atomlardan tuzilgan bo'lib, bu atomlar boshqa element atomlaridan farq qiladi, har bir elementning atomi o'ziga xos og'irlik va ulchamga ega;
- v) Kimyoviy reaksiya vaqtida turli elementlarning "oddiy" atomlari o'zaro aniq vao'zgarmas butun sonlar nisbatida birikib, murakkab atomlarni xosil qiladi;
- g) Faqat boshqa-boshqa xossalarga ega bo'lgan atomlarga o'zaro birika oladi, bir elementning atomlari xech qachon o'zaro kimyoviy reaksiyaga kirisha olmaydi. Ular faqat bir-biridan itariladi.

Da'lton kimyoning asosiy qonunlarini izoxlab berdi. U kimyoviy element tushunchasiga aniq ta'rif berdi: "Kimyoviy element bir xil xossalar bilan harakterlanadigan atomlar turidir". Undan tashqari Dalton "atom og'irlik" (ya'ni atomning nisbiy og'irligi) tushunchasini kiritdi, vodorodning atom og'irligini shartli ravishda 1 ga teng deb qabul qildi.

Dalton ta'limotida kamchiliklar borligi usha vaqtdayok ma'lum bo'ldi. Dalton ta'limoti oddiy moddalarning molekulalari bo'lishini inkor qildi. M.V.Lomonosov ta'limoti Dalton ta'limotidan afzal bo'lib chiqdi.

Lomonosov ta'limoti turli xossalari atomlar bilan bir qatorda bir xil xossali atomlarning xam o'zaro birika olishga yo'l ko'yar edi. Molekula bu berilgan moddaning kimyoviy xossalariga ega bo'lgan eng kichik zarrachadir. Molekulaning kimyoviy xossalari uning tarkibi va kimyoviy tuzilishi bilan aniqlanadi.

Atom bu kimyoviy elementlarning oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiradigan eng kichik zarrachadir. Elementning kimyoviy xossalari uning atomining tuzilishi bilan aniqlanadi.

Atom - bu musbat zaryadlangan atom yadrosi bilan manfiy zaryadlangan elektronlardan tashkil topgan elektroneytral zarrachadir. Kimyoviy element - bu yadrosining musbat zaryadi bir xil bo'lgan atomlarning muayyan turidir. Tekshirishlar shuni ko'rsatadiki, tabiatda bitta elementning massasi turli bo'lgan atomlari mavjud bo'lishi mumkin. Masalan, xlorning massasi 35 va 37 bo'lgan atomlari uchraydi. Bu atomlarning yadrolarida protonlar soni bir xil, lekin neytronlar soni har xil bo'ladi.

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

Atom-molekulyar ta'limotning mohiyati quyidagilardan iborat:

barcha moddalar «korpuskula» lardan iborat bo'lib, ular bir-biridan oraliq fazo bilan ajralgandir (Lomonosovning «korpuskula» termini hozirgi «molekula» ma'nosiga ega);

«korpuskula»lar to'xtovsiz harakatda bo'ladi.

«korpuskula»lar «element»lardan tashkil topgan (Lomonosovning «element» tushunchasi hozirgi «atom» ma'nosiga ega). «Element»lar ham to'xtovsiz harakatda bo'ladi;

«element»lar aniq massa va o'lchamga ega;

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

Kimyoviy element haqida tushuncha. 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 dal'ton atomistikasi hech qanday qo'shimcha kiritma olmadi. Lekin M.V.Lomonosov va D.I.Mendeleev "element" tushunchasi bilan "oddiy modda" tushunchasi orasidagi farqni birinchi bo'lib aniq ko'rsata oldilar. D.I.Mendeleevning aytishicha: "Element deganda, oddiy va murakkab moddalarni tashkil etgan va ularga ma'lum fizik hamda kimyoviy xossalar 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". (Mendeleev D. I. Annalen der Chemie und Pharmacie, 1872, II Heft, 133-6et). Demak, D.I.Mendeleevning ta'rificha "kimyoviy element-oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiradigan va ma'lum atom massaga ega bo'lgan atomlar turidir".

1.4. Oddiy moddalar - bular bitta elementning atomlaridan xosil bo'lgan moddalardir. C, Fe, Na, K, N₂, H₂.

Oddiy moddalar gazsimon (N₂, O₃, O₂, N₂, He, Ne), suyuq (Br₂, Hg). qattiq (Fe, Mg, Ca, S, P, I₂, ...) holatlarda bo'ladi. Oddiy moddalar bir atomli (Fe, Ag, Al, Na, K, ...) va ko'p atomli (O₂, H₂, I₂, O₃, S₃, P₄ ...) bo'ladi. Shu sababli ular qattiq holda atomar va molekulyar kristall panjarali bo'ladilar,

Oddiy moddalardan O₂, N₂, H₂, S₈, He, Ne, Ar, Kr, Xe, C (grafit), C (olmos), Cl₂, Hg, Au, Ag, Fe, Cu lar tabiatda erkin holda mavjud bo'ladi. Ko'pchilik elementlar birikmalar tarkibida uchraydi. Ularni turli usullar bilan ajratilib, sof holda olinadi.

Oddiy moddalarni olinish usullari

Usul	Birikma holati	Oddiy moddalar
A . Qaytarish usuli		
Vodorod bilan	Oksidlar, tuzlardan	Ga, In, Si, Ge, Mo, W, Re, B
Karbotermiya	Oksidlar va tuzlarni	Fe, Co, Ni, Si, Pb, Sn, Zn, Cd, Cu, P, As, Mo, W, Sb, Bi ...
Alyuminotermiya	Oksidlardan	Fe, Co, Ni, Mn, ...
Ruxtermiya	Galogenidlardan	Si, Ag, Au
Magniytermiya	Oksidlar va galogenidlar	Be, Ti, Zr (Si), B, Hf
Kaltsiytermiya		U, V, Nb, Ta, Sc, La (lantanoidlar)
Elektroliz (katod)	Galogenillar, tuzlar va suvdan	Ga, In, Tl, Be, Mg, Zn, Mn, Cu, H,

B.Oksidlash usullari		
Xlorning ta'siri, elektroliz (anod)	Galogenli birikmalarining suyuqlanmasi, ertmasi, suv	HgI

Oddiy moddalarning sifat tarkibi bir xil tuzilishi va xossalarning har xil bo'lishi allotropiya hodisasi deyiladi. Har bir xolatga tug'ri keluvchi moddalar allotropik shakllar deyiladi. Masalan, uglerod elementi uch xil allotropik shaklga: C (olmos), C (grafit), C (karbin); kislorodning ikki xil O_2 va O_3 allotropik holatlari mavjud. Allotropik shakl o'zgarishlarining kelib chiqishiga sabab — molekulada ayni element atomlari soni va ularning o'zaro bog'lanish tartibi (tuzilishi)ning har xilligi (O_2 va O_3); — qattiq moddalarda ayni element atomlarining bir-biriga nisbatan joylashuvi tartibi (kristall panjarasining) har xilligidir. C (olmosda) C — atomlari bir-biriga nisbatan tetraedrik joylashib. kubsimon kristall panjara hosil qilgan, C (grafit) da olti yoqli prizma hosil qilib, ular qavat-qavat joylashgan. S (karbin) da S - atomlari qo'sh bog yoki bir bog' — uch bog' tartibda bog'lanib amorf holatda bo'ladi.

Murakkab moddalar. Murakkab moddalar yoki kimyoviy birikmalar bir necha elementlar atomlaridan tarkib topgan bo'ladi. Masalan, osh tuzi molekulasi natriy va xlor atomlaridan tarkib topgan. Mis (II) oksili mis va kislorod atomlaridan, suv esa bir atom kislorod va ikki atom vodoroddan tarkib topgan. Murakkab moddalar: a) anorganik moddalar va b) organik moddalarga bo'linadi. **Murakkab moddalar** - boshqacha aytganda kimyoviy birikmalar bular turli xil elementlarning atomlaridan xosil bo'lgan moddalardir. H_2O , CO_2 , Na_2O , $NaCl$, H_2SO_4 , KOH . Bir xil element atomlaridan iborat moddalar oddiy moddalar deyiladi. Masalan: N_2 , O_2 , N_2 , O_3 , C (grafit), C (olmos), Al, He va hokazo.

1.5. Kimyoviy o'zgarishlarda (reaksiyalarda) dastlabki moddalardan, ya'ni xom ashyodan boshqa tarkibga va boshqa xossalarga ega bo'lgan mahsulotlar olinadi. Kimyoviy o'zgarishlarda, albatta, dastlabki moddalarning tarkibi o'zgaradi, **fizik o'zgarishlarda** esa bu xol kuzatilmaydi.

Kimyoviy protsesslarning 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 muxim ahamiyatga ega.

Odamlar bundan bir necha ming yil ilgari rudalardan metallar ajratib olishda, metall qotishmalar tayyorlashda, shisha pishirish va shunga o'xshash protsesslarni amalga oshirishda kimyoviy xodisalardan keng foydalanib kelganlar. Rus olimi M.V. Lomonosov o'zining 1751 yilda nashr etilgan “Kimyoning foydasi haqida ikki og'iz so'z (“Slovo o polze kimyo”)” nomli asarida “Kimyo o'z qo'llarini inson ehtiyoji bilan bog'liq bo'lgan hamma ishlarga cho'zmoqda. Qaerga qaramaylik, qaerga nazar solmaylik, hamma erda bizning ko'z oldimizda kimyoning tatbiq etilishidan qo'lga kiritilgan yutuqlar gavdalanadi”, degan edi.

Kimyodan olgan bilimlardan foydalanib, yangi-yangi xossalarga ega bo'lgan moddalar hosil etish, shuningdek, tabiatda uchramaydigan ajoyib xossali mahsulotlar tayyorlash imkoniyati yaratilmoqda.

1.6. . O'zbekistonda kimyo fani va sanoatining rivojlanishi Toshkent Davlat universiteti (hozirgi O'zbekiston milliy universiteti)ning kimyo fakultetini tashkil etilishi bilan bog'liq. Hozirgi kunda O'zbekiston Fanlar akademiyasi qoshidagi kimyoga doir ilmiy-tekshirish institutlarida va mustaqil respublikamizdagi ko'p sondagi oliy o'quv yurtlarining kimyo va kimyoviy texnologiya kafedralarida olimlar, mutaxassislar kimyo fani va sanoatining eng muhim muammolarini tadqiq qilish bilan shug'ullanmoqdalar. Respublikamizning kimyo fani va sanoati rivojiga hissa ko'shgan va qo'shayotgan akademiklar O.S.Sodiqov, S.Yu.Yunusov, K.S.Ahmedov, M.N.Nabiev, X.U.Usmonov, M.Asqarov, Z.Salimov va boshqa yirik kimyogar olimlarning ilmiy ishlari xorij davlatlarida ham mashhurdir.

O'zbekiston hududida tabiiy gaz, neft, ko'mir, oltingugurt, rangli metallar rudasi va boshqa xom ashyolar bo'lganligi uchun mamlakatimiz yirik kimyo sanoatlariga ega. Prezidentimiz I.A.Karimovning «O'zbekiston XXI asr bo'sag'asida: xavfsizlikka tahdid, barqarorlik shartlari, taraqqiyot kafolatlari» asarlarida alohida ko'rsatib o'tilganidek: «O'zbekiston o'z yer osti boyliklari bilan haqli suratda faxrlanadi – bu yerda mashhur Mendeleev davriy sistemasining deyarli barcha elementlari topilgan....».

Xom ashyoning ko'pligi yetakchi kimyo sanoati korxonalarini – Olmaliq “Ammofos” ishlab chiqarish birlashmasi, Chirchiq elektrokimyosini ishlab chiqarish birlashmasi, Navoiy “Azot” ishlab chiqarish birlashmasi, Farg'ona sun'iy tola zavodi, Namangan kimyo zavodi, Toshkent lok-buyoq materiallari va plastmassalarni ishlab chiqaradigan va qator boshqa kimyo korxonalarini vujudga keltirish imkonini yaratdi. Hozirda kimyo sanoati rivojlangan hududlar — Olmaliq, Chirchiq, Farg'ona, Qo'qon, Navoiy kabi yirik kimyo sanoati markazlari ishlab turibdi.

1.7. Hozirgi vaqtda kimyo va kimyoviy ishlab chiqarish xalq xo'jaligida g'oyat muxim ahamiyat kasb etmoqda. U tabiatda bo'lmaydigan maxsulotlarni sintez qilishga, ulardan turli-tuman mashina va asboblarni yaratish uchun, turar joy binolari qurish va xalq iste'mol mollari ishlab chiqarish uchun foydalanishga imkon berdi. Tabiatdan faqat xom ashyo, ruda, toshko'mir, neft va boshqalargina olinmoqda. Tabiiy xom ashyoni kimyoviy yo'l bilan qayta ishlab xalq xo'jaligi uchun zarur mineral ug'itlar, pestitsidlar, metallar, plastmassalar, buyoqlar, 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 maxsulotlari-kislotalar, ishqorlar, tuzlar ishlab chiqariladi. Kimyoning imkoniyatlari bitmas- tугanmasdir. Faqat neftning o'zidan 20 mingdan ortiq, toshko'mirdan esa bundan xam ortiq organik moddalar olish mumkin. Masalan, yaqinda ishga tushgan ulkan «Sho'rtan gaz kimyo majmuasi» nomli kimyo zavodi tabiiy gaz asosida o'nlab qimmatbaxo maxsulotlar ishlab chiqarish ishiga kirishdi.

Kimyo fani tabiiy maxsulotlarni tejab ishlatish, ishlab chiqarishning qo'shimcha maxsulotlari va chiqindilaridan foydalanish masalalari bilan xam shug'ullanishi

lozim. Ammo sobiq Sho'ro xukumati davrida mamlakatimizning ko'pgina tabiiy boyliklari xisobsiz ishlatilgan va tashib ketilgan. Atrof muxit esa sanoat chiqindilari bilan ifloslantirilib ekologik xolatga ancha ziyon yetkazqilganedi. Mamlakatimiz mustaqillikka erishgandan keyin tabiiy boyliklarga munosabat xam o'zgardi, ularni avaylab ishlatish yo'lga qo'yildi.

Mamlakatimizda kimyo sanoati uchun zarur bo'lgan xom-ashyo neft, toshko'mir, **tabiiy gaz**, mineral tuz va rudalarning mo'l-ko'lligi turli xil yangi kimyoviy mahsulotlar yaratishga katta imkon beradi.

Boshqa respublikalar kabi O'zbekistonda ham kimyo va kimyo sanoati rivoj topdi. Respublikamizdagi ilmiy tadqiqot institutning barcha tarmoqlari (anorganik, organik, analitik, fizik kimyo) taraqqiy etdi, yuqori malakali mutaxassislar yetishib chiqdi. Uzbekistonning bir necha shaharlarida kimyo zavodlari qurildi. Chirchiq "Elektroximprom" birlashmasi, Qo'qon, Samarqand, Farg'ona, Navoiy, va Olmaliq kimyo zavodlari xalq xo'jaligini zarur o'g'itlar bilan ta'minlab kelmoqda.

NAZORAT SAVOLLARI.

1. Kimyo fani nimani o'rganadi?
2. Fizikaviy va kimyoviy o'zgarishlar qanday kechadi, ularni kanlay izoxlaysiz?
3. Abu Rayxon Beruniy va Abu Ali – ibn Sinolarning kimyoga oid ishlari to'grisida ma'lumot bering.
4. Kimyo fanining vazifalari nimalardan iborat?
5. Kimyoning paydo bo'lishi va rivojlanishi to'grisida nimalarni bilasiz? Asosli javob bering.

Mavzuga oid tayanch iboralar. *Flogiston, alkimyo, organic moddalar, pnevmatik kimyo, Anorganik moddalar.*

2-MA'RUZA: KIMYONING ASOSIY QONUNLARI.

REJA :

1. Dal'ton atomistikasi.
2. Modda massasining saqlanish qonuni, tarkibning doimiylik qonuni.
3. Avagadro qonuni. Ekvivalentlar qonuni.

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

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

Atom-molekulyar ta'limotning mohiyati quyidagilardan iborat:

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

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

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

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

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

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

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

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

Kimyoviy element bir xil xossalalar bilan harakterlanadigan atomlar turidir.

Dalton ta'limotida kamchiliklar borligi o'sha vaqtdayoq ma'lum bo'ldi. Birinchidan, oddiy moddalarning molekullari real mavjud bo'lishini inkor etdi. Ikkinchidan, murakkab moddalarning tuzilishini talqin qilishda bir elementning bir atomi ikkinchi elementning faqat bir atomi bilan birikadi, deb faraz qildi. U holda suv NO, ammiak NH₃, etilen C₂H₄ kabi formulalar bilan ifodalangan bo'lar edi. Shuning uchun ba'zi elementlarning atom massalari ikki xil qiymatli bo'lib chiqdi. Demak, atom bo'linishi mumkin deb faraz qilishga to'g'ri keladi, bu esa atom bo'linmaydi degan fikrga ziddir.

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

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

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

2.2.Moddalar massasining saqlanish qonuni. M.V.Lomonosov reaksiya uchun olingan modda va reaksiya natijasida hosil bo'lgan mahsulotlarning og'irligini o'lchash yo'li bilan kimyoviy reaksiyalarning borishini o'rgandi. Natijada u birinchi marta 1748 yilda moddalar massasining saqlanish qonunini ta'rifi, 1756 yilda metallarni og'zi kavsharlab berkitilgan idish (retorta)da qizdirish yo'li bilan bu qonunni to'g'riligini tajribada isbotladi:

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

1789 yilda Lomonosov ishidan bexabar holatda, fransuz kimyogari A.L.Lavuaze ham moddalar massalari saqlanish qonunini e'lon qildi:

Kimyoviy reaksiya paytida faqatgina reaksiyada ishtirok etayotgan moddalar massalarigina o'zgarmay kolmasdan, ular tarkibiga kiruvchi

elementlar massalari ham o'zgarmasdan qoladi.

1905 yilda Albert Eynshteyn (nemis olimi) jism massasi (m) bilan uning energiyasi (E) orasidagi bog'lanishni ko'rsatish, moddalar massasining saqlanish qonuniga faqat oddiy kimyoviy jarayonlar bo'ysunishini, yadroviy reaksiyalar esa bunday qonuniyatdan chetlanishini ko'rsatdi. Ya'ni:

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

bu yerda: ΔE - energiya o'zgarishi;

Δm - massa o'zgarishi;

c - yorug'lik tezligi (vaakumda 300 000 km/sek ga teng).

Energiya o'zgarishi kichik qiymatli bo'lganda massa uzgarishi nolga yaqinlashadi, ya'ni o'zgarmaydi. Yadro reaksiyalarida esa energiya o'zgarishi juda yuqori qiymatli bo'lganligi uchun massa o'zgarishi sezilarli o'zgarishini ko'rish mumkin.

Eynshteynning bu tenglamasi makro jismlar uchun ham, mikrozarrachalar (masalan, elektronlar, protonlar) uchun ham taalluqlidir.

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

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

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

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

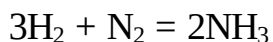
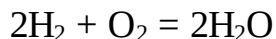
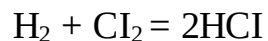
Toza suv tarkibida 11,11% vodorod va 88,89% kislorod bo'lib, suv 0°C da muzlaydi, 100°C da qaynaydi. Uning 4°C dagi zichligi 1000 kg/m³ yoki 1 g/sm³ ga teng.

Bertolening o'zgaruvchan tarkibli birikmalar mavjudligi haqidagi ta'limotini XX asrning boshlarida akademik N.S.Kurnakov rivojlantirdi. U qotishmalar va eritmalarda haqiqatan ham o'zgaruvchan tarkibli birikmalar bo'lishini isbot qildi va ularni *bertolidlar* deb atadi, o'zgarmas tarkibli birikmalarni esa *daltonidlar* deb atadi.

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

Hajmiy nisbatlar qonuni. Gey-Lyussak gaz moddalar orasida sodir bo'ladigan kimyoviy reaksiyalarni o'rganib chiqib, quyidagi hulosani chiqardi: o'zgarmas sharoitda reaksiyaga kirishuvchi gaz moddalarning hajmlari bir-biriga va hosil bo'luvchi gazsimon moddalar hajmlariga butun sonlar kabi nisbatda bo'ladi.

Masalan:



Birinchisi misolda qonun to'g'ridek tuyo'ladi, ikkinchi va uchunchi misollarda qonundan chetga chiqayotgandek tuyo'ladi, bu holni tushuntirish uchun 1811 yili Avogadro o'zining qonunini yaratdi.

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

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

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

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

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

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

Bu miqdor gazlarning **molyar xajmi** deyiladi.

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

$$M_x = M_{\text{H}_2} \frac{\rho_x}{\rho_{\text{H}_2}} = 2,016 D^x(\text{H}_2)$$

bu yerda: $D^x(\text{H}_2)$ - X gazining vodorodga nisbatan zichligi yoki

X va H_2 gazlari zichliklarining nisbati, bu oddiy fizik eksperiment bilan aniqlanadi.

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

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

Bu son **Avogadro soni** deb ataladi.

Mavzuga oid tayanch iboralar. Atom, nisbiy atom massa, nisbiy molekulyar massa, atom-molekulyar ta'limot.

Nazorat uchun savol va mashqlar.

1. «Korpuskula» va molekula o'rtasida qanday farq bor?
2. Kimyoviy element massasi energiyaga aylanishi mumkinmi? Javobingizni izohlang.
3. Tarkibning doimiylik qonuniga qanday moddalar bo'ysunadi?

4. H_3PO_4 va HCl ning ekvivalent massalarini hisoblang.
5. Gazning molyar hajmi deganda nima tushuniladi?
6. Modda massasining saqlanish qonunini mohiyati nimadan iborat?

3-MA'RUZA: ANORGANIK BIRIKMALARNING ASOSIY SINFLARI.

Reja:

1. Oksidlarning tuzilishi, nomlanishi olinishi va xossalari.
2. Asoslarning tuzilishi, nomlanishi olinishi va xossalari.
3. Kislotalarning tuzilishi, nomlanishi olinishi va xossalari.
4. Tuzlar ning tuzilishi, nomlanishi olinishi va xossalari.

Moddalarni sinflarga bo'lish ularning xususiyatlarini mukammal o'rganish uchun qulaylik yaratadi. Shu sababli anorganik moddalar tarkibi va xossalariga arab quyidagi sinflarga bo'linadi: 1.Oksidlar; 2.Asoslar; 3.Kislotalar; 4.Tuzlar.

3.1.Oksidlar. Oksidlar tabiatda eng keng taralgan murakkab moddalardan hisoblanadi. Ularning tarkibi ikki elementdan tashkil topgan bo'lib, biri kisloroddan iborat.

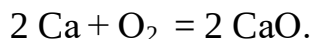
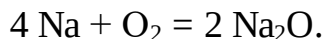
Kislorodning barcha elementlar bilan hosil ilgan birikmalari oksidlar deyiladi. Oksidlarning ko'pchiligi odatdagi sharoitda (metallarning barcha oksidlari: MgO , CaO , CuO ...), ayrimlari gaz (metallmaslar oksidlari: CO_2 , SO_2 , NO_2 ,...) va suyuq (N_2O) moddalar.

Tuz hosil qilish va hosil ilmaslik jihatidan oksidlar ikki guruhga bo'linadi. Bularga N_2O - azot (I) – oksidi, NO – azot (II) – oksidi, va CO_2 – karbon (II) – oksidlarini misol qilish mumkin. Bu oksidlar kimyoviy jihatdan faol bo'lmaganligi sababli, ular tuz hosil ila olmaydilar.

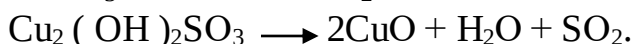
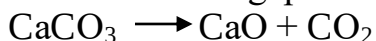
Ikkinchi turdagi oksidlar tuz hosil qiluvchi oksidlar bo'lib, ular o'z navbatida kimyoviy xossasiga ko'ra uch toifaga bo'linadi: 1. Asosli oksidlar; 2. Kislotali oksidlar; 3. Amfoter oksidlar.

1. *Asosli oksidlar.* Metallarning kislorod bilan hosil ilgan ko'pchilik oksidlari asosli oksid hisoblanadi. Ularga Na_2O , K_2O , CaO , MgO , FeO kabi oksidlar misol bo'laoladi. Bu oksidlarga asoslar muvofiq kelgani sababli, ular asosli oksidlar deyiladi.

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



2. Tuzlarning parchalanishidan hosil bo'ladi:



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



Nomlanishi. Asosli oksidlarni nomlashda oksidning nomi metall nomiga “ oksid ” soʻzi qoʻshib hosil ilinadi:

Na_2O – natriy oksidi

BaO – bariy oksidi.

Agar oksid tarkibidagi metall oʻzgaruvchan oksidlanish darajasiga ega boʻlsa, u vatda metallning nomidan soʻng uning valentligi rim raamida yozqilib, keyin «oksid» soʻzi qoʻshiboʻqi ladi: FeO – temir (II) – oksidi, Fe_2O_3 - temir (III) – oksidi, Cu_2O – mis (I) – oksidi, CuO – mis (II) – oksidi.

Kimyoviy xossalari. 1. Ayrim asosli oksidlar oddiy sharoitda suv bilan birikib, suvda eriydigan asos (ishqor)larni hosil qiladilar:

$\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{KOH}$ – kaliy gidrooksid

$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ – kalsiy gidrooksid .

2. Kislotalar bilan reaksiyaga kirishganduz va suv hosil qiladi:

$\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$

$\text{FeO} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}.$

3. Kislotali oksidlar bilan reaksiyaga kirishganduz hosil boʻladi:

$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3.$

$\text{MgO} + \text{SO}_3 = \text{MgSO}_4.$

2. *Kislotali oksidlar.* Metallmas (metalloid) larning kislorod bilan hosil ilgan birikmalari kislotali oksidlar hisoblanadi. CO_2 , SO_2 , N_2O_5 , P_2O_5 , SO_3 bularga misol boʻlaoladi. Kislotali oksidlarga tegishli kislotalar muvofiq kelgani uchun kislotali oksidlar deyiladi. Yaʼni CO_2 va H_2CO_3 (karbonat kislota) SO_2 va H_2SO_3 (sulfit kislota) muvofiq keladi. Bunga Cr_2O_3 xrom (VI) – oksidi, Mn_2O_7 – marganes – (VII) oksidi misol boʻlaoladi.

Olinishi. 1. Kislotali oksidlar metallmaslar toʻgʻridan – toʻgʻri kislorod bilan birikkanda hosil boʻladi:

$\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$

$4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$

2. Murakkab moddalarning yoqilishi:

$\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_2$

$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$

3. Kislorodli kislotalar parchalanganda hosil boʻladi:

$\text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

$\text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow \longrightarrow \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$

4. Tuzlarning parchalanishidan hosil boʻladi:

$\text{Na}_2\text{SO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$

$2\text{Ag}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^0} 2\text{CO}_2 + \text{O}_2 + 4\text{Ag}.$

Nomlanishi. Kislotali oksidlarni nomlashda metallmasning nomidan soʻng, uning nomi yoziladi va oksid soʻzi qoʻshiladi:

CO_2 – uglerod (IV) – oksidi;

N_2O_3 – azot (III) – oksidi.

SO_3 – oltingugurt (VI) – oksidi;

P_2O_5 – fosfor (V) – oksidi.

Kislotali oksidlar “angidridlar” ham deyiladi. Bunda avval mos keladigan kislota nomi, soʻng “angidrid” soʻzi qoʻshib aytiladi:

CO_2 – karbonat angidrid;

SO_3 - sulfat angidrid;

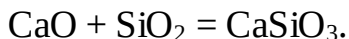
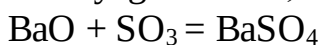
SO₂ - sulfid angidrid;

P₂O₅ – fosfat angidrid.

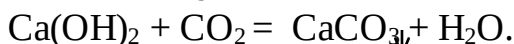
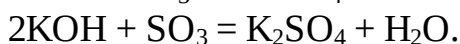
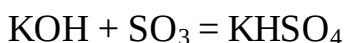
Kimyoviy xossalari. 1. Kislotali oksidlar to'g'ridan – to'g'ri suv bilan birikib, tegishli kislotalarni hosil qiladilar:



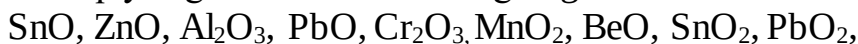
2. Asosli oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi.



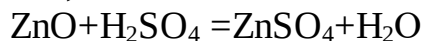
3. Asoslar bilan reaksiyaga kirishganda normal yoki nordon tuz va suv hosil bo'ladi:



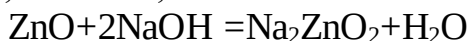
3. *Amfoter oksidlar.* Reaksiyaning sharoitiga qarab ham asos, ham kislota xossalari namoyon qiladigan oksidlar amfoter oksidlar deyiladi. Masalan, ruh, aluminiy, qalay, qo'rg'oshin, xrom (III), marganes (IV) va berilliy oksidlari amfoter xossaga ega. Ular quyidagi formula ko'rinishiga ega bo'ladi:



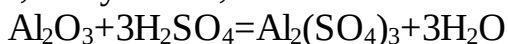
Amfoter oksidlar oddiy sharoitdaatti moddalar. Amfoter oksidlar suv bilan bevosita birikmaydi, lekin ular ham asos, ham kislotalar bilan reaksiyaga kirishadi. Masalan:



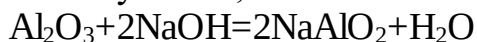
asosli oksid hamda kislota, ruh sulfat;



kislotali oksid hamda asos, natriy sinkat;



asosli oksid hamda kislota aluminiy sulfat;



kislotali oksid hamda asos.

Ba'zi o'zgaruvchan oksidlanish darajasiga ega bo'lgan metallar kislorod bilan turli xossadagi har xil oksidlarni hosil qiladilar. Masalan:

CrO – xrom (II) – oksidi asos xossasiga ega,

Cr₂O₃ – xrom (III) – oksidi amfoter xossasiga ega,

CrO₃ – xrom (VI) – oksidi kislota xossasiga ega bo'ladi.

Marganes metali kislorod bilan reaksiyaga kirishganda 5 ta oddiy va aralash oksidlarni hosil qiladi. Ularning kimyoviy formulasi quyidagicha:

MnO – marganes (II) – oksidi asos xossasiga ega,

Mn₂O₃ – marganes (III) – oksidi asos xossasiga ega,

Mn₃O₄ – aralash oksid,

MnO₂ – marganes (IV) – oksidi amfoter xossaga ega,

MnO₃ – marganes (VI) – oksidi kislotali xossaga ega,

Mn₂O₇ – marganes (VII) – kislotali oksid.

3.2.Asoslar.Manfiy qismi gidrooksid – ion OH^- - bo'lgan birikmalar asoslar deyiladi. Asoslar metall ioni va metall valentligiga teng bo'lgan gidrooksid ionlaridan tashkil topgan. Ularning umumiy formulasi: $\text{Me}(\text{OH})_n$, Me – metall (yoki metall xarakteriga ega bo'lgan radikal, masalan, NH_4^+), n – gidrooksid lar soni.

*Nomlanishi.*Asoslarning nomlanishida metall nomiga gidrooksid so'zi qo'shibaytiladi. Masalan, LiOH – litiy gidrooksid , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – bariy gidrooksid . Metall o'zgaruvchan valentlik namoyon qilsa, bir necha gidrooksid lar hosil qilishi mumkin. Bu holda metall nomidan so'ng avs ichida rim raami bilan metallning oksidlanish darajasi yoziladi. Ya'ni, $\text{Mn}(\text{OH})_2$ - marganes (II) gidrooksid i; $\text{Mn}(\text{OH})_3$ - marganes (III) gidrooksid i.

Suvda eriydigan asoslar ishqorlar deyiladi. (Mendelyev davriy jadvalining I – II guruhi asosiy guruhcha elementlari hosil qiladi).

Ayrim gidrooksidlar xossalariga va ishlatilishiga qarab ham alohida nomlanadi.

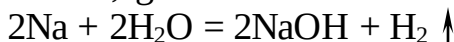
NH_4OH – novshadil spirti, ammoniy gidrooksid .

KOH – o'yuvchi kaliy, kaliy ishqori.

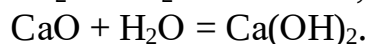
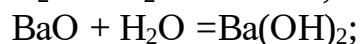
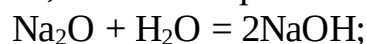
$\text{Ca}(\text{OH})_2$ – so'ndirilgan ohak.

*Olinishi.*Asoslarning olinishida, asosan, quyidagi usullar amaliy ahamiyatga ega.

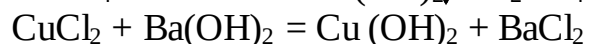
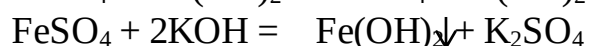
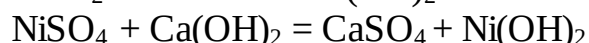
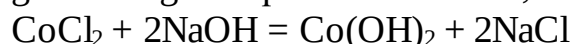
1. Aktiv metallarning suv bilan birikishi. Ishqoriy va ishqoriy – yer metallari suv bilan birikib, gidrooksid va vodorod hosil qiladi:



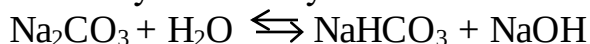
2. Ko'pginaasosli metall oksidlari suv bilan birikib, asos hosil qiladilar:



3. Tuzlarning ishqorlar bilan birikishi. Tegishli metallarning suvda yaxshi eriydigan tuzlarga ishqorlar ta'sir ettirib, suvda erimaydigan asoslar olinadi.



4. Tuzlar suvli eritmalarining elektrolizi. Bu usuldan ko'pgina miqdorlar olinishida foydalaniladi. Masalan, osh tuzining eritmasi elektroliz qilinganda eritmada o'yuvchi natriy hosil bo'ladi.

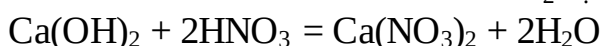
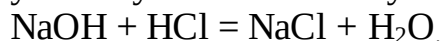


5. Ammoniy gidrooksidi ammiak gazi (NH_3)ni suvda eritib olinadi:

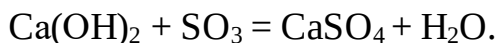


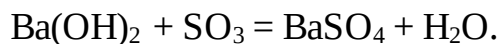
Kimyoviy xossalari.

1. Asoslar kislotalar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi. Bunday reaksiyalar neytrallanish reaksiyalari deyiladi.

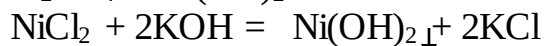
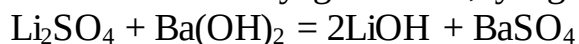


2. Asoslar kislotali oksidlar bilan ham reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi:

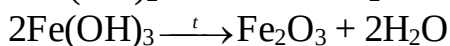
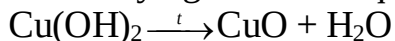




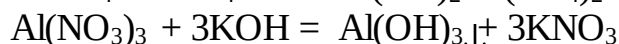
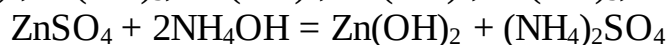
3. Asoslar tuzlar bilan reaksiyaga kirishib, yangi tuz va yangi asos hosil qiladi:



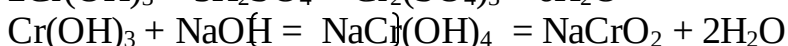
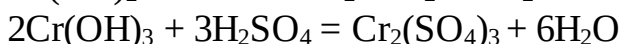
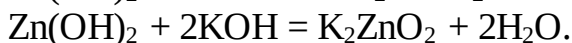
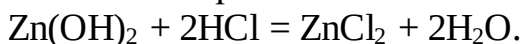
4. Ishqorlar NaOH va KOH qizdirishga juda chidamlidir. Lekin, suvda erimaydigan asoslar qizdirilganda tezda parchalanadi:



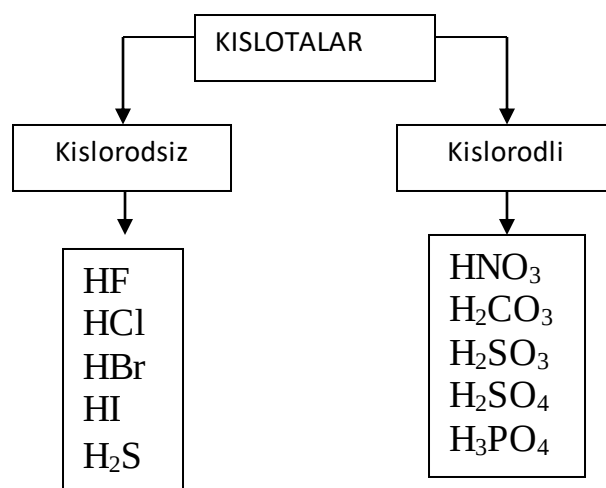
5. Ba'zi asoslar, ham kislotalar bilan, ham ishqorlar bilan, reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi. Bular amfoter gidrooksidlar deyiladi. Ularga Be(OH)_2 , Zn(OH)_2 , Al(OH)_3 , Sn(OH)_2 , Pb(OH)_2 , Cr(OH)_3 , Mn(OH)_4 misol bo'laoladi.



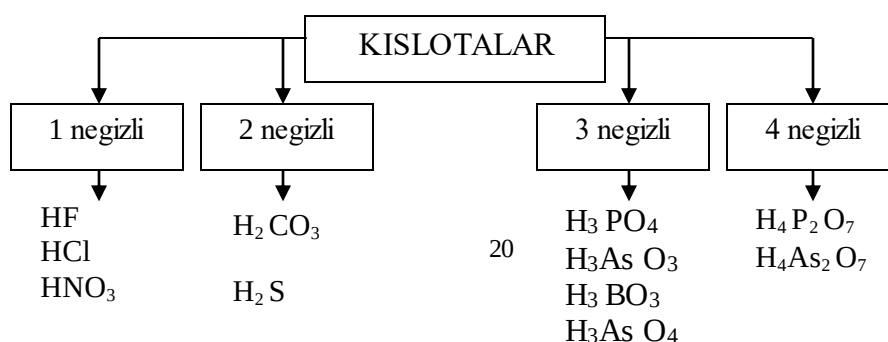
Amfoter gidrooksidlar suvda erimaydi. Ular kislota va ishqorlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi.



3.3.Kislotalar. Suvli eritmalarida vodorod kationidan boshqa musbat ion (kation) hosil ilmaydigan murakkab kimyoviy birikmalar kislotalar deyiladi. Kislotalarga kislotali oksidlarning gidratlari, hamdaayrim metallmaslarning vodorodli birikmalarining suvdagi eritmaları kiradi. Ularning tarkibida kislород bor, yoki yo'ligigaarab 2 guruhga: kislородli va kislородsiz kislotalarga ajratish mumkin.



Kislotalar tarkibidagi vodorod ionlarining soniga qarab bir negizli, ikki negizli, uch negizli va to'rt negizli bo'ladi.



Nomlanishi. Kislordsiz kislotalarni nomlashda, avval kislota hosil qiluvchi element nomi oxiriga «id» qo'shimchasi qo'shiladi.

HF – fluorid kislota

H₂S – sulfid kislota

HCl – xlorid kislota

HBr – bromid kislota

Kislordli kislotalarning nomi kislota hosil ilgan element nomiga, uning valentligini xarakterlaydigan, ya'ni quyi valentligiga -it, yuqori valentligiga -at qo'shimchasi qo'shib o'qiladi:

HNO₂ – nitrit kislota

HMnO₄ – permanganat kislota

HNO₃ - nitrat kislota

H₂MnO₄ – manganat kislota

H₂SO₃ - sulfat kislota

H₂SiO₃ - silikat kislota

H₂SO₄ - sulfat kislota

H₃PO₄ - fosfat kislota

H₂S₂O₃ tiosulfat kislota

H₄P₂O₇ - pirofosfat kislota

HClO- gipoxlorit kislota

H₃AsO₃ - arsenit kislota

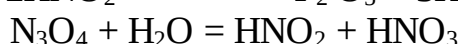
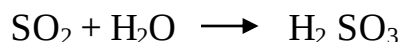
HClO₃ – xlorat kislota

H₃AsO₄ - arsenat kislota

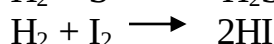
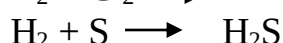
HClO₄ - perxlorat kislota

H₃BO₃ – borat kislota

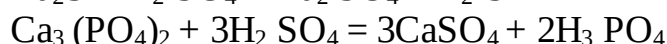
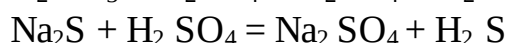
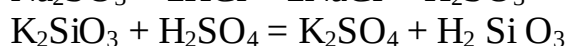
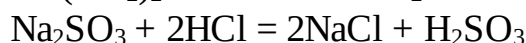
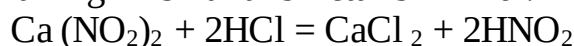
Olinishi. 1. Kislotali oksidlar (angidridlar)ni suvda eritish:



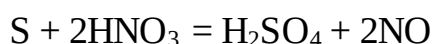
2. Metallmaslarning to'g'ridan-to'g'ri vodorod bilan ta'sirlanishi natijasida:



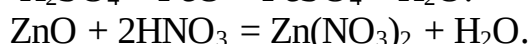
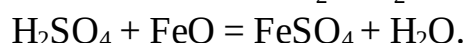
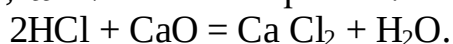
3. Tuzlarga kislota ta'sir ettirib olinadi:



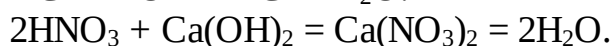
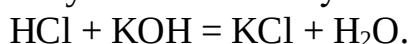
4. Metallmaslarni kuchli kislotalar ta'sirida oksidlab olinadi:

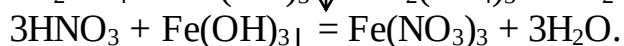
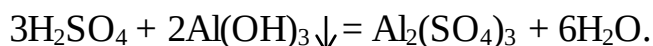


Kimyoviy xossalari. Kislotalar asosli vaamfoter oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladilar:

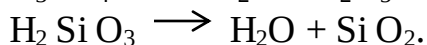
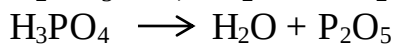
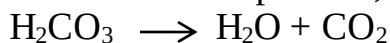


2. Kislotalar gidrooksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi. Bu reaksiya neytrallanish reaksiyasi deyiladi:

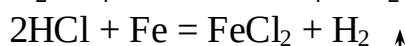
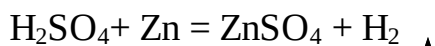




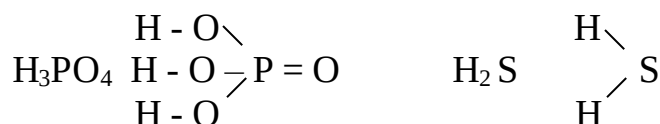
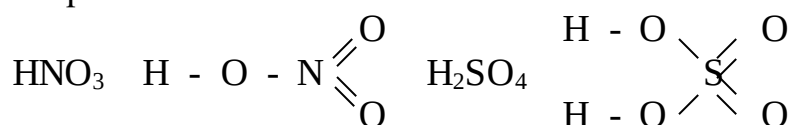
3. Harorat ta'sirida parlanib, tegishli oksid va suv hosil qiladi:



4. Kislotalarning metallar bilan o'zaro ta'sirlashadi:



Ba'zi kislotalarning tuzilish i kislorodli kislotalarning tuzilish formulasini yozish uchun kislota hosil qiluvchi element bilan avval vodorod atomlarini kislorod atomlari orqali, so'ngraolgan kislorod atomlari o'shbog' orqali bevosita birlashtiriladi:



4.4. Tuzlar. Asos bilan kislotaqoldig'idan tashkil topgan murakkab moddalar tuzlar deb ataladi. Ular kimyoviy xossalariga ko'ra o'rta – normal, nordon, asosli, o'sh va kompleks tuzlargataqsimlanadi.

1. O'rtatuzlar – tarkibi metall atomi va kislotaqoldig'idan iborat bo'ladi. Umumiy formulasi $\text{M}_x \text{E}_u$ yoki $\text{M}_x \text{E}_u \text{O}_z$. O'rtatuzlarga: NaCl , KF , LiI , BaSO_4 , CaCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, FeSO_4 , NH_4Cl , NH_4NO_3 vaboshqalar misol bo'ladi.

2. Nordon tuzlar – tarkibi metall atomi, vodorod atomi va kislotaqoldig'idan tashkil topgan. Ularga quyidagilar: NaHCO_3 , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, K_2HPO_4 , LiHS , $\text{Mg}(\text{HS})_2$, KHSO_3 , NaH_2PO_4 misol bo'ladi.

3. Asosli tuzlar – tarkibi metall atomi, kislotaqoldig'i va OH – gidrooksid guruhlaridan iborat. Ularga misol qilib: $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $(\text{Cu OH})_2\text{CO}_3$, $\text{Fe}(\text{OH})(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ larni olish mumkin.

4. Qo'sh tuzlar - tarkibida bir xil kislota qoldig'i va 2 xil metall atomlari salagan tuzlar. Bunday tuzlarga: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$;



5. Kompleks tuzlar. Tarkibida qattiq holda va eritmada mustaqil mavjud bo'laoladigan kompleks ion salagan moddalar: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$; $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ kiradi.

Tuzlarning nomlanishi. O'rtatuzlarda metall nomiga (valentligi) kislotaqoldig'ining nomini : Na_2SO_4 – natriy sulfat; FeCl_2 temir (II) xlorid; FeCl_3 –temir (III) xlorid; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ – xrom (III) sulfat.

Nordon tuzlarda metall (valentligi) va kislota qoldig'i nomiga, agar tuz tarkibida bitta vodorod atomi bo'lsa «gidro», ikkita bo'lsa «digidro» so'zi

qo'shibaytiladi. KHCO_3 – kaliy gidrokarbonat; BaHPO_4 – bariy gidrofosfat $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ – ammoniy digidrofosfat, NaH_2BO_3 – natriy digidrobora.

Asosli tuzlarda metall nomi (valentligi) va kislotaqoldig'i nomiga «gidrokso» so'zi qo'shib nomlanadi: $\text{Ca}(\text{OH})\text{NO}_3$ – kal'siy gidroksinitrat, $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ – magniy gidroksixlorid; $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – temir(III) – digidroksoxlorid, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$ – aluminiy digidroksoatsetat.

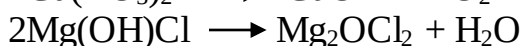
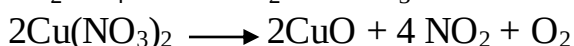
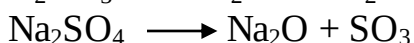
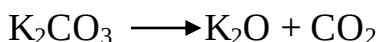
Qo'sh tuzlarda oldin valentligi (oksidlanish darajasi) katta metall, so'ng valentligi kichigining nomi va oxirida kislota qoldig'i nomlanadi:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – kaliy aluminiy sulfat.

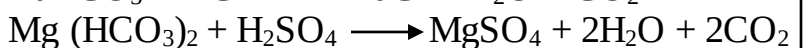
Kompleks tuzlarda avval kislotaqoldig'ining lotincha soni, uning nomi, metall nomi (valentligi) va metall (yoki kislotaqoldig'i) nomi aytiladi: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - kaliy geksatsianoferat (III); $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ - kaliy tetraxloro-platinat (II).

KIMYOVIY XOSSALARI

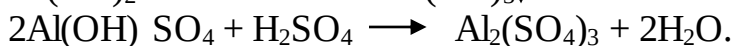
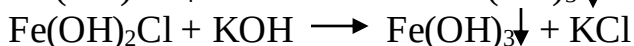
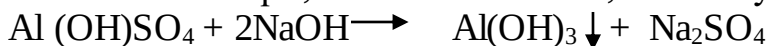
1. Hammatuzlar harorat ta'sirida parchalanadi:



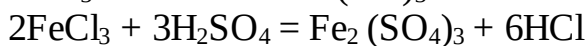
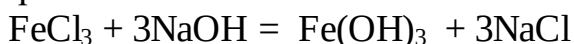
2. Nordon tuzlar ishqor va kislotalar bilan ta'sirlashib, o'rtatuz va suv hosil qiladilar:



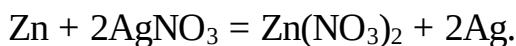
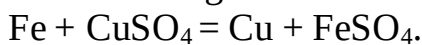
3. Asosli tuzlar ishqor, kislota bilan birikib, asos va yangi tuz hosil qiladilar:



4. O'rtatuzlar ham ishqor va kislotalar bilan ta'sirlanib, quyidagilarni hosil qiladilar:

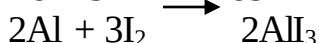
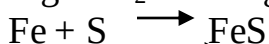
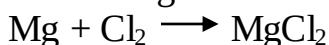


5. Tuz eritmalariga metall ta'sir ettirilsa, yangi tuz va metall ajralib chiqadi:

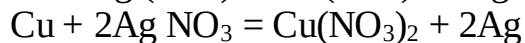
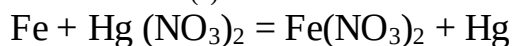
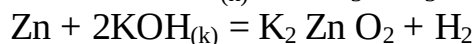
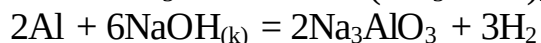
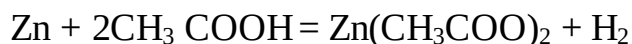
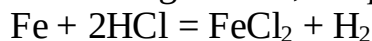


TUZLARNING OLINISHI

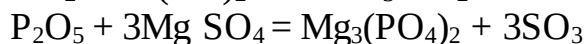
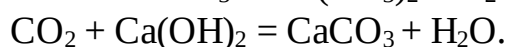
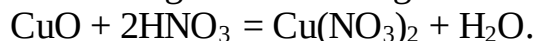
1. Metallarning metallmaslar bilan ta'siri:



2. Metallarning kislota, ishqor vatuzlar bilan ta'siri:

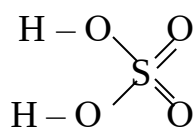


3. Oksidlarning kislotalar va gidrooksidlar bilan reaksiyasi:

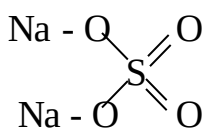


Struktura formulalari

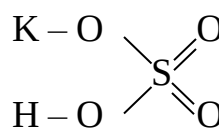
Tuzlarning struktura formulalarini tuzishda kislota va asoslarning struktura formulalariga e'tibor berish kerak



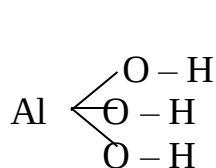
Sulfat kislota



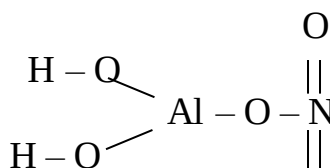
Natriy sulfat tuzi



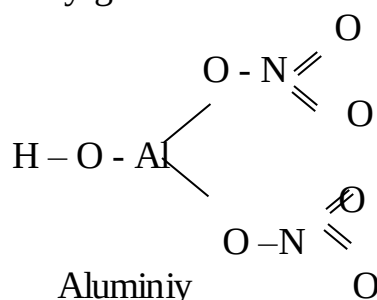
Kaliy gidro sulfat tuzi



Aluminiy
gidrooksid i

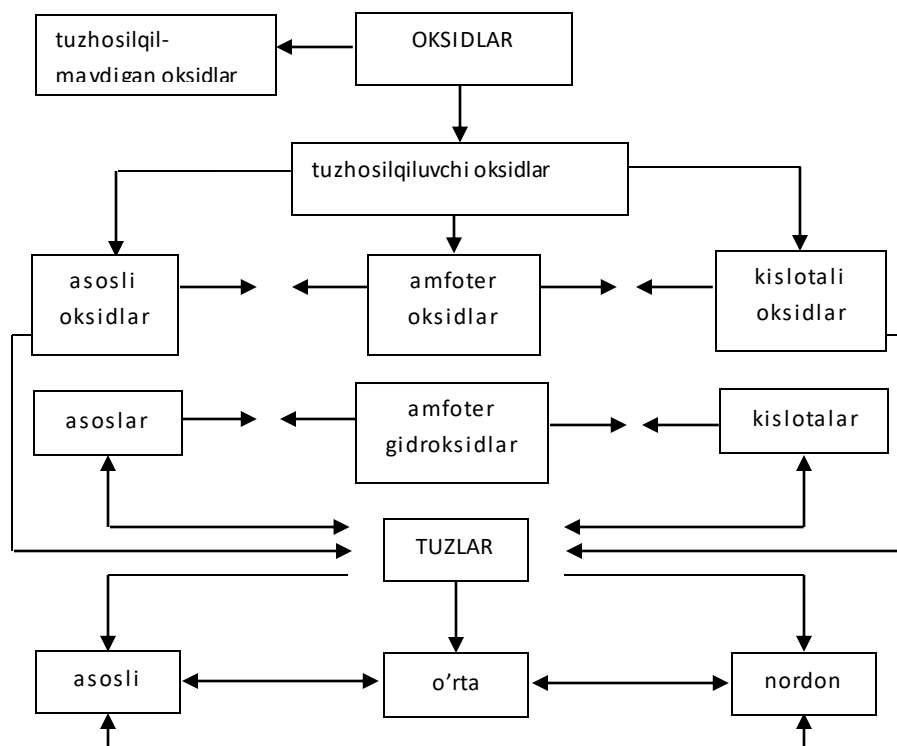


Aluminiy O
digidroksinitrat
tuzi



Aluminiy
gidroksinitrat
tuzi

Yuqoridagi mavzularni yakunlagan holda anorganik birikma sinflari o'zaro quyidagicha bog'langan deb aytish mumkin:



TAYANCH SO'Z VA IBORALAR: oksid, asos, kislota, tuz, ishqor, nordon tuz, o'rta tuz, asosli tuz, qo'sh tuz, kompleks tuz.

Mustahkamlash uchun savollar: 1. Murakkab moddalar deb nimaga aytiladi? 2. Anorganik moddalar necha sinfga bo'linadi? 3. Oksidlar deb nimaga aytiladi? 4. Asoslar deb nimaga aytiladi? 5. Kislotalar deb nimaga aytiladi? 6.

Tuzlar deb nimaga aytiladi? 7. Ularning olinishi, fizik va kimyoviy xossalari qanday?

4 – MA'RUZA: ATOM TUZILISHI VA UNING YADROVIY MODELII

Reja:

- 1. Atom to'g'risidagi tasavvurlarning paydo bo'lishi.**
- 2. Rezerford tajribasi. Atomning planetar modeli.**
- 3. Izotop va izobarlar. Bor postulatlar.**
- 4. Radioaktivlik. Radioaktivlik yemirilish qatorlari.**
- 5. Kvant sonlari.**

4.1. Atom to'g'risidagi tasavvurlarning paydo bo'lishi. Modda tuzilishining diskretligi haqidagi tushunchalar qachondan boshlanganligi noma'lum. Atomni, ya'ni materiyaning boshqa bo'linmaydigan eng kichik zarrachasi haqidagi tushunchalarning asoschilari bo'lib, qadimgi grek filosof olimlari Levkipp (eramizgacha V asr) va uning o'quvchisi Demokrit (eramizgacha 470-357 yillar) hisoblanishadi. O'z zamondoshlaridan farq qilib, ular atom haqidagi tasavvurlarning turli xil aspektlarini ishlab chiqdilar. Materiyaning juda mayda bo'linmaydigan, birbiri bilan o'lchamlari (shuningdek, massasi) va shakli bilan farq qiladigan zarrachalarni Demokrit "atom" (bo'linmaydigan) degan termin bilan atashni kiritdi.

XIX asrning oxiriga qadar, atom bo'linmas zarracha deb hisoblanar edi. Bu tasavvur atomning tabiatini va uning tuzilishini o'rganishga ko'p vaqt to'sqinlik qilib keldi. XIX asrning boshida Moskva Davlat Universitetining professori M.G.Pavlov atomning tuzilishi murakkab, uning tuzilishida elektr zaryadi ishtirok etadi, atomning tuzilishi planetar tuzilishdir, degan fikrni maydonga tashladi. 1815 yilda ingliz olimi Prout ham elementlar atomi murakkab tuzilgan va ular vodoroddan iborat degan fikrni bildirdi. XIX asrning oxirida katod nurlari, anod nurlari, rentgen nurlari, nurlanishning kvant nazariyasi, radioaktivlik hodisasi kabi bir necha kashfiyotlar qilinishi natijasida atomning murakkab tuzilganligini isbotlab berildi.

Eritmalar (XIX asr 30 y. ingliz olimi M.Faradey) va gazlardan elektr tokini o'tishini o'rganish; past bosimdagi gazlarda katodlar orasida birinchi musbat zaryadli ionlar, ikkinchi manfiy zaryadli ionlar elektronlarning tartibli harakatini ko'rsatuvchi kanal nurlari (1886y.) va katod nurlari (1895 yil, ingliz olimi Kruks) ning kashf etilishi; elektronning mavjudligini isbotlash (1897 y. J.Tomson) va uning tavsifi (zaryadi va massasi)ni o'lchash; radioaktiv hodisasi (1896 y. A.Bekkerel) va boshqa bir qancha tadqiqotlar moddalarning atomlari turli turdagi zaryadlangan zarrachalardan tarkib topib, murakkab tuzilishga ega ekanligini ko'rsatadi.

Atom murakkab sistema bo'lib, mikroolam qonunlariga bo'ysoqlovchi, harakatdagi zarrachadir.

Atom kimyoviy elementning kichik zarrachasi bo'lib, o'zida elementning ma'lum xossalari mujassamlashtirgan bo'ladi. Atom erkin yoki birikma holatda bo'ladi.

XX asr boshlarigacha atom moddaning oxirgi bo'linish darajasi deb kelindi. Bunday tasavvurlarning bir tomonlama va cheklanmaganligini ayrim olimlar tushunar edi. Masalan XIX asrning boshida Moskva Davlat universitetining

professori G.M.Pavlov atomning tuzilishi murakkab, uning tuzilishida manfiy va musbat elektr zaryadi ishtirok etadi, degan fikrni iagari surdi. Ulug' rus olimi A.M.Butlerov 1886 yilda quyidagicha yozgan edi: "Xozirgi vaqtda ba'zi elementlarning "atomlar" deb ataladigan zarrachalari, asl mohiyati bilan aytganda, balki kimyoviy yo'l bilan bo'linish xususiyatiga egadir, ya'ni ular uz tabiati jihatidan bo'linmaydigan zarrachalar bo'lmay, balki hozirgi bizga ma'lum bo'lgan vositalar bilangina ajratib bo'lmaydigan zarrachalardir va ... keyin borib kashf etiladigan prosesslarda ajratish mumkin bo'ladi."

XX asr boshida katod nurlarining tabiatini fotoeffekt va termoemissiya, elektroliz, radioaktivlikni o'rganish va boshqa ishlar bilan atom tuzilishining murakkab, diskret tuzilganligi isbotlandi.

Atomning ichki tuzilishini birbiridan massalari, ulchamlari, zaryadi, yashash vaqti bilan farq qiladigan mayda zarrachalar tashkil qiladi. Bu zarrachalar elementar zarrachalar deyiladi. Xozirgi vaqtda bunday zarrachalardan 200 ga yaqini ma'lum.

Katod nurlari. Atomning murakkabligini tasdiqlovchi dastlabki tajriba ma'lumotini 1879 yilda, siyraklashtirilgan gazlarda elektr razryadi xosil bo'lish hodisasini tekshirish natijasida qo'lga kiritildi. Agar ichidagi xavosi surib olingan shisha nayning bir uchiga katod, ikkinchi uchiga anod kavsharlanib o'nga yuqori chastotali tok ulansa, katoddan nur tarkala boshlaydi. Bu nurlar katod nurlari deyiladi. Elektr va magnit maydonida bu nurlar dastlabki yo'nalishdan musbat qutbga ogadi (1rasm).

Bu esa ularning manfiy zaryadlanganligini ko'rsatadi. Katod nurlari katta tezlik bilan harakat kilayotgan manfiy zarrachalar oqimidir. Bu zarrachalar keyinchalik elektronlar deb ataldi.



1rasm. Katod nurlari.

Elektron elementar zarracha bo'lib, u Eharfi bilan belgilanadi. Uning massasi $m_e=9.1 \cdot 10^{-28}$ ga yoki $5.49 \cdot 10^{-4}$ u.b ga teng. Bu esa vodorod atomining $1/1836$ birlik qismidir. Uning zaryadi $e=4.8 \cdot 10^{-10}$ el. birlik yoki $1.6 \cdot 10^{-19}$ kulonga, radiusi $r=2.8 \cdot 10^{-13}$ sm, tezligi $V=150000$ km/sek ga tengdir.

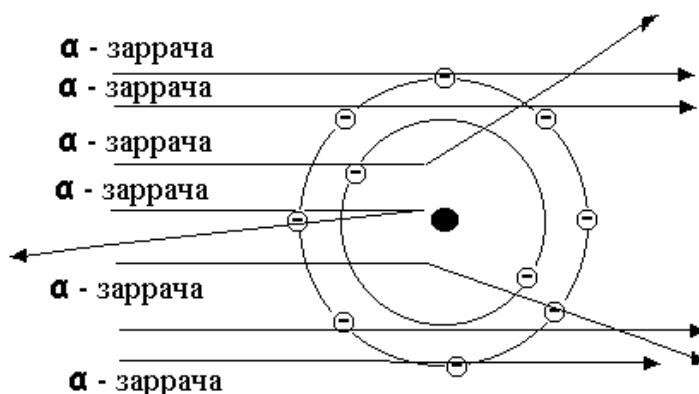
Rentgen nurlari. 1895 yilda nemis olimi Rentgen shishaning katod nurlari ostida shu'lananishini tekshirar ekan, nurlanishning yangi turini X nurlarni kashf etdi. Bu nurlar keyinchalik rentgen nurlari deb ataldi. Rentgen nurlari elektr va magnit maydonida uz yo'nalishini uzgartirmaydi, demak, ular elektroneytral zarrachalardir. Rentgen nurlarining asosiy xossalardan biri karton, yogoch, mato va inson organizmidan, Engil metall plastinkalardan utib ketadi. Ular faqat og'ir metallarda yaxshi ushlanib qoladi. Bu xam atomning murakkab tuzilganligini aniq isbotlab berdi.

4.2. Rezerford tajribasi. Atomning planetar modeli. Boshlang'ich eksperimentalstrukturaviy tajribalar E.Rezerfordning (1871-1937 y.) yupqa metall

plastinka sirtida (α zarrachalarning yoyilishi tajribasi orqali ko'rsatildi. Bu yoyilish atomning deyarli barcha massasi musbat zaryadlangan yadroga yig'qilganligi bilan izohlanadi. 1911 yilda Rezerford atomning planetar modelini taklif qildi; atom yig'qilgan, kichkina hajmdagi (atom hajmining 1015 qism hajmini tashkil qiluvchi) musbat zaryaddan tarkib topgan yadro va uning neytrallab turuvchi, hamda hajm bo'yicha orbitallarda harakatlanuvchi (xuddi quyosh atrofida planetalar harakatlangani singari) elektronlardan iborat sistemadir.

Rezerford, shogirdi Chadvik bilan mis, oltin va platina metallaridan yasalgan plastinkalar (qalinligi taxminan 0,0005 mm) sirtiga α zarrachalar yog'dirib, ularning metaldan o'tish yo'llarini tekshirdi. Metall sirtida α zarrachalar harakat yo'nalishining o'zgarishini kuzatishdi. Ko'pchilik α zarrachalar metallardan to'g'ri o'tib ketadi. α zarrachalarning ozgina qismi o'zharakat yo'nalishini o'zgartiradi. Tajribada 10000 tadan bitta α zarracha metal sirtidan o'tishda o'zharakat yo'nalishini o'zgartirishi yoki orqaga qaytishini aniqlandi. Bu tajribaga asoslangan holda Rezerford, atomning yadrosida musbat zaryadlangan zarrachalar (protonlar) yig'ilgan holatda joylashadi, uning atrofida protonlar soniga teng miqdordagi elektronlar xuddi quyosh atrofida planetalar harakatlangani kabi kata tezlik bilan aylanadi, degan xulosaga keldi.

α zarrachalarning metall plastinka sirtida yoyilishi:



Shunday qilib, atomning hajmi markazida kichik bir yadro bo'lib, uning atrofida elektronlar aylanib yuradi. Demak, atom hajmining ko'p qismi bo'shliqdan iborat bo'ladi.

Atomning diametri 10^{-8} sm bo'lsa, yadrodiametri 10^{-13} 10^{-12} smdir. Yig'ilgan 1 sm^3 hajmdagi yadrolar massasi 116 mln. tonnaga teng bo'ladi.

Rezerford tajribasini Vilson boshqa usul bilan bajarib ko'rdi.

Agar havoda chang bo'lib, bunday havo suv bug'iga to'yinsa, bug' chang atrofida darhol kondensatlanadi, ya'ni mayda suv tomchilariga tumanga aylanadi. Agar havo toza bo'lsayu, lekin havoda zaryadli zarrachalar ionlar bo'lsa, suv bug'i ionlar atrofida kondensatlanadi. Agar havoda chang ham, ionlar ham bo'lmasa, havo sovitilganda undagi to'yingan bug' kondensatlanmaydi. Vilson ana shundan foydalanib, atomning yadroli tuzilishga ega ekanligini yana bir bor tasdiq etdi. U devorlari oynali kameraning bir tomoniga porshen o'rnatib, kamera ichini changsiz toza havo bilan to'ldirdi, bu havoga suv bug'i qo'shdi. Shundan keyin kamera orqali α zarrachalar o'tkaza turib, porshenni sirtga tomon tez tortish yo'li bilan

havoni sovutdi. α zarrachalar havo orqali o'tar ekan, molekulalarni bombardimon qilib, ularni ionlashtiradi. Zarrachalar atrofida darhol tuman tomchilari paydo bo'ladi va o'tgan har bir α zarrachalar yo'lida tuman chizig'i vujudga keladi. Bu chiziqlarni fotosuratga olish mumkin. α zarracha yadroga duch kelmay yoki yaqin bormay o'tsa, uning yo'lida to'g'ri tuman chizig'i hosil bo'ladi. Agar α zarracha yadro yonidan o'tsa, tuman chizig'i ozgina burqilgan holda ko'rinadi. Agar α zarracha biror yadroga duch kelsa, tuman chizig'i keskin ravishda sinadi. Bu tajribada taxminan 10 000 ta to'g'ri chiziq orasida bitta siniq chiziq bo'ladi.

4.3. Izotop va izobaralar. Atomlar bir elementga tegishli bo'lsada, ular yadrolarining tarkibi har xil bo'lishi mumkin. Bu farqlanish, asosan, yadroda elementar zarrachalar soni har xil bo'lishi sababli yuzaga kelishi aniqlanib. buning oqibatida "izotop" va "izobara" tushunchalari yuzaga keladi.

Yadrosining zaryadi (protonlar soni) bir xil bo'lib, og'irliklari har xil bo'lgan bir xil element atomlari izotop deyiladi. Izotoplar deyarli barcha kimyoviy elementlarda mavjuddir. Masalan, vodorodning uch xil ^1_1H , ^2_1H (deyteriy), ^3_1H (tritii) izotoplari mavjud; kislorodning $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$ izotoplari mavjud. Izotoplar kelib chiqishining sababi atom yadrosida neytronlar sonining har xil bo'lishidir. Vodorod izotoplari tarkibi bu fikrni yaqol isbotlaydi.

Shunday atomlar turi mavjudki, ular turli elementlarga tegashli bo'lsalarda, atom ogirliklari bir xil bo'ladi. Yadro zaryadi turli xil bo'lib, atom og'irliklari bir xil bo'lgan elementlar atomlari izobarlar deyiladi. Masalan, kaliy elementining K va K izotoplari ham kaltsiy elementining izotoplari ham mavjud bo'lib, ulardan K va Ca atomlari o'zaro izobaralardir. Bu atomlarda nuklonlar soni o'zaro har xil bo'lsada, umumiy soni (yig'indisi) bir xil.

N.Bor nazariyasi. Atom tuzilishining ajoyib bosqichlaridan biri — 1913 yilda Daniya olimi Nils Bor taklif qilgan vodorod atomining tuzilishi nazariyasi bo'ldi. N.Bor o'z nazariyasini yaratishda Rezerford fikriga va kvantlar nazariyasiga asoslandi.

N.Bor nazariyasining birinchi postulatiga ko'ra, elektron yadro atrofida faqat kvantlangan, ya'ni ma'lum energiya darajasiga muvofiq keladigan orbitallar bo'ylab aylanadi.

Bu orbitallardan qaysi birining elektron bilan band etilishi atomning energiyasiga bog'liq. Agar atomning energiyasi minimal qiymatga ega bo'lsa elektron yadroga eng yaqin birinchi orbita bo'ylab harakat qiladi; atomning bu holatini qo'zg'almagan, *normal* yoki *asosiy holat* deyiladi. Bu holda elektron yadro bilan eng mustahkam bog'langan bo'ladi.

Qo'shimcha energiya qabulqilgan atom qo'zg'algan holatga o'tadi. Lekin atomning qo'zg'algan holati nihoyatda qisqa muddatlidir (sekundning yuz milliondan bir ulushi vaqtda).

Elektron uzoq orbitadan yaqin orbitaga o'tganda atom elektromagnit nur chiqarib o'z energiyasini kamaytiradi.

N.Bor nazariyasining ikkinchi postulatiga ko'ra, elektron bir orbitadan ikkinchi orbitaga o'tgandagina atom o'z energiyasini o'zgartiradi: elektron kvantlangan orbitalar bo'ylab aylanganda, atom energiya chiqarmaydi va energiya

yutmaydi.

Elektron yadrodan uzoqda turgan orbitadan yadroga yaqin orbitaga o'tganda atom yorug'likning bir kvantiga teng energiya chiqaradi. Bu kvantning kattaligi dastlabki va oxirgi holatlarning energiyalari orasidagi ayirmaga tengdir:

$$E = E_1 - E_2 = h\nu$$

bu Erda: E_1 va E_2 dastlabki va oxirgi holatlar energiyalari;

h Plank doimiysi, $6,624 \cdot 10^{-34}$ joul/sek;

ν no'ning 1 sekunddagi tebranishlar soni (chastotasi):

$$\nu = c/\lambda$$

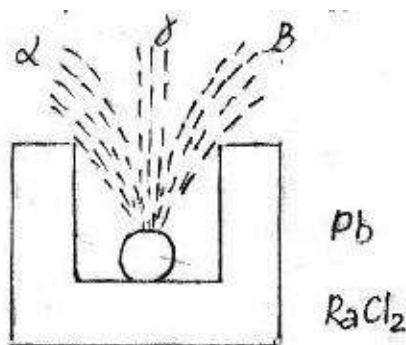
bu Erda: c yorug'lik tezligi; λ yorug'likning to'lqin uzunligi.

4.4. RADIOAKTIVLIK. 1896 yilda Fransuz olimi Bekkerel uranning va uran birikmalarining kuzga kurinmas nurlar chiqarishini va ular odatdagi nurlarni utkazmaydigan qora qog'ozdan fotoplastinkaga o'tib ta'sir etishi natijasida xavoni ionlanishini aniqladi. Bu hodisani o'rganishni Fransuz olimlari Per va Mariya Kyurilar davom ettirdilar va 1896 yilda atom massalari 226 va 210 ga teng bo'lgan, ikki yangi element Radiy (Ra) va Poloniy (Po) ni kashf etdilar.

M.S.Kyuri taklifiga binoan moddalarning uzo'zidan nur tarqatish hodisasi radioaktivlik deb, bunday hodisaga ega bo'lgan moddalar esa radioaktiv moddalar deb nomlandi. Radioaktiv nurlar moddalarni (masalan, suv, vodorod xlorid va xokazo) xamda tirik tukimalarni parchalaydi, lekin oz miqdori usimliklar usishiga kumaklashadi. Radioaktiv nurlar, α -, β -, γ -nurlardan tashkil topgan. Masalan, usti teshik qo'rg'oshin idishga radioaktiv preparatni joylashtirib, teshik kqarshisiga fotoplastinka o'rnatib, plastinkada qora dog'lar paydo bo'ladi.

Bu esa radioaktiv preparatdan qanday dir nurlar tarkalayotganligini isbotlaydi (2rasm). Agar bu nurlar yo'liga magnit yoki elektr maydonini kiritsak fotoplyonkada uch xil dog paydo bo'ladi, bu esa uch xil nur tarkalayotganligini ko'rsatadi. 2rasmdan ko'rinadiki, elektr va magnit maydonida nurlarning bir oqimi (nurlar) manfiy qutb ga, ikkinchi oqimi (nurlar) musbat qutb ga buriladi, uchinchi oqimi γ -nurlar esa uz yo'nalishini uzgartirmaydi.

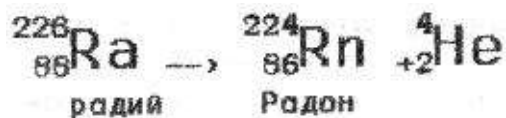
α nurlar musbat zaryadli zarrachalar oqimi bo'lib, ularning zaryadi elektron zaryadidan ikki marta ortiq. Bu zaryadning massasi 4 u.b.ga teng. α zarracha musbat zaryadlangan geliy ioni ekanligi 1909 yilda isbotlandi. U material maydon harakatida elektron qabul qilib, geliy atomiga aylanadi.



2rasm. Radioaktiv moddadan chikayotgan nurlarning ajralishi.

β nurlar katod nurlari kabi, elektronlardan iborat. Bu nurlarning tezligi 300 ming km/sek ga yaqin.

γ nurlar rentgen nurlari kabi elektroneytraldir, lekin ularning tulkin uzunligi rentgen nurlarinikidan xam kichik. Radioaktiv elementlar o'zidan α , β , γ nurlarni tarqatishi, ya'ni radioaktiv Emirilishi natijasida yangi elementlar xosil bo'ladi. Masalan:



Xosil bo'lgan radon elementi o'z navbatida nurlar tarqatishi natijasida atom massasi 218 ga teng bo'lgan, kimyoviy xossalari jixatidan poloniy elementiga o'xshash yangi radiy A elementi xosil qiladi:



Poloniy xam radioaktiv element, u uz navbatida nur tarqatib yangi radioaktiv element xosil qiladi va bunday radioaktiv Emirilish radioaktiv bo'lmagan element xosil bo'lguncha davom etadi.

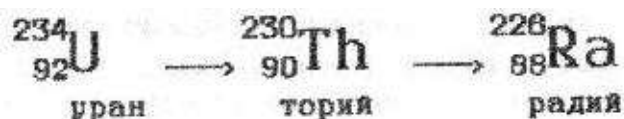
Biror radioaktiv elementning ikkinchi bir radioaktiv elementga o'tish qatori radioaktiv yemirilish qatori deyiladi. Xozirgi vaqtda 3ta tabiiy radioaktiv yemirilish qatori ma'lum va uchala qator xam radioaktiv bo'lmagan qo'rg'oshin elementi bilan tugaydi.

I. Qator atom massasi 235 ga teng bo'lgan aktiniy uran qatori. Bu qator 7 ta α va 4ta β nur tarqatib, massasi 207 ga teng bo'lgan barqaror qo'rg'oshin elementini xosil qiladi.

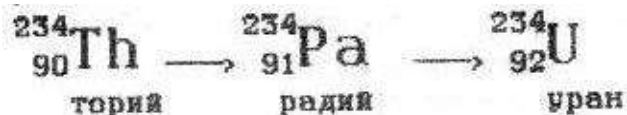
II. Qator atom massasi 238 teng bo'lgan uran qatori. Bu qator o'zidan 8 ta α va 6ta β nur tarqatib, atom masasi 206 ga teng bo'lgan qo'rg'oshin elementini xosil qiladi.

III. Qator atom massasi 232 ga teng bo'lgan toriy qatori. Bu qator o'zidan 6 ta α va 4ta β nur tarqatib atom massasi 208 ga teng bo'lgan barqaror qo'rg'oshin elementini xosil qiladi.

Agar radioaktiv element α nur tarqatsa, uning yadro zaryadi ikkita va massasi 4 uglerod birlikka kamayib, element davriy sistemada ikki xona chapga siljiydi. Masalan:



Agar radioaktiv element o'zidanβ nur tarqatsa, yadro zaryadi bittaga oshadi, element massasi esa o'zgarishsiz qoladi va element davriy sistemada bir xona o'ngga siljiydi. Masalan:



Radioaktiv yemirilish shuni ko'rsatdiki, har bir sekundda atomlarning bir xil miqdori yemiriladi. Bu miqdor yemirilish konstantasi deyiladi.

Radioaktiv element dastlabki miqdorining yarim yemirilishiga ketadigan vaqt yarim yemirilish davri deyiladi va T harfi bilan belgilanadi.

Yarim yemirilish davri T quyidagi formula bilan topiladi;

$T = (1/k) \ln^2 y$ yoki $T = 0.693 / k$ yerda; **k**-yemirilish konstantasi.

4.5. M.Plank 1900 yilda qizdirilgan jismlarning spektrlarini aloxida tarzda taqsimlanishini tushuntirish uchun kvant nazariyani yaratdi. Bu nazariyaga muvofiq energiya uzluksiz ravishda ajralib chiqmaydi, balki mayda bo'linmaydigan porsiyalar bilan chiqadi. Nurning bu eng kichik porsiyasi kvant deb ataladi. Va uning kattaligi tarkalayotgan nurning tebranish chastotasiga bog'liq bo'ladi. Har qaysi kvant kattaligi quyidagi Plank tenglamasi bilan ifodalanadi:

$E = h\nu$, $\nu = C/\lambda$ bu Erda tulkin uzunligi, C yorug'lik tezligi; E energiya kvanti; tebranish chastotasi, $h \cdot 6.624 \cdot 10^{-34}$ J-sek Plank doimiysi.

Bor nazariyasi. Nurlanishning kvant nazariyasi asosida N.Bor Rezerfordning atom tuzilish nazariyasini rivojlantirdi.

N.Borning birinchi postulatiga ko'ra elektron yadro atrofida faqat kvantlangan orbitalar bo'ylab aylanadi. Bunda harakat miqdori momenti (mvr) kattalik jixatdan $h/2\pi$ ga karali bo'ladi, ya'ni

$$mvr = nh/2\pi$$

bu Erda: rorbita radiusi, nbosh kvant son; $n=1,2,3,4$. elektronning harakat tezligi.

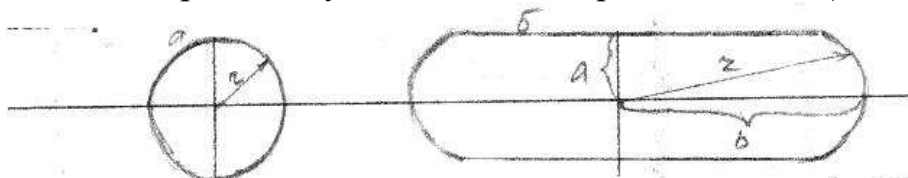
N.Borning 2postulatiga ko'ra elektron kvantalangan orbitalar bo'ylab aylanganida atom energiya chiqarmaydi va energiya yutmaydi. Elektron yadrodan uzoqroq orbitadan yadroga yaqinroq orbitaga utsa u yorug'likning bir kvantiga teng energiya chiqaradi. Bu kvantning kattaligi quyidagiformulabilan aniqlanadi.

$$E = h\nu = E_{\text{uzoq}} - E_{\text{yaqin}}$$

Shunday qilib, Borning vodorod atomini tuzilish nazariyasi yuqorida aytilgan 2- postulatga asoslanadi.

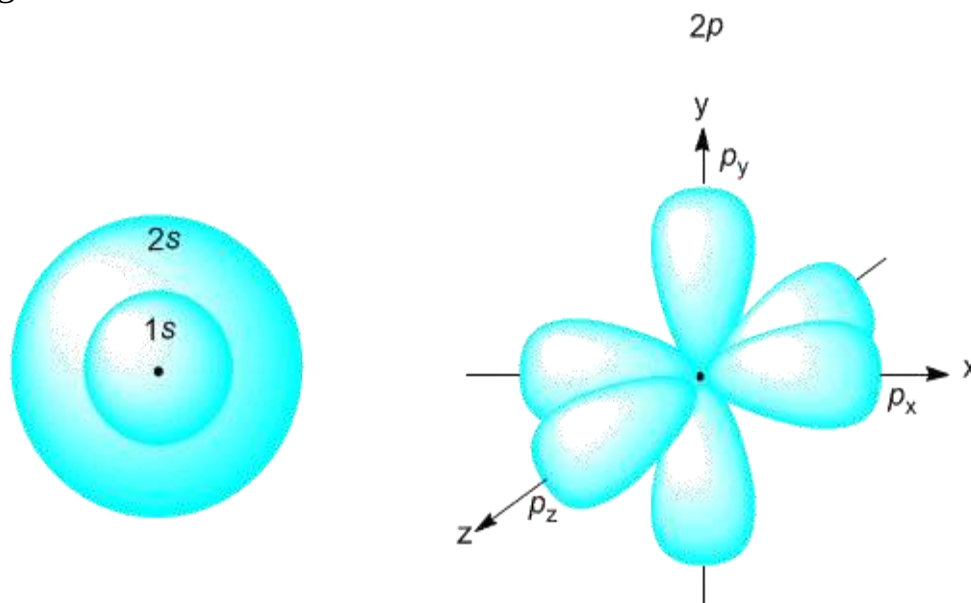
Agar atomning energiyasi minimal qiymatga ega bo'lsa, elektron yadroga eng yaqin orbita bo'ylabharakat qiladi; atomning bu xolatini g'alayonlanmagan xolat deyiladi. Qo'shimchaenergiya qabulqilgan atom esa galayonlangan xolatga o'tadi. Binobarin, galayonlangan atomning energiyasi g'alayonlanmagan atomning energiyasidan ortiqdir. Lekin atomning galayonlangan xolati nixoyatda qisqa muddatli. U sekundning yuz milliondan bir ulushiga kadar oz vaqt davom etadi.

N.Bor nazariyasi vodorod atomi spektrining turli soxalaridagi ayrim chiziqlarning xosil bo'lish sababini aniq tushuntirib berdi. Lekin Bor nazariyasi kamchiliklardan xoli emas. N.Bor nazariyasiga muvofiq elektronlar bir orbitadan 2 orbitaga o'tganda energiyaning o'zgarishi spektr chiziqda aks etadi. Birok spektrlarni sinchiklab tekshirish ularni yanada murakkab tuzilganligini ko'rsatdi. Spektr chiziqlarning har qaysisi birbiriga yaqin turgan ikki chiziq dubletdan, dubletlar esa birbiriga juda yaqin turgan bir necha yo'ldosh chiziqlardan iboratligi tasdiqlandi. Ko'p elektronli atomlarning spektrlarida shunday spektr chiziqlar ko'rsatiladiki ularni elektronning bir orbitadan 2 orbitaga o'tishi bilan tushuntirib bo'lmazdi. Bor nazariyasi spektrdagi bu murakkablikni izoxlab bera olmadi. Bor nazariyasiga birinchi o'zgarishlarni nemis olimi Zommerfeld kiritdi. Uning fikricha, elektronlar faqat doiraviy orbita bo'ylab emas, balki, ellipslar bo'ylab ham harakat qilish mumkin. (7rasm)



7-rasm. Elektronning uz yadrosi atrofidagi harakat formasi: asferik, belleptik

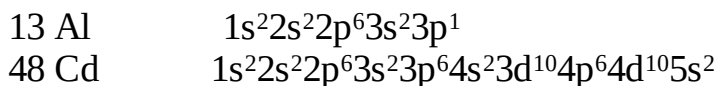
Demak, Zommerfeld fikricha elektronning yadro atrofida aylanishi uch kvant son bilan harakterlanishi kerak; nasosiy yoki bosh kvant soni, lyonaki kvant soni, mmagnit kvant son.



Atomlarning elektron formulalari

Atomdagi elektronlarning taksimlanishi elektron Formula tarzida ko'rsatiladi. Elektron Formulani yozish uchun elementlarning davriy sistemadagi tartib nomerini va qaysi davrda joylashganini bilish kerak. Chunki elementning tartib nomeri elektronlar sonini, davr nomeri esa element atomi elektronlarning nechta energetik pog'onalar bo'ylab harakat kilayotganini ko'rsatadi. Elektron formulalarda s, p, d, f harflar bilan elektronlarni energetik pog'onachalari, harflar oldidagi sonlar bilan elektronni qaysi energetik darajada joylashganligi va harfning yuqori o'ng qismidagi sonlar esa shu pog'onachadagi elektronlar sonini ko'rsatadi. Masalan, $6p^3$ oltinchi

energetik darajaning p pog'onachasida 3 ta elektron joylashganligini ko'rsatadi. Buni alyuminiy va kadmiy elementlariga tadbik etib ularning elektron Formulalarini yozamiz.



Elektronlarning kvant sonlari

Elektronning xolatini asosan uning energiyasi harakterlaydi. Elektron energiyasi, nur oqimi zarrachalarining energiyasi kabi, faqat diskret, ya'ni kvantlangan qiymatlarga ega bo'ladi. Elektronning atomda bo'lishi tulkin funksiyasi kvadrati (2) bilan ifodalanganligi uchun, bu funksiyaning qiymati uz navbatida uch kattalikka (n, l, m) bog'liq. Bundan tashqari elektron ya'na bitta qo'shimcha erkinlik darajasiga, ya'ni spinkvant soniga ega. Demak, atomda elektron xolatini to'liq ifodalash uchun to'rtta parametr kerak ekan. Bu parametrlar kvant sonlari deyiladi. Kvant sonlari xam, elektron energiyasi kabi istalgan qiymat qabul qilmasdan, faqat ma'lum qiymatlarga ega bo'ladi.

1. Bosh kvant son nelektronning umumiy energiya zapasini yoki uning energetik darajasini ifodalaydi. Bosh kvant son 1 dan $+\infty$ gacha bo'lgan barcha butun sonlar qiymatiga ega bo'lishi mumkin. Agar elektron yadro maydonida bo'lsa, bosh kvant soni birdan yettigacha bo'lga qiymatni qabul qiladi. Energetik daraja sonlar bilan yoki bosh kvant soniga to'g'ri keladigan harflar bilan belgilanadi.

Bosh kvant soni	1	2	3	4	5	6	7
Harflardagi ifodasi	K	L	M	N	O	P	Q

2. Orbital (yonaki) kvant son l elektronning pog'onachadagi energetik xolatini, elektron bulut shaklini harakterlaydi. U elektronning qanday orbita bo'ylab harakat qilayotganligini ko'rsatadi.

Kvant qavatlarida qavatchalarning soni bosh kvant soninig nomeriga teng. Orbital kvant soni noldan n1 gacha bo'lgan barcha butun sonlar qiymatiga ega bo'ladi. Masalan, bosh kvant soni n=4 bo'lsa, l=0.1.2.3 qiymatga ega bo'ladi. Demak, to'rtinchi kvant qavatda to'rtta qavatcha bo'ladi. Bu qavatchalar s,p,d,f harflari bilan belgilanadi.

l ning son qiymati 0,1,2,3,4,5....

harf belgisi s,p,d,f,g,h,...

Kavatchadagi elektronlar s,p,d,f elektronlar deyiladi.

Orbital kvant soni l=0.1.2.3. ya'ni tegishlicha s,p,d,f bo'lganda davriy sistemadagi barcha elementlarning elektron Formulasini yozish mumkin.

Birinchi energetik pog'onada bitta pog'onacha (n=1,l=0)

Ikkinchi energetik pog'onada ikkita pog'onacha (n=2,l=0.1)

Uchinchi energetik pog'onada uchta pog'onacha (n=3,l=0.1.2)

Turtinchi energetik pog'onada ikkita pog'onacha (n=4,l=0.1.2.3)

Har qaysi energetik pog'onadagi elektronlar soni $2n^2$ bilan pog'onachadagi elektronlarning maksimal qiymati esa $(2L+1)*2$ bilan aniqlanadi. U vaqtda elektronlarning maksimal qiymatlari: s=2: p=6: d=10: f=14 ga teng.

3. Magnit kvant son m elektronlarning magnit momentini harakterlaydi va elektron bulutning magnit maydoniga nisbatan yo'nalishini ko'rsatadi. Magnit kvant soni butun sonlarni musbat va manfiy qiymatlarini xamda nolni, ya'ni orbital kvant sonining xam musbat xam manfiy qiymatlarini qabul qiladi. Masalan,

$L=0$	$m=0$	bitta qiymat
$L=1$	$m=+1, 0, 1$	uchta qiymat
$L=2$	$m=+2, +1, 0, 1, 2$	beshta qiymat
$L=3$	$m=+3, +2, +1, 0, 1, 2, 3$	yyettita qiymat

Magnit kvant sonining qiymati, bu ayni elektron pog'onachaga to'g'ri keladigan energetik xolatlar soni bo'lib u $(2l+1)$ qiymatga ega. Demak, spog'onachadagi bitta, rpog'onachadagi uchta, d pog'onachada 5 ta, fpog'onachada 7 ta energetik xolat bo'ladi. Energetik xolatni energetik yacheyka bilan, elektronlarni yacheykadagi strelkalar ($\uparrow$) bilan ifodalash qabul qilingan. Energetik yacheyka sxematik to'g'ri to'rtburchak $\square$ orqali ko'rsatiladi

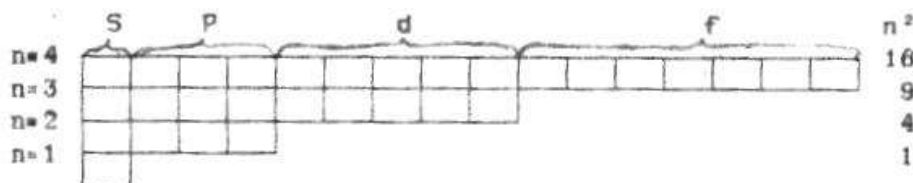
4. Spin kvant son selektronning ichki qavatini harakterlaydi. Spin kvant son elektron uz uki atrofida aylanishidagi magnit momenti bilan bog'liq, u ikki qiymatga, elektronni yadro atrofida magnit maydonga paralel yoki antiparalel harakatiga qarab $+1/2$ va $-1/2$ qiymatga ega bo'ladi. Demak, eng ko'pi bilan 14 qiymatga ega bo'lishi mumkin.

Ikki elektroni uchta kvant soni (n, l, m) bir xil, lekin qaramaqarshi ($\uparrow\downarrow$) spinli bo'lsa juftlashmagan, agar tuyingan spinli bo'lsa ($\uparrow$) juftlashmagan elektronlar deyiladi.

Pauli prinsipi.

Yuqorida ko'p elektronli atomlarning elektron qavatlarini tuzilishi ko'rilgan edi. Xamma elementlardagi atom orbitalar vodorod atomi kabi tuzilgan. Shuning uchun xam ko'p elektronli atomlarda elektron xolatlarini kvant sonlar: n, l, m, s bilan ko'rsatish mumkin.

Atom orbitallarni elektron bilan to'lish tartibi oldin kichikpog'onalarda bo'ladi. (10rasm)



10 rasm. Kvant pog'onalardagi atom orbital (pog'onacha)lar.

Atom orbitallarni elektronlar bilan to'lishi Pauli prinsipiga bo'ysunadi: atomda to'rttala kvant sonlari bir xil bo'lgan ikki elektronning bo'lihi mumkin emas. Demak, atomda bitta energetik xolatda ikki elektron bo'lmaydi. Masalan, ikki elektron uchun uchta (n, l va m) kvant sonlari bir xil bo'lsa, faqat ikki qiymatga ega bo'lgan spin kvant soni har xildir.

Demak, har qanday atom orbitalda qarama-qarshi spinli ikkitadan ortiq elektron bo'lmaydi. Pauli prinsipi pog'onachada maksimal bo'lishi mumkin bo'lgan elektronlar sonini aniqlab beradi, ya'ni bitta s-orbitalda ikkita elektron (s^2), uchta p-orbitalda oltita elektron (p^6), beshta d va yettita f orbitallarda tegishlicha o'nta va o'n to'rtta (d^{10} va f^{14}) elektronlar bo'ladi.

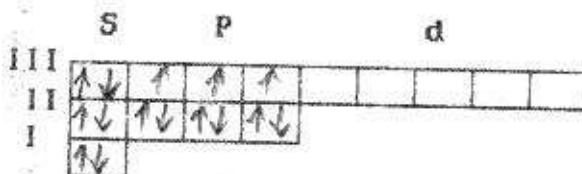
Atomning elektron konfigurasiyasini yozish uning to'liq xolatini ifoda etmaydi. Masalan, uglerod atomining elektron konfiguratsiyasidagi $1s^2 2s^2 2p^2$ ikkita p elektronlar bir xil magnit kvant soniga egami yoki yuqmi degan savolga javob berolmaydi. Chunki ikkinchi pog'onaning p orbitallarida elektronning joylanishi ikki xil bo'lishi mumkin:



Birinchi (a) xolatda p elektronlar juftlashgan, ikkinchi (b) ko'rinishda har xil elektron bittadan p orbitallarga joylashgan. Bu xolatlarni qaysinisi to'g'ri ekanligini Xund qoidasi tushuntirib beradi. Bu qoidaga binoan biror pog'onachadagi elektronlar oldin shupog'onachadagi energetik yacheykani to'ldirishga harakat qiladi, keyin esa qarama qarshi spinga ega bo'lganlari elektron jufti xosil qiladi, ya'ni biror pog'onachadagi elektronlar spin kvant son yigindisi maksimal qiymatga ega bo'lishga intiladi.

Uglerod atomi uchun "a" xolda p elektronlarning spin kvant son yigindisi $(+1/2, 1/2)$ nolga teng, "b" xolda esa $(+1/2, +1/2)$ birga teng. Demak, Xund qoidasiga ko'ra uglerod atomida orbitallarning elektron bilan to'lishi "b" xol buyicha sodir bo'ladi.

Geytler va London yaratgan spin nazariyaga muvofiq kimyoviy bog' xosil bo'lishida juftlashmagan elektronlar ishtirok etadi va ularni *valent elektronlar* deyiladi. Juftlashgan elektronlar valentli emas, lekin, potensial nisbatda ular xam valentlidir. Masalan, fosfor elementining elektron Formulasi $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^3$. Bu elektronlar kvant yacheykada Xund qoidasi buyicha quyidagicha joylashadi:

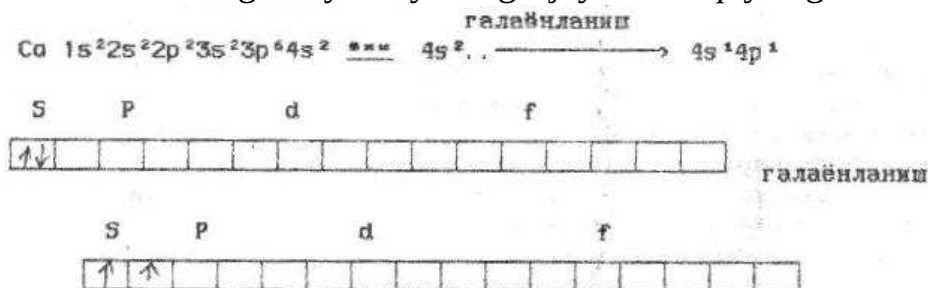


Bu Erda fosfor uch valentli, chunki uchta juftlashmagan (tok) elektroni bor. Aslida fosfor kimyoviy birikmalarining ko'pchiligida besh valentli. Fosfor besh valentli namoyon qilishi uchun tashqaridan energiya sarf qilib, uni galayonlangan xolatga o'tkazish kerak. Bu vaqtda uchinchi pog'onadagi bitta s elektron energiya darajasi yuqori bo'lgan d orbitalga o'tadi.

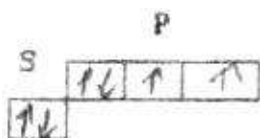
Ko'pincha grafik sxemada tashqaridan oldingi elektron qavatlar ko'rsatilmaydi. Galayonlangan xolatdagi fosfor atomi quyidagicha yoziladi:



Pog'onachalari butunlay to'lgan va s, p, d, f elektron konfiguratsiyaga ega bo'lgan atomlarda g'alayonlanmagan xolatda juftlashmagan elektron yuk, shuning uchun xam ularning valentliklari nolga teng. Bunga ikkinchi gruppaning bosh va yonaki gruppacha elementlari xamda inert gazlar misol bo'ladi. Masalan, kalsiy ($Z=20$) elementining galayonlangan va g'alayonlanmagan xolatdagi elektron Formulasi va ularni energetik yacheykalarga joylanishi quyidagicha bo'ladi:



Agar biror qavatda elektronlar orbitallarni to'liq egallamagan bo'lsa, bunday atomni galayonlantirish mumkin. Bo'sh orbitallari bo'lmagan atomni (masalan, kislorod, azot, fluor) galayonlantirib bo'lmaydi. Masalan, kislorod atomi uchun 2d pog'onacha bo'lmagani uchun juftlashmagan elektronlar soni (n) doimo ikkita bo'ladi:



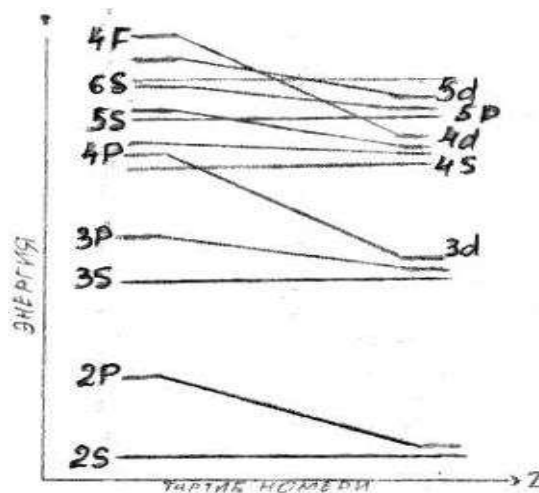
Shuning uchun kislorod uz birikmalarida ikki valentlidir.

Atomlarda elektron bulutlarning strukturasi. Energiyaning minimumga intilish (afzallik) prinsipi.

Energetik pog'onachalari yacheykalarining elektronlar bilan to'lishi ideal tartibda, ya'ni yadroga yaqin orbital oldin, yadrodan uzoqdagi orbital keyin to'lganday bo'lib kurinadi. Masalan:

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s 3p 3d \rightarrow 4s 4p 4d 4f$ va xokazo.

Lekin, amalda, spektroskopik analiz, ximiyaviy va rentgenoskopik ma'lumotlarga ko'ra boshqacha tartibda joylashishi aniqlangan, ya'ni elektronlar minimal energiya zapasiga ega bo'lishga, yadro bilan maksimal bog'lanishda bo'lishga intiladi, buni energiyaning minimumga intilish (afzallik) prinsipi deyiladi. Bu prinsipga ko'ra agar pastki pog'onadagi (yadroga yaqin) energiyasi kichik bo'lgan energetik yacheyka bo'sh bo'lsa, energiya zapasi kichik bo'lgan elektronga yuqori energetik pog'onada o'rin yo'q, ya'ni ular yacheykalarda quyidagi tartibda to'lib boradi:



11rasm. Energetik pog'onalarda atom orbitallar energiyasi

Bu pog'onachalar gruppalari D.I.Mendeleyevning elementlar davriy sistemasiga to'g'ri keladigan davr ichidagi orbitallarni elektron bilan to'lishish tartibini ifodalaydi. Pastdagi sonlar (2, 8, 18, 32) esa shu davrdagi element atomi orbitallarini to'lishidagi elektronlar sonining yigindisidir.

Yuqoridagi formuladan va quyidagi rasmdan ko'rinib turibdiki, 3spog'onachadan keyin orbitallarda elektronlarning tartibsiz joylashishi kuzatiladi, ya'ni 3spog'onachadan keyin 3d orbital to'lmashdan 4s orbital to'ladi. Buning sababi shundaki, argonning elektron konfiguratsiyasiga ega bo'lgan 4s va 3d elektronlarni atom yadrosida bir xilda ekranlashmaganligidir.

4s orbital atom yadroga o'tuvchi, shuning uchun u ichki elektronlar bilan kam o'tuvchan 3d orbitalga qaraganda kam darajada ekranlashgan bo'ladi.

4s elektronlarni kam ekranlanishi ularning yadro bilan mustaxkam bog'lanishda bo'lishini, 3d elektronlarning ekranlanishining kuchayishi, ularning stabiligini kamaytiradi. Natijada 4s elektronlar 3d pog'onachadagi elektronlarga nisbatan kam energiya zapasiga (energetik qulay sharoitga) ega bo'ladi. Biroq ular energetik pog'onada birbiridan kam farq qiladi. Elektron energiyasi kam farq qiladigan pog'onachalar orbitallarini konkurent pog'onachalar deyiladi (yuqoridagi Formulada kavs ichida berilgan).

Har bir pog'ona orbitallari bosh va orbital kvant sonlari yigindisining $(n+1)$ ortib borishi tartibida to'lib boradi. (V.M.Klechkovskiy kqoidasi). Agar bosh va orbital kvant sonlar yigindisi bir xil bo'lgan turli pog'onachalar bo'lsa, oldin bosh kvant soni kichik bo'lgan pog'onacha, keyin orbital kvant soni katta bo'lgan pog'onacha to'ladi.

Yuqorida aytib o'tilganidek, D.I.Mendeleyev davriy sistemasining har bir davr elementlarining tashqi qavati ns^2 yoki ns^2np^6 elektronlar bilan to'ladi. Ko'p elektronli atomlarning elektron qavatlar Klechkovskiy kqoidasiga muvofiq ravishda to'lib boradi. Demak, ayrim pog'onadagi elektronlarning maksimal soni quyidagi ifoda bilan aniqlanadi:

$$N_{\text{mak}} = 2Nn = 2n^2$$

bu yerda: N_{mak} pog'onadagi mumkin bo'lgan elektronlarni maksimal soni,

Norbitalning umumiy soni, n bosh kvant soni.

Shunday qilib, birinchi kvant pog'ona K qavatda ($n=1$) 2 ta, L qavatda ($n=2$) 8 ta, M qavatda ($n=3$) 18 ta va N qavatda ($n=4$) 32 ta elektron bo'ladi.

Nazorat uchun savol va mashqlar

1. Atom tuzilishi haqidagi nazariyaga asoslanib kimyoviy elementga ta'rif bering.
2. Rezerford tajribasining mohiyati nimadan iborat?
3. N.Bor nazariyasining mohiyatini tushuntiring.
4. Kumush, osmiy, simob, vismut elementlarini elektron formulalarini yozing
5. Pauli prinsipi, Xund kqoidasi
6. Yadro massasining defekti
7. Kvant nazariyasi
8. Atomlarning elektron formulalari
9. Bosh kvant soni

Mavzuga oid tayanch iboralar.

1. Atom
2. Atom haqidagi tasavvurlar
3. Rezerford tajribasi
4. Vilson tajribasi
5. Bor nazariyasi
6. Atomning energetik holati
7. Radioaktivlik.
8. Katod nurlari
9. Rentgen nurlar
10. Radioaktivlik
11. Yarim Emirilish davri.
12. Orbital kvant soni
13. Magnit kvant soni
14. Spin kvant soni

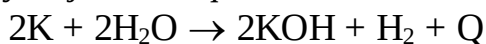
2-MODUL: D.I.Mendeleevning kimyoviy elementlar davriy sistemasi va davriy qonuni.

5-MA'RUZA: Davriy sistemaning kalta va uzun shakllari.

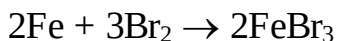
Reja

1. Davri qonun va davriy sistema.
2. Kimyoviy elementlar xossalari davriyligi (ionlanish potentsiali, elektronga moyilligi, elektromanfiyligi, atomlarning va ionlarning radiuslari).
3. Kimyoviy elementning davriy sistemadagi o'rnini, uning muhim tavsifomasi ekanligi.

Elementlar davriyligi. Agar sizdan «Elementlar davriyligi haqida qanday ma'lumotlarni aytish mumkin» deb so'ralsa, albatta, birinchi bo'lib ishqoriy metallarni misol tariqasida ko'rsatishingiz mumkin. Bizga yaxshi ma'lumki, litiy, natriy va kaliy suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishganda juda ko'p miqdorda energiya ajralib chiqadi:



Yoki galogenlarni ham misol tariqasida ko'rsatish mumkin. Ularning barchasi metallar bilan tasirlashib, galogenlar hosil qilish jarayonida oksidlovchilik rolini o'ynaydi. Masalan: xlor, brom va yod temir bilan tasirlashib, temir(III)-galogenid hosil qiladi:



Shuningdek, inert gazlarni olib qaralsa, ularning barchasi nisbiy inert ekanligini, faqatgina bir necha barqaror birikmalargina hosil qila olishini kuzatish mumkin.

Yuqorida keltirilgan barcha elementlarning kimyoviy va fizikaviy xususiyatlarining o'xshashligini e'tiborga olib, alohida guruhlar ajratib, ularni atom og'irliklari ortib borishi tartibida joylashtirish orqali bu xususiyatlarni uzluqli, aniqroq aytilsa davriy suratda takrorlanishini kuzatish mumkin.

5.1. Elementlarning dastlabki klassifikatsiyasi. XVIII asr oxirida 25 ta element ma'lum bo'lib, XIX asrning birinchi choragida yana 19 element kashf etildi. Elementlar kashf qilinishi bilan ularning atom massalari, fizik va kimyoviy xossalari o'rganib borildi. Bu tekshirishlar natijasida ba'zi elementlarning avvaldan ma'lum bo'lgan tabiiy guruhlariga (Masalan, ishqoriy metallar, ishqoriy-er metallar, galogenlar) o'xshash element guruhlarini aniqlash boshlandi. Elementlar va ularning birikmalari haqidagi ma'lumotlar kimyogarlar oldiga barcha elementlarni guruhlariga ajratish vazifasini qo'ydi.

Lavuaze klassifikatsiyasi. 1789 yilda A.Lavuaze o'sha paytda ma'lum bo'lgan analiz jarayonida hech qanday parchalanishga uchramaydigan "oddiy moddalar"ni 4 ta sinfga ajratdi:

1. Issiqlik, yorug'lik va xuddi kislorod, azot singari gazlar;
2. Olingugurt, fosfor kabi kislotali oksid hosil qiluvchi elementlar;
3. Metallar (Cu, Sn, Pb va hokazo);
4. Tuz hosil qiluvchi "oddiy yer" moddalari. Bunday moddalarga oxak, barit, magnezit, glinozem, kremnezem va boshqalar kiritilishida noaniqlikka yo'l qo'ydi.

Shuning uchun bu klassifikatsiya ham mukammal bo'la olgani yuk.

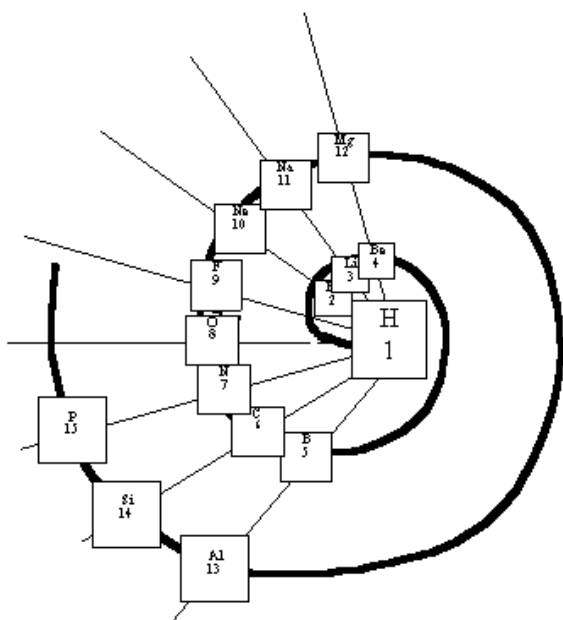
Berselius klassifikatsiyasi. 1812 yilda Berselius barcha elementlarni metallar va metalmaslarga ajratdi. Bu klassifikatsiya dag'al va noaniq edi, lekin Shunga qaramasdan xaligacha o'z kuchini yo'qotmay kelmoqda.

Triadalar qonuni. 1817 yilda nemis kimyogari Iogann Valfgang Debereyner (1780-1849) stronsiyning nisbiy atom massasi kalsiy va bariy nisbiy atom massalarining o'rtacha qiymatiga yaqinligini kuzatdi. 1829 yilda Debereyner kimyoviy va fizik xossalari yaqin bo'lgan elementlarda yuqoridagi xususiyat mavjudligini aytdi va ularni *triadalar* deb atadi. O'sha paydo ma'lum bo'lgan elementlardan faqat y yettita triada tuzish mumkin bo'ldi.

Triada		Nisbiy atom massa
1. Li - Na - K	7	23 39
2. S - Se - Te	32	79 128
3. Cl - Br - J	35,5	80 127
4. Ca - Sr - Ba	40	88 137

Elementlarni spiralsimon joylashtirish. 1863 yilda de Shankurda elementlarni atom massasi va kimyoviy xususiyati orasidagi bog'lanish asosida spiralsimon joylashtirishni taklif etdi. U nisbiy atom massasi eng kichik bo'lgan vodorod elementini spiral boshlanishi (konus uchi)ga joylashtirdi va qolgan elementlarni atom massalari ortib borish tartibida spiralga joylashtirib chiqdi. Spiral markazidan elementlar tomonga o'tkazilgan har bir chiziq bo'ylab o'xshash elementlar joylashganligini kuzatish mumkin.

Davriy jadvalning spiral formasi:



Shankurtua tomonidan tuzilgan elementlar kalassifikatsiyasining spiralsimon tuzilishi katta qiziqish uygotmadi.

Oktav qonuni. 1864 yilda ingliz analitik kimyogari Djon Nyulends (1837-1898) elementlar atom massalari ortib borish tartibida joylashtirish orqali ular kimyoviy xossalarining har 7-elementdan keyin davriy ravishda takrorlanishini kuzatdi. Bu xususiyat xuddi musiqa oktavidagi notaga o'xshar edi. Nyulends bu qonuniyatni oktav qonuni deb atadi.

N	Li	Be	B	C	N	O
1	2	3	4	5	6	7
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
8	9	10	11	12	13	14
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
15	16	17	18	19	20	21

Meyerning atom hajmlari grafigi. 1870 yilda nemis kimyogari Loter Meyer elementlar atom hajmi bilan ularning nisbiy atom massalari orasidagi bog'lanish grafigini tuzdi. Atom hajmi quyidagicha aniqlandi:

$$\text{Atom hajmi} = \frac{\text{Nisbiy atom massa}}{\text{Zichlik}}$$

Bu grafik Meyerga elementlar davriy joylanishi jadvalini tuzishga yordam berdi. 1864 yilda davriy jadvalning 1-variantini (28 element) 1869 yilda 2-variantini (kengaytirilgan varianti- 57 element) e'lon qildi.

O'sha paytda ko'pgina elementlar nisbiy atom massalari noto'g'ri aniqlanganligi sababli yuqoridagi klassifikatsiyalar elementlarni mukammal klassifikatsiyalash imkonini bermadi.

D.I.Mendeleevning davriy qonuni. Kimyoviy elementlarni sistemaga solishga bo'lgan urinishlarning barchasi faqat elementlarning sinflarga bo'lish maqsadini ko'zlagan bo'lib, ayrim elementlarning o'xshash kimyoviy xossalariga asoslanib, guruhlariga birlashtirishdan nariga o'tmadi. D.I.Mendeleevdan avval olib borilgan ishlarning hech birida kimyoviy elementlar orasida o'zaro uzviy bog'lanish borligi aniqlanmadi.

D.I.Mendeleev birinchi bo'lib hamma kimyoviy elementlar orasida qonuniy bog'lanish borligini kashf etdi. U elementlar sistematikasini yaratishda asos qilib, ularning nisbiy atom massalarini oldi.

1869 yilda D.I.Mendeleev o'sha zamonda ma'lum bo'lgan barcha elementlarni ularning atom massalari ortib borishi tartibida bir qatorga joylashtirdi va elementlarning xossalari ma'lum oraliqlarda, ya'ni davriy takrorlanishini aniqladi. Mendeleev kashf etgan bu qonun *davriy qonun* deb yuritildi, uni

Mendeleev quyidagicha tarifladi: «*Oddiy jismlarning xossalari, shuningdek, elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlarning atom massalariga davriy ravishda bog'liq bo'ladi*».

D.I.Mendeleev davriy qonunni kashf etishda elementlarning atom massa qiymatlari hamda ularning fizik va kimyoviy xossalari e'tibor berdi.

Davriy ravishda o'zgaradigan, ya'ni bir necha elementdan keyin qaytariladigan kimyoviy xossalari quyidagilardan iborat:

1) elementning valentligi, 2) elementning yuqori oksid hamda gidroksidlarining shakllari, 3) ularning asos yoki kislota tabiati, 4) elementlar oksidlarining gidratlanishga intilishi va boshqalar. Elementlarni quyidagi fizik xossalardan davriylik uchraydi: 1) atom hajmlari, 2) atom va ionlarning radiuslari, 3) optik spektrlari, 4) ionlanish potentsiallari, 5) suyuqlanish va qaynash temperaturalari va boshqalar. Lekin elementlarning yadro zaryadlari, atom massalari, atom issiqlik sig'implari davriy ravishda o'zgarmaydi.

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

5.2. Ionlanish energiyasi va potentsiali. Elektronga moyillik. Atomlarning o'lchamlari, ionlanish energiyasi, elektronga moyilligi, elektromanfiyligi, oksidlanish darajasi kabi xossalari atomning elektron konfiguratsiyasiga bog'liq. Element tartib nomerining ortishi bilan bu xossalarning o'zgarishida davriylik kuzatiladi. Atomlarning eng muhim davriy xossalari bilan tanishaylik. Elektronlarning harakati to'liqsimon harakterda bo'lganligi sababli atomlarning qat'iy belgilangan chegarasi bo'lmaydi. hisoblashlarda *effektiv yoki shartli radiuslar* deyiladigan radiuslaridan foydalaniladi.

Davrda atom radiusi, umuman, chapdan o'ngga tomon kamayib boradi. Bu yadro zaryadi ortganda elektronlarning tortilish kuchi ko'payishi bilan tushuntiriladi. Guruhchalarda yuqoridan pastga tomon atom radiusi kattalashib boradi. Bu holda qo'shimcha elektron qavat paydo bo'lishi hisobiga atomning hajmi va demak, uning radiusi kattalashadi.

Atomning ionlanish energiyasi — element atomidan elektronni ajratish uchun zaruriy energiyadir; bunda tegishli kation hosil bo'ladi. Bu energiya odatda elektronvoltlarda ifodalanadi. Bitta davr elementlari uchun ionlanish energiyasi chapdan o'ngga tomon ortib boradi, chunki yadroning zaryadi ortadi. Guruhchada yuqoridan pastga tushilganda elektronning yadrodan uzoqligi ortganligi sababli ionlanish energiyasi kamayadi.

Ionlanish energiyasi elementlarning kimyoviy xossalarini belgilaydi. Uning kattaligi elektronning yadro bilan bog'lanish puxtaligini harakterlaydi va elementning metallilik o'lchami bo'lib xizmat qiladi. Masalan, ionlanish energiyasi kamroq bo'lgan ishqoriy metallar yaqqol ifodalangan metallik xossalarini namoyon qiladi. Nodir gazlarning kimyoviy inertligi ularning ionlanish energiyasi yuqoriligi bilan bog'liq.

Atomlar elektronlar beribgina qolmay, ularni biriktirib olishi ham mumkin.

Bunda tegishli anion hosil bo'ladi. Atomga bitta elektron birikkanida ajralib chiqadigan energiya *elektronga moyillik* deyiladi. Odatda elektronga moyillik ionlanish energiyasi singari elektronvoltlarda ifodalanadi. Ayrim elementlarning elektronga moyillik qiymati noma'lum, ularni o'lchash ancha qiyin.

Elektronga eng moyil elementlar VII-guruh elementlari galogenlardir.

*Elektromanfiylik*ka hozirgi ta'rifni 1932 yilda Amerika olimi L.Poling berdi. U birinchi elektromanfiylik shkalasini ham taklif etdi. Poling ta'rifiga ko'ra elektromanfiylik molekuladagi atomning elektronlarni o'ziga tortish xususiyatidir. Ravshanki, nodir gazlarda elektromanfiylik bo'lmaydi, chunki ular atomlarining tashqi pog'onasi to'lgan va barqaror. Elektromanfiylikni miqdor jihatdan harakterlash uchun atomning ionlanish (J) va elektronga moyillik (E) energiyalarini arifmetik yig'indisiga teng energiyani hisoblash taklif etilgan, ya'ni

$$X = J + E$$

bu yerda: X – atomning va elementning elektromanfiyligi.

Misol uchun fluor va litiy uchun X ni topamiz. Ma'lumotnoma (spravochnik) jadvallaridan quyidagilarni topamiz:

$$J_F = 17,42 \text{ eV};$$

$$E_F = 3,62 \text{ eV};$$

$$J_{Li} = 5,39 \text{ eV};$$

$$E_{Li} = 0,22 \text{ eV}.$$

Bu holda

$$X_F = 17,42 + 3,62 = 21,04 \text{ eV},$$

$$X_{Li} = 5,39 + 0,22 = 5,61 \text{ eV};$$

Flordagi J + E ning qiymati eng katta, shu sababli u eng elektromanfiy element hisoblanadi.

Ishqoriy metallar atomlarining elektromanfiyligi eng kichik qiymatga ega.

Odatda Li ning elektromanfiyligi 1 ga teng deb olingan va boshqa elementlar nisbiy elektromanfiyligining oddiy va taqqoslash uchun qulay bo'lgan kattaliklar olinadi (uni x orqali belgilaymiz):

$$\chi_{Li}=1, \chi_F=21,04/5,61 \approx 4 \text{ va hakoza}.$$

Hozirgi vaqtda atomlarning elektron tuzilishi va ularning radiuslari haqidagi ancha aniq ma'lumotlar asosida tuzilgan jadvaldan (1-jadval) keng foydalaniladi.

Davriy jadvalda elementlarning xossalari, asosan, quyidagi tartibda o'zgarib boradi:

Xossalar	Guruhlar bo'yicha yuqoridan pastga tomon	Davrlar bo'yicha chapdan o'ngga tomon
Metallik	Kuchayadi	Susayadi
Metallmaslik	Susayadi	Kuchayadi
Qaytaruvchilik	Kuchayadi	Susayadi
Oksidlovchilik	Susayadi	Kuchayadi

Elektronga moyillik	Susayadi	Kuchayadi
Ionlanish energiyasi	Kamayadi	Ortadi
Nisbiy elektr manfiylik	Kamayadi	Ortadi
Atom radiusi	Ortadi	Kamayadi

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

Elementlarning davriy sistemasi va uning tuzilishi. 1869 yilda D.I.Mendeleev davriy sistemaning 1-variantini tuzdi. Bu sistemada 63 ta element bo'lib, ular 19 ta elementdan iborat gorizantal qator va 6 ta elementdan iborat vertikal qatorga joylanadi. Bu variantda o'xshash elementlar gorizantal qatorga joylangan, 4 ta element uchun bo'sh joy qoldirilgan. D.I.Mendeleev ularning mavjudligini atom massa va xossalarini oldindan aytib bergan. Bu variant *uzun davrli variant* deyiladi.

1871-yilda davriy sistemaning 2-varianti (qisqa davrli varianti) e'lon qilindi. U 1-variantning 90°ga burilgan ko'zgudagi aksi edi. Unda 8 ta vertikal va 10 ta gorizantal qator bor edi. Bu variantga asoslanib, D.I.Mendeleev urangacha 11 ta elementning va urandan keyin bir necha element kashf etilishini oldindan bashorat qildi.

D.I.Mendeleev bitta vertikal qatorga joylashgan o'xshash elementlarni *guruh* deb, har qaysi ishqoriy metaldan boshlanib, inert gaz bilan tugalanuvchi gorizantal qatorni *davr* deb atadi.

I-III-davr - kichik davrlar.

IV-VII-davr - katta davrlar.

Elementlarning kislorodli va vodorodli birikmalardagi valentligi ko'rsatildi.

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

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

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

Birinchi davrdan boshqa hamma davrlar ishqoriy metall bilan boshlanib, inert gaz bilan tugaydi. Katta davrlarda elementlarning soni ko'p bo'lganligi uchun bir elementdan ikkinchi elementga o'tganda elementlarning xossalari kichik davrdagilarga nisbatan birmuncha sust o'zgaradi. Katta davrlar juft va toq qatorlarga ega. Har qaysi katta davrda elementlarning xossalari ishqoriy metaldan inert gazga o'tgan sayin ma'lum qonuniyat bilan o'zgarib boradi. Bundan tashqari,

elementlarning xossalari har bir juft qator ichida va har bir tok qator ichida ham ma'lum ravishda o'zgaradi.

Sakkizinchi qatorda lantan (57- element) dan keyin o'z xossalari bilan bir-biriga va lantanga o'xshash 14 ta element joylashgan. Bu elementlar *lantanoidlar* nomi bilan yuritiladi va jadvalda alohida bir qatorga joylashtirilgan. O'ninchi qatorda aktiniy (89- element) dan keyin o'z atom tuzilishlari bilan aktiniy atomiga o'xshash 14 ta element joylashgan, ular *aktinoidlar* deb ataladi va alohida qatorga joylashtirilgan.

Jadvalning vertikal ustunlarida yoki guruhlarda o'xshash xossalarga ega bo'lgan elementlar joylashtirilgan, shuning uchun har bir vertikal guruh geyok elementlarning tabiiy oilasini tashkil etadi. Jadvalda bunday guruhlarining soni 8 ta bo'lib, guruh nomerlari rim rakamlari bilan ko'rsatilgan.

II va III davr elementlarini D.I.Mendeleev *tipik elementlar* deb atadi. Har qaysi guruh ikkita guruhchaga bo'linadi. Tipik elementlarga ega guruhcha asosiy guruhcha nomi bilan yuritildi. Katta davrlarning toq qatorlari elementlari esa *yonaki yoki qo'shimcha guruhcha* deb ataldi.

Davriy sistemada elementlar o'rtasidagi o'xshashlik 3 yo'nalishda namoyon bo'ladi.

1. Gorizontal yo'nalishda.
2. Vertikal yo'nalishda.
3. Diagonal yo'nalishda.

Elementlarning xossalari (atom massasi, valentliklari, kimyoviy birikmalarining asos yoki kislotalilik xususiyatlari va hokazo) davriy sistemada davr ichida ham, guruh ichida ham ma'lum qonuniyat bilan o'zgaradi. Binobarin, har qaysi element davriy sistemada o'z urniga ega va bu o'rin o'z navbatida ma'lum xossalar majmuisini 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 yuritish mumkin. Kimyoviy elementning davriy sistemadagi o'rniga qarab uning elektron tuzilishini aniqlash mumkin. Buning uchun quyidagi qonuniyatlarni bilish kerak.

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

2. Asosiy guruhcha elementlari atomlari tashqi energetik pog'onasidagi elektronlar soni shu element joylashgan davriy sistemaning guruh nomeriga teng. Masalan, 20-element kalsiy II-guruhning asosiy guruhchasida, 4-davrda joylashgan. Kalsiy atomining tashqi pog'onasidagi elektron konfiguratsiyasi $4s^2$ dir. Surma 51-element bo'lib, u V-guruhning asosiy guruhchasi va 5-davrda joylashgan. Uning tashqi pog'onasining elektron konfiguratsiyasi $5s^25p^3$ dir. Asosiy guruhcha elementlarining tashqi energetik pog'onasidagi elektronlar kimyoviy o'zaro ta'sirlashadigan valent elektronlar hisoblanadi.

3. III-VII guruhlarining qo'shimcha guruhchalari elementlari hamda VIII-guruhning qo'shimcha guruhchasidagi 3 ta element (Fe, Ru, Os)ning atomlaridagi tashqi energetik pog'onaning s-pog'onachasidagi va tashqidan oldingi energetik pog'onaning d-pog'onachasidagi elektronlarning umumiy soni guruh soniga teng. Masalan, reniy 6-davr VII-guruhchasining qo'shimcha guruhchasida joylashgan,

uning valent qavatlarining elektron konfiguratsiyasi $5d^5 6s^2$ dir.

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

Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati. D.I.Mendeleev davriy qonuni hozirgi zamon kimyosiga asos soldi, uni yagona butun fanga aylantirdi. Akademik N.G.Zelinskiy aytganidek, davriy qonun — «koinotdagi barcha atomlar o'zaro bog'liqligini kashf etilishi» bo'ldi. Kimyo bayoniy fandan amaliy fanga aylandi. Davriy qonun kashf etilishi bilan kimyoda ilmiy bashorat qilish mumkin bo'ldi.

Davriy sistema kashf qilingandan keyingi yillarda bir necha elementlar kimyogarlar tomonidan topildi. Topilgan elementlarning xossalarini o'rganishda davriy jadval asos sifatida xizmat qildi va xizmat qilib kelmoqda.

Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati. D.I.Mendeleev davriy qonuni hozirgi zamon kimyosiga asos soldi, uni yagona butun fanga aylantirdi. Akademik N.G.Zelinskiy aytganidek, davriy qonun — «koinotdagi barcha atomlar o'zaro bog'liqligini kashf etilishi» bo'ldi. Kimyo bayoniy fandan amaliy fanga aylandi. Davriy qonun kashf etilishi bilan kimyoda ilmiy bashorat qilish mumkin bo'ldi.

Davriy sistema kashf qilingandan keyingi yillarda bir necha elementlar kimyogarlar tomonidan topildi. Topilgan elementlarning xossalarini o'rganishda davriy jadval asos sifatida xizmat qildi va xizmat qilib kelmoqda.

Nazorat uchun savol va mashqlar.

1. I-guruhda yuqoridan pastga tomon elementlarning xossalari qanday o'zgaradi? I-davrdachi?
2. Na^+ ionining elektron tuzilishi Na atomi elektron tuzilishidan nimasi bilan farq qiladi?
3. Atomining 3d pog'onachasida 2 ta elektron bo'lgan elementning elektron formulasini yozing.
4. D.I.Mendeleev qaysi elementlarni xossalari haqida oldindan bashorat qilgan?

Mavzuga oid tayanch iboralar.

- | | |
|--------------------------------|--------------------------------------|
| 1. Elementlar davriyligi | 9. Davriy sistema |
| 2. Berselius klassifikatsiyasi | 10. Davr |
| 3. Lavuaze klassifikatsiyasi | 11. Katta va kichik davrlar |
| 4. Triadalar qonuni | 12. Guruh |
| 5. Spiralsimon klassifikatsiya | 13. Asosiy va qo'shimcha guruhchalar |
| 6. Oktav qonuni | 14. Elementlar o'xshashligi |
| 7. Atom hajmlari grafigi | 15. Davriy qonunning ahamiyati |
| 8. Davriy qonun | |

6-MA'RUZA: KIMYOVIY BOG'LANISH VA MOLEKULANING TUZILISHI.

Reja:

1. Kimyoviy bog'lanishning asosiy turlari va xossalari.
2. Valent bog'lanish. Kovalent va ion bog'lanish.
3. Molekulyar orbitallar haqida tushuncha.
4. Oddiy molekullarning tuzilishi va xossalari.
5. Modda larning agregat xollatlari.

7.1. Kimyoviy bog'lanishning umumiy xarakteristikasi. Molekuladagi atomlarni ushlab turuvchi kuchlarning yig'indisiga kimyoviy bog'lanish deb ataladi. Kimyoviy bog'lanish vujudga kelishiga sabab shundaki, atom yoki ionlar bir-biri bilan tasirlashganda ularning energiya zahiralari har biri ayrim-ayrim holda bo'lganlaridagiga qaraganda kamroq qiymatga ega bo'ladi, buning natijasida sistema barqaror holatga o'tadi. Agar biror sistema bir holatdan ikkinchi holatga o'tganda uning energiya zahirasi kamaysa, bu hodisa sistemaning energetik afzallik xossasi deb yuritiladi.

Demak, atomlardan molekullar hosil bo'lishining sababi sistemada energetik afzallikning sodir bo'lishidir. Kimyoviy bog'lanish bog'lanish energiyasi, bog'lanish uzunligi va valentliklararo burchak nomli kattaliklar bilan xarakterlanadi. Kimyoviy bog'lanishni uzish uchun zarur bo'lgan energiya bog'lanish energiyasi deyiladi. Har bir bog'lanish uchun to'g'ri keladigan bog'lanish energiyasining qiymati 200-1000 kJ/mol ga teng. Masalan, CH_3F da C-F bog'lanish energiyasi 487 kJ/mol ga teng. Molekulada atomlar markazlari orasidagi masofa *bog'lanish uzunligi* deb yuritiladi. Bog'lanish uzunligi molekula hosil qiluvchi atomlarning tabiatiga, bog'lanish turiga

Elektromanfiylik. Element atomi bir elektron biriktirib olganda ajralib chiqadigan energiya miqdori ayni elementning elektronga moyilligi deb ataladi. Bu miqdor qJoul/g-atom; q qal/g atom yoki elektrovol'tlar bilan ifodalanadi.

Element atomi bir elektr ajratib chiqarish uchun zarur bo'lgan energiya miqdori ionlanish energiyasi yoki ionlanish potentsiali deb ataladi. Davriy sistemada har qaysi davrning boshidan ohiriga o'tgan sari elementlarning ionlanish energiyasi va elektronga moyilligi ortib boradi.

Ion energiyasi (ev) Elektron.moyil (ev)

Li 5,4	Ba 9,3	F 3,82	O 1,48	N 0,2
Na 5,1	Mg 7,6	Cl 3,62	S 3,62	P 0,8

Ko'rinib turibdiki, ionlanish energiyasi va elektronga moyilligi davrlarda va gruppalarda har-hil bo'lar ekan.

Elementlarning metalmaslik hossalari yaqqol namoyon qilish uchun elektro-manfiy tushunchasi qiritqilgan.

$EM = I + E$

N 2,20 ; Li 0,98, Be 1,57; V 2,04 ; S 2,55; N 3,04; O 3.44 ; F 3,98.

7.2. Ionli bog'lanish. Molekullarning tuzilishi atomlar orasidagi kimyoviy

bog'lanishlar haqidagi tasavvurlarni rus olimi A.M. Butlerov isbotladi.

Butlerov atom va molekular haqiqatdan ham mavjud, modda zarrachalarining ichki tuzilishini to'la bilsa bo'ladi degan hulosani eksperimental va nazariy ma'lumotlarga asoslanib kimyoviy tuzilish nazariyasini yaratdi 1861 yilda.

Bu nazariyaga muvofiq moddalarning hossalari faqatgina ularning miqdoriy va sifat tarkibiga qarabgina emas, atomlarning bir biri bilan birikish tartibi hamda o'zaro ta'siriga qarab aniqlanadi.

1915 yilda Gossel' ionli yoki elektrovalent bog'lanish nazariyasini yaratdi. Bu nazariyaga asosan atomning tashqi qavatida saqiztadan qam elektron bo'lgan elementning atomlari tashqi qavatidagi elektronlar soni o'ziga eng yaqin turgan inert gaz atomniqiga tenglashguncha elektron biriktiriladi yoki elektron beradi.

Davriy sistemadagi neon elementini qurish Q va M qavatdagi elektronlar sonini ko'rsak quyidagicha bo'ladi.

O(2,6), F(2,7), Ne(2,8), Na(2,8,1), Mg(2,8,2), Al(2,8,3)

Natriy atomi bitta elektron berib neonning barqaror elektronkonfiguratsiyasini qabul qilishi mumkin.

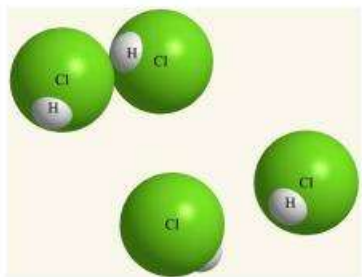
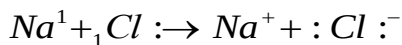
Na(2,8,1) $\text{Na}^+(2,8)-e^-$

Natriy atomi bitta elektron berishi natijasida yadrodagi protonlar soni birga ortib qetadi, natijada musbat zaryadli ionga aylanadi. Osh tuzi hosil bo'lishda bu elektronni hlor atomiga $\text{Cl} (2,8,7)$ berib, hlor atomi $\text{Ar} (2,8,8)$ elektron qavatini hosil qiladi.

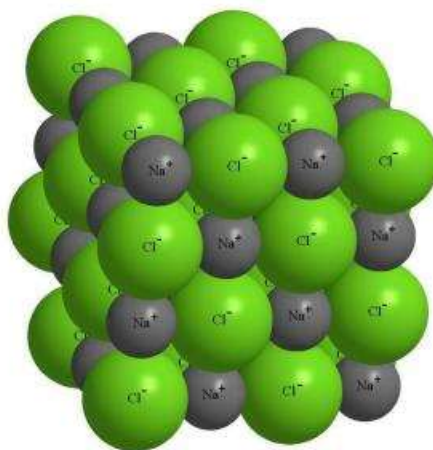
$\text{Cl}(2,8,7) \text{Cl}^-(2,8,8)+e^-$

Hlor atomining yadrosida protonlar soni elektronlar soniga nisbatan 1 taga kamayadi, natijada manfiy zaryadli ionga aylanadi.

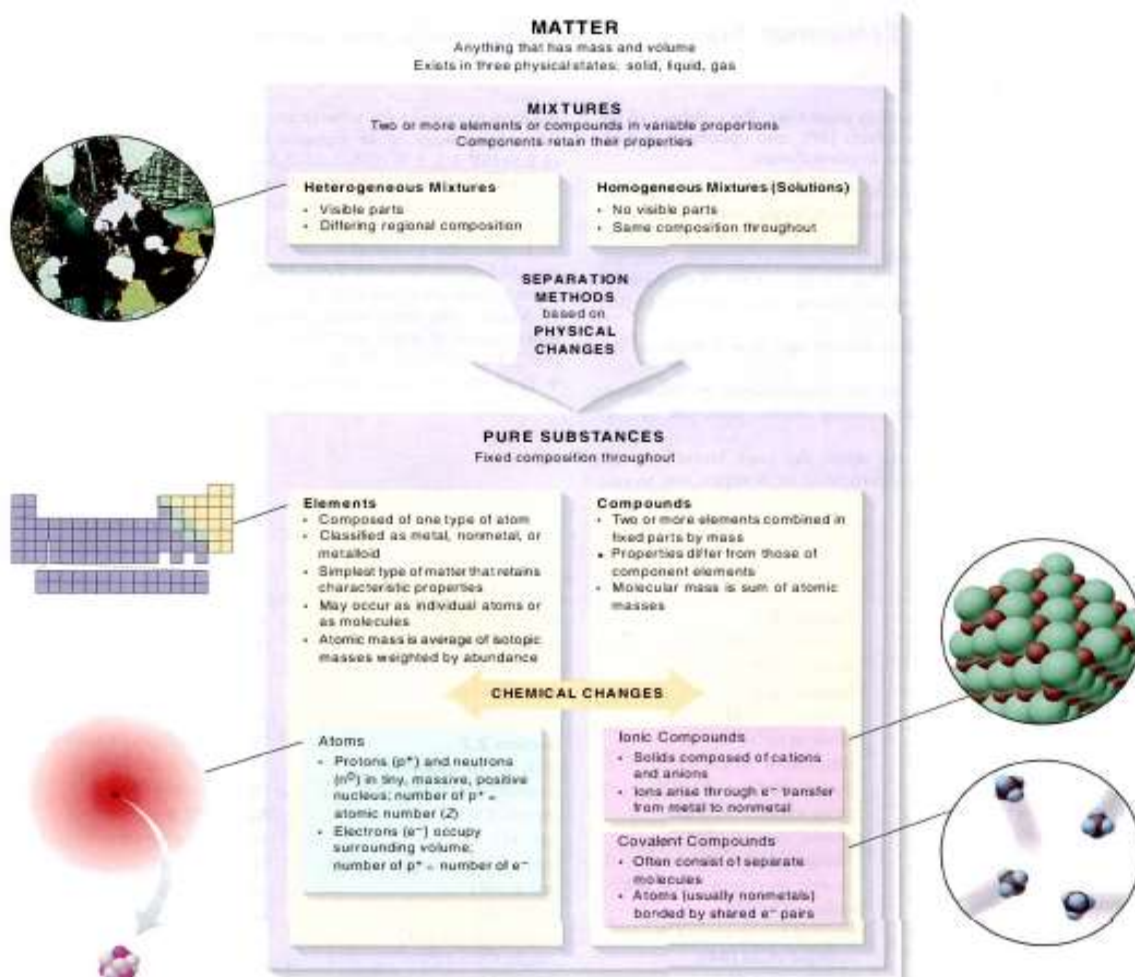
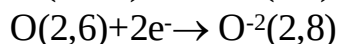
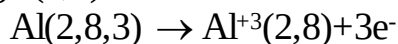
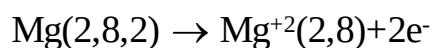
Bu qarama-qarshi ionlar orasida elektrostatik tortilish vujudga keladi. Tortilish natijasida bog' vujudga keladi, bunday bog'lanish ionli yoki elektrovalent bog'lanish deb ataladi. Ionli bog'lanish hosil bo'lishida qatnashgan elementlar musbat valentining kattaligi, shu atom bergan elektronlar soniga manfiy valentining kattaligi esa atom biriktirib olgan elektronlar soniga qarab aniqlanadi.



HCl



NaCl



Ionli bog'lanish atomlari o'zaro reaksiyaga kirishadigan elementlarning ionlanish energiyasining qiymatlari va elektronga moyilligi bir-biridan qesqin farq qilsagina hosil bo'ladi. Ionlanish energiyasi atomning musbat zaryadi ionga aylana olish imqoniyatini belgilaydi.

Elektronga moyilliq atomning manfiy zaryadi ionga aylana olish imqonini belgilaydi.

7.3. Molekulalararo ta'sir turlari. Molekulalar o'rtasida o'zaro *orientatsion*, *induksion* va *dispersion* va *donor aktseptor* ta'sir bo'lishi mumkin.

Dispersion ta'sir. Ma'lumki, volorod, azot, va inert gazlar ma'lum temperaturada gaz xolatidan suyuq holatga o'tadi. Buning sababini tushuntirish uchun London "o'zaro ta'sirlashayotgai molekulalar orasida dispersion kuchlar paydo bo'ladi" degan tushunchani kiritdi. Bu kuchlar har qapday atom oa molekulalar o'rtasida yuzaga keladi va ularning tuzilishiga bog'liq emas. Bu kuchlarning paydo bo'lishiga sabab: molekulalar musbat va manfiy zaryadlangan zarrachalardan tashkil topganligi tufayli juda qisqa vaqt

yashab turuvchi "dipol" hosil bo'ladi. Ana shu dipollarning kelishilgan bir vaqtda sodir qiladigan o'zaro ta'sir guri — *dispersion ta'sir* leyiladi.

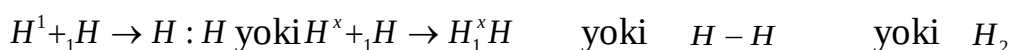
Orientatsion ta'sir. Bu ta'sir qutblangan molekularlar o'rtasida ro'y beradi. Issiqlik harakati tufayli tartibsiz joylashib qolgan qutbli zarrachalar qaramaqarshi zaryadli tomonlari bilan birbirlariga tortilib, bir xil zaryadli tomonlari bilan o'zaro itarishadilar. Bu ta'sir "orientatsion ta'sir" deyiladi. Molekula qanchalik qutbli bo'lsa, orientatsion ta'sir shunchalik kuchli bo'ladi, Temperatura qancha yuqori bo'lsa, orientatsion ta'sir shunchalik kuchsizlashadik va aksincha.

Induksion tasir. Bu ta'sir induksirlangan dipol momenti zarrachalar o'rtasida sodir bo'ladi. Ya'ni qutbsiz va qutbli molekularlar ta'sirlashib, qutbli molekula qutbsiz molekulani qutblantiradi, Bu yangi qutbli molekula doimiy qutbli molekula bilan o'zaro ta'sirlashib birbiriga tortiladi. Bu kuch ta'sirida qutbsiz molekula induktsiyalangan dipol momentiga ega bo'lib qoladi. Bu kuch temperaturaga deyarli bog'liq bo'lmasdan, qutbli molekulaning dipol momentiga va qutbsiz molekulaning qutblanuvchanligiga bog'liq bo'ladi.

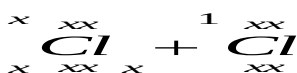
Kovalent bog'lanish. 1916 yilda Amerika olimi Luyuis kovalent bog'lanish nazariyasini yaratdi. Kovalent bog'lanish bir-hil atomlar orasida yoki har-hil atomlar orasida bo'lishi mumkin.

Kovalent bog'lanishli molekularlar hosil bo'lishida elektronlar bir atomdan ikkinchisiga o'tmaydi, balki ular birikuvchi atomlar uchun umumiy bo'ladigan bir yoki bir necha juft hosil qiladi. O'zaro ta'sir etuvchi atomlarning elektron qavatiga qiruvchi elektron juftlar hosil bo'lishi bilan inert gaz atomlaridagi gruppachalar kabi beqaror elektron gruppachalar vujudga keladi.

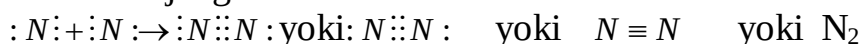
Masalan: vodorod molekulasini vujudga kelishini quyidagicha tushuntirish mumkin.



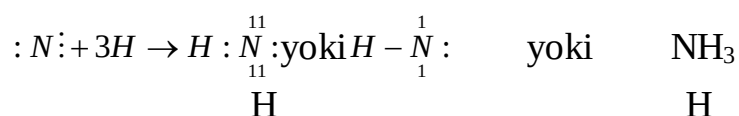
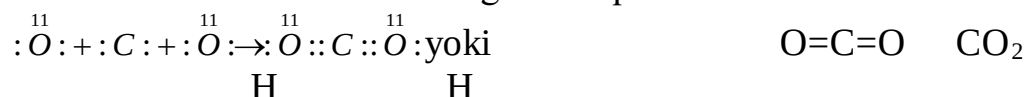
Hlor molekulasini vujudga kelishi



Azot molekulasini vujudga kelishi



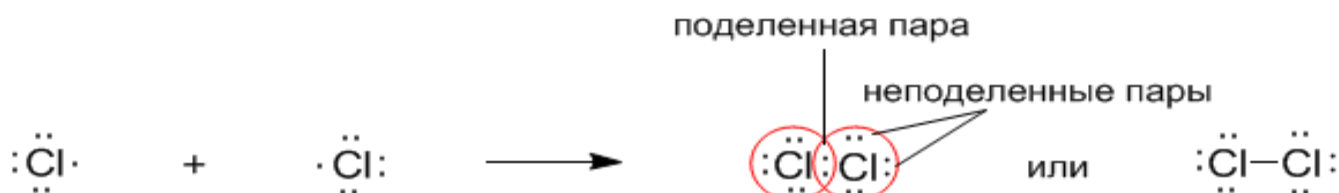
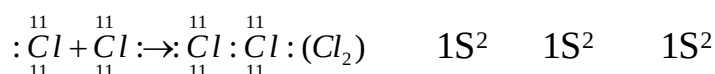
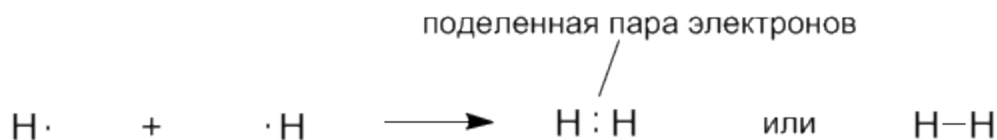
Har hil atomlardan kovalent bog' hosil qilish



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

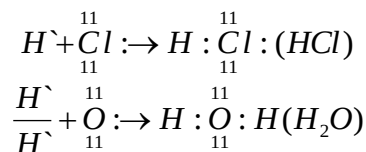
Qutbsiz kovalent bog' hosil qilishda qatnashayotgan juft elektronlar yadroga nisbatan barobar masofada joylashgan bo'lsa, ya'ni yadroga nisbatan simmetrik joylashgan bo'lsa, bunday bog'lanish qutbsiz kovalent bog'lanish deb ataladi.





Elektronlar juftini antiparallel spinli elektronlarga hosil qiladi, chunki Shunday elektronlar bir-birini tortadi.

Qutbli kovalent bog'lanish. Elektromanfiyligi bir-biridan biroz farq qiladigan elementlarning atomlari o'zaro birikkanda qutbli kovalent bog'lanish vujudga keladi. Bunday elektronlar jufti elektronga moyilligi qattiqroq atom tomonga siljigan bo'ladi.

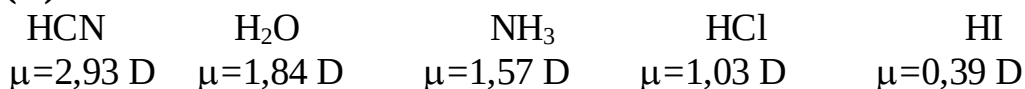


Molekula hosil bo'lishida elektronlar juftining bir tomonga siljishi natijasida molekulaning bir tomoni ortiqcha musbat, bir tomoni ortiqcha manfiy zaryadlanadi. Bu zaryadlarning ogirliq marqazlari bir-biridan ma'lum masofada bo'ladi. Bir molekulada ikkita qutb vujudga kelib, natijada ikki qutblilik (dipol) hosil bo'ladi.

Kattaligi jihatidan bir-biriga teng, ammo qarama-qarshi ishqorali va bir-biridan ma'lum masofada joylashgan ikkita elektr zaryadli sistema dipol deb ataladi.

$$\mu = l \cdot e$$

-dipol' momenti, l- dipol o'zunligi, e- zaryad soni. Dipol' momenti (m) Debay (D) da o'lchanadi.



Dipol' momenti qancha katta bo'lsa, molekulaning qutbliligi yaqol seziladi.

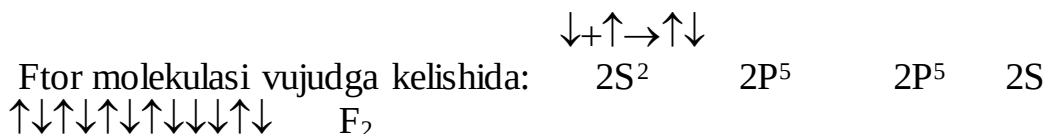
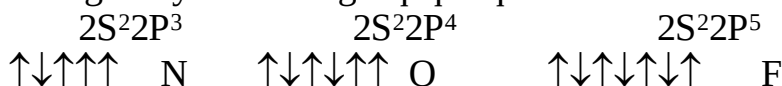
Kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lishi mehanizmi haqida tushuncha.

Kvant mehanikasiga asoslangan hozirgi zamon nazariyasiga muvofiq, atomlarda qarama-qarshi yo'nalgan spin elektronlar bo'lsagina, ular orasida valent

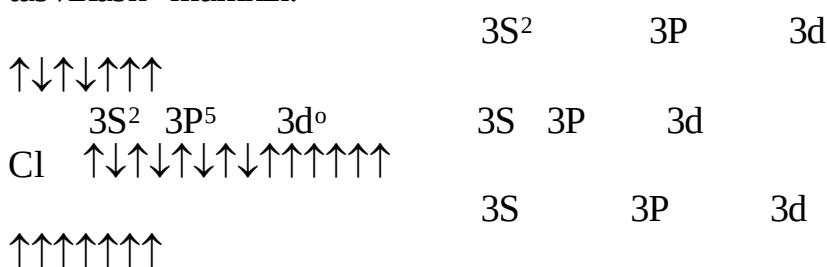
bog'lanish vujudga keladi.



Atomning juftlashmagan, ya'ni valent elektronlari sonini aniqlash uchun konfiguratsiyasini energetik qataqchalar bilan ifodalash lozim.



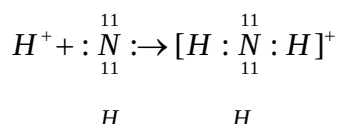
Atomlarning bunday valentlik namoyon qilishi, ularning qo'zgatqilgan holatiga o'tishi bilan bog'liq. Bunday holatga o'tishda juftlangan elektronlar bir-biridan ajraladi. Qo'zgatqilgan holatga o'tish va valentlikning ortishini quyidagicha tasvirlash mumkin:



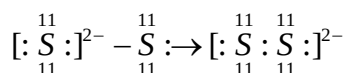
Koordinatsion bog'lanish. Koordinatsion bog'lanish, kovalentbog'lanishning bir turidir, bu bog'lanishni ba'zan donor-aktseptor bog'lanish ham deb ataladi.

Kovalentbog' hosil qilishda bo'linmagan juft elektronlar hisobiga bo'ladi.

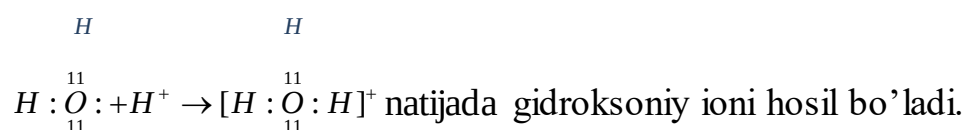
Masalan: $H H$



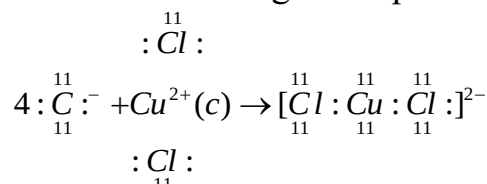
yoki disulfid ionini hosil bo'lishi



Gidroksoniy ionini hosil bo'lishi quyidagicha tushuntiriladi.

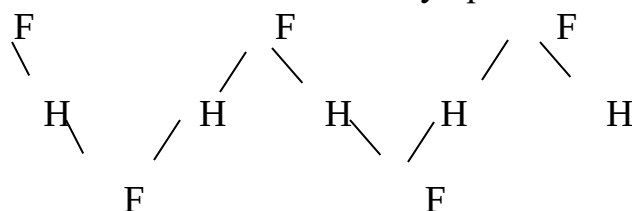


Koordinatsion bog'lar orqali kompleks birikmalar hosil bo'ladi.



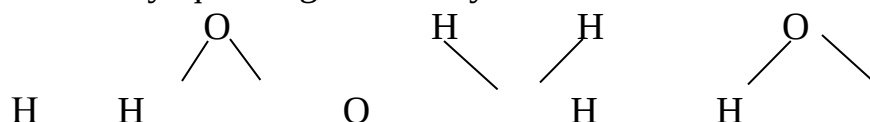
Mis atomi o'z valent orbitasida sakkizta elektroni bo'ladi.

7.4.Vodorod bog'lanish. Musbat zaryadlangan vodorod ionida elektron qavat yo'q, Shuning uchun u boshqa atom va ionlarning elektron qavatidan itarilmay balqi bo'larga tortiladi va bog'lanish vujudga keladi bunday bog'lanish vodorod bog'lanish deb ataladi. Vodorod bog'lanish gaz, suyuqlik va qattiq jismlarda namoyon bo'ladi. Uning vujudga kelishi assosiasiyasiga ya'ni, har bir moddaning ikki yoki bir necha molekulasini bir-biriga ta'sir etib agregatlar hosil qilishiga sabab bo'ladi. masalan: Suyuq vodorod qatorida vodorod bog'lanish

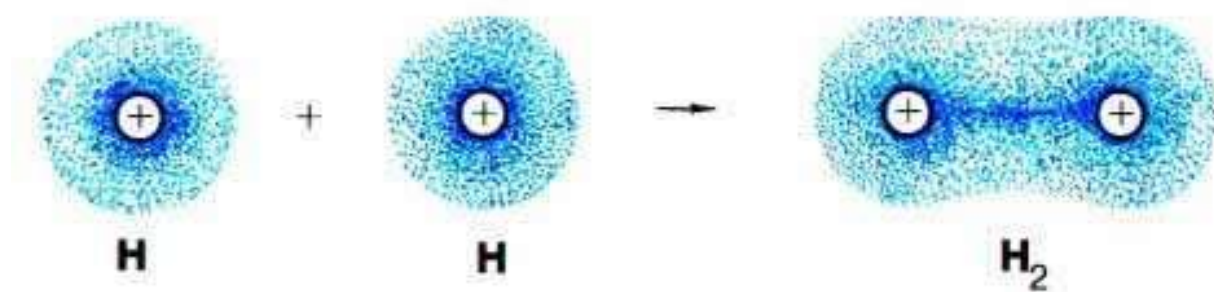


Ikkita vodorod bog'lanish vujudga kelishi natijasida mustahkam qo'sh molekula hosil bo'lgan hollar ham bo'lishi mumkin.

Suyuqsuvningassotsiatsiyasi



Suv muzlaganda o'zining hajmini 9 % ga oshiradi.



7.5.Molekulyar orbital metod. Molekulyar orbital nazariyasi 1932 yili Gund va Malliken tomonidan yaratilgan.Bu nazariya molekula hosil bo'lishida toq elektronlar rolini qo'rsatadi.

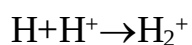
Molekulyar orbital nazariyasini yaratishda atomning orbital tuzilishi haqidagi kvant -mehaniq nazariyani molekula tuzilishi uchun ham qo'llash zarur deb topildi, farqi Shundaqi, atom bir markazli yadroli sistema bo'lsin. Molekula ko'p markazli sistemadir demak bu nazariyaga ko'ra har qaysi elektronmolekuladagi barcha yadro va ko'p markazli orbitalar ta'sirida bo'lishini e'tiborga olinadi. Molekulalar orbital metodini aniq misolda ko'rib chiqamiz.

$$\varphi_1 = C_1\varphi_a + C_2\varphi_v \quad C_1C_2C_3C_4 - \text{koeffisientlar.}$$

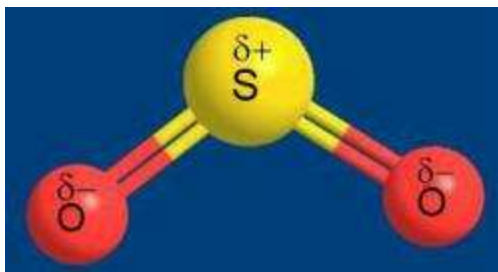
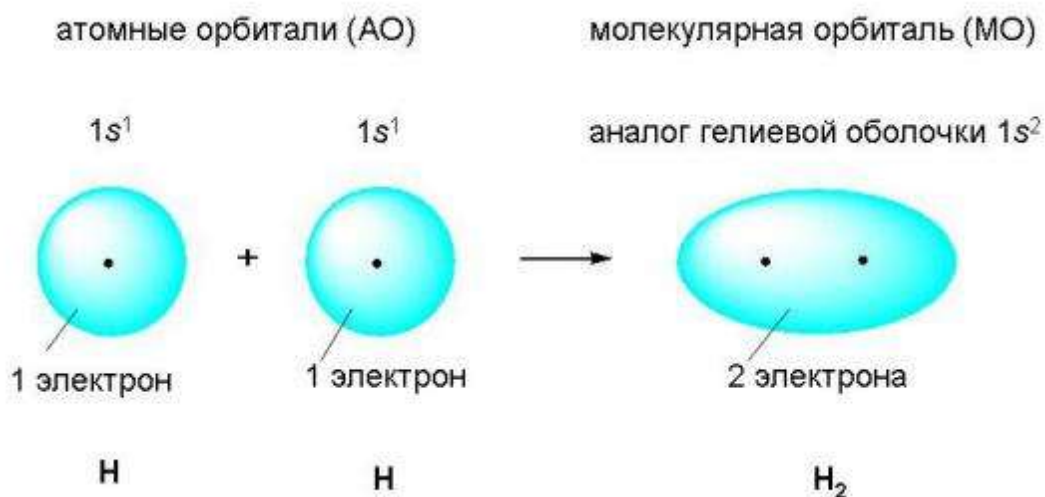
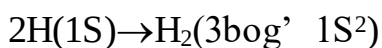
$\varphi_2 = c_3\varphi_a + c_4\varphi_v\varphi_a\varphi_v$ - ayni elektronning birinchi va ikkinchi yadroga oid funksiyalari.

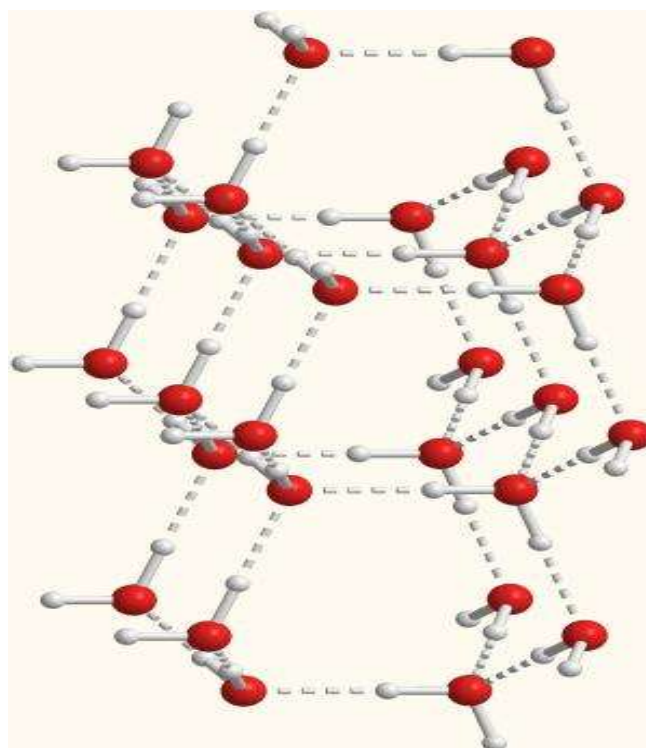
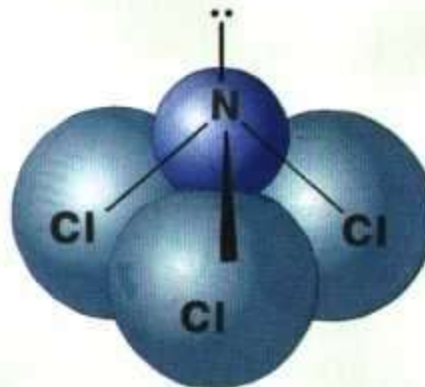
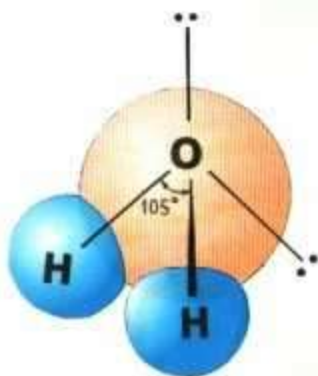
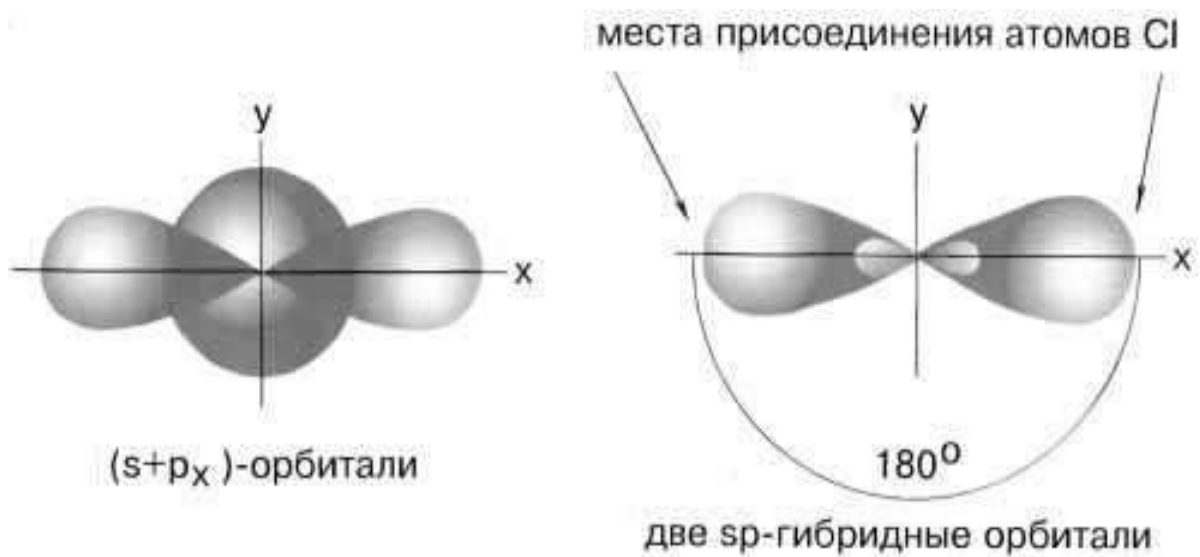
φ_1 - simmetrik funksiya, φ_2 esa antisimmetrik funksiya deb ataladi. Antisimmetrikfunksiya bilan ifodalangan orbital-himiyaviy bog'lanishni keltirmaydi, balki molekulani beqaror qilishga intiladi. Bunday orbital bo'shashtiruvchi orbital deb ataladi. Agar elektron harorati simmetrikfunksiya bilan ifodalansa, elektron buluti yadrolar orasidagi joyda zich holatni egallaydi, bunday yadrolar bir-biriga tortiladi. Kimyoviy bog'lanishni yuzaga keltiradi. Bunday orbital bog'lovchi orbital deb ataladi.

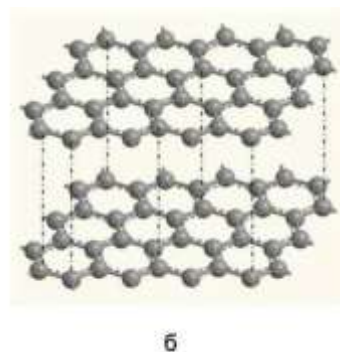
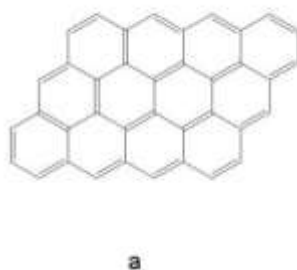
Vodorod molekulasini hosil bo'lishini ko'raylik.



Vodorod molekulasini hosil bo'lishi







Shuni ta'kidlab o'tish kerakki, kimyoga oid turli kitoblarda keltiriladigan nisbiy elektromanfiylik kattaliklari bir-biridan qisman farq qiladi. Bunga sabab shuki, ular muayyan taxmin va istisnolarga asoslanib, turli usullar bilan hisoblab chiqarqilgan.

3-jadval

1	2	3	4	5	6	7	8			
H 2,1										He
Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10				Ne
Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83				Ar
K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,7	Ni 1,75	
Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74				Kr
Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	
Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	J 2,21				Xe
Cs 0,86	Ba 0,97	La* 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Zr 1,55	Pt 1,44	
Au 1,42	Hg 1,44	Ti 1,44	Pr 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90				Rn
Fr 0,86	Ra 0,97	Ac** 1,00	Ku	Ns	*Лантаноидлар 1,08-1,14 **Актиноидлар 1,11-1,2					

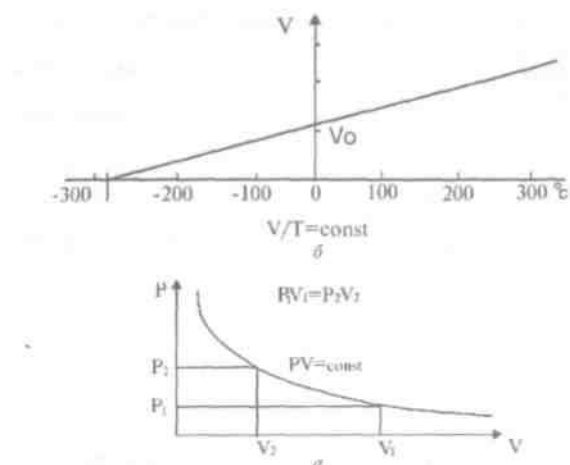
Kimyoviy moddalarning holatlari

Moddalar tabiatda uch xil agregat holatda bo'ladi. Gaz, suyuq va qattiq holatlar moddalarning agregat holatlari bo'lib, ular molekularining bir-biriga nisbatan joylashuvi, molekulararo masofa va tortishuv kuchlariga bog'liq bo'ladi.

Gazsimon holat. Gazsimon holat molekular orasidagi masofa

molekulalarning o'lchamiga nisbatan juda katta va ular orasida yuzaga keladigan tortishuv kuchlari juda kam bo'lgan holat. Gazsimon holatda molekulalarning kinetik energiyasi yuqori bo'lib, ular siyrak, betartib joylashadi va ular orasidagi masofani o'zgartirish mumkin, ya'ni bosim ostida temperaturani pasaytirib gazlarni suyo'ltirish mumkin. (Turli gaz kompressor qurilmalarining ishlashi Shunga asoslangan.) Bu usul bilan havoni, tabiiy gazlarni suyuq, holga o'tkazib, gazlar aralashmasini tashkil etgan komponentlar bir-biridan ajratiladi (rektifikatsiyalanadi).

3-rasm



Bosim va xajmning o'zaro bog'liqlik grafigi, (a). Temperatura va hajmning bog'liqlik grafigi, (b). Gazlarning holati turli parametrlar (P — bosim, T — temperatura, V — hajm) orqali tavsiflanadi. Bup parametrlarni o'zaro bog'lovchi matematik ifodalar — gazlarning holat tenglamalari deyiladi. Ular quyidagilar:

a) $PV = \text{Const}$. Doimiy temperaturada m -massali gazning hajmi uning bosimiga teskari proportsional (1662 y. R.Boyl, 21, a-rasm, gazlarning suyuqlanishi).

b) $V/T = \text{Const}$ yoki $V = KT$. Doimiy bosimda gazning hajmi temperatura ortishi bilan ortadi, ya'ni gaz kengayadi: Gey-Lyussak 1802 y. va Sharl 1787 y. b-rasm.

Bu ikkala qonunning umumlashgan holati:

b) $P_0 V_0 / T_0 = PV / T$ ideal gazning holat tenglamasi deyiladi. Bu tenglamadan foydalanib gazlarning barcha pparametrlarini hisoblash mumkin.

Gazlarning asosiy xususiyatlaridan biri — ularning diffuziyasidir. Agar ikki yoki undan ortiq, gazlar o'zaro aralashtirilsa, ular bir jinsli aralashma hosil qilib, bir gaz molekulalari orasiga boshqa gaz molekulalari singib ketadi, ya'ni diffuziyalanadi.

Grem (1829 y.) gazlarning nisbiy diffuziya tezligi to'g'risida quyidagi qonunni ochdi:— Bir xil sharoitda ikki (A va B) gazlar diffuziyasining nisbiy tezligi, shu gazlar zichliklarining kvadrat ildiziga teskari proportsionaldir:

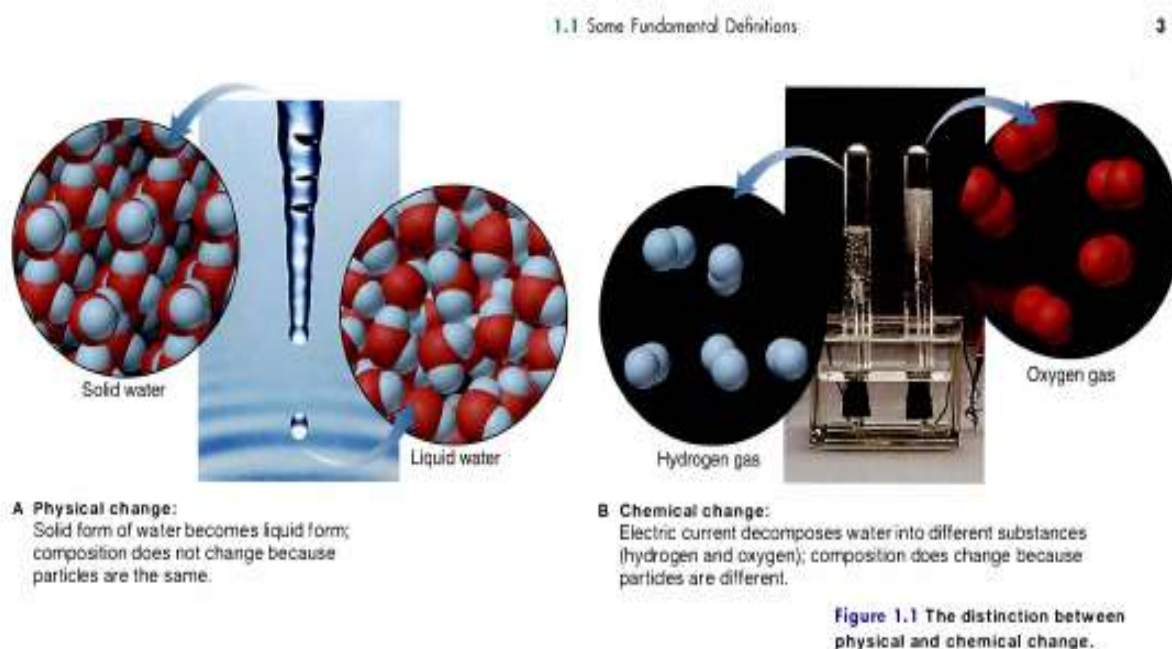
bu erda: B — gazning diffuziya tezligi; ρ — gazning zichligi. Gazlarning zichligi ularning molekulyar massasiga to'g'ri proportsionalligi e'tiborga olinsa:

Gaz molekulalari juda kichik bo'lganligi sababli ular juda kichik teshiklardan o'tish xossasiga ega. Bunga gazlarning effuziyasi deyiladi. Gazlarning effuziyasi

ular diffuziyasi (tarqalishi) bilan bog'liq. Gazlarning (yoki gazsimon, oson uchuvchan moddalarning) effuziyasi juda katta amaliy ahamiyatga ega. Gazlarning bu xususiyatidan foydalanib gazlar aralashmalarini tarkibiy qismlarga va ^{235}U , ^{236}U izotoplar bir-biridan ajratiladi, gazlarning molekular massalari aniqlanadi.

Masalan: juda kichik tirqishdan 146 sek. da noma'lum gazning 50 sm/hajmi o'tadi. Shuncha miqdor SO_2 gazi esa, 115 sek da o'tadi. Noma'lum gazning molekulyar og'irligini hisoblang:

Bulardan tashqari, gazlar uchun Avogadro qonuni, gazlarning eruvchanligi to'g'risida Genri qonuni, partsial bosim qonuni (Dalton qonuni) va gazlarning kinetik nazariyalari, real gazlar uchun Van-der-Vaals tenglamalari mavjud bo'lib, ular moddaning gazsimon holatini yanada chuqurroq, o'rganish imkoniyatini beradi.



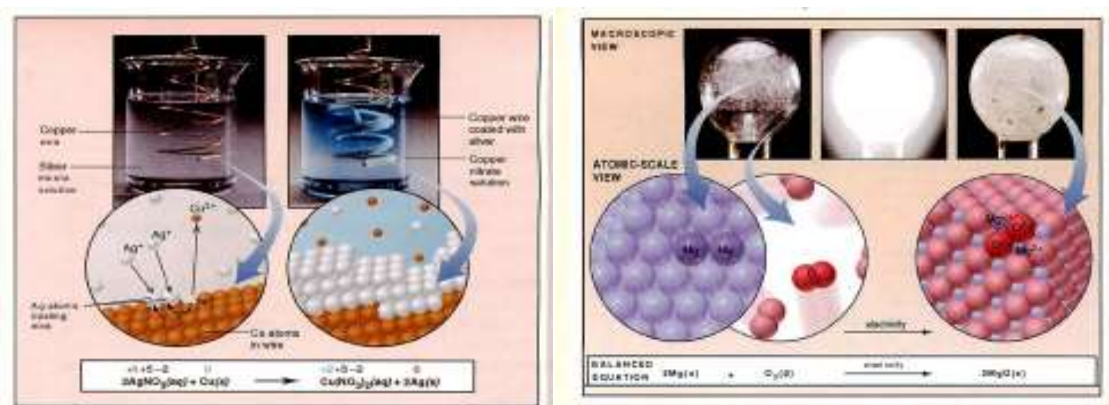
Moddalarning suyuq holati. Suyuqliklarda molekular gazlardagiga nisbatan o'zaro ancha yaqin va batartib joylashgan. Molekular o'rtasidagi tortishuv kuchlari ham yuqori, boshqacharoq aytganda, molekularning kinetik energiyasi ular orasidagi tortishuv energiyasidan kichik ($E < E_p$) bo'lgani uchun suyuqlik holati mavjud bo'ladi.

Gazlardan farqli ravishda bosim ortishi bilan suyuqlik hajmi deyarli o'zgarmaydi, ya'ni suyuqliklar uchun "siqiluvchanlik" xususiyati xos emas. Ularga "oquvchanlik" xususiyati xosdir.

Temperatura ortishi bilan suyuqlik bug' holatiga o'tadi. Umuman, har qanday suyuqlik temperaturaning har qanday qiymatida o'z bug'i bilan (suyuqlik-bug') muvozanata joylangan, 4 ta element uchun bo'sh joy qoldirilgan. D.I.Mendelev ularning mavjudligini atom massa va xossalari oldindan aytib bergan. Bu variant uzun davrli variant deyiladi.

1871 yilda davriy sistemaning 2-varianti (qisqa davrli varianti) e'lon qilib va tuzilishiga bog'liq bo'ladi ($t^{\circ}\text{C}; \text{K}$)

Temperatura pasayishi bilan suyuqliklar qattiq holatga o'tadi. Suv 0°S da muz holatiga o'tadi. Qattiq, holatdan suyuq holatga o'tish moddaning suyuqlanishi deyiladi. 1 atm (101,325 kPa) bosimda 1 mol qattiq moddaning suyuqlikka aylanishi uchun sarflanadigan issiqlik moddaning suyuqlanish issiqligi deyiladi (D N kJG`mol; kkalG`mol). Moddaning suyuqlikka aylanish temperaturasi suyuqlanish temperaturasi deyiladi (tc °S; K).



Moddalarning qattiq holati. Qattiq moddalar atomlar, ionlar va molekulalardan iborat bo'lib, ularda zarrachalarning orasidagi masofa molekula (atomlar) o'lchamlariga nisbatan juda kichik bo'lib, molekulalararo tortishuv kuchlari juda yuqoridir. Zarrachalarning joylashuvi kuchli tartib asosida amalga oshadi. Qattiq moddalar amorf holatda va kristall tuzilishga ega bo'ladi.

Amorf holat. Amorf holatdagi modda aniq biror fazoviy panjaraga ega bo'lmay, zarrachalarining joylashuvi betartib bo'ladi. Ko'pchilik hollarda ular turli kattalikdagi "dona"lar, yaxlit sirtli yoki kukunsimon ko'rinishga ega bo'ladilar. Masalan, kraxmal, ba'zi sintetik polimerlar, to'piroq shisha kabilar amorf holatdagi moddalardir. Amorf moddalarning sirt yuzasi g'ovak bo'lgani uchun katta bo'ladi. Shu sababli amorf holatdagi moddalarga ko'pgina boshqa moddalarning qo'shilib qolishi (adsorbtsiyalanishi, yutilishi) tufayli, ularning tozalik darajasi past bo'ladi.

Kristall holat. Moddaning kristall holati zarrachalarning o'ta yuqori tartibda aniq masofalarda va burchaklar ostida joylashuvi natijasida (uch o'lchamli koordinatalarda) yuzaga kelgan tuzilishdir. Har bir kristall tuzilish asosida kristall panjara yotadi. Kristall panjara yoqlari, qirralari, tug'unlari, burchaklari, bog'larning uzunligi bilan tavsiflanadi. Kristall moddalar yuqori tozalikka ega.

Kristallarning hosil bo'lishi, tuzilishi va xossalarini o'rganuvchi fan — "**kristallografiya**" deyiladi.

Kristallning tekis sirti uning yoqlari (tomonlari) deyiladi. Kristallning tuzilishiga ko'ra uning yoqlari bir nechta bo'ladi. Yoqlari (tomonlari)ning biror burchak ostida kesishuvi natijasida kristallning qirralari yuzaga keladi. Ular turli chiziqdan iborat bo'ladi. Bo'lar a, b, c harflari bilan belgilanib, ular orasidagi burchak (α, β, γ) bilan belgilanadi.

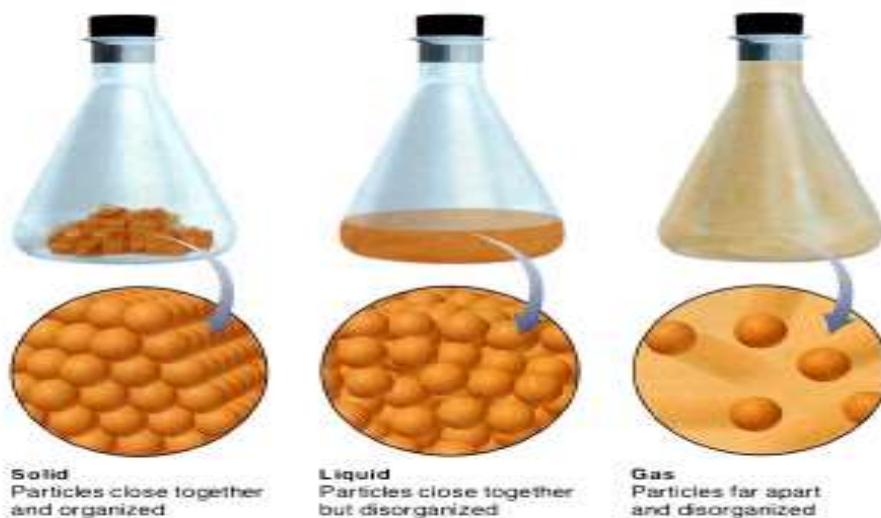
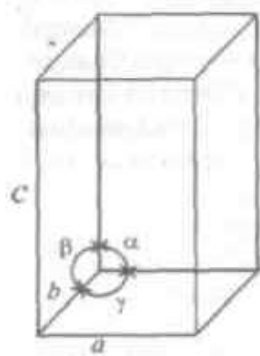
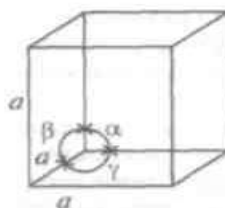


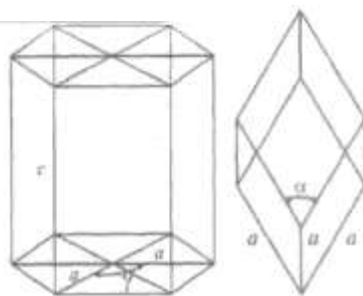
Figure 1.2 The physical states of matter. The magnified (blow-up) views show the atomic-scale arrangement of the particles in the three states of matter.



Тетрагонал
 $a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



Куб
 $a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



Гексагонал
 $a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = 90^\circ \neq \gamma = 120^\circ$

Ромбоэдрик
 $a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$

4-rasm. Kristall panjara turlari

Kristall panjaralar ulardagi zarrachalarning o'zaro joylashuviga ko'ra to'liq (zich) yoki Bo'sh ko'rinishdiki bo'ladi. Kristall panjaralar zarrachalarning joylashuvi turli geometrik shakllar xosil qilishiga asoslanib, olti yoqli (geksagonal) zich qoplangan, yoqlari markazlashgan kubsimon panjaralar xolida bo'ladi.

4-jadval. Kristall panjaraning turlari va pqarametrlari

Система	Ўқиниң узунлиги	Бурчак
Куб	$a=b=c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$
Тетрагонал	$a=b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$
Орторомбик	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$
Моноклин	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \gamma = 90^\circ, \beta \neq 90^\circ$
Триклоник	$a \neq b \neq c$	$\alpha \neq \beta \neq \gamma = 90^\circ$
Гексагонал	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$
Ромбоэдрик	$a=b=c$	$\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$

Агар кристалл суyuqlанувчан, сувли еритмалари электр токни o'tkazadigan qattiqmoddalardir.

Кристалл моддалар бир жинсли бо'lsalar-da, ularning tuzilishlari, barqarorligi, issiqlik o'tkazuvchanligi, yorug'lik kamunosabati turli yo'nalishlarda turlicha bo'ladi.

Агар кристалл панжара tugunlarida ionlar joylashgan bo'lsa, ionli kristall panjaralar deyiladi. Ular qatoriga ionli bog'lanish'ga ega bo'lgan NaCl , KF , CaF_2 , MgF_2 , CsF , CsCl , RbCl kabi moddalar kiradi. Ular turli ko'rinishga ega bo'lib, yuqori temperaturada suyuqlanuvchan, сувли еритмалари электр токни o'tkazadigan qattiq moddalardir.

Кристалл моддалар бир жинсли бо'lsalar-da, ularning tuzilishlari, barqarorligi, issiqlik o'tkazuvchanligi, yorug'likka munosabati turli yo'nalishlarda turlicha bo'ladi. Kristallar xususiyatlarining ularning har bir oqi (a, b, c) bo'yicha farq qilishi hodisasi kristallarning anizotropiyasi deyiladi. Kristallar xossalari uklar bo'yicha farq, qilmasligi (bir xilligi) izotropiya hodisasi deyiladi.

Bir moddaning turli kristall tuzilishga ega bo'lishi polimorfizm hodisasi deyiladi. Masalan: SiO_2 , S , Fe ,

NaNO_3 kabilar turli tuzilishdagi moddalarni hosil qilgani uchun, bu moddalar polimorf modda deyiladi.

Tarkibi turlicha bo'lgan moddalarning bir xil kristall tuzilishga ega bo'lishiga izomorfizm deyiladi. Masalan: olmos va NaCl yoki $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ lar o'zaro bir xil tuzilishli kristallarni hosil qiladi. Bu moddalar izomorf moddalar deyiladi.

Кристалл панжарада atomlar, anion va kationlar koordinatsion songa ega bo'ladi.

Координатсион сон — кристалл панжарада har bir atom yoki ion atrofida boshqa atom (ion) lardan nechitasi joylashganini ko'rsatuvchi kattalikdir. Uning qiymati anion va kation radiuslari (anion va kation) o'zaro nisbatiga bog'liq bo'ladi.

Masalan: silikatlarda $[\text{SiO}_4]$ yacheyka bo'lib, Si ning koordinatsion soni 4 ga teng. NaCl da 1 ta Na ioni atrofida 6 ta s^1 ioni va 1 ta s^1 ioni atrofida 6 ta Na^+ joylashadi. Shuning uchun ularning koordinatsion soni 6 ga teng.

Агар кристалл панжара tugunlarida molekulyar joylashgan bo'lsa, molekulyar kristall panjara deyiladi. Bunday kristall panjaralar H_2O (muz) va I_2 kabi moddalar uchun xosdir.

Кристалл tuzilishli moddalarda kristall panjарада yacheykalarining o'zaro joylashuviga ko'ra qavatli (qatlam)li tuzilish, zanjirsimon tuzilishli bo'ladi. Grafit qatlamli kristall tuzilishdagi, qattiq holdagi CO_3 , BeCl_2 , AlCl_3 zanjirli (polimer) kristall tuzilishdagi moddalardir.

Suyuq kristallar. Kristall tuzilishli moddalar aniq suyuqlanish temperaturasi ega bo'ladi. Lekin shunday kristall tuzilishli moddalar ham borki, ular ma'lum temperatura oralig'ida xira suyuqlanma holatiga o'tib, undan so'ng temperaturaning ma'lum qiymatida tiniq, suyuqlanmaga aylanadilar. Bo'larga quyidagi organik atom-molekulyar ta'limot asosida moddalarning diskretligi printsipli yotadi, ya'ni moddalar yaxlit bo'lmasdan, balki mayda zarrachalardan tarkib topgan. Moddalar doimo harakatda bo'ladi: jism harorati qanchalik yuqori bo'lsa, harakat ham shunchalik intensiv

Suyuq kristallar uzun zanjirning oxirida qutblangan ($-\text{CN}$, $-\text{OR}$, $-\text{N}_2$, $-\text{NH}_2$) gruppalar va qo'shbog'li gruppalar $=\text{C}=\text{C}=$; $-\text{H}=\text{H}-$; $-\text{H}=\text{H}-\text{O}-$ saqlagan organik moddalardir. Bunday moddalarning dipol momentlarining yuqoriligi molekulalararo tortishuv kuchlarining kuchli bo'lishiga olib keladi. Ularda molekulalar parallel joylashishi sababli bu moddalar shunday o'ziga xos xususiyatga egadir. Suyuq, kristallar smektik, nematik va xolesterik turlarga bo'linadi.

Smektik (tozalovchi, yuvuvchi) suyuq, kristallar ketma-ket joylashgan yassi qatlamlardan iborat bo'lib, ular bir tekislik bo'ylab siljiydilar. Ular o'rtasidagi masofa kristall holatdagidan katta bo'lib, yuqori temperaturaga o'tganda tinik suyuq holatga o'tadi.

Nematik (ipsimon, tolasimon) suyuq kristallar oquvchan bo'lib, o'ziga xos rangga ega, ipsimon tuzilishga ega moddalardir.

Xolesterik suyuq kristallar yorug'lik nuri ta'sir ettirilganda, uni qaytarish xossasiga ega bo'lib, bu xususiyat qavat-qavat joylashgan 500—5000 ta molekulalar qatlamidan kelib chiqdi. Bunday suyuq kristallar tuzilishi uzun zanjirli, molekulalari turli yo'nalishdagi qatlamlarning markaziy o'q atrofida bir tomonga burilib joylashishi tufayli hosil bo'lgan spiraldan iboratdir. Spiraldagi har bir burilish "qadam" deyiladi. Shu tuzilish sababli suyuq kristallar yorug'lik nurlarini turlicha qaytaradi.

Bu kristallar temperaturaga ham sezgir bo'lib, kichik temperatura o'zgarishini aniqlashga yordam beradi. Chunki ulardagi turli rangning o'zgarishi (energiya o'zgarishi) temperatura o'zgarishi bilan bog'liq bo'lib, u 0,1 °C dan 40°C gacha bo'lgan oraliqda ro'y beradi. Xolesterik kristallarning temperatura o'zgarishi soxasi 3°S atrofida bo'lgani uchun, bu moddalar yordamida teri sirtini termografik o'rganish mumkin. Qon tomirlarida tiqin (tromblar) hosil bo'lishini aniqlash mumkin. Qon tomirida tromba hosil bo'lsa, qon tomirining shu yerida temperatura yuqori bo'lgani uchun, teriga surtilgan suyuq kristal ko'k rangga kiradi. Shunday usul bilan ko'krak bezi raklari, metall buyumlardagi juda kichik kamchiliklar, metallarni payvandlashda yo'l qo'yilgan xatoliklar ham aniqlanadi.

Termometrlarda xolesterik suyuq kristallar ishlatilganda temperaturaga qarab turli rangdagi raqamlarning paydo bo'lishi ham Shunga asoslangan.

Raqamli soatlar va mikrokalkulyatorlarning ekranlarida nematik tuzilishli kristallar ishlatiladi. Nematik kristallar oquvchan, lekin molekulalari yuqori qutblanganligi sababli, ular qayta orientatsiyalanishi uchun juda kam elektr maydoni yetarli bo'ladi. Energiyaning ozgina o'zgarishi molekulalar orientatsiyasini

o'zgartiradi va bu ular optik xossasining o'zgarishiga olib kelib, ekrandagi informatsiya raqamlar ko'rinishida paydo bo'ladi. Raqamlar o'zgarishi kvarts kristallari orqali amalga oshiriladi, chunki ularda oz energiya ta'sirida, 1 sekundda 32768 marta tuzilish o'zgarishi ro'y beradi. Kvartsli soatlarda harakatlantiruvchi mexanizm yo'q, shunisi bilan ular oddiy mexanik soatlardan ustun turadi. Ko'rinish turibdiki, suyuq kristallar hozirgi zamon o'ta sezgir va aniq o'lchov asboblari (tarozi, soatlar, boshqa jixozlar), radiotexnika, elektronika sanoatida juda keng qo'llanilayotgan muhim kimyoviy moddalardir.

Mavzuga oid tayanch iboralar.

1. Kovalent bog'lanish
2. Qutbli kovalent bog'lanish
3. Qutbsiz kovalent bog'lanish
4. Ion bog'lanish
5. Metal bog'lanish
6. Vodorod bog'lanish
7. Molekulyar kristall panjara
8. Atom kristall panjara
9. Ionli kristall panjara
10. Metal kristall panjara
11. Gibrirlanish.
12. Diffuziya
13. Amorf modda
14. Kristall modda
15. Smektik modda
16. Nematik modda
17. Xolesterik modda

Nazorat uchun savol va mashqlar.

1. H_2O molekulasida gibrirlanishning qaysi turi mavjud?
2. N_2 , O_2 , N_2 kabi molekulalar normal sharoitda necha litr keladi? Ularda bog'lanishning qanday turlari mavjud?
3. Ionli bog'lanish kovalent bog'lanishdan nimasi bilan farq qiladi?
4. Gazsimon moddalar qanday asosiy kattaliklar bilan tavsiflanadi?
5. Gazlarning diffuziyasi deganda nimani tushunasiz. Uning amaliy ahamiyati nimadan iborat?
6. Moddalarning suyuq holati qanday asosiy kattaliklar bilan tavsiflanadi?
7. Qattiq moddalarning tuzilishi nimaga botiq bo'ladi?
8. Moddaning kristall va amorf tuzilishlarini izoxlang.
9. Izomorfizm va polimorfizm hodisalarini aniq misollar orqali tushuntiring.
10. Kristallarning izotropiya va anizotropiyasi deganda nimani tushunasiz?
11. Suyuq kristallarning qanday turlari mavjud?
12. Suyuq kristallarning amaliy ahamiyati nimadan iborat?

**3-MODUL: KIMYOVIY JARAYONLARDAGI ASOSIY
QONUNIYATLAR. KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY
MUVOZANAT.TERMOKIMYO.
7-MA'RUZA:TERMOKIMYO.**

Reja:

- 1. Moddani ichki energiyasi, ental'piya.**
- 2. Ental'piya, entropiya.Gibbs energiyasi.**
- 3. Gess qonuni.**
- 4. Kimyoviy reaksiyani o'zi borish sharoitlari.**

7.1.Sistema haqida tushuncha. *Sistema — tashqi muhitdan iegara bilai ajratib oliigan fazoning bir qismi bo'lib, u o'zining (tarkibiy qismi) koitsentratsiyasi — S, energiyasi — E, temperaturasi — T, bosimi — R, hajmi — V(pqarametrlari) bilai tavsiflanadi.* Sistema turli xil bo'lib, ular jumlasiga alohida modda yoki mollalar to'plami, kolbadagi reaksiyon (aralashma) eritma, silindrdagi gaz va xokazolar kiradi.

Sistema bir yoki bir necha tarkibiy qism (komponent) dan iborat bo'ladi. Sistemalar tarkibiy qismlarining agregat holatiga ko'ra *gomogen* va *geterogen* sistemalariga bo'linadi. Agar sistema bir xil agregat holatdagi modda-lor (faqat gazsimoi lyuddalar, faqat qattits. yoki faqat suyuq) moddalardan iborat bo'lsa *gomoeen* (bir jinsli) *sis-tema* deyshadi. Masalan, xavo, turli gazlarning aralash-malari, eritmalar, neft. Xavo, azot, kislorod, boshqa gazlar aralashmasidan iborat havo-sistema, azot, kislorod, bopdqa gazlar — komponentlarga kiradi. Agar turli agregat holatdagi moddalar (gaz-suyuq, qattiq-suyuq, qat-tiq-gaz) dan iborat bo'lsa, *gaterogei sistema* depiladi. Masalan, loyqa suv (to'piroqzarrachalari — qattiq, suv — suyuq komponent), oltingugurt bilan temir kukuni ara-lashmasi, havodagi chang zarrachalari, kolbadagi eritma bilan cho'kma va xokazolar.

Sistema energiyasining bir turdan boshqa turga aylanishi sababi va qonuniyatlarini o'rgnuvchi fon bo'lilshga termodinamika deyiladi. Termodinamik tushunchalar. kattaliklar va uning qonunlaridan ishlab chiqarish jara-yonlarining energetik balanslarini hisoblashda, ular-ni boshqarishla va modellashtirishda foydalaniladi.

7.2.Ichki energiya va entalpiya tushunchalari. Ma'lumki, barcha jarayonlar sistema energiyasining o'zgarishi bilan amalga oshadi. Umuman, har qanday ja-rayonning borishi energiyaning saklanish qonuniga bo'ysunadi. Masalan, bir jismga ortiqcha issiqlik berilsa (qizdirilsa), avval jism qiziy boshlaydi, ya'ni uning *ichki energiyasi* (atom, molekula va boshqa zarrachalar energiyalari yig'indisi) o'zgaradi, keyinchalik bu jism o'zidan atrof muhitga issiqlik chiqara boshlaydi, ya'ni tashqi muhitga nisbatan *ish* bajarali. Bu holatni quyidagicha ifodalash mumkin:

$$Q = \Delta U + A$$

Bunda; Q — berilgan issiushk miqdori; ΔU — ichki energiya o'zgarishi; A — bajarqilgan ish.

Jarayonlar (reaksiyalar) o'zgarimas hajm ($V = \text{const}$, $\Delta U = 0$) da borishi (izoxor

jarayoi) yoki o'zgaras bosim ($P = \text{const}$, $DR = 0$) da (izobar jarayon) borishi mumkin.

A. Izoxor jarayonda bajarilgan ish $A = P \cdot \Delta U$ ekanligini e'tiborga olsak, u holda izoxor jarayonlarning issiqlik effekti: $Q = \Delta U + P \Delta U$ bo'lib, $A = P \cdot \Delta U = 0$ bo'lgani uchun $Q_v = \Delta U$ bo'ladi. Demak, *hajm o'zgarasdan boradigan jarayonlarning issiqlik effekti shu sistema ichki energiyasining o'zgarishiga teng*. Ichki energiya energiyaning boshqa turlari singari sistema holatining funksiyasi hisoblanib, sistemaning dastlabki holati bilan oxirgi holatiga bo'liq: $U_2 - U_1$. — U_2 , U_1 — sistemaning oxirgi va dastlabki holatdagi ichki energiyalari, kJ/mol.

B. Izobar jarayonlar uchun $Q = \Delta U$ bo'ladi. Ular-ning qiymatlari o'rniga quyilsa, $dU = C_v dT$, va $\Delta V = V_2 - V_1$, ekanligini e'tiborga olsak, $Q = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1) = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1)$ bo'ladi, u ifodadagi $(U + PV)$ ni H — sistemaning biror holatini belgilab: $(U + PV) = \Delta H$ ga tengdir. Bu yerda H — entalpiya (ya'ni sistemaning — moddaning) issiqlik tutumi deyiladi,

Demak, *izobar jarayonlarning issiqlik effekti $Q = \Delta H$ bo'lib, u sistema entalpiyasining o'zgarishiga teng*:

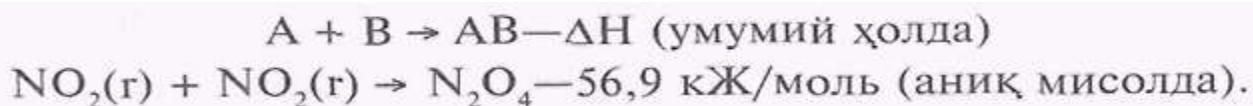
Har qanday reaksiyaning issiqlik effekti uning qan-day va necha bosqichda borganligiga emas, balki modda-larning boshlanish va oxirgi qo'llatlariga bo'liqdir. Bu Gess qonuni deyiladi, bu matematik ko'rinishda quyidagicha yoziladi:

$$H_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H_{\text{„маҳсулот“}}^{\text{х.б.}} - \sum \Delta H_{\text{„даст. маҳс.“}}^{\text{х.б.}}$$

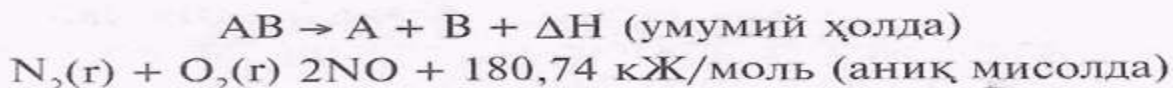
Bu ifodada ΔH moddalarning hosil bo'lish issiqligi bo'lib, uning ma'nosi — oddiy moddalardan "1 mol" murakkab modda hosil bo'lishida ajratib chiqadigan (yoki yutiladigan) issiqlik miqdoridir, Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlarini xisoblashda standart xosil bo'lish issiqlik qiymatidan foydalaniladi, Bu yerda: reaksiya natijasida xosil bo'lgan moddalar qosil bo'lish issiqliklarining; reaksiyaga kirishayotgan moddalar hosil bo'lish issiqliklarining yigindisi,

Moddalarning standart (298°K va 101.325 kPa) da o'lchangan hosil bo'lishi issiqligi shu moddaning *standart hosiya bo'lish issiqligi* deyiladi, ΔH yoki ΔH_{298} holida belgilanadi. Shuni unutmaslik kerakki, oddiy moddalar (Fe, S, Si, Al, Si, va hokazo)ning standart qosil bo'lish issiqliklari qiymati nolga teng, ya'ni — $\Delta H = 0 \text{ kJ/mol}$. Boshqa ba'zi moddalar uchun ΔH ning qiymatlari jadvalda Keltirilgan. SHu jadvaldagi qiymatlardan va Gess qonuni matematik ifodasidan foydalanib, har qanday kimyoviy jarayonning issiqlik effekti va biror reaksiyada ishtirok etayotgan moddaning hosil bo'lish issiqligini qiymatlarini xisoblash mumkin

Agar kimyoviy reaksiya natijasida issiqlik chiqsa ($\Delta H < 0$) sistema entalpiyasi kamayadi. Bunday jarayonlar *ekzotermik jarayonlar* deyiladi. Reaksiya tenglamasida — ΔH ifoda qo'shib yoziladi:



Agar kimyoviy reaksiya natijasida issiqlik yutilsa, ($\Delta H > 0$) sistema entalpiyasi (issiqlik jami) ortadi. Bu jarayonlar *endotermik jarayon* deyiladi. Reaksiyatenglamasida $+\Delta H$ ifoda qushib yoziladi:



Agar kimyoviy reaksiya tenglamasida ajralib chikadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori ko'rsatilsa, bunday tenglama *termokimyoviy tenglama* deyiladi. Yuqoridagi tenglamalar termokimyoviy tenglamalardir. Kimyo fanining reaksiyalar issiqlik effektlarini o'rganuvchi bo'limiga termokimyodeyiladi.

7.3. Entropiya haqida tushuncha. Kimyoviy reaksiyalarda gazsimon moddalardan suyuq yoki qattiq modda, qattiq moddalardan suyuq yoki gazsimon moddalar, suyuq moddalardan gazsimon va qattiq moddalar hosil bo'lishi mumkin. Moddalarning agregat holatlari o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar natijasida sistemaning "tartibsizlik" darajasi o'zgaradi. Boshqacha aytganda, sistemaning *entropiyasi* o'zgaradi,

Sistemada zarrachalarning "tartibsizlik" holatini miqdoriy tavsifnomasi sifatida entropiya funksiyasi kiritilgan bo'lib, u S harfi bilan belgilanadi va kJ/mol K yoki $\text{J/mol}^\circ\text{K}$ birliklarda o'lchanadi. Jarayonlar o'z-o'zidan borishi uchun sistemaning entropiyasi reaksiyadan oldingi holatdagiga nisbatan reaksiyadan keyin oshishi kerak, ya'ni $\Delta S_K > 0$ bo'lishi kerak. Masalan: NaCl kristallari suvda eriganda kristall panjaradagi Na^+ va Cl^- ionlari eritmaga o'tib, betartib harakatlana boshlaydi, Na^+ , Cl^- ionlari kristal panjaradagiga nisbatan juda yuqori betartib holatga o'tadi. SHu sababli:



SHu singari suvning agregat holati o'zgarishida



Agar CaCO_3 ni qizdirsak, $\text{CaCO}_{3(\text{k})} = \text{CaO}_{(\text{k})} + \text{CO}_{2(\text{g})}$ o'zgarish borib, kristall modla (CaCO_3) ikkita: CaO (qattiq) va CO_2 (gaz) moddalariga parchalanadi. SHu sababli sistemadagi zarrachalar soni va ularning tartibsizligi oshib, sistemaning entropiyasi $\Delta S > 0$ bo'ladi. Kimyoviy reaksiya entropiyasining o'zgarishi ΔS holda yoziladi. Umuman kimyoviy reaksiyalarda entropiya o'zgarishi quyidagi asosiy formula bilan hisoblanadi:

$$\Delta S_{298\text{к.р.}} = \sum S_{298(\text{маҳсулот})} - \sum S_{298(\text{даст. модда})}$$

Izobar-izotermik potentsial haqida tushuncha.

Kimyoviy reaksiyalar sodir bo'layotgan paytda bir vaqtning o'zida sistemaning ham entalpiyasi, ham entropiyasi o'zgaradi. Ana shu ikki effektning yig'indisi sistema (reaksiya)ning "*Gibbs energiyasi*" deyiladi, Bu

paytda sistemaning temperaturasi va bosimi o'zgarish holda saqlanganligi uchun Gibbs energiyasini boshqacha qilib — sistema izobar-izotermik potentsialining o'zgarishi ham deyiladi va u ΔG holida belgilanadi, uning o'lchov bir-ligi — kJ/mol, kkal/mol: "1 mol" moddoning standart sharoitda hosil bo'lishida reaksiya izobar-izotermik potentsialining o'zgarishi shu moddaning standart hosil bo'lish izobar-izotermik potentsiali o'zgarishi deyiladi va ΔG ko'rinishda yoziladi.

Har qanday kimyoviy reaksiya izobar-izotermik potentsialining o'zgarishi — ΔAG_{298} quyidagi formula yordamida xisoblanadi:

$$\Delta G_{298}^{(x.p.)} = \sum \Delta G_{298(\text{mahsulot})}^{x.b.} - \sum \Delta G_{298(\text{dast.modda})}^{x.b.}$$

Bunda mahsulot — $\Delta G_{298}^{(x.p.)}$ reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalar standart izobar-izotermik potentsiallari o'zgarishining stexiometrik koeffitsientlarni hisobga olib topilgan yig'indisi, kJ/mol. Reaksiyaga kirishgan moddalar standart izobar-izotermik potentsiallari o'zgarishining yuqoridagidek yig'indisi, kJ/mol. Umuman sistemaning temperaturasi (T), entalpiya o'zgarishi (ΔH), entropiya o'zgarishi (ΔS) hamda izobar-izotermik potentsiali o'zgarishi ΔG o'rtasida quyidagi bog'lanish mavjud: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Izobar-izotermik potentsialning qiymatiga qarab, standart sharoitda reaksiyalarning o'z-o'zicha borish-bormasligi va reaksiyaning yo'nalishi to'g'risida xulosa qilinadi:

a) agar kimyoviy reaksiya izobar-izotermik potentsiali o'zgarishining qiymati $\Delta G_{298(Kp)} > 0$, ya'ni musbat bo'lsa, bu reaksiyalar *standart sharoitda* o'z-o'zidan bora olmaydi;

b) agar $\Delta G_{298(Kp)} < 0$, ya'ni manfiy bo'lsa, bu reaksiyalar *standart sharoitda* o'z-o'zidan boradi, Bu reaksiyalar iqtisodiy va texnologik jihatdan qulay hisoblanadi;

v) agar $\Delta G_{298} = 0$ bo'lsa, bunda sistema kimyoviy muvozanat holida bo'ladi. Muvozanatni zarur reaksiya boradigan tomonga yo'naltirish uchun sistema parametrlari (P, T, S, V lar)ni o'zgargirish kerak bo'ladi.

Umuman termodinamik kattaliklarning o'zgarishini bilish jarayonlarni boshqarishni o'rgatib, u yoki bu reaksiyalar amalda borish-bormasligini asoslab beruvchi fundamental usuldir.

MAVZUGA OID TAYANCH IBORALAR.

1. Issiqlik effekti .
2. Termokimyo.
3. Endotermik reaksiya.
4. Ekzotermik reaksiya
5. Kimyoviy reaksiya entalpiyasi
6. Entropiya

7. Standardizobarpotentsial.

NAZORAT UCHUN SAVOL VA MASHQLAR.

1. Sulfat angidridning oltingugurt va kisloroddan hosil bo'lish issiqligi 288 kkal/mol bo'lsa, 1 kg oltingugurt yonganda qancha issiqlik chiqadiq
2. $\text{CaO} + 3\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}$ – 108,3 kkal reaksiyada SO ning hosil bo'lish issiqligi 29,7 kkal va CaC_2 ning hosil bo'lish issiqligi 14,1 kkal bo'lsa, CaO hosil bo'lish issiqligi topilsin.
3. Endotermik birikmalarga qaysi moddalar kiradiq
4. Ekzotermik reaksiyaga misollar yozing.

[illegible]

8-MA'RUZA: Kimyoviy jarayonlarning umumiy qonunlari. Kimyoviy kinetika.

REJA:

1. Kimyoviy reaksiya tezligi va o'nga ta'sir etuvchi omillar.
2. Gomogen va geterogen kataliz.
3. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti. Gess qonuni
4. Geterogen sistemalarda muvozanat
5. Qaytar va qaytmaz reaksiyalar.
6. Kimyoviy muvozanat. Muvozanat konstantasi.

8.1. Kimyoviy reaksiya tezligi. Kimyoviy reaksiyalar turli xil tezlikda sodir bo'ladi. Ulardan ba'zilari sekundning mingdan bir ulushida sodir bo'lsa, ayrimlari minutlar, soatlar, kun, oylar va yillar davomida amalga oshadi.

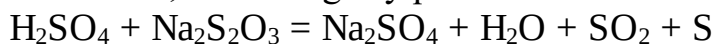
Shunday reaksiyalar ham ma'lumki, ular sharoitga qarab tez va sekin amalga oshishi mumkin, masalan: yuqori haroratda tez, sovuqda sekin borishi mumkin. Bu reaksiyalarning tezliklari orasidagi farq katta bo'lishi mumkin.

8.2. Modda va moddalar yig'indisiga kimyoda sistema deyiladi. Sistemalar gomogen va geterogen sistemalar bo'linadi.

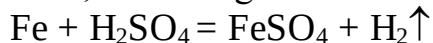
Bir xil fazadan tashkil topgan sistema *gomogen*, har xil fazadan tashkil topgan sistema *geterogen* sistema deb ataladi. Sistemaning boshqa qismlaridan chegara sirtlari bilan ajralib turuvchi qismiga *faza* deb ataladi. Gomogen sistemaga gazlar aralashmasi, chin eritmalar, metallarning qotishmasini, geterogen sistemalar esa dag'al dispers sistemalar, aralashmalar va hokazolar misol bo'ladi.

Gomogen sistemada boradigan (gomogen reaksiyalar) va geterogen sistemada boradigan (geterogen reaksiyalar) reaksiyalar bir birlaridan farq qiladi.

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



Geterogen sistemalarda esa sistemani tashkil etuvchi fazalar sirtidagina reaksiya amalga oshadi. Masalan, metallning kislotada erishi:



Bu reaksiya faqat metall sirtida sodir bo'ladi, chunki reaksiyaga kirishuvchi ikkala modda shu sirtida bir biri bilan to'qnashadi.

Gomogen reaksiya tezligi geterogen reaksiya tezligidan farq qiladi va ular har xil aniqlanadi. Gomogen reaksiya-ning tezligi reaksiyaga kirishayotgan yoki hosil bo'layotgan moddalardan birortasining konsentratsiyasini vaqt birligi ichida o'zgarishi bilan aniqlanadi. Geterogen reaksiyaning tezligi esa vaqt birligi ichida faza sirtining yuza birligida reaksiyaga kirishgan yoki hosil bo'lgan moddalarning miqdori bilan aniqlanadi.

Gomogen reaksiya tezligini matematik usulda quyidagicha ifodalanadi.

$$V_{\text{gomogen}} = \frac{C}{t}$$

Geterogen reaksiya tezligi: $V_{\text{geteregon}} = \frac{n}{S} \cdot t$

Kimyoviy reaksiya tezligining reaksiyaga kirishuvchi moddalar kontsentrasiyasiga bog'liq ligi. Massalar ta'siri qonuni. Kimyo sanoatida moddalarni ishlab chiqarish apparatlarining o'lchami va unumdorligi, hosil qilinadigan mahsulot miqdori reaksiyaning tezligiga bog'liq. Mahsulot moddalari unumdorligini oshirish va chiqindi moddalar miqdorini kamaytirish kimyo sanoatining muhim vazifalaridan biridir. Shuning uchun kimyoviy reaksiyalar va ularga ta'sir etuvchi omillar o'rganiladi. Kimyoviy reaksiyalar tezliklari haqidagi kimyoning bo'limi *kimyoviy kinetika* deyiladi. Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalar kontsentrasiyasi, harorat, katalizator, moddalar tabiati va boshqa omillarga bog'liq.

Moddalar kontsentrasiyalarining kimyoviy reaksiya tezligiga ta'sirini ifodalovchi qonun 1867 yilda norvegiyalik olim K.Guldberg va P.Vaage tomonidan taklif etilgan bo'lib, **massalar ta'siri qonuni** deb ataladi:

O'zgarmas haroratda kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning kontsentrasiyalari ko'paytmasiga to'g'ri proporsionaldir.

$A + B = C$ reaksiya uchun:

$v = k [A][B]$ bo'ladi.

bu erda: v - reaksiya tezligi;

k - tezlik konstantasi;

$[A], [V]$ - reaksiyaga kirishuvchi moddalar kontsentrasiyalari, mol/l.

Agar $aA + bB = C$ bo'lsa,

$v = k[A]^a[B]^b$ bo'ladi.

Massalar ta'siri qonunini azot(II)-oksid ning oksidlanish reaksiyasi misolida quyidagicha ifodalanadi:

$2NO + O_2 = 2NO_2$

$v = k [NO]^2[O_2]$.

Geterogen reaksiyalarda massalar ta'siri qonuni tenglamasiga faqat gaz yoki suyuq fazalarda bo'lgan moddalarning kontsentrasiyalari kiritiladi. Masalan:

$C + O_2 = CO_2$ reaksiyasi uchun

$v = k [O_2]$ bo'ladi.

Reaksiya tezligining haroratga bog'liqligi. **Vant-Goff qonuni**. Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar zarrachalari o'rtasidagi to'qnashuvlar soniga bog'liq bo'ladi. Ma'lumki, harorat oshirilganda, zarrachalarning harakatchanligi ortadi. Natijada to'qnashuvlar soni ham ortadi. Demak, reaksiyaning tezligi harorat ko'tarilishiga proporsional ravishda ortadi.

Molekulalarning to'qnashishi natijasida yangi modda hosil bo'lishi uchun zarur bo'lgan qo'shimcha energiya ayni reaksiyaning aktivlanish energiyasi deyiladi. Aktivlanish energiyasiga ega bo'lgan molekularlar aktiv molekular deyiladi. harorat ko'tarilishi bilan aktiv molekular soni ortadi.

Vant-Goff qonuni:

harorat har 10^0 S ortganda kimyoviy reaksiya tezligi 2-4 marta ortadi.

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

bu erda: V_{t_1}, V_{t_2} - reaksiyaning tegishli boshlanqich (t_1) va oxirgi (t_2) temperaturadagi tezliklari;

γ -reaksiya tezligining temperatura koeffitsienti. U reaksiyaga kirishayotgan moddalarning temperaturasi 10^0 ko'tarilganda reaksiyaning tezligi necha marta ortishini ko'rsatadi.

Misol: Reaksiya 298 K.da 32 min. davomida tugaydi. Agar reaksiyaning temperatura koeffitsienti 4 ga teng bo'lsa, shu reaksiya 348 K.da necha minutdan keyin tugaydi? Temperatura 298 K.dan 348 K.ga ko'tarilganda Vant-Goff qoidasiga ko'ra reaksiyaning tezligi:

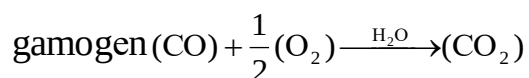
$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 4^{\frac{348-298}{10}} = 4^5 = 1024 \text{ марта ортади.}$$

Binobarin, agar bu reaksiya 298 K.da 32 min.da tugasa, 348 K.da u 1,8 sek.da tugaydi ($32 \text{ min} : 1024 = 0,03 \text{ min} = 1,8 \text{ s}$). Vant-Goff qoidasi taqribiy bo'lib, uni reaksiya tezligiga temperaturaning ta'sirini taxminiy baqolash ucho'ngina tatbiq etish mumkin.

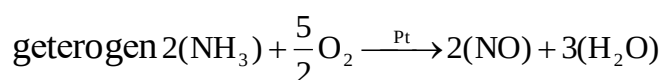
Gomogen va geterogen kataliz. Kimyoviy reaksiya tezligini orttirib, o'zi kimyoviy reaksiyada ishtirok etmaydigan moddalar katalizatorlar deyiladi. Katalizatorlar ishtirokida boradigan reaksiyalar katalitik reaksiyalar deyiladi. Kataliz ham gomogen va geterogen katalizlarga bo'linadi. Katalizator aktivligini pasaytiruvchi moddalar katalitik zaharlar deyiladi.

Kimyoviy reaksiya tezligini katalizatorlar ishtirokida o'zgarishi *kataliz* deb ataladi. Ba'zi katalizatorlar reaksiyani juda tezlashtiradi, bu — musbat kataliz deyiladi. Masalan, sulfat kislotani ishlab chiqarishda SO_2 ning oksid lanib SO_3 ga aylanishi musbat katalizga misoldir. Boshqa katalizatorlar reaksiyani sekinlashtiradi, bu — manfiy kataliz deyiladi. Masalan, vodorod peroksid H_2O_2 ning parchalanish reaksiyasi tezligining ozroq miqdordagi ($0,0001 \text{ mas.k.}$) sulfat kislota ishtirokida kamayishi manfiy katalizga misoldir. Reaksiya tezligini kamaytiradigan manfiy katalizatorlar esa ingibitorlar deyiladi (ingibitorlarning ta'sir etish mexanizmi katalizatorlarnikidan farq qiladi).

Gomogen katalizda reaksiyaga kirishayotgan moddalar bilan katalizatorlar bir fazali gaz yoki suyuq fazali sistema hosil qiladi. Bunda katalizator bilan reaksiyaga kirishayotgan moddalar orasida ajralish sirti bo'lmaydi.



Geterogen katalizda reaksiyaga kirishayotgan moddalar bilan katalizatorlar turli fazalardan iborat sistemani hosil qiladi. Bunda katalizator bilan reaksiyaga kirishayotgan moddalar orasida chegara sirti hosil bo'ladi. Odatda, katalizator qattiq modda, reaksiyaga kirishayotgan moddalar esa gazlar yoki suyuqliklar bo'ladi.



Kimyoviy ishlab chiqarishda katalizatorlarning roli nihoyatda katta. Sulfat kislotaning olinishi, ammiak sintezi, qattiq ko'mirdan suyuq yoqilg'i olish, neftni va tabiiy gazni qayta ishlash, sun'iy kauchuk, plastmassalar olish — bo'lar katalizatorlar ishlatiladigan eng muhim ishlab chiqarishlarning bir qismigina xolos.

Biologik sistemalarda kataliz juda muhim ro'l o'ynaydi. Bunday jarayonlarning katalizatorlari fermentlar deyiladi. Fermentlar oddiy yoki murakkab oqsillardan iborat. Chunonchi, so'lakda ptialin fermenti bor bo'lib, kraxmalni qandga aylanishini katalitik tezlashtiradi. Odam organizmida 30 000 ga yaqin turli-tuman fermentlar bo'lib, ulardan har biri o'ziga xos reaksiyalar uchun effektiv katalizatorlik vazifasini bajaradi.

8.3. Kimyoviy reaksiyalarning hosil bo'lish issiqligi. Gess qonuni. Kimyoviy reaksiyalar ko'pincha issiqlik yoki boshqa energiya turlarini yo'tish yoki chiqarish bilan sodir bo'ladi. Agar reaksiya o'zgarmas bosimda olib borilsa, ajralib chiqqan yoki yutqilgan issiqlik reaksiyaning o'zgarmas bosimdagi issiqlik effekti deyiladi va $+p$ bilan belgilanadi. Reaksiya o'zgarmas hajmda olib borilsa, uning issiqlik effekti $+v$ bilan belgilanadi va u reaksiyaning o'zgarmas hajmdagi issiqlik effekti deyiladi. Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effektlarini o'rganuvchi sohasi termokimyos deyiladi. Reaksiyaning issiqlik effekti kalorimetrlar yordamida aniqlanadi.

Issiqlik chiqishi bilan sodir bo'ladigan reaksiyalar ekzotermik reaksiyalar, issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiyalar endotermik reaksiyalar deyiladi.

Issiqlik miqdorining o'lchov birliklari joule (J), kilojoule (kJ), kaloriya, kkaloriyalardir. Termokimyos qoidasiga ko'ra, issiqlik ajralib chiqsa, musbat (+), issiqlik yutilsa manfiy (-) ishqorali bo'ladi.

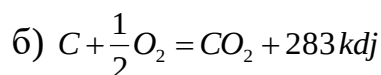
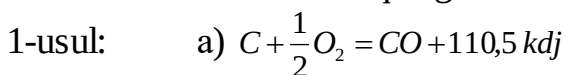
Reaksiyaning o'zgarmas bosim ($+p$) va o'zgarmas hajm ($+v$) dagi issiqlik effektini to'laroq tushunish uchun termodinamika qonunlariga murojaat etamiz.

Kimyoviy reaksiyalarning hosil bo'lish issiqligi. Gess qonuni. Oddiy moddalarda 1 mol birikma hosil bo'lganda ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu birikmaning *hosil bo'lish issiqligi* deyiladi.

1 mol modda to'liq yonganda ajralib chiqadigan issiqlik miqdori uning *yonish issiqligi* deyiladi.

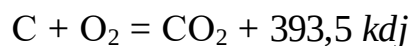
1840 yilda G.I. Gess tajriba asosida termokimyoning asosiy qonunini ta'rifladi:

Reaksiyaning issiqlik effekti jarayonining oraliq bosqichlariga bog'liq bo'lmay, moddalarning dastlabki va oxirgi holatlariga bog'liq. Masalan, karbonat angidrid SO_2 ikki usulda hosil qilingan.



$$393,5 \text{ kJ}$$

2-usulda reaksiya bosqichsiz o'tadi.



Bu tenglamalardan ko'rinib turibdiki, 12 g grafit bilan 16 g O₂ ning birikishidan hosil bo'lgan 28 g SO 16 g O₂ da yondirilganda, yoki 12 g grafit 32 g O₂ bilan to'g'ridan-to'g'ri biriktirilgandagi SO₂ ning hosil bo'lish issiqligi bir xil qiymatga ega.

Gess qonuni tajribada qilib ko'rilmagan kimyoviy reaksiyaning ham issiqlik effektini hisoblab chiqarishga imkon beradi. Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effektini topish uchun reaksiya mahsulotlarining hosil bo'lish issiqliklari yig'indisiga reaksiya uchun olingan moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisini ayrib tashlash kerak:

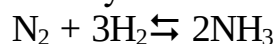
$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{макс.улот}} - \sum \Delta H_{\text{дист.молда}} .$$

8.4. Kimyoviy reaksiyalarni ikki xil guruhga bo'lish mumkin: qaytar va qaytmas reaksiyalar. Qaytmas reaksiyalar oxirigacha, ya'ni o'zaro reaksiyaga kirishuvchi moddalardan biri batamom sarf bo'lguncha boradi. Masalan:



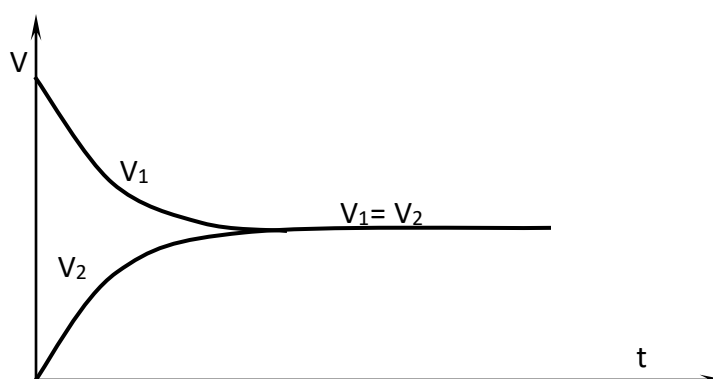
Berqilgan reaksiyada nitrat kislota etarli bo'lsa, reaksiya rux batamom erib bo'lgach tugaydi. Agar rux metali ortiqcha olingan bo'lsa, reaksiya nitrat kislotasi butunlay tugagach to'xtaydi. Agarda rux nitrat eritmasi orqali azot (IV)-oksid gazi o'tkazilsa, nitrat kislota va rux metali hosil bo'lmaydi, ya'ni reaksiya teskari yo'nalishda bormaydi. Demak, bu reaksiya qaytmas reaksiyadir.

Qaytar reaksiyalar oxirigacha bormaydi. Bunday reaksiyalarda reaksiyaga kirishuvchi moddalardan qech biri to'liq sarf bo'lmaydi. Qaytar reaksiyalar to'g'ri yo'nalishda ham, teskari yo'nalishda ham boradi. Masalan, ammiak sintezi:



Reaksiya uchun sharoit yaratqilgandan keyin gazlar aralashmasi analiz qilinsa, sistemada faqat reaksiya mahsuloti bo'libgina qolmay, dastlabki moddalar ham bo'ladi. Demak, ammiak sintezi qaytar reaksiyadir.

Ikki qarama-qarshi yo'nalishda boradigan jarayonlar **qaytar reaksiyalar** deyiladi. Qaytar reaksiyalarda tenglik o'rniga hqarama-hqarshi strelka qo'yiladi. Dastlab to'g'ri reaksiyaning tezligi yuqori bo'lib, sekin-asta uning tezligi kamayib boradi, teskari reaksiya tezligi esa Shunga mos ravishda ortib boradi.

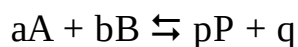


5-rasm. To'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari

8.5. Kimyoviy muvozanat. Muvozanat konstantasi. To'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari bir xil bo'lib qolganda ($V_{\text{to'g'ri}} = V_{\text{teskari}}$) kimyoviy muvozanat haror topadi. Kimyoviy muvozanat holatida vaqt birligi ichida qancha mahsulot parchalansa, shuncha miqdor yangisi hosil bo'ladi. Kimyoviy muvozanatni dinamik (harakatchan) muvozanat deb yuritiladi.

Kimyoviy muvozanatning miqdoriy o'lchov birligi sifatida muvozanat konstantasini olish mumkin.

Quyidagi misol orqali barcha qaytar reaksiyalarning muvozanat konstantasini ifodalash usulini ko'rib chiqamiz:



Massalar ta'siri qonuniga muvofiq reaksiya tezligi:

to'g'ri reaksiya uchun $V_{\text{to'g'ri}} = k_1 [A]^a [B]^b$

teskari reaksiya uchun $V_{\text{teskari}} = k_2 [P]^p [Q]^q$

$V_1 = V_2$ bo'lgani uchun, yuqoridagi ifodalarning o'ng tomoni ham bir-biriga teng bo'ladi:

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [P]^p [Q]^q$$

bundan:
$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[P]^p [Q]^q}{[A]^a [B]^b} \quad \text{kelib chiqadi.}$$

Reaksiyalarning tezlik konstantalari o'zgarmas son bo'lganligi uchun K bilan belgilab olamiz va K — muvozanat konstantasi deb yuritiladi:

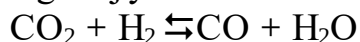
$$K_{\text{myB}} = \frac{[P]^p [Q]^q}{[A]^a [B]^b}$$

Geterogen reaksiyalarning muvozanat tenglamasiga faqat gaz yoki suyuq fazadagi moddalar kontsentrasiyalari kiradi.

Muvozanat konstantasining qiymati reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiati va haroratga bog'liq. Katalizatorlar to'g'ri va teskari reaksiyalar tezligini bir xilda oshirganligi uchun muvozanat konstantasi ta'sir etmaydi. Muvozanat konstantasi qanchalik katta bo'lsa, reaksiyaning unumi shunchalik ko'p bo'ladi. Shu sababli reaksiyalarning muvozanat konstantasini bilish kimyo va kimyoviy texnologiya uchun muhim ahamiyatga ega.

Muvozanatni siljitish omillari. Agar reaksiya sharoiti o'zgartirilsa, sistema muvozanat holatidan chiqadi, ya'ni to'g'ri va teskari jarayonlarda bir xil o'zgarish bo'lmaydi. Muvozanatning buzilishiga reaksiyaga kirishuvchi moddalardan birining kontsentrasiyasini o'zgarishi, bosim va haroratning o'zgarishi sabab bo'ladi. Har bir omil ta'sirini alohida ko'rib chiqamiz:

Kontsentrasiyaning ta'siri. Muvozanatda ishtirok etayotgan moddalardan birining kontsentrasiyasi oshirilsa, muvozanat shu moddani kamayishi tomonga siljiydi; agar moddalardan birining kontsentrasiyasi kamaytirilsa, muvozanat shu moddaning hosil bo'lishi tomonga siljiydi. Masalan:



tenglama bilan ifodalanadigan muvozanatdagi sistemaga SO_2 qo'shimcha qo'shilsa, sistema SO_2 kontsentrasiyasini kamaytirishga intiladi, ya'ni muvozanat o'ng tomonga siljiydi. Aksincha, agar SO_2 ning miqdorini kamaytirsak, sistema uni

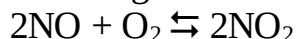
ko'paytirishga intiladi, ya'ni muvozanat chap tomonga siljiydi.

Haroratning ta'siri. Harorat ko'tarilganda muvozanat endotermik reaksiya tomon, harorat pasaysa, muvozanat ekzotermik reaksiya yo'nalishi tomonga siljiydi. Masalan, ammiak sintezida to'g'ri reaksiya ekzotermik va teskari reaksiya endotermik hisoblanadi:

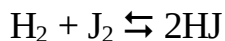


Berqilgan reaksiyada kimyoviy muvozanat harorat oshirilganda ammiakning parchalanishi tomonga, harorat pasaytirilganda esa ammiak hosil bo'lishi tomonga siljiydi.

Bosimning ta'siri. Gaz moddalar ishtirok etadigan va umuman hajmi o'zgaradigan muvozanatdagi sistemalarda kimyoviy muvozanat bosim o'zgarishi bilan siljiydi. Muvozanatdagi:

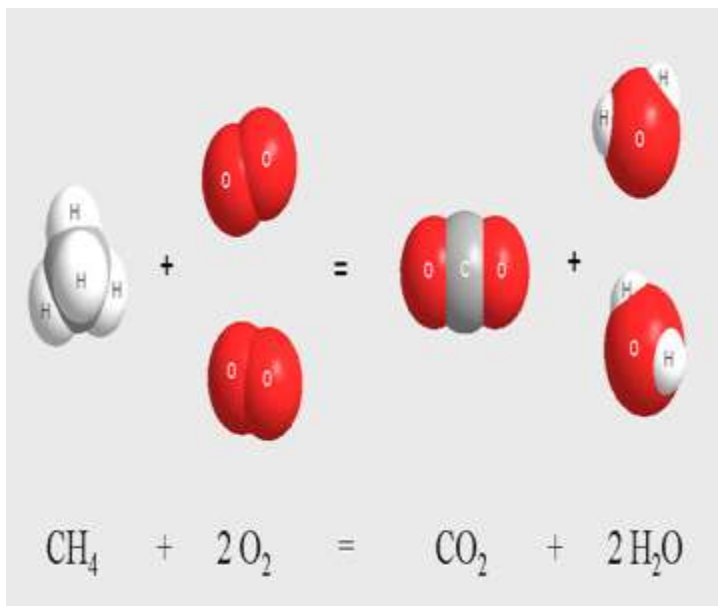


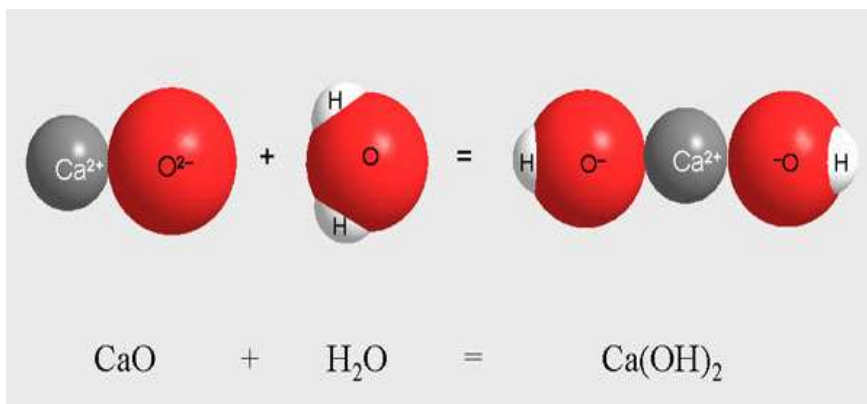
Sistemada bosim orttirilsa, muvozanat o'ng tomonga, ya'ni kam sondagi gaz molekulari hosil bo'lish tomoniga siljiydi; bosim kamaytirilsa, aksincha, muvozanat chap tomonga siljiydi. Agar reaksiya paytida gaz molekularning soni o'zgarmay qolsa, bunday sistemalarning muvozanati bosim ta'sirida o'zgarmay qoladi. Masalan:



Sistemaning muvozanatiga bosim ta'sir etmaydi. Kimyoviy muvozanatni siljishini 1884 yilda frantsuz olimi Le-Shatele tomonidan yaratqilgan printsipl asosida tushuntiriladi va bu printsipl quyidagicha ta'riflanadi.

Agar muvozanatda turgan sistemaga qandaydir tashqi ta'sir ko'rsatilsa, kimyoviy muvozanat shu ta'sir kuchini kamaytirish tomonga siljiydi.





Eritmalardagi zarrachalar o'lchami va turiga qarab ularni dispers sistema deb qaraladi.

Ikki va undan ortiq moddalardan iborat bo'lgan hamda ulardan biri ikkinchisi hajmida bir meyorda taqsimlangan sistema *dispers sistema* deyiladi.

Tabiatda eng ko'p tarqalgan dispers sistemalarda dispersion muhit suyuqlik, dispers faza esa qattiq modda bo'ladi. Dispers sistemaga misol qilib, changli havoni olish mumkin. Unda dispersion muhit havodir, dispersion faza mayda muallaq holdagi to'pироq zarrachalaridir.

Dispers sistemalar bir necha sinfga bo'linadi:

1. Dag'al dispers sistemalar. Dispers fazo zarrachalarining o'lchami $1 - 10^{-1}$ mkm (mkm — mikrometr, $1 \text{ mkm} = 10^{-6} \text{ m}$) bo'ladi. Dag'al dispers sistemalariga suspenziya va emulsiyalar kiradi.

Suspenziyalar suyuqlikda bir tekis tarqalgan dispersion faza (qattiq modda)dan iborat sistemadir. Suspenziyaga misol qilib loyqa suvni ko'rsatish mumkin.

Emulsiyalar biri ikkinchisidan taqsimlangan ikki suyuqlikdan iborat sistemadir. Sigir suti (yog'lar oqsilning gidrolizida tarqalgan) emulsiyaga misol bo'ladi.

2. Kolloid dispers sistemalar (kolloid so'zi grekcha koll – «yelim», eidos – «o'xshash» so'zlaridan kelib chiqqan bo'lib yelimsimonlar ma'nosini beradi). Kolloid eritmalarida dispers fazoning zarrachalar o'lchami $10^{-1} - 10^{-3}$ mkm. Bunday zarrachalar dispers sistema uzoq vaqt tindirilsa ham cho'kmaga tushmaydi, filtr qog'ozi teshiklaridan o'tib ketadi, oddiy mikroskopda ko'rinmaydi.

3. Chin eritmalar. Chin eritmalar molekulyar-dispers sistemalar va ion-dispers sistemalariga bo'linadi.

Molekulyar-dispers sistemalarda modda erish jarayonida ayrim molekulalarga ajraladi. Bunday sistemalariga shakar, spirt, aseton kabi moddalarning eritmaları kiradi.

Mavzuga oid tayanch iboralar.

- | | |
|--------------------------|--------------------------------|
| 1. Qaytar reaksiyalar | 4. To'g'ri va teskari reaksiya |
| 2. Qaytmas reaksiyalar | 5. Dinamik reaksiya |
| 3. Muvozanat konstantasi | 6. Le-Shatele printsipi. |

Mustahkamlash uchun nazorat savollari:

1. Kimyoviy reaksiya tezligi deb nimaga aytiladi?
2. Kimyoviy reaksiya tezligiga qanday omillar ta'sir etadi?
3. Kimyoviy muvozanat deb nimaga aytiladi?
4. Qaytar va qaytmas reaksiyalarbqanday bo'ladi?

4-MODUL. SUV ERITMALAR. ELEKTROLITIK ERITMALAR.

9-MAVZU: SUV KIMYOSI

REJA:

1. Suv molekulasining tuzilishi va xossalari
2. Suvning fizik va kimyoviy xossalari.
3. Eritmalar. Eritma turlari. Eritma konsentratsiyasining ifodalash usullari.

9.1.Suv molekulasining tuzilishi. XX asrning boshlarida suv oddiy H_2O molekulari bilan bir qatorda qo'shaloq $(H_2O)_2$, uch karrali $(H_2O)_3$ va undan ham murakkabroq zarrachalardan tarkib topgan assotsiatlardan iborat deb hisoblanardi. Bu fikr tasdiqlanmadi va rentgent struktur analizi suvda molekular tarkibi bilan joylashganini ko'rsatdi. Suv tuzilishi juda yaxshi o'rganilgan. Suv molekulasida H – O – H burchagi $104,50^\circ$ ni tashkil qiladi, ularning joylashishi uchburchak shakliga ega. 1951 yilda N. Berrum suv molekulasini tetraedrik tuzilishiga ega, degan tasavvurga keldi.

Valent bog'lanishlar nazariyasiga ko'ra, suv molekulasida kislorod atomi sp^3 -gibridlangan holatda bo'ladi. Kislorodning ikkita sp^3 – gibridlangan orbitallari vodorod atomlarining s – orbitallari bilan birikib ikkita O – H bog'lanishni hosil qiladi.

Kislorod atomining qolgan ikkita sp^3 – orbitallariga ikkita juft elektronlar (taqsimlangan elektron juftlari) joylanib, ular bog'lanishda ishtirok etmaydi. Bunga ko'ra, suv molekulasining kislorod atomi tetraedrning markaziga joylashgan. Ikkita N – O bog'lanishlar uning ikki chuklisi tomon yunalgan. Tetraedrning qolgan ikki chuklisida ikki juft elektronlarga ega gibrid orbitallar joylashadi.

Suv molekulasida kislorod atomi bilan vodorod atomi orasidagi (O – H) masofa $0,096\text{ nm}$, vodorod atomlari orasida (H – H) masofa $0,154\text{ nm}$, muz molekulasida kislorod valentliklari orasidagi burchak $109,50^\circ$ ga teng. Muzning kristalida molekulararo masofa $0,276\text{ nm}$ ga teng. Shunga asoslanib muzdagi suv molekulasining radiusi $0,138\text{ nm}$ deb qabul qilingan.

Muz shunday tuzilganki, uning kristalidagi har qaysi molekulani boshqa to'rtta molekula qurshab oladi, demak muzda suv molekulasining koordinatsion soni 4 ga teng: bu molekular o'zaro vodorod bog'lanishlar vositasida bog'lanadi.

Suv molekulari o'zaro vodorod bog'lanishlar orqali bog'langan bo'lib, yuqori haroratda bu bog'lar kuchsizlanadi va ular soni kamayadi. Suvda boshqa ion va molekular paydo bo'lishi bilan suvning assotsilanish darajasi pasayadi.

9.2.Suvning fizikaviy xossalari. Suv oddiy sharoitda xidsiz va mazasiz suyuqlik, yupqa suv qatlami rangsiz, qalin suv qatlami esa havo rangiga ega, chunki suv oq nurning qisman qizil nurlarini yo'tadi, qizil rang uchun zangori rang to'ldiruvchi bo'lganligi sababli qalin qavatidagi suv havorang tusga ega.

Suvning $+4^\circ\text{C}$ dagi zichligi $1\text{ g} \cdot \text{sm}^{-3}$ ga teng; $+4^\circ\text{C}$ dan yuqorida ham, undan pastda ham suvning zichligi 1 dan kichik bo'ladi. Bu xojisa suvning zichlik

anomaliasi deb ataladi. Toza suv 0°C da muzlab, 101,325 kPa ga teng bosimda 100°C da qaynaydi.

Toza suvning solishritma issiqlik sig'imi barcha suyuq va qattiq moddalarnikidan katta bo'lib, $4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \text{ } ^{\circ}\text{C}^{-1}$ ga teng, demak 1 g suvni 1°C isitish uchun boshqa moddalarni isitishga sarflanadigan issiqlikka nisbatan ko'prok issiqlik talab etiladi. Bu hodisa suvning – issiqlik sig'im anomaliasini tashkil etadi.

Juda toza suvni extiyotlik bilan asta – sekin sovitib borilsa, u 0°C dan pastda ham muzlamasligi mumkin. Bunday «o'ta sovigani» suv barqaror holatda bo'lmaydi, uni silkitilsa yoki ichiga biror kristall tashlansa, u darrov muzlab qoladi. Suvni – 33°C ga qadar sovitish mumkin. Shuningdek, gaz va muallaq moddalardan tozalangan suvni toza idishda o'ta isitish ham mumkin, bunday suvni asta – sekin 100°C dan yuqori haroratga qadar isitilganda ham u qaynamaydi. Hozircha suvni $+275^{\circ}\text{C}$ ga qadar uta isitish mumkinligi aniqlangan. O'ta isitilgan suv ham barqaror holatda bo'lmaydi; biroz chayqatilsa, bunday suv juda tez ko'p bug' hosil qilib qaynaydi.

O'ta isitish hodisasi ba'zan ko'ngilsiz hodisalarga sabab bo'ladi. Shu sababli laboratoriyalarda suyuqlikni uta isitish hodisasini bartaraf qilish uchun qaynatilishi kerak bo'lgan suyuqlikka yuqori tomoni berkitilgan va past tomoni ochiq shisha kapilyar naychalar solinadi; naycha ichidagi havo asta – sekin chiqib, suyuqlikning bir me'yorda qaynashiga imkon beradi.

Suv tarkibida og'irlik jixatidan 11,11% vodorod va 88,89 % kislorod bor. Bundan suvning eng oddiy formulasi H_2O degan xulosa kelib chiqadi. Suvning molekulyar ogirligi suv bug'ining yuqori temperaturadagi zichligiga karab aniqlanganda, 18 ga teng bo'lib chiqadi, bu qiymat suvning eng oddiy formulasiga to'g'ri keladi, biroq suvning qaynash nuqtasiga yaqinlashgan sari suv bug'ining zichligi bir oz oshadi va uning molekulyar ogirligi 18 dan kattaroq bo'lib koladi. Ana shu ma'lumotlarning hammasi suyuq holatdagi suvda, oddiy H_2O molekulalari bilan bir qatorda, ular bilan muvozanatda to'rgan birmuncha murakkab molekulalar ham bo'ladi, degan xulosa kelib chiqadi, bunday molekulalarning tarkibi $(\text{H}_2\text{O})_x$ umumiy formula bilan ifodalanadi. Molekulalarning shu tarika o'zaro birikib, moddaning kimyoviy tabiatini o'zgartirmay, birmuncha murakkabrok zarrachalar hosil qilish hodisasi molekulalarning assotsiatsiyasi deb ataladi.

Umuman aytganda, assotsiatsiyalangan molekulalarning qutbliliga sabab bo'ladi; molekulalar qutbli bo'lgani uchun o'zining qarama – qarshi qutblari bilan bir – biriga tortiladi va buning natijasida, ikki, uch va undan ortiq molekulalar o'zaro birikib, yirikroq zarrachalar hosil qiladi.

Ammo suvda bo'ladigan assotsiatsiyaning asosiy sababi suv molekulalari O'rtasida «vodorod» bog'lanishlar hosil bo'lishidir.

Bunday murakkab molekulyar agregatlar ham suvda shu tarika hosil bo'ladi.

Suv uch agregat holatda: muz, suv va bug' holatida bo'ladi. Suvning bir agregat holatidan ikkinchi agregat holatiga utishi issiqlik yutilishi yoki issiqlik ajralishi bilan boradi. Masalan, 18g muzni 0°C da suvga aylantirish uchun 5,94 kJ issiqlik kerak bo'ladi. Aksincha, 18 g suv muzlaganda ushancha issiqlik chiqadi. Buni quyidagi tenglama bilan ifodalash mumkin:

$(\text{H}_2\text{O})_{\text{suyuq}} (\text{H}_2\text{O})_{\text{muz}} + 5,94 \text{ kJ}$

Agar 18g suv bug'i 100°C da 18g suv holatiga o'tsa, 39,64 kJ issiqlik chiqadi:

$(\text{H}_2\text{O})_{\text{bug}} \cdot G (\text{H}_2\text{O})_{\text{suyuq}} + 39,64 \text{ kJ}$

Aksincha, 18g suvni 100°C da 18g bug'ga aylantirish uchun 39,64 kJ issiqlik talab qilinadi.

Muz rangsiz kristall modda, uning solishtirma massasi $0,924 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, shuning uchun muz suv yuzida suzib yuradi. Bu xol tabiat uchun juda katta ahamiyatga ega. Yer sharining sovuq va o'rta iqlimi qismlaridagi suv xavzalarining faqat ustki qavati muzlaydi va hosil bo'lgan muz xavzasining chuqur qismlarini muzlashdan saklab turadi; shuning uchun muz qavati ostidagi suvda yil buyi xayot davom etadi. Suv doim bug'lanib turadi. Suv bug'ining bosimi, barcha suyuqliklar bug' bosimi kabi temperaturaga bog'liq. Temperatura oshgan sayin suv bug'ining bosimi ham ortadi.

Suvning holat diagrammasi. Suv berk idishda bug'langan ikki qarama – qarshi jarayon sodir bo'ladi; bulardan biri – suv molekulalarining suv sirtidan bug' fazaga utishi bo'lsa, ikkinchisi, aksincha, molekulalarning bug' fazadan suv fazasiga utishidir. Suv ustidagi fazo bug'ga to'yinganida suyuq va bug' faza o'zaro dinamik muvozanat holatida bo'ladi, ya'ni vaqt birligi ichida suv fazadan bug' fazaga o'tadigan molekulalar soni, shuncha vaqt birligi ichida bug' fazadan suv fazaga o'tadigan molekulalar soniga teng bo'ladi.

Suyuqlik bilan muvozanat holatida bo'lgan bug'ning o'zgarmas temperaturadagi bosimi uta suyuqlikning ayni temperaturadagi to'yingan bug' bosimi deb ataladi.

Suyuqlikning to'yingan bug' bosimini o'lchash uchun Torichelli nayidan foydalaniladi. Nayga pipetka yordamida suyuqlikni shunday miqdorda kiritiladiki, suyuqlik nay ichida bug'lanib, uning bir qismi simob ustida ortib qoladi. Suyuqlik bug'langanida naydagi simobning satxi pasayadi. Simob satxi pasayishining kPa hisobidagi son qiymati suyuqlikning ayni temperaturadagi to'yingan bosimiga tengdir. 6.1. – jadvalda suv bug'i bosimining 00S dan $374,15^\circ\text{C}$ gacha (ya'ni suvning kritik temperaturasi gacha) qiymatlari keltirilgan.

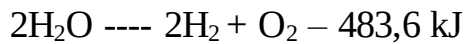
Agar abstsissa o'qiga temperaturani, ordinata o'qiga bug' bosimi kuyilsa, suvning holat diagrammasi hosil bo'ladi.

Bug' bosimining diagrammasiga asoslanib, suyuqlikning qaynash temperaturasi quyidagicha ta'riflanadi: suyuqlik bug' bosimi atmosfera bosimiga teng bo'lgan temperaturadagina qaynaydi.

Suv bug'ining turli temperaturadagi bosimi. Bu temperaturada suyuqlikning qaynash temperaturasi deb ataladi. Suyuqlikning qaynash temperaturasi bilan tashki bosim orasida bog'lanish bor: tashki bosim ortganda suyuqlikning qaynash temperaturasi ham ortadi.

Suvning kimyoviy xossalari. 1. Ikki xajm vodorod bilan bir xajm kislorod reaksiyaga kirishganida juda ko'p issiqlik chiqadi; «qalldiroq gaz» deb atalgan bu aralashma alangasining temperaturasi 3000°C dan ortib ketadi, lekin bu reaksiya amalga oshirilishi uchun aralashmani 550°C gacha qizdirish kerak (xona temperaturasida bu reaksiya juda sust boradi).

2. Suv molekulalari nixoyatda ko'p miqdorda issiqlik chiqishi bilan hosil bo'lganligi sababli suv issiqqa juda chidamlidir. Suv bug'i 1000°C dan yuqorida nixoyatda oz darajada vodorod va kislorodga ajraladi, buni suvning termik dissotsilanishi deb yuritiladi va quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



Temperatura kutarilganda muvozanat ungga siljiydi. 2000°C da suvning termik parchalanish 1,8 foizga, 3092°C da 13 foizga, 5000°Cda 100 foizga etadi.

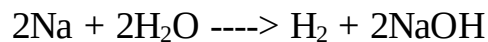
Demak, suv nixoyatda barqaror modda. Suv atomar kislorod bilan birikib, vodorod peroksidhosil qiladi: $\text{H}_2\text{O} + \text{O} \text{ ----> } \text{H}_2\text{O}_2$

Suv gaz holidagi ftor bilan reaksiyaga kirishganida atom holidagi kislorod ajralib chiqadi: $\text{H}_2\text{O} + \text{F}_2 \text{ ----> } 2\text{HF} + \text{O}$

Suv xlor bilan ham reaksiyaga kirishadi: $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \text{ ----> } \text{HClO} + \text{HCl}$

Cho'g' holidagi ko'mir orqali suv bug'i o'tkazilganida CO bilan H₂ ning aralashmasi hosil bo'ladi: $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \text{ ----> } \text{CO} + \text{H}_2$

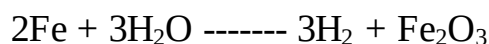
Suv faqat metallmaslar bilan emas, metallar bilan ham reaksiyaga kirisha oladi. Masalan, ishqoriy (ishqoriy – er) metallar suvni uy temperaturasida parchalaydi:



Ishqoriy metallarning gidridlari ham suv bilan reaksiyaga kirishganda vodorod ajralib chiqadi, masalan: $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} \text{ ----> } \text{NaOH} + \text{H}_2$

Magniy va rux 100°C dan yuqori temperaturada suv bilan reaksiyaga kirishadi.

Cho'g'langan temir faqat suv bug'i bilan reaksiyaga kirishadi:



Asl metallar (oltin, platina, kumush) va simob suv bilan reaksiyaga kirishmaydi. Suv oksidlar bilan ham reaksiyaga kirishib, asos hamdakislotalar hosil qiladi, masalan: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \text{ ----> } \text{Ca(OH)}_2$; $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \text{ ----> } \text{H}_2\text{SO}_4$

Ba'zi murakkab va oddiy moddalarning molekulari ma'lum miqdordagi suv molekulari bilan birikib, ularni o'z tarkibida saqlab turadi. Masalan, ok rangli suvsiz mis sulfat CuSO₄ suvga solinsa u kukaradi, chunki bu vaqtda CuSO₄ ning har qaysi molekulasida 5 ta suv molekulasida bilan kushilib, CuSO₄ • 5H₂O tarkibli birikma (tutiyoy) hosil qiladi. O'z tarkibida ana shunday “kristallizatsiya” suvi bo'lgan moddalar kristallgidratlar deb ataladi.

3. Ba'zi kristallgidratlar o'zining kristallizatsiya suvini havoda yukotadi, natijada ular nuraydi, ya'ni kristall shaklini yukotadi; ba'zi moddalar havodan o'ziga suvni tortib olib aniq tarkibli gidratlarga aylanadi; ba'zi moddalar havodan namni shu qadar ko'p tortib oladiki, bu suv bug'i kondensatlanib, shu modda bilan to'yingan eritma hosil qiladi; bu hodisa ayni moddaning havoda namikib ketishi deb ataladi.

Havoda namiqib ketadigan moddalar kuchli gigroskopik moddalardir.

4. Juda ko'p o'z – o'zicha boadigan reaksiyalarda suv bug'i katalizator vazifasini o'taydi.

5.Suv ko'pgina tuzlar bilan gidrolizlanish reaksiyasiga kirishib, kislota va asos hosil qiladi.

6.Suv qutbli modda bo'lganligi uchun ko'pchilik anorganik moddalarni o'zida yaxshi eritadi.

9.2. Eritma — ikki yoki undan ortiq komponent (takroriy qism) dan iborat bo'lgan gomogen sistemadir. Eritmalar ularni tashkil qiluvchi moddalarning agregat holatiga ko'ra qattiq, suyuq, gazsimon holatlarda bo'ladi. *Qattiq eritmalar* — bular metallarning turli tarkibiga ega bo'lgan qotishmalari (po'lat, cho'yan, dyuralyuminiy, bronza, latun) va tuzlarning yoki oksidlarning aralashmasi.

Gazsimon eritmalarga havo (azot, kislorod va boshqa gazlardan iborat) va boshqa gazlarning aralashmalari kiradi.

Qattiq va gazsimon eritmalarida qaysi komponentning miqdori ko'p bulsa, shu komponent erituvchi hisoblanadi. Masalan: cho'yan — uglerod (4%) ning temir (96%) dagi eritmasi bo'lsa, havo — azotdagi (78%) kislorod (21%) va boshqa gazlarning eritmasi buladi.

Eng ko'p o'rganiladigan va ko'p uchraydigan eritmalar suyuq eritmalaridir. **Suyuq eritmalar** — asoslar, kislotalar tuzlar va organik moddalarning suv yoki boshqa suyuq moddalarda eripidan hosil bo'lgan sisgemalardir. SHu sababli, eritmalar qatoriga ko'pchilik suyuqliklar (suv-spirt, spirt-efir, benzol-efir, atseton-suv atseton-spirt, benzol-benzin va hokazo) ning o'zaro aralashmalarini kiritish mumkin. Suyuq eritmalarida eritma hosil bo'lish jarayonida agregat holatini o'zgartirmaydigan komponent *erituvchi* deyiladi. Shunga ko'ra, suv bilan spirtning aralashuvidan hosil bo'lgan: 40% li spirt eritmasi — spirtning suvdagi (60%) eritmasi bo'lsa, 96% li aralashmasi — suvning (4%) spirtlagi (96%) eritmasi deb tushunilishi kerak. Masalan: suvda osh tuzi eriganda (miqdoridan qat'i nazar) osh tuzi kristallari suv ta'sirida kristall holatini yo'qotadi, suv esa suyuq holicha qolaveradi. SHuning uchun bunday eritmalarining barchasida suv erituvchi bo'ladi.

Agar suyuqliklarning o'zaro aralashuvidan hosil bo'lgan eritmalar bo'lsa, miqlori *ko'p* bo'lgan suyuqlik erituvchi hisoblanadi.

Eritmalarining hosil bo'lishi. Eritmalarining hosil bo'lishini fizikaviy va kimyo nazariyalar quyidagicha tushuntiradi.

Eritma erituvchilarla turli modda molekulalarining tarqalib ketishi, ya'ni erishi natijasida hosil bo'ladi. Qattiq moddalar erishida uning sirtidagi zarrachalar eritunchi molekulalari ta'sirida sirtdan "uzilib" erit-maga o'tadi. Diffuziya hodisasi yea molekulalararo ta'sir tufayli bu zarrachalar eritma "ichiga" singib ketib, bir tekis tarqala boshlaydi. Shu tariqa kristall panjarani tashkil etgan barcha zarrachalar (eritma erigan moddaga to'yinmaguncha) eritmaga o'tadi va eritma qosil bo'ladi. Bu jarayon natijasida bir jinsli sistema hosil bo'ladi va bunda erituvchining tabiati va qattiq moddaning tuzilishi, kimyoviy xossasi asosiy rol o'ynaydi.

Suyuq moddalar eritmalarining hosil bo'lishida erituvchi va eriydigan

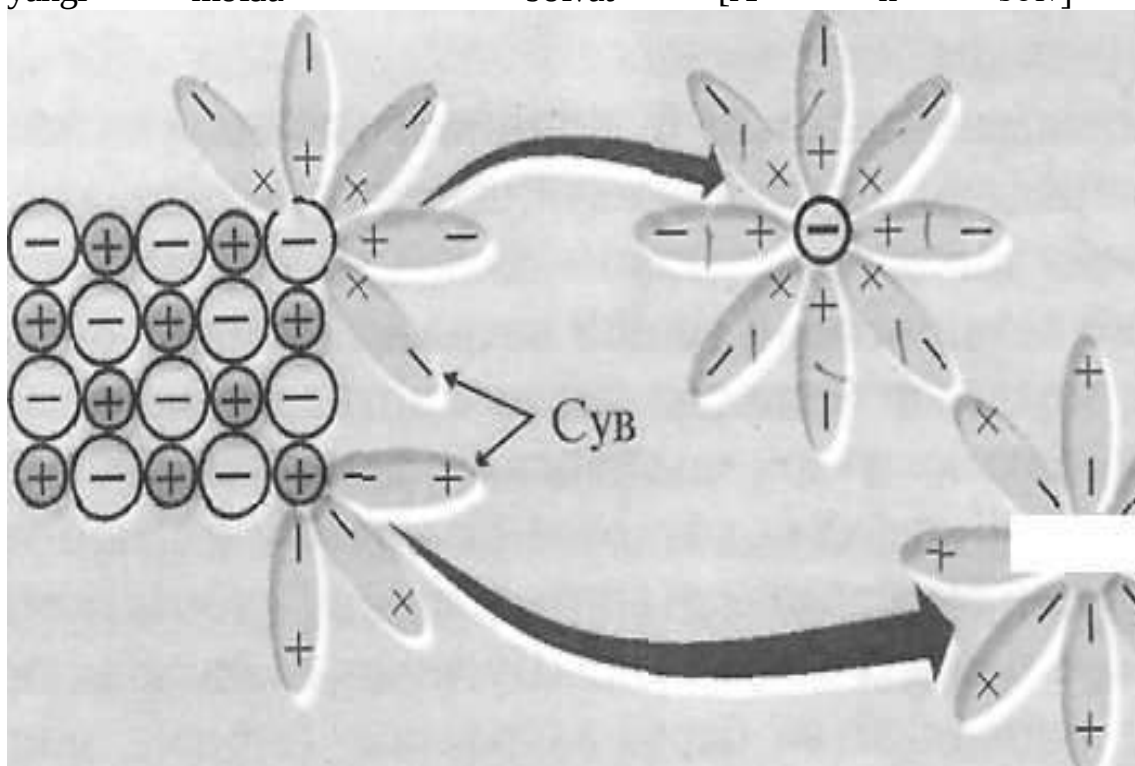
moddalarning molekulari (diffuziya hodisasi tufayli) o'zaro aralashib ketadi. Bu jarayonda moddalarning dipol momenti, qutblanuvchanligi kabi xususiyatlari asosiy o'rinni egallaydi. SHu sababli, qutbli moddalar qutbli erituvchida, qutbsiz moddalar qutbsiz erituvchilarda yaxshi eriydi.

Eritmalarnng bir jinsli bo'lishi, erish jarayonida issiqlikning yutilishi yoki ajralib chiqishi eritmalarini kimyoviy moddalar debilishiga asos bo'ladi.

Lekin eritmalar tarkibining har xilligi va o'zgaruvchanligi ularni mexanik aralashmalarga taalluqli, degan xulosaga olib keladi. SHu sababli, eritmalarini kimyoviy moddalar bilan mexanik aralashmalar O'rtasidagi "oraliq sistema" deb qarash kerak. ,

Yuqoridagi holatlarda va har qanday eritmalarining hosil bo'lishida erituvchi molekulari bilan eriydigan modda molekulari o'rtasida uzaro fizik-kimyoviy ta'sir ro'y beradi. Bu ta'sirning mahsulosh sifatida erigan modda molekularining *sol'vatlari* — **erigan modda molekulariga erituvchi molekulari** birikishi mahsulotlari hosil bo'ladi.

Agar A-modda biror eruvchi (lotincha solvent)da erisa, eritmada hosil bo'lgan yangi molda — solvat $[A - n \text{ solv}]$ ko'ri



nishida yoziladi. Erituvchi suv bo'lsa, hosil bo'lgan moddalar ($A \cdot nH_2O$) gidratlar deyiladi. Eritmalar xosil bo'lishining solvatlar (gidratlar) nazariyasini D. I. Mendeleev yaratgan. Bu nazariyaning rivojlanishiga S. Arrenius va V. Konovalovlar ham katta hissa **qo'shgan**.

Eritmalarla erituvchi va erigak modda o'rtasida o'zaro ta'sir yuz berishining yana bir isboti suvli eritmalarda kristallgidratlarning **hosil** bo'lishidir.

Suvli eritmalarda ajratib olingan ko'pchilik kristall moddalar tarkibida bir necha molekula suv bo'ladi:

Demak, gidratlar (solvatlar) ning tarkibi erigan molda tarkibiga, tabiatiga, erituvchining miqtsori va tabiatiga bog'liq bo'ladi.

Barcha kimyoviy jarayonlar singari moddalarning erishi ham sistemaning entalpiyasi (DN), entropiyasi (AS) va **izobar-izotermik** potentsiali G o'zgarishi bilan tavsiflanadi. Termodinamika nuqtai nazaridan biror modda boshqa ikkinchi moddada eriganda shu jarayon ro'y berayotgan sistema uchun $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$ shart bajarilishi kerak.

Bundan ko'rinib turibdiki, doimiy temperaturada ΔG ning qiymati erish jarayonida zarrachalarning tartib-sizlik darajasi (AS) — entropiyaning va entalpiyaning (DN) o'zgarishidan tashkil topadi.

Bu ikkala kattalikning erish jarayonida o'zgarishi quyidagicha tushuntiriladi. Suyuqlik yoki qat'iy modda eriganda ularning zarrachalari "tartibli" holatdan tar-tibsiz holatga o'tadi, ya'ni erituvchida tarqalib ketadi. Buning natijasida sistemaning entropiyasi ortadi ($\Delta S > 0$), bu erish jarayonini o'z-o'zidan borishiga va $\Delta G < 0$ bo'lishida entropiya omilining ijobiy hissa qushishiga sabab bo'ladi (SHuning uchun ham aksariy holatlarda qattiq va suyuq moddalarning erishi temperatura ortishi bilan ortadi).

Gazsimon moddalarning suyuqliklarda erishida zarrachalar (gaz holatdagi) tartibsiz holatdan tartibi yuqoriroq bo'lgan (suyuklik) holatga o'tadi. Bunda $\Delta S < 0$, ya'ni bu jarayon entropiyaning kamayishiga olib keladi. Bunda ΔG ning qiymatiga entropiya faktorining qo'shadigan hissasi salbiy bo'ladi. SHu sababli gazsimon moddalarning eruvchanligi temperatura ortishi bilan kamayib, temperatura pasayishi bilan ortadi.

Har qanday kimyoviy toza modda boshqa moddada eriydi. Moddalarning eruvchanligi shu moddaning va erituvchining tabiatiga va temperaturasiga bog'liq.

Moddalarning eruvchanligi deb, ayni temperaturada 100 g erituvchida erigan moddaning gram miqdariga aytiladi. Odatda buni moddalarning "eruvchanlik koeffitsienti" deyiladi,

Kengroq ma'noda moddalarning eruvchanligi sifatida ayni sharoitda to'yingan eritmaning kontseitratiasini qabul qilsa ham bo'ladi. Shunga muvofiq, eruvchanlik miqdoran erigan modda massasining tuyingan eritma massasiga nisbatini ifodalovchi foiz (%) qiymatga tengdir. Ba'zan 1 litr to'yingan eritmalagi erigan moddaning "mol" lar soni ham moddaning

eruvchanligi deyiladi.

Ko'pchilik hollarda erituvchi sifatida suv ishlatil-gani uchun moddalarning suvda eruvchanligi quyilagicha tavsiflanadi: agar 100 g suvda 10 g va undan ko'p miqdor-lagi modda erisa — *yaxshi eruvchan*, agar 10 g dan 0,001 gacha erisa — *kam (yomon) eriydigan*, agar 0,001 g dan kam erisa — *amalda erimaydigan* modda deyiladi

Moddalarning eruvchanligi ularning tabiatiga bog' -liq, Qutbli moddalar qutbli erituvchida (spirt suvda, ammiak suvda, vodorod xlorid suvda) yaxshi eriydi: qutbsiz moddalar qutbsiz erituvchilarda (yod xloroformda, yog' benzolda, naftalin benzolda) yaxshi eriydi.

Temperatura ortishi bilan moddalarning eruvchanligi ham ortib boradi. Buning sababi moddalarning erish issiqligi mavzusida batafsil bayon etildi. Moddalar eruvchanligining temperaturaga bog'liqligi eruvchanlik grafigida ko'rsatildi Ushbu g'rafikdan foydalanib xoxlagan temperaturada (100°S gacha) turli moddalarning 100g erituvchida necha gramm erishini bilib olish mumkin

Qattiq moddalarning eruvchanligi bosimga bog'liq bo'lmaydi. Suyuq moddalar suyuqliklarla eriganda turlicha (cheklangan miqdorda) eriydi yoki aralashadi. Masalan: spirt suvga cheklanmagan miqdorda eriydi bashqacha aytganla, spirt va suv o'zaro xohlagan miqdoriy nisbatlarda aralashadi

Dietil efiri xona temperaturasida suvda cheklangan miqdorda eriydi, ya'ni suv va efir aralashmasi ikki qavatdan iborat bo'ladi, Yuqori qatlam — suvning efirdagi to'yingan eritmasi bo'lsa, pastki qatlam — efirning suvdagi to'yingan eritmasidir. Temperaturaning ortishi bu moddalarni bir-biridan eruvchanligini oshiradi va ma'lum temperaturada ikkala modda o'zaro xohlagan nisbatda aralashadi.

O'zaro cheklangan miqdorda eruvni suyuqliklarning cheksiz eruvchanlik holatiga o'tadigan temperatura suyuqliklar erishiiing kritik temperaturasi deyiladi Bunga misol: fenol (S_6N_dON) 66,4°S gacha suvda cheklangan miqdorda eriydi, 66,4'S dan boshlab esa, fenol suvda cheklanmagan miqdorda, suv esa fenolda eriydi (aralashadi)^ SHuning uchun "fenol-suv" sistemasi uchun 66,4*S eriSHning *kri-tik temperaturasi* deyiladi.

Ma'lumki, ikkita o'zaro aralashmaydigan suyuqlik aralashmasiga uchinchi — bu ikkala moddada o'z eruvchanlik koeffitsientiga proporiional holda eriydigan modda qo'shilsa, bu modda ikkala suyuqlikda turlicha eriydi.

O'zaro aralashmaydigan moddalar arayaashmasida erigan (tarqaleai) moddaning kontsr.ntratsiyalari nisbati ayni tem-peraturada doimiy son bo'lib, erigai moddaiing umumiy miq-doriga bog'liq emas Buni "taqsimlanish tsonuni" deyiladi^ Agar S_1 — erigan moddaning birinchi erituvchidagi kon-ientratsiyasi, S_2 ^ erigan moddaning ikkinchi erituvchi-dagi kontsentratsiyasi bo'lsa, uning *taqsimlanish koeffitsienti* — K quyidagicha ifodalanadi:

$$K = C_1/C_2$$

Ma'lumki, yod suvda ($S_2 = 0,01 \text{ mol\%}$) kam eriydi, xloroform ($CHCl_3$) la ($C_1 = \text{mol\%}$) yaxshi eriydi. Agar "suv-xloroform" geterogen aralashmasiga

yod kristal-lari solinsa, u ikkala erituvchida turlicha eriydi va tarqalish koefiienti $K=C_{U3}/C_{2J2}=130$ teng, ya'ni J_2 ning xloformda erigan miqdori suvdagiga nisbatan 130 marta ko'p.

"Taqsimlanish qonuni"ga asoslanib moddalarni bir-biridan ajratish, miqdorini oshirish — *konsentrlash* va ajratib olish (*fraktsiyalash*) mumkin.

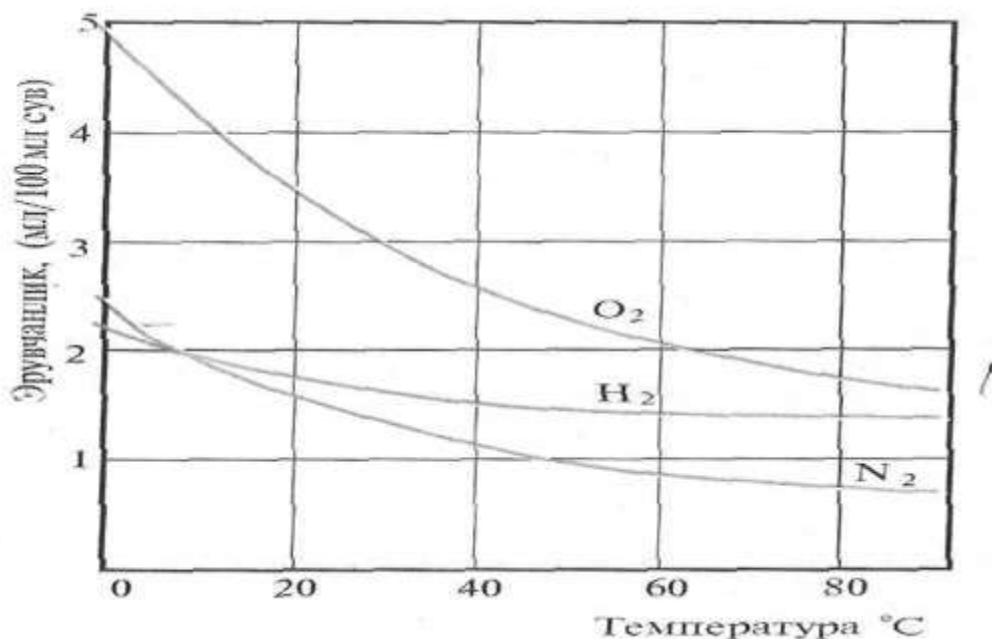
Gazlarning suyuqliklarda erishl ekzotermik jarayon bo'lib, *Geiri qoiuiiga* bo'ysunadi.

Doimiy temperaturada o'zgarmos hajmdagi suyuqlikda erigai gaz miqdori shu gazning partsial bosimiga to'g'ri pro-Portional A

$$C = K \cdot P$$

bunda; C - gazning eritmadagi miqdori, P — gazning pariial bosnmi va K-roportsionallik koefiienti yoki Genri doimiysi

Agar suyuqlikda bir necha gazlar aralashmasi erisa, har bir gazning eruvchanligi gazlarning umumiy bosi-miga emas, balki shu gazning partsial bosimigagina bog'liq bo'ladi.



Gazlarning eruvchanligi birlikda ifodalanadi.

Bu jalvalla ko'rinib turiblik, gazlarning suyuqliklarda erishi temleraturaga teskari ravishda bog'liq.

Eritmalar moddalarning eruvchanlik koefisientiga ko'ra to'yinmyagan, to'yingan va o'ta to'yingan xillarga ajratiladi.

To'yinmagan eritma. Ayni temperaturada ma'lum miq-dor erituvchida erish koefiientidan kam miqyaordagi modda erishidan hosil bo'lgan eritma — *to'yiimagan erit-ma* deyiladi. Agar eruvchanlik grafigiga e'tibor beril-sa, 20°S da 100 g suv\nda 36 g NaCl eriydi

gar shu sharoitda 15 g NaCl eritilsa, to'yinmagan eritma hosil bo'ladi. Bu eritmada yana qushimcha 21 g modda eritib to'yingan eritma hosil qilinadi.

To'yingan eritma - - ayni temperaturada ma'lum mikdorlagi erituvchida erish koefiientiga teng mikdordagi modda erishidan hosil bo'lgan eritmadir.

To'yingan eritmada doimo erigan modda miqdori kristall (erimay qolgan) modda miqdori bilan muvozanatda bo'ladi, ya'ni eritmaga o'tayotgan zarramalar soii eritmadan kristallga o'tastgan modda mikdoriga teng bo'ladi.

O'ta to'yingan eritma. Agar to'yingan eritmaga eri-gan modlardan qushib tsmpertura oshirilib boravsrilsa, ortiqcha qo'shilgan modda erib ketali. Yana modda qo'shi-lib. temperatura oshirilsa, modda nna erib ketadi va natijada o'ta to'yingan eritma hosil bo'lali.O'ta tuyin-gan eritmalar azaldan (T.E.Lovits, 1794 y) ma'lum bo'lib, ular oddiy sharoitda noturg'un (metastabil) sistemadir

Shu tufayli bu eritmaga ozgina mexanik ta'sir (eritma turgan idishga oddiy zarb) berilsa yoki ozgina qattiq modda zarrachasi qo'shilsa, temperatura pasaytirilsa eritma buziladi — erigan moddaning ortiqcha miqdori qayta krista,chlanib ajradib chiqadi. Shu usul (qayta kri-stallash) bilan ko'pchilik moddalar tozalanadi.

Eritmalarning kontsentratsiyalarini ifodalash usullari. Eritmalarning asosiy miqdoriy tavsifnomasi sifatida ularning kontsentratsiyalaridan foydalaniladi, Masalan, osh tuzining 10% li eritmasi, CaCl_2 ning 5% li eritmasi, H_2SO_4 ning 20% li eritmasi, NaOH ning 0,1 normal, KOH ning 1 molyar eritmaları, degan tavsiflar kup uchraydi. Bularning qammasida bitta umumiy tushuncha - eritma kontsentratsiyasi to'g'risida so'z boradi.

Eritmaning biror hajm yoki massa birligida erigan modda mikdorini ko'rsatuvchi kattalik erntmaning kontsentratsiyasi deyiladi va C - harfi bilan belgilanadi.

Eritma kontsentratsiyasini ifodalashning quyidagi turlari mavjud:

- a) erigan moddaning massa ulushi (W) yoki foiz kontsentratsiya ($C\%$)
- b) molyar kontsentratsiya (C_m , mol/l);
- v) normal yoki ekvivalent kontsentratsiya (C_n , mol ekv/l);
- d) molyal kontsentratsiya (C , molь/1000 g);
- e) molyar qism (N , o'lchov birligi yo'q yoki %; ulush birligi yoki %).

Har bir kontsentratsiya turini aloqida qarab chiqamiz.

Foiz (protsent) kontsentratsaya. Har qaiday eritmaning 100 grammida erigan moddoning gramm miqdorini ko'rsatuvchi qiymat foiz (protsent) kontsentratsiya deyiladi, Foiz kontsentratsiya quyidagi formula yerdamida hisoblanadi:

$$C_{\%} = \frac{m_{\text{модда}}}{m_{\text{эритма}}} \cdot 100\% = \frac{m_{\text{модда}}}{m_{\text{эритувчи}} + m_{\text{модда}}} \cdot 100\%$$

Ko'pchilik hollarda bu kontsentratsiyani "massa ulu shi" holid a ifolalanadi, Uning ma'nosieritma umumiy og'irligining qanchasi erigan modda hissasiga to'g'ri kelishini bildiradi.

$$\omega = \frac{m_{\text{модда}}}{m_{\text{эритма}}} = \frac{m_{\text{модда}}}{m_{\text{эритувчи}} + m_{\text{модда}}};$$

Ma'lumki, eritmalar suyuq holda bo'lgani uchun uning miqdori hajm birligida (V, ml, sm\ litr) ifodalana-di. Bunday hollarda eritma massasi bilan hajmi o'rtasidagi bog'lanish mV-d holida yoziladi. Bu yerda d — eritmaning zichligi, ya'ni 1 ml (sm³) hajmdagi eritma-ning og'irligi deyiladi va g/ml, g/sm³, kg/m³ da o'lchana-di. Masalan, 98% li H₂SO₄ eritmasining zichligi 1,84 g/sm³ ga teng deganda shu eritmaning 1 sm³ yoki 1 milli-litri 1,84 g massaga ega, deb tushunish kerak.

Yuqorilagilarni e'tiborga olsak, eritmaning foiz konsentratsiyasi (yoki erigan moddaning massa ulushi

Faraz qilaylik, osh tuzi eritmasining konsentra-tsiyasi 15% (0,15) li bo'lsin. Buning ma'nosi, osh tuzi eritmasining 100 grammi 15 g NaCl moddasi va 85 g H₂O dan tashkil topgan, Boshqacha aytganda, shu eritmaning 1 og'irlik qismi (g) da 0,15 og'irlik qism (r) NaCl va 0,85 og'irlik qism (g) H₂O bor.

Molyar konsentratsiya. Eritmalarning molyar, normal konsentratsiyalari va titr hajmiy konsentratsiyalar qatoriga kirib, eritma-ning hajm birligida erigan modaa miqyaorini ifoda-laydi.

1 litr (1000 ml) eritmala erigan modyaaning "mоль" lar miqdorini ko'rsatuvchi qiymat *moyayar kontseitratsiya* deyiladi. Uni qisoblash formulasi:

$$C = \frac{n_{\text{(моль)}}}{V_{\text{(литр)}}} \text{ бўлади.}$$

Bu yerda: V — eritmaning hajmi, p —V hajmga ega bo'lgan eritmada erigan moddaning miqdori, ya'ni "mol" lar soni. Agar $n = m/M$ va hajmni millilitrda ifodalasak, u holda:

$$C = \frac{m_{\text{модда}}}{M \cdot V_{\text{(мл)}}} \cdot 1000 \text{ бўлади.}$$

Bu yerda: m_{MD} - erigan modda massasi, g; M — erigan moddaning molyar massasi, g/molъ.

Agar, H₂SO₄ ning 0,5 mоль/l kontseptratsiyali eritmasi deyilsa, har bir litr eritmada 0,5 mоль (yoki 0,5·98=49 g) H₂SO₄ erigan, degan ma'noni tushunish kerak. *Normal (ekivalent) koitsentratsiya*

Har qanday eritmaning 1 litri (1000 millilitr) da erigan moddaning gramm-ekivalent soni (ekivalent mikdori) ni billiruvchi qiymatga normal konsentratsiya deyiladi, Normal konsentratsiyani hisoblash formula-lari:

$$C_H = \frac{n_{(г.экв)}}{V} \quad \text{ёки} \quad n_{(г.экв)} = \frac{m_{\text{молла}}}{\Theta_{\text{молла}}} \quad \text{ва}$$

Ushbu kontsentratsiyani hisoblash uchun "Kimyoning asosiy qonunlari" mavzusidagi murakkab moddalarning ekvivalentini hisoblash formulalarini bilish shart.

Agar NaOH ning 0,25 n li eritmasi deyilsa, shu eritmaning har 1 litrida 0,25 g,ekv (yoki $0,25 \cdot 40 = 10$ g) NaOH erigan, degan ma'noni anglash lozim.

$$C_H = \frac{m_{\text{молла}} \cdot 1000}{\Theta_{\text{молла}} V(\text{мл})} (H)(г.экв/л) \quad \text{бўлади.}$$

Molyar va normal konientraiialarning formulala-ridan ko'rinib turibdiki, eritmaning kontsentratsiyalari Erytma hajmiga teskari proportsionaldir, ya'ni *aniq kontsentrptsiyayi eritmaning hajlsh avvalgisiga nisbatan necha marta ortsa, eritma kontseitratsiyasi shuncha kamaya di.*

Aksariyat hollarda molyar va normal kontsentratsiyalar foiz kontsentratsiya biyaan almashtirilishi yoki ak-sincha masala,larni hal etishga tug'ri keladi. Shunday xollarda quyidagi formulalardan foydalanish mumkin.

MAVZUGA OID TAYANCH IBORALAR.

1. Distillangan suv
2. Eritma
3. Kristalizatsiya suvi,
4. Molekulalarning assotsiatsiyasi
5. Eruvchanlik
6. Qalldiroq gaz
7. Vodorod bog'lanish
8. Suv molekulasining tuzilishi

Nazorat uchun savol va mashqlar.

1. Suv molekulasini qanday tuzilishga ega? Rentgen struktur taxlili va valent bog'lanishlar nazariyasiga asoslanib tushuntiring.
2. Suvning fizikaviy xossalarini tushuntiring?
3. Suvning tabiiy suv tarkibi qanday bo'ladi? Unga misollar keltiring qaynashi va muzlashi to'g'risida nimalarni bilasiz.
6. Nega suv tozalanadi? Tozalash usullariga misollar keltiring
7. «Qalldiroq gaz» nima, u qanday sharoitda reaksiya beradi?

8. Suvning termik dissotsilanishi qanday sharoitda amalga oshadi?
9. Suv molekulasini qanday oddiy moddalar bilan o'zaro ta'sirga kirishadi? Misollar keltirib, reaksiya tenglamalarini yozing.
10. Eritma nima?
11. Eruvchanlik nima?
12. Eritma turlari nechta xil?
13. Eritma konsentratsiyasi qanday?

10- MA'RUZA: SUYULTIRILGAN ERITMALAR XOSSASI. OSMOTIK BOSIM.

REJA:

1. Eritmalardagi bug' bosimlari
2. Vant-Goff qonuni. Raul qonunlari
3. Osmotik bosim.
4. Eritmalarni muzlash va qaynash temperaturasi.

10.1.Eritmalardagi osmos hodisasi. Ma'lumki, eritma hosil bo'lishida yoki konsentrasiyalari bir-biridan farq qiluvchi eritmalar o'zaro aralashtirilganda eritmadagi modda zarrachalari va erituvchi molekulalari eritma ichida tartibsiz (Broun) harakat qila boshlaydi. Bunga turli kontsentratsiyali shakar eritmaları aralashmasi misol bo'la oladi. Agar kontsentratsiyasi kam shakar eritmasiga kontsentratsiyasi yuqori bo'lgan shakar eritmasi asta-sekin qo'shilsa, eritma ichida shakar molekulalari ko'p joydan kam joyga, erituvchi molekulalari xam ko'p joydan kam joyga o'tadi. Eritmada diffuziya hodisasi ro'y beradi. Bunda eritmaning entropiyasi G max bo'lguncha, ya'ni eritmala shakar molekulalari yangidan qayta tekis taqsimlanmaguncha davom etadi. Bu *ikki yoqlama diffuziya* deyiladi.

Agar shakar eritmasi solingan, levori yarimo'tkazgich xossaga (bir tomonlama o'tkazuvchan) ega idishni suvli idishga tushirilsa, bir yoqlama diffuziya ro'y beradi. Suvli idishdagi suv molekulalari (o'lchami kichik bo'lgani uchun) shakar eritmasiga — ichki idishga o'ta boshlaydi. Ichki idishdagi shakar molekulalarining o'lchami (diametri, hajmi) idish devoridagi teshiklarning o'lchamidan katta bo'lgani uchun tashqi suvli idishga o'ta olmaydi. Natijada ichki idishdagi eritma hajmi orta boshlaydi va eritma idishga tutashtirilgan nay orqali ko'tarila boshlaydi. Bunga *osmos hodisasi* deyiladi,

Osmos hodisasi tufayli ichki idishdagi bosim (gidrostatik bosim) ortadi va suyuqlik tashqi (masalan, atmosfera) bosimga nisbatan ish bajarib yuqoriga ko'tariladi. SHu jarayonda bajarqilgan ish osmotik bosim tufayli sodir bo'ladi,

Ayni misolda osmotik bosim ichki idishdagi suyuqlikning dastlabki va oxirgi holatidagi sathlari far-qiga teng bo'ladi,

Osmos hodisasi tufayli yuzaga kelgan gidrostatik bosim tashqi muhit bosimi bilan tenglashganda osmos hodisasi tuxtaydi.

Umuman eritmalardagi osmotik bosim Vant-Goff qonuniga ko'ra eritmada erigan modda miqdori S va temperatura (T)ga to'g'ri proportsionaldir:

$r = CRT$; bunda $P_{(osm)}$ - eritmaning osmotik bosimi, Pa, kPa, mm. sim, ust.; R — gaz doimiysi $8,314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$,

Agar $C = n/v$ molyar kontsentratsiyasi ekanligini va $n = m/M$ ekanligini va hajm (V) millilitrda o'lchanishini e'tiborga olsak, eritma osmotik bosimi quyida-gicha ifodalanadi:

$$P = 1000 \cdot m \cdot RT / M \cdot V$$

Ko'rinib turibdiki, eritmada erigan moddaning molekulyar og'irligi qanchalik kichik, temperatura va erigan modda miqdori qanchalik katta bo'lsa, osmotik bosimshunchalik yuqori bo'ladi.

Osmotik bosim odam organizmi va o'simliklar hayotida katta ahamiyatga ega. O'simliklar ildizi ham yarim o'tkazgichlik xossasiga ega. Tuproqdagi nam (H_2O) ni tortib olib o'simlik tanasida katta bosim xosil qiladi. Buning isboti sifatida agar o'simlikning shoxchasi kesib olinsa va bir oz vaqt quyilsa so'lib qoladi va qaytadan suvli idishga (yoki nam tulroqa) qo'yilsa qaytadan o'z holiga keladi. SHu sababli o'simlik hatto to'piroqlan unib chiqadi, daraxtning shoxlari egilib qolgan bo'lsada, yana yuqoriga qarab o'sadi.

Tajribalarning ko'rsatishicha, agar yerdagi namlik 6% ga teng bo'lib, (temperatura $20^{\circ}C$ bo'lsa), bunday yerga eqilgan don ekinlari urug'i ichida osmotik (gidrostatik) bosim $4,05 \cdot 10^6$ Pa ni tashkil etar ekan.

Odam organizmidagi hujayra va to'qimalar ham yarimo'tkazgich parda xossasiga ega. Isge'mol qilinadigaya suyuqliklar, oziq-ovqatlarning odam tanasiga singishi, muskullarning rivojlanishi osmos hodisasi tufayli sodir bo'ladi.

10.2.Eritmalarning bug' bosimi, qaynash va muzlash temperaturalari.
Raul qonunlari Eritmaning bug' bosimi. Raul qonunlari. Suyuqlik bilan muvozanatdagi bug'ning o'zgarish haroratdagi bosimi suyuqlikning bug' bosimi deyiladi. Suyuqlikning bug' bosimi bilan tashqi atmosfera bosimi tenglashsa suyuqlik qaynaydi.

Toza erituvchining bug' bosimidan eritmaning bug' bosimi doimo past bo'ladi. Eritma bug' bosimlarini o'rganish natijasida 1887 yilda fransuz fizigi Raul quyidagi bog'lanishni aniqladi.

Raulning I-tanometrik qonuni:

Eritma bug' bosimining pasayishi eritmada erigan moddaning molyar qismiga teng.

$$\frac{(P_0 - P)}{P_0} = N_2$$

bu erda: P_0 -toza erituvchining bug' bosimi;
 P - eritmaning bug' bosimi;
 N_2 -erigan moddaning molyar qismi:

$$\frac{(n_1 - n)}{n} = N_2$$

n - erigan moddaning mol miqdori;
 n_1 - erituvchining mol miqdori.

Raulning II-(ebo'lioskopik va krioskopik) qonuni.

Eritma qaynash haroratining ko'tarilishi va muzlash haroratining pasayishi eritmaning molyal konsentratsiyasiga to'g'ri proporsional.

$$t_{qay.} = E \cdot m; \quad t_{muz.} = K \cdot m.$$

Eritmalarda zaryadlangan zarrachalar mavjudligini 1818 yilda T.Grotgus aniqlagan. Shuning uchun eritmalardan elektr toki o'tadi. Moddalarning suvdagi eritmaları elektr tokini o'tkazishiga qarab ular elektrolitlar va elektrolitmaslarga ajratiladi.

Ma'lumki, har qanday suyuq modda temperaturaning hohlagan qiymatida doimo o'z bug'i bilan muvozanatda bo'ladi:

Suyuqlik ustidagi bug'-gazsimon modda bo'lgani uchun o'z bosimiga ega. Suyuqlik ustidagi bug'ning bosimi (har bir temperatura qiymatida) doimiy sonidir.

Toza suyuqlik, masalan, suv erituvchi bo'lsa, uning ayni temperaturadagi to'yingan bug' bosimi R , ga teng. Suvda biror modda (shakar, glyukoza, mochevina) eritilsa, *hosil* bo'lgan eritma ustidagi bug' bosimi R_2 bo'ladi yoki uning qiymati ayni temperaturada toza suvning to'yingan bug' bosimidan past bo'ladi: $P_s > P_g$

Ikkala bosim o'rtasidagi farq $\Delta R = R_1 - R_2$ eritma *to'yingan bug' bosiminig pasayishi* deyiladi, Bu ΔR farqning toza **erituvchi** (suv) to'yingan bug' bosimiga nisbati $\Delta R/R_1 = (R_1 - R_2)/R_1$ eritma to'yingan bug' bosimining nisbiy pasayishi deyiladi.

Frantsuz fizigi Raul (1887 y) eritma to'yingan bug' bosimini o'rganib o'zining birinchi qonunini kashf qildi. Bu qonunga binoan, *eritma to'yingan bug' bosimining nisbiy pasayishi eritmada erigan moddaning molyar qismi-ga to'g'ri proporsionaldir*: bunda: N_1 — erigan moddaning molyar qismi; p , va p_s — erituvchi va erigan moddaning eritmadagi "mol" lar soni.

Buning sababi yuqoridagi "suyuqlik-bug'" muvozanat holatidan kelib chiqadi. Chunki suvda modda eriganda suv molekulalari erigan modda molekulalari bilan birikma — gidratlarni hosil qilgani uchun suvdagi suv molekulalari miqdori kamayadi, Bu kamaygan molekulalarni suvli eritma o'z ustitsagi (bug' holatilagi) suv molekulalarini suyuqlikka aylanishi, ya'ni (H_2O) suv (H_2O) bug' muvozanatni chapga siljishi tufayli to'ldiradi. Bug' holatidagi suv molekulalari sonining kamayishi ayni temperaturadagi bosimni kamayishiga sabab bo'ladi va eritma ustidagi bug' bosimi to'la suvnikidan past bo'la-di. Bu xulosa har qanday eritma uchun doimo o'rinalidir.

Bu xulosalar suv va eritmaning holat diagrammasi asosida ifodalanadi.

Bu grafikka asosan toza suvning barcha holatlaridagi bug' bosimi (R_s) suvli eritmaning bug' bosimi (R_a) dan yuqoriva eritmaning konsentratsiyasi qanchalik yuqori bo'lsa, grafikdagi suv va eritmani ifodalovchi egri chi-ziqlar o'rtasidagi farq shunchalik katta bo'ladi.

Eritmaning qaynash va muzlash temperaturasi

Eritmalarning qaynash va muzlash temperaturasi ham oddiy toza erituvchi yoki toza kimyoviy moddaniqidan farq qiladi. Ma'lumki, har qanday suyuq modda ma'lum temperaturada qaynaydi. Ya'ni uning ichki bosimi tashqi muhit bosimiga teng bo'lganda u gazsimon holatga o'tadi. Xuddi shu singari suv 100°C da ($R = 101,3$ kPa) qaynaydi. 0°C da suyuq holatdan qattiq holatga o'tadi — muzlaydi.

Suvda moddalar eriganda suvning (aniqrog'i hosil bo'lgan eritmaning) qaynash va muzlash temperaturasi o'zgaradi. Eritmalarda turli tarkibli gidratlar (solvatlar) bo'ladi.

Eritma qaynay boshlagan (yoki muzlay boshlagan) temperatura eritmaning qaynash (yoki muzlash) temperaturasi deyiladi va yoki $T_{(muf., tmo)}$ hoida belgilanadi. Eritmalarning qaynash temperaturasi erituvchining qaynash temperaturasidan

doimo yuqori bo'lib, muzlash temperaturasi erituvchi muzlash temperaturasidan past bo'ladi.

Nazorat uchun savol va mashqlar:

1. Sulfat angidridning oltingugurt va kisloroddan hosil bo'lish issiqligi 288 kkal/mol bo'lsa, 1 kg oltingugurt yonganda qancha issiqlik chiqadi?
2. $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO} - 108,3 \text{ kkal}$ reaksiyada CO ning hosil bo'lish issiqligi 29,7 kkal va CaC_2 ning hosil bo'lish issiqligi 14,1 kkal bo'lsa, CaO hosil bo'lish issiqligi topilsin.
3. Endotermik birikmalarga qaysi moddalar kiradi?
4. Ekzotermik reaksiyaga misollar yozing.

Mavzuga oid tayanch iboralar:

- | | |
|------------------------|---------------------------|
| 1. Issiqlik effekti | 7. Entropiya |
| 2. Ekzotermik reaksiya | 8. Izobar potensial |
| 3. Endotermik reaksiya | 9. Hosil bulish issiqligi |
| 4. Termokimyo | 10. Yonish issiqligi |
| 5. Ichki energiya | 11. Gess qonuni |
| 6. Entalpiya | 12. Energetika muammolari |

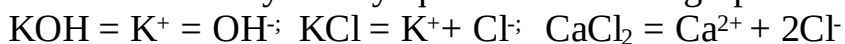
11-Ma'ruza: Elektrolit eritmalar. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar.

Elektrolitlarning suvli eritmalari.

Reja:

1. Elektrolitik dissotsilanish.
2. Dissotsilanish darajasi va mehanizmi.
3. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar.
4. Elektrolit eritmalarida boradigan reaksiyalar.
5. Kislota, asos va tuzlarning dissotsiatsiyasi.

11.1. Eritmalari yoki suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazadigan moddalarni elektrolitlar deyiladi. Elektrolitlarga kislota, asos va tuzlar misol bo'la oladi. Bu moddalar eritmalarida yoki suyuqlanmalarda ionlarga parchalanadi. Masalan:



Musbat zaryadlangan ionlar kationlar, manfiy zaryadlangan ionlar esa anionlar deyiladi. Elektrolit molekullari parchalangani uchun eritmada zarrachalar soni ortadi. Shuning uchun suyultirilgan noelektrolit eritmalar uchun aniqlangan Vant-Goff va Raul qonunlarining matematik ifodasini elektrolitlarga qo'llashda tuzatma koeffitsiyent (bu koeffitsiyent Vant-Goffning izotonik koeffitsiyenti deb ataladi) ni (i) kiritish kerak. U vaqtda Vant-Goff tenglamasi quyidagiko'rinishga ega bo'ladi: PCRTi. Raul qonunining tenglamasi $\Delta t = K_i$ shaklida yoziladi. Izotonik koeffitsiyent tajribada topilgan osmotik bosim, elektrolit eritmasining bug' bosimini, eritmaning muzlash temperaturasi kamayishining va eritma qaynash temperaturasining ko'tarilishi xuddi shu parametrlarning nazariy xisoblab topilgan qiymatlaridan necha marta kattaligini ko'rsatadi, ya'ni

$$i = \frac{P^1}{P} = \frac{\Delta P^1}{\Delta P} = \frac{\Delta t_{\text{muz}}^1}{\Delta t_{\text{muz}}} = \frac{\Delta t_{\text{kay}}^1}{\Delta t_{\text{kay}}}$$

Bu yerda P^1 , ΔP^1 , Δt_{muz}^1 , Δt_{kay}^1 - tajribada topilgan, P , ΔP , Δt_{muz} , Δt_{kay} nazariy xisoblab topilgan qiymatlar.

Shunday qilib, noelektrolit eritmalar uchun izotonik koeffitsiyent birga teng, elektrolit eritmaları uchun xamma vaqt birdan katta.

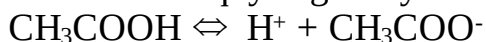
11.2. Shved olimi S.Arrenius (1887 y) elektrolit eritmalarining elektr o'tkazuvchanligi bilan Vant-Goff va Raul qonunlariga bo'ysunmasligi orasida ichki bog'lanish bor degan xulosaga keladi. U elektrolit molekullari suvda eriganda ionlarga parchalanadi, deb taxmin qildi. Shunday qilib, elektrolitik dissosilanish nazariyasi vujudga keldi. Lekin bu nazariya elektrolit molekullarini ionlarga dissosilanish sababini tushuntirib berolmadi. Bu nazariya D.I.Mendeleyevning "gidratlar" nazariyasiga asoslangan. I.A.Kablukov va V.P.Kistyakovskiylarning ishlarida o'z rivojini topdi. Elektrolit molekullarini parchalanishiga erituvchining qutblangan molekullari sabab bo'ladi. Anorganik moddalarning oddiy erituvchisi bo'lgan suv juda katta solvatlash xususiyatiga ega. Erituvchining qutblangan molekullari ularga tushgan elektrolit molekullarini o'rab olib, unda ichki bog'lanishni bo'shashtiradi, bu esa dissosilanishga olib keladi. Natijada eritmada gidratlangan ionlar paydo bo'ladi. Ionlarga parchalanish faqat suvda emas, balki

boshqa qutbli erituvchilarda, masalan, suyuq ammiakda xam bo'lishi mumkin, u vaqtda dissosilanish maxsulotlari ionlarning solvatlari deyiladi.

Eritmaga o'tgan ionlar erituvchining qutbli molekulalari bilan bog'langan bo'ladi va ionlarning solvatlarini xosil qiladi. Eritmada solvatlangan ionlar uzluksiz betartib harakatda bo'ladi. (masalan, NaCl tuzining suvda erish prosessi). Krisstall panjarasi ionlardan iborat moddalardan tashqari qutbli molekulalar xam ionlarga dissosilanadi.

Oddiy erituvchi suvning dielektrik o'tkazuvchanligi juda yuqori, bundan tashqari suv eng yaxshi ionlashtiruvchi erituvchidir. Suvning dielektrik o'tkazuvchanligi 80.1 ga teng. Bu shuni ko'rsatadiki, kristalda bo'lgan musbat va manfiy ionlararo tortishish kuchlari suvdagi eritmalarida 80.1 marta kamayadi. Dielektrik diomiylik efir, benzol, uglerod (IV)- sulfid kabi erituvchilarda, ya'ni dissosilanmaydigan moddalar uchun juda kichiqdir. Kuchsiz darajada ionlanuvchi spirt, aseton va boshqa erituvchilarda dielektrik o'tkazuvchanlik o'rtacha qiymatga ega bo'ladi.

Elektrolitlar tabiatiga qarab kuchli va kuchsiz elektrolitlarga bo'linadi. Kuchli elektrolitlar to'liq, kuchsiz elektrolitlar qisman eritmada ionlarga dissosilanadi. Kuchsiz elektrolitlarning dissosilanishi qaytar prosessdir: chunki eritmada gidratlangan ionlar tuknashishi natijasida yana dissosilanmagan molekulalarni xosil qilishi mumkin. Bunday qaytar prosessni molyarlanish deyiladi. Elektrolitik dissosilanish prosessi kinetik muvozanat qaror topganda, ya'ni dissosilanish tezligi molyarlanish tezligiga teng bo'lganda sodir bo'ladi. Masalan, sirka kislotaning suvli eritmasi uchun bu quyidagicha yoziladi:



Elektrolitlar dissosilanish darajasi bilan karakterlanadi.

Elektrolitning dissosilangan molekulalar sonining umumiy erigan molekulalar soniga nisbati dissosilanish darajasi deb ataladi. Dissosilanish darajasi kasr sonlar bilan yoki foiz xisobida ifodalanadi.

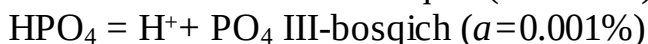
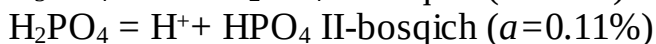
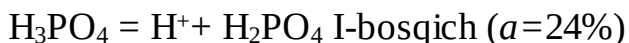
Kuchli elektrolitlarga dissosilanish darajasi 0.3 yoki 30% dan yuqori, kuchsiz elektrolitlarga esa dissosilanish darajasi 0.3 yoki 30% dan past bo'lgan moddalar kiradi. Dissosilanish darajasi konsentrasiyaga bog'liq bo'lib, eritma suyultirilgan sari ortadi. Chunki eritmaning kichik konsentrasiyasida ionlarning to'qnashish extimolliigi kamayadi. Dissosilanish darajasi temperaturaga bog'liq bo'lib, u ko'tarilishi bilan ortadi, chunki bu xolatda molekuladagi bog'lanishlar kuchsizlanadi. Kuchli elektrolitlarga kuchli asos, kuchli kislota va tuzlar; kuchsiz elektrolitlarga esa kuchsiz kislota, kuchsiz asoslar va barcha organik kislotalar misol bo'la oladi. Elektrolitlarning dissosilanish darajasi (α) ni izotonik koeffisiyenti (i) yordamida quyidagi tenglama asosida xisoblash mumkin:

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

bu yerda n - eritmada umumiy ionlar soni.

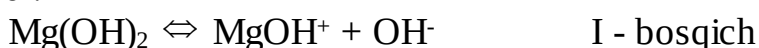
Masalan, CaCl_2 tuzi eritmada 1 ta Ca^{2+} ioniga va 2 ta Cl^- ioniga dissosilanadi, demak bu eritmada umumiy ionlar soni (n) 3 ga teng.

Ko'p negizli kislotalar, asoslar, tuzlar bosqich bilan dissosilanadi. Masalan, H_3PO_4 uch bosqichda quyidagicha (uch negizli bo'lgani uchun) ionlarga dissosilanadi:



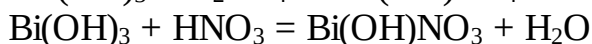
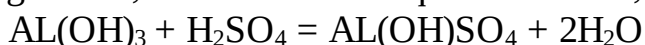
Dissosilanishning birinchi bosqichi kuchli boradi, ikkinchisi kuchsizrok, uchinchi bosqich esa juda kam kuchsiz bo'ladi. Neytral H_3PO_4 molekuladan vodorod ionini ajratib olish manfiy zaryadlangan H_2PO_4 ioniga nisbatan oson, HPO_4 ionidan esa H ionini ajratib olish qiyinrokdir.

Ko'p negizli kislotalar kabi, ikki va undan ortiq valentli metallarning asoslari xam bosqichli dissosilanadi. Masalan, $Mg(OH)_2$ ning dissosilanishi quyidagicha bo'ladi:

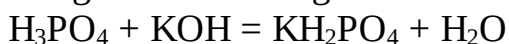


Ko'p negizli kislota va yuqori valentli metall asoslarining bosqichli dissosilanishi nordon va asosli tuzlar xosil bo'lishini ko'rsatadi.

Asosni neytrallash uchun kam miqdorda kislota olingan bo'lsa, asosning bir qism gidroksid i kislota koldigiga almashadi, bunda xosil bo'lgan tuz tarkibida suv koldigi bo'lib, u asosli tuz xosil qiladi. Masalan,

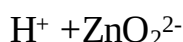
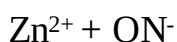
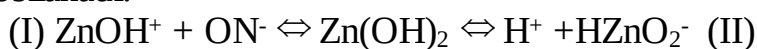


Agar asosdan kam miqdorda olingan bo'lsa, tarkibida metallga almashmagan kislota vodorodi bo'lgan nordon tuz xosil bo'lishi mumkin. Masalan:



Amfoter elektrolitlar. Suvda kam eriydigan metallarning ko'p gidroksid lari kislotali muxitda asos kabi, asosli muxitda esa kislota kabi reaksiyaga kirishadi.

Bunday molekulalar ikki xil: xam kislota, xam asos kabi dissosilanishi mumkin. Masalan, $Zn(OH)_2$ molekulasi xam asos (I), xam kislota (II) kabi dissosilanadi:



Kislota ishtirokida, ya'ni H^+ ionlari ortiqcha bo'lganda dissosilanish II tipda bormay I buyicha boradi, ishqor ishtirokida OH^- ionlar ortiqcha bo'lganda I tip buyicha dissosilanish tuxtab, ionlarga parchalanish II tip buyicha boradi.

Kuchsiz elektrolit eritmalariga xuddi gomogen sistema muvozanatidagi kabi massalar ta'sir qonunini qo'llash va muvozanat konstantasi uchun ifoda yozish mumkin. Masalan, sirka kislota eritmasida ionli muvozanat quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



Muvozanat konstantasi quyidagiko'rinishga ega:

$$K = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Bu yerda K- dissosilanish konstantasi deyiladi. U temperaturaga bog'liq bo'lib, eritmaning konsentrasiyasiga bog'liq emas. Bunday qonuniyat kuchli elektrolit eritmalarida kuzatilmaydi. (ular K konsentrasiya va temperatura o'zgarishi bilan o'zgaradi.)

Elektrolitik dissosilanish darajasi eritma konsentrasiyasi bilan uzgarganligi uchun kislota va asoslarning kuchini dissosilanish konstantasi bilan harakterlash qabulqilingan. Bu konstanta qanchalik kichikbo'lsa, elektrolit shunchalik kuchsiz bo'ladi. Masalan, sirka kislota ($K=1.76 \cdot 10^{-5}$) chumoli kislotadan ($K=1.8 \cdot 10^{-4}$) 10 marta kuchsizdir: sianid kislotadan ($K=4.79 \cdot 10^{-10}$) esa 2600 marta kuchlidir.

Eritma konsentrasiyasi (C), dissosilanish darajasi (a) va dissosilanish konstantasi (K) bir-biri bilan Ostvaldning suyo'ltirish qonuni orqali bog'langanligiga asoslanib, a ni xisoblash mumkin.

$$K = C \cdot \alpha \text{ bundan } \alpha = \sqrt{K/C}$$

Masalan, quyidagi tenglama buyicha dissosilanuvchi: $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ bir negizli kislota HA eritmasining konsentrasiyasi -C mol/l ga, dissosiyalanish darajasi a ga teng bo'lsa, muvozanat konstantasi

$$[H^+] = C \cdot \alpha, [A^-] = C \cdot \alpha, [HA] = C(1-\alpha) \text{ ga to'ng bo'ladi.}$$

$$K = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{C \cdot \alpha \cdot C \cdot \alpha}{C(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha} \text{ kelib chiqadi.}$$

Kuchsiz elektrolitlarda a ning qiymati 1 ga nisbatan juda kichik: shuning uchun (1-a) qiymatini 1 ga teng deb olish mumkin. U xolda yuqoridagi ifoda $K = \alpha^2 C$ ko'rinishga ega bo'ladi.

Eritmada ionlar konsentrasiyasi 1 l eritmadagi ionlarning mol sonlari (mol-ionG'l) bilan ifodalanadi. Uni avval g-ion/l shaklida ifodalab kelingan, uning qiymati 1 l eritmadagi ion massasiga teng. Masalan, 1g-ion/l SO_4^{2-} massasi 1 l eritmada 96 g SO_4^{2-} ionlari borligini ko'rsatadi. Xoziri vaqtda g-ion/l ni mol-ion/l(yoki mol/l) bilan ifodalanadi.

Ionning gramm ekvivalenti uglerod birligida grammda va son jixatidan bitta ionning ekvivalentiga teng bo'lgan ifodasidir. Masalan, 1 g-ekv SO_4^{2-} ion $96/2=48$ g teng (ion valentligi n 2 bo'lgani uchun) Tajriba natijalari ko'rsatadiki, kuchli elektrolitlarning dissosilanishi massalar ta'sir qonuniga buysunmaydi. Kuchli elektrolitlar eritmalarida ionlarga to'liq dissosilanadi. ($\alpha=1$)

Kuchli elektrolit eritmalar spektrlarini o'rganish eritmada dissosilanmagan molekulalar yukligini tasdiqlaydi. Kristallarni rentgenografik o'rganish (masalan KCL ni), ular ionli kristall panjaraga ega ekanligini ko'rsatadi. Kristall modda Eritilganda kristall panjara yemiriladi va ionlar eritmaga o'tadi. Lekin elektr o'tkazuvchanlikni ulchash kuchli elektrolit eritmalarida to'liq dissosilanish mavjudligini tasdiqlamadi, chunki eritmalarining elektr o'tkazuvchanligi faqat elektrolitning dissosilanish darajasiga bog'liq bo'lmay, ionlarning harakat tezligiga xam bog'liqdir. Kuchli elektrolit eritmalarida ionlar soni juda ko'p va ular bir-biri bilan shunday yaqin masofada joylashganki, ular orasida elektrostatik tortishish va itarilish kuchlari vujudga keladi.

Buning natijasida har qaysi ion o'z atrofida kqarama-kqarshi zaryadli ionlardan iborat "ion atmosferani" xosil qiladi va u eritmada ionlar harakatiga tuskinlik qiladi. Bu esa elektr o'tkazuvchanlikni kamaytiradi. Shuning uchun elektrolitning elektr o'tkazuvchanligini ulchab topilgan dissosilanish darajasi birdan kichik bo'lib, uni effektiv yoki kurinma dissosilanish darajasi deyiladi.

Effektiv dissosilanish darajasining qiymati, ionlar orasida o'zaro ta'sir kuchi bo'lgani uchun, goho elektrolit elektr tokini xuddi xamma ionlarga dissosilangandek o'tkazishini ("ion juftlari" xosil bo'lishini) ko'rsatadi. Ionlar orasidagi kuchlar eritmaning osmotik bosimiga, muzlash va qaynash temperaturasiga, ionlarning kimyoviy reaksiyaga kirishish qobiliyatiga va boshqa xossalarga xam ta'sir qiladi.

Kuchsiz elektrolit xossasini harakterlovchi qonunlarning matematik ifodasini kuchli elektrolitlarga qo'llash uchun ionlar "aktivligini" yoki "aktiv konsentrasiyasini" aniqlash kerak. Ionning aktivligi deb, eritmaning ma'lum xossalriga javob beradigan ionning effektiv konsentrasiyasi tushuniladi. Ionning aktivligi a_{ion} ionning konsentrasiyasi C_{ion} ga to'g'ri proporsional

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

Bu yerda: f -proporsionallik koeffisiyenti (uni aktivlik koeffisiyenti xam deyiladi), a_{ion} C_{ion} lar mol/l bilan ifodalanadi. Odatda aktivlik koeffisiyenti birdan kichik va faqat juda xam suyultirilgan eritmada 1 ga teng bo'ladi. Bu xolda $a_{ion} = C_{ion}$ Agar $f > 1$ bo'lsa, ionlar aktivligi ularning konsentrasiyasidan kichik bo'ladi.

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

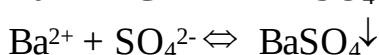
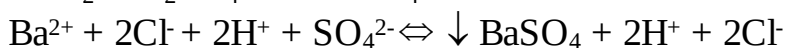
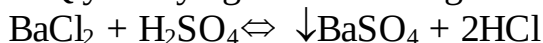
Elektrolit eritmalarida reaksiya molekulalar orasida bormay, erigan moddaning ionlari orasida boradi. Elektrolit eritmalarida boradigan reaksiyalarni molekulyar tenglama ko'rinishida emas, balki ion tenglama ko'rinishida uch qatorda 1) molekulyar, 2) ion va 3) ionlar ishtirok etishini ko'rsatadigan tenglama xolda ifodalanadi.

Elektrolit eritmalarida reaksiya borishi uchun:

- 1) Qiyin eriydigan moddalar
- 2) gazsimon moddalar
- 3) kam dissosilanuvchi moddalar xosil bo'lishi kerak.

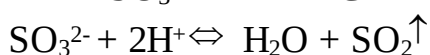
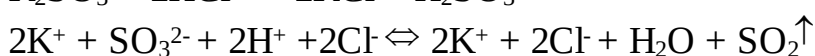
Agar shu moddalar xosil bo'lmasa reaksiya bormaydi

1. Qiyin eriydigan birikmaning xosil bo'lishi

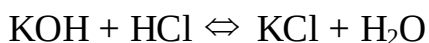


Agar reaksiyada bir necha qiyin eriydigan moddalar xosil bo'lsa, u xolda oldin juda kam eriydigan modda cho'kmaga tushadi.

2. Gazsimon moddaning xosil bo'lishi.

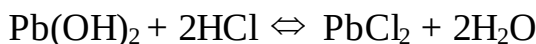


3. Kam dissosilanuvchi moddalarning xosil bo'lishi.



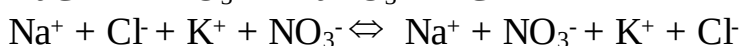
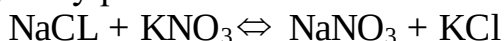


Eritmadagi chukma sirtida erigan moddaning ionlari bo'ladi. Agar qiyin eriydigan birikmaning biror soni ion erituvchi bilan biriksa, u xolda modda eriydi.



Bu misolda $PbCl_2$ cho'kmaga tushadi va kam dissosilanuvchi suv xosil bo'ladi, natijada $Pb(OH)_2$ eriydi.

Agar kuchli elektrolit eritmalarini aralashtirsak ularning ionlari orasida qaytar reaksiya boradi, ya'ni eritmada molekula xosil bo'lmay, bu elektrolitlarning ionlari o'zgarmayqoladi.



Eritmalar aralashtirmasdan va aralashtirilgandan keyin xam eritmada faqat Na^+ , K^+ , Cl^- , NO_3^- ionlar erkin xolda bo'ladi, Lekin eritma sovilib, kristallarga aylanganida 4 ta tuzning aralashmasi xosil bo'ladi.

Qiyin eruvchan birikmaning chukmasi sirtida shu chukma bilan ionlar O'rtasida muvozanat sodir bo'ladi. Kam eriydigan tuzga massalar ta'siri qonunini kullasak.



$$K = \frac{[Ca^{2+}][CO_3^{2-}]}{[CaCO_3]}$$

Muvozanat qattiq modda ($CaCO_3$) va eritmadagi ionlarning tuknashish sirtida sodir bo'lgani uchun $[CaCO_3]$ konsentrasiyasio'zgarmaydi. O'zgarmas temperaturada $K[CaCO_3]$ ko'paytmasi o'zgarmas kattalik bo'lgani uchun uni EK bilan ifodalanadi:

$$[Ca^{2+}][CO_3^{2-}] = [CaCO_3]. K = \text{const} = EK$$

Qattiq fazaning sirtidagi tuyingan eritmadagi kam eruvchan birikmaning ionlar konsentrasiyasini ko'paytmasi biror temperaturada o'zgarmas qiymat bo'lib, moddaning eruvchanlik ko'paytmasi (EK) deyiladi.

$$EK_{AgCl} = [Ag^+][Cl^-] = 1.73 \cdot 10^{-10}$$

$$EK_{BaSO_4} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = 1.43 \cdot 10^{-9}$$

$$EK_{CaCO_3} = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}] = 4.52 \cdot 10^{-9}$$

$$EK_{CuS} = [Cu^{2+}][S^{2-}] = 6 \cdot 10^{-36}$$

$$EK_{HgS} = [Hg^{2+}][S^{2-}] = 5 \cdot 10^{-52}$$

Eruvchanlik ko'paytmasi qiyin eriydigan elektrolitning umumiy eruvchanligi bilan bog'liqdir. Yuqoridagi mosollardan ko'rinib turibdiki, CuS va HgS larning eruvchanligi juda xam kichik.

Nazorat uchun savol va mashqlar:

1. Kuchsiz elektrolit $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ dissotsialanadi: muvozanatdagi sistemaga kuchli elektrolit kaliy gidroksid qo'shilsa, sistemada muvozanat qanday o'zgaradi?
2. Anion va kation nima?
3. Quyidagi sanab chiqilgan elektrolitlardan qaysi biri kuchli elektrolitlarga kiradi:
 - a) KCN, HNO_3 , NH_4OH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
 - b) Na_2HPO_4 , HCN, HJ, KOH.
4. Quyidagi sanab chiqilgan elektrolitlardan qaysi biri kuchsiz elektrolitlarga kiradi?
 - a) HBr, NaHCO_3 , NH_4OH , NaCl, $\text{Al}(\text{OH})_3$;
 - b) H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , CH_3COOH .
5. Quyidagi elektrolitlar uchun dissotsiyanish konstantasi ifodasini yozing: NH_4OH , H_2SO_3 .

Mavzuga oid tayanch iboralar:

- | | |
|-------------------------|--------------------------------|
| 1. Osmos | 7. Kuchsiz elektrolitlar |
| 2. Osmotik bosim | 8. Dissotsiyaanish darajasi |
| 3. Vant-Goff qonuni | 9. Dissotsialanish konstantasi |
| 4. Raulning I-qonuni | 10. Anion |
| 5. Raulning II-qonuni | 11. Kation. |
| 6. Kuchli elektrolitlar | |

12-MA'RUZA: Ionli reaksiyalar. Elektrolit eritmalarni xossalari, ion faollik.

REJA:

1. Suvning elektrolitik dissotsiatsiyasi
2. pH va uning ahamiyati, manosi
3. Tuzlarning gidrolizi.
4. Gidroliz darajasi va doimiysi.
5. Kislota va asoslarning protolitik va elektron nazariyasi

12.1. Suv molekulasi ilmiy o'rganish suv juda kuchsiz elektrolit ekanligini ko'rsatadi. U vodorod kationiga va gidroksid anioniga quyidagicha dissosilanadi:



Suvning 15°S dagi dissosilanish darajasi $1.89 \cdot 10^{-16}$ ga teng. Demak, 55600000 suv molekulasining faqat bittasi ionlangan xolda bo'ladi. Lekin dissosilanish piroessining tezligi juda yuqori bo'lgani uchun ionlar orasida reaksiya juda tez boradi. Shuning uchun xam suvning dissosilanishi juda katta ahamiyatga ega. Suvning dissosilanish konstantasi

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = 1.8 \cdot 10^{-16} \text{ ga teng}$$

Agar bir litrda $1000/18=55.56$ mol suv molekulasini bo'lishini xisobga olsak, unda quyidagini yozish mumkin:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 1.8 \cdot 10^{-16} \cdot 55.56 = 1 \cdot 10^{-14}$$

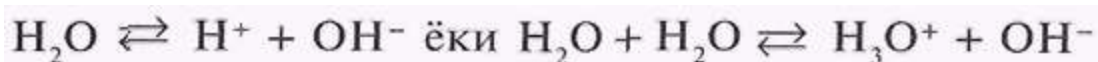
Bu tenglama suvda va suv eritmalarida vodorod xamda gidroksid ion konsentrasiyasining ko'paytmasi 22°S da doimiy qiymat bo'lib, $K_{\text{H}_2\text{O}}$ bilan ishqoralanishini ko'rsatadi. $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 10^{-14}$ neytral muxitda:

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ H^+ va OH^- konsentrasiyasining ko'paytmasi faqat suv uchun emas, balki tuz, kislota, ishqorlarining suvli eritmaları uchun xam o'zgarmas sonidir. Bu son suvning ion ko'paytmasi deyiladi. Suvning ion ko'paytmasidan foydalanib harqanday reaksiya muxitini (neytral, kislotali, ishqoriy) vodorod ionlari konsentrasiyasi bilan ko'rsatish mumkin. Buning uchun quyidagi xisoblash bajariladi:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}; [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]}$$

Har qanday suvli muxitni harakterlash uchun vodorod ioni konsentrasiyasi o'rniga bu konsentrasiyaning o'nli logarifm qiymatidan foydalanish ancha qulay. U pH bilan belgilanib vodorod ko'rsatkich deyiladi: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$. Masalan, agar $[\text{H}^+] = 10^{-5}$ bo'lsa, $\text{pH} = -\lg 10^{-5} = 5$ bo'ladi. Eritmaning $\text{pH} = 3$ ga teng bo'lsa, kuchli kislotali, $\text{pH} < 7$ bo'lsa, kuchsiz kislotali, $\text{pH} = 7$ bo'lsa, neytral, $\text{pH} > 7$ bo'lsa, ishqoriy xossani namoyon qiladi.

Ma'lumki, suv kuchsiz elektrolit, aniqrog'i kuchsiz amfolitdir. Suv molekulasini oz miqdorda bo'lsada, quyidagi tenglama bo'yicha dissotsilanadi:



Muvozanat juda kuchli ravishda chap tomonga siljigan, Bu reaksiya qaytar bo'lgani uchun o'nga massalar ta'siri qonunini qo'llasak suvning dissotsilanish doimiysi:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16} (t^\circ = 20^\circ\text{C}) \text{ бўлади.}$$

Ko'riib turibdiki. suvda 1 molekula H_2O dissosilansa, teng miqdorda $H^+(H_3O^+)$ va OH^- ionlari hosil bo'ladi, yani suvda doimo $[H^+] = [OH^-]$ dir.

Aksariyat hollarda suvli eritmalaridagi H^+ va OH^- ionlarining miqdorini bilish zarur. SHu boisdan suvdagi H^+ va OH^- ionlari miqdorini K_{dis} formulasi asosida hisoblash mumkin:

$$[H^+][OH^-] = K_{\text{дис}}[H_2O] = K_w$$

bo'lib, K_w - suvning ion ko'paytmasi deyiladi va suvda doimo H^+ va OH^- lar konsentratsiyalarining ko'paytmasi ayni temperaturada o'zgarmas sonidir.

Agar suvda erigan suvning molyar konsentratsiyasini hisoblasak: 1 litr $H_2O=1000$ g H_2O bo'ladi, chunki $\rho=1$ g/sm³.

$$C_M = \frac{m_{H_2O} \cdot 1000}{M \cdot V} = \frac{1000 \cdot 1000}{18 \cdot 1000} = 55,56 \text{ моль/л.}$$

Demak, suv eritmasidagi suvning molyar konsentratsiyasi 55,56 mol/l ekan. Suvning juda kam miqdori ionlaninishini e'tiborga olsak, muvozanatdagi suvning konsenchratsiyasi $[H_2O] = C = 55,56$ mol/l bo'lali, Bundan, $K_w = [H^+][OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14}$ kelib chiqadi, Suvda $[H^+] = [OH^-]$ ligini hisobga olsak, u holda $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} = [H^+] = 10^{-7}$ mol/l kelib chiqadi. Ushbu qiymatlarga asosan suvda loimo $[H] = 1 \cdot 10^{-7}$ mol/l va $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ mol/l bo'ladi, Agar suvda biror modda eritilsa va bu modda tarkibiy qismi suv bilan o'zaro almashinuv reaksiyalariga kirishsa, bo'lib qoladi. Bu hollarda eritmadigil H^+ va OH^- ning miq-dori quyidagi formulalar yordamida hisoblanadi:

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{[OH^-]}; \text{ va } [OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{[H^+]}$$

Ko'p hollarda H^+ ionlarining miqdori shu eritmada berayotgan reaksiyalarning asosiy tavsifnomasi hisoblanadi. Bunday hollarda vodorod ionlari miqdorini o'nli kasrlar holida ifodalash juda ko'p noqulayliklarni keltirib chiqaradi. Shuninguchun amalda oson bo'lsin uchun vodorod ionlari miqdorining ko'rsatkichi (pH) tushunchasi qabul qilingan.

12.2. Eritmaning pH i deb, shu eritmadagi H^+ -ionlari konsentratsiyasining o'nli logarifmining manfiy ishqora bilan olingan qiymatiga aytilai:

$$pH = \lg[H^+] = -\lg C_{H^+};$$

Toza, **dissotsiyallangan** suvning pH i: $pH = -\lg 1 \cdot 10^{-7} = -7$ bo'ladi.

Xuddi shuningdek, OH⁻ ionlari ko'rsatkichi ham mavjud (pOH) bo'lib, $pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 10^{-7}$ bo'ladi,

Doimo $pH + pOH = 14$ ga teng. Bundan, $pH = 14 - pOH$ yoki $pOH = 14 - pH$ bo'ladi.

Eritmalarning pH i asosiy, muxim kattalik bo'lib, uni eritmaga indikator qog'oz ta'sir ettirib aniqlanali. Indikator qog'oz eritmada $[H^+]$ yoki **[OH⁻]** ning qiymatiga qarab turli rangga kiradi. Har bir rangga esa pH ning aniq qiymatlari mos keladi. Buning shkala deyiladi,

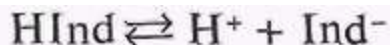
Кислотали муҳит $[H^+] > [OH^-]$ $pH < 7$							Нейтрал муҳит		Ишқорий муҳит $[H^+] < [OH^-]$ $pH > 7$						
pH	0	1	2	3	4	5	6	← 7 →	8	9	10	11	12	13	14

Ushbu shkaladan foydalanib eritmalar pHing muhiti to'g'risida xulosa qilinali.

Indikatorlar haqida tushuncha

Eritmalarning muhitini aniqlash uchun kislota asos indikatorlari ishlatiladi. "Indikator" — belgi, xabar beruvchi ma'nosini bildiradi. Kislota-asos indikator eritmada H^+ yoki OH⁻ ionlari miqdoriga ko'ra o'z rangini o'zgartiradigan kuchsiz kislota yoki kuchsiz asos xossali moddalardir.

Indikatorlarning rang o'zgartirishi ular tarkibidagi H^+ (OH⁻) ionlari ajralishi (yoki birikishi) natijasida modda tuzilishi (bog'larning tartibi va joylashuvi)ning o'zgarishi bilan tushuntiriladi. Har qanday indikatorlarni Hind umumiy formulasi bilan belgilasak, rang o'zgarishiga olib keluvchi dissotsilanishi:



Bunda, Hind — rangli, Ind — rangsiz bo'ladi, yoki Hind — rangsiz, Ind⁻ — rangli yoki **Hind va Ind** turli ranglarga ega bo'ladilar.

Masalan, fenolftalein indikator kislotali eritmada (Hind) rangsiz, ishqoriy muhitda (Ind⁻) binafsha rangga ega.

Ko'p ishlatiladigan kislota-asos indikatorlari quyidagi jadvalda Keltirilgan:

Индикаторлар ранги ўзгаришининг рН га боғлиқлиги

Инд рН	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Тимод кўки	қизил	ўзг. соҳ	сарик					ўзг. соҳ	кўк					
Метил сариғи	қизил			ўзг. соҳ	сарик									
Метил қизил	қизил				ўзгариш соҳаси		сарик							
Лакмус	қизил					ўзг. соҳ		кўк						
Бром тимол кўки	сарик					ўзг. соҳ		кўк						
Фенол-фта-леин	рангсиз							ўзгариш соҳаси		бинафша				
Универ-сал инд. қоғози	қизил			қовоқ ранг		сарик	яшил	кўк			тўқ-кўк			

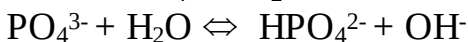
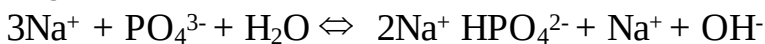
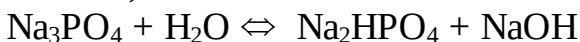
Har bir indikator uchun rang o'zgartirish pH intervali bo'lib, uning qiymati

Tuzlarning gidrolizi deb, moddalarning suv bilan har qanday o'zaro ta'siriga aytiladi. Amalda ko'pincha tuzlarning gidrolizi bilan ish to'tishga to'g'ri keladi. Agar kislotalagi vodorod metallga to'liq almashsa, muxit neytral bo'lishi kerak. Lekin kuchli asos va kuchli kislotaldan xosil bo'lgan tuzlarga neytral muxitga ega bo'ladi. Boshqa tuzlar gidrolizga uchrashi natijasida neytral muxit xosil kilmaydi. Gidroliz natijasida eritmada vodorod va gidroksid ionlar konsentrasiyasi o'zgaradi. Shuning uchun xam ko'p tuzlarning eritmaları kislotali yoki ishqoriy muxitga ega bo'ladi. Bu hodisani erigan tuz ionlarining suv ionlari bilan biriktirish natijasida eritmada H^+ va OH^- ortib kolishi bilan tushuntirish mumkin. Lekin suvda H^+ va OH^- konsentrasiyasi juda oz bo'lsa xam, bu ionlar dissosilanmagan suv molekulari bilan muvozanatda bo'ladi. Chunki, o'zgarmas temperaturada suvning ion ko'paytmasi o'zgarmasdir. Agar suv ionlaridan biri tuz ionlari bilan bog'lanib, muvozanat buzilsa, bu boshqa suv molekulasini dissosilanishga olib keladi, eritmada boshqa ionning konsentrasiyasi ortadi va natijada eritma kislotali yoki ishqorish muxitga ega bo'ladi. Tuzlar gidrolizlanishining sababi shundaki, tuzning kation va anionlari suvdagi H^+ va OH^- ionlarini bog'lab kam dissosilanadigan moddalar xosil qilishi tufayli $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ muvozanati o'ng tomonga siljiydi. Gidroliz reaksiyasini yozishda xamma vaqt kuchsiz elektrolit qoldig'i gidrolizga uchrashini unutmaslik kerak. Chunki, deyarli xamma tuzlar kuchli elektrolitlardir. Ion tenglamada kam dissosilanuvchi, gazsimon va cho'kmaga tushadigan moddalar molekula ko'rinishda yoziladi.

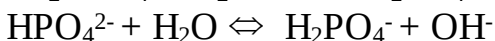
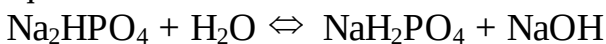
Reaksiyaning molekulyar va ion tenglamasini yozish gidroliz prosessini to'liq ko'rsatadi. Quyidagi asos va kislotalardan xosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchraydi.

1. Kuchli asos va kuchsiz kislotalardan xosil bo'lgan tuzlar.

Masalan,



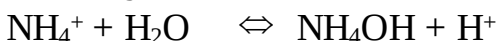
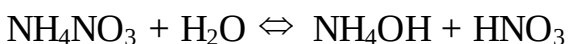
Kuchli asos va kuchsiz kislotalardan xosil bo'lgan tuz gidrolizlanganda nordon tuz va ishqor xosil bo'ladi:



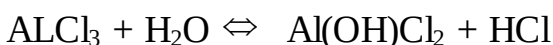
Eritmada erkin xolda ishqor yig'ilib qolgani uchun gidroliz kuchsiz kislota xosil bo'lguncha davom etmaydi.

2. Kuchsiz asos va kuchli kislotalardan xosil bo'lgan tuzlar

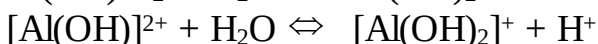
Agar kation va anion bir valentli bo'lsa, gidroliz natijasida asos va kislota xosil bo'ladi:



Kation ko'p valentli anion bir valentli bo'lsa, gidroliz natijasida asosli tuz va kislota xosil bo'ladi:

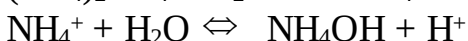
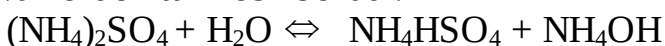


Agar suv juda xam ko'p bo'lsa gidroliz davom etadi:

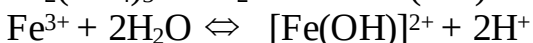
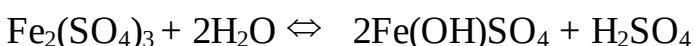


Eritmada H^+ ionlari yig'qilgani uchun gidroliz kuchsiz asos xosil bo'lguncha davom etmaydi.

Kation bir valentli, anion ko'p valentli bo'lgan xolda gidroliz natijasida NH_4 ion va nordon tuz xosil bo'ladi:

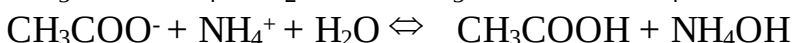
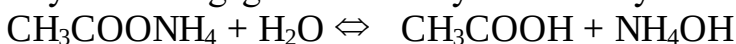


Kation va anion ko'p valentli bo'lganda gidroliz natijasida asosli tuz va kislota xosil bo'ladi.



3. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotalardan xosil bo'lgan tuzlar.

Eritma reaksiyasi asos va kislotalarning nisbiy kuchiga bog'liq bo'ladi. Masalan, ammoniy asetatning gidroliz reaksiyasini ko'raylik:



Bu reaksiyada muxit neytral ($\text{pH}=7$), chunki gidroliz natijasida xosil bo'lgan maxsulotlarning dissosilanish konstantalari bir-biriga deyarli teng:



Gidrolizga uchragan tuz molekullari sonining umumiy erigan tuz molekullari soniga nisbati tuzning gidroliz darajasi (β) deyiladi.

U konsentrasiyaga bog'liq bo'lib suyo'ltirilishi bilan ortadi. Masalan, Na_2SO_3 ni 0.1 n eritmasining $\beta=4.5$, 0.001 n eritmasiniki esa $\beta=34$ bo'ladi.

Nazorat uchun savol va mashqlar:

1. Tuzning gidrolizlanishi deb nimaga aytiladi? Kanday tuzlar gidrolizga uchraydi?
2. Ushbu tuzlar gidrolizining qisqartirilgan ionli tenglamalarini tuzing: kaliy sulfid K_2S , temir (III)-sulfid Fe_2S_3 , mis (II)-sulfat CuSO_4 va kaliy fosfat K_3PO_4 .
3. AlCl_3 tuzining gidroliz reaksiyasi tenglamasini yozing.
4. NaCl tuzi nima uchun gidrolizga uchramaydi?

Mavzuga oid tayanch iboralar:

1. Gidroliz
2. Gidroliz darajasi
3. Gidroliz konstantasi
4. Vodorod ko'rsatkich
5. Eruvchanlik ko'paytmasi.

5-MODUL. OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI.
13-MA'RUZA: OKSIDLANISH-QAYTARILISH JARAYONLARI.
OKSIDLOVCHI VA QAYTARUVCHILAR. OKSIDLANISH-QAYTARILISH
REAKSIYALARI TURLARI.

REJA:

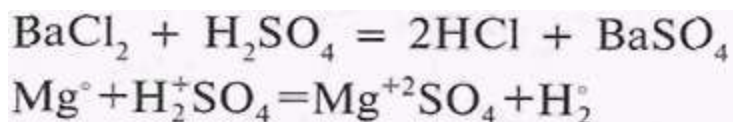
- 1. Oksidlanish darajasi haqida tushuncha**
- 2. Elementlarni oksidlanish darajasini aniqlash**
- 3. Eng muhim oksidlovchi va qaytaruvchilar**
- 4. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari turlari**

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Biz kundalik hayotda juda ko'p jarayonlar nafas olish, gaz yoki boshqa yonilg'ilarni yoqish, metall buyumlarning zanglashi kabilarning ishtirokchilari va guvohi bo'lamiz. Akkumulyator batareyalaridan foydalanamiz, bo'larsiz kundalik hayotni tasavvur etolmaymiz. Bu hodisalar bir qarashda bir-biri bilan o'zaro hech qanday bog'liqemasdek tuyo'ladi. Lekin bu hodisalar bir-biri bilan mohiyati jihatidan bog'liq, ya'ni ularning barchasi asosida oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari yotadi.

Ma'lumki, deyarli barcha texnologik (terini qayta ishlash, **metallar olish**, non va qandolatchilik mahsulotlarini ishlab chiqarish, ularni nazorat qilish) jarayonlari oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari bilan amalga oshiriladi. Shu sababli oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini chuqurroq o'rganish zarur.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari deb, elementlarning oksidlanish darajalari o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalarga aytiladi.

Masalan:



reaksiya oksidlanish-qaytarilish reaksiyasidir, chunki I reaksiyada birorta elementning oksidlanish darajasi o'zgarmaydi, (II) da Mg va H elementlarning oksidlanish darajasida o'zgargan.

13.1. Oksidlanish darajasi nima? *Element atomi (yoki ion) ning oksidlanish darajasi deb, shu elementni o'z tarkibida saqlagani **molekula** faqat ionlardan iborat deb faraz qilinsa va molekula umumiy zaryadi yitindisi nolga teng bo'lishi uchun har bir element atomining (ionining) ayni paytdagi rasmiy (formol) zaryadi qipmatiga aytiladi.*

Shuni unutmaslik kerakki, elementning oksidlanish darajasi uning valentligidan farq qiladi. Bu farqni quyidagicha tushuntirish mumkin.

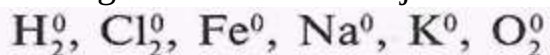
Valentlikning ishqorasi (musbat yoki manfiy) bo'lmaydi, Ma'lumki, valentlik biror elementning ikkinchi element bilan nechta qutbsiz yoki qutbli kovalent bog'lanish hosil qilish qobiliyati. Shunga ko'ra biz bu elementning valentligi musbat, ikkinchisining manfiy deb ayta olmaymiz;

- valentlik nolga teng bo'lmaydi;
- elementlar oksidlanish darajasining ishqorasi umuman olganda, musbat, nol va manfiy, qiymati esarsmiy ravishda butun yoki kasr songa

teng bo'lishi ham mumkin.

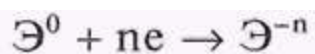
Elementlarning oksidlanish darajasini aniqlashda doimo quyidagilarni yodda to'tish kerak:

oddiy moddalarning oksidlanish darajasi doimo nolga teng;



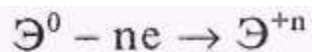
— davriy sistema 1 gruppasi asosiy gruppasi elementlarning birikmalarida oksidlanish darajasi doimo +1 ga teng, II gruppasi asosiy gruppasi elementlariniki +2 ga teng, vodorodning oksidlanish darajasi metall gidridlari (NaH, CaH₂, AlH₃) da —1 ga, boshqa hamma hollarda +1 ga teng, kislorodning oksidlanish darajasi ftorli birikmalarda +2 ga, boshqa birikmalarda (—2) ga, peroksidlarda (—1) ga teng.

Umuman, elementning oksidlanish darajasi ikki holatda o'zgaradi, Birinchisi: elektron qabul qilganda uning oksidlanish darajasi kamayadi. Bu jarayon *qaytarilish jarayoni* deyiladi va uning elektron tenglamasini quyidagicha tuzish kerak;



Elektron beruvchi atom (ion) *qaytaruvchi* elektron qabul qiluvchi atom (ion) *oksidlovchi*. Qaytaruvchi vazifasini odatda barcha metallar: Na, K, Li, Ca, Mg, Fe, Cu, Zn, Al, vodorod gazi va xlor ioni Cl, yod ioni I⁻, oltingugurtning S ioni (sulfid ioni), ammiak molekulasida — NH₃, "is gazi" CO, uglerod C kabilar bajaradi.

Ikkinchi holda element elektron berganda uning oksidlanish darajasi oshadi. Atom yoki ionning elektron berish jarayoni *oksidlanish jarayoni* deyiladi va buni quyidagicha yozish mumkin:



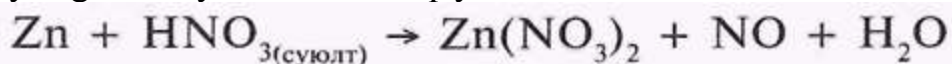
Oksidlovchilar tarkibida yuqori oksidlanish darajasidagi atomlar saqlangan molekula yoki ionlar, metallmaslarning atomlari bo'lishi mumkin. Bo'larga: O₂, Cl₂, KMnO₄, HNO₃, H₂SO₄, O₃, Na₂CrO₄, K₂Cr₂O₇, RbO₂ kabilar misol bo'ladi.

13.2. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzish

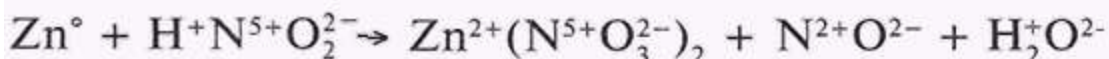
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalari ikki xil usulda tuziladi,

I. *Elektron balans usuli*. Bu usul oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida qaytaruvchi bergan elektronlar soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga tengdir, degan qoidaga asoslanadi.

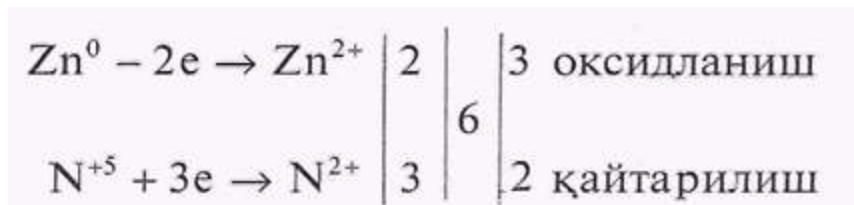
1. Quyidagi reaksiyani ko'rib chiqaylik;



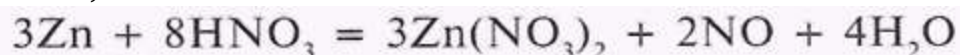
a) eng avval reaksiyada ishtirok etayotgan har bir atomning oksidlanish darajasini ularning ustiga yozib chiqamiz va oksidlanish darajalari o'zgarishini aniqlab olamiz:



b) bu elementlarning oksidlanish darajalari o'zgarishini ko'rsatuvchi elektron tenglamalarni tuzamiz;



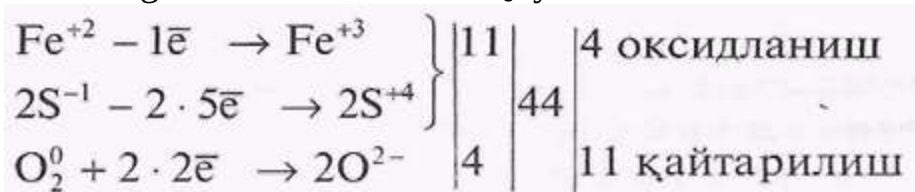
v) berilgan (2 ta) va qabul qilingan (3 ta) elektronlar sonini o'ng tomonlagi chiziqdan keyin yozamiz va buikkala sonning eng kichik qoldiqsiz bo'linuvchisini topamiz. Bu son 6 ga teng. Endi 6 sonini 2 ga va 3 ga bo'lib, chiqqan sonlarni ikkinchi chiziqdan keyin yozamiz. Bu oxirgi sonlarni reaksiyaning to'liq tenglamasini tuzishda koeffitsientlar holida yozamiz;



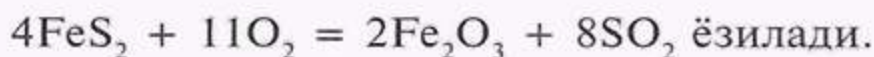
2. Quyidagi murakkabroq reaksiya bilan tanishaylik.



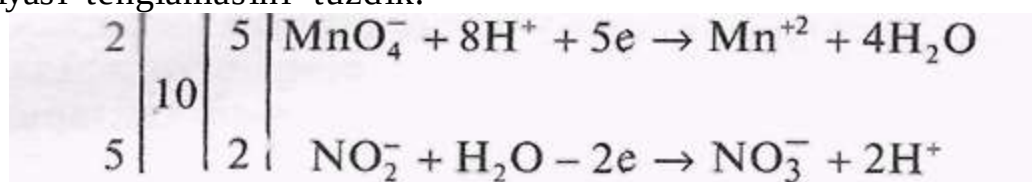
Ko'rinib turibdiki, bu reaksiyada Fe⁺ va S²⁻ ionlari Fe³⁺ va S⁴⁺ holatiga o'tayapti. O₂ molekulasi O²⁻ ionlariga aylanayapti. Bu o'zgarishlarga asosan reaksiyaning elektron tenglamasini tuzamiz: Qaytaruvchi.



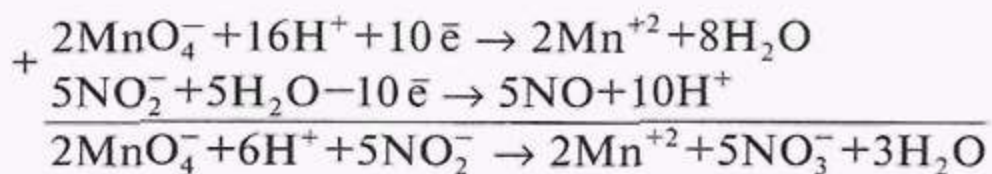
Koeffitsientlar (4 va 11) yorlamila reaksiyaning to'liq tenglamasi:



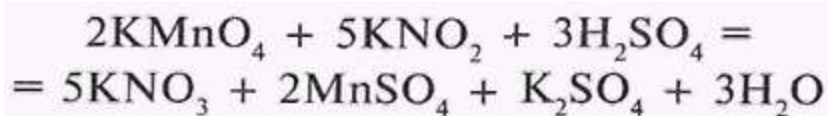
SHunday qilib, berilgan yea qabul qilingan elektronlar sonini o'zaro tenglashtirib, ya'ni elektronlar sonini "balans" qilib, oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi tenglamasini tuzdik.



Tenglamalarning birinchisini (yuqorigi) 2 ga va ikkinchisini (pastkisini) 5 ga ko'paytirib ikkalasini qo'shamiz. Qo'shayotgan paytda tenglamalarning ikkala tomonida bir xil molekula va ionlar bo'lsa, ular o'zaro qisqartiriladi. Bu qisqartirish shu molekula yoki ion oldida koeffitsientlar ayirmasi holida yoziladi. O'rga-nayotgan reaksiyamizda reaksiyagacha 16 ta N⁺, reaksiyadan keyin 10 ta N⁺ bor. Ularni o'zaro qisqartirsak reaksiyagacha 6 ta N⁺ qoladi; reaksiyadan keyin esa N⁺ ionlari qolmaydi. Xuddi shuning singari suv molekullari ham qisqaradi, Bulardan tashqari berilgan va qabul qilingan elektronlar soni ham qisqaradi va keyin ion tenglama tuziladi:



g) bu ion tenglama asosida reaksiyaning oxirgi — asosiy tenglamasi tuziladi:



Tenglamaning to'g'ri yoki noto'g'riligi reaksiyagacha va reaksiyadan keyingi kislorod atomlari umumiy sonini solishtirish bilan tekshiriladi. Agar ikkala tomonda-gi kislorod atomlari soni o'zaro teng bo'lsa, tenglama to'g'ri tuzilgan bo'ladi.

Bu usulning afzallik tomoni shundaki, ko'pchilik hol-larda talabalar reaksiya natijasida qanday moddalar hosil bo'lishi mumkinligini bilmaydilar. Ana shunda hollarda bu usuldan foydalanib reaksiyaning ion-elektron tenglamasi tuzilsa, reaksiya natijasida hosil bo'ladigan barcha moddalar osonlik bilan topiladi.

Amaliy mashg'ulotlar va uy topshiriqlarida sizlarga tavsiya etilgan reaksiya tenglamalarining ko'pchiligi "chala" yozilgan. Bu reaksiyalarning oksidlanish-qaytarilish tenglamalarini bexato tuzish uchun ion-elektron usulidan foydalanish maqsadga muvofikdir.

13.3. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari turlari

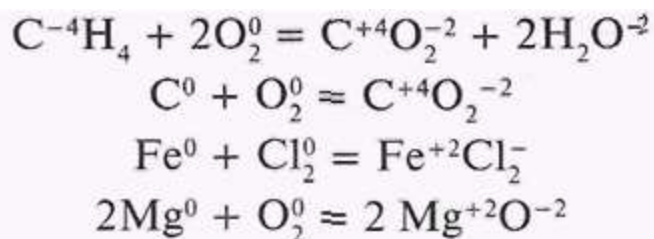
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari asosan quyidagi turlarga bo'linadi:

Molekulalararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari, Ikki yoki unlan ortiq modda molekulalari o'rtasida boruvchi oksidlanish va qaytarilish reaksiyalari *molekulalararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari* deyiladi.

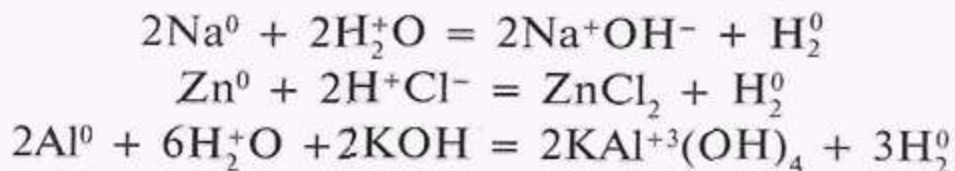
Yuqorida ko'rib chiqilgan uchala reaksiya ham molekulalararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari turiga misol bo'ladi. Chunki 1-misolda oksidlovchi N(+5) atomi HNO₃ tarkibida bo'lsa, qaytaruvchi rux atomlari (Zn) dir,

2-misolda oksidlovchi kislorod molekulasidagi kislorod atomlari bo'lsa, qaytaruvchi Fe tarkibida xam temir, ham oltingugurt atomlaridir. 3-misolda oksidlovchi Mn⁺⁷ KMnO₄ tarkibida, qaytaruvchi N⁺³ KNO₂ tarkibida elektron berish va olishda ishtirok etayapti. Bu turdagi reaksiyalar eng ko'p tarqalgan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalaridir. Bu reaksiyalarga misollar:

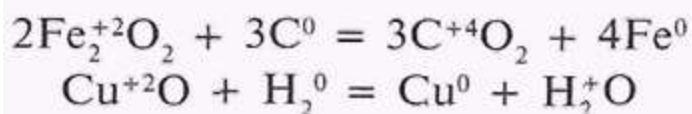
a) yonish jarayonlari. Reaksiya natijasida yorug'lik nuri va issiqlik energiyasi chiqishi bilan boradigan barcha oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari yonish jarayonlari deyiladi.



b) metallarning suvda, kislotalarda va ishqorlarda erishi:



v) oddiy moddalarning oksidlarga ta'siri:



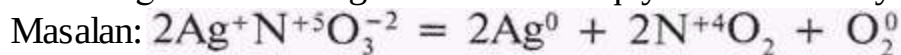
g) metallotermiya **reaksiyalari**:



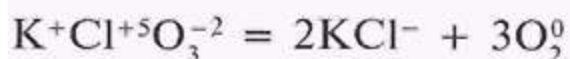
d) metallarni metallar tuzi eritmasidan siqib chiqarish:



2. Ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Oksidlovchi element atomlari xam, qaytaruvchi element atomlari ham bir modda molekulasi tarkibida bo'lganda kechadigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.



oksidlovchi qaytaruvchi



oksidlovchi qaytaruvchi

3. Disproportsiylanish (**dismugatsiylanish**) reaksiyalari

Oksidlanish ham, qaytarilish ham bir xil element atomlari ishtirokida boruvchi reaksiyalar "disproportsiylanish" reaksiyalari deyiladi. Bu reaksiyalarda ish-tirok etuvchi oksidlovchi va qaytaruvchi element atomlari ba'zan bitta modda molekulalari tarkibida, ba'zi hollarda esa ikki xil modda molekulalari tarkibida ham bo'lishi mumkin:



(oksidlovchi va qaytaruvchi S\ — atomlari bitta Cl — molekulasi tarkibida).

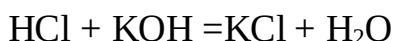
Disproportsiylanish reaksiyalari. Sinproportsiylanish reaksiyalari.

Anorganik ximiyadagi barcha reaksiyalarni ikki turga bo'lish mumkin;

1. Reaksiyaga kirishuvchi elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarayotgan reaksiyalar.

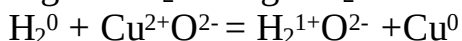
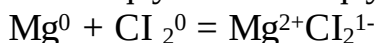
2. Oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar.

Birinchi tur reaksiyalarga almashinish, parchalanish va birikish reaksiyalari misol bo'la oladi. Masalan:



Bu misollarda xech qaysi elementning oksidlanish darajasi o'zgarmaydi.

Ikkinchi tur reaksiyalariga sikib chiqarish va boshqa reaksiyalar misol bo'ladi. Bunday reaksiyalar oksidlanish-qaytarilish reaksiyadari deyiladi. Ularda elektronlar bir atom yoki ionlardan ikkinchi atom yoki ionlarga o'tadi. Uziga elektron biriktirib olgan atom, ion, molekulalar oksidlovchi deb, elektron yukotadigan atom, ion, molekulalar qaytaruvchi deb ataladi. Elektron biriktirib olish prosessi-qaytarilish prosessi deb, elektron berish prosessi-oksidlanish prosessi deyiladi. Demak, oksidlovchi qaytariladi va qaytaruvchi oksidlanadi.

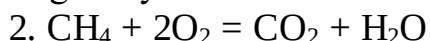


Element atomi oksidlanganda uning oksidlanish darajasi ortadi, qaytarqilganda esa oksidlanish darajasi pasayadi.

Masalan, $\text{Sn}^{2+} - 2e = \text{Sn}^{4+}$ prosessida kalayning oksidlanish darajasi +2 dan +4 gacha ortdi, $\text{Cr}^{6+} + 3e = \text{Cr}^{3+}$ prosessida xromning oksidlanish darajasi +6 dan +3 gacha kamayadi.

Element atomi o'zining eng yuqori oksidlanish darajasida (masalan S^{6+} , P^{5+} , Cu^{2+} , Mn^{7+} ionlarda) boshqa elektron yukota olmaydi va faqat oksidlovchi xossasini namoyon qiladi. Va aksincha, element atomi o'zining eng kichik oksidlanish darajasida o'ziga elektron qabul kila olmaydi va faqat qaytaruvchi (masalan, S^{2-} , N^{3-} , Cl^- , P^{3-} , J^- ionlari) xossasini namoyon qiladi. 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 ishtirok etayotgan elementning valentligi o'zgaradi. Lekin oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida element valentligi o'zgarmay kolishi mumkin. Masalan:

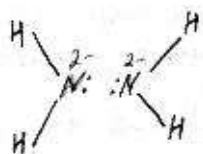


Birinci reaksiyada vodorod va xlorning valentligi reaksiyadan oldin xam keyin xam birga teng. Metanning yonish reaksiyasida uglerod, kislorod va vodorodlarning valentliklari o'zgarishsiz kolyapti. Lekin bu reaksiyalarda atomlarning xolatdari o'zgaradi. Demak, molekulada atom xolatini valentlik tushunchasi to'liq ifodalay olmaydi. Shuning uchun xam, oksidlanish-qaytarilish reaksiyadarida oksidlanish darajasi tushunchasidan foydalanish maqsadga muvofiq bo'ladi. Valentlik kovalent bog'lanishda (musbat yoki manfiy) ishqoraga ega emas. U faqat bog'lanish sonini ko'rsatadi. Ximiyaviy bog'lanishda esa elektronlar elektrmanfiyrok element atomiga siljigan bo'ladi, natijada atomlar ma'lum zaryadga ega bo'ladi.

Quyidagi misollar valentlik bilan oksidlanish darajasi orasidagi farqni yakkol ko'rsatadi.

1. Azot molekulasida ikkita azot ($\text{N}=\text{N}$) atomi o'zaro uch juft elektron orqali birikkan. Uning oksidlanish darajasi nolga teng. Chunki ximiyaviy bog' xosil qilgan umumiy elektron jufti har ikki azot atomidan bir xil masofada joylashgan.

2. Gidrazin- N_2H_4 molekulasida, har bir azot atomining valentligi 3 ga teng, oksidlanish darajasi esa minus 2ga teng, chunki;



har bir azot-vodorod bog'da umumiy elektron jufti azot atom tomonga siljigan.

3. Oksidlanish darajasi musbat, manfiy, nol va kasrli bo'lishi mumkin.

Umumiy elektron juftini o'ziga tortgan elektr manfiyrok element manfiy (-) va ikkinchi element musbat (+) oksidlanish darajasiga ega. Ximiyaviy birikmada yoki eritmada xakikiy bo'lgan ionlarni ko'rsatish uchun musbat va manfiy ishqorasi rakamdan keyin yoziladi.

Masalan: Fe^{3+} , Mn^{2+} , SO_4^{2-} , MnO_4^- , Cl^- , Na^+ va boshqalar.

Ximiyaviy birikmalarda atomning oksidlanish darajasini aniqlashda quyidagi qonundan foydalaniladi.

1. Oddiy moddalarda atomning oksidlanish darajasi nolga teng (H_2 , O_2 , Fe, S).
2. Metallar xamma vaqt musbat oksidlanish darajasiga ega.
3. Vodorod, gidridlardan tashqari xamma birikmalarda +1, gidridlarda esa -1 oksidlanish daraja namoyon etadi.
4. Kislorod birikmalarda (OF_2 dan tashqari) -2 oksidlanish daraja namoyon etadi. Peroksid (-O-O-gruppali) larda esa kislorodning oksidlanish darajasi -1 ga teng.
5. Metallamaslarni oksid danish darajasi xam musbat, xam manfiy bo'lishi mumkin.

Bu ma'lumotlarga asoslanib murakkab birikmalardagi atomlarning oksidlanish darajasini xisoblab topish mumkin, bunda molekuladagi atomlar oksidlanish darajalarining algebraik yigindisi doimo nolga, murakkab ionda esa ionning zaryadiga teng bo'lishini e'tiborga olish kerak. Misol, H_2SO_4 dagi oltingugurtning oksidlanish darajasini xisoblab topamiz.

$$\text{H}_2^+ \overset{x}{\text{S}} \text{O}_4^{2-}$$

$$(+1)*2 + x + (-2)*4 = 0 \quad x=+6$$

Demak, oltingugurtning oksidlanish darajasi +6 ga teng.

Uziga elektron qabul qilib, davriy sistema qatoridagi inert gazning elektron strukturasi ega bo'lgan yoki manfiy zaryadlangan ionlar xosil qiluvchi neytron atomdar oksid lovi bo'ladi. Masalan, gologenlarning neytrol atomlari F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 oksid lovchi funksiyasini bajarib, manfiy zaryadlangan F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 ionlarga aylanadi.

Galogenlardan fluor va xlor kuchli oksid lovchi xisoblanadi.

Asosiy oksidlovchilarga yana kislorod, oltingugurt va boshqalar misol bo'la oladi. Ba'zi metall ionlari uzlarining eng yuqori valentliklarida (masalan. Nr^{4+} , Cr^{6+} , Pb^{4+}) oksid lovchi bo'lishi mumkin.

Erkin xolda barcha metallar, asosan ishqoriy (Li, Na, K, Rb, Cs) va ishqoriy-yer (Ca, Sr, Ba) metallari, kislorodsiz kislota qoldiqlarining ionlari (J^- , Br^- , S_2^{2-}) xamda gidridlar (KH , NaH , CaH_2) qaytaruvchi bo'ladi. Shuni nazarda to'tishkerakki, oksid lovchi bilan qaytaruvchi O'rtasida keskin chegara yuk, bitta modda bir sharoitda oksid lovchi, ikkinchi sharoitda esa qaytaruvchi bo'lishi mumkin. Masalan, temir sulfid xosil bo'lish reaksiyasida $\text{S} + \text{Fe} = \text{FeS}$ oltingugurt -S elektron qabul qilib

oksid ovchi, lekin $S + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO$ reaksiyada esa elektron berib qaytaruvchi xossasini namoyon qiladi.

Nazorat uchun savol va mashqlar:

1. Marganesning oksidlanish darajasini hisoblang.
1) $MnSO_4$; 2) $KMnO_4$; 3) $CaMnO_4$.
2. Xromning oksidlanish darajasini hisoblang.
1) $Cr_2(SO_4)_3$; 2) $CrSO_4$; 3) $K_2Cr_2O_7$.
3. Quyidagi birikmalarda xlorning oksidlanish darajasini hisoblang.
1) $KClO_4$; 2) $NaOCl$; 3) HCl .
4. Azot qanday birikmalarda ham oksidlovchi, ham qaytaruvchi bo'la oladi?
1) $(NH_4)SO_4$; 2) $NaNO_2$; 3) $Al(NO_3)_3$.
5. Yod qanday hollarda qaytariladi?
1) $J^{-1} \rightarrow J_2^0$; 2) $J^{+5} \rightarrow J^{-1}$; 3) $J_2^0 \rightarrow 2J^{+1}$.
6. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari deb nimaga aytiladi?
7. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari necha xilga bo'linadi?
8. Quyidagi reaksiyada qaysi element oksidlovchi va uning koeffitsenti nechaga teng?
 $NH_3 + KMnO_4 + KOH \rightarrow KNO_3 + K_2MnO_4 + H_2O$.
9. Berilgan reaksiyadagi qaytariluvchining oldidagi koeffitsentni aniqlang.
 $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + O_2 + H_2O$.
10. Ko'rsatilgan reaksiyada oksidlovchi va qaytaruvchini aniqlang.
 $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2 + H_2O + CO_2 \rightarrow Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O + SiO_2 + K_2CO_3$.

Mavzuga oid tayanch iboralar:

- | | |
|--|-------------------------|
| 1. Disproporsiyalanish | |
| 2. Ichki molekulyar oksidlanish va qaytarilish | |
| 3. Fotosintez. | |
| 4. Oksidlovchi | 9. Oksidlanish darajasi |
| 5. Qaytaruvchi | 10. Galvanik element |
| 7. Oksidlanish jarayoni | 11. Yarim element. |
| 8. Qaytarilish jarayoni | |

USULLARI, KIMYOVIY XOSSALARI. 14-MA'RUZA:METALLAR KIMYOSI

REJA:

- 1. Metallarning D.I. Mendeleevning Elementlar davriy sisitemasida joylashgan o'rni.**
- 2. Metallarning fizikaviy va kimyoviy xossalari.**
- 3. Metallar qotishmalari va intermetall birikmalar.**
- 4. Metall olishning asosiy usullari.**
- 5. Ishqoriy va ishqoriy yer metallari.**
- 6. Metall bog'lanish.**

14.1. METALLARNING FIZIKAVIY XOSSALARI.

Metallar yorug'lik nurini kuchli darajada qaytarish xususiyatiga ega bo'lganligi uchun ularning sirti yaltirab turadi. Tipik metallar issiqliqni va elektrni yaxshi o'tkazadi. Har xil metallarning issiqlik o'tkazuvchanligi turlicha bo'ladi. Masalan, issiqlik o'tkazuvchanligi eng yuqori metallar – kumush, mis, oltin va alyuminiy, issiqlik o'tkazuvchanligi eng pastlari qurg'oshin bilan simobdir. Harorat ko'tarilishi bilan metallarning elektr o'tkazuvchanligi pasayadi.

Metallarning eng muhim xossalari mexanikaviy usulda ishlanganda oson deformatsiyalanishdir. Metallar plastik bo'ladi, yaxshi bog'lanadi, sim bo'lib cho'ziladi, yassilanadi va hokazo. Metallarning o'ziga hos fizikaviy xossalari ularning ichki tuzilishidan kelib chiqadi. Xozirgi zamon nazariyasiga ko'ra, metallarning kristallari musbat zaryadlangan ionlardan va erkin elektronlardan iborat. Butun kristallni fazoviy panjara deb tasavvur qilish mumkin, bu panjara tugunlarida ionlar, ionlar oralig'ida esa tez harakatdagi erkin elektronlar bo'ladi. Metallar zichliklariga ko'ra turlicha bo'ladi. Metall elementning atom massasi qancha kichik va atomining raduisi qancha katta bo'lsa, uning zichligi shuncha kam bo'ladi. Metallar orasida eng yengili – litiy (zichligi 0,53 g/ sm³), eng og'iri – osmiy (zichligi 22,6 g/sm³). Zichligi 5g/ sm³ dan ortmaydigan metallar yengil metallar guruhiga, zichligi 5g/sm³ dan kattalari esa og'ir metallar guruhiga kiradi.

Metallarning suyuqlanish va qaynash harorati ham turlicha bo'ladi. Eng oson suyuqlanadigan metall – simob, uning suyuqlanish harorati – 38,90, seziy va galliy tegishlicha 29 va 29,80C da suyuqlanadi. Volfram – eng qiyin suyuqlanadigan metall, uning suyuqlanish harorati 33900C. 10000C dan yuqori haroratlarda suyuqlanadigan metallar qiyin suyuqlanadigan, bundan past haroratda suyuqlanadiganlari – oson suyuqlanadigan metallar deyiladi.

Metallarning zarrachalari bir-biri bilan kimyoviy bog'lanishning maxsus turi metallik bog'lanish vositasida bog'langan. Yuqorida bayon qilganlardan tashqari, neytral atomlar orasida odatdagi kovalent bog', ion bilan erkin elektronlar orasida kulon tortishish kuchi mavjudligi ma'lum. Shunday qilib, metallik bog'lanish alohida zarrachalar orasidagi bog'lanish bo'lmay, balki zarrachalar to'plami orasidagi bog'lanishdir.

14.2. METALLARNING KIMYOVIY XOSSALARI.

Metallarning asosiy kimyoviy xossalari shundan iboratki, ularning atomlari

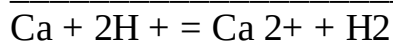
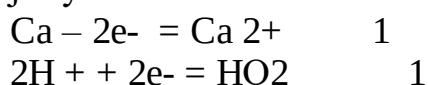
valent elektronlarini oson berib, musbat zaryadlangan ionga aylanadi. Tipik metallar elektronlar biriktirib olmaydi; ularning ionlari hamma vaqt musbat zaryadlangan bo'ladi. Shuning uchun, metallar elektrmusbat elementlardir, ularning elektrmanfiy elementlar – metallmaslardan farqi ana shunda. Elektronlar biriktirib olish xususiyati ko'proq metallmaslarga xos.

Tipik metallar kimyoviy reaksiyalarda valent elektronlarini oson bergani uchun aktiv qaytaruvchilardir.

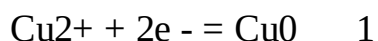
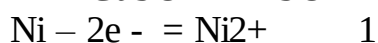
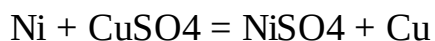
Turli metallarning elektronlar berish xususiyati har xil bo'ladi. Metall o'z elektronlarini qancha oson bersa, shuncha aktiv bo'ladi va boshqa moddalar bilan shuncha tez reaksiyaga kirishadi. Metallar qaytaruvchilar sifatida turli xil oksidlovchilar bilan, jumladan oddiy moddalar, kislotalar, aktivligi kamroq bo'lgan metallarning tuzlari va ba'zi boshqa birikmalar bilan reaksiyalarga kirishadi. Metallarning galogenlar bilan hosil qilgan

birikmalari galogenidlar, oltingugurtli birikmalari – sulfidlar, azotli birikmalari nitridlar, fosforli birikmalari – fosfidlar, uglerodli birikmalari – karbidlar, kremniyli birikmalari – silitsidlar, bromli birikmalari – bromidlar, vodorodli birikmalari – gidridlar deyiladi va hokazo. Bu birikmalarning ko'pchiligi yangi texnikada muhim sohalarida ishlatiladi. Masalan, metallarning boridlaridan radiotexnikada, shuningdek yadro texnikasida neytronli nurlanishni rostlovchi va undan muhofaza qiluvchi materiallar sifatida foydalaniladi.

Metallarning kislotalar bilan o'zaro ta'siri oksidlanish – qaytarilish jarayonidir. Vodorod ioni oksidlovchi bo'lib, metallardan elektronni biriktirib oladi:

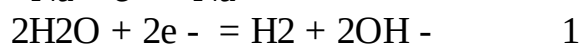


Metallarning aktivligi kamroq metallar tuzlarining suvdagi eritmaları bilan o'zaro ta'sirini ushbu misolda ko'rsatish mumkin:

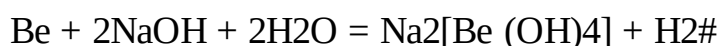
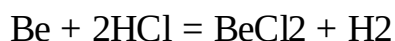


Bu holda elektronlar aktivroq metall (Ni) atomlaridan ajraladi va aktivligi kamroq metall ionlariga (Cu^{2+}) birikadi.

Aktiv metallar suv bilan reaksiyaga kirishadi, bunda suv oksidlovchi bo'ladi. Masalan:



Gidroksidlar amfoter bo'lgan metallar, odatda, kislotalarning eritmaları bilan ham, ishqorlarning eritmaları bilan ham reaksiyaga kirishadi. Masalan:



Shunday qilib, metallarning metallmaslar, kislotalar, aktivligi kamroq metallar

tuzlarining eritmalari, suv va ishqorlar bilan uzaro taʼsiri ularning asosiy kimyoviy xossasi – qaytaruvchilik xususiyatini tasdiqlaydi.

14.3. METALLARNING D.I. MENDELEEVNING ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASIDA JOYLASHGAN OʻRNI.

Agar D.I. Mendeleevning elementlar davriy sistemasida (davriy sistema jadvaliga qarang) beriliydan astatga tomon diagonal oʻtkazilsa, u holda diagonalning oʻng tomoni yuqorisida metallmas elementlar (yonaki guruhcha elementlari bundan mustasno), chap tomon pastida – metall elementlar (yonaki guruxchalarning elementlari ham shularga taʼluqli) boʻladi. Diagonal yaqiniga joylashgan elementlar (masalan, Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb va b).

Elementlarning oilalarga boʻlinishiga asoslanib, quyidagicha xulosaga kelish mumkin: Metall elementlarga I, II guruhlarining S – elementlari, barcha d – va f – elementlar, shuningdek bosh guruhchalardagi P – elementlar: III (bordan tashqari), IV (Ge, Sn, Pb), V (Sb, Bi) va VI (Ro) kiradi. Koʻrinib turibiki, eng tipik metall elementlar davrlarning (ikkinchisidan boshlab) boshlanish qisimida joylashgan. SHunday qilib, 110 ta elementdan 88 tasi metallardir. Ulardan taxminan 40 tasi xalk xoʻjaligining turli sohalarida ishlatiladi. Hozirgi fan – texnika taraqqiyotini metallarsiz tasavvur qilib boʻlmaydi.

Metallar ishlatilishiga qarab ikki guruhga – qora metallar va rangli metallarga boʻlinadi.

Kora metallarga temir, marganets va ularning qotishmalari, rangli metallarga qolgan barcha metallar va ularning qotishmalari kiradi. Oltin, kumush, platina nodir metallar deb ataladi.

Metallar kimyoviy xossalriga koʻra quyidagi guruhlariga boʻlinadi: ishqoriy, ishqoriy – yer, oraliq metallar. Ular atom tuzilishiga qarab s, p, d va f – oila metallariga boʻlinadi. Davriy sistemada ular joylashgan kataklar koʻpincha turli ranglarda koʻrsatiladi. Metallar qanchalik alohida guruhlariga ajratilmasin, ularning ham fizik, ham kimyoviy xossalari umumiy uxshashlik mavjud. Ularning hammasi odatdagi sharoitda qattiq (simobdan tashqari), kristall tuzilishiga ega boʻlishi, yaltiroq, elektr oqimi va issiqlikni yaxshi oʻtkazishi, metallmaslar bilan reaksiyaga kirishganda oʻz elektronlarini berib, musbat oksidlanish darajasini namoyon qilishi va hokazo xususiyatlari umumiydir. Ulardagi bunday umumiy xususiyat ular atomlarining oʻzaro bogʻlanish qonuniyatlaridan kelib chiqadi.

14.4. METALL QOTISHMALAR VA INTERMETALL BIRIKMALAR.

Metallar suvda, spirtida, ammo suyuqlantirilgan holda bir – birida eriy oladi vasovitilganda qotishmalar hosil qiladi. Ikkita yoki undan koʻp etallardan, shuningdek metallar bilan metallmaslardan tarkib topgan sistemalar qotishmalar deyiladi. Suyuqlantirilgan baʼzi metallar sovitilganda ular kristallarining mexanikaviy aralashmasi hosil boʻladi. suyuqlantirilgan metallarning koʻpi har qanday nisbatda bir – birida eriy oladi. Ammo baʼzi metallar bir – birida faqat maʼlum chegaragacha eriydi. Masalan, suyuqlantirilgan rux bilan suyuqlantirilgan qoʻrgʻoshin aralashtirilib, aralashma sovitilgandan keyin ikki qavat: ruxni eritgan qoʻrgʻoshindan iborat pastki qavat va qoʻrgʻoshinni eritgan ruxdan iborat ustki qavat

hosil bo'ladi.

Suyuqlantirilib so'ngra sovutilganda ba'zi metallar bir – biri bilan reaksiyaga kirishib, kimyoviy birikmalar hosil qilishi mumkin. Shu sababli, odatda qotishmalar erkin metallar bilan shu metallarning kimyoviy birikmalaridan iborat aralashmalardir. Kimyoviy birikmalar hosil bo'lishida, ko'pincha issiqlik ajralib chiqadi. Masalan, suyuqlantirilgan misga alyuminiy qo'shqilganda ajralib chiqqan issiqlik ta'sirida butun massa qizib, oppoq chug' holiga keladi. Qotishmalarning xossalari nihoyatda turli – tuman va boshlang'ich komponentlarnikidan farq qiladi. Masalan, 40% kadmiy (suyuql. Harorati 3210C) va 60 % vismutdan (suyuql. Harorati 2710C) tarkib topgan qotishma 1440C suyuqlanadi. Oltin bilan kumushning qotishmasi juda qattiq bo'ladi, vaxolanki bu metallarning o'zi nisbatan yumshoqdir. Qotishmalarda kimyoviy bog'lanish metall bog'lanishdan iborat. Shuning uchun ularda metall yaltiroqligi, elektr o'tkazuvchanlik va metallarga xos boshqa xususiyatlar bo'ladi.

Qotishmalar metallarni suyuqlantirilgan holatda aralashtirish yo'li bilan olinadi, ular keyin sovutilganda qotadi. Bunda quyidagi tipik xollar bo'lishi mumkin: Suyuqlantirilgan metallar bir – biri bilan istalgan nisbatda aralashadi, bir – birida cheksiz eriydi. Bo'larga bir xil turdagi panjaralar hosil qilib kristallanadigan va atomlarining ulchamlari bir – biriga yaqin bo'lgan metallar kiradi. Bunday suyuqlanmalar sovutilganda qattiq eritmalar hosil bo'ladi. bunday eritmalarining kristallarida ikkala metallning atomlari bo'ladi, shu sababli ular to'liq bir jinsli bo'ladi. Sof metallarga nisbatan qattiq eritmalar nihoyatda mustahkamligi, attiqligi va kimyoviy barqarorligi bilan ajralib turadi, ular plastik va elektr oqimini yaxshi o'tkazadi.

Suyuqlantirilgan metallar bir – biri bilan istalgan nisbatda aralashadi, lekin sovutilganda qattiq eritma hosil bo'lmaydi. Bunday qotishmalar qotganida har haysi metallning mayda kristallaridan iborat massa olinadi. Bu xususiyat qotishmalar uchun xosdir.

Suyuqlantirilgan metallar aralashtirilganda bir – biri bilan reaksiyaga kirishib, kimyoviy birikma inert metallidlar hosil qiladi. Masalan, mis bilan rux (Su, Fu) kaltsiy bilan surma (Sa, Sb), natriy bilan qo'rg'oshin (Na, Pb) va boshqa birikmalar hosil qiladi. Ba'zi qotishmalar boshlang'ich metallarning o'zaro ta'sir mahsulotlari intermetallidlar bilan aralashmasi sifatida qaraladi.

Hozirgi vaqtda ayrim qotishmalar kukun metallurgiyasi usuli bilan tayyorlanadi. Metallarning aralashmasi kukun holida olinadi, katta bosim ostida presslanadi va yuqori temperaturada qaytaruvchi muhitda qovushtiriladi. Bu usul bilan uta qattiq qotishmalar olinadi.

Qotishmalarning o'rganishga N.S. Kurnakov (1860 – 1941) katta hissa qushdi. U qotishmalarni tekshirishning fizik– kimyoviy analiz deyiladigan yangi usulini ishlab chiqdi. Bu usul yordamida ko'pchilik qotishmalarning tarkibi bilan xossalari orasidagi bog'liqlik aniqlanadi, oldindan belgilangan xossali: kislotabardosh, issiqbardosh, o'ta qattiq va boshqa qotishmalar olish imkoniyati yaratildi.

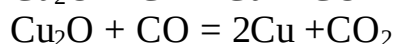
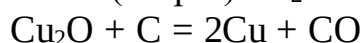
Alyuminiy va temir asosida olingan qotishmalar juda katta ahamiyatga ega. Ba'zi qotishmalar tarkibiga metallmaslar, masalan, uglerod, kremniy, bor va boshqalar kiradi.

14.5. METALL OLISHNING ASOSIY USULLARI.

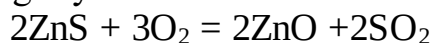
Barcha kimyoviy elementlarning 80% dan ortigini metallar tashkil etadi. Ulardan baʼzilar, masalan, oltin, platina tabiatda soʻlholda (yombi metallar) uchraydi. Biroq koʻpchilik metallar tabiatda birikmalar tarkibida boʻladi. Tarkibida metallar va ularning birikmalari bor, sanoatda metallar olish uchun yaroqli boʻlgan minerallar va togʻ jinslari rudalar deyiladi. Metallarning eng muhim rudalari ularning oksid lari va tuzlaridir (sulfidlari, karbonatlari va x). Agar ruda tarkibida ikkita va undan koʻp metallarning birikmalari boʻlsa, bunday rudalar polimetall rudalar deyiladi (masalan, mis – ruxli, qoʻrgʻoshin – kumushli va b). Rudalardan metallar olish – metallurgianing vazifasidir. Metallurgiya – bu tabiiy xom ashyodan sanoatda metallar olish usuli haqidagi fan. Metallurgiya sanoati ham metallurgiya deyiladi.

Hozirgi metallurgiyada 75 xildan koʻp metallar va ular asosida turli tuman qotishmalar olinadi. Metallar olishning usullariga qarab piro -, gidro – va elektr metallurgiya boʻladi.

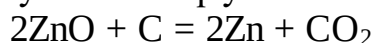
Pirometallurgiya metallurgiyada yetakchi oʻrinni egallaydi. U rudalardan metallarni yuqori temperaturada qaytarish reaksiyalari yordamida olish usullarini oʻz ichiga oladi. Qaytaruvchilar sifatida koʻmir, aktiv metallar, uglerod (II) – oksid, vodorod, metan ishlatiladi. Masalan, koʻmir bilan uglerod (II) – oksid qizil mis rudasi (koʻprit) Cu_2O dan misni qaytaradi:



Temir rudalaridan chuyan va poʻlat olish ham pirometallurgiyaga misol boʻladi. Agar rudada metall sulfidi boʻlsa, u oldin kuydirib oksid lash (havoli joyda kuydirish) yoʻli bilan oksid ga aylantiriladi. Masalan:

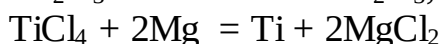
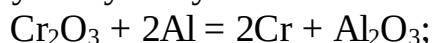


Soʻngra metall oksid i koʻmir yordamida qaytariladi:



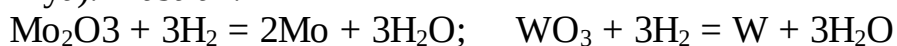
Koʻmir (koks) bilan qaytarib olinadigan metallar karbidlar hosil qilmaydigan yoki beqaror karbidlar (uglerodli birikmalar) hosil qiladigan hollardagina qoʻllaniladi, bunday metallarga temir va koʻpchilik rangdor metallar – mis, rux, kadmiy, germaniy, qalay, qoʻrgʻoshin va boshqalar kiradi. Metallarni ularning birikmalaridan kimyoviy jihatdan aktivrok boʻlgan boshqa metallar bilan qaytarish metallotermiya deyiladi. Bu jarayonlar ham yuqori haroratlarda sodir boʻladi.

Qaytaruvchilar sifatida alyuminiy, magniy, kaltsiy, natriy shuningdek kremniy ishlatiladi. Agar qaytaruvchi alyuminiy boʻlsa, u holda jarayon alyuminotermiya, agar magniy boʻlsa – magniytermiya deyiladi. Masalan:



Metallotermiya yoʻli bilan, odatda qaytarqilganda koʻmir bilan karbidlar hosil qiladigan metallar (va ularning qotishmalari) olinadi. Boʻlar – marganets, xrom, titan, molibden, volfram va boshqalar.

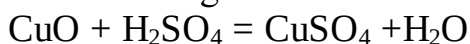
Baʼzan metallar ularning oksid laridan vodorod bilan qaytariladi (vodorodtermiya). Masalan:



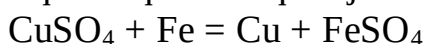
Bunda juda toza metallar olinadi.

Gidrometallurgiyaga metallni tuzlarining eritmalaridan olish usullari kiradi.

Bunda ruda tarkibiga kiradigan metall dastlab mos reagentlar yordamida eritmaga o'tkaziladi, so'ngra shu eritmadan ajratib olinadi. Masalan, tarkibida mis (II) – oksid CuO bor mis rudasiga suyultirilgan sulfat kislota bilan ishlov berilgan da mis sulfat holida eritmaga o'tadi:



So'ngra mis eritmadan elektroliz yo'li bilan yoki temir kukuni yordamida siqib chiqarish orqali ajratib olinadi:



Hozirgi vaqtda qazib olinadigan barcha misning 25 % ga yaqini

gidrometallurgiya usuli bilan olinadi. Bu usulning kelajagi porloq, chunki rudani yer yuziga chiqarib turib metallar olishga imkon beradi. Oltin, kumush, rux, molibden, uran va boshqa metallar ham shu usul bilan olinadi.

Elektrometallurgiyaga metallarni elektroliz yordamida olish usullari kiradi. Bu usul bilan asosan yengil metallar – alyuminiy, natriy va boshqa suyuqlantirilgan oksidlaridan yoki xloridlaridan olinadi.

Hozirgi yarim o'tkazgichlar texnikasi bilan atom texnikasiga nihoyatda toza

metallar zarur. Metallarni puxta tozalashning eng muhim usullari zonali

suyuqlantirish, metallarning uchuvchan birikmalarini qizdirilgan sirtida parchalash, metallarni vaakumda qayta suyuqlantirish va boshqalar.

Shunday qilib, metallarni birikmalaridan olishning barcha usullari oksidlanish – qaytarilish jarayonlariga asoslangan.

Davriy sistemaning birinchi gruppasi s-elementlariga litiy-Li, natriy-Na, kaliy-K, rubidiy-Rb, seziiy-Cs va fransiy-Fr lar kiradi.

Bu elementlarning oksidlanish darajasi +1ga teng.

Bu elementlarning atomlari o'zining tashqi elektron qavatidagi yagona elektronini osonlik bilan beradi. Shu sababli ular kuchli qaytaruvchilardir. Ularning qaytaruvchilik xossalari litiydan fransiyga tomon kuchayib boradi, fransiy eng kuchli qaytaruvchidir. Buning sababi, fransiyning atomi barcha ishqoriy metallarning atomlariga qaraganda kattaligidir.

Ishqoriy metallar suv bilan reaksiyaga kirishib asos va vodorod xosil qiladi. Bu asosning formulasi umumiy qilib $\text{E} + \text{OH}^-$ xolida yoziladi. Bo'lar kuchli asos bo'lib suvda yaxshi eriydi va ishqorlar deyiladi. Ularning kuchli asos bo'lishiga va suvda yaxshi erishiga sabab nimau - degan savolga ishqoriy metall ionlarining zaryadi kichik va radiusi katta, deb javob beramiz.

I gruppasi s-elementlarining eng muhim xossalari quyidagi jadvalda keltirilgan.

Sim	Atom	zichlik	kat	Suyuq	Kay	elek	Atom	Ion	N.El	Ion
vol	Z	og'irlik	tik	t°	t°	utka	r	r	pot.	ener

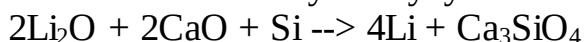
Li	3	6.939	0.534	0.6180	1336	11	1.56	0.78	-3.02	5.39
Na	11	22.99	0.97	0.498	883	21	1.91	0.98	-2.71	5.14
K	19	39.10	0.86	0.563	775	14	2.38	1.33	-2.92	4.34

Rb	37	85.48	1.53	0.3	38.8	680	8	2.51	1.49	-2.98	4.18
Cs	55	132.906	1.90	0.2	27.9	700	5	2.70	1.65	-2.92	3.89
Fr	87	(223)	---	-	-	-	-	2.80	1.75	---	3.98

Litiy. Tartib nomeri 3, atom og'irligi 6.939, tabiiy izotoplarining massa soni 6 va 7. Litiy og'irlik jixatidan Yer yo'zining $3 \cdot 10^{-3}$ % ini tashqil etadi. Tabiatdagi litiyning 92.5% i ${}^7\text{Li}$ dan iborat, kolgan 7.5% i esa ${}^6\text{Li}$ dir. Litiy ko'pchilik minerallarda, mineral suvlarda, xatto tirik organizmlarda uchraydi. Uning eng muxim minerallari lipidolit $\text{KLi}(\text{Si}_6\text{O}_{16})(\text{FeOH})_2$ va spudomen $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$ dir. Undan tashqari petiolit $(\text{Li}_5\text{Na})\text{AlSiO}_4\text{O}_{16}$, litiofillit $(\text{Li}, \text{Mn}, \text{Fe})\text{PO}_4$ tarkibi qushalok tuz va boshqa minerallar tarkibida xam litiy uchraydi.

Xozirgi vaqtda litiy ikki usul bilan olinadi. Birinchi usul: kaliy xlorid bilan litiy xlorid (1:1 nisbatda) kqotishmasini $450^\circ\text{--}500^\circ\text{S}$ da cuyuklantirib elektroliz qilishdan iborat. Suyuqlantirilgan tuzlarni elektroliz qilish ancha qiyin bo'lgani uchun keyingi vaqtlarda litiy bromid bilan alyuminiy bromid aralashmasi nitrobenzolda yoki piridinda eritilib elektroliz qilinadigan bo'ldi. Bunda litiy katodda ajralib chiqadi, alyuminiy esa kompleks birikma xolida eritmada qoladi.

Ikkinchi usul: keyingi vaqtda vakuum texnikasining rivojlanishi natijasida metallarni olishda yangi vakuum-metallurgiya yuzaga keldi. Bu usulda litiy oksid bilan oxak aralashmasi alyuminiy yoki ferrosilisiy ta'sirida qaytariladi:



Prosess naysimon vakuum pechda yuqori haroratda ($950^\circ\text{--}1000^\circ\text{S}$ da) olib boriladi. Vakuum pech nayning bir uchi sirtidan suv bilan sovutib turiladi. Reaksiya vaqtida xosil bo'lgan litiy pechning sovutilib turgan joyiga yigiladi.

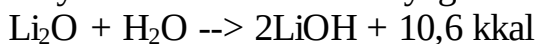
Litiy erkin xolatda juda yengil, xatto benzinga xam botmaydigan kumushsimon - ok metall. Litiy juda aktiv metall. U odatdagi sharoitdayok kislorod va azot bilan birikib Li_2O va Li_3N xosil qiladi. Shu xossaga ko'ra undan inert gazlarni tozalashda foydalaniladi. Litiy 200°S dan yuqori haroratda yonib ketadi. Litiy kislotalarning suyultirilgan eritmalarida yaxshi, konsentrlangan sulfat kislotada esa sekin eriydi; konsentrlangan nitrat kislotada ta'sirida shiddat bilan oksidlanadi, xatto suyuqlanib yonib ketishi xam mumkin.

Litiy metallar bilan intermetall birikmalar xosil qiladi. Masalan litiynig simob bilan xosil qilgan birikmalari LiHg_2 , LiHg_3 , LiHg , Li_2Hg , Li_3Hg , magniy bilan LiMg_2 alyuminiy bilan LiAl , Li_3Al va xakazo. Litiy faqat magniy, rux, alyuminiy va boshqa metallar bilan intermetall birikmalargina emas, balki qattiq eritmalar xam xosil qiladi.

Litiy vodorod atmosferasida qizdirilsa, rangsiz kristall modda - litiy gidrid LiH xosil bo'ladi. Litiy gidridning kristall tuzilishi xuddi osh tuzinikiga o'xshaydi.

Litiy gidrid yordami bilan litiy alyuminiy gidrid LiAlH_4 olishga muvaffak bo'lindi. Litiy yondirilsa ok tusli Li_2O xosil bo'ladi, bu jixatdan Li boshqa ishqoriy metallardan farq qiladi; boshqa ishqoriy metallar yonganida peroksid lar xosil bo'ladi.

Litiy oksid suv bilan reksiyaga kirishib litiy gidroksid xosil bo'ladi.



Litiy gidroksid kuchli asos bo'lib, o'zining asoslik kuvvaqti jixatidan NaOH bilan $\text{Ca}(\text{OH})_2$ orasida turadi. Litiy gidroksid suvda kam eriydi. Suvdagi eritmada litiy gidroksid $\text{LiOH}\cdot\text{H}_2\text{O}$ shaklida kristallanadi.

Litiy galogenlar bilan bevosita birikadi. Litiy ftorid – ok tusli kristall modda: suvda oz eriydi.

Litiy xlorid ok gigroskopik modda, 614°S da suyuqlanadi suvda juda yaxshi eriydi. Suvdagi eritmalaridan $\text{LiCl}\cdot\text{H}_2\text{O}$, $\text{LiCl}\cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{LiCl}\cdot 3\text{H}_2\text{O}$ xolida kristallanadi.

Litiy bromid 549°S da suyuqlanadi, suvda yaxshi eriydi, suvdagi eritmalarda kristallgidratlar xolida kristallanadi.

Litiy yodid 453°S da suyuqlanadigan kristall modda, suvda yaxshi eriydi. Suvdagi eritmalaridan yodid kristallgidratlar xolida kristallanadi.

Litiy korbonat xuddi ishqoriy yer metallarning karbonatlari kabi suvda oz eriydi. Uning eruvchanligi harorat ortishi bilan kamayadi.

Litiy gidrokarbonat LiHCO_3 - ishqoriy-yer metallarning gidrokarbonatlari kabi, suvda yaxshi eriydi. Vaxolanki, boshqa ishqoriy metallarning gidrokarbonatlari suvda yomon eriydi.

Litiy fosfat Li_3PO_4 suvda yomon eriydi, bu bilan u kaliy, natriy fosfatlardan farq qiladi va magniy fosfatga o'xshab ketadi.

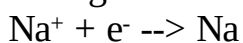
Litiy uglerod bilan vakuumda chug xolida qizdirilsa Li_2C_2 litiy karbid xosil bo'ladi.

Litiy oltingugurt bilan Li_2S

Natriy. Tartib nomeri 11, atom massasi 22,9898, tabiatda uchraydigan izotopining massa soni 23. Natriy Yer yuzida ko'p tarkalgan elementlardan biri bo'lib, 2.63% ga teng.

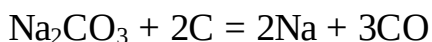
Natriy minerallari qatoriga: NaCl -galit yoki toshtuz, $\text{Na}_2\text{SO}_4\cdot 10\text{H}_2\text{O}$ mirabilit yoki gluaber tuzi, Na_3AlF_6 -kriolit, $\text{Na}_2\text{SO}_4\cdot\text{K}_2\text{SO}_4$ glazerit, $\text{Na}_2\text{SO}_4\cdot\text{MgSO}_4\cdot 4\text{H}_2\text{O}$ astraxanit, NaNO_3 chili selitrasi va boshqalar kiradi.

Devi 1807 yilda suyuqlantirilgan natriy gidroksid ni elektroliz qilish orqali natriy olishga muvaffak bo'ldi. Bunda katodda

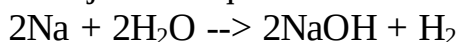


Anodda $4\text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ prosesslar sodir bo'ladi. Xozirda asosan suyuqlantirilganosh tuzini elektroliz qilib natriy olinadi.

Natriy olish uchun soda bilan ko'mir aralashmasini qattiq kqizdirish xam mumkin:

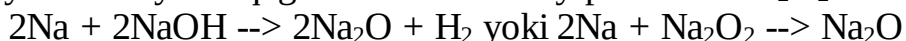


Xosil bo'lgan natriy kerosin ostida berk metall idishlarda saklanadi. Natriy erkin xolatda kumush kabi ok, yengil va yumshoq metall: suyuq ammiakda eriydi, kimyoviy jixatdan juda aktiv. U suv bilan odatdagi sharoitda reaksiyaga kirishib vodorod ajratib chiqaradi:



Natriy juda ko'p metallar bilan intermetall birikmalar xosil qiladi. Masalan: NaSn_2 , NaSn va xakazo. Ba'zi metallar bilan qattiq eritmalar xosil qiladi.

Natriy gidrid NaH natriyni vodorod atmosferasida qizdirish natijasida xosil bo'ladi. Uning xossalari LiH ning xossalariiga o'xshaydi. Suv ta'sirida parchalanadi. Natriy xavoda yondirilganda asosan natriy peroksid Na_2O_2 xosil bo'ladi.



Natriy peroksid kuchli oksidlovchilar qatoriga kiradi. U suvda gidrolizlanadi, uning suvdagi eritmasi ishqoriy muxitga ega:



Natriy giperoksid NaO_2 yuqori bosimda va 500°S da kislorod bilan Na_2O_2 ning o'zaro ta'siridan xosil bo'ladi; bu moddaga suv ta'sir ettirilsa quyidagi reaksiya boradi.

Natriyning ozon bilan birikmasi ozonid NaO_3 xam olingan. Bu modda juda beqaror.

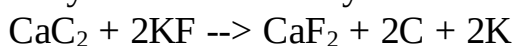
Natriy gidroksid NaOH - uyuvchi natriy yoki kaustik soda deb xam ataladi. Ok tusli qattiq modda. Laboratoriyada NaOH olish uchun natriy suvda eritiladi.

Kaliy. Tartib nomeri 19, atom massasi 39,102 tabiatda uchraydigan izotoplarining massa sonlari 39, 40 va 41.

Kaliyning yer pustlogidagi og'irlik klarki (2.40%) natriynikiga yaqin bo'lishiga qaramay, tabiatda kaliyning eruvchan birikmalari ancha kam uchraydi. Kaliyning muxim minerallari jumlasiga silvin KCl, silvinit $\text{KCl} \times \text{NaCl}$ karnalit $\text{KCl} \times \text{MgCl}_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$, kainit $\text{KCl} \times \text{MgCl}_2 \times 3\text{H}_2\text{O}$, shenit $\text{K}_2\text{SO}_4 \times \text{MgSO}_4 \times 6\text{H}_2\text{O}$ va boshqalar kiradi.

Kaliy xam xuddi natriy kabi, suyuqlantirilgan KCL yoki KON ni elektroliz qilish yo'li bilan olinadi.

Kaliy ftorid bilan kalsiy karbid orasidagi reaksiyadan xam kaliy xosil bo'ladi:



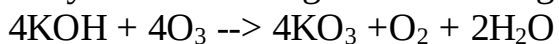
Kaliy kumush kabi yaltirok yumshoq va yengil metall. Kaliy juda aktiv metall va kuchli qaytaruvchi. Agar kaliy suvga tashlansa, reaksiya vaqtida ajralib chiqqan vodorod yonib ketadi. Xavoda kaliy juda tez oksidlanadi. Xlor va ftor atmosferasida kaliy uz-o'zidan ut oladi: suyuq brom va kaliy orasidagi reaksiya portlash bilan boradi. Kaliy yod bilan qizdirilganda birikadi. Kaliy vodorod, oltingugurt va boshqa metallar bilan oson reaksiyaga kirishadi, juda ko'p metallar bilan intermetal birikmalar xosil qiladi. Kaliy berk idishda yoki kerosin ostida saklanadi.

Kaliy gidrid KH vodorod atmosferasida 200°S dan boshlab o'ziga vodorodni biriktirib KH xosil qilinadi. KH juda aktiv, ok kristall modda.

Kaliy kislorod bilan oksid K_2O , peroksid - K_2O_2 va geperoksid - KO_2 , ozonid - KO_3 xosil qiladi.

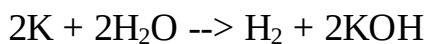
Kaliy xavoda yonganida K_2O_2 va KO_2 larning aralashmasi xosil bo'ladi. Kaliy oksid xam xuddi natriy oksid kabi olinadi.

Kaliy ozonid KOH ga ozon ta'sir etganida xosil bo'ladi.



K_2O_2 , KO_2 va KO_3 kuchli oksidlovchilardir.

Kaliy gidroksid KON. Kaliy natriyga qaraganda ancha aktiv element. Kaliy suv bilan juda shiddatli reaksiyaga kirishib, vodorod ajratib chiqaradi va kaliy gidroksid xosil bo'ladi:



KOH texnikada KCL ning suvdagi eritmasini elektroliz qilish usuli bilan olinadi. K_2CO_3 ga oxak ta'sir ettirib xam KOH olish mumkin.

KOH ochik xavoda CO_2 bilan reaksiyaga kirishib K_2CO_3 ga aylanadi. Shuning uchun u berk idishda saklanadi.

Davriy sistemaning ikkinchi gruppasi s-elementlarining xammasi musbat ikki valentli bo'ladi, ya'ni bu elementlarning eng yuqori oksidlanish darajasi +2 ga teng bo'ladi. Asosiy gruppacha tipik elementlar (berilliy Be va magniy Mg) va kalsiy gruppacha (kalsiy Ca, stronsiy Sr, variy Va va radiy Ra) elementlaridan iborat. Bu gruppacha elementlari atomlarining sirtki qavatida ikkitadan s-elektron bo'ladi. Ularning qaytaruvchilik xossalari ishqoriy metallarnikiga qaraganda kuchsizroq bo'ladi: Ca, Sr, Ba, Ra elementlarining qaytaruvchilik xossalari atom radiusi kattalashgan sayin kuchayib boradi.

Be^{2+} --- Mg^{2+} --- Ca^{2+} --- Sr^{2+} --- Ba^{2+} --- Ra^{2+} qatorida chapdan o'ngga o'tish bilan ionlarning radiuslari ortgan sari gidroksid larning asos xossalari kuchayib boradi. Masalan, $Be(OH)_2$ amfoter birikma, $Mg(OH)_2$ kuchsiz asos, $Ba(OH)_2$ kuchli asos, $Ba(OH)_2$ esa suvda yaxshi eruvchan juda kuchli asos; u uyuvchi barit deb xam nomlanadi.

Berilliy - Be davriy sistemada 4-katakda joylashgan, atom og'irligi-9.0122; barqaror izotopinig massa soni -9.

Vokelen 1793 yilda berill mineralida berilliy borligini aniqlagan bo'lsada, uni 1827 yilga borib Vyoler berilliy xloridni kaliy bilan qaytarib Be olishga muvaffak bo'ldi. XX asrning 20 yillaridan boshlab berilliy sanoat miqyosida olinib boshladi. I.V.Avdiev berilliy oksid ni tekshirib uning tarkibida bir atom berilliyga bir atom kislorod to'g'ri kelishini topdi. U berilliyning atom og'irligini 9.26ga tengligini aniqladi.

D.I.Mendeliyev berilliy davriy sistemaning II gruppasiga kiritdi va uning atom og'irligini 9.4 ga teng deb qabul qildi. Vaxolanki, berilliy avval tekshirgan olimlar uni uch valentli element xisoblab atom og'irligini 13.5 deb qabul qilgan edilar.

Berilliyning olinishi. Berilliy ajratish uchun berill rudani fluoridlar bilan suyuqlantirib, xosil bo'lgan kqotishmaga suv qo'shib Na_2BeF_4 eritmasi olinadi. So'ngra sulfat kislota qushib, eritmadan $BeSO_4$ ni kristallantiriladi. Uni chug'lantirib berilliy oksid olinadi.

BeO dan $BeCl_2$, BeF_2 va boshqalar xosil qilinadi.

Metall berilliy olish uchun suvsiz suyultirilgan berilliy xlorid elektroliz qilinadi,

Metall berilliydan juda sof berilliy olish uchun metallik berilliy vakuumdagi buglatish yoki inert gaz atmosferasida zonalar bo'ylab suyuqlantirish (vertikal induksion pechda) dan foydalaniladi.

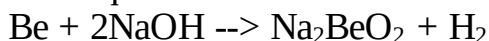
Berilliyning xossalari. Berilliy o'z xossalari bilan ikkinchi gruppasi elementlaridan farq qiladi. Masalan, $BeCl_2$ kuchliroq gidrolizlanadi; buning sababi shundaki, berilliyning ion radiusi magniyning ion radiusidan karyib ikki marta kichik, uning zaryadi esa +2 ga teng.

Be – kulrang tusli yengil metall. Metall berilliyning solishtirma og'irligi 1.847g/sm^3 , suyuqlanish haroratsi 1284°S , qaynash haroratsi 2970°S . Uning elektr o'tkazuvchanligi misnikiga qaraganda kariyb 12 marta kam.

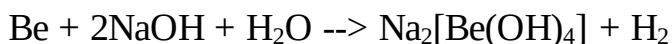
Berilliy kqizdirilganda kislorodda va xavoda yonadi. Berilliy galogenlar bilan odatdagi haroratda yoki biroz kqizdirilganda birikadi. Bu reaksiyalarning xammasi natijasida issiqlik ajraladi va BeO , BeS , Be_3H_2 , BeCl_2 , BeF_2 kabi barqaror birikmalar xosil bo'ladi. Berilliy odatdagi sharoitda vodorod bilan birikmaydi.

Suyultirilgan sulfat va xlorid kislotalarda berilliy eriydi, HNO_3 ta'sirida esa faqat isitqilganda eriydi. Berilliy sovuk nitrat kislotaga botirilsa aktivligi pasayadi.

Be ishqorlar bilan berillatlar xosil qiladi.

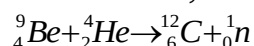


yoki



Berilliy bir qator d-elementlar bilan intermetall birikmalari, jumladan, TiBe_{12} , NbBe_{12} , TaBe_{12} , MoBe_{12} , NbBe_{11} va xakazolar yuqori haroratlarda suyuqlanadi: ular xatto $1200\text{-}1600^\circ\text{S}$ haroratgacha kqizdirilganda xam oksid lanmaydi.

Berilliyning ba'zi kqotishmalari samolyotsozlikda ishlatiladi. Be atom reaktorlarda neytronlarning harakatini susaytiruvchi sifatida, bundan tashqari laboratoriyada neytronlar olish uchun radiy-berilliy yoki radon berilliy manbalar sifatida ishlatiladi; ularda



tenglamasiga muvofiq neytronlar xosil bo'ladi.

Berilliy gidrid BeH_2 xosil qilish uchun berilliy xloridning efirdagi eritmasiga LiH ta'sir ettirish lozim.

BeH_2 qattiq polimer modda: u suv ta'sirida parchalanib, vodorod ajratib chiqaradi. Berilliy gidrid xam alyuminiy gidrid kabi kuchli qaytaruvchidir.

Berilliy nitrid Be_3H_2 yuqori haroratda berilliyning ($700\text{-}1400^\circ\text{S}$ da) berilliyning azot bilan birikishi natijasida xosil bo'ladi. Berilliy nitrid kislotalar ta'sirida parchalanib ammiak ajratib chiqaradi.

Berilliy oksid. BeO olish uchun berilliy oksid lantiriladi, yoki berilliy sulfat BeSO_4 parchalantiriladi:

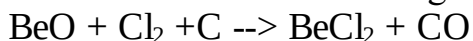


BeO amfoter oksid, shuning uchun u asosli oksid lar bilan xam kislotali oksid lar bilan xam suyuqlantirilganda reaksiyaga kirishadi.

Berilliy gidroksid, berilliy tuzlari eritmasiga ammiak ta'sir ettirilsa verilliy gidroksid cho'kmaga tushadi. Yangi xosil qilingan $\text{Be}(\text{OH})_2$ amfoter xossaga ega bo'lib kislotalarda va asoslarda xam osonlik bilan eriydi.

Berilliy tuzlari boshqa ishqoriy yer metallari tuzlari kabi suvda eruvchan bo'ladi. Berilliy ftoridning suvdagi eritmaları KF va NaF lar bilan K_2BeF_4 , KBeF_3 tarkibli komplekslar xosil qiladi: bu komplekslar suvda yaxshi erishi bilan alyuminiyning Shunga o'xshash komplekslaridan farq qiladi.

Berilliy xlorid suvda yaxshi eriydigan gigroskopik modda, 478°S da qaynaydi, 406°S da suyuqlanadi. U uchuvchan modda. Suvsiz berilliy xlorid olish uchun BeO 700°S da ko'mir ishtirokida xlor gazi bilan reaksiyaga kiritiladi:



Berilliy xlorid suvdagi eritmadan $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ xolida kristallanadi.

Berilliy tuzlari odatdagi haroratda gidrolizlanadi. Bu tuzlar zaharli, lekin shirin ta'mli bo'ladi.

Magniy. Tartib nomeri 12, atom og'irligi 24,312. Yer yuzida Mg ning og'irlik klarki 1.93% (atom klarki 1.4%). Tabiatda magniyning uchta izotopi bor: ^{24}Mg (78.6%), ^{25}Mg (10.11%), ^{26}Mg (11.29%); yana uchta suniy izotopi xam ma'lum.

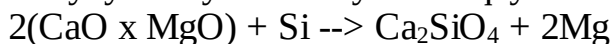
Metall magniy amalgamasini Devi 1828 yilda suyuqlantirilgan magniy sulfatni elektroliz qilish natijasida olib, o'nga magnesium nomini bergan. So'ngra 1828 yilda Byussi suyuqlangan magniy xloridga kaliy buglari ta'sir ettirib metall magniy olgan.

Olinishi:

1. Suyuqlantirilgan suvsiz magniy xloridni elektroliz qilish.

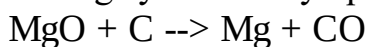
Karnallitda magniy olish uchun karnallit suyuqlantirilib 700-750°S da elektroliz utkaziladi.

2. Metallotermik usulda magniy olish uchun chug xoliga Keltirilgan dolomit ferrosilisiy yoki alyumosilisiy bilan qaytariladi.



Bu prosess elektr pechda 1200-1300°S da vakuumda utkaziladi.

3. Magniy oksid ni yuqori haroratda ko'mir bilan qaytarish:



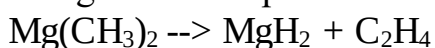
Juda toza magniy olish uchun texnikada ishlatiladigan magniy vakuumda bir necha marta sublimatlanadi.

Xossalari. Magniy s-elementlar jumlasiga kiradi. U uz birikmalarida doimo 2 valentli bo'ladi. Magniy kumushdek ok va yengil metall. Magniy sovuk suv bilan juda sust reaksiyaga kirishadi. Qaynok suv bilan reaksiyaga kirishib $\text{Mg}(\text{OH})_2$ xosil qiladi. Magniy kislotalarda eriydi: lekin yomon eruvchan maxsulotlar (MgF_2 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$) xosil qiladigan kislotalarda magniy kam eriydi. Ishqorlar magniyga ta'sir etmaydi.

Magniy metallurgiyada qimmatbaxo (uran, titan, vanadiy, sirkoniy va boshqa) metallar olishda kayturuвchi sifatida ishlatiladi.

Magniy yonganida ultrabinafsha nurlarga boy shu'la xosil qiladi. Shunga ko'ra u fotografiyada va feyerverklar tayyorlashda ishlatiladi.

Magniy birikmalari. Magniyning vodorodli birikmasi MgH_2 magniy dimetilning 175°S da parchalanishi natijasida xosil bo'ladi:



Undan tashqari 200 atmosferada 570°S da magniy vodorod bilan o'zaro birikadi, lekin odatdagi sharoitda vodorod bilan o'zaro birikmaydi.

Magniy gidrid MgH_2 kukun xolidagi kumushrang qattiq modda. Magniyning yana gidrid-borat $\text{Mg}(\text{BH}_4)_2$ va gidrid alyuminat $\text{Mg}(\text{AlH}_4)_2$ nomli birikmalari xam ma'lum.

Magniy oksid MgO +2800°S da suyuqlanadigan kristall modda. Texnikada magniy karbonatni parchalash yo'li bilan magniy oksid olinadi.

Magniy gidroksid $\text{Mg}(\text{OH})_2$ suvda kam eriydi, o'rtacha kuchga ega bo'lgan asoslar jumlasiga kiradi.

Magniy xlorid. MgCl_2 magniy oksid ga ko'mir ishtirokida xlor ta'sir ettirib olinadi.

Magniy sulfat bir necha gidratlar xosil qiladi; ularning ikkitasi tabiatda uchraydi: birinchisi monogidrat $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ kizerit minerali; ikkinchisi heptagidrat $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ taxir tuz mineralidir.

Magniy sulfat, kaliy sulfat xamda kaliy xlorid va boshqa tuzlar bilan bir qancha qushalok tuzlar xosil qiladi.

Magniy nitrat $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ juda gigroskopik va suvda yaxshi eriydigan tuz. Suvsiz magniy perxlorat $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ angidron nomi bilan gazlarni kuritishda ishlatiladi.

Magniy karbid. MgC_2 olish uchun kalsiy karbidga magniy xlorid ta'sir ettirish kerak, MgC_2 suv ta'sir ettirilganida asetilen ajralib chiqadi.

Magniy nitrid. Mg_3H_2 - magniyni azot atmosferasida kqizdirish natijasida olinadi. Magniy xavoda yonganida MgO bilan birga ozrok Mg_3H_2 xam xosil bo'ladi.

Kalsiy gruppacha elementlari. Ikkinchi gruppaning s-elementlaridan kalsiy, stronsiy, bariy va radiy ishqoriy yer metallar gruppasiga kiradi.

Yer kobigida kalsiyning 6 ta, stronsiyning 4 ta, bariyning 7 ta stabil izotopi bor. Bular eng ko'p tarkalganlari ^{40}Ca (96.97%), ^{88}Sr (82.56%), ^{138}Ba (71.66%) dir. Tabiiy radiy 8 ta radioaktiv izotopdan iborat.

Olinishi. Metall kalsiy, stronsiy va bariy birinchi marta 1808 yilda Devi tomonidan elektroliz yo'li bilan olingan.

Kalsiy CaCl_2 bilan CaF_2 aralashmasini suyuqlantirib elektroliz qilish orqali xosil qilinadi; bundan tashqari vakuumda alyuminotermiya usuli bilan xam olinadi:



Shu usullarning uzi stronsiy va bariy olishda xam qullaniladi. Kalsiy, stronsiy va bariy erkin xolda kumushsimon oq metall.

Xavoda ularning sirti sarik parda bilan koplanadi. Kalsiy deyarli qattiq, stronsiy va variy qattqlik jixatdan qo'rg'oshinga o'xshaydi.

Metall xolidagi kalsiy, stronsiy va bariy aktiv metallmaslar bilan odatdagi sharoitda birikadi. Azot, vodorod, uglerod kremniy kabi aktiv bo'lmagan metallmaslar bilan faqat kuchli kqizdirilganda birikadi. Metallarning reaksiyaga kirishish qobilyati Ca-Sr-Va-Ra qatorida ortib boradi.

Kalsiy stronsiy va bariy kuchlanishlar qatorida vodoroddan ancha oldinda turadi. Ular suvukda xam suv bilan reaksiyaga kirishadi. Bu reaksiyalarning intensivligi Ca-Sr-Ba-Ra qatorida chapdan o'ngga o'tgan sari ortib boradi. Xosil bo'lgan gidroksid larining xam eruvchanligi ortib boradi.

Ishqoriy metallar erkin xolda aktiv moddalar bo'lganligi uchun ular kerosin ostida yoki kavsharlab berkitqilgan idishlarda saklanadi.

Birikmalari. Kalsiy, stronsiy, bariy va radiylarning oksid lari, galogenidlari, sulfatlari va boshqa birikmalari odatdagi sharoitda ionli birikmalardir. Ularning barqarorligi Ca-Sr-Ba-Ra qatorida ortib boradi.

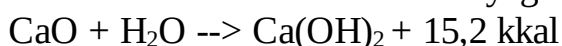
Bu elementlarning galogenidlari, nitratlari va boshqa tuzlari deyarli gidrolizlanmaydi.

Ishqoriy yer metallarning birikmalari suv bilan gidratlar xosil qiladi. Masalan: $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{SrBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Bu elementlarning vodorodli, kislorodli birikmalari, gidroksid lari va tuzlari katta ahamiyatga ega. Kalsiy gidrid CaH_2 , stronsiy gidrid SrH_2 va bariy gidrid BaH_2 metallarning yuqori haroratda vodorod bilan bevosita birikishidan olinadi.

Bu elementlarning oksid lari (EO) laboratoriyada karbonatlarni yoki nitratlarni qizdirib parchalash, texnikada esa tabiiy karbonatlarni termik parchalash orqali olinadi.

EO lar suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi. Masalan:



Kalsiy gidroksid kurilishda ishlatiladi; u kuryotgan vaqtida xavodan CO_2 ni yutib, CaCO_3 ga aylanadi. Kalsiy birikmalaridan sement, oxak, gips, loy va boshqalar kurilishda kovushuvchi material sifatida ishlatiladi.

Stronsiy. Tartib nomeri 38, atom og'irligi 87.62. Tabiatda barqaror izotoplarining massa sonlari 84, 86, 87, 88.

Stronsiy olish uchun KCl va SrCl_2 aralashmasi suyuqlantirib, elektroliz qilib olinadi. Stronsiy alyuminotermiya usulda xam olish mumkin.

Buning uchun stronsiy oksid bilan alyuminiy kukuni yuqori haroratda kqizdiriladi. Reaksiya natijasida xosil bo'lgan stronsiy sublimatlanadi; uning buglari vakuum idishning sovuk devorlarida kristallanadi.

Stronsiy kumush kabi ok metall.

Stronsiy oksid SrO 2430°S da suyuqlanadi: u ekzotermik moddalar jumlasiga kiradi. SrCO_3 va $\text{Sr(NO}_3)_2$ larni qizdirish natijasida SrO xosil bo'ladi.

Stronsiy tuzlari. Stronsiy ftorid SrF_2 suvda SrF_2 ga qaraganda yaxshirok eriydi. Stronsiy bromid, stronsiy yodid suvda xam, spirtida xam yaxshi eriydi, Stronsiy yodid ammiak bilan $[\text{Sr(NH}_3)_6]\text{J}_2$ tarkibli kompleks birikma xosil qiladi.

Stronsiy tuzlari alangani kirmizi qizil tusga buyaydi; Shunga ko'ra stronsiy tuzlari feyerverklar va bengal alangalari xosil qilinadigan materiallar tayyorlashda ishlatiladi.

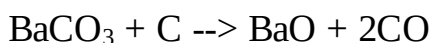
Bariy . Tartib nomeri 56, atom og'irligi 137,34 barqaror izotoplarining massa sonlari 130, 132, 134, 135, 136, 137, 138. Bariyning yettita izotopi sun'iy yo'l bilan xosil qilingan.

Bariy 18 asrda Sheyeli og'ir shpatning tarkibiy qismi sifatida topgan. Metall bariy dastlab suyuqlantirilgan bariy xloridni elektroliz qilish yo'li bilan olingan.

Sof bariy BaO dan alyuminotermiya yoki kremniy-termiya usulida olinadi. Undan tashqari bariy xloridning suvdagi eritmasini simob katod bilan elektroliz qilish natijasida xam bariy olinadi. Katodda xosil bo'ladigan bariy simobda erib amalgama xolatiga o'tadi. So'ngra bariy amalgamadan chiqarib olinadi. Bariy xam stronsiy kabi aktiv element bo'lgani uchun kerosinda saklanadi.

Bariy oksid kuchli asos xossasiga ega. U osh tuzi kabi kristall tuzilishda bo'ladi. Bariy oksid bariy karbonat yoki bariy nitratni kqizdirish yo'li bilan olinadi.

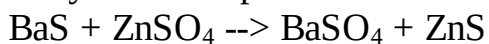
Texnikada bariy oksid olish uchun ko'pincha bariy karbonat ko'mir bilan birga kqizdiriladi;



Toza bariy oksid , ok kukun. Bariy oksid asosan bariy gidroksid va bariy peroksid olishda ishlatiladi.

Bariy oksid suv bilan aralashtirilsa, bariy gidroksid Ba(OH)_2 xosil bo'ladi. Bariy gidroksid xam xuddi stronsiy gidroksid kabi kand sanoatida ishlatiladi.

Bariy sulfid litopon nomli ok buyok olishda ishlatiladi.



(litopon)

Bariy tuzlarini xosil qilish uchun xom ashyo sifatida bariy sulfat va bariy karbonatdan foydalaniladi. Masalan: bariy xlorid olish uchun BaSO_4 , CaCl_2 ishtirokida ko'mir bilan qaytariladi.

Bariyning barcha eruvchan tuzlari zaharlidir.

Bariy sulfat suvda juda kam eriydi. Shuning uchun bariyning bor-yukligi SO_4^{2-} ionlari bilan va aksincha sulfatlarning bor-yukligi Ba ionlari bilan sinab kuriladi.

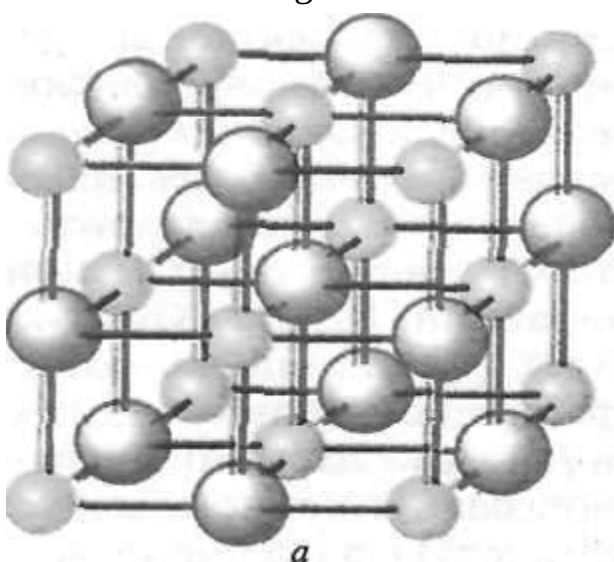
Bariy karbonat BaCO_3 tabiatda viterit xolida uchraydi. Suvda kam, HCL va HNO_3 larda yaxshi eriydi. Emal tayyorlashda ishlatiladi.

Bariy karbid BaS_2 xuddi kalsiy karbid kabi olinadi va u bilan izomorfdir.

Metall bog'lanish

Metallarning kristall panjaralari tuzilishini, ularning xossacharini o'rganish ularda kimyoviy bog'lanishning o'ziga xos turi mavjudligini ko'rsatdi.

Metallarning kristall panjaralari tugunlarida metall atom-ioni" joylashgan. Bu "atom-ion"lar panjara hosil bo'lishida har bir metall atomidan bir yoki bir necha elektronlarning ajralib chiqishi natijasida qosil bo'ladi. Harakatchan holdagi bu elektronlar esa xuddi gaz molekulari singari kristall



panjaraning bo'shliqlarida joylashadi. *Kristall panjarada uning tugunlari-dagi metall atom-ionlari bilan elektronlar o'rtasida yuzaga keladigan tortishuv kuchlari **metall bog'lanish** deyiladi.*

Metall bog'lanish kuchli bog'lanish bo'lib, u asosan barcha metallarning xossalarini belgilab beradi. Metallarda oson harakatlanuvchi elektronlar oqimi borligi uchun ular issiqlikni, elektr tokini yaxshi o'tkazadilar.

Metallarning yaltiroqligi, turli rangda bo'lishi ham ularning elektron tuzilishi bilan tushuntiriladi. Metall bog' hosil bo'lishida faqatgina "tashqi" elektronlarga emas ichki qavatdagi elektronlar ham qo'shni atom qoldig'idagi vakant orbitallar bilan donor-aktseptor tipidagi bog'larni hosil qiladi. Shu sababdan Metallar yuqori mustahkamlikka va suyuqlanish temperaturasiga ega.

Nazorat uchun savol va mashqlar.

1. Standart elektrod potentsiali nima?
2. Metallarning davriy sistemada urni qanday?
3. Galvanik elementlar deganda nimani tushunasiz?

Mavzuga oid tayanch iboralar.

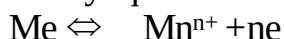
1. Ishqoriy metallar
2. Ishqoriy yer metallari
3. Galvanik elementlar
4. Standart elektrod potentsial
5. Kuchlanishlar qatori
6. Nernst tenglamasi
7. Kataliz.

15- maruza: Metallarning normal elektrod potentsiallari. Kimyoviy energiyaning elektr energiyasiga aylanishi.

Reja:

1. Metallarning normal elektrod potentsiallari.
2. Kimyoviy energiyaning elektr energiyasiga aylanishi
3. Galvanik elementlar va ulardagi elektrod jarayonlar.
4. Amalda keng qo'llaniladigan ba'zi galvanik sistemalar-akkumulatorlar batareyasi

15.1. A.V. Pissarjevskiy ta'limotiga ko'ra metall suvga yoki shu metall ioni bilan bo'lgan eritmaga tushirilsa, metall bilan suyuqlik chegarasida elektrod potentsial xosil bo'ladi, chunki metall sirtidagi ionlar suvning qutblangan molekulalariga tortiladi va metalldan suyuqlikka uta boshlaydi va nixoyat muvozanat qaror topadi.



Ionlarning suvga o'tishi natijasida, metallda ortiqcha erkin elektronlar yigilib qoladi: metall manfiy zaryadlanadi, suyuqlik esa musbat zaryadlanadi. Metalldan eritmaga utib, gidratlangan ionlar metallga tortiladi va metall sirtiga yaqin joylashib kush elektr qavat xosil qiladi, natijada metall bilan eritma orasida potentsiallar ayirmasi vujudga keladi. Bu qiymat metallning elektrod potentsiali deb ataladi.

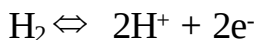
Turli metallar suvga botirilganda vujudga keladigan potentsiallarning qiymati turlicha bo'ladi. Metall qancha aktiv bo'lsa, uni kurshab turuvchi suv muxitiga shuncha ko'p ion o'tadi, natijada metall plastinkada paydo bo'ladigan manfiy zaryadning qiymati yuqori bo'ladi. Bu esa ayrim metallarning kristall panjaralarida kationlarning bir xil bog'lanish energiyaga ega emasligi va bu kationlarning bir xilda gidratlanmasligi natijasidir. Bu yerda kationlarning effektiv radiusi katta rol uynaydi.

Agar metall (masalan, Zn) uz tuzining (masalan, rux sulfat) eritmasiga tushirilsa, metall-suyuqlik sirtidagi muvozanat siljiydi va yangi potentsiallar ayirmasi xosil bo'ladi.

Oddiy moddalarni qaytaruvchi-oksidlovchi xossasi o'zgacha bo'ladi. Elektrod potentsiallar uchun eritmalaridagi oddiy moddalar reaksiyada kristall panjaradagi atomlararo bog'lanishni uzishga sarf bo'lgan energiyani xamda ionlarni eritmaga o'tishdagi gidratlanish energiyasini xisobga olish kerak. Masalan, Cu va Zn ni D. I. Mendeleyevning elementlar davriy sistemasida joylanishiga qarab ionlanish energiyasini qiymati Cu =738 va Zn =901 kJ ga teng. Demak, Cu elementi Zn elementiga qaraganda kuchliroq qaytaruvchilik xususiyatiga ega bo'lishi kerak, lekin Su ning kristall panjarasidagi bog'lanish ancha mustaxkam. Shuning uchun Cu ionining rux ioniga nisbatan gidratlanish energiyasi kam. Bu esa mis ionlarini eritmaga o'tishini qiyinlashtiradi Shuning uchun mis ruxga nisbatan juda kuchsiz qaytaruvchidir. Elektrod potentsialining qiymati metallning tabiatiga, eritmada ionlar konsentrasiyasiga va temperaturasiga bog'liq bo'ladi. Gazli elektrodlar gaz va gaz ioni bo'lgan eritma bilan tuknashib turadigan biror noaktiv metall o'tkazgich (Pt) dan iboratdir.

Metall o'tkazgich elektronlar oqimini xosil qiladi, uzi esa eritmaga ionini bermaydi. Masalan, normal vodorod elektrodni ko'rib chiqaylik. Platina plastinkasini aktiv vodorod ionlar konsentrasiyasi 1 mol/l bo'lgan 2 H sulfat kislota

eritmasiga tushirib, eritmadan 1 atom bosim (25°S da) vodorod o'tkazsak, vodorod platina plastinka sirtiga yutilib, vodorod plyonkasini (parda) xosil qiladi. Buning natijasida elektrolit (H₂SO₄) eritma platina plastinka bilan tuknashmasdan vodorod plyonkasi bilan to'qnashadi va vodorod elektrod xosil bo'ladi. Vodorod elektrod metall elektrodlar kabi eritmaga o'z ionini beradi:

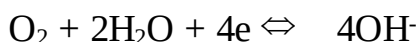


Natijada eritma bilan vodorod elektrod orasida potensiallar ayirmasi xosil bo'ladi va uni normal vodorod elektrod potentsiali deyiladi. U shartli ravishda nolga teng deb qabulqilingan. Shunday qilib, eritmaga kation beruvchi gazli vodorod elektrod xosil bo'ladi. Gaz elektrodlardagi reaksiyalarda gazlar ishtirok etgani uchun, bu elektrodlar potentsiallari gazlarni parsial bosimiga bog'liq bo'ladi. Vodorod elektrod uchun Nernst tenglamasini 2980 K da quyidagicha yozish mumkin:

$$E_{\text{H}^+/\text{H}} = \frac{0.059}{1} \lg \frac{a_{\text{H}^+}^2}{P_{\text{H}_2}}$$

bu yerda : P_{H_2} - vodorodning parsial bosimi, a_{H^+} - elektrolitdagi H⁺ ionlar aktivligi.

Vodorod elektrodga o'xshash kislorod elektrodni tuzish mumkin. Masalan, platinani kislorod va kislorod xosil qiluvchi ioni (gidroksid ioni-ON⁻) bo'lgan eritma bilan to'qnashtirish kerak, ya'ni O₂ , Pt/OH. Agar kislorodli elektrodda quyidagi tenglama bilan reaksiya borsa:



Nernst tenglamasi quyidagicha yoziladi:

$$E_{\text{OH}^-/\text{O}_2} = E^0_{\text{OH}^-/\text{O}_2} + 0,0147 \lg \frac{P_{\text{O}_2}}{a_{\text{OH}^-}^4}$$

Gazli elektrodlar asosan kosmonavtikada ishlatiladi.

Aloxida olingan elektrodning potentsiali absolyut potentsial deyiladi. Lekin uni ulchash juda qiyin. Shuning uchun amalda nisbiy elektrod potentsial bilan ish kuruladi. Buning uchun solishtirilayotgan elektrodning birini absolyut potentsiali nolga teng deb qabul kilinadi. Bunday elektrod sifatida standart vodorod elektrod qabulqilingan. Elektrodning standart potentsiali (E⁰) deb, aktiv ionlar konsentrasiyasi 1 mol/l ga teng bo'lgan, 25°S da uz tuzi eritmasiga tushirilgan elektrod potentsiali orasidagi ayirmaga aytiladi.

Standart elektrod potentsial qiymatini aniqlash uchun galvanik element tuziladi. Bu galvanik elementda birinchi elektrod sifatida standart vodorod elektrod, ikkinchi elektrod sifatida potentsial qiymati aniqlanishi kerak bo'lgan metall plastinka olinadi. Masalan, Zn ning normal potentsialini aniqlashda aktiv Zn ionlari konsentrasiyasi 1 mol/l ga teng bo'lgan ZnSO₄ ning 1 eritmasiga tushirilgan ruxli elektrod standart vodorod elektrod bilan tutashtiriladi. Xosil qilingangalvanik elementning elektr yuritish kuchi ulchanib, E=E₁-E₂Formula asosida Zn ning standart elektrod potentsiali xisoblab topiladi.

$E^0 \text{ Zn/Zn}^{2-} = -0,766 \text{ V}$ ga teng. Demak, galvanik elementda rux elektrod potentsiali bilan standart vodorod elektrod potentsiallarining ayirmasi 0,788 ga teng. Rux elektrod manfiy bo'lgani uchun undagi elektrodlar tashki zanjir orqali vodorod elektrodga o'tadi.

Misning standart elektrod potentsiali $E^0 \text{ Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0.348 \text{ V}$ ga teng. Standart elektrod potentsial qiymati qancha kichik bo'lsa, metall atomi uz elektronini shuncha oson yukotadi, ya'ni uning ximiyaviy aktivligi yuqori bo'ladi.

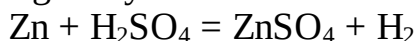
15.2. Ximiyaviy reaksiya natijasida elektr energiya xosil qiladigan, ya'ni ximiyaviy energiyani elektr energiyaga aylantiradigan asboblarga galvanik elementlar deyiladi.

Galvanik element xosil qilish uchun elektrolit eritmasiga ikki xil metall tushirilib, ularning uchlari tashki zanjir orqali bir-biriga ulanadi. Italiya olimi Volt mis va rux plastinkalarini sulfat kislotasiga tushirib, ularni o'zaro tutashtirganda elektr toki xosil bo'lishini kuzatadi va bu element keyinchalik volt elementi deb ataladi. Bunday galvanik elementda elektronlar tashki zanjir orqali rux elektrodga o'tadi, ya'ni rux manfiy, mis musbat zaryadlanadi. Tajribadan ko'rinib turibdiki, eritmada ichki zanjir orqali SO_4^{2-} ionlari elektronlar yo'nalishiga teskari yo'nalishda harakat qiladi. Natijada rux elektrod oksidlanadi, vodorod ioni esa mis elektrod sirtida qaytariladi va gaz xolida ajralib chiqadi. Elektrodning elektrolit eritma bilan tuknashish yuzasida quyidagi proseslar boradi:

Rux elektrodga
 $\text{Zn}^0 - 2e = \text{Zn}^{2+}$
 oksidlanish proses

Mis elektrodga
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2e = \text{H}_2 + \text{SO}_4^{2-}$
 qaytarilish proses

Bu elektrod proseslarni umumlashtirib oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi xolida quyidagicha yozish mumkin:



Galvanik elementni har xil metallar juftidan xosil qilish mumkin. Masalan, Daniel-Yakobi elementida rux va mis elektrodlar tegishli ZnSO_4 va CuSO_4 tuzlarining 1 molyar eritmasiga tushirilgan va elektrodlar galvanometr orqali tutashtirilgan. Bunda elektronlar aktiv metallardan (Zn) noaktiv metallga (Cu) tomon yo'naladi. Agar elektrolit eritmalar o'zaro birlashtirilmasa, pyx sulfat eritmasida musbat zaryadlangan Zn ionlari, mis sulfat eritmasida manfiy zaryadlangan SO_4^{2-} ionlari to'planadi, bu esa prosesning davom etishiga qarshilik ko'rsatadi. Shuning uchun ikkala idishdagi eritmalar elektrolit eritmasi bilan tuldirilgan naycha yoki yarim o'tkazgich tusik yordamida tutashtiriladi. Bu bilan Zn^{2+} kationlari va SO_4^{2-} anionlarining bir idishdan 2-chi idishga diffuziyanishi ta'minlanadi va natijada oksidlanish-qaytarilish prosesi davom etadi: $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^0$

Bu galvanik elementni quyidagi elektroximiyaviy sxema bilan yozish mumkin:
 $\text{A(-)Zn}^{2+} / \text{Zn} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu (+) K}$

anod

katod

Bundan ko'rinadiki, anodda, oksidlanish prosesi, katodda qaytarilish prosesi boradi.

Galvanik elementning elektr yurituvchi kuchi (e.yu.k.) ni aniqlash uchun elektrod potensial qiymati kattasidan qiymati kichigi ayirib tashlanadi. Masalan, normal konsentrasiyadagi rux-mis elementida:

Metall elektrodning eritmadagi ionlar konsentrasiyasi oshsa, potentsiali kamayadi, natijada metallmas elektrodning potentsiali ortadi. Metall ionlar konsentrasiyasi 1 mol/l ga teng bo'lmasa, galvanik elementdagi har qaysi elektrodning potentsialini aniqlash uchun Nernst tenglamasidan foydalaniladi:

$$E = E^0 + \frac{RT \cdot \ln C}{nF}$$

bu yerda: E- elektrod potentsial, R-universal gaz doimiysi

(R = 8,315 J/grad.mol)

F - Faradey (96500 kulon) soni, n - kationning valentligi, C - elektrolit eritmadagi kation konsentrasiyasi, T-absolyut temperatura. E⁰-elektrodning standart potentsiali, T=2980 K bo'lganda yuqoridagi Formula quyidagicha yoziladi:

$$E = \frac{RT \cdot \ln C}{nF} + E^0 = \frac{2.303 \cdot 8.315 \cdot 298}{n \cdot 96500} \cdot \lg C + E^0$$

Formuladagi 2.303 natural logarifmdan unli logarifmga o'tish soni, yoki

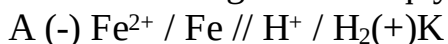
$$\frac{0.059}{n}$$

$$E = E^0 + \frac{0.059}{n} \lg C$$

bu yerda; E- berilgan konsentrasiyadagi elektrodning potentsiali

E⁰ -standart elektrod potentsiali.

Harqanday galvanik element ishlaganda uning E.YU.K. kamayadi. Galvanik elementlardagi elektronlarning harakati natijasida E.YU.K.ning kamayishi galvanik elementning qutblanishi deyiladi. E.YU.K. kamayish prosessi elektrodlar sirtining va elektrodlar oldidagi elektrolit konsentrasiyasining o'zgarishi natijasidir. Masalan, elektrolit eritma sifatida NaCl tuzi temir anod va grafit katod yuzasidagi gazli vodorod elektrodli galvanik elementda qutblanish hodisasini ko'rib chiqaylik. Bu galvanik elementning sxemasi quyidagicha:



Bunda: anodda $\text{Fe} - 2e^- = \text{Fe}^{2+}$, katodda esa $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$ pposecc boradi.

Bunday galvanik elementning E. YU. K. elektrodni potensial ayirmasiga teng: E.YU.K. = E_{2H⁺ / H₂} - E_{Fe²⁺ / Fe}

Elementning ishlash prosessida anod elektrodagi qo'sh elektr qavatda Fe²⁺ ionlar konsentrasiyasi ortadi va eritmaga ionlarning o'tishi qiyinlashadi, bu esa tashki zanjir orqali o'tadigan elektronlar sonini kamaytiradi, natijada anod elektrodning potentsiali kamayadi. Bu proses anoddagi qutblanish deyiladi.

Bir vaqtning o'zida katod elektrodagi kush elektr qavatda H⁺ ionlar konsentrasiyasi va tashki zanjir orqali katod elektrodga o'tayotgan elektronlarning ionlar bilan birikishi susayadi, natijada elektronlar to'planib qoladi, katod elektrod potentsiali ortadi va katoddagi qutblanish prosessi xosil bo'ladi. Qutblanishning kamayish prosessiga qutbsizlanish deyiladi. Eritmadagi H⁺ va O₂ konsentrasiyasi ortishi bilan katoddagi qutblanish kamayadi. Oddiy sharoitda kislorod molekulasini eritmada oshirishga xavoni suvda eritish natijasida erishiladi. Bunda kislorod molekulasining konsentrasiyasi ortishi CO₂ razining erishini orttiradi, natijada H⁺ ionlar konsentrasiyasi quyidagi reaksiya buyicha boradi:



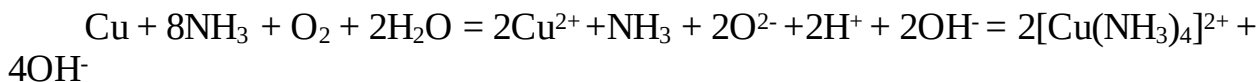
Demak, oksidlovchilar - kislorod molekulasi, NO ioni katodli qutblanishni qutbsizlantiruvchilari hisoblanadi.

Anodli qutblanishni qutbsizlantiruvchilari anion (masalan, Cl^- , OH^- va xokazo) lardir.

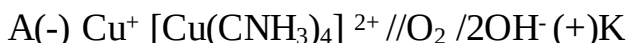
Vodorod elektrodga nisbatan faqat metall juftlari potensialidan tashqari oksidlangan xoldagi istalgan qaytaruvchining va qaytarqilgan xoldagi istalgan oksidlovchining potensialini aniqlash mumkin. Oksidlovchi va qaytaruvchining standart potensial qiymati ularni qanday muxitda ishlatilayotganligiga bog'liq.

Eritmada aktiv ionlar konsentrasiyasi 1mol/l ga teng bo'lgan standart oksidlanish-qaytarilish potensiallari qiymati (E^0) jadvalda keltirilgan. Bu jadvalga asoslanib, ba'zi bir ximiyaviy masalarni yechish mumkin.

Masalan, ammiakli eritmada Cu ning xavo kislorodi ta'sirida oksidlanib, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ga o'tishni qarab chiqamiz:



Sodir bo'lgan oksidlanish-qaytarilish reaksiyasiga asoslangan galvanik element sxemasini tuzamiz:



Xosil bo'lgan juftning standart elektrod potensiallarini jadvaldan olib - E.YU.K. ni xisoblaymiz:

$$E_{\text{YU.K.}} = E^0_{\text{O}_2 / 2\text{OH}^-} - E^0_{\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}} = +0,40 - (-0,05) = +0,45 \text{ V}$$

Demak, ammiakli eritmada Cu xavo kislorodi bilan oksidlanadi, chunki reaksiyaning E. YU. K. musbat qiymatga ega.

15.3. Galvanik elementlar. Kimyoviy reaksiya natijasida elektr energiyani hosil qiladigan, ya'ni kimyoviy energiyani elektr energiyaga aylantiradigan asboblarni *galvanik elementlar* deyiladi.

Galvanik element tuzish uchun bir-biriga tegib turgan ikki elektrolit eritmasiga ikki xil metall tushirilib, ularning uchlari tashqi zanjir orqali bir-biriga ulanadi. Ikkala elektrod birgina metallardan yasalgan bo'lishi ham mumkin; u holda bir elektrodni suyultirilgan eritmaga ikkinchisini konsentrlangan eritmaga tushirib, konsentration galvanik element hosil qilinadi.

Mis va rux plastinkalari sulfat kislotaga tushirib, misni rux bilan tutashtirganda elektr to'ki hosil bo'ladi, elektr tokining bu manbai *Volta elementi* deb ataladi. Volta elementining elektr yurituvchi kuchi dastlabki paytda 1 Voltga yetadi. So'ngra bu elementning elektr yurituvchi kuchi tezda pasayib ketadi.

Galvanik elementga Yakobi-Daniel taklif qilgan element misol boladi. Bu element mis sulfat va rux sulfat eritmalariga tushirilgan mis va rux plastinkalaridan iborat.

Galvanik elementlarda elektr tokining hosil bo'lish nazariyasining mohiyati quyidagilardan iborat.

Agar biror metal parchasi suvga botirilsa, metal ionlari suvning polyar molekullariga tortilishi sababli eritmaga o'ta boshlaydi. Buning natijasida musbat

ionlarning bir qismini yo`qotgan metal ortiqcha elektronlarga ega bo`lib qoladi va manfiy zaryadlanadi, eritma esa musbat zaryadlanadi.

Metallarda hosil bo`lgan manfiy zaryad metallardan eritmaga o`tgan musbat ionlarni torta boshlaydi; sistemada muvozanat holati yuzaga keladi; vaqt birligi ichida metallardan necha ion eritmaga o`tgan bo`lsa, huddi o`shancha ion eritmada metallga o`tadi.

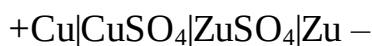
Metallardan eritmaga o`tgan ionlar eritmaning butun hajmiga baravar taqsimlanmay, metallga tortiladi va metal sirti yaqinida joylashib, qo`sh elektr qavat hosil qiladi. Buning natijasida metal bilan eritma orasida potensiallar ayirmasi vujudga keladi. U metallning muvozanat potentsiali deyiladi. Muvozanat potentsialining qiymati metallning tabiatiga va elektrod tushirilgan eritmaning ionlar konsentratsiyasiga bog`liq bo`ladi. Eritmada ionlar konsentratsiyasi yuqori bo`lsa, kationlar metallardan eritmaga o`tishi qiyinlashadi. Shu sababli ionlar konsentratsiyasi oshganda, metal bilan eritma orasidagi avvalgi muvozanat holati buzilib, uning o`rniga boshqa muvozanat yuzaga keladi, metallardan eritmaga o`tayotgan kationlar soni kamayadi, muvozanat dinamik harakterga ega bo`lgani uchun vaqt birligi ichida metallardan eritmaga o`tayotgan kationlar soni eritmada metallga o`tayotgan kationlar soniga teng bo`lib qoladi, natijada metallning manfiy potentsiali kamayadi.

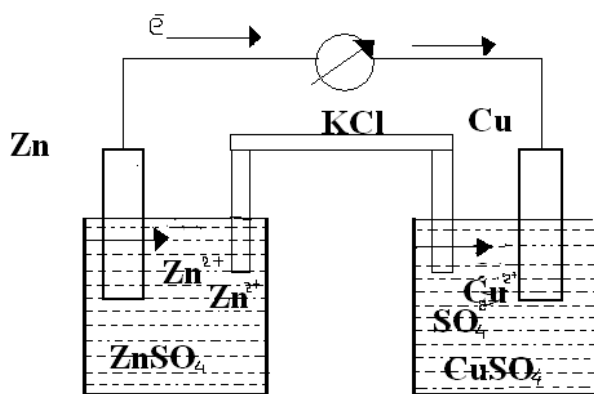
Elektrod eritmada olinganda qo`sh elektr qavat hosil qilgan kationlar yana qaytadan metallning kristall panjarasiga o`tadi va eritma elektr jihatidan neytral bo`lib qoladi. Musbat va manfiy elektrodlar orasidagi ayirma shundaki musbat elektrod erishgan manfiy muvozanat potentsial manfiy elektrod erishgan manfiy potentsialga qaraganda kichikroq bo`ladi. Shu sababli bu ikki metallni bir-biri bilan o`tkazgich orqali manfiy elektrodan musbat elektrodga o`tadi.

Elektrod potentsiallarni kelib chiqishida to`g`risidagi bu tasavvurlar hamma hollar uchun qo`llanila olmaydi. Ba`zi metallarning, masalan platina yoki oltin kristallik panjarasi juda mustahkam tuzilgan bo`ladi. Jismning kationlari metallardan chiqib eritmaga o`ta olmaydi. Shuning uchun bunday metallarni inert yoki indeferen elektrodlar deb yuritiladi. Platina o`ziga boshqa moddalarni masalan vodorodni odsorbtsiya qila oladi bu hodisa elektroqimy o`chun muhim ahamiyatga ega.

Musbat va manfiy elektrodlar orasidagi ayirma shundaki, musbat elektrod erishgan manfiy muvozanat potentsial manfiy elektrod erishgan manfiy potentsialga qaraganda kichikroq bo`ladi. Bu ikki metal bir-biri bilan o`tkazgich orqali ulanganda elektr toki hosil bo`ladi.

Galvanik elementlardan biri Yakobi elementini sxematik ravishda shunday tasvirlanadi:





Nerst nazariyasiga binoan vujudga keladigan potensiallar ayirmasi shi metal ionlarining eritmadagi konsentratsiyasiga va temperaturaga bog'liq:

$$E = RT/nF \cdot \ln C/C_0$$

Bu yerda n- metallardan ajralgan elektronlar soni (va u metallning valentligiga teng).

C – eritmaning konsentratsiyasi, C_0 – metall tabiatiga bog'liq bo'lgan kattalik, F – Faradey soni (96500 Kulon), ln natural logarifm. $\ln X = 2,303 \lg X$.

Nerst formulasini ko'rinishi quyidagicha bo'ladi:

$$E = E_0 + 2,303RT/nF \cdot \lg C_0 \quad (5.1)$$

Yakobi elementi uchun:

$$E = E_2 - E_1 = 0,059/2 \cdot \lg [Cu^{2+}] / [Zn^{2+}] + (E^0_{Cu} - E^0_{Zn}) \quad (5.2)$$

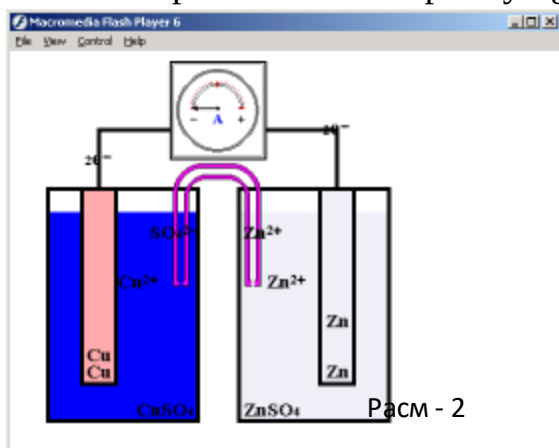
Elektrodlar asosan ikki turda bo'ladi: birinchi tur elektrodlar, ikkinchi tur elektrodlar. Ular quyidagi shakllarda mavjud. Gaz elektrodlar, amalgamali elektrodlar, oksidlanish qaytarilish elektrodlari, shisha elektrodlari va h.k.z.

Ikkita elektrodan tashkil topgan zanjir galvanik element deb ataladi. Galvanik element ishlashi uchun metall plastinkalarini simlar orqali, eritmalarni esa elektrolitik ko'priq (naycha) orqali birlashtiriladi. Odatda elektrolitik ko'priq (kalit)ni tayyorlashda egqilgan shisha naycha ichi agar-agar ivig'i bilan va KSI ning to'yingan eritmasi bilan to'ldiriladi.

Galvanik elementlarda kimyoviy energiya elektr energiyasiga aylanadi. Masalan, mis va rux elektrodlaridan tashkil topgan elementda elektr energiyasi, rux elektrodida ruxning oksidlanishi ($Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e$) va mis elektrodida misning qaytarilishi ($Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^0$) hisobiga hosil bo'ladi:

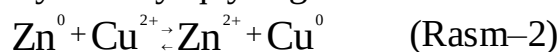


Rux plastinkasida to'planayotgan (ruxning rux ionlariga aylanishi hisobiga)



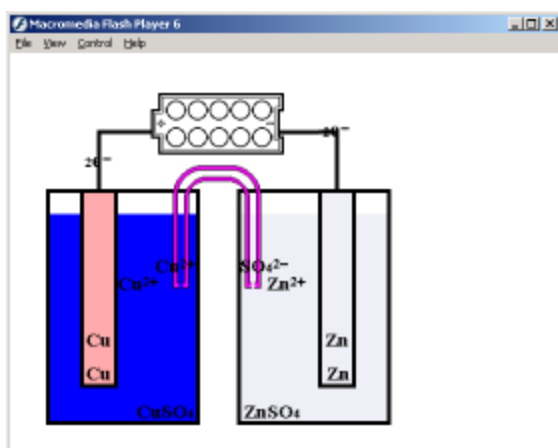
elektronlar o'tqazgich orqali mis plastinkasiga o'tib mis ionlarini qaytaradi.

Elementda elektr tokini hosil qiluvchi umumiy reaksiya quyidagicha ifodalanadi:

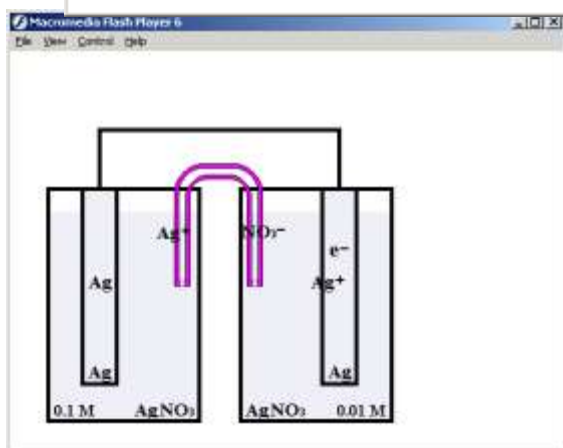


Agar ushbu galvanik elementga tashqaridan tok berilsa quyidagicha reaksiya sodir bo'ladi.



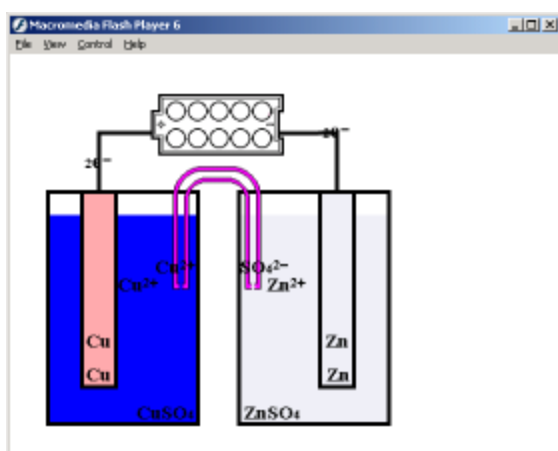


Galvanik element elektrodleri orasidagi potentsiallarning maksimal farqi, elektr yurituvchi kuch deb ataladi. EYUK – bu shunday kuch, u 2 ta nuqtada ta'sir ko'rsatib, tokni o'tishiga undaydi. Binobarin, elektr tokini hosil bo'lishining asosiy sababi elektr yurituvchi kuchdir. EYUK o'lchovi sifatida tegib turgan jismlar potentsiallarining farqi olinadi.



Agar ikki bir hil metall plastinkalari o'zlarining bir hil tarkibli, lekin har hil konsentratsiyalari eritmalariga tushirilganda ham EYUK yuzaga keladi. (Rasm-4)

15.4. Galvanik elementlarda elektr yurituvchi kuchini aniqlash.



Galvanik element elektrodleri orasidagi potentsiallarning maksimal farqi, elektr yurituvchi kuch deb ataladi. EYUK – bu shunday kuch, u 2 ta nuqtada ta'sir ko'rsatib, tokni o'tishiga undaydi. Binobarin, elektr tokini hosil bo'lishining asosiy sababi elektr yurituvchi kuchdir. EYUK o'lchovi sifatida tegib turgan jismlar potentsiallarining farqi olinadi.

Galvanik elementlarning yurituvchi kuchi kompensatsion usulda aniqlanadi. Bu usul sxemasi quyidagilardan iborat: Akkumlyator simlar orqali qarshilik ko'prigining A va V tomonlariga ulanadi, so'ngra qarshilik ko'prigining chap tamoni (A) Veston elementining musbat qutbiga ulanadi. Veston elementining manfiy qutbi esa galvanometr va telegraf kalit (K) orqali harakatchan kalit (surgich S) ga ulanadi.

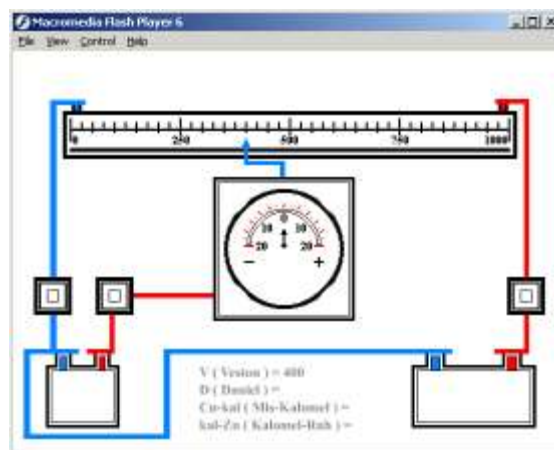
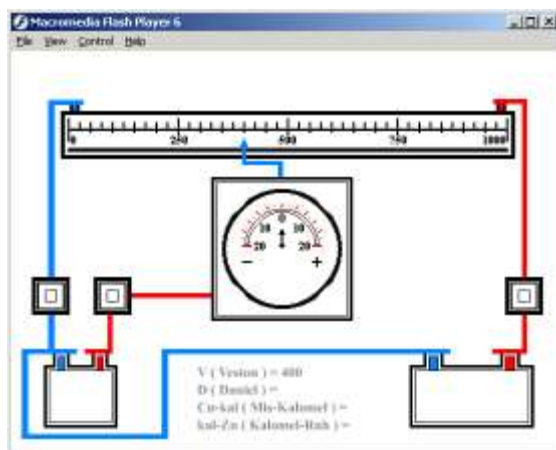


Рис. 7

Elektr yurituvchi kuchni o'lchash quyidagicha amalga oshadi: galvanometr strelkasini qo'yib yuborib, knopka orqali uni nol nuqtaga keltiriladi. So'ngra akkumulyator ulanadi. Kalit orqali galvanometr ham ulanib, uni strelkasini Harakati kuzatiladi. Agar qarshilik ko'prigining A qismidan tok o'tsa, galvanometr strelkasi suriladi. Shundan so'ng surgichni o'ng va chapga surib shunday holat topiladiki, bunda zanjirda tok bo'lmasin. Binobarin bunday holatda galvanometr strelkasi ham nol nuqtada to'xtaydi (Rasm-7).

Akkumulyator bevosita o'lchov vaqtidagina ulanib, boshqa vaqt uzib qo'yiladi. Tekshiruvchi element sifatida Daniel-Yakobi elementi olinadi. Bu rux sulfat eritmasiga tushirilgan rux va mis sulfat eritmasiga tushirilgan mis plastinkalaridan tashkil topadi. Eritmalar o'zaro kaliy xloridning to'yingan eritmasi orqali bog'lanadi. Kaliy xlorid bog'lovchi o'tkazuvchi vazifasini o'taydi.

Galvanik elementning elektr yurituvchi kuchi va reaksiyaning muvozanat konstantasi quyidagicha bog'langan:

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln C_C^p \cdot C_D^q / C_A^n \cdot C_B^b \quad (5.3)$$

Agar $C_C^p \cdot C_D^q / C_A^n \cdot C_B^b = 1$ bo'lsa, $E = E^0$

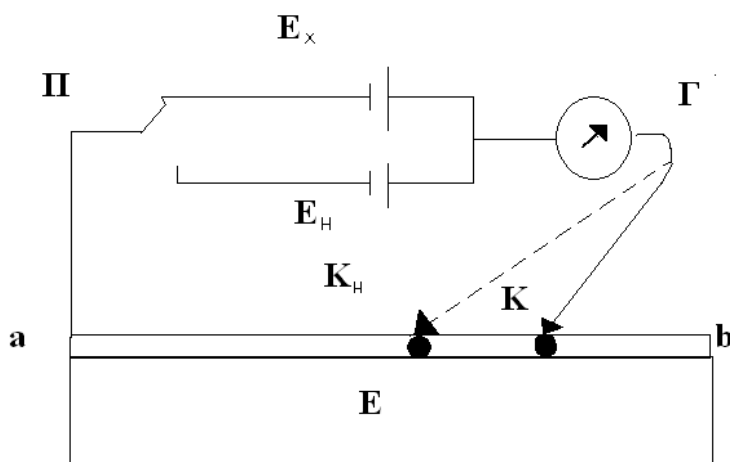
E^0 – galvanik elementning standart (yoki normal) elektr yurituvchi kuchi nomi bilan yuritiladi. E^0 ning qiymati reaksiyaning muvozanat sharoitiga to'g'ri keladi.

Galvanik elementning haqiqiy elektr yurituvchi kuchini element orqali tok o'tmay turgan vaqtdagina, ya'ni muvozanat holatga yaqin sharoitdagina to'g'ri aniqlash mumkin. Buning uchun kompensasiya isulidan foydalaniladi. (8-rasm).

Bu usulda elektr yurituvchi kuchi o'lchanadigan element elektr yurituvchi kuchi ma'lum bo'lgan boshqa bir element bilan qarama-qarshi ulanadi. Uitson ko'prigining kontakti u yoq bu yoqa surilib, kompensasiya nuqtasi topiladi (kompensasiya nuqtasida galvanometr nolni ko'rsatadi).

Uitson ko'prigi qoidasiga muvofiq:

$E = E_a \cdot a_b / a_c$ E_a – akkumulyatorning E.Y.K. Lekin akkumulyatorning elektr yurituvchi kuchi o'zgarib turishi mumkin.



Shuning uchun amalda Veston taklif qilgan kadmiy element ishlatiladi.

Konsentrasiyasi 1 g·ion/litr ga teng boʻlgan eritmaga tushirilgan qaytar elektrod potentsiali shu elektrod metalining normal potentsiali

8-rasm

deyladi.

Ruxning standart potensialini oʻlchash uchun $ZuSO_4$ ning 1 g·ion/l konsentratasiyali eritmasiga rux plastinkasi tushirilib, bu elektrod kalomel elektrod bilan tutashtiriladi va quyidagi galvanik element hosil qilinadi.



Kompensasiya usulida Cu ning standart potentsiali -0,76 Volt ekanligi aniq boʻladi. Yaʼni bu elementning elektr yurituvchi kuchini kompensasiya usulida topilgan qiymati 1, 042 Voltga tengligi kelib chiqadi. Demak

$$1, 042 = 0, 282 - E_x \quad E_x = 0, 282 - 1, 042 = - 0, 76$$

Mis, rux, nikel elektrodlar, stakanlar, Uitson koprigi, $ZnSO_4$, $CuSO_4$, $NiSO_4$ eritmalaridan foydalaniladi.

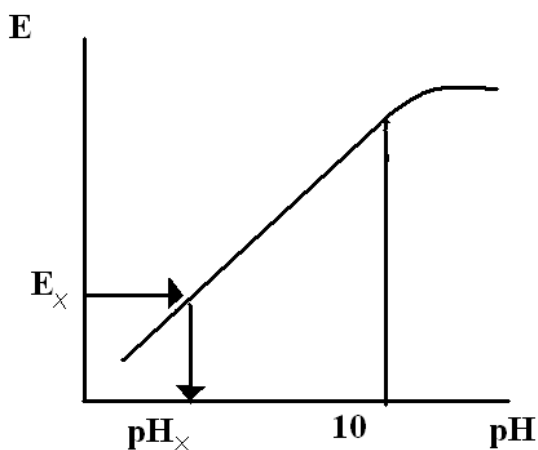
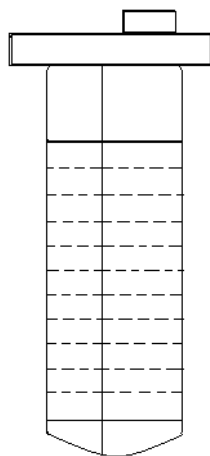
Vodorod ionlar faolligini tez va aniq topish usullari katta ahamiyat kasb etadi. pHni aniqlashda 0,1 gacha aniqlik talab qilinsa, hamda tiniqmas va rangli eritmalar tekshirilayotgan paytda potentsiometrik usuldan foydalaniladi. Bu usulning mohiyati shundan uboratki, bunda bitta elektrod uchun potentsial aniq (taqoslash elektrod) galvanik elementning E.Y.Ki oʻlchanadi. Ikkinchi elektrod (indikator) shunday tanlanishi kerakki, uning elektrod potentsiali kattaligi berilgan eritma pHning qiymatiga bogʻliq boʻlishi kerak.

Indikator sifatida vodorod, xingidron, surma, vismut va shishali elektrodlardan foydalaniladi. pHni potentsiometrik titrlashda shisha elektrodli sistemadan foydalaniladi. Vodorod elektroddan foydalanilganda pH quyidagi formuladan aniqlanadi.

$pH = (E - E_{kal})/0,0059$ (5.4) bu yerda E – oʻlchangan potentsiallar farqi, E_{kal} – jadvaldan aniqlanadigan doimiy kattalik.

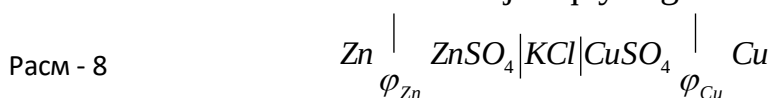
Xingidron va kalomel elektrodlardan foydalanilganda pH quyidagicha aniqlanadi: $pH = (E_{x.g} - E_{kal} - E)/0,0059$ (5.5)

Kalomel va shisha elektrodlardan foydalanilganda pH quyidagicha aniqlanadi: $pH = (E_{kal} - E_{shisha} + E)/0,059$. (9-rasm, 10-rasm)



9-rasm. Shisha elektrod sxemasi 10-rasm. Shisha elektrod ucun darajalash egri chizig'i.

Daniel-Yakobi elementidagi ikkita bir-biriga tegib turuvchi eritmalar (1N rux sulfat va 1N mis sulfat) chegarasida diffuzion potentsial vujudga kelishi mumkin. Kaliy xlorid eritmasi ana shu diffuzion potentsialni yo'qotishga xizmat qiladi. Daniel-Yakobi elementining EYUK ushbu reaksiya tufayli vujudga keladi: $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^0$ Bunda mis musbat, rux esa manfiy zaryadlangan. Yarim elementlarni birlashtiruvchi naychalar, ular eritmaları bilan to'ldirilgan bo'lishi zarur Daniel-Yakobi elementini zanjiri quyidagi sxema bilan ifodalanadi.



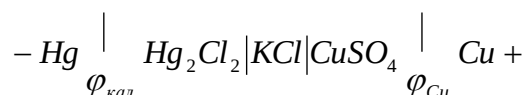
EYUK ni to'g'ridan to'g'ri aniqlash uchun, dastlab sxemaga normal Veston elementi ulanadi: (Rasm-8).



So'ngra kompensatsiya nuqtasi (AS) topildi. Olaylik u AS masofada joylashgan bo'lsin. Keyin normal Veston elementi o'rniga sxemaga Daniel-Yakobi elementi EYUK ma'lum, 1.0183B ga teng. Endi proporsiya orqali tekshiruvchi element EYUK aniqlaniladi:

$$\frac{AC - 1,0183}{AC_1 - X} \quad X = E = \frac{1,0183 \cdot AC_1}{AC}$$

Daniel-Yakobi elementini additivlik (yig'indi) qonunidan foydalanib ham aniqlash mumkin. Buning uchun ayrim elektrod potentsiallaridan foydalaniladi: $E = \varphi_{\text{Cu}} - \varphi_{\text{Zn}}$. Bu ishda taqoslash elektроди sifatida kalomel $\text{Hg} \mid \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{KCl}$ elektrodidan foydalaniladi. Kalemel elektrodining potentsial farqi normal vodorod elektrodiga nisbatan 20°S da $\varphi_{\text{kal}} + 0.2486 \text{ V}$ ga teng. Mis elektrodining potentsialini aniqlash uchun rux elektrodі kalomel elektrodі bilan almashtirib quyidagicha zanjir tuziladi:



Bu element uchun ham sxema bo'yicha kompensatsiya nuqtasi AS₂ topiladi va

EYUK hisoblanadi:

$$\frac{AC - 1,0183}{AC_2 - X} \quad X = E = \frac{1,0183 \cdot AC_2}{AC}$$

$X = E_2 = \varphi_{Cu} - \varphi_{kal}$; $\varphi_{Cu} = E_2 + \varphi_{kal}$ Rux elektrodini potentsialini aniqlash uchun, endi mis elektrodini o'rniga kalomel elektrodini ulanadi va zanjir tuziladi:



Tuzilgan zanjir uchun kompensatsion nuqta AS_3 topiladi va EYUK (E_3) topiladi:

$X = E_3 = \varphi_{kal} - \varphi_{Zn}$; $\varphi_{Zn} = \varphi_{kal} - E_3$ φ_{Cu} va φ_{Zn} qiymatlarini hisoblab formula orqali

Daniel-Yakobi elementini EYUK topiladi. $E = \varphi_{Cu} - \varphi_{Zn}$

Nazorat uchun savol va mashqlar:

1. Standart elektrod potentsiali nima?
2. Metallarning davriy sistemada o'rni qanday?
3. Galvanik elementlar deganda nimani tushunasiz?

Mavzuga oid tayanch iboralar:

1. Ishqoriy metallar
2. Ishqoriy yer metallari
3. Galvanik elementlar
4. Standart elektrod potentsial
5. Kuchlanishlar qatori
6. Nernst tenglamasi

16- MA'RUZA. ELEKTROLIZ, TUZ ERITMALARI VA SUYUQLANMALARI ELEKTROLIZI.

REJA:

1. Elektroliz.
2. Elektrolizning amaliy ahamiyati:
3. Galvanostegiya, galvanoplastika, elektrometallurgiya
4. Akkumulyatorlar.

16.1. Elektroliz - bu elektr toki ta'sirida elektrolit eritmalarida yoki suyuqlanmalarda boradigan oksidlanish-qaytarilish prosessidir.

Elektrolizni amalga oshirish uchun o'zgarmas tok manbaidan foydalaniladi. Elektrodlar ikki xil bo'ladi:

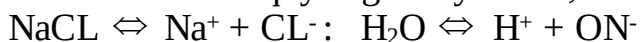
1) Erimaydigan - ularga grafit, platina, oltin kiradi (erimaydigan elektrodlar ximiyaviy prosessda ishtirok etmaydi, ular faqat elektron o'tkazgich vazifasini utaydi.);

2) Eriydigan elektrodlar jumlasiga yuqorida ko'rsatilgan metallardan boshqa xamma metall elektrodlar kiradi. Bu elektrodlar elektrolizda anod sifatida kullanqilganida eritmaga o'z ionlarini berib, erib ketadi.

Eruvchan anod elektroddan foydalanib, toza metallar olinadi. Bunda elektroliz prosessi tozalanayotgan metall tuzining eritmasida olib borilishi kerak. Sanoatda tuzlarning eritmalarini elektroliz qilib, Cu, Zn, Cd, Ni, So, Mn va boshqa metallar olinadi. Bu metod yordamida bir metall boshqa metall bilan qoplanadi. Bu metod galvanostegiya deyiladi.

Katod elektrodda elektrolitning musbat zaryadlangan ionlari elektron qabul qilib zaryadsizlanadi. Qaysi ion oldin zaryadsizlanishi metallning kuchlanishlar qatorida vodorodga nisbatan joylanishiga, uning konsentrasiyasiga va ayrim xollarda elektrod potentsialiga bog'liq bo'ladi.

Bir xil sharoitda noaktiv metallar ionlari, ya'ni kuchlanishlar qatorida vodoroddan keyin (ungda) joylashgan metall oson zaryadsizlanadi, ba'zan chapdagi metall ionlari oson zaryadsizlanadi. Suvdagi eritmalarida kuchlanishlar qatorida Al gacha bo'lgan aktiv metallar ionlari qaytarilmaydi. Anodda elektrolit anionlaridan faqat kislorodsiz kislota koldiklari: Cl^- , Br^- , J^- , F^- , S^{2-} , CN^- va xokazolar zaryadsizlanadi. Kislorodli kislota koldiklari (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , CH_3COO^- va xokazo) urniga suvning OH^- ionlari zaryadsizlanadi. Masalan, osh tuzi eritmasi elektroliz kilinganida katodda vodorod, anodda xlor ajralib chiqadi. Uning dissosilanish sxemasi quyidagicha yoziladi;

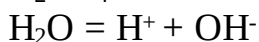


Elektroliz sxemasi:

katodda $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ qaytarilish prosessi muxit ishkoriy

anodda $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 \uparrow$ oksidlanish prosessi muxit neytral.

Kaliy sulfat eritmasi elektroliz kilinganda esa katodda vodorod, anodda kislorod ajralib chiqadi. Dissosilanish sxemasi quyidagicha:



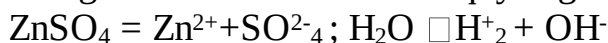
Elektroliz sxemasi:

katodda $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ - qaytarilish prosessi muxit ishkoriy

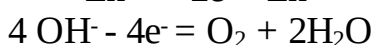
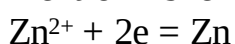
Anodda $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ oksidlanish prosessi muxit kislotali. Keltirilgan misollardan ko'rinib turibdiki, katodda ishkoriy metall ionlari qaytarilmasdan ularning urniga suvning vodorod ionlari qaytariladi. Agar anodda kislorodli kislota koldigi bulsa, anod elektrodga xam suvning o'zi elektron berib oksidlanadi.

Agarda tuz kuchlanishdar qatorida Al dan keyinda turgan metall dan tarkib topgan bulsa, u xolla katodda shu metallning ioni va juda oz miqdorda vodorod ioni qaytariladi. Masalan: ZnSO_4 eritmasi elektroliz kilinganda katodda rux, anodda kislorod ajralib chiqadi.

Uning dissosilanish sxemasi kquyidagicha:



Elektroliz sxemasi:



Elektrolit eritmasidan yoki suyuqlanmasidan doimiy elektr to'ki o'tganda elektrodlarda sodir bo'ladigan oksidlanish- Qaytarilish jarayoniga – **elektroliz** deyiladi.

Elektroliz so'zi ma'nosi elektr to'ki yordamida parchalash degan manoni anigmatadi.

Elektrolizni amalga oshiruvchi mahsus idish, elektrolizyor yoki elektrolitik vanna deb nomlangan idish elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasi bilan to'ldiriladi. Unga to'k o'tkazadigan plastinka (elektrodlar) tushuriladi.

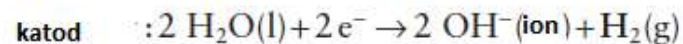
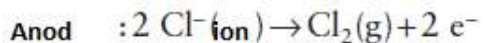
Musbat qutbga ulangan elektrodga – **anod** deyiladi.

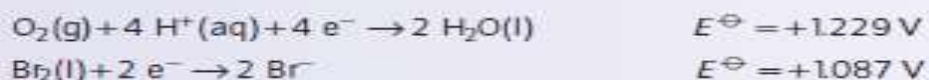
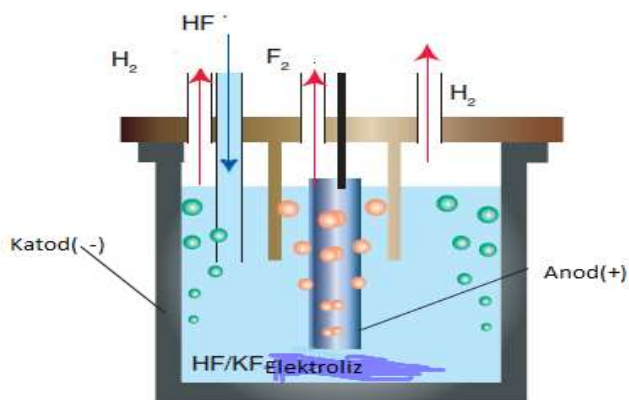
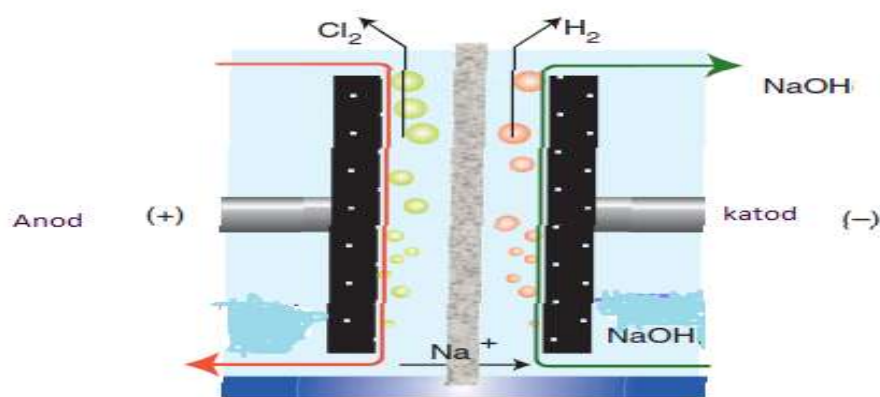
Manfiy qutbga ulangan elektrodga – **katod** deyiladi.

Elektrolit elektrolizyorga solinganda avval tartibsiz (havotik) harakatda bo'ladi. elektr ro'ki o'tkazqilgandan song zarrachalar tartibli harakatlanadi. Musbat ionlar manfiy zaryadlangan elektrod (katod) tomon, manfiy ionlar musbat zaryadlangan elektrod (anod) tomon harakatlanadi. Shunga arab ionlar nomlanadi.

- Anionlar (A^-) – anodga tortiladigan ion.

- Kationlar (Me^+) – katodga tortiladigan ion.





Anodga kelgan anionlar elektronlarni beradi va neytral atomga yoki molekulalarga aylanadi. $A^{m-} - m e^- \rightarrow A^0$

Katodga kelgan kationlar elektronlar olib, neytral atomga yoki molekulalarga aylanadi. $Me^{n+} + n e^- \rightarrow Me^0$

Elektronlarni berish – oksidlanish, qabul qilish jarayoni qaytarilish deb ataladi. Shuning uchun eritmadan yoki suyuqlanmadan elektr to'ki o'tadi.

- Anodda anionlarning (A^{m-} , OH^-) yoki suv molekulasining oksidlanish jarayoni boradi.
- Katodda kationlarning (Me^{n+} , H^+) yoki suv molekulasining qaytarilish jarayoni sodir bo'ladi.

16.2. Elektrolitlarning suyuqlanmalarining elektrolizi.

Agar yuqori temperaturada moddani qizdirsak modda suyuqlanadi. Moddalar suyuqlanganda ham elektr to'kini o'tkazadi. Demak, suyuqlanmada ionlar mavjud shu ionlar to'kini o'tkazadi va suyuqlanmalarining elektrolizi sodir bo'ladi. suyuqlanmalarining elektrolizi oson sodir bo'ladi, lekin moddalarni suyuqholatga keltirish uchun katta miqdor da issiqlik kerak bo'ladi. suyuqlanmaning elektrolizi elektrod materiallariga va ionlarning tabiatiga bog'liq emas.

Agar suyuqlanmada har hil elektrodlar ionlarning aralashmasi bo'lsa, u holda ularning elektrod potentsiallari (E) bilan anoilanadi.

- anodda anionlar (E^0) ortib borishi tartibida oksidlanadilar ya'ni anodda

birinchi bo'lib elektrod potentsiali eng kichik bo'lgan anion oksidlanadi. Masalan; $E(\text{Cl}) = -1.395 \text{ V}$, $E(\text{J}) = -0.536 \text{ V}$, birinchi bo'lib xlor ioni, keyin esa yod ioni oksidlanadi.

- katodda kationlar elektrod potentsiallarini E_0 kamayib borishi tartibida Qaytariladilar ya'ni katodda birinchi bo'lib elektrod potentsiali eng katta bo'lgan kation Qaytariladi. Masalan; $E(\text{Ag}^+ = \text{Ag}) = 0.79 \text{ V}$, $E(\text{Cu}^{+2} = \text{Cu}) = 0.34 \text{ V}$, birinchi bo'lib kumush ioni, keyin esa mis ioni Qaytariladi.

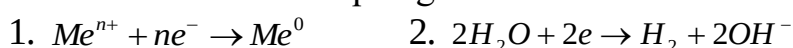
16.3. Elektrolitlar eritmasining elektrolizi.

Suyuqlanmalarni elektroliziga nisbatan eritmalarning elektrolizi murakkab jarayon. Bunga sabab suv molekulasining ishtirok etishi hamda elektrod materialiga, ionlar tabiatiga, elektroliz sharoitiga (temperaturaga, eritma konsentratsiyasi, pH – muhitga, to'k kuchi) ga bog'liq bo'ladi. Bular orasida anod materialining qanday materialdan tayyorlanganiga bog'liq bo'ladi.

Ajralib chiqadigan moddalarni aniqlashda uyidagi qoidalarga amal ilinadi.

Katoddagi jarayonlar /metallning kuchlanishlar qatoriga bog'liq.

- Birinchi navbatda kuchlanishlar qatoridagi H_2 dan o'ngda joylashgan kam aktiv metallar kationlari atnashadi. $\text{Me}^{n+} + ne^- \rightarrow \text{Me}^0$
- O'rtacha aktivlikdagi metallarning kationlari, kuchlanishlar qatorida Al va H_2O alig'ida turadiganlar suv malekulasi bilan birgalikda qaytariladilar va katodda bir vaqtning o'zida ham metall ham vodorod chiqadi.



- Aktiv metallarning kationlari Li dan Al gacha (Al ham kiradi) suvli eritmalarining elektrolizida metall kationlari qaytarilmay uning o'rniga H_2O malekulalari qaytariladi. $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
- Kislotalarning eritmaları elektrolizida katodda H^+ ionlari qaytariladi. $2\text{H}^+ + e^- \rightarrow \text{H}^0$ atomlari tezlik bilan birlashib H_2 hosil iladi.
- Agar eritmada har xil kation bo'lsa, ularning E qiymati kamayishi tartibida qaytariladi.

Dastlab kam aktiv metallarning kationlari qaytariladi. Keyin o'rtacha aktivlikdagi metallarning kationlari suv malekulalari bilan birgalikda qaytariladi. Eng ohiri suv malekulalari qaytariladi (kislotali muhitda H^+).

Katod jarayonlari uchun jadval.

Aktiv metallarning kationlari.	O'rtacha aktivlikdagi metallarning kationlari.	Kam aktiv metallarning kationlari.	Vodorod kationlari. H^+
Li^+ , Cs^+ , Rb^+ , K^+ , Ba^{+2} , Ca^{+2} , Na^+ , Mg^{+2} , Al^{+3} , NH_4^+ vaboshalarda. Metallarning o'rniga suv malekulalari Qaytariladi. $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	Mn^{+2} , Zn^{+2} , Cr^{+3} , Fe^{+2} , Co^{+2} , Ni^{+2} , Sn^{+2} , Pb^{+2} va boshalarda. Suv malekulalari bilan birgalikda metall ionlari ham Qaytariladi.	Cu^{+2} , Hg^{+2} , Ag^+ , Pt^{+2} , Au^{+3} va boshalarda. Faqat metall ionlarigina Qaytariladi.	Faqat kislotalarining eritmaları elektrolizida Qaytariladi. $2\text{H}^+ + e^- \rightarrow \text{H}^0$

	1. $Me^{n+} + ne^{-} \rightarrow Me^0$ 2. $2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^{-}$	$Me^{n+} + ne^{-} \rightarrow Me^0$	
--	---	-------------------------------------	--

Anoddagi jarayonlar. Bu jarayonda anod materialiga va anod tabiatiga bog'liq. Anod ikki xil: **eriydiga** va **erimaydigan** bo'ladi. Anod erimaydiga (inert) bo'lsa, **ko'mir, grafit, platina** yoki **oltingugurtdan** yasaladi. Bunda uyidagi jarayonlar sodir bo'ladi.

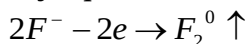
- Birinchi navbatda kislorodsiz kislota anioni oksidlanadi. $2J^{-} - 2e \rightarrow J_2$
 $2Br^{-} - 2e \rightarrow Br_2$
- Agar kislorosli kislotalarning anionlari (SO_4^{-2} , NO_3^{-} , CO_3^{-2} , PO_4^{-3} ...) va F-suvli eritmalarining elektrolizida oksid lanmaydilar ularning o'rniga suv malekulalari oksidlanadi.
 $2H_2O - 4e \rightarrow O_2 \uparrow + 4H^{+}$
- Ishqor eritmalarining elektrolizida anodda OH^{-} ionlari oksidlanadi.
 $4OH^{-} - 4e \rightarrow O_2 \uparrow + 2H_2O$
- Agar eritmada har xil anionlar ishtirok etsa, ular E^0 ortib borishlari tartibida oksidlanadilar. Dastlab kislorodsiz kislotalarning anionlari oksidlanadilar J^{-} , Br^{-} , S^{-2} , Cl^{-} , (F dan tashqari). Keyin esa suv malekulalari oksidlanadilar (ishqoriy muhitda OH^{-} ionlari)
- Kislorodsiz kislotalarning anionlari SO_4^{-2} , NO_3^{-} , CO_3^{-2} , PO_4^{-3} o'zgarmasdan oladi.

Agar anod eruvchan (aktiv) Cu, Ag, Zn, Ni, Fe va bosha metallardan (Pt, Au dan tashqari) tayyorlangan bo'lsa, anion tabiatiga bog'liq bo'lmagan holda hamma vaqt anod tayyorlangan metall atomlari oksidlanadi. $Me^0 - ne^{-} \rightarrow Me^{+n}$ bunda hosil bo'lgan Me^{+n} kationlari eritmaga o'tadi. Anod massasi kamayadi. Shuning uchun bu anod eruvchan anod deyiladi. Eritmadagi ionlarning soni o'zgarmaydi.

Eritmalardagi anod jarayonlari.

Erimaydigan anod (inert) jarayoni.	
Kislorodsiz kislotalarning anionlari J^{-} , Br^{-} , S^{-2} , Cl^{-} Oksidlanadilar $A^{-m} - me \rightarrow A^0$	Kislorodli kislota anionlari SO_4^{-2} , NO_3^{-} , CO_3^{-2} , PO_4^{-3} ... H_2O malekulalari oksidlanadi $2H_2O - 4e \rightarrow O_2 \uparrow + 4H^{+}$
OH^{-} anionlar Faqatishqoreritmasining elektro'lizida oksidlanadilar $4OH^{-} - 4e \rightarrow O_2 \uparrow + 2H_2O$	F- anionlari Uning o'rniga H_2O malekulalari oksidlanadi $2H_2O - 4e \rightarrow O_2 \uparrow + 4H^{+}$
Eruvchan anod (aktiv) jarayoni.	
Anionlar oksid lanmaydi. Metall anod atomlarining oksidlanishi boradi; $Me^0 - ne^{-} \rightarrow Me^{+n}$. Me^{+n} kationlari eritmaga o'tadi. Anod massasi kamayadi.	

Biror bir kimyoviy oksidlovchi F^- anionini oksidlay olmaydi. Bu faqat fluoridlarning suyuqlanmalari elektrolizdan olinadi.



Anodda anionlar bergan elektronlar soni, katodda kationlar qabulqilgan elektronlar soniga teng bo'ladi.

Elektrolizda hamma miqdoriy hisoblar elektroliz sxemasi asosida tuzilgan molekulyar tenglama boyicha yoki Faradey qonuni tenglamasi boyicha hisoblanadi.

Faradey qonuni.

Faradeyning birinchi qonuni: Elektroliz jarayonida elektrodda ajralib chiqadigan moddaning massasi elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasidan o'tgan elektr to'ki miqdoriga to'g'ri proporsional bo'ladi:

$$m = k \cdot Q = k \cdot I \cdot t$$

bu formulada – elektr miqdor Q (Kl), I – tok kuchi (A), t – vaqt (s yoki soat), k – ayni elementning elektrokimyoviy ekvivalenti (g/K)

Faradeyning ikkinchi qonuni: Agar turli elektrolitlarning eritmasi yoki suyuqlanmasi orqali bir xil miqdor da elektr to'ki o'tkazilsa, elektrodalarda ajralib chiqadigan moddalarning massa miqdor lari o'sha moddaning kimyoviy ekvivalentlariga to'g'ri proporsional bo'ladi.

$$K = \frac{1}{96500} \cdot E \text{ bunda } E - \text{moddaning kimyoviy ekvivalenti (g)}$$

Faradeyning birinchi va ikkinchi qonun larini birlashtirib quyidagi formulaga ega bo'lamiz.

$$m = \frac{E \cdot I \cdot t}{F} = \frac{E \cdot Q}{F} \text{ yoki } m = \frac{Ar \cdot I \cdot t}{nF} = \frac{Ar \cdot Q}{nF}$$

Bu yerda F – Faradey doimiysi vaqt sekunda olinsa qiymati - 96500 K, vaqt soatda olinsa qiymati – 26.8 A·s, Ar – elektrodda ajralib chiqqan elementning nisbiy atom massasi, n – elektrodlardagi jarayonda ishtirok etgan elektronlar soni.

Tok boyicha unum: $h = \frac{m_1 \cdot 96500}{E \cdot I \cdot t} \cdot 100\%$ bunda m_1 -amalda ajralib chiqqan modda miqdori (g), m – nazariy miqdor .

Mavzu bilan tanishgan talaba quyidagilarni bilib olishi zarur bo'ladi:

1. Elektrolizning texnologiyada ahamiyati.
2. Eritma elektrolizi va suyuqlanma elektrolizini bir-birdan ajrata olish.
3. Katod va anoda boradigan jarayonlarni o'rganish.
4. Faradeyning birinchi va ikkinchi qonunidan kelib chiqadigan xulosalar

17-MA'RUZA: Elektroliz qonunlari. Elektrolizni amalda qo'llanilishi.

Reja:

1. Elektrolizning muhim qonunlari

2. Faradey qonunlari

3. Ketma-ket ulangan elektrolizyordagi bo'ladigan jarayonlar

Elektrolizga doir miqdoriy qonunlar ingliz olimi M. Faradey tomonidan kashf etilgan.

Faradeyning 1-chi qonuni. Elektroliz prosessida elektrodlarda ajralib chiqadigan modda miqdori elektrolitlardan o'tgan elektr miqdoriga to'g'ri proporsionaldir; $m = k \cdot Q$.

bu yerda m - modda miqdori, k - proporsionallik koeffitsiyenti. (uni moddaning elektroximiyaviy ekvivalenti xam deyiladi va u elektrolitdan bir sekundda bir amper tok kuchi yoki bir kulon elektr o'tganda ajralib chiqqan modda miqdorini kursatadi), -elektrolitdan o'tgan elektr miqdori (kulonlar xisobida).

Faradeyning 2-chi qonuni. Turli ximiyaviy birikmalardan bir xil miqdorda elektr toki o'tganida elektrodlarda ekvivalent miqdorda modda ajralib chiqadi yoki bir ekvivalent istalgan modda ajralib chiqishi uchun elektrolitdan 96500 kulon elektr toki utkazish kerak:

$$K = \frac{1}{96500} \cdot E$$

I, II qonun larning matematik ifodasi quyidagicha:

$$m = \frac{E \cdot Q}{96500}$$

Bu yerda; m - qaytarqilgan yoki oksidlangan modda miqdori, E - moddaning ekvivalenti, Q - elektr miqdori urniga $J \cdot t$ kuyilsa:

J - tok kuchi. t - tok utish vaqti (sekund).

$$E \cdot J \cdot t$$

$$m = \frac{E \cdot J \cdot t}{96500}$$

Faradey qonunlarini bilgan xolda quyidagilarni xisoblash mumkin:

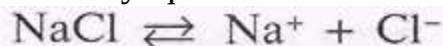
a) Elektr miqdori ajratib chiqaradigan modda miqdorini:

b) Ajralib chiqqan modda miqdoriga va tokni elektrolizdan utish vaqtiga arab tok kuchini.

Elektroliz. Elektroliz deb, elektrolitning suyuqlanasi yoki eritmasidan elektr toki o'tganda boradigan Oksidlanish-Qaytarilish reaksiyalariga aytiladi.

Ma'lumki, elektrolitlar eritma yoki suyuqlanma holatida tok o'tkazadilar. SHu sababli elektroliz suyuqlanma va eritmada borishi mumkin.

Suyuqlanmada borqaligan elektroliz natijasida anolda shu modda tarkibiga kirgan anion oksidlanadi, katod-da esa shu modda tarkibidagi kation Qaytariladi. Masalan, NaCl tuzi suyuqlanmasi:



elektrolizida Na^+ ioni katodda Qaytariladi:

Eritmaniig elektrolizi. Eritma elektrolizi oksidlanish-Qaytarilish

jarayonlarida elektrolit molekulari bilan birgalikda suv (erituvchi) molekulari ishtirok etgani uchun ancha murakkabdir. Eritmada boradigan elektroliz sxemasini tuzayotganda uyidagi qoidalarni bilish zarur:



Katod jarayonlari uchun:

1. Agar eritmada oksidlanish potentsiali vodorodning oksidlanish potentsialidan kichik bo'lgan kationlar (aktivlik qatorida Li dan Al^{+3} gacha) bo'lsa, katodda avval, ular o'rniga suv molekulari Qaytarishb: metall ionlari eritmada o'zgarmsdan oladi,

2. Agar eritmada standart oksidlanish potentsiali vodorodnikidan kichik, lekin Al nikidan katta bulgan kationlar (Al^{+3} dan Pb^{+2} gacha) bo'lsa, u holda katolda bir vaqtning o'zida ham vodorod ionlari, xam metall kationlari Qaytariladi.

3. Agar eritmada standart oksidlanish potentsiali vodorodnikidan yuqori bo'lgan kation bo'lsa, katodda avval shu kation Qaytariladi (aktivlik qatorida bu kationlar H^{+} — dan keyin turadi).

Anod jarayonlari uchun:

1. Agar eritmada kislorodsiz kislotalarning anionlari; Cl , Br , I , lar bilan birga H_2O — molekulari mavjud bo'lsa, anodaa avval kislorodsiz kislota anionlari oksidlanadi.

2. Agar eritmada kislorodli kislota anionlari: SO_4 , SO_3 , PO_4^{3-} , NO_3 bo'lsa, bu anionlarning oksidlanishpoteniiallari suv molekulasiining oksidlanish potentsialidan katta bo'lgani uchun anodda avval (dastlab) H_2O molekulari oksidlanadi:



Endi yuqoridagi qoidalarga amal qilgan holda ba'zi bir elektroliz jarayonlarini ko'rib chiqaylik.

Demak, $NaCl$ tuzining eritmasi elektroliz qilinganda katodda H_2O molekulari qaytariladi, anodda xlor ionlari oksidlanadi.

Elektroliz mahsuloti sifatida vodorod va xlor gam-lari hosil bo'ladi. Eritmada esa Na^+ va OH ionlari rldi, eritma kuchli ishriy muhitga ega bo'ladi:



Ba'zi hollarda elektrolizni elektroliz qilinayotgan tuzlar tarkibiga kirgan metallardan yasalgan elektrodlar yordamida ham o'tkaziladi. Bunday elektrolizni "eruvchan anod" elektrolizi deyiladi, bunga uyidagi elektroliz misol bo'ladi.

Bunda anod erib ancha Ni^{+2} ionlarini hosil qilsa, shuncha Ni^{+1} ionlari katodda qaytarilib nikel metallini hosil iladi. Eritilgan tuz miqdori va ionlari elektroliz paytida o'zgarishsiz qoladi. Aytilganlarni sxema ko'rinishida yozsak:

Катодда: $\text{Ni}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^0$.

Анодда: $(\text{Ni})\text{Ni}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^{+2}$.

Электролизнинг умумий тенгламаси:



Ma'lumki, elektroliz paytida elektrodalarda ajralib chiqadigan moddalar miqdorini hisoblash mumkin. Elektroliz paytida ajralib chiqadigan moddalar miqdori Faradey qonunlari asosida keltirib chiqaradigan formulalar yordamida hisoblanadi,

1-qonun. Elektroliz natijasida elektrodalarda ajralib chiqadigan moddalar miqdori eritmadan o'tgan elektr miqdori to'g'ri proporsionaldir.

2-onui. Elektrodalarda ajralib chiqadigan moddalar miqdori shu modda (ion) larning kimyoviy ekvivalentiga to'g'ri proporsionaldir. Modda miqdoriga tegishli bo'lgani uchun ikkala qonunni umumlashtirib elektrodalarda ajralib chiqadigan modda miqdorini hisoblash mumkin:

Shu formulani gazsimon moddalar uchun xam yozish mumkin;

$$V = I \cdot t \cdot V_3 / F$$

Bu yerda: V— ajralib chiqqan gazning xajmi, ml; $I_{sm} V_-$ ajralib chiqayotgan gazning ekvivalent hajmi.

Elektrolizning umumiy tenglamasi:

Demak, katodda rux metalli va vodorod, anodda esa xlor gazi ajralib chikddi. Rux metalining massasini, vodo-rod va xlor gaz holida chiqqani uchun ularning hajmini

$$m_{\text{Zn}} = \frac{\Xi \cdot I \cdot t}{F} = \frac{32,5 \cdot 0,6 \cdot 60 \cdot 60}{96500} = 0,727 \text{ г.}$$

$$V_{\text{H}_2} = \frac{V_3 \cdot I \cdot t}{F} = \frac{11,2 \cdot 0,6 \cdot 60 \cdot 60}{96500} = 0,250 \text{ л.}$$

$$V_{\text{Cl}_2} = \frac{V_3 \cdot I \cdot t}{F} = \frac{11,2 \cdot 0,6 \cdot 60 \cdot 60}{96500} = 0,250 \text{ л.}$$

Ba'zi hollarda elektroliz natijasida ajralib chiqadigan modda miqdori nazariy hisoblangandan kam bo'ladi. Buni miqdoriy tomondan tavsiflash uchun elektrolizning tok bo'yicha unumi degan tushuncha kiritilgan. Tok bo'yicha unum harfi bilan belgilanib, quyidagicha hisoblanadi:

$$\eta = \frac{m_{\text{тажриба}}}{m_{\text{назарий}}} \cdot 100\%$$

Bunda: m — tajribada ajralib chiqqan modda massasi; m_i — shu moddlarning nazariy hisoblanganda ajratib chiqishi kerak bo'lgan massasi.

Elektrolizning ahamiyati. Elektroliz jarayonlari katta amaliy ahamiyatga ega:

2. Elektrolizdan foydalanib, ko'pchilik metallar (Na, K, Ca, Al, Ag, Cu, Au, Ni) olinadi. Bosha usullar bilan olingan metallar yuqori tozalikda (99,99%) olish uchun elektroliz usuli bilan elektrorefinatsiya ilinadi. Bu asosan "eruvchan anod" usuli bilan amalga oshiriladi.
3. CHo'yan, pulat va bosha qotishma xamda metallarning sirti korroziyaga chidamli metallar bilan qoplanadi, Masalan: nikel, kumush va oltin bilan qoplanadi. Bu jarayonlar galvanostegiya va galvanoplastika deb ataladi.
4. Turli qiyin yasaladigan detallar, siluetlar, nishonlarning qoliplari ganch, plastmassa, grafitlardan yasilib, ularga manfiy zaryadli tok berib (katod) elektrolit suyuqlanmasi eritmasiga tushirib o'yiladi. Malum vaqtdan so'ng olip sirtiga metall ajralib chiqishitufayli ayni shakldagi detal olinadi.

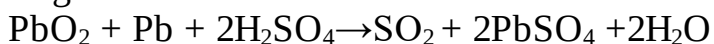
Elektroliz usuli bilan C_{12} , O_2 , N_2 kabi metallmaslar xam olinadi, kimyo sanoatining bu moddalarga bo'lgan ehtiyojining ma'lum qismi shu usul bilan ta'minlanadi.

Akkumulyatorlar. Kimyoviy energiyani elektr energiyaga aylantiradigan urilmalar faqat galvanik elementlar ko'rinishidagina bo'lib olmasdan, EYUK ni ishlab chiqarish davomida kimyoviy moddalar sarf qilib ishlaydigan va ish davomida bir necha marta ayta tiklanadigan (tashi elektr tok manbai yordamida) va o'z ish faoliyatini bir necha yo'zlar marta tiklash mumkin bo'lgan urilmalar — akkumulyatorlarning ahamiyati katta.

Elektr toki berilgan da elektr energiyani kimyoviy energiyaga o'tkazib va aks jarayonda kimyoviy energiyani elektr energiyaga aylantiradigan asbob — akkumulyator deb ataladi.

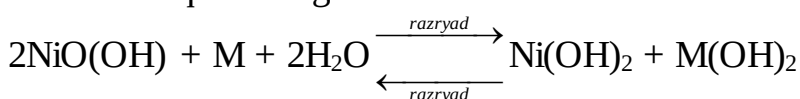
Akkumulyatorlarning ba'zi turlariga qisqacha tavsif berib o'tamiz:

1. Qo'rg'oshin akkumulyatorlarining tok hosil qiluvchi kimyoviy reaksiya tenglamasi:



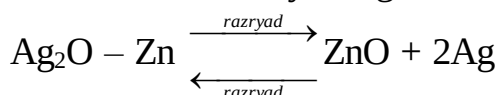
Zaryad yoki qisqacha $PbO_2[H_2SO_4]$ bo'lib, uning EYUKsi 1,95—2,15 V bo'ladi. Uning elektrodleri Pb_3O_4 va PbOning H_2SO_4 bilan qorishma qo'rg'oshindan yasalgan to'rga surkaladi. Ular ma'lum konsentratsiyali sulfatkislotasida zaryadlangandan so'ng elektrodning biri Pb, ikkinchisi PbO_2 holiga o'ta di va u ishga tayyor bo'ladi. Bu turdagi akkumulyatorlarning nisbiy energetik unumi 2040 vaqtt-soat- kg^{-1} bo'lib, ularni 500—1000 martagacha zaryadlab tiklash mumkin.

2. Ishqoriy nikel –kadmii (NK) va nikel-temir (NT) akkumulyatorlarda elektr tokni hosil qilish tenglamasi



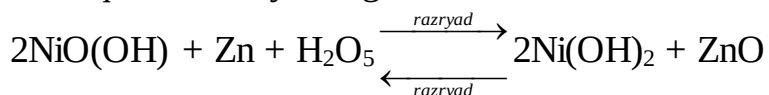
Bu sxemada $M = \text{Co}$ yoki Fe . Elektrolit sifatida KOH eritmasi (oz miqdor da LiOH qo'shilganda NiO(OH) elektrodning ishlash qobiliyati yaxshilanadi) ishlatiladi. NK akkumulyatorida kuchlanish 1,30—1,34 V bo'lsa, NT akkumulyatorida esa 1,37—1,41 V ga teng bo'ladi, energiya unumi 20—35 soat- kg^{-1} , Bunday akkumulyatorlar 1—2 ming marta tiklanishi mumkin. NK akkumulyatorlar arzonroq bo'ladi, NT turdagilarda temir elektrod ishqoriy muhitda tez korroziyalanadi va uning ish unumi tez kamayadi.

3. Kumush-rux akkumulyatorlarning ish unumi 130 Vt. soat- kg^{-1} bo'lib, kumush immat bo'lishi tufayli noulay undan o'pincha koinot texnologiyasida foydalaniladi. Tok hosil bo'lish reaksiya tenglamasi:



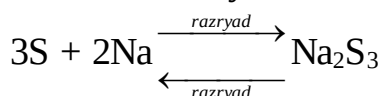
Kuchlanish 1,60—1,85 V, tiklanish imkoniyati 100—200 marta etadi.

4. Kumush o'rniga nikel ishlatilganda nikel-rux akkumulyatorlarning tok hosil qilish reaksiya tenglamasi:



uning kuchlanishi 1,74—1,78 V., energiya unumi 60 Vt-soat- kg^{-1} , tiklanish imkoniyati 300 marta etadi. Bunday akkumulyatorlar elektromobillarda ishlatilishi ulay bo'lar edi, lekin tiklash imkoniyati kamligi noulay.

5. Suvsiz sharoitda ishlaydigan oltingugurt-natriyli akkumulyatorlar, elektrodlar sifatida natriy alyuminatidan foydalaniladi, ular 300—350°C da ishlaydi, tok hosil qilish tenglamasi

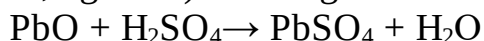


kuchlanishi 2,08 V ularning keng tarqalishiga mustahkam elektrodlar yasash qiyinligi halait beradi.

qo'rg'oshinli akkumulyatorlardan bir nechtasini birlashtirib yasalgan batareyalardan tuzilgan yuqori tok zichligiga ega bo'lgan akkumulyatorlar hozir transportlarda ishlatilishi qulay.

QO'RG'OSHIN AKKUMULYATOR

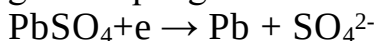
Qo'rg'oshin akkumulyator — sirtida kataklari bor ikkita qo'rg'oshin plastinkadan iborat. Uning bu kataklari suvga orilgan PbO bo'tqasi bilan to'ldiriladi. Ikkala plastinka ham shisha yoki guttapercha idishdagi suyultrilgan sulfat kislota (zichligi 1,2 gr sm^{-3}) eritmasiga tushiriladi. Bu jarayonda:



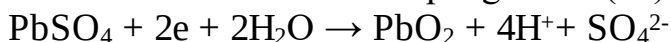
reaksiyasi sodir bo'ladida, plastinkalar sirtida qiyin eruvchan PbSO_4 qavati

hosil bo'ladi.

Endi, elektrodlar va eritma orali doimiy tok o'tkazilsa, manfiy elektrodda g'ovak qo'rg'oshin cho'kadi:



Musbat elektrodda qo'rg'oshin (IV) oksid hosil bo'ladi:



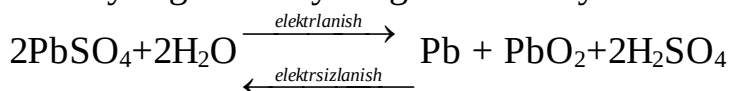
Akkumulyator yetarli darajada zaryadlanib bo'lganda uning manfiy plastinkasi g'ovak qo'rg'oshinqavati bilan, musbat plastinkasi esa PbO_2 qavati bilan oplanadi. Bu jarayon natijasida sulfat kislota eritmasining konsentratsiyasi ortadi. Akkumulyator zanjirga ulansa, uning o'zi tok manbai bo'lib oladi, endi akkumulyatorda razryadlanish jarayoni ketadi, bu jarayonning yo'nalishi zaryadlanish jarayonining yo'nalishiga qarama-qarshi bo'ladi. Endi katodda ham, anodda ham qo'rg'oshin ikki valentli holatga o'tadi.

Katodda:



Bu jarayon vaqtida sulfat kislota eritmasining konsentratsiyasi pasayadi.

qo'rg'oshin akkumulyatorda sodir bo'ladigan zaryadlanish va razryadlanish jarayonlarini uyidagi umumiy tenglama bilan yozish mumkin:



Yangi zaryadlangan qo'rg'oshin akkumulyatorning elektr yuritish kuchi 2,2 V ga teng, ishlatib bo'lganda uning elektr yuritish kuchi 1,85 volt dan kam bo'lmasligi kerak. Demak, akkumulyator zaryadlanish vaqtida ikki valentli qo'rg'oshin-ning bir atomi oksidlanish darajasi nolga, ikkinchisi esa +4 holga o'tadi. Razryadlanish vaqtida esa nol holatdan qo'rg'oshin oksidlanib +2 holatga, +4 holatdagi qo'rg'oshin esa qaytarilib +2 holatga o'tadi.

Barcha o'tkazgichlar ikki gruppaga bulinadi: 1) elektron - o'tkazgichlar (metall va yarim o'tkazgichlar); 2) ion - o'tkazgichlar (elektrolitlar).

Metallar va yarim o'tkazgichlar orqali elektr toki o'tganda xech qanday ximiyaviy o'zgarish sodir bo'lmaydi. Shuning uchun ular birinchi xil o'tkazgichlar jumlasiga kiradi. Elektrolitlar (ya'ni ikkinchi xil utkazuvchilar) orqali elektr toki o'tganda, albatta, ximiyaviy o'zgarish sodir bo'ladi. Metallarning elektr utkazuvchanligi harorat ortishi bilan kamayadi, harorat kamayishi bilan ortadi; nixoyat absolyut nolga yain haroratda metallarning elektr utkazuvchanligi cheksiz katta kiymatga erishadi - metall uta o'tkazgich bo'lib koladi. Xamma metallar elektrni bir xilda utkazavermaydi. Kumush eng yaxshi utkazadi, vqismut eng yomon. Kumushning 0oS dagi elektr utkazuvchanligi $66,7 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, misniki $64,5 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, litiyniki $11,8 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, berilliyniki $18 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, alyuminiyniki $40 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, temirniki $11,2 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, simobniki $4,4 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, vqismutniki $0,9 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$ ga teng.

Shunga asoslanib, metallarning elektr utkazuvchanligiga kura quyidagi qatorga terish mumkin:

Ag, Cu, Au, Cr, Al, Mg, Na, Tr, W, Be, Li, Fe.... Hg, Bi

Metall begona moddalar ushimchasidan tozalanganida uning elektr utkazuvchanligi ortadi.

Metallarning issiqlik utkazuvchanligi ularning elektr utkazuvchanligi bilan paralel ravishda o'zgaradi. Metallardan issiqlik utishida xam elektronlar ishtirok etadi. Ular kristall panjara ichida harakatlanib, issiqlik energiyasini metallning issi qismidan sovuk qismiga utkazadi.

Metallarning muxim fizikaviy xossalariga ularning magnit xossalari, plastikligi, attiligi, solishtirma og'irligi, suyuqlanish va qaynash haroratlari kiradi.

Solishtirma og'irligi son bilan 5 dan kichik metallar-yengil metallar, 5 dan kattalari og'ir metallar deyiladi.

Suyuqlanish haroratsi 800°S dan past bo'lgan metallar-oston suyuqlanuvchan, 800 °Sdan yuqori bo'lganlari qiyin suyuqlanuvchan metallar deyiladi.

Metallarning zarrachalari bug xolatida bir atomli molekulalardan iborat.

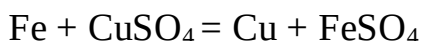
Temir va uning kqotishmalari - kora metallar deb, kolgan metallar esa "rangli" metallar deb yuritiladi; faqat asl metallar - Au, Ag, Pt, Ir bunga kirmaydi. V, Mg, Be, In, Zr, La, Nb, Re, Ge, Ga, Te va boshalar nodir metallardir. "Nodir metallar" iborasi shartli bo'lib, metall rudalarining anchalik topilganligiga va toza metall ajratib olish usullarining takomillashganligiga bog'liq; bir vaqtlar "nodir metall" deb xisoblangan titan endilikda bu qatorga kirmaydi.

Metallar o'zidan elektron berish xususiyatiga ega bo'lgan elementlardir. Shuning uchun ular ximiyaviy birikmalarda faqat musbat valentlik nomoyen iladi.

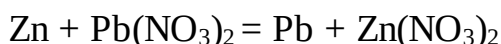
a) metallarning ion zaryadi ancha katta va zaryadi kichik bulsa, metall shuncha kuchli asos xossa nomoyon qiladi.

b) metallarning ion radiusi ancha kichik, ion zaryadi katta bulsa, metal shuncha kuchli kislota xossasini namoyen iladi.

Har qanday noasl metall o'zidan kura aslrok metallni usha metall tuzi eritmasidan sikib chiqara oladi. Masalan, noasl metall temir o'ziga qaraganda aslrok metall misni mis tuzlari eritmasidan sikib chiqaradi:



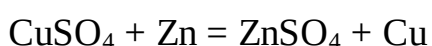
Shuningdek, agar kurgoshin tuzi eritmasiga rux metali tushirilsa, kurgoshin ruxga qaraganda aslroq bo'lgani uchun, rux qo'rgoshinni uning tuzi tarkibidan sikib chiqaradi:

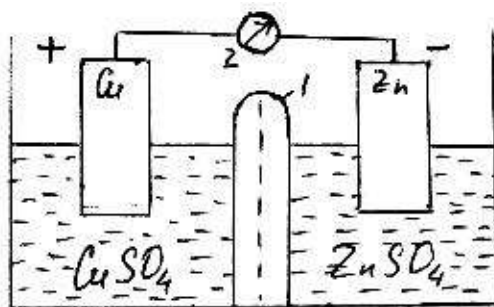


Metallarni bu xossasiga asoslanib, quyidagi Beketov qatoriga terish mumkin:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Ag, Hg, Au

Bu qatorda turuvchi metallar ishtirokida galvanik element yaratsak "noasl" metall manfiy qutbni(katodni) va "asl" metall musbat qutbni(anodni) tashi iladi. Masalan, CuSO₄ eritmasiga tushirilgan Zn bilan birlashtiriladi va yakobi elementi xosil ilinadi (1-rasm), Su musbat, Zn manfiy kqutb bo'ladi. Elektronlar ruxdan chikib, tashki zanjir orqali misga boradi va eritmadagi Cu²⁺ ionlari bilan birikib Su atomlarini xosil qiladi. Katodda mis chiqadi. SO₄²⁻ ionlar diafragma orqali utib Zn²⁺ ionlari bilan birikadi. Yakobi elementida quyidagi ximiyaviy reaksiya boradi:





1-rasm. Yakobi elementining sxemasi.

1-o'zidan sulfat ionlarini utkazuvchi diafragma, 2 galvanometr

Nazorat uchun savol va mashqlar:

1. Elektroliz deb nimaga aytiladi?
2. Elektroliz qonunlari qachon va kim tomonidan ta'riflandi? Ularni ayting.
3. 100 g K_2SO_4 eritmasida K_2SO_4 ning massa ulushi 0,082. Shu eritma elektroliz qilinganda, anodda 5,6 litr (n.sh) gaz ajralib chiqdi. Elektrolizdan keyingi eritmaning (%) konsentratsiyasini toping.
4. 120 ml suvda 1 mol KOH eritildi. Hosil bo'lgan eritmadagi kationning massa ulushini toping.
5. Dissotsialanish darajasi 95%ga teng bo'lgan elektrolitning 120 ta molekulasi nechtasi dissotsialanishi mumkin.

Mavzuga oid tayanch iboralar:

- | | |
|-----------------------|------------------|
| 1. Elektrolitlar | 6. Katod |
| 2. Elektrolit emaslar | 7. Inert anod |
| 3. Elektroliz | 8. Aktiv anod |
| 4. Elektrolizyor | 9. Metallurgiya. |
| 5. Anod | |

18-MAVZU: Metallar korroziyasi va ularning turlari.

Reja:

1. Metallar korroziyasi haqida tushuncha
2. Karroziya turlari
3. Karroziyaning oldini olish usullari

18.1. Metallar korroziyasi — *metall va metayal qotishmalarining tashi muhit ta'sirida kimyoviy yoki elektrokimyoviy yemir qilish hodqisqasidir*, Har anlay korroziyalanish oksndlanish-Qaytarilish reaksiyalarining natijasidir.

Metallarning korroziyalanishiga sababchilar; havodagi nam (H_2O), kislorod (O_2)p agressiv gazlar (CO_2 , CO , H_2S , va boshalar.

18.2. Korroziya ikki xil bo'ladi: kimyoviy korroziya va elektrokimyovik korroziya.

Kimyoviy korroziya. Bu korroziyani boshacha qilib gazlar ta'siridagi korroziya xam deyiladi, Bunday korroziyada metall gazlar (O , CO , H_2S , Cl_2) bilan ta'sirlashib o'z sirtida oksid yoki bosha birikmalarni hosil iladi va yemirila boshlaydi. Ko'pchilik hollarda metall oksid lari hosil bo'lib, ular juda barqaror moddalar bo'lgani uchun metall sirtida yupqaoksid parda xosil qiladi va metallni keyingi korroziyalanishdan salaydi. Masalan: Al metali sirti Al_2O_3 bilan, Cr -sirti Cr_2O_3 bilan oplanadi. Ba'zi hollarda bu okskdlar "parda" xolidabo'lmaydi. Masalan, temirning sirtida FeO va Fe_3O_4 — oksid lar xosil bo'lishi mumkin. Lekin bu oksid pardalar bo'laklanib "yirtqilib" ketishi tufayli temirning korroziyalanishi davom etaveradi,

Yuqoridagilarga asoslanib shuni aytish mumkinki, gazlar ta'siridagi korroziya oksidlovchining kuchiga, hosil bo'ladigan oksid pardaning xossasi va tuzatishiga, kislorod (yoki bosha gaz)ning metall qatlamiga singuvchanligi — diffuziyanishiga, metall atomlarining hosil bo'lgan oksid qatlamga diffuziyanishiga va oksidning uchuvchanligiga bog'liq bo'ladi.

Bu o'rinda shuni aytish lozimki, metallar qotishmalari oksid pardalar yordamida korroziyadan kam yemiriladi. Chunki bunda qo'sh oksidlari MeO , Me_2O_3 tarkibli birikmalar hosil bo'lib, bu oksid lar Me^{+2} va Me^{+3} larning aralash oksidlaridan iborat birikma — "shpigel" tuzilishli bo'lgani uchun juda barqaror bo'ladi,

Masalan: $Mg—Al$ qotishmasi MgO , Al_2O_3 — tarkibli "shpigel" hosil qilgani uchun bu qotishma korroziyaga juda chidamlidir.

Lekin hamma hollarda ham oksidlarning (yoki bosha birikmalarning) hosil bo'lishi korroziyani to'xtatmaydi, aksincha uni tezlashtirib, metallning fizik-kimyoviy xossalarini o'zgarishiga olib keladi, Bunday holat yuqori oksidlanish darajasi (+5, +6, +7) namoyon qiluvchi metallarda kuzatiladi.

Masalan: W — volfram o'tga chidamli, qiyin suyuqlanuvchan metall ($t^\circ = 3390^\circ C$). Gazlarda korroziyalanish tufayli kislorodli muhitla WO xlorli muhitda WCl_5 birikmalarini hosil qiladi.

Elektrokimyoviy korroziya — *turli metallar o'zaro bir-biriga tegib turganda agressiv muhit ta'sirida potensiallari fari yuzaga kelishi tufaydi sodir bo'ladigan korroziya*.

Ko'pchilik hollarda bu korroziyalanishning asosiy "aybdori" metall sirtini qoplab turgan namlik yoki suv bo'ladi. Chunki pH = 7 da suvning qaytarilish elektrod potentsiali $E^i = -0,41$ v ga teng, shu sababli suv oksidlanish potentsiali - 0,41 v dan kichik bo'lgan barcha metallarni oksidlaydi.

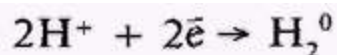
Neytral muhitda (pH = 7) suv molekullari ishqoriy, ishqoriy-yer metallarni, Al, Zn, Fe, Mp, Sg va T1 ni korroziyalaydi. Kislotali muhit (pH < 7) da suv molekullari Co, Ni, Pb, Mo, W kabi metallarni "yemiradi". Agar suvda kislorod gazi erigan bo'lsa, korroziyalanish juda tez va keng miqyosda boradi, chunki bu aralashmaning oksidlanish potentsiali $E^\circ = +0,815$ v ga teng,

Nikellangan temir buyum darz ketganda ro'y beradigan korroziyalanish xam elektrokimyoviy korroziya bo'lib, quyidagicha sodir bo'ladi.

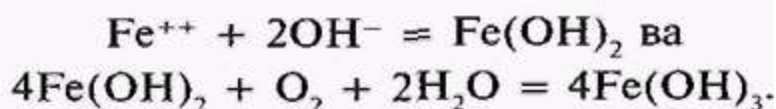
Nikellangan temir buyum darz ketganda havodagi nam (suv molekullari) CO_2 va bosha gazlarning temir sirtiga o'tirishi tufayli temir asta-sekin yemirila boshlaydi. Bu shunday ro'y beradi: metall sirtidagi CO_2 nam bilan ta'sirlashib oz bo'lsada karbonat kislotasini hosil iladi Bunda temir va nikel go'yoki biror elektrolit eritmasiga tushirilgandek bo'lib, musbat va manfiy zaryadlangan elektrodlarga aylanadi va ularning standart oksidlanishpotentsiallari turli xil bo'lgani uchun *galvanik element* hosil iladilar. Bunda temirning oksidlanish potentsiali kichik bo'lgani uchun u o'z elektronlarini nikel sirtida qoldiradi, o'zi esa Fe ionlari holida eritmaga o'ta bosh laydi: Temir — anod,



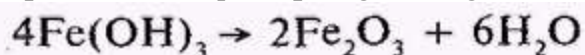
nikel esa katodga aylanadi. Ma'lumki, temir sirtidagi nam va CO_2 kuchsiz kislota hosil qilgani uchun oz bo'lsada — ionlarini hosil iladi. Bu volorod ioni manfiy zaryadli nikel — katodga tortilib, undagi temir atomlari qol-dirgan elektronlarni qabulqilibqaytariladi:



Bu jarayonda ishtirok etayotgan nikelfaqat elektronlarni o'tkazuvchilik vazifasini bajaradi, lekin o'zi o'zgarishsiz qoladi. Yemirilish natijasida hosil bo'lgan Fe^{2+} — ionlari, suvning dissosilanishidan hosil bo'lgan OH ionlari suv va havo kislorodi ta'sirida uyidagi moddalarni hosil iladi:



$\text{Fe}(\text{OH})_3$ havoda parchalanib qizil qo'ng'ir rangli Fe_2O_3 ni hosil qiladi:



18.3. Yuqoridagilardan ko'rinib turibdiki, havoda suv bug'i va agressiv gazlar anchalik ko'p bo'lsa, korroziyalanish shuncha tez boradi. Bu jarayon temirning ammasi yemirilib bo'lmaguncha davom etaveradi. Bu korroziyada temir anod vazifasini bajargani uchun bunday korroziyalanishni *anod bo'yicha korroziyalanish* deyiladi, elektrokimyoviy korroziya yuqoridagi holatlardan tashqari yana:

— metall bilan uning biror elektr o'tkazuvchanlik xossasiga ega bo'lgan birikmasi (tuzlari) o'zaro "kontakt" da bo'lganda ham shunday korroznya ro'y beradi. Bunda Metallning birikmasi katod vazifasini bajarib, uning sirtida oksidlovchi (korroziyalovchi moyada) qaytariladi. Bunday korroziyada katod vazifasini metallning oksidlanish reaksiyasi mahsulotlari (oksidi, gidroksidi, tuzi) bajarishi va tezlashtirishi ham mumkin. Metallning himoyalangan qismi (sirti) anod vazifasini o'taydi. Bunday korroziya *"parda korroziya"* deyiladi (V. A. Kistiyakovskiy nazariyasi).

— metall sirtining turli qismlari oksidlovchi (kislorod)ning konsentratsiyasi turlicha bo'lgan elektrolit eritmasi bilan ta'sirlashib turganda ham elektrokimyoviy korroziya ro'y beradi.

— agar metall buyumning turli qismidagi ichki kuchlanish turlicha bo'lsa, aniqrog'i, metallning bir qismi siqilgan", boshqa qismi "kengaytirilgan" da ham *elektrokimyoviy korroziya* ro'y beradi. Chunki metallning "siqilgan" qismida E ning qiymati yuqori, "kengaytirilgan" qismida E — qiymati shu metallning E° qiymatidan kichik bo'ladi. Bu agressiv muhit ta'sirida "konsentratsion" galvanik elementning hosil bo'lishiga olib keladi va *siqilgan qism* — *katod*, *kengaytirilgan qism* — *anod* vazifasini o'taydi va buyumning shu qismidan metall korroziyalana boshlaydi,

Yuqoridagi bayon etilgan ma'lumotlardan ko'rinib turibdiki, doimiy foydalanishda bo'lgan har qanday metallardan yasalgan buyum va detallar doimo u yoki bu korroziyalanishga uchraydi, korroziya natijasida uskuna, jihozlar, buyum va detallar yemirilib yarosiz holgacha kelib qoladi. Xalq xo'jaligi korroziyadan juda katta zarar ko'radi, shu sababli kimyo fanining eng asosiy vazifalaridan biri korroziyaga qarshi kurashish muammolarini yechishdan iborat.

Nazorat uchun savol va mashqlar:

1. Metallar korroziyasi deb nimaga aytiladi? Kimyoviy va elektrokimyoviy korroziya orasida kanday farq bor?
2. Ushbu metallar bir-biriga tegib turadi: Zn va Fe, Fe va Sn, Fe va Cu. Shu metallar juftlaridan qaysilari sulfat kislotada ancha shiddatli eriydi?
3. Odatdagi po'latning suvda korroziyalanish jarayonlarining tenglamalarini yozing?
4. Metallarni korroziyadan himoya qilishning eng muhim usullarini aytib bering?

5. Metallar korroziyasining ingibitorlari nimadan iborat va ular qanday hollarda ishlatiladi?

Mavzuga oid tayanch iboralar:

- | | |
|---------------------------|------------------------------|
| 1. Korroziya | 5. Katod qoplama |
| 2. Korrozion aktivatorlar | 6. Elektrokimyoviy korroziya |
| 3. Korrozion ingibitorlar | 7. Gaz korroziya |
| 4. Anod qoplama | 8. Kimyoviy korroziya. |