

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

NAMANGAN DAVLAT UNIVERSITETI

UMUMIY KIMYO KAFEDRASI

Jurayev B.S. ,Toshmatov Y.R.



**ANORGANIK KIMYO
MA'RUZALAR MATNI**

(Биология мутахассислари учун)

Namangan-2005

Ma'ruzalar matni Uzbekiston Respublikasi Oliy va Urta maxsus ta'lim vazirligining Oliy ta'lim Davlat standarti asosida tuzilgan kimyo yunalishlari buyicha dasturga muvofiq xolda yozilgan.

Ma'ruzalar matnida atom, molekula tuzilishi, kimyoviy boglanish muammolari, termodinamika asoslarining kimyoda qullanilishi, kimyoviy kinetika, eritmalar haqidagi ta'limot, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari, elektro-kimyo asoslari bayon qilingan. Xar qaysi mavzuning oxirida nazorat savollari va tayanch iboralari keltirilgan.

Taqrizchi:

k.f.d., prof. SH.V.Abdullayev

Ma'ruzalar matni “Umumiy kimyo” kafedrasining «___» «_____» 2005 yil №__-sonli yigilishida va Kimyo-biologiya fakultetining 2005 yil «___» «_____» №__-sonli ilmiy kengashida muhokama qilingan va ma'qullangan.

Namangan Davlat universitetining uquv-uslubiy kengashining «___» «_____» 2005 yil №__-sonli yigilishida kurib chiqilgan va chop etishga tavsiya etilgan.

Namangan Davlat Universiteti-2005

KIRISH. ATOM MOLEKULYAR TA'LIMOT

R E J A :

1. Kirish
2. Atom-molekulyar ta'limot
3. Molekulyar ta'limot
4. Kimyoning asosiy konunlari

Kimyo tabiat xakidagi fan bulib, u boshka tabiiyot fanlari (fizika, biologiya, mineralogiya) kabi moddiy jismlar tugrisida bizga atroflicha ma'lumot beradi, u jonli va jonsiz tabiatni tashkil etgan moddalarni, ularning xossalarni, tuzilishini, bir-biriga aylanishini, shular natijasida ruy beradigan uzgarishlarni va bu uzgarishlar orasidagi boglanishlarni tekshiradi. Kiska kilib aytganda, kimyo-moddalar va ularda buladigan uzgarishlar xakidagi fandir.

Kimyoviy uzgarishlarda (reaksiyalarda) dastlabki moddalardan, ya'ni xom-ashyodan boshka tarkibga va boshka xossalarga ega bulgan maxsulotlar olinadi. Kimyoviy prosesslarni borishi reaksiyada ishtirok etadigan moddalarning tarkibiga, ularni tashkil etuvchi zarrachalarning tuzilishiga boglik. Shuning uchun moddalarning tuzilishi bilan ularning reaksiyaga kirisha olish kobilyati orasidagi boglanishni urganish katta axamiyatga ega. Biz kimyoviy prosesslarni ma'lum maksad bilan amalga oshiramiz va ularni uzimiz uchun kerakli tomonga yunaltirib, istalgan fizikaviy, kimyoviy, biologik va xokazo xosalarga ega bulgan moddalar xosil kilishimiz mumkin.

Insonlar bundan bir necha ming yil avvaldanok rudalardan metallar ajratib olishda, metallarni kotishmalarini tayyorlash, shisha pishirish va shunga uxshashlarda kimyoviy xodisalardan keng foydalanib kelganlar. Rus olimi M.V.Lomonosov uzining 1751 yilda nashr etilgan "Ximiyaning foydasi xakida ikki ogiz suz" asarida "Ximiya uz kullarini inson extiyoji bilan boglik bulgan xamma ishlarga chuzmokda. Kayerga karamaylik, kayerga nazar solmaylik, xamma yerda bizning kuz oldimizda ximiyaning tadbik etilishidan kulga kiritilgan yutuklar gavdalanadi" degan edi. Ximiya xalk xujaligining barcha soxalarida keng kullanilmokda.

M.V.Lomonosov 1741 yilda uzining "Matematik kimyo elementlari" nomli asarida atom -molekulyar nazariyani kuyidagicha ta'rifladi:

1) Barcha moddalar "korpuskula"lardan iborat bulib, ular bir-biridan oralik fazo bilan ajralgandir.(Lomonosovning "korpuskula" termini xozirgi molekula ma'nosiga ega);

2) Korpuskulalar tuxtovsiz xarakatda buladi;

3) Korpuskulalar elementlardan tashkil topgan (Lomonosovning element tushunchasi xozirgi atom ma'nosiga ega.) Elementlar xam tuxtovsiz xarakatlanadi;

4) Elementlar anik massaga va ulchamga ega.

5) Oddiy moddalarning korpuskulalari bir xil elementlardan, murakkab moddalarning korpuskulalari turli elementlardan tuzilgan.

M.V.Lomonosovdan keyin yana kariyb yarim asr keyin, ingliz olimi D.Dalton kimyo va fizika soxasida yigilgan tekshirish natijalarini atomistik ta'limot asosida talkin kildi; u atomistikaga asoslanib, karrali nisbatlar konunini yaratdi. U 1808 yilda uzining "Novaya sistema ximicheskoy filosofii" nomli asarida atomistik ta'limotni kuyidagicha tarifladi:

a) Moddalar nixoyatda mayda zarrachalar - atomlardan tuzilgan, atom yanada kichikrok zarrachaga bulina olmaydi;

b) Xar kaysi kimyoviy element fakat uziga xos "oddiy" atomlardan tuzilgan bulib, bu atomlar boshka element atomlaridan fark kiladi, xar bir elementning atomi uziga xos ogirlik va ulchamga ega;

v) Kimyoviy reaksiya vaktida turli elementlarning "oddiy" atomlari uzaro anik va uzgarmas butun sonlar nisbatida birikib, murakkab atomlarni xosil kiladi;

g) Fakat boshka-boshka xossalarga ega bulgan atomlargina uzaro birika oladi, bir elementning atomlari xech kachon uzaro kimyoviy reaksiyaga kirisha olmaydi.Ular fakat bir-biridan itariladi.

Dalton ximiyaning asosiy konunlarini izoxlab berdi. U kimyoviy element tushunchasiga anik ta'rif berdi: "Kimyoviy element bir xil xossalar bilan xarakterlanadigan atomlar turidir". Undan tashkari Dalton "atom ogirlik" (ya'ni atomning nisbiy ogirligi) tushunchasini kiritdi, vodorodning atom ogirligini shartli ravishda 1 ga teng deb kabul kildi.

Dalton ta'limotida kamchiliklar borligi usha vaktdayok ma'lum buldi. Dalton ta'limoti oddiy moddalarning molekulalari bulishini inkor kildi. M.V.Lomonosov ta'limoti Dalton ta'limotidan afzal bulib chikdi.

Lomonosov ta'limoti turli xossalari atomlar bilan bir katorda bir xil xossali atomlarning xam uzaro birika olishga yul kuyar edi. Molekula bu berilgan moddaning kimyoviy xossalari ega bulgan 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 aniklanadi.

Atom - bu musbat zaryadlangan atom yadrosi bilan manfiy zaryadlangan elektronlardan tashkil topgan elektroneytral zarrachadir. Kimyoviy element - bu yadrosining musbat zaryadi bir xil bulgan atomlarning muayyan turidir. Tekshirishlar shuni kursatadiki, tabiatda bitta elementning massasi turli bulgan atomlari mavjud bulishi mumkin. Masalan, xlorning massasi 35 va 37 bulgan atomlari uchraydi. Bu atomlarning yadrolarida protonlar soni bir xil, lekin neytronlar soni xar xil buladi. Elementning yadro zaryadlari bir xil lekin massa sonlari turlicha bulgan atomlar turlari izotoplar deyiladi.

Elementning atom massasi uning barcha tabiiy izotoplari massalarini shu izotoplarning tarkalganlik darajasi e'tiborga olingan urtacha kiymatiga ega. Masalan tabiiy CL ning 75.4% massa soni 35 bulgan izotopdan va 24.6% massa soni 37 bulgan izotopdan iborat; CL ning urtacha atom massasi 35.453

Oddiy moddalar - bular bitta elementning atomlaridan xosil bulgan moddalardir. C, Fe, Na, K, N₂, H₂. Murakkab moddalar - boshkacha aytganda kimyoviy birikmalar bular turli xil elementlarning atomlaridan xosil bulgan moddalardir. H₂O, CO₂, Na₂O, NaCl, H₂SO₄, KOH.

Xozirgi tasavvurlarga kura moddalar gaz va bug xolatida molekulalardan tarkib topgan buladi. Molekulyar strukturaga ega bulgan moddalargina kattik (kristall) xolatida xam molekulalardan tarkib topadi. Bularga, masalan, organik moddalar, metallmaslar ayrim istisnolardan tashkari SO₂, N₂O kiradi.

Kattik (kristall) anorganik moddalarning kupchiligida molekulyar struktura bulmaydi. Ular molekulalardan emas, balki boshka zarrachalardan (ionlardan, atomlardan) tarkib topgan va makrojismlar xolida mavjud buladi (NaCl kristallari, kvars zarrachalari, temir parchasi va boshkalar).

Agar anorganik makrojismlar bitta kimyoviy elementning bir xil atomlaridan tarkib topgan bulsa, u xolda kimyoviy birikmalar buladi.

Molekulyar strukturali moddalarda molekulalar orasidagi kimyoviy boglanish puxtaligi molekula ichidagi atomlar orasidagi boglanishga karaganda bushrok buladi. Shu sababli ularning suyuklanish va kaynash temperaturasi nisbatan past

buladi. Nomolekulyar strukturadagi moddalarda zarrachalar orasidagi kimyoviy boglanish juda puxta buladi. Shu sababli ularning suyuklanish va kaynash temperaturasi xam yukori buladi.

Kristallarning ma'lum shaklga va anizotropik xossasiga ega bulishi ularning ichki tuzilishidan, tarkibiy kislmlarning ma'lum konun asosida joylashuvidan kelib chikadi.

1912 yilda rentgen nuri yordamida kristallarning ichki tuzilishini aniklash mumkin bulganidan sung, bu fikr tula tasdiklandi. Tekshirishlarning kursatishicha, kristall moddani tashkil kilgan zarrachalar fazoda ma'lum tartib bilan joylashib, fazoviy kristall panjara xosil kiladi.

Kristall panjarada tarkibiy kislmlar joylashgan nuktalar kristall panjaraning tugunlari deyiladi.

Panjara tugunlarida turgan zarrachaning tabiatiga karab, asosan 4 xil kristall panjara buladi. Bular ionli, atomli, molekulali, metalli panjaralardir.

Ionli panjara tugunlarida ionlar turadi. Karama-karshi ishorali ionlar navbatma navbat joylashadi. Kupchilik anorganik moddalar oksidlar, asoslar, tuzlar kristall ionli panjaradan iboratdir. Masalan, natriy xlor tuzi kristall panjarasining tugunlarida Na va CL ionlari turadi. Na ni xar kaysi ioni CLning 6 ta ioni bilan kurshalgan. NaCL kristallida koordinasion son 6 ga teng, koordinasion sonning kiymati, asosan zarrachalar radiusining uzaro nisbatiga boglik, ularning bir-biridan ayirmasi kamaygan sari koordinasion son kupayadi. Ionli panjarada uzaro tortishish juda kuchli buladi. Shu sababli ionli panjara kristallarining suyuklanish t si juda yukoridir. Masalan: NaCL ts-800°S, tk-1413°S.

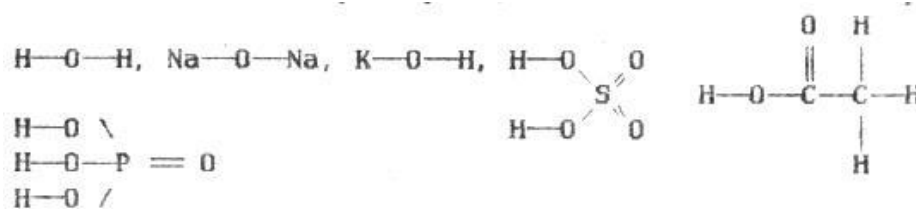
Atomli panjaraning tugunlarida atom turadi. Olmos bilan grafit kristallarining panjara tugunlarida uglerod atomi joylashgan. Olmos kristallida tetraedr burchagida joylashgan turtta uglerod atomi bir-biri bilan kovalent kuch orkali tortishib turadi. Grafitda esa uglerod atomlari katlamlarga joylashgan. Ikki katlamdagi uglerod atomlari bir-birini kuchsiz tortadi, Ular Vander-Val's kuchi orkali tortishib turadi. Grafitning yumshokligi ana shundan kelib chikadi.

Molekulyar panjarali kristallning tugunlarida molekula turadi SO₂, muz va bir kancha organik moddalarni kristali shu xilda buladi. Molekulalar bir-biri bilan juda kuchsiz boglangan. Shu sababli molekulyar panjaradan iborat kristallar ionli va atomli kristallarga karaganda anchagina yumshok, oson suyuklanuvchan buladi.

Metalli panjara metallarga xosdir. Panjara tugunlarida metall ioni joylashgan buladi. Yadro bilan kuchsiz boglangan valent elektronlar (sirtki kavatdagi elektronlar) musbat zaryadlangan metall ionlari orasida xarakat kiladi. Ma'lum

atomga boglanmagan va bir kancha atomlarning karamogida bulgan erkin xarakat kiluvchi bunday elektronlar "elektronlar gazi" deyiladi. Shunday kilib ionlar kollektivi elektronlar kollektivi bilan tortishib turadi. Bunday boglanish metall boglanish deyiladi. Metall boglanish anchagini kuchlidir. Shu sababli metallar ancha mustaxkam va kiyin suyuklanuvchan buladi.

Grafik formulalar, boshkacha aytganda tuzilish formulalari – bular xar kaysi boglovchi elektronlar jufti chizikcha bilan tasvirlangan formulalardir.



Kimyoning eng birinchi konuni moddalar massasini saklanish konunidir. Bu konun dastlab Lomonosov va keyinchalik Lavuaz'ye tomonidan ta'riflangan: Kimyoviy reaksiyada dastlabki moddalar massalarining yigindisi reaksiya maxsulotlari massalarining yigindisiga tengdir.

Katta mikdorda energiya ajralib chikishi bilan sodir buladigan prosesslar (masalan, radioaktiv moddalarning yemirilishi, atom xamda vodorod bombalarining portlashi) massaning saklanish konuniga emas, balki materiyaning saklanish konuniga buysunadi. Agar prosessning issiklik effekti Q bulsa, prosess davomida massaning uzgarishi Δm Eynshteyn tenglamasi bilan ifodalanadi: $\Delta m c^2 = Q$ - nixoyatda katta son ($9 \cdot 10^{20}$) bulganligidan odatdagi reaksiyalarda massa uzgarishi nixoyatda kichik buladi va uni tarozi yordamida paykash kiyin.

Tarkibning doimiylik konuni. A.Lavuaz'ye 1781 yilda SO_2 gazini 10 xil usul bilan xosil kildi va gaz tarkibidagi S va O ogirliklari orasidagi nisbat 3:4 ekanligini anikladi. Shundan keyin xar kanday kimeviy toza birikmani tashkil etuvchi elementlarning ogirliklari uzgarmas nisbatda buladi, degan xulosa chikarildi. Bu xulosa tarkibning doimiylik konunidir. Lekin 1803 yilda fransuz olimi Bertole kaytar reaksiyalarga oid tadkikotlar asosida, kimeviy reaksiya vaktida xosil buladigan birikmalarning mikdoriy tarkibi reaksiyalar uchun olingan dastlabki moddalarning ogirlik nisbatlariga boglik buladi, degan xulosa chikardi.

J.L.Prust (1753-1826) Bertolening yukoridagi xulosasiga karshi chikdi. U kimyoviy toza moddalarni puxta analiz kildi, toza birikmalarning mikdoriy tarkibi bir xil bulishini uzining juda kup analizlari bilan isbotladi. Prust bilan Bertole orasidagi munozara yetti yil davom etdi. Bu kurash ikki falsafiy okim kurashi

buldi. Prustning falsafasi uzluklilik prinsipi, Bertolening falsafasi uzluksizlik prinsipi nomi bilan yuritildi. Kupchilik olimlar Prustning prinsipini yekladilar. Natijada Prust golib chikdi va 1809 yilda kimening asosiy konunlaridan biri, tarkibning doimiylik konunini kuyidagicha ta'rifladi: Xar kanday kimeviy toza birikma, olinish usulidan kat'i nazar, uzgarmas mikdoriy tarkibga ega.

Bertolening uzgaruvchan tarkibli birikmalar mavjudligi xakidagi ta'limotini XX asrning boshlarida akademik N.S.Kurnakov rivojlantirdi. U kotishma va eritmalarda xakikatdan xam uzgaruvchan tarkibli birikmalar bulishini isbot kildi va ularni bertolidlar deb atadi. Uzgarmas tarkibli birikmalarni esa Daltonidlar deb atadi.

Karrali nisbatlar konuni.

Ingliz olimi D.Dalton 1804 yilda, moddani tuzilishi xakidagi atomistik tasavvurlarga asoslanib, karrali nisbatlar konunini ta'rifladi: Agar ikki element uzaro birikib bir necha kimeviy birikma xosil kilsa, elementlardan birining shu birikmalardagi ikkinchi elementning bir xil ogirlik mikdoriga tugri keladigan ogirlik mikdorlari uzaro kichik butun sonlar nisbati kabi buladi. Dalton CH_4 va C_2H_4 gazlarining tarkibiga e'tibor berdi. CH_4 75% C va 25% H bulib, unda bir ogirlik kism vodorodga 3 ogirlik kism C tugri keladi, ya'ni 3:1 C_2H_4 tarkibida esa, 85,71% C va 14,29% H bor; bu moddada bir ogirlik kism H ga 6 ogirlik kism C tugri keladi, ya'ni 6:1. Demak, bu birikmalarda bir ogirlik kism H ga tugri keladigan C mikdorlari uzaro 3:6 yeki 1:2 nisbatda buladi.

Ekvivalentlar konuni. Moddalar uzaro ma'lum ogirlik mikdorlarida birikadi. Masalan, 49 g H_2SO_4 32,5 g Zn bilan reaksiyaga kirishganda 1 g H_2 ajralib chikadi. H_2SO_4 ning urniga 36.5 g HCL olinsa xam ushancha H_2 ajralib chikadi. Zn urniga Alyuminiy olsak, 1g vodorod ajralib chikishi uchun 9 g Al kerak buladi. Demak, kimeviy jixatdan karaganda 49g H_2SO_4 ning kiymati 36.5 g HCL ning kiymatiga, 32.5 g Zn ning kiymati esa 9 g Al kiymatiga tengdir. Bu xolni tasvirlash uchun Vollaston 1814 yilda kimega ekvivalent(teng kiymatli) degan tushuncha kiritdi. 1 ogirlik kism H 8 ogirlik kism O bilan birikkanda 9 ogirlik kism suv xosil buladi, shuning uchun Oni ekvivalenti 8 ga teng.

Elementning bir ogirlik kism H, 8 ogirlik kism O bilan birika oladigan yeki bularga urin almashina oladigan ogirlik kismi uning ekvivalenti deb ataladi.

Murakkab moddaning bir ekvivalent (bir ogirlik kism) H yoki bir ekvivalent (8 ogirlik kism) O bilan yexud umuman, boshka xar kanday elementning bir

ekvivalenti bilan reaksiyaga kirishadigan ogirlik mikdori shu murakkab moddaning ekvivalenti deb ataladi.

Elementlar bir-biri bilan uzlarining ekvivalentlariga proporsional mikdorlarda birikadi. M: 8g O bilan 20g Ca, 16 O bilan 40 Ca birikadi.

$$E_{H_2SO_4} = 98/2 = 49; \quad E_{Ca(OH)_2} = 74/2 = 37; \quad E_{Al_2(SO_4)_3} = 342/6 = 57$$

Xajmiy nisbatlar konuni. Fransuz olimi Gey-Lyussak (1778-1850y) ta'riflagan xajmiy nisbatlar konuni atom ogirliklar xakidagi chigal masalani yechishga yordam berdi, bu konun quyidagicha ta'riflanadi. Kimeviy reaksiyalarga kirishuvchi gazlarning xajmlari uzaro reaksiya natijasida xosil buladigan gazlarning xajmlari bilan oddiy butun sonlar nisbati kabi nisbatida buladi. M: 2 xajm H 1xajm O bilan yukori temperaturada reaksiyaga kirishganida 2 xajm suv bugi xosil buladi. Albatta bunday reaksiyada ishtirok etgan gazlarning xajmlari bir xil bosim va bir xil temperaturada ulchanishi lozim. Shved olimi Berselius, Gey-Lyussak konuniga asoslanib, bir xil temperatura va bir xil P da barobar xajmda olingan barcha oddiy gazlarning atomlar soni teng buladi degan notugri xulosaga keldi. Berseliusning bu fikri tugri bulganda edi, ikki xajm H, bir xajm O bilan reaksiyaga kirishganda bir xajm suv bugi xosil bulishi kerak edi. Vaxolangki, tajribada ikki xajm suv bugi xosil buldi. Berselius bir xajm O, bir xajm N ga karaganda 16 marta ogirligiga asoslanib O ning atom ogirligini 16 deb topdi, undan tashkari bir xajm O bilan 2 xajm H reaksiyaga kirishishidan foydalanib suvning formulasi H_2O ekanligini anikladi. Nima uchun bir xajm O, 2 xajm H bilan reaksiyaga kirishganida 2 xajm suv bugi xosil bulishini tushuntira olmadi. Buni Avogadro gipotezasi izoxlay oldi.

Italiyalik olim Avogadro (1776-1856) xajmiy nisbatlar konunini tushuntirish uchun 1811 yilda quyidagi gipotezani maydonga tashladi: bir xil sharoitda (bir xil t , bir xil P) va barobar xajmda olingan turli gazlarning molekulalari soni barobar buladi. Oddiy gazlarning molekulalari bir necha atomdan iborat bulishi mumkin. Avogadroning bu gepoteziyasi xilma-xil faktlar bilan tasdiklandi va 1860 yildan boshlab, ya'ni ximiklar xalkaro s'yezdidan keyin bu gipoteza Avogadro konuni deb tanildi.

Gey-Lyussakning xajmiy nisbatlar konuni Avogadro konuni asosida juda kulay izoxlandi. M: 2 xajm H va 1 xajm O uzaro birikib, 2 xajm suv bugi xosil kilishini quyidagicha izoxlash mumkin: O va N ning xar kaysi molekulasida ikki atomdan tashkil topgan. H ning ikki molekulasida O ning bitta molekulasida bilan reaksiyaga kirishadi. O ning bitta atomi bilan birikib, bir molekula suv xosil kiladi.

O ning ikkinchi atomi kolgan 2ta H atomi bilan birikib, Yana bir molekula suv xosil kiladi. Shunday kilib, $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ reaksiyasi sodir buladi.

Avogadro dan mustakil ravishda Amper xam Avogadro xulosasiga uxshash xulosaga keldi. Amper uz gipotezasini kuyidagicha ta'rifladi: bir xil sharoitda molekulalar orasida masofa xamma gazlarda xam bir xildir. Avogadro konunidan uchta xulosa kelib chikadi:

- 1) Oddiy gazlarning (O_2 , H_2 , Cl_2) molekulalari 2ta atomdan iborat.
- 2) Normal sharoitda bir gramm molekula gaz 22.4 l xajmni egallaydi
- 3) Bir xil sharoitda barobar xajmda olingan ikki gaz ogirliklari orasidagi nisbat shu gazlarning molekulyar ogirliklari orasidagi nisbatga teng.

Tayanch iboralar:

1. Kimyoning asosiy tushunchalari.
2. Atom, molekula, kimyoviy element.
3. Oddiy va murakkab moddalar.
4. Molekulyar va nomolekulyar moddalar.
5. Atom, ion, metall panjaralar.
6. Asosiy stexiometrik konunlar.

Nazorat sovellari:

1. Kimyo fani.
2. Kimyo fani rivojlanishining kiskacha tarixi.
3. M.V.Lomonosovning atom-molekulyar nazariyasi.
4. Gey-Lyussakning xajmiy nisbatlar konuni.
5. Ekvivalentlar konuni.
6. Tarkibning doimiylik konuni
7. Kristall turlari
8. Karrali nisbatlar konuni
9. Izotoplar
10. Amper gipotezasi

Adabiyotlar:

1. 6-45 betlar
2. 32-45 betlar
3. 57-100 betlar
4. 25-50 betlar

ATOM TUZILISHI

R E J A :

1. Radioaktivlik
2. Atom tuzilishining planetar modeli
3. Atomlarning elektron formulalari
4. Pauli prinsipi.
5. Xund koidasi. Valentlikning kvant mexanik tabiati
6. Atomlarda elektron bulutlarning strukturasi. Energiyaning minimumga intilish (afzallik) prinsipi.

Atom murakkab sistema bulib, mikroolam konunlariga buysunadigan, xarakatdagi zarrachadir.

Atom-kimyoviy elementning kichik zarrachasi bulib, uzida elementning ma'lum xossalarini mujassamlashtirgan buladi. Atom erkin yoki birikma xolatida buladi.

XX asr boshlarigacha atom moddaning oxirgi bulinish 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 ilgari surdi. Ulug rus olimi A.M.Butlerov 1886 yilda kuyidagicha yozgan edi: "Xozirgi vaktida ba'zi elementlarning "atomlar" deb ataladigan zarrachalari, asl moxiyati bilan aytganda, balki kimyoviy yul bilan bulinish xususiyatiga egadir, ya'ni ular uz tabiati jixatidan bulinmaydigan zarrachalar bulmay, balki xozirgi bizga ma'lum bulgan vositalar bilangina ajratib bulmaydigan zarrachalardir va ... keyin borib kashf etiladigan prosesslarda ajratish mumkin buladi."

XX asr boshida katod nurlarining tabiatini fotoeffekt va termoemissiya, elektroliz, radioaktivlikni urganish va boshka ishlar bilan atom tuzilishining murakkab, diskret tuzilganligi isbotlandi.

Atomning ichki tuzilishini bir-biridan massalari, ulchamlari, zaryadi, yashash vakti bilan fark kiladigan mayda zarrachalar tashkil kiladi. Bu zarrachalar elementar zarrachalar deyiladi. Xozirgi vaktida bunday zarrachalardan 200 ga yakini ma'lum.

Katod nurlari. Atomning murakkabligini tasdiklovchi dastlabki tajriba ma'lumotini 1879 yilda, siyraklashtirilgan gazlarda elektr razryadi xosil bulish xodisasini tekshirish natijasida kulga kiritildi. Agar ichidagi xavosi surib olingan shisha nayning bir uchiga katod, ikkinchi uchiga anod kavsharlanib unga yukori chastotali tok ulansa, katoddan nur tarkala boshlaydi. Bu nurlar katod nurlari deyiladi. Elektr va magnit maydonida bu nurlar dastlabki yunalishdan musbat kutbga ogadi (1-rasm).

Bu esa ularning manfiy zaryadlanganligini kursatadi. Katod nurlari katta tezlik bilan xarakat kilayotgan manfiy zarrachalar okimidir. Bu zarrachalar keyinchalik elektronlar deb ataldi.



1-rasm. Katod nurlari.

Elektron elementar zarracha bulib, u ye-xarfi 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 kismidir. 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'lalanishini tekshirar ekan, nurlanishning yangi turini -X- nurlarni kashf etdi. Bu nurlar keyinchalik rentgen nurlari deb ataldi. Rentgen nurlari elektr va magnit maydonida uz yunalishini uzgartirmaydi, demak, ular elektroneytral zarrachalardir. Rentgen nurlarining asosiy xossalaridan biri - karton, yogoch, mato va inson organizmidan, yengil metall plastinkalardan utib ketadi. Ular fakat ogir metallarda yaxshi ushlanib koladi. Bu xam atomning murakkab tuzilganligini anik isbotlab berdi.

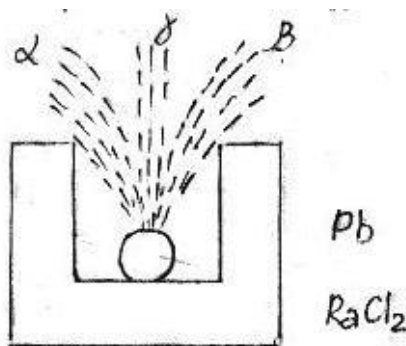
RADIOAKTIVLIK

1896 yilda Fransuz olimi Bekkerel uranning va uran birikmalarining kuzga kurinmas nurlar chikarishini va ular odatdagi nurlarni utkazmaydigan kora kogozdan fotoplastinkaga utib ta'sir etishi natijasida xavoni ionlanishini anikladi. Bu xodisani urganishni Fransuz olimlari Pyer va Mariya Kyurilar davom ettirdilar va 1896 yilda atom massalari 226 va 210 ga teng bulgan, ikki yangi element Radiy (Ra) va Poloniy (Ro) ni kashf etdilar.

M.S.Kyuri taklifiga binoan moddalarning uz-uzidan nur tarkatish xodisasi radioaktivlik deb, bunday xodisaga ega bulgan moddalar esa radioaktiv moddalar deb nomlandi. Radioaktiv nurlar moddalarni (masalan, suv, vodorod xlorid va xokazo) xamda tirik tukimalarni parchalaydi, lekin oz mikdori usimliklar usishiga kumaklashadi. Radioaktiv nurlar, α -, β -, γ -nurlardan tashkil topgan. Masalan, usti teshik kurgoshin idishga radioaktiv preparatni joylashtirib, teshik karshisiga fotoplastinka urnatsak, plastinkada kora doglar paydo buladi.

Bu esa radioaktiv preparatdan kandaydir nurlar tarkalayotganligini isbotlaydi (2-rasm). Agar bu nurlar yuliga magnit yoki elektr maydonini kiritsak fotoplyonkada uch xil dog paydo buladi, bu esa uch xil nur tarkalayotganligini kursatadi. 2-rasmdan kurinadiki, elektr va magnit maydonida nurlarning bir okimi (α nurlar) manfiy kutbga, ikkinchi okimi (β nurlar) musbat kutbga buriladi, uchinchi okimi γ -nurlar esa uz yunalishini uzgartirmaydi.

α - nurlar musbat zaryadli zarrachalar okimi bulib, ularning zaryadi elektron zaryadidan ikki marta ortik. Bu zaryadning massasi 4 u.b.ga teng. α -zarracha musbat zaryadlangan geliy ioni ekanligi 1909 yilda isbotlandi. U material maydon xarakatida elektron kabul kilib, geliy atomiga aylanadi.

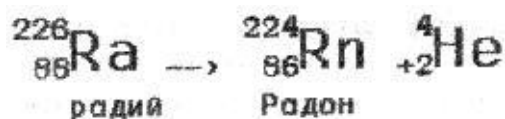


2-rasm. Radioaktiv moddadan chikayotgan nurlarning ajralishi.

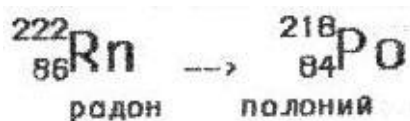
β - nurlar katod nurlari kabi, elektronlardan iborat. Bu nurlarning tezligi 300 ming kmG'sek ga yakin.

γ - nurlar rentgen nurlari kabi elektroneytraldir, lekin ularning tulkin uzunligi rentgen nurlarinikidan xam kichik. Radioaktiv elementlar uzidan α -, β -, γ -nurlarni tarkatishi, ya'ni radioaktiv yemirilishi natijasida yangi elementlar xosil buladi.

Masalan:



Xosil bulgan radon elementi uz navbatida α - nurlar tarkatishi natijasida atom massasi 218 ga teng bulgan, kimyoviy xossalari jixatidan poloniy elementiga uxshash yangi radiy A elementi xosil kiladi:



Poloniy xam radioaktiv element, u uz navbatida nur tarkatib yangi radioaktiv element xosil kiladi va bunday radioaktiv yemirilish radioaktiv bulmagan element xosil bulguncha davom etadi.

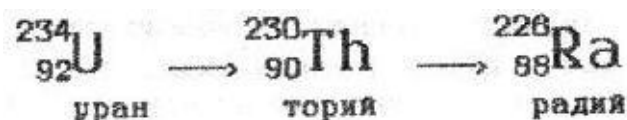
Biror radioaktiv elementning ikkinchi bir radioaktiv elementga utish katori radioaktiv yemirilish katori deyiladi. Xozirgi vaktida 3ta tabiiy radioaktiv yemirilish katori ma'lum va uchala kator xam radioaktiv bulmagan kurgoshin elementi bilan tugaydi.

I. Kator - atom massasi 235 ga teng bulgan aktiniy uran katori. Bu kator 7 ta α va 4ta β - nur tarkatib, massasi 207 ga teng bulgan barkaror kurgoshin elementini xosil kiladi.

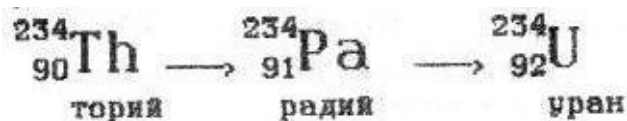
II. Kator - atom massasi 238 teng bulgan uran katori. Bu kator uzidan 8 ta α - va 6ta β - nur tarkatib, atom masasi 206 ga teng bulgan kurgoshin elementini xosil kiladi.

III. Kator - atom massasi 232 ga teng bulgan toriy katori. Bu kator uzidan 6 ta α - va 4ta β - nur tarkatib atom massasi 208 ga teng bulgan barkaror kurgoshin elementini xosil kiladi.

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



Agar radioaktiv element uzidan β - nur tarkatsa, yadro zaryadi bittaga oshadi, element massasi esa uzgarishsiz koladi va element davriy sistemada bir xona ungga siljiydi. Masalan:



Radioaktiv yemirilish shuni kursatdiki, xar bir sekundda atomlarning bir xil mikdori yemiriladi. Bu mikdor yemirilish konstantasi deyiladi.

Radioaktiv element dastlabki mikdorining yarim yemirilishiga ketadigan vakt yarim yemirilish davri deyiladi va T xarfi bilan belgilanadi.

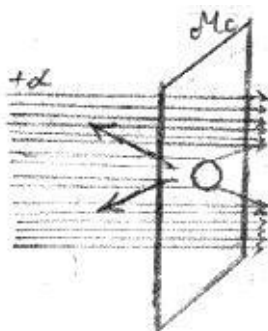
Yarim yemirilish davri T kuyidagi formula bilan topiladi;

$$T = (1/k) \ln^2 \text{ yoki } T = 0.693/k$$

bu yerda; k-yemirilish konstantasi.

ATOM TUZILISHINI PLANETAR MODEL I

Atom tuzilishining planetar modelini ingliz fizigi E.Rezerford tomonidan 1911 yili taklif kilindi. Rezerford α -zarrachalar (3-rasm) bilan ingichka metall plastinkani bombardimon kilish natijasida kuyidagi xodisani kuzatdi: α -nurlarning kupchilik kismi uz yunalishini uzgartirmay, ozgina kismi uz yunalishini uzgartirib metall plastinkadan utib ketadi va fakat ayrimlari uz yunalishidan orkaga kaytadi. Bu tajribaga asoslanib Rezerford kuyidagi natijaga keldi. Elektronning massasi juda kichik bulganligi uchun atomning butun massasi (99.17%) yadroga joylashgan. Atom yadrosining diametri 10^{-14} , 10^{-13} sm ga teng.



3-rasm. Rezerford tajribasi

Rezerford yukoridagi tajribaga asoslanib atom tuzilishining planetar modelini taklif kildi, ya'ni atomning markazida massasi taxminan atom massasiga teng bulgan, musbat zaryadlangan yadro bulib, uning atrofida kuyosh sistemasidagi plenetalar kabi elektronlar xarakat kiladi. Uz yunalishini uzgartirgan va orkaga kaytgan zarrachalar sonini xisoblab va xamda kaytish burchagini xisoblab, yadro zaryadini topish mumkin. Rezerford shu usuldan foydalanib yadro zaryadi atom massasining yarmiga tengligini kursatdi.

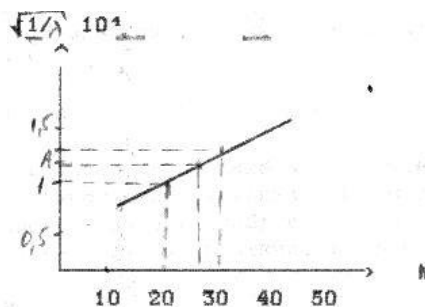
Elementning davriy sistemadagi tartib nomeri kupchilik elementlar uchun atom massasining yarmiga teng. Demak, atomdagi elektronlar soni elementning davriy sistemadagi tartib nomeriga, elementning tartib nomeri esa shu elementlar atomi yadrosining musbat zaryadiga tengdir.

Bu masalani 1913 yilda G.Mozli boshkacha yul bilan xal kildi. G.Mozli kalsiydan ($Ca=20$) ruxgacha ($Zn=30$) bulgan 11 elementning rentgen spektrini sistemali tekshirib, bu elementlardan xar kaysisining rentgen spektridagi K-seriyasi bir-biriga yakin joylashgan ikkita chizik K_{α} va K_{β} dan iborat ekanligini kuzatdi (4 rasm).

Agar elementning rentgen spektrlari davriy sistemadagi tartib nomerlariga karab joylashtirilsa, xar bir seriya chiziklari tulkin uzunliklarining kamayishi tomoniga ma'lum konuniyat bilan suriladi. 4-rasmda bir elementdan 2- elementga utganda elementlar tartib nomerining ortib borishi K_{α} va K_{β} chiziklari chap tomonga karab, ya'ni tulkin uzunligining kamayish tomoniga karab siljishi kursatilgan. Siljish kattaligi titandan vanadiyga utganda kancha katta bulsa, vanadiydan xromga utganda xam xuddi ushancha buladi, demak, elementning tartib nomeri bitta ortsa xar safar bir xilda siljish ruy beradi.

As ³³			
Se ³⁴			
Br ³⁵			
Rb ³⁷			
Sr ³⁸			

4-rasm. Elementlar tartib nomerining uzgarishi bilan K_{α} -seriya va K_{β} -chiziklarining uzgarishi.



5-rasm. Mozli konunining grafik ifodasi

Bu tekshirishlarga asoslanib Mozli konunini quyidagicha ta'riflash mumkin; Rentgen nuri tulkin uzunligining kvadrat ildiz ostidagi teskari kiymati elementning tartib nomeriga tugri proporsionaldir;

$$\sqrt{1/\lambda} = a(Z-b) \text{ yoki } \gamma = 2.48 \cdot 10^{15} (Z-2)^2; \quad \frac{1}{\lambda} = \gamma$$

bu yerda: λ -tulkin uzunligi; z-elementning tartib nomeri; a va v- ma'lum seriyadagi uxshash chiziklar uchun doimiy kattalik. Bu boglanish 5-rasmda kursatilgan. Mozli konuni elementlarning davriy sistemadagi tartib nomerida ma'lum bir fizik ma'no borligini kursatadi. Shunday kilib atomning yadro zaryadi elementning davriy sistemada joylanishi va xossalari xarakterlaydigan asosiy faktordir. Shuning uchun xam xozirgi paytda Mendeleyevning davriy konuni kuyidagicha ta'riflanadi; elementlarning xossalari va ular birikmalarining tuzilishi xamda xossalari atomlarning yadro zaryadiga davriy ravishda boglikdir.

KVANT VA BOR NAZARIYASI

M.Plank 1900 yilda kizdirilgan jismlarning spektrlarini aloxida tarzda taksimlanishini tushuntirish uchun kvant nazariyani yaratdi. Bu nazariyaga muvofik energiya uzluksiz ravishda ajralib chikmaydi, balki mayda bulinmaydigan porsiyalar bilan chikadi. Nurning bu eng kichik porsiyasi kvant deb ataladi. Va uning kattaligi tarkalayotgan nurning tebranish chastotasiga boglik buladi. Xar kaysi kvant kattaligi kuyidagi Plank tenglamasi bilan ifodalanadi:

$YE = h\gamma$, $\gamma = C/\lambda$ bu yerda tulkin uzunligi, C-yoruglik tezligi; YE energiya kvanti; tebranish chastotasi, $h = 6.624 \cdot 10^{-34}$ J·sek Plank doimiysi.

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

N.Borning birinchi postulatiga kura elektron yadro atrofida fakat kvantlangan orbitalar buylab aylanadi. Bunda xarakat mikdori momenti (mvr) kattalik jixatdan $h/2n$ ga karali buladi, ya'ni

$$mvr = nh/n^2$$

bu yerda: r-orbita radiusi, n-bosh kvant son; $n=1,2,3,4$. -elektronning xarakat tezligi.

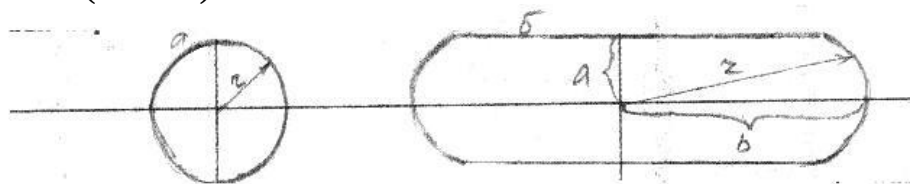
N.Borning 2-postulatiga kura elektron kvantlangan orbitalar buylab aylanganida atom energiya chikarmaydi va energiya yutmaydi. Elektron yadrodan uzokrok orbitadan yadroga yakinrok orbitaga utsa u yoruglikning bir kvantiga teng energiya chikaradi. Bu kvantning kattaligi kuyidagi formula bilan aniklanadi.

$$Y_e = h\nu = E_{uzok} - Y_{e_{yakin}}$$

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

Agar atomning energiyasi minimal qiymatga ega bolsa, elektron yadroga eng yaqin orbita buylab xarakat qiladi; atomning bu xolatini galayonlanmagan xolat deyiladi. Kushimcha energiya qabul qilgan atom esa galayonlangan xolatga utadi. Binobarin, galayonlangan atomning energiyasi galayonlanmagan atomning energiyasidan ortikdir. Lekin atomning galayonlangan xolati nixoyatda kiska muddatli. U sekundning yuz milliondan bir ulushiga kadar oz vakt davom etadi.

N.Bor nazariyasi vodorod atomi spektrining turli soxalaridagi ayrim chiziklarning xosil bulish sababini anik tushuntirib berdi. Lekin Bor nazariyasi kamchiliklardan xoli emas. N.Bor nazariyasiga muvofik elektronlar bir orbitadan 2- orbitaga utganda energiyaning uzgarishi spektr chizikda aks etadi. Birok spektrlarni sinchiklab tekshirish ularni yanada murakkab tuzilganligini kursatdi. Spektr chiziklarning xar kaysisi bir-biriga yaqin turgan ikki chizik - dubletdan, dubletlar esa bir-biriga juda yaqin turgan bir necha yuldosh chiziklardan iboratligi tasdiklandi. Kup elektronli atomlarning spektrlarida shunday spektr chiziklar kursatiladiki ularni elektronning bir orbitadan 2- orbitaga utishi bilan tushuntirib bulmasdi. Bor nazariyasi spektrdagi bu murakkablikni izoxlab bera olmadi. Bor nazariyasiga birinchi uzgarishlarni nemis olimi Zommerfeld kiritdi. Uning fikricha, elektronlar fakat doiraviy orbita buylab emas, balki, ellipslar buylab xam xarakat kilish mumkin. (7-rasm)



7-rasm. Elektronning uz yadrosi atrofidagi xarakat formasi: a-sferik, b-elleptik

Demak, Zommerfeld fikricha elektronning yadro atrofida aylanishi uch kvant son bilan xarakterlanishi kerak; n -asosiy yoki bosh kvant soni, l -yonaki kvant soni, m -magnit kvant son.

Atomlarning elektron formulalari

Atomdagi elektronlarning taksimlanishi elektron formula tarzida kursatiladi. Elektron formulani yozish uchun elementlarning davriy sistemadagi tartib nomerini va kaysi davrda joylashganini bilish kerak. Chunki elementning tartib nomeri elektronlar sonini, davr nomeri esa element atomi elektronlarning nechta energetik pogonalar buylab xarakat kilayotganini kursatadi. Elektron formulalarda s , p , d , f xarflar bilan elektronlarni energetik pogonachalari, xarflar oldidagi sonlar bilan elektronni kaysi energetik darajada joylashganligi va xarflarning yuqori ung kismidagi sonlar esa shu pogonachadagi elektronlar sonini kursatadi. Masalan, $6r3$

oltinchi energetik darajaning r pogonachasida 3 ta elektron joylashganligini kursatadi. Buni alyuminiy va kadmiy elementlariga tadbik etib ularning elektron formulalarini yozamiz.

13 Al 1s²2s²2p⁶3s²3p¹
 48 Cd 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d¹⁰4p⁶4d¹⁰5s²

Elektronlarning kvant sonlari

Elektronning xolatini asosan uning energiyasi xarakterlaydi. Elektron energiyasi, nur okimi zarrachalarining energiyasi kabi, fakat diskret, ya'ni kvantlangan kiymatlarga ega buladi. Elektronning atomda bulishi tulkin funksiyasi kvadrati (2) bilan ifodalanganligi uchun, bu funksiyaning kiymati uz navbatida uch kattalikka (n, l, m) boglik. Bundan tashkari elektron ya'na bitta kushimcha erkinlik darajasiga, ya'ni spin-kvant soniga ega. Demak, atomda elektron xolatini tulik ifodalash uchun turtta parametr kerak ekan. Bu parametrlar kvant sonlari deyiladi. Kvant sonlari xam, elektron energiyasi kabi istalgan kiymat kabul kilmasdan, fakat ma'lum kiymatlarga ega buladi.

1. Bosh kvant son - n-elektronning umumiy energiya zapasini yoki uning energetik darajasini ifodalaydi. Bosh kvant son 1 dan $+\infty$ gacha bulgan barcha butun sonlar kiymatiga ega bulishi mumkin. Agar elektron yadro maydonida bulsa, bosh kvant soni birdan yettigacha bulga kiymatni kabul kiladi. Energetik daraja sonlar bilan yoki bosh kvant soniga tugri keladigan xarflar bilan belgilanadi.

Больш квант сони	1	2	3	4	5	6	7
Даража ишораси	K	L	M	N	O	P	Q

2. Orbital (yonaki) kvant son - l-elektronning pogonachadagi energetik xolatini, elektron bulut shaklini xarakterlaydi. U elektronning kaday orbita buylab xarakat kilayotganligini kursatadi.

Kvant kavatlarida kavatchalarning soni bosh kvant soninig nomeriga teng. Orbital kvant soni noldan n-1 gacha bulgan barcha butun sonlar kiymatiga ega buladi. Masalan, bosh kvant soni nq4 bulsa, lq0.1.2.3 kiymatga ega buladi. Demak, turtinchi kvant kavatda turtta kavatcha buladi. Bu kavatchalar s,p,d,f xarflari bilan belgilanadi.

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

xarf 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 tegishli s,p,d,f bulganda davriy sistemadagi barcha elementlarning elektron formulasini yozish mumkin.

Birinchi energetik pogonada bitta pogonacha ($n=1, l=0$)

Ikkinchi energetik pogonada ikkita pogonacha ($n=2, l=0.1$)

Uchinchi energetik pogonada uchta pogonacha ($n=3, l=0.1.2$)

Turtinchi energetik pogonada ikkita pogonacha ($n=4, l=0.1.2.3$)

Xar kaysi energetik pogonadagi elektronlar soni $2n^2$ bilan pogonachadagi elektronlarning maksimal qiymati esa $(2L+1)*2$ bilan aniklanadi. U vaktda elektronlarning maksimal qiymatlari: s=2: p=6: d=10: f=14 ga teng.

3. Magnit kvant son - m-elektronlarning magnit momentini xarakterlaydi va eelektron bulutning magnit maydoniga nisbatan yunalishini kursatadi. Magnit kvant soni butun sonlarni musbat va manfiy qiymatlarini xamda nolni, ya'ni orbital kvant sonining xam musbat xam manfiy qiymatlarini kabul kiladi. 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

$L=3 \ m=+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3$ yettita qiymat

Magnit kvant sonining qiymati, bu ayni elektron pogonachaga tugri keladigan energetik xolatlar soni bulib u $(2l+1)$ qiymatga ega. Demak, s-pogonachadagi bitta, r-pogonachadagi uchta, d pogonachada 5 ta, f-pogonachada 7 ta energetik xolat buladi. Energetik xolatni energetik yacheyka bilan, elektronlarni yacheykadagi strelkalar ($\uparrow\downarrow$) bilan ifodalash kabul kilangan. Energetik yacheyka sxematik tugri turtburchak $\square$ orkali kursatiladi

4. Spin kvant son - s-elektronning ichki kavatini xarakterlaydi. Spin kvant son elektron uz uki atrofida aylanishidagi magnit momenti bilan boglik, u ikki qiymatga, elektronni yadro atrofida magnit maydonga paralel yoki antiparalel xarakatiga karab $+1/2$ va $-1/2$ qiymatga ega buladi. Demak, eng kupi bilan 14 qiymatga ega bulishi mumkin.

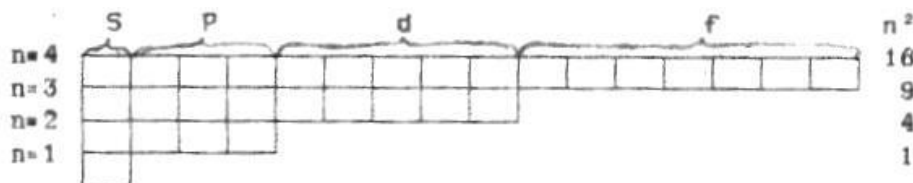
Ikki elektroni uchta kvant soni (n, l, m) bir xil, lekin qarama-qarshi ($\uparrow\downarrow$) spinli bulsa juftlashmagan, agar tuyingan spinli bulsa ($\uparrow\uparrow$) juftlashmagan elektronlar deyiladi.

Pauli prinsipi.

Yukorida kup elektronli atomlarning elektron kavatlarini tuzilishi kurilgan edi. Xamma elementlardagi atom orbitallar vodorod atomi kabi tuzilgan. Shuning

uchun xam kup elektronli atomlarda elektron xolatlarini kvant sonlar: n , l , m , s bilan kursatish mumkin.

Atom orbitallarni elektron bilan tulish tartibi oldin kichik pogonalarda buladi. (10-rasm)



10 rasm. Kvant pogonalardagi atom orbital (pogonacha)lar.

Atom orbitallarni elektronlar bilan tulishi Pauli prinsipiga buysenadi: atomda turttala kvant sonlari bir xil bulgan ikki elektronning bulishi mumkin emas. Demak, atomda bitta energetik xolatda ikki elektron bulmaydi. Masalan, ikki elektron uchun uchta (n, l va m) kvant sonlari bir xil bulsa, fakat ikki kiymatga ega bulgan spin kvant soni xar xildir.

Demak, xar kaday atom orbitalda karama-karshi spinli ikkitadan ortik elektron bulmaydi. Pauli prinsipi pogonachada maksimal bulishi mumkin bulgan elektronlar sonini aniklab beradi, ya'ni bitta s-orbitalda ikkita elektron (s^2), uchta p-orbitalda oltita elektron (p^6), beshta d va yettita f orbitallarda tegishlicha unta va un turtta (d^{10} va f^{14}) elektronlar buladi.

Atomning elektron konfigurasiyasini yozish uning tulik xolatini ifoda etmaydi. Masalan, uglerod atomining elektron konfiguratsiyasidagi $1s^2 2s^2 2p^2$ ikkita p-elektronlar bir xil magnit kvant soniga egami yoki yukmi degan savolga javob berolmaydi. Chunki ikkinchi pogonaning p-orbitallarida elektronning joylanishi ikki xil bulishi mumkin:

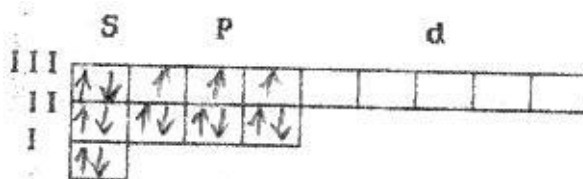


Birinchi (a) xolatda r-elektronlar juftlashgan, ikkinchi (b) kurinishda xar xil elektron bittadan r- orbitallarga joylashgan. Bu xolatlarni kaysinisi tugri ekanligini Xund koidasi tushuntirib beradi. Bu koidaga binoan biror pogonachadagi elektronlar oldin shu pogonachadagi energetik yacheykani tuldirishga xarakat kiladi, keyin esa karama-karshi spinga ega bulganlari elektron jufti xosil kiladi,

ya'ni biror pogonachadagi elektronlar spin kvant son yigindisi maksimal kiymatga ega bulishga intiladi.

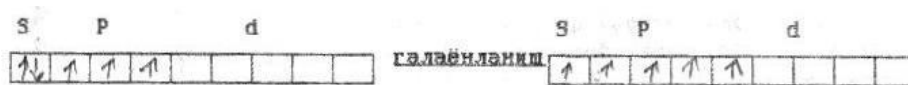
Uglerod atomi uchun "a" xolda r-elektronlarning spin kvant son yigindisi (+1/2, -1/2) nolga teng, "b" xolda esa (+1/2,+1/2) birga teng. Demak, Xund koidasiga kura uglerod atomida orbitallarning elektron bilan tulishi "b" xol buyicha sodir buladi.

Geytler va London yaratgan spin nazariyaga muvofik kimyoviy bog xosil bulishida 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 koidasi buyicha kuyidagicha joylashadi:

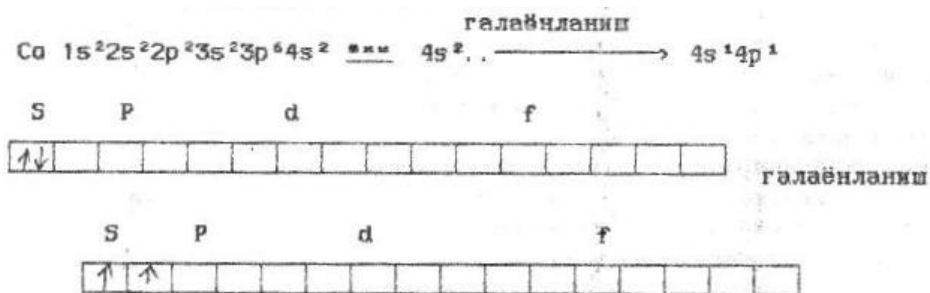


Bu yerda fosfor uch valentli, chunki uchta juftlashmagan (tok) elektroni bor. Aslida fosfor kimyoviy birikmalarining kupchiligida besh valentli. Fosfor besh valentli namoyon kilishi uchun tashkaridan energiya sarf kilib, uni galayonlangan xolatga utkazish kerak. Bu vaktida uchinchi pogonadagi bitta s elektron energiya darajasi yukori bulgan d-orbitalga utadi.

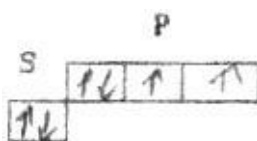
Kupincha grafik sxemada tashkaridan oldingi elektron kavatlar kursatilmaydi. Galayonlangan xolatdagi fosfor atomi kuyidagicha yoziladi:



Pogonachalari butunlay tulgan va s, p, d, f elektron konfiguratsiyaga ega bulgan atomlarda galayonlanmagan xolatda juftlashmagan elektron yuk, shuning uchun xam ularning valentliklari nolga teng. Bunga ikkinchi gruppning bosh va yonaki gruppacha elementlari xamda inert gazlar misol buladi. Masalan, kalsiy (Z=20) elementining galayonlangan va galayonlanmagan xolatdagi elektron formulasi va ularni energetik yacheykalarga joylanishi kuyidagicha buladi:



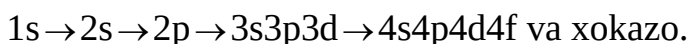
Agar biror kavatda elektronlar orbitallarni tulik egallamagan bulsa, bunday atomni galayonlantirish mumkin. Bush orbitallari bulmagan atomni (masalan, kislorod, azot, ftor) galayonlantirib bulmaydi. Masalan, kislorod atomi uchun 2d pogonacha bulmagani uchun juftlashmagan elektronlar soni (n) doimo ikkita buladi:



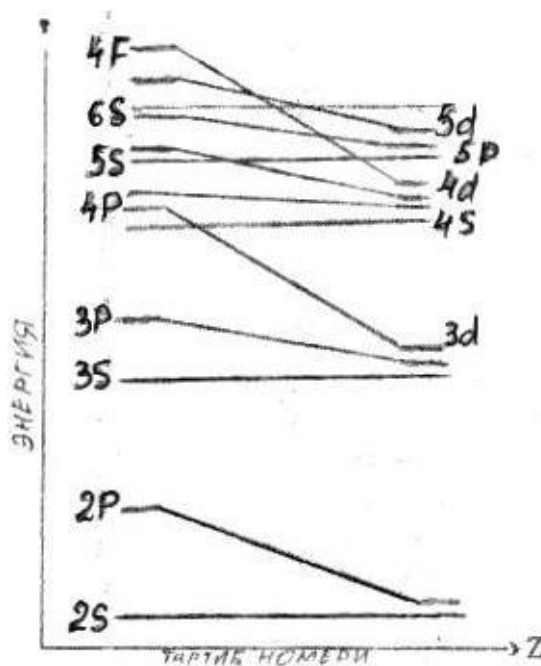
Shuning uchun kislorod uz birikmalarida ikki valentlidir.

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

Energetik pogonachalari yacheykalarining elektronlar bilan tulishi ideal tartibda, ya'ni yadroga yaqin orbital oldin, yadrodan uzokdagi orbital keyin tulganday bulib kurinadi. Masalan:



Lekin, amalda, spektroskopik analiz, ximiyaviy va rentgenoskopik ma'lumotlarga kura boshkacha tartibda joylashishi aniklangan, ya'ni elektronlar minimal energiya zapasiga ega bulishga, yadro bilan maksimal boglanishda bulishga intiladi, buni energiyaning minimumga intilish (afzallik) prinsipi deyiladi. Bu prinsipga kura agar pastki pogonadagi (yadroga yaqin) energiyasi kichik bulgan energetik yacheyka bush bulsa, energiya zapasi kichik bulgan elektronga yukori energetik pogonada urin yuk, ya'ni ular yacheykalarda kuyidagi tartibda tulib boradi:



11-rasm. Energetik pogonalarda atom orbitallar energiyasi

Bu pogonachalar gruppalari D.I.Mendeleyevning elementlar davriy sistemasiga tugri keladigan davr ichidagi orbitallarni elektron bilan tulishish tartibini ifodalaydi. Pastidagi sonlar (2, 8, 18, 32) esa shu davrdagi element atomi orbitallarini tulishidagi elektronlar sonining yigindisidir.

Yukoridagi formuladan va kuyidagi rasmdan kurinib turibdiki, 3r pogonachadan keyin orbitallarda elektronlarning tartibsiz joylashishi kuzatiladi, ya'ni 3r pogonachadan keyin 3d-orbital tulmasdan 4s-orbital tuladi. Buning sababi shundaki, argonning elektron konfigurasiyasiga ega bulgan 4s- va 3d- elektronlarni atom yadrosida bir xilda ekranlashmaganligidir.

4s-orbital atom yadroga utuvchi, shuning uchun u ichki elektronlar bilan kam utuvchan 3d-orbitalga karaganda kam darajada ekranlashgan buladi.

4s-elektronlarni kam ekranlanishi ularning yadro bilan mustaxkam boglanishda bulishini, 3d-elektronlarning ekranlanishining kuchayishi, ularning stabilligini kamaytiradi. Natijada 4s-elektronlar 3d pogonachadagi elektronlarga nisbatan kam energiya zapasiga (energetik kulay sharoitga) ega buladi. Birok ular energetik pogonada bir-biridan kam fark kiladi. Elektron energiyasi kam fark kiladigan pogonachalar orbitallarini konkurent pogonachalar deyiladi (yukoridagi formulada kavs ichida berilgan).

Xar bir pogona orbitallari bosh va orbital kvant sonlari yigindisining ($nQ1$) ortib borishi tartibida tulib boradi. (V.M.Klechkovski koidasi). Agar bosh va

orbital kvant sonlar yigindisi bir xil bulgan turli pogonachalar bulsa, oldin bosh kvant soni kichik bulgan pogonacha, keyin orbital kvant soni katta bulgan pogonacha tuladi.

Yukorida aytib utilganidek, D.I.Mendeleyev davriy sistemasining xar bir davr elementlarining tashki kavati ns^2 yoki ns^2np^6 elektronlar bilan tuladi. Kup elektronli atomlarning elektron kavatleri Klechkovski koidasiga muvofik ravishda tulib boradi. Demak, ayrim pogonadagi elektronlarning maksimal soni kuyidagi ifoda bilan aniklanadi:

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

bu yerda: N_{mak} -pogonadagi mumkin bulgan elektronlarni maksimal soni,
 N_n -orbitalning umumiy soni, n -bosh kvant soni.

Shunday kilib, birinchi kvant pogona K -kavatda (nq_1) 2 ta, L-kavatda (nq_2) 8 ta, M-kavatda (nq_3) 18 ta va N-kavatda (nq_4) 32 ta elektron buladi.

Tayanch iboralar:

1. Atom
2. Katod nurlari
3. Rentgen nurlar
4. Radioaktivlik
5. Yarim yemirilish davri.

Nazorat savolari:

1. Kumush, osmiy, simob, vismut elementlarini elektron formulalarini yozing
2. Pauli prinsipi, Xund koidasi
3. Yadro massasining defekti
4. Sun'iy yadro reaksiyalari
5. Kvant nazariyasi
6. Atomlarning elektron formulalari
7. Bosh kvant soni
8. Orbital kvant soni
9. Magnit kvant soni
10. Spin kvant soni

Adabiyotlar:

1. 6-45 betlar
2. 32-45 betlar

3. 57-100 betlar

4. 25-50 betlar

MA'RUZA № 3

D.I.MENDELEYEVNING ELEMENTLAR DAVRIY KONUNI VA KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI

R E J A :

1. D.I.Mendeleyevning davriy konuni
2. Davriy sistema va uning tuzilishi
3. Davriy sistemada element atomlarining xossalarini uzgarishi.

XVIII asr oxirida 25 ta element ma'lum bulib, XIX asrning birinchi choragida yana 19 element kashf kilindi. Elementlar kashf kilinishi bilan ularning atom ogirliklari, fizikaviy va kimyoviy xossalari urganib borildi. Bu tekshirishlar natijasida ba'zi elementlarning avvaldan ma'lum bulgan tabiiy gruppalari (masalan, ishkoriy metallar, ishkoriy yer metallar, galogenlar) ga uxshash elementlar gruppalari aniklana bordi. Elementlar va ularning birikmalari xakidagi ma'lumotlar kimyogarlar oldiga barcha elementlarni gruppalariga ajratish vazifasini kuydi. 1789 yilda A.Lavuazye kimyoviy elementlarning birinchi klassifikasiyasini yaratdi. U barcha oddiy moddalarni 4 gruppaga (metallmaslar, metallar, kislota radikallari va "yerlar", ya'ni "oksidlar") ajratdi.

1812 yilda Berselius barcha elementlarni metallar va metallmaslarga ajratdi. Bu klassifikasiya dagal va noanik edi, lekin shunga karamasdan xaligacha uz kuchini yukotmay kelmokda.

1829 yilda Debereyner uchta-uchta elementdan iborat uxshash elementlarning gruppalarini tuzdi va ularni "triadalar" deb atadi. Xar kaysi triadada urtadagi elementning atom ogirligi ikki chetdagi elementlarning atom ogirliklari yigindisining 2 ga bulinganiga teng. Usha vaktida ma'lum bulgan elementlardan fakat yettita triada tuzish mumkin buldi. Fransuz olimi de Shankurtua 1863 yilda elementlar sistemasini tuzish uchun silindr ukiga nisbatan 45° buylab silindr sirtiga spiral chiziklar chizdi. Xar ikki spiral orasini 16 bulakka buldi. Spiral chiziklarga barcha elementlarni ularning atom ogirliklari ortib borish tartibida joylashtirganida, uzaro uxshash elementlarning atom ogirliklari orasidagi ayirma 16, 32, 48.. ga teng bulishi aniklandi. Ingliz olimi Nyulends 1863 yilda uzining oktavalar konunini

kashf etdi. U elementlarni ularning atom ogirliklari ortib borish tartibida bir katorga joylashtirganda, xar kaysi sakkizinchi element uz xossalari bilan birinchi elementga uxshash bulishini kurdi. Bu tartib muzika notasidagi gammalar kabi takrorlandi.

Nemis olimi Lotar Meyer 1864 yilda uz sistemasini ishlab chikdi. U 27 ta elementni valentliklariga karab olti gruppaga buldi. U uz asarini "atom ogirliklarning son bilan ifodalanadigan kiymatlarida biror konuniyat borligiga shubxa bulishi mumkin emas" degan ibora bilan tugatdi. Meyer uzining ikkinchi makolasida (uning makolasi Mendeleyev makolasidan keyin nashr kilingan edi) elementlarning solishtirma xajmlari davriy ravishda uzgarishini (ya'ni bir necha elementdan keyin kaytarilishini) kashf etdi. Bu kashfiyot katta axamiyatga ega buldi, lekin davriy konunni ta'riflash uchun yetarli emas edi.

D.I.Mendeleyevdan oldin olib borilgan ishlarning xech birida kimyoviy elementlar orasida uzaro uzviy boglanish borligi topilmadi. Xech kim elementlar orasidagi uxshashlik va ayirmalar asosida kimyoning muxim konunlaridan biri turganligini D.I.Mendeleyevgacha kashf etolmadi. Chukur ilmiy bashorat va ilmiy izlanishlar natijasida D.I.Mendeleyev 1869 yilda tabiatning muxim konuni-kimyoviy elementlarning davriy konunini ta'rifladi. U ta'riflagan davriy konun va uning grafik ifodasi - davriy jadval xozirgi zamon kimyo fanining fundamenti bulib koldi.

D.I.Mendeleyev kimyoviy elementlarning kupchilik xossalari shu elementlarning atom ogirligiga boglik ekanligini topdi. D.I.Mendeleyev usha zamonda ma'lum bulgan barcha elementlarni ularning atom ogirliklari ortib borishi tartibida bir katorga kuyganida elementlarning xossalari 7 ta, 17 ta va 31 ta elementdan keyin keladigan elementlarda kaytarilishini, ya'ni davriylik borligini kurdi. Masalan, litiydan ftorga utganda atom ogirlik ortib borishi bilan elementlar va ular birikmalarining kimyoviy xossalari ma'lum konuniyat bilan uzgarib boradi. Litiy tipik metall; undan keyin keladigan berilliyda metallik xossalar ancha kuchsiz ifodalangan. Berilliydan keyingi element - bor metallmaslik xossalarini namoyon kiladi. Ugleroddan ftorga utganda metallmaslik xossalari kuchayadi, ftor eng tipik metallmas sifatida topilgan elementdir, ftordan keyingi element - natriy (usha zamonda neon xali ma'lum emas edi) – uz xossalari bilan litiyga uxshaydi. Uning oksidi Na_2O uz shakli bilan litiy oksid Li_2O ga uxshashdir.

D.I.Mendeleyev uzi kashf etgan davriy konunni kuyidagicha ta'rifladi: elementlarning xossalari, shuningdek ularning birikmalarining shakl va xossalari elementlarning atom ogirliklariga davriy ravishda boglik buladi. D.I.Mendeleyev

davriy konunni kashf etishda elementlarning atom ogirlik qiymatlariga, fizik va kimyoviy xossalari e'tibor berdi. U barcha elementlar buysonadigan davriy konunni kashf kildi va ba'zi elementlar (chunonchi, berilliy, lantan, indiy, titan, vanadiy, erbiy, seriy, uran, toriy) ning usha vaktida kabul kilingan atom ogirliklarini 1.5-2 marta uzgartirish, ba'zi elementlarning (kobalt, tellur, argonning) joylashish tartibini uzgartirish keraligini va nixoyat 11 ta elementning (fransiy, radiy, aktiniy, skandiy, galliy, germaniy, protaktiniy, poloniy, texnisiy, reniy, astat) kashf kilinishi kerakligini oldindan aytib berdi. Ulardan uchta element (eka-bor, eka-alyuminiy va eka-silisiy) ning barcha kimyoviy va fizikaviy xossalari batafsil bayon kildi. 15 yil ichida bu uch element kashf kilinib, D.I.Mendeleyevning bashorati tasdiklandi. Yukoridagi uchta elementga galliy (eka-alyuminiyga), skandiy (eka-borga) va germaniy (eka-silisiyga) nomlari berildi. D.I.Mendeleyev xar kaysi elementning tartib nomeri nixoyatda katta axamiyatga ega ekanligini kursatdi.

Davriy sistema va uning tuzilishi. Davriy sistemaning birinchi variantini 1869 yilda D.I.Mendeleyev tuzdi. D.I.Mendeleyev tuzgan bu sistemada 63 ta element bulib, uxshash elementlar gorizontallarga joylashgan edi. Davriy sistemaning ikkinchi varianti 1871 yilda e'lon kilindi. Bu variantda uzaro uxshash elementlar vertikal katorlarga joylashgan. D.I.Mendeleyev bitta vertikal katorga joylashgan uxshash elementlarni gruppaga deb, xar kaysi ishkoriy metall dan galogengacha bulgan elementlar katorini davr deb atadi.

D.I.Mendeleyev dastlab taklif kilgan davriy sistemaga keyinchalik birmuncha uzgarishlar kiritilib, davriy sistemaning xozirgi variantlari tuzildi. U yettita davr va sakkizta gruppadan iborat.

Xozir davriy sistemada 105 ta element bor. I, II va III davrlarning xar biri fakat birgina katordan tuzilgan bulib, ularni kichik davrlar, IV, V, VI, va VII davrlar katta davrlar deyiladi. IV, V va VI davrlarning xar kaysisi ikki katordan tuzilgan, VII davr tugallanmagan davrdir. Birinchi davrdan boshka xamma davrlar ishkoriy metall bilan boshlanib inert gaz bilan tugaydi.

Kichik davrlarda ishkoriy metall bilan galogen orasiga 5 ta element, katta davrlarda 15 ta element (VI da 29 ta element) joylashgan. Shunga kura katta davrlarda bir elementdan ikkinchi elementga utganda elementlarning xossalari kichik davrdagilarga karaganda bir muncha sustrok uzgaradi. Katta davrlar juft va tok katorlarga ega. Xar kaysi katta davrda elementlarning xossalari ishkoriy metall dan inert gazga utgan sayin ma'lum konuniyat bilan uzgarib boradi, bundan

tashkari elementlarning xossalari xar bir juft kator ichida va xar bir tok kator ichida xam ma'lum ravishda uzgaradi. Shunga asoslanib, katta davrlarda kushalok davriylik namoyon buladi deb aytiladi. Masalan, Be, Mg, Ca, Sr, Ba elementlaridan iborat gruppacha Zn, Cd, Hg elementlaridan tuzilgan gruppaga uxshaydi. Xar ikkila gruppacha elementlarining maksimal valentligi ikkiga teng. Katta davrlarning juft kator elementlari fakat metallar bulib, metallik xususiyati chapdan ungga utgan sayin pasayadi. Tok katorlarda chapdan ungga utish bilan metallik xossalari yanada zaiflashib, metallmaslik xossalari kuchayadi.

Davriy sistemada 57- element lantan va undan keyin 14 ta element lantanoidlar aloxida vaziyatni egallaydi. Bu 14 ta element uzlarining kimyoviy xossalari bilan lantanga va bir-birlariga uxshaydi. Shuning uchun davriy sistemada bu 15 ta elementga fakat bitta katak berilgan. VII davrda 89-element va 14 ta aktinoidlarga xam bir urin berilgan. II va III davr elementlarini D.I.Mendeleyev tipik elementlar deb atagan. Xar kaysi gruppa ikkita gruppachaga bulinadi. Tipik elementlarga ega gruppacha asosiy gruppacha nomi bilan yuritiladi. Tok katorlarning elementlari esa yonaki yoki kushimcha gruppacha deb ataladi.

Asosiy gruppacha elementlari kimyoviy xossalari jixatidan yonaki gruppacha elementlaridan fark kiladi. Buni VII gruppa elementlarida yakkol kurish mumkin. Bu gruppaning asosiy gruppacha elementlari (vodorod, ftor, brom, yod, astat) aktiv metallmaslar bulib, yonaki gruppacha elementlari (marganes, texnesiy, reniy)-xakikiy metallardir.

VIII gruppaning asosiy gruppachasi inert gazlar, yonaki gruppachasi 9 ta metall (temir, kobalt, nikel, ruteniy, radiy, palladiy, osmiy, iridiy, platina)dir. Xar kaysi gruppa nomeri usha gruppaga kiruvchi elementlarning kislorodga nisbatan maksimal valentligini kursatadi. Lekin mis gruppachasida va VIII, VII gruppa elementlarida bu koidadan chetga chikish xollari ruy beradi; chunonchi mis bir va ikki valentli buladi, oltinning valentligi 3 ga yetadi; VIII gruppaning kushimcha gruppacha elementlaridan fakat osmiy va iridiy 8 valentlik buladi; VII gruppa elementi ftor fakat bir valentli bula oladi; boshka galogenlarning kislorodga nisbatan valentligi yetti (yodda, xlorda) besh (vromda) bulishi mumkin. Asosiy gruppacha elementlari vodorodga nisbatan xam valentlik namoyon kiladi. IV, V, VI va VII gruppa elementlari gazsimon (yoki uchuvchan) gidridlar xosil kiladi. Elementlarning vodorodga nisbatan valentligi IV gruppadan VII gruppaga utgan sari 4 dan 1 ga kadar pasayadi, ularning kislorodga nisbatan valentliklari esa 4 dan 7 ga kadar ortadi. Xar kaysi gruppada metallmasning kislorodga nisbatan valentligi bilan vodorodga nisbatan valentligi yigindisi 8 ga tengdir.

Xar bir gruppada ichida atom ogirlik ortishi bilan elementlarning metallik xossalari kuchayib boradi. Demak, elementlarning xossalari (atom ogirligi, valentliklari, kimyoviy birikmalarining asos yoki kislotaga xarakteriga ega bulishi va xakazolar) davriy sistemada va davr ichida xam, gruppada ichida ma'lum konuniyat bilan uzgaradi. Binobarin xar kaysi element davriy sistemada uz urniga ega va bu urin uz navbatida ma'lum xossalar majmuasini ifodalaydi va tartib nomer bilan xarakterlanadi. Shu sababli, agar biror elementning davriy sistemada tutgan urni ma'lum bulsa, uning xossalari xakida tula fikr yuritib, ularni tugri aytib berish mumkin.

D.I.Mendeleyev davriy sistemasidagi biror elementning atom ogirligini topish uchun uni urab turgan 4 kushni elementlarning atom ogirliklarini bir-biriga kushib 4 ga bulish kerak.

Davriy sistemada elementlar urtasidagi uxshashlik uch yunalishda namoyon buladi.

1) Gorizontal yunalishda: bu uxshashlik-katta davr elementlarida, lantonoidlar va aktinoidlar turkumiga kirgan elementlarda uchraydi. Masalan, misning ba'zi xossalari nikelnikiga uxshaydi.

2) Vertikal yunalishda: Davriy sistemaning vertikal yunalishda joylashgan elementlari uzaro bir-biriga uxshaydi.

3) Diagonal yunalishda: Davriy sistemada uzaro diagonal joylashgan ba'zi elementlar uzaro uxshashlik namoyon kiladi. Masalan: Li bilan Mg; Be bilan AL; B bilan Si; Ti bilan Nb lar bir-biriga kimyoviy xossalari jixatidan uxshaydi.

Tayanch iboralar:

1. Davriy sistemaning kashf etilishi
2. Oktavalar konuni
3. Davriylik
4. Davriy sistemaning ta'rifi
5. Davriy sistemada element atomlarining xossalarini uzgarishi
6. Davr, katta davr
7. Gruppada

Nazorat sovellari:

1. A.Lavuazye klassifikasiyasi
2. Triadalar
3. Kushalok davriylik

4. Davriy sistemaning variantlari
5. Davriy sistemada elementlar urtasidagi uxshashlik yunalishlari
6. Asosiy gruppacha elementlari
7. Yonaki gruppacha elementlari
8. Lantanoidlar
9. Aktinoidlar
10. Davriy sistemada koidadan chetga chikishlar

Adabiyotlar:

1. 27-45 betlar
2. 22-31 betlar
3. 38-57 betlar
4. 22-50 betlar

MA'RUZA № 4

KIMYOVIY VA MOLEKULALARARO TA'SIR

R E J A :

1. Kimyoviy ta'sirlashuvning asosiy xususiyatlari va kimyoviy bogni xosil bulish mexanizmi
2. Kimyoviy bogni asosiy turlari
3. Kimyoviy elementlarning valentligi
4. Atom orbitallarning gibridlanishi
5. Koordinasion birikmalarda kimyoviy bog

Kimyoviy boglanish deganda biz, atomlararo ta'sir etuvchi va ularni birgalikda ushlab turuvchi kuchlarni tushunmogimiz kerak.

Kimyoviy boglanishning kelib chikish sababi shundaki, atom yoki ionlar biri biri bilan birikkanda ularning umumiy energiya zapasi ular ayrim-ayrim xolda bulganlaridagiga karaganda kamrok kiyamatga ega buladi va sistema barkarorrok xolatni egallaydi. Agar biror sistema bir xolatdan ikkinchi xolatga utgan uning energiya zapasi kamaysa, bu xodisani "Sistema energetikaviy manfaatga ega buldi" degan suz bilan tavsiflanadi. Demak, atomlardan molekulalar xosil bulishining sababi, sistemada energetikaviy manfaatning sodir bulishidir. Kimyoviy boglanish boglanish energiyasi va boglanish uzunligi nomli ikki kattalik bilan xarakterlanadi.

Kimyoviy boglanish kuyidagi uchta asosiy tipdan iborat: kovalent, ion, metall boglanish. Kimyoviy boglanishning ikkinchi darajadagi kurinishlari katoriga: molekulalararo boglanish xamda, vodorod boglanish kiradi.

Kimyoviy boglanish valentlik bilan xarakterlanadi. Valentlik, umuman aytganda, uzaro birikuvchi atomlar orasida xosil bulgan boglanishlar sonini kursatadi. Valentlik, u yoki bu element atomining uz atrofida boshka bir necha atomni ushlab tura olish kobiliyatini xarakterlaydi.

Kimyoviy elementlarning atomlari uzaro uch xil zarrachalar xosil kila oladi. Ulardan biri molekulalar, ikkinchisi ionlar va uchinchisi erkin radikallardir.

Molekula moddaning mustakil mavjud bula oladigan eng kichik zarrachasi ekanligini yukorida aytib utdik. Molekulalar bir-biridan uz tarkibidagi atomlarning soni bilan, molekula tarkibidagi atomlarning markazlararo masofalari bilan, boglanish energiyalari bilan va boshkalar bilan farkanadi. Chunonchi, bir atomli va kup atomli molekulalar buladi.

Inert gazlarning molekulalari odatdagi sharoitda bir atomli bulgani xolda polimer moddalarning molekulalarini kup atomlar tashkil kiladi.

Molekula xosil kilgan atomlarning markazlararo masofasi angestremlar bilan ulchanadi. Masalan, H_2 molekulasida orasidagi masofa $0.74 \text{ \AA}$, HF da $0.92 \text{ \AA}$, HCL da $1.28 \text{ \AA}$, HBr da $2.42 \text{ \AA}$, HJ da $1.62 \text{ \AA}$ dir.

Molekulani tashkil kilgan atomlarning valentliklari orasidagi burchak turlicha buladi. Masalan, H_2O molekulasida kislorodning valentliklari orasidagi burchak 105° ga , H_2S da oltingugurtning valentliklari orasidagi burchak $92^\circ 20'$ ga teng, CH_4 da esa S ni turtala valentliklari orasidagi burchak $109^\circ 28'$ ni tashkil kiladi.

Kimyoviy bogni uzib yuborish uchun zarur bulgan energiya mikdori boglanish energiyasi deb ataladi. Xar bir boglanish uchun tugri keladigan boglanish energiyasining kiymati 50-250 kkal/mol ga teng buladi.

Elementning ionlanish potentsiali (I) kanchalik kichik bulsa, u element shunchalik kuchli ifodalangan metallik xossalarga ega buladi. Shuning uchun D.I.Mendeleyevning davriy sistemasida xar kaysi davrning boshidan oxiriga utgan sari elementlarning ionlanish energiyalari ortib boradi. Masalan, Li da ionlanish potentsiali 5.39 ev ga teng, Be 9.32 ev, F ni ionlanish potentsiali 17.42 ev.

Davriy sistemada xar kaysi davr ichida chapdan ungga utgan sayin atomning uziga elektron biriktirib olish xossasi orta boradi. Atom uziga elektron biriktirib olganda, u usha elementning manfiy ioniga aylanadi. Element atomi bir elektron biriktirib olganda ajralib chikadigan energiya mikdori ayni elementning eletronga moyilligi deyiladi.

Elementlarning metallmaslik xossalarini yakkol namoyon kilish uchun elektrmanfiylik (EM) tushunchasi kiritilgan. Ayni elementning elektrmanfiyligi uning ionlanish energiyasi bilan elektronga moyilligining yigindisiga (yoki uning yarmiga) teng.

$$EM=E+I \text{ yoki } EM=(E+I)/2$$

Elementlarning metallik va metallmaslik xossalarini takkoslab kurish uchun R.Myulliken va L.Poling elektrmanfiylikning nisbiy qiymatlaridan foydalanishni taklif kildilar. (jadval 1)

Kimyoviy boglanishning xarakteri uzaro birikuvchi elementlarning nisbiy elektrmanfiyliklari ayirmasiga boglik buladi. Agar ikki elementning nisbiy elektrmanfiyliklari orasidagi ayirma katta bulsa (1.5 dan to 3.3 gacha bulsa) bu elementlar orasida ionli boglanish xosil buladi. Agar bu ayirma juda kichik bulsa, kovalent boglanish xosil buladi. Ayirma uncha katta bulmasa kutbli boglanish yuzaga chikadi.

Kimyoviy boglanishda asosan valent elektronlar ishtirok etadi. s va r elementlarda valent elektronlar rolini eng sirtki kavatdagi elektronlar, d elementlarda esa sirtki kavatning s elektronlari va sirtkidan oldingi kavatning kisman d-elektronlari bajaradi.

Ion boglanish elektrostatik nazariya asosida tushuntiriladi. Bu nazariyaga muvofiy atomning elektron berishi yoki elektron biriktirib olishi natijasida xosil buladigan karama-karshi zaryadli ionlar elektrostatik kuchlar vositasida uzaro tortishib barkaror sistemani xosil kiladi.

Masalan, natriy va xlor elementlari olinsa Na atomi uzining yagona valent elektronini berib neon kavatiga uxshash barkaror xolatga utib, musbat ionga aylanadi. CL atomi uzining sirtki kavatiga yetishmagan bir elektronni biriktirib olib, manfiy ionga aylanadi. Bunday ionlar bir-birini elektrostatik kuch bilan tortib NaCL ni xosil kiladi.

Ionlar orasidagi elektrostatik tortishuv xisobiga xosil bulgan kimyoviy birikmalar ion yoki geteropolyar birikmalar deyiladi. Ion birikmalar xosil bulishidagi kimyoviy boglanish ion yoki elektrovalent boglanish deyiladi. Ion boglanishli molekulalar nixoyatda kam uchraydi Ion boglanishli krisstallarda ayrim molekulalar mutlako uchramaydi.

Shuningdek, suvli eritmalarda xam ion boglanishli molekulalar bulmaydi; ular polyar erituvchi ta'sirida tulik, ravishda ionlarga parchalanib ketadi; polyarmas erituvchilarda esa ion boglanishli moddalar erimaydi. Shuning uchun ularda xam, ion boglanishli molekulalar bulmaydi. Geteropolyar birikmalarning buglaridagina

ion boglanishli molekulalar uchraydi, bunday boglarni xosil kilish uchun yukori temperatura talab etiladi. Ion boglanishli birikmalarning buglarida fakat sodda molekulalar emas, balki bir necha molekulaning assosiasiya maxsulotlari, oddiy va murakkab ionlar uchraydi. Masalan, kaliy xlorid buglarida KCL molekulalaridan tashkari K_2CL_2 , K_3CL_3 kabi zarrachalar, K^+ , CL^- , KCL^- , K_2CL^- kabi ionlar buladi. Ionlararo uzaro ta'sir Kulon konuni bilan ifodalanadi. Shu sababli ion molekulalar uchun boglanish energiyasini xisoblash kiyin emas. Agar ionlarni deformasiyalanmagan zaryadli sharlar deb karasak, Kulon konuni kuyidagicha ifodalanadi:

$$f_1 = \frac{l_1 \cdot l_2}{r^2}$$

f_1 - ionlararo tortishuv kuchi

l_1 va l_2 - ion zaryadlari

r - ionlararo masofa

Bir biridan cheksiz uzak masofada turgan ikki ion uzaro yakinlashib, ular orasidagi masofa r ga teng bulib kolganda tortishuv natijasida ajralib chikadigan energiya mikdori $Q_1 = \frac{l_1 \cdot l_2}{r}$ formula bilan xisoblanadi. Ion boglanish ionlararo uzaro ta'sir natijasida xosil buladi. Xar kaysi ionni zaryadlangan shar deb karash mumkin, shuning uchun ionning kuch maydoni fazoda xamma yunalishlar buyicha tekis tarkaladi, ya'ni ion uziga karama karshi zaryadli boshka ionni xar kanday yunalishda xam bir tekisda torta oladi. Demak, ion boglanish yunaluvchanlik xossani namoyon kilmaydi. Bundan tashkari, manfiy ion bilan musbat ion uzaro birikkan bulsa xam, manfiy ion boshka musbat ionlarni tortish xossasini yukotmaydi, shuningdek zaryadi +1 bulgan musbat ion xam, uz yonida bitta manfiy ionlarni uziga tortaveradi. Demak, ion boglanish tuyinuvchanlik xususiyatiga ega emas.

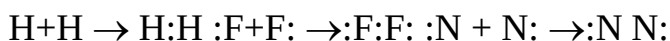
Ion boglanish yunaluvchanlik va tuyinuvchanlik xossalariga ega bulmaganidan, xar kaysi ion atrofida maksimal mikdorda karama-karshi zaryadli ionlar buladi. Ayni musbat ion atrofida joylanishi mumkin bulgan manfiy ionlarning maksimal soni kation va anionlar radiuslarining bir-biriga nisbatan katta kichikligiga boglik. Masalan, Na^+ atrofida eng kupi bilan 6 ta xlor ionlari joylashadi, Cs atrofida eng kupi bilan 8 ta CL^- ionlari joylasha oladi.

Ion boglanish yunaluvchanlik xossalarini namoyon kilmasligi tufayli bitta musbat va bitta manfiy iondan iborat ion boglanishli molekulalar odatdagi

sharoitda yakka-yakka mavjud bula olmaydi, ular uzaro birlashib juda kup ionlardan tashkil topgan gigant molekulani – kristallni xosil qiladi.

Ion boglanish nazariyasi asosida fakat ishkoriy metall galogenidlarining va shular tipidagi moddalarning tuzilishini tushuntirish mumkin buldi. Lekin H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 kabi oddiy moddalarning, kupchilik anorganik va organik moddalarning tuzilishini izox qilish uchun kovalent boglanish nazariyasi yaratildi. (Lyuis, 1916 yil).

Kovalent boglanish nazariyasi asosida xam, «sirtki kavati sakkiz (yoki ikki) elektrondan iborat atom barkaror» degan muloxaza yotadi. Bu boglanishda konfiguratsiya bir atomdan ikkinchi atomga elektron kuchishi natijasida emas, balki ikki atom orasida bir yoki bir nechta umumiy elektron juftlar xosil bulishida ikkala atom xam ishtirok qiladi. Kovalent boglanish xosil bulishini bir necha misollarda kuzatish mumkin.



Lengmyur birikuvchi atomlar orasida xosil buladigan elektron juftlarning soni shu element valentligiga teng deb kabul kildi. Masalan, $\begin{matrix} H \\ H : \ddot{N} : H \end{matrix}$ molekulasida azot uch valentli: vodorod bir valentli. NH_3 xosil bulishida azotning 3 ta elektroni ishtirok etdi, bir jufti ishtirok etmadi. Ana shunday boglanishda ishtirok etmay koladigan juft elektronlar ajralmaydigan juft elektronlar deyiladi.

Kovalent boglanish bir xil bulmagan ikki atom orasida xosil bulsa, elektron juft bu ikki atomga nisbatan simmetrik joylashmaydi. Bu molekulalarda karama-karshi zaryadlarning «ogirlik markazlari» bir nuktada yotmaydi. Shuning uchun ularni polyar molekulalar deb ataladi, ular ikkita kutbli bulganligi uchun ularga yana dipol degan nom berilgan. Polyar molekulani xarakterlash uchun molekula ichidagi elektron juftning kaysi atom tomoniga va kay darajada siljiganligi katta ahamiyatga ega. Siljish kattaligini xarakterlash uchun molekulaning ikki karama-karshi kutblari orasidagi masofa l dan foydalanib, $\mu = e \cdot l$ formula bilan molekulaning dipol momenti xisoblab topiladi. Polyar birikmalarga H_2O , NH_3 , HF , HCl va boshka moddalar misol buladi.



Demak, ikki yadro orasida nosimmetrik joylashgan elektron juftlar tufayli yuzaga chikkan kovalent boglanish polyar boglanish nomi bilan ataladi. Agar elektron juft bir atomdan ikkinchi atomga batamom utib ketsa, polyar boglanish

ion boglanishga aylanadi. Agar elektron juft ikkala yadro orasidagi masofaning kok urtasiga joylashsa, biz kovalent boglanishga ega bulamiz.

Kup atomli murakkab moddalarda molekulaning bir kismidagi atomlar uzaro polyarmas yoki polyar boglanish bilan, ikkinchi kismidagi atomlar esa ion boglanish bilan birikkan bulishi mumkin. Kupchilik metallarning uzlariga xos bir necha xususiyatlari mavjud bulib, bu bilan ular boshka oddiy va murakkab moddalardan fark kiladi. Metallarning kaynash va suyuklanish temperaturalarining yukori bulishi, metall sirtidan yoruglik va tovushning kaytishi, ulardan issiklik va elektronning yaxshi utishi, zarba ta'sirida yassilanishi kabi xossalar metallarning eng muxim fizikaviy xossalaridir. Bu xossalar fakat metallarga mansub bulgan metall boglanish mavjudligi bilan tushuntiriladi.

Metall atomida valent elektronlar soni u kadar kup emas, lekin metall atomida elektronlar bilan tulmagan orbitalar kupdir. Valent elektronlar metall atomining yadrosi bilan bushgina boglangan. Shuning uchun ular metallning kristallik panjarasi ichida erkin xarakat kiladi. Metall tuzilishini kuyidagicha tasavvur kilish kerak: metallning kristallik panjara tugunlarida (uchlarida) musbat zaryadli metall ionlari (kationlar) zich joylashgan bulib, panjara ichida erkin elektronlar xarakat kiladi. Bu elektronlarning xarakati gaz konunlariga buysunganligi uchun ularni elektron gaz deyiladi. Demak, nisbatan ancha kam mikdordagi valent elektronlar kup mikdordagi metall ionlarini bir-biri bilan boglab turadi. Shu bilan birga bu elektronlar erkin xarakatlana oladi. Binobarin, metallarda biz kimyoviy boglanishni xarakatchan turi ya'ni kuchli lokallanmagan boglanish borligini kuramiz.

Kovalent boglanish energiyasi. Uzaro birikuvchi atomlarning elektron bulutlari bir-birini kancha kup koplasa kimyoviy boglanish shunchalik mustaxkam bulib, bunday boglanishni parchalash uchun shunchalik kup energiya talab kilinadi; boshkacha kilib aytganda "boglanish energiyasi" shunchalik katta buladi. Molekuladagi ayni boglanishni batomom uzib tashlab, xosil bulgan tarkibiy kislarni bir-biriga xech ta'sir etmaydigan xolatga keltirish uchun zarur bulgan energiya mikdori boglanish energiyasi deyiladi. Kimyoviy boglanish energiyasining mikdorini EV lar yoki kkal/mol, Kjou/mol bilan ifodalanadi.

Kovalent boglanish tuyinuvchanlik, yunaluvchanlik, karraliylik, kutblanuvchanlik kabi xossalarga ega. Vodorod molekulasi H_2 ga yana bitta H atomi kelib va H_3 molekulasi xosil bulishi mumkin emas. Kvant mexanik xisoblashlar xam bu xulosani tasdiklaydi. Shuningdek, CH_4 ga yana bitta H atomi

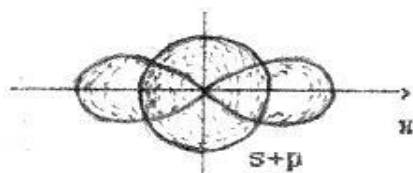
kelib kushilib CH_5 ni xosil kilmaydi. Bu xodisa kovalent boglanishning tuyinuvchanligini namoyon kiladi.

Kovalent boglanishning yunalganligi molekulalarning fazoviy tuzilishiga, ya'ni ularning geometriyasiga (shakliga) sabab buladi. Ma'lumki kovalent boglanish uzaro ta'sir etuvchi atomlar elektron orbitallarning bir-birini koplashi yunalishida vujudga keladi. HCL moleulasi xosil bulishida N atomining s- orbitali bilan CL atomining r-orbitali bir-birini koplaydi. Bunday turdagi molekulalar gantelsimon shaklda buladi.

Kislород atomining tashki pogonasida juftlashmagan 2 ta elektron buladi. Ularning orbitallari bir-biriga nisbatan 90° li burchak ostida joylashgan. Suv molekulasi xosil bulishida O ni xar bir r-orbital elektronning orbitalini vodorod atomining 1s- elektroni orbitali koordinata uklari chizigi buylab kuyuk nuktalar bilan belgilangan joyda koplaydi. Bu xolda kimyoviy boglanishlar 90° li burchak ostida yunalgan bulishi kerak. Suv molekulasida boglanishlar orasidagi burchak N-O-N = 104.5° ekanligi tajribada topilgan.

Uglerod atomi 4 valentli xolatga kelishi uchun uning 2s-orbitalidagi juftlangan elektronlaridan birini 2r-orbitalga utkazish kerak. Xosil bulgan ana shu turtta bir elektronli orbitallarga 4 ta vodorod atomi kelib, 4 ta boglanishni yuzaga chikarishi kerak. Agar orbitallar bir-biriga ta'sir kursatmasa r-orbitallar ishtiroki bilan xosil bulgan uchta boglanish fazoda uzaro perpendikulyar ravishda joylanib 4-chisi ya'ni s-orbital ishtirokida xosil bulgan boglanish xech kanday yunalishga ega bulmasligi kerak edi. Lekin tajriba buni tasdiklamaydi. Metan molekulasida uglerod atomi tetraedrning markaziga joylangan bulib, tetraedrning uchlarida vodorod atomlari turadi, turtala valentlik uzaro $109^\circ 28'$ burchaklar xosil kiladi; sistema tamomila simmetrik shaklga ega.

Bu karama karshilikni bartaraf kilish uchun elektron orbitallarni gibridlanishi xakida tasavvur xosil kilindi. Bu tasavvurga muvofik turli orbitallarga mansub elektronlar ishtirokida kimyoviy boglanish yuzaga chikishida bu elektronlarning bulutlari bir-biriga ta'sir kursatib, uz shakllarini uzgartiradi, natijada turli orbitallarning uzaro kushilish maxsuloti-gibridlangan orbitallar xosil buladi. (ularni q-orbitallar deb xam ataladi.) s-orbital bilan r-orbitaldan xosil bulgan 2 ta gibrid orbitallarning sxemasi kuyidagicha: u



Rasmdan kurinadiki, sp-gibrid orbitalda elektron bulutning zichligi yadroning bir tomonida kattaroq bulib, ikkinchi tomonida kichikrokdir. Gibrid orbital uzining kattaroqismi bilan boshka atomlarning elektron bulutlarini kuprok koplaydi. Shu sababli, gibridlangan orbitallar ishtirokida xosil bulgan boglanishlar barkaror buladi. Erkin xolatdagi atomlar xech kachon gibridlangan xolatda bulmaydi, gibridlanish atomlardan molekulalar xosil bulishi vaktidagina yuzaga chikadi. Bitta s-orbital bitta p-orbital bilan kushilganida xosil buladigan ikkita gibrid orbital 180° lik boglanishni xosil kiladi. Agar bitta s-orbital bilan 2 ta p-orbital gibridlansa, uzaro 120° buylab joylashgan uchta gibrid orbital xosil buladi. (sp^2 gibridlanish). sp^2 gibrid orbitallar ishtirokida xosil buladigan moddalar jumlasiga BCl_3 , $B(CH_3)_3$, $B(OH)_3$ kabi birikmalar kiradi. Bu birikmalarda borning valentliklari uzaro 120° burchak xosil kiladi va uchala valentlik bir tekislikda yotadi.

MA'RUZA № 6

KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT

R E J A :

1. Kirish.
2. Kimyoviy reaksiya tezligi va ta'sir etuvchi faktorlar
3. Katalizatorlar
4. Kimyoviy muvozanat va ta'sir etuvchi faktorlar.

Kimyoviy reaksiyalar tezligi xakidagi va bu tezlikka turli faktorlarning ta'sirini tekshiradigan ta'limotga kimyoviy kinetika deyiladi. Kimyoviy kinetikaning asosiy maksadi, kimyoviy jarayonda yukori reaksiya tezligini va maksimal mikdorda kerakli maxsulotni olishni boshkarishdan iboratdir.

Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar (yoki ulardan biri) konsentrasiyalarining vakt birligi ichida uzgarishi bilan ulchanadi. Masalan, $\Delta\tau = \tau_2 - \tau_1$ vakt birligida reaksiyada ishtirok etayotgan moddalardan bittasining

konsentrasiyasi $\Delta C = C_2 - C_1$ kamaysa, u xolda kimyoviy reaksiyaning urtacha tezligi quyidagicha ifodalanadi:

$$V = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Konsentrasiya deganda biz xajm birligida bulgan modda mikdorini tushunmogimiz kerak. Masalan, 100 l biror gazga 2 g molekula CO_2 aralashgan bulsa, bu xolda CO_2 ning konsentrasiyasi 0.002 mol/l buladi. Shunday kilib, kimyoviy reaksiya tezligini ulchashda moddalar konsentrasiyasini molG'l xisobida, vakt birligi esa sekund, minut, soat, sutkalar xisobida olinadi. Reaksiya tezligini topishda reaksiyaga kirishayotgan moddalarning yoki reaksiya maxsulotlarining konsentrasiyalari uzgarishini bilishning farki yuk. Kaysi moddani mikdorini ulchash kulay bulsa, reaksiya tezligi usha modda konsentrasiyasi uzgarishi bilan ulchanadi. Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentrasiyalari reaksiya davom etgan sari kamayadi; maxsulotlarniki, aksincha ortib boradi. Kupincha, dastlabki moddalar konsentrasiyalari kamayishidan foydalaniladi. Masalan; agar reaksiyaning tezligi minutiga 0.3 mol/l bulsa, 1 l dagi dastlabki moddaning konsentrasiyasi xar minutiga 0.3 mol kamayadi.

Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddaning tabiatiga, dastlabki moddalarning konsentrasiyalariga, temperaturasiga, bosimiga, katalizatorning ishtirok etish va etmasligiga, moddalar sirtining katta-kichikligiga, erituvchi tabiatiga, yoruglik ta'siriga va boshka faktorlarga boglik.

Reaksiya tezligiga reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentrasiyalari katta ta'sir kursatadi. Gomogen (bir jinsli) sistemalar katoriga masalan, gazlar aralashmasi, tuz yoki kand eritmasi (umuman eritmalar) kiradi. Fizikaviy yoki kimyoviy xossalari jixatidan uzaro fark kiladigan va bir-biridan chegara sirtlar bilan ajralgan ikki yoki bir necha kislmlardan tuzilgan sistema geterogen (kup jinsli) sistema deb ataladi. Masalan, suv bilan muz uzaro aralashib ketmaydigan ikki suyuklik (bir idishdagi simob va suv) va kattik jismlarning aralashmalari geterogen sistemalaridir. Getegeron sistemalarning boshka kislmlaridan chegara sirtlar bilan ajralgan gomogen kismi faza deb ataladi. Demak, gomogen sistema bir fazadan, geterogen sistema esa bir necha fazadan iborat ekan.

Reaksiya tezligiga konsentraziya ta'sir etishining sababi shundaki, moddalar orasida uzaro ta'sir bulishi uchun reaksiyaga kirushuvchi moddalarning zarrachalari bir-biri bilan tuknashadi. Lekin tuknashishlarning xammasi xam kimyoviy reaksiyaga olib kelavermaydi. Barcha tuknashishlarning oz kismigina reaksiyaga olib keladi. Vakt birligi ichida yuz beradigan tuknashishlarning soni

uzaro tuknashayotgan zarachalarning konsentrasiyalariga proporsional buladi. Bu son kanchalik katta bulsa, moddalar orasidagi uzaro ta'sir shunchalik kuchli buladi. Ya'ni kimyoviy reaksiya shunchalik tez boradi.

Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentrasiyalari kupaytmasiga tugri proporsionaldir. Kimyo uchun nixoyatda muxim bulgan bu koida 1867 yilda Norvegiyalik ikkita olim Guldberg xam Vaage tomonidan taklif etilgan bulib, massalar ta'siri konuni deyiladi. Bu konunga muvofik $A+B = C$ reaksiyasi uchun $V=K.[A][B]$ buladi. Bu yerda V- reaksiyaning tezligi (kuzatilgan tezlik), [A] va [B] reaksiyaga kirishayotgan A va B moddalarning mol/l bilan ifodalangan konsentrasiyasi, K tezlik konstantasi. Agar $A=V=1$ bulsa, $V=K$ buladi. Demak, K- reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentrasiyalari birga teng bulgandagi tezlik, ya'ni solishtirma tezlikdir. K ning kiymati reagentlarning, ya'ni reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga, temperaturaga va katalizatorga boglik bulib, konsentrasiyaga boglik emas. Reaksiyaning tezliklari K ning kiymati bilan takkoslanadi.

Agar reagentlarning stexiometrik koeffitsiyentlari birdan boshka bulsa, masalan:



uchun massalar ta'siri konunining matematik ifodasi kuyidagicha buladi:

$V=K[A]^a.[B]^b$ Massalar ta'siri konunidan foydalanib, konsentrasiyaning uzgarishi bilan tezlikni uzgarishini xisoblab topish mumkin. Misol: $2NO+O_2=2NO_2$ reaksiyada aralashmaning xajmi ikki marta kamaytirildi; tezlik kanday uzgaradi?

Yechish: xajmning uzgarishidan oldin, NO va O_2 ning konsentrasiyalari a va b ga teng bulsin. Bu xolda: $V=K[NO]^2[O_2]$ yoki $V=Ka^2b$ buladi. Xajmning ikki marta kamayishi natijasida konsentrasiya ikki marta oshadi; endi [NO] urniga $2[NO]$ va $[O_2]$ urniga $2[O_2]$ olish kerak;

$$V=K(2a)^2(2b)=8Ka^2b$$

demak, tezlik 8 marta oshadi.

Atom va molekular galayonlangan xolatga utganida, ularning reaksiyaga kirishish kobilyati kuchayadi. Zarrachalarni galayonlashtirish uchun, masalan, temperaturani oshirish, bosimni kupaytirish, reaksiyaga kirishayotgan moddalarga rentgen nurlari, ultrabinafsha nurlari, gamma nurlar ta'sir ettirish kerak buladi.

Temperatura xar $10^\circ S$ ga oshganda reaksiyaning tezligi 2-4 marta oshishini dastlab, Vant-Goff tajriba asosida ta'rifladi. Faraz kilaylik, biror reaksiyaning tezligi xar $10^\circ S$ da 2 marta yoki 100% ortsin. Agar $0^\circ C$ da reaksiya tezligi 1 ga

teng bulsa 10°S da 2 ga. 20°S da 4 ga, 30°S da 8 ga, 40°S da 16 ga 50°S da 32 ga, 60°S da 64 ga, 70°S da 128 ga, 80°S da 256 ga, 90°S da 512 ga, 100°S da 1024 ga teng buladi. Demak, temperatura arifmetik progressiya bilan ortib borsa, reaksiya tezligi geometrik progressiya bilan ortadi. Temperatura 100°S ga ortganda reaksiya tezligi 1000 marta ortadi. Agar 0°S dagi tezlikni V_0 bilan, t° dagi tezlikni V_t bilan belgilasak, reaksiya tezligining temperatura bilan uzgarishi

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

Tenglama bilan ifodalanadi; bu yerda γ - temperatura 10°S ga kutarilganda reaksiya tezligini necha marta ortishini kursatuvchi son, reaksiyaning temperatura koeffitsiyenti deb ataladi. Reaksiya tezligiga temperatura ta'sir etishini kursatish uchun natriy tiosulfat $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ bilan sulfat kislota eritmalari orasida boradigan reaksiyani:



20° va 30°S larda utkaziladi. Reaksiyada S chukmasi xosil bulishi sababli eritma loykalanadi. 30° da reaksiya 20°S dagiga karaganda kariyb 2 marta kam vakt ichida tugaydi.

Kimyoviy reaksiya sodir bulishi uchun zarrachalar uzaro tuknashishi kerak. Molekulyar kinetik nazariyaga muvofik, molekulalar orasida buladigan tuknashishlar soni absolyut temperaturaning kvadrat ildiziga tugri proporsionaldir; shunng uchun 10°S da boradigan reaksiyani 20°S da utkazilsa tezlik taxminan 2% ortishi kerak edi. Ammo reaksiya tezligi temperaturaning kutarilishi bilan juda tez ortadi; temperatura 10°S kutarilganda tezlik 100-200 % ga ortadi. Undan tashkari ba'zi moddalar odatdagi temperaturada uzok vakt aralash xolda bulsa xam, ular orasida kimyoviy reaksiya sodir bulmaydi. Lekin aralashma kizdirilsa reaksiya ancha tez boradi. Bunda turli reaksiyalarning tezligi turlicha buladi. Agar molekulalar orasida buladigan xar kaysi tuknashish natijasida kimyoviy reaksiya borsa, barcha reaksiyalar xam tez sodir bulishi kerak edi. Bularning xammasi e'tiborga olinib, massalar ta'siri konuniga kushimcha sifatida, aktivlanish nazariyasi deb ataladigan nazariya kiritildi. U nazariyaga binoan, molekulalar orasidagi buladigan tuknashuvlar natijasida kimyoviy reaksiya vujudga kelavermaydi, fakat ortikcha energiyaga ega bulgan aktiv molekulalar orasidagi tuknashuvlar reaksiyani vujudga keltiradi. Bu nazariyani D.V.Alekseyev, S.Arrenius va boshka olimlar rivojlantirgan.

Demak, xar kaysi tuknashuv natijasida reaksiya bormaydi, fakat aktiv molekulalar orasida tuknashuvlar natijasida reaksiya boradi. Chunki, ikki zarracha

uzaro tuknashganda kimyoviy reaksiya sodir bulishi uchun bu zarrachalar orasidagi masofa elektronlar bulutlar bir-birini koplaydigan darajada kichik bulishi kerak. Shu vaktdagina elektronlarning bir-moddadan ikkinchi modaga utishi, yoki kayta gruppalanishi va natijada yangi moddalar xosil bulishi mumkin. Lekin zarrachalar bir-biriga bu kadar yakin masofaga kelishiga ikki zarrachadagi elektron kavatlarning uzaro karshilik kuchlari xalakit beradi. Bu karshilik kuchlarini katta energiyaga ega bulgan aktiv zarrachalar yenga oladi. Aktivmas zarrachalarni aktiv xolatga utkazish uchun energiya talab kilinadi. Aktivmas zarrachalarni aktiv xolatga utkazish uchun, ularga berilishi zarur bulgan kushimcha energiya ayni reaksiyaning aktivlanish energiyasi deyiladi. Aktivlanish energiyasi kkalG'mol xisobida ifodalanadi. Uning son kiymati aktiv molekulalarning urtacha energiyalari bilan dastlabki moddalarning urtacha energiya kiymatlari orasidagi ayirmaga teng.

Masalan, $H_2 + J_2 = 2HJ$ reaksiyaning aktivlanish energiyasi 40.0 kkal/mol ga tengdir. Reaksiyaning aktivlanish energiyasi kanchalik katta bulsa, reaksiya shuncha sekin boradi.

Aktivlanish energiyasi reaksiyada ishtirok etadigan moddalarning tabiatiga boglik:

a) Agar reaksiyada ishtirok etayotgan ikki modda xam molekulalardan tashkil topgan bulsa, bunday reaksiya uchun aktivlanish energiyasi 20-60 kkal/mol chamasida buladi;

b) Agar reaksiyaga kirishayotgan moddalarning ikkalasi karama-karshi zaryadli ionlar bulsa aktivlanish energiyasi 0-18 kkal/mol buladi;

v) Erkin radikallar ishtirokida boradigan reaksiyalarda aktivlanish energiyasi 0-9 kkal/mol chamasi buladi.

Reaksiya tezligini uzgartiradigan lekin reaksiya natijasida kimyoviy jixatdan uzgarmaydigan modda katalizator deb, katalizator ishtirokida reaksiya tezligining uzgarishi esa kataliz deyiladi. Kataliz gomogen va geterogan bulishi mumkin. Reaksiyaga kirishuvchi moddalar va katalizator bir xil fazada (gaz xolida yoki eritmada) bulsa gomogen kataliz deyiladi. Masalan, nitroza metodining kamera prosessi va minora prosesslari usuli bilan sulfat kislota olishda sulfit anhidrid - SO_2 xavo kislorodi bilan reaksiyaga kirishib, sulfat anhidrid SO_3 xosil kiladi. Bu reaksiyada azot (II)-oksid NO katalizatorlik vazifasini utaydi.

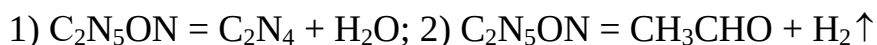
Ushbu reaksiyada ishtirok etuvchi moddalar xam gaz xolatida bulib, bir fazani tashkil etadi. Gomogen katalizda katalizatorning ta'siri oralik maxsulotlar xosil bulishi xakidagi nazariya bilan tushuntiriladi, ya'ni katalizator avvalo reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarning birontasi bilan reaksiyaga kirishib,

mustaxkam bulmagan oralik maxsulot xosil kiladi. Sungra oralik maxsulot reaksiya uchun olingan ikkinchi modda bilan aktiv reaksiyaga kirishib, natijada katalizator kaytarilib – erkin xolda ajralib chikadi.



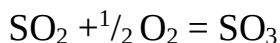
asliga kaytishi

Katalizatorlar kupincha tanlab ta'sir etadi, ya'ni bir reaksiya uchun katalizator vazifasini utaydigan modda, boshka reaksiya uchun katalizator bula olmasligi mumkin. Yana shuni aytib utish kerakki, ishlatilayotgan katalizator turiga karab reaksiya maxsulotlari xar xil bulishi mumkin. Masalan, etil spirtidan Al_2O_3 va Cu katalizatorlar ishtirokida etilen va asetaldegid olish mumkin:



1.2 reaksiyalardan kurinadiki, Al_2O_3 katalizatorlari ishtirokida etilen va suv, Cu katalizatori ishtirokida esa asetaldegid xamda erkin xolda H_2 ajralib chikadi.

Geterogen katalizda reaksiyaga kirishuvchi moddalar bir fazada, katalizator esa boshka fazada buladi. Masalan, kontakt usuli bilan sulfat kislota olishda sulfat angidrid platina katalizatori) yoki vanadiy (V) oksidi) ishtirokida kattik faza yuzasida O_2 bilan birikib sulfat angidridga aylanadi:



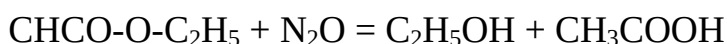
Geterogen nazariyasiga kura katalizator yuzasida reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentrasiyasi ortib, molekulalarning uzaro tuknashuv sonini oshiradi.

Suyuk va kattik modda yuzasiga boshka moddalarning yutilishi adsorbsiya deyiladi. Adsorbsiya xodisasi sirt yuzada bulganligi uchun sirt yuzasi katta bulgan kattik modda yaxshi adsorbent xisoblanadi. Adsorbsiya modda yuzasini xamma joyida emas, balki ayrim nuktalarida boradi. Adsorbsiya boradigan bunday nuktalar aktiv markazlar deyiladi. Aktiv markazlar umumiy yuzaning juda kichik kismini tashkil etadi.

Katalizator sirtiga shimilib, uning aktivligini pasaytiruvchi moddalar katalitik zaxarlar deyiladi. Kattik katalizatorlar oson zaxarlanadi. Masalan, sanoatda juda kup ishlatiladigan platinali katalizatorlarga mo'shyak va selen koldiklari kuchli zaxar sifatida ta'sir kursatadi. Shuning uchun kontakt usulida H_2SO_4 olishda SO_2 va O_2 gazlar As va Se koldiklaridan yaxshilab tozalanadi.

Kimyoviy reaksiya tezligini oshiruvchi katalizatorlar (musbat)dan tashkari reaksiya tezligini kamaytiruvchi (manfiy) katalizatorlar xam bor, ular ingibitorlar deyiladi. Ingibitorlar sifatida xinon, gidroxinon va kurgoshin tetraetil va boshka moddalar ishlatiladi. Ular asosan metallar korroziyasini, ozik-ovkat maxsulotlarining (konserva xilidagi) buzilishini, kauchukning oksidlanishini sekinlashtiradi va boshka prosesslarda keng qullaniladi. katalizatorlik xususiyati bulmasa xam, ammo uz ishtiroki bilan katalizatorning aktivligini oshiruvchi moddalar promotorlar deyiladi. Masalan, Fe katalizatoriga ishkoriy va alyuminiy metallarining oksidlarini kushish bilan katalizatorning rolini kuchaytirish mumkin.

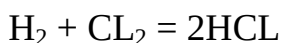
Ba'zi reaksiyalar avval sekin borsada, keyin tezlashadi. Bunday reaksiyada xosil bulgan maxsulotlarning biri katalizator rolini uynaydi, natijada reaksiya tezligi ortadi. Bu xodisa avtokataliz deb ataladi. Masalan, murakkab efirning gidrolizlanish prosessida sirka kislotasining dissosilanishidan xosil bulgan vodorod ioni butun prosessga katalitik ta'sir etadi va natijada gidroliz reaksiyasi tezlashadi.



Suv, Pt, Ni va boshka katalizatorlar kimyoviy reaksiyalarda juda kup qullaniladi. Kislotalarning katalitik ta'sir etish xodisasi rus olimi Kirxgof tomonidan 1811 yilda kashf kilingan. Xozirgi vaktda kataliz soxasi keng rivojlanishi kimyo fanining asosiy bulimlaridan birini tashkil etadi. Kataliz xodisasini rivojlantirishda D.I.Mendeleyev, N.D.Zelinskiy, A.A.Balandik va boshkalar katta xissa kushdilar.

Zanjir reaksiyalar: 1). Aktiv markazlar (zanjirlar)ning xosil bulishi. 2). Reaksiya davomida zanjirlarning usishi. 3). Zanjirlarning uzilishi kabi prosesslarni uz ichiga oladi. Aktiv markazlarning juftlashmagan elektronga ega bulgan elementlarning atomlari, jumladan H',CL',:O:,ON' kabi radikallar xosil kiladi.

Zanjir reaksiyaga HCL ning xosil bulish mexanizmi yakkol misol bula oladi. Reaksiya yoruglik ta'sirida nixoyatda tez ketadi:

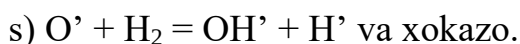
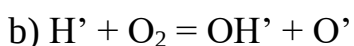
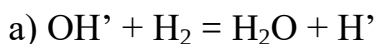


Energiya kvanti $h\nu$ ning CL₂ ga yutilishi natijasida galayonlangan CL atomi radikal xosil buladi. Fotokimyoviy dissosilanish yordamida $\text{CL}_2 + h\nu = 2\text{CL}$ (aktiv markaz xosil buladi)ga aylanadi. Xosil bulgan CL radikali H₂ molekulasi bilan oson reaksiyaga kirishadi:

$\text{CL}' + \text{H}_2 = \text{HCL} + \text{H}'$ (zanjirning usishi). H uz navbatida CL₂ molekulasi bilan oson reaksiyaga kirishib $\text{H}' + \text{CL}_2 = \text{HCL} + \text{CL}'$ (zanjirning usishi) ni xosil kiladi. Agar $\text{H} + \text{CL} = \text{HCL}$ sodir bulsa zanjirda uziladi. Bu tarmoklanmagan zanjir reaksiya shu tarzda davom etadi va ularning soni 100000 gacha yetishi mumkin.

Reaksiya reaktorning devorlariga erkin atomlar borib urilguncha davom etadi. Akademik N.N.Semyonov bu soxadagi ishlari uchun Nobel mukofotiga sazovor bulgan.

Tarmoklangan zanjirli reaksiyalarda bitta aktiv zarracha bir necha aktiv zarachalarni xosil kiladi. Bu nazariya akademik N.N.Semyonov tomonidan yaratilgan. Masalan, O_2 N_2 bilan reaksiyaga kirishganda galayonlangan vodorod molekulasi kislorodga ta'sir etadi va kuyidagi $N_2 + O_2 = ON' + ON'$ reaksiya sodir buladi. Shundan sung zanjirning tarmoklanishi boshlanadi:



Oxirgi ikki (b,c) reaksiya shuni kursatadiki, binta erkin radikal bir necha radikal xosil kiladi. Uz navbatida bu radikallarning xar biri zanjirning zvenosini davom ettirishi mumkin. Zanjir usishiga sharoit yaratilganda, zanjirning tarmoklanishi shunday tez boradiki, masalan, yopik xajmda H_2 bilan O_2 yoki xavo aralashmalarida reaksiya portlash bilan borib, sekundning mingdan bir ulushida tamom buladi.

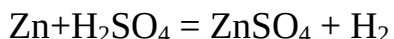
Elektromagnit nurlanish spektrining kuzga kurinadigan soxalaridagi nurlanish energiyasi ta'sirida boradigan reaksiyalar fotokimyoviy reaksiyalar deyiladi. Masalan, vodorod va ftor gazlarning aralashmasi yoruglikda portlab ketadi. Fotografiyada keng kullaniladigan kumush bromid yoruglikda parchalanib, kumush metali ajralib chikadi. Kupgina buyoklarning rangi kuyosh nuri ta'sirida xiralashadi va xokazo.

Rentgen nurlanish - ultrabinafsha nurning kvantiga nisbatan katta energiyaga ega bulgan fotonlarga ega. Rentgen nurlari bilan nurlanish atomni galayonlantiribgina kolmay, atomdan elektronning ajralishini yuzaga chikarib, ionlanishiga olib keladi. Gamma nurlar juda kiska tulkin uzunlikka ega bulgan elektromagnit nurlanish xisoblanadi. U atom yadrosining radiaktiv yemirilishidan xosil buladi. Bundan tashkari ikki elementar zarracha -elektron va pozitronlarning birikishi natijasida xam xosil buladi: $e^- + e^+ = 2\phi$. Bu xodisa anigilyasiya xodisasi deyiladi. Gamma nurlanish katta energiyaga ega bulib, moddada yadro uzgarishlarigacha olib keladi.

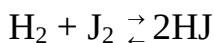
Barcha kimyoviy reaksiyalarni umuman ikki turga bulish mumkin:

- 1) Bir yunalishda boradigan kaytmas reaksiyalar
- 2) Qaytar reaksiyalar.

Kaytmas reaksiyalarda odatda tenglik ishorasi kuyiladi. masalan:



Qaytar reaksiyalarda, tenglik ishorasi urniga bir-biriga karama-karshi strelkalar kuyiladi. Masalan:



Chapdan ungga boradigan reaksiyani tugri reaksiya va ungdan chapga boradigan reaksiyani teskari reaksiya deyiladi. massalar ta'sir konuniga muvofik HJ moddasi uchun muvozanat xolatida tugri va teskari reaksiyalar tezliklari kuyidagicha yoziladi:

$$V_1 = K_1[\text{H}_2][\text{J}_2] \text{ tugri reaksiya tezligi}$$

$$V_2 = K_2[\text{HJ}]^2 \text{ teskari reaksiya tezligi}$$

Bu yerda: K_1 - tugri reaksiya tezlik konstantasi

K_2 - teskari reaksiya tezlik konstantasi

Reaksiyaning boshlanish davridagi tezligi, reaksiya uchun olingan dastlabki moddalar konsentrasiyalari kupaytmasi bilan aniklanadi, bunda tugri reaksiyaning tezligi maksimal kiymatga ega buladi. Teskari reaksiya tezligi esa 0 ga teng buladi. Tugri reaksiya tezligi vakt utishi bilan kamayadi, chunki H_2 va J_2 konsentrasiyalari kamayib boradi va HJ maxsulotning konsentrasiyasi ortib boradi, shuning uchun teskari reaksiya tezligi xam ortadi. Nixoyat, shunday bir payt keladiki, bunda $V_1=V_2$ buladi va sistemada kimyoviy muvozanat karor topadi. Demak, vakt birligida xosil bulayotgan va parchalanayotgan HJ molekulalarining soni bir biriga teng buladi:

$$V_1=V_2 \text{ yoki } K_1[\text{H}_2][\text{J}_2]=K_2[\text{HJ}]^2 \text{ yoki } \frac{K_1}{K_2} = \frac{[\text{HJ}]^2}{[\text{H}_2][\text{J}_2]}$$

K_1 va K_2 uzgarmas kiymatlar bulgani uchun ularning nisbatlari xam uzgarmas kiymatdir, ya'ni:

$$K = \frac{K_1}{K_2}; \quad K = \frac{[\text{HJ}]^2}{[\text{H}_2][\text{J}_2]};$$

bu yerda, K - kimyoviy muvozanat konstantasi deyiladi. Umumiy xolda kaytar reaksiya $a\text{A}+b\text{B}=c\text{C}+d\text{D}$ uchun muvozanat konstantasi kuyidagicha

$$K = \frac{[\text{C}]^c[\text{D}]^d}{[\text{A}]^a[\text{B}]^b};$$

Agar kimyoviy muvozanatda turgan sistemaga, reaksiyada ishtirok etayotgan moddalardan birortasini kushsak, tugri va teskari reaksiya tezliklari uzgaradi, vakt utishi bilan asta-sekin yana muvozanat karor topadi. Yangi muvozanat xolatda

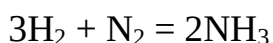
reaksiyada ishtirok etayotgan xamma moddalarning konsentrasiyalari dastlabki konsentrasiyalardan fark kiladi, lekin muvozanat konstanta uzgarmay koladi.

Reaksiya muxiti uzgartirilmasa, muvozanat xolat uzgarmaydi. Kimyoviy muvozanatga kuyidagi parametrlar ta'sir etadi.

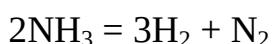
1) Reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentrasiyasi. 2) temperatura. 3) bosim (gazsimon moddalar bulsa). (Katalizator esa fakat reaksiya tezligini uzgartiradi). Ushbu parametrlarning birortasini uzgarishi kimyoviy muvozanatni siljishiga olib keladi. Tashki faktorlar (bosim, temperatura, moddalar konsentrasiyasi) dan birortasini uzgarishi natijasida muvozanatni kaysi tomonga siljishini Le-Shatelye prinsipi (1884 y) kuyidagicha ifodalaydi; kimyoviy muvozanatda turgan sistemaning biron parametri uzgarsa, kimyoviy muvozanat shu uzgargan parametrga karama-karshi tomonga siljiydi.

Reaksiyaga ta'sir etuvchi faktorlarni kurib chikaylik.

1. Konsentrasiyaning ta'siri. Muvozanatda turgan sistemadagi biron moddaning konsentrasiyasi oshirilsa, kimyoviy modda shu modda sarf bulishi tomonga siljiydi. Masalan, NH_3 ni sintez kilishda H_2 yoki N_2 konsentrasiyalari oshirilsa kimyoviy muvozanat NH_3 xosil bulishi tomonga siljiydi, ya'ni tugri reaksiya kuchayadi:



Agar NH_3 ning konsentrasiyasini oshirsak, muvozanat H_2 va N_2 konsentrasiyalari ortadigan tomonga siljiydi:

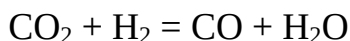


Demak, muvozanat xolatni ushbu $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$ tenglama shaklida yozish mumkin.

2. Temperaturaning ta'siri. Muvozanatdagi sistemaning temperaturasi oshirilsa, muvozanat endotermik reaksiya tomonga ya'ni issiklik yutilishi bilan boradigan reaksiya tomonga siljiydi. Masalan, yukori temperaturada (1000°) H_2 va O_2 dan H_2O xosil bulish reaksiyasida $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + Q$ temperaturani 2000° gacha oshirsak, muvozanat suvning parchalanish reaksiyasi tomoniga siljiydi, chunki bu reaksiya issiklik yutilishi bilan (endotermik) boradi.

3. Bosimning ta'siri. Muvozanatdagi sistemaning bosimi oshirilsa, muvozanat xajm kamayadigan ya'ni molekulalar kam xosil buladigan reaksiya tomonga siljiydi. Masalan, ammiak siyetazi reaksiyasida ishtirok etayotgan gazlar nisbati 1:3:2 dan iborat yoki $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$ ya'ni 4 xajm dastlabki gazlardan ikki xajm maxsulot xosil buladi. Binobarin, bosim oshirilganda muvozanat NH_3 xosil bulish reaksiyasi tomonga siljiydi.

Agar tenglamaning chap va ung tomonidagi molekulalar soni teng bulsa bosimning uzgarishi kimyoviy muvozanatga ta'sir etmaydi. Masalan:



reaksiyasining muvozanati bosim uzgarganida uzgarmay koladi.

Le-Shatelye prinsipi gomogen sistemalargagina kullanib kolmay, geterogen sistemada uchun xam tadbik yotiladi. Masalan, SO₂ ning kaytarilish reaksiyasi:

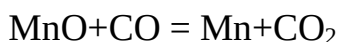


Keltirilgan kimyoviy sistemada kattik (uglerod) va gaz (CO va CO₂) fazalar aralashmasi ishtirok etyapti. Demak sistema geterogen. Le-Shatelye prinsipiga kura: a) temperaturaning kutarilishi muvozanatni CO ortishi tomonga siljitadi, chunki CO₂ kaytarilishi ekzotermik prosessdir. b) temperaturani pasaytirsak, muvozanat chap tomonga siljiydi; v) bosimni oshirish muvozanatni xajm kamayadigan reaksiya ya'ni CO₂ xosil bulishi tomonga siljitadi, chunki chap tomonda gazsimon modddadan bir molekula, ung tomonda esa CO molekulasidan ikki molekula mavjuddir. Bu reaksiya muvozanatining matematik ifodasi kuyidagi kurinishga ega:

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

ya'ni muvozanat fakat gazsimon moddalarning nisbatlariga (konsentrasiyalariga) boglik.

Geterogen sistemada gazsimon moddalarning molekulalar soni uzgarmasa bosim reaksiya muvozanatiga ta'sir etmaydi. Masalan,



ning muvozanati bosim uzgarishi bilan uzgarmaydi.

Yukori (1000°, 10000°) temperaturalarda kimyoviy reaksiya tezligi shunchalik katta buladiki, amalda ularni aniklab bulmaydi. Bunda moddalar dissosilanishini kuchayishidan tashkari, juda murakkab moddalar xosil buladi va ularning konsentrasiyasi temperatura kutarilishi bilan ortadi. Masalan, V₂O₅ buglarida V₄O₁₀, V₄O₈, V₄O₁₂ kabi moddalar xosil buladi.

Temperatura kancha yukori bulsa elementlar shuncha uziga xos bulmagan oksidlanish darajalarini namoyon etadi. Bunga sabab yukori temperaturadagi buglar xosil bulishida tuyinmagan valentli radikallarning ishtirok etishidir. Masalan, suv bugida 2000° da H₂, O₂, OH·, H⁺ va O²⁻ bundan yukori temperaturada esa, ionlanish maxsulotlari ON·, N⁺ va O²⁻ lar buladi.

Bosimni oshirish gazlarning dissosilanish darajasini kamaytiradi. Masalan, 300000 atmosfera bosimda vodorod metall strukturasiga ega buladi.

Tayanch iboralar:

1. Kimyoviy termodinamika va kinetika
2. Kimyoviy reaksiya.
3. Gomogen va geterogen reaksiyalar
4. Kimyoviy reaksiya tezligiga ta'sir etuvchi omillar.
5. Katalizatorlar
6. Kaytar va kaytmas reaksiyalar
7. Kimyoviy muvozanat
8. Le-Shatelye prinsipi

Nazorat savollari:

- 1) Kimyoviy reaksiya tezligi.
- 2) Reaksiya tezligiga konsentrasiyaning, temperaturaning, katalizatorning ta'siri.
- 3) Zanjir reaksiyalar
- 4) Geterogen sistemalarda sodir buladigan kimyoviy muvozanat.
- 5) Rentgen nurlanish
- 6) Fotokimyoviy reaksiyalar

Adabiyotlar:

1. 219-234 betlar
2. 85-96 betlar
3. 239-263 betlar
4. 70-77 betlar.

MA'RUZA № 8**ERITMALAR****R E J A :**

1. Eritmalar xaqida umumiy tushunchalar.
2. Eritmalarning konsentrasiyasi
3. Tuyingan eritmalar
4. Eruvchanlik
5. Eritmalarning xossalari
6. Eritmalarning bug bosimi
7. Eritmalarning kaynash va muzlash temperaturalari

Ikki yoki bir necha komponentdan iborat kattik yoki suyuq gomogen sistema eritma deb ataladi. Uz agregat xolatini eritmaga utkazadigan modda erituvchi xisoblanadi. Xar kaday eritma erituvchi va eruvchi moddalardan iborat buladi. Moddalar chegarasiz eriganida eritmada erigan moddaning foiz mikdori 0 % dan 100 % gacha buladi.

Bunday xollarda eruvchi va erituvchi orasidagi ayirma yukoladi. Bulardan istaganimizni erituvchi deb kabul kilishimiz mumkin. Lekin juda kupchilik moddalar ayni temperaturada ma'lum chegaraga kadar eriydi. Masalan, uy temperaturasida osh tuzining suvdagi eritmasi NaCl ning mikdori xech kachon 26.48% dan ortmaydi. Eritmalarning fizikaviy xossalari (masalan, kaynash temperaturasi) erigan modda mikdori ortuvi bilan uzgaradi. Kupincha, eritma xosil bulganda xajm va energetikaviy uzgarishlar yuz beradi. Kupchilik moddalar eritmalarning kimyoviy xossalari eritmada eruvchi modda mikdori ortishi bilan kam uzgaradi.

Eritmaning yoki erituvchining ma'lum ogirlik mikdorida yoki ma'lum xajmda erigan modda mikdori eritmaning konsentrasiyasi deyiladi. Eritmaning konsentrasiyasini bir necha usulda ifodalash mumkin.

1. Erigan modda mikdori eritmaning umumiy mikdoriga nisbatan foiz xisobida ifodalanadi. Eritma konsentrasiyasini foiz bilan ifodalash uchun 100 gr eritmada bulgan eruvchi modda mikdori xisoblanadi.

$$C\% = \frac{a \cdot 100\%}{a + b}$$

bu yerda C% - eritmaning ogirlik foizi, a-erigan modda ogirligi, v-erituvchining ogirligi. Eritma konsentrasiyasini mol-foizlar bilan ifodalash uchun 100 mol eritmada bulgan eruvchi moddaning mollar soni xisoblanadi.

$$C\% = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \cdot 100\%$$

Bu yerda C% - eritmaning mol foizi n_2 - erigan moddaning gramm molekula soni

$$n_2 = \frac{g_2}{M_2}$$

g_2 - erigan moddaning ogirligi, M_2 - uning molekulyar ogirligi, n_1 - erituvchining gramm molekulalar soni.

$$n_1 = \frac{g_1}{M_1}$$

g_1 - erituvchining ogirligi, M_1 - erituvchining molekulyar ogirligi.

2. 1 litr eritmaning erigan modda mikdori g/mol soni bilan ifodalanishiga molyar konsentrasiya deyiladi va M xarfi bilan belgilanadi. Agar 1 litr eritmada 1 mol modda erigan bulsa 1M, 2mol moda erigan bulsa 2M eritma deyiladi. Molyar konsentrasiya kuyidagi formula bilan ifodalanadi:

$$\%C\mu = \frac{m}{M \cdot V} \cdot 1000$$

bunda Cn -molyar konsentrasiya;

μ - erigan moddaning grammlarda ifodalangan massasi

M - Eriqan moddaning molekulyar massasi

V - eritmaning millilitrda ifodalangan xajmi

3. Bir litr eritmadaqi erigan moddaning mikdori garmm-ekvivalentlar soni bilan ifodalanishiga normal konsentrasiya deyiladi va H xarfi bilan belgilanadi. Agar 1 litr eritmada 1gr-ekv modda erigan bulsa, 1H, 0.1 gr-ekv modda erigan bulsa, desinormal, 0.1H eritma deyiladi. Normal konsentrasiya kuyidagi formula bilan ifodalanadi.

$$\%Cn = \frac{m}{M \cdot E} \cdot 1000$$

bunda Cn - normal konsentrasiya

m - erigan moddaning grammlarda ifodalangan massasi

E - erigan moddaning gr-ekv

M - eritmaning ml da ifodalangan xajmi

Bir millilitr eritma tarkibidagi erigan moddaning grammlarda ifodalangan mikdoriga eritmaning titri deyiladi.

$$T = E \cdot N / 1000 \quad \text{g/mol}$$

bunda T- tirt, N - eritmaning normalligi, E - erigan moddaning gr-ekv.

Titrlashda normal eritmalaridan foydalanish kerak.

$$V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2$$

bunda V_1 - birinchi eritmaning xajmi

N_1 - shu eritmaning normalligi

V_2 - ikkinchi eritmaning xajmi

N_2 - uning normalligi

Qattik modda erituvchiga tushirilganda uning ionlari yoki molekulari erituvchi molekularining kutblariga tortilishi natijasida erish prosessi boshlanadi. Erish vaktida erish prosessiga karshi kristallanish prosessi xam sodir buladi. Eritmaga utgan zarrachalar kattik jism sirt bilan uchrashganda kattik jismga tortilib, kaytadan krisstallanadi. Demak, bu yerda ikki karama karshi prosess

boradi. Dastlab, erish prosesc tezlashadi. Ma'lum vakt utgandan keyin ikkala prosess tezliklari bir-biriga barobar bulib koladi, ya'ni bir sekundda necha molekula eritmaga utsa, shuncha molekula kaytadan krisstallanadi. U vaktida erigan modda bilan erimay kolgan modda orasida dinamik muvozanat karor topadi, eritma tuyinadi. Shunda kilib, erimay kolgan modda bilan cheksiz uzok vakt birga mavjud bula oladigan, ya'ni muvozanatda turadigan eritma tuyingan eritma deyiladi.

Moddaning biror erituvchida eriy olish xususiyati shu moddaning eruvchanligi deyiladi. Moddalarning eruvchanligi eruvchi moddaning va erituvchining tabiatiga, xamda temperatura va bosimga boglik. Ayni moddaning ma'lum temperaturada 100 gr erituvchida erib tuyingan eritma xosil kiladigan ogirlik mikdori uning eruvchanlik koefitsiyenti (yoki eruvchanligi) deyiladi.

Ba'zi moddalarning 100 gr suvda 20° S dagi eruvchanligi

Modda	Eruvchanligi
$C_6H_{12}O_6$	200 gr
NaCL	35 gr
H_3BO_3	5 gr
$CaCO_3$	0.0013 gr
AgJ	0.00000013 gr

Nazariy jixatdan olganda mutlako erimaydigan moddalar bulmaydi. Xatto oltin va kumush xam juda oz darajada bulsa xam suvda eriydi.

Gazlarning suyukliklarda eruvchanligi Genri konuni balan ifodalanadi. Bu konunga muvofik uzgarmas temperaturada ma'lum xajm suyuklikda erigan gazning ogirlik mikdori shu gazning bosimiga tugri proporsional buladi.

$$m = k \cdot p$$

m- ma'lum xajmdagi suyuklikda erigan gazning ogirligi

p- gaz bosimi

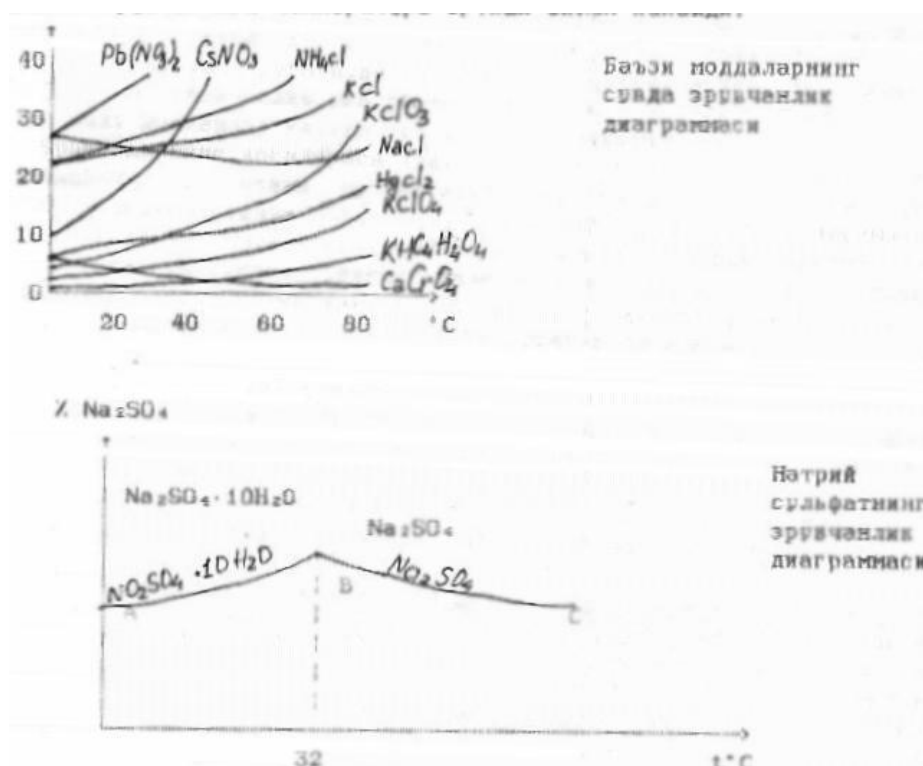
k- proporsionallik koefitsiyenti

Gazlar aralashmasi eritilganda xar kaysi gaz mustakil ravishda eriydi, ya'ni bir gazning erishiga aralashmadagi boshka gazlar xech kanday xalal bermaydi, erish gazning porsial bosimiga proporsional buladi. (Genri-Dalton konuni) Genri va Genri-Dalton konunlariga suyuklik bilan kimyoviy reaksiyaga kirishmaydigan gazlarga (past bosimda) buysunadi, 1 litr erituvchida t da va r bosimda eriy oladigan gaz xajmi gazning eruvchanlik koefitsiyenti deyiladi. Temperatura kutarilganda gazning suyuklikda eruvchanligi kamaya boradi, chunki gazning suyuklikda erishi kupincha issiklik chikarish bilan boradi.

Suyukliklarning suyukliklarda erishida uch xol bulishi mumkin:

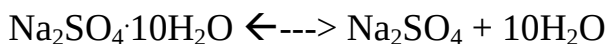
1. Suyukliklar uzaro istalgan nisbatda aralashadi (masalan, suv bilan spirt);
2. Suyukliklar uzaro ma'lum chegaradagina aralashadi(suv bilan fenol);
3. Suyukliklar uzaro aralashmaydi (suv bilan simob). Suyuklikning suyuklikda erishi temperatura ortishi bilan ortadi, lekin bosim uzgarganda kam uzgaradi. Erish nixoyatda katta (1000 atm) bosim kulanilgandagina kupaya boshlaydi.

Kattik jismning suyuklikda eruvchanligi uzgarmas bosimda temperatura ortishi bilan ortadi, lekin kattik modda eriganda issiklik chiksa, bu moddaning eruvchanligi temperatura ortishi bilan kamayadi.



Yukoridagi eruvchanlik diagrammasida absissalar ukiga t° , ordinatalar ukiga 100 gr suvda erigan modda mikdori kuyilgan. Diagrammaning chizigida yotuvchi xar kaysi nukta tuyingan eritma konsentrasiyasini, chizik tepasidagi soxa uta

tuyingan eritmalar soxasini, chizikning tagidagi soxa tuyinmagan eritmalar soxasini kursatadi. Tuyingan eritma extiyotlik bilan sovitilganida uta tuyingan eritma xosil bulishi mumkin, lekin uta tuyingan eritma barkaror sistema emas. Agar uta tuyingan eritmaga eruvchi moddaning kichkina kristali kiritilar ekan, sistema tuyingan eritmaga aylanib ketib, erigan moddaning ortikcha mikdori eritmadan ajralib chikadi. Ba'zi xollarda eruvchanlik diagrammasida chizikning sinishi kursatiladi. Masalan, Na_2SO_4 tuzining eruvchanlik diagrammasi chizigi 32.38°S da sinadi. Bu temperaturada kuyidagi muvozanat karor topadi.



Agar biz eritmani 32.38°S dan past t da buglantirsak, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ tarkibli kristalgidrat xosil buladi; lekin 32.38°S dan yukori temperaturada buglantirsak Na_2SO_4 kristallariga ega bulamiz.

Shunday kilib, eruvchanlik diagrammasini urganish orkali eritmada borayotgan kimyoviy jarayonlar xakida tugri xulosa chikarish mumkin. Eritmalarning xossalariga eritmadagi diffuziya, osmos xodisalari, eritmalarning bug bosimi, muzlash va kaynash t lari kiradi. Bir modda zarrachalarining ikkinchi modda ichida uz-uzicha bir tekisda taksimlanish prosessi diffuziya deyiladi. Agar konsentrasiyasi kuprok eritma olib, uning ustiga suv kuysak, erigan modda zarrachalari suvga uta boshlaydi, borib-borib eritma butun idish ichida bir xil konsentrasiyaga erishadi. Eritmalarda diffuziya xodisasini puxta urganish natijasida tubandagi konuniyatlar chikarilgan.

1. Eritmalarda diffuziya juda sust boradi.

2. Diffuziya tufayli zarrachalar konsentrasiyasi yukori bulgan joydan konsentrasiyasi kam bulgan joyga utadi, nixoyat sistema bir xil konsentrasiyaga erishadi.

3. Eritmalarda diffuziya tufayli ogirlik kuchi xam yengiladi: xar kanday ogir tuz eritmasi ustiga suv solsak, ogir zarrachalar yukoriga kutariladi;

4. Diffuziya xodidasida ikkala modda zarrachalari bir-birining orasiga kirishadi. Agar erituvchi bilan eritma urtasiga yarimutkazgich parda kuysak, bu parda orkali erituvchi zarrachalari eritmaga utib uni suyultiradi erituvchi zarrachalarining yarim utkazgich parda orkali eritmaga utish prosessiga osmos deyiladi. Osmos xodisasi natijasida xar bir eritma ma'lum osmotik bosimga ega buladi.

Suyultirigan eritmalarda bug bosimini kattaligi erigan moddaning konsentrasiyasiga va absolyut temperaturaga proporsional buladi, bu boglanishni Vant-Goff gazlarning xolati tenglamasiga uxshash tenglama bilan ifodalaydi.

$$P_{\text{osm}} = CRT$$

bunda: P_{osm} - eritmaning osmotik bosimi

C - eritmaning molyar konsentrasiyasi

R - gazlarning universal doimiysi

T - absolyut temperatura

Eritmaning molyar konsentrasiyasi m/MV ga teng bulgani uchun, bu ifodani C urniga kuysak, Vant-Goff tenglamasi kuyidagi kurinishga tugri keladi:

$$P_{\text{osm}} = mRT/MV$$

bunda M-erigan moddaning molekulyar massasi.

m - erigan moddaning grammlarda ifodalangan massasi

V - eritmaning litrda ifodalangan xajmi

Berk idishdagi suyuklik yuzasidagi bushlikda suyuklikning buglanish va buglangan suyuklikning kondensatlanishi orasida muvozanat vujudga keladi. Suyuklik bilan muvozanatda bulgan bug tuyingan bug deyiladi. Tuyingan bugning idish devoriga beradigan bosimi shu suyuklikning tuyingan bug bosimi deyiladi. Tuyingan bug bosimi temperaturaga boglik bulib, ayni moddaning xarakterli xususiyati xisoblanadi. Suyuklikda uchuvchan bulmagan modda eritilsa, eritmaning bug bosimi P_1 toza erituvchining bug bosimi P ga nisbatan kamayadi. Bu farkni $(P-P_1)$ eritmani bug bosimini pasayishi deyiladi va u ΔP bilan belgilanadi. Eritma bug bosimini pasayishining toza erituvchini bug bosimiga nisbati $\Delta P/P$ eritma bug bosimining nisbiy pasayishi deyiladi. Eritma ustidagi bug bosimining nisbiy pasayishi erigan modda mollar sonining erituvchi va eruvchi moddalar mollar soni yigindisining nisbatiga son jixatdan teng buladi (Raul qonuni).

$$\frac{\Delta P}{P_o} = \frac{n_1}{n_1 + n}$$

bunda ΔP - eritma bug bosimining pasayishi

P_o - toza erituvchining bug bosimi

n_1 - erigan moddaning mollar soni

n - erituvchi moddaning mollar soni

Eritmalar toza erituvchilarga nisbatan yukorirok temperaturada kaynaydi va pastrok temperaturada muzlaydi. Erituvchi bilan eritmaning kaynash temperaturalari orasidagi farkni eritmaning kaynash temperaturasining kutarilishi, muzlash temperaturalari orasidagi farkni esa eritmaning muzlash temperaturasining pasayishi deyiladi.

1000 gr erituvchida 1 mol modda eritilishidan xosil bulgan eritma muzlash temperaturasi pasayishi ayni erituvchi uchun uzgarmas kiymatga ega bulib, uni shu erituvchining krioskopik konstantasi (K_k) deyiladi.

Kaynash temperaturasi kutarilishi xam uzgarmas kiymatga ega bulib, uni erituvchining ebullioskopik konstantasi (K_e) deyiladi. Suv uchun $K_e=0.52^\circ$; $K_k=1.86^\circ$

Suyultirilgan eritmalar kaynash temperaturasi kutarilish yoki muzlash temperaturasi pasayishi Eritmaning molyar konsentrasiyasiga tugri proporsional buladi (Raul konuni).

$$\Delta t_{\text{muz}} = K_k \cdot C \qquad \Delta t_{\text{qay}} = K_e \cdot C$$

bunda Δt_{muz} - eritma muzlash temperaturasi pasayishi

Δt_{qay} - eritma kaynash temperaturasi kutarilishi

C- eritmaning molyar konsentrasiyasi

Eritmaning molyal konsentrasiyasi ifodaga teng. Shuning uchun

$$\Delta t_{\text{muz}} = K_k \cdot 1000$$

$$\Delta t_{\text{qay}} = K_e \cdot 1000$$

Bu tenglamalardan foydalanib, eritmaning kaynash temperaturasi kutarilish yoki muzlash temperaturasi pasayishini, erigan moddaning molekulyar massasini, erituvchi moddalarning mikdorini, xamda erituvchining krioskopik va ebullioskopik konstantalarini xisoblash mumkin.

Tayanch iboralar:

1. Dispers sistemalar
2. Moddalarni eruvchanligi
3. Eritma konsentrasiyasini ifodalash usullari
4. Titr.
5. Eritmalarda diffuziya
6. Osmos xodisasi
7. Eritmaning bug bosimi
8. Eritmaning muzlashi va kaynashi.

Nazorat sovellari:

1. Chin eritmalar
2. Dagal dispers sistemalar
3. Moddalarning eruvchanligiga misollar
4. Foiz, molyar, normal, molyal konsentrasiyalarga misollar

5. Osmotik bosimga misollar
6. Eritmaning muzlash va kaynash temperaturasi misollar.
7. Diffuziya natijasida kelib chikadigan konuniyatlar
8. Tuyingan bug
9. Eritma kaynash temperaturasi kutarilishi
10. Eritma muzlash temperaturasi pasayishi

Adabiyotlar:

1. 137-150 betlar
2. 108-119 betlar
3. 239-263 betlar
4. 70-77 betlar

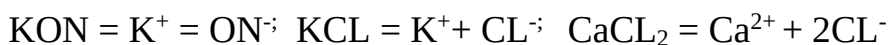
MA'RUZA № 9

ELEKTROLITIK DISSOSILANISH NAZARIYASI

R E J A :

1. Elektrolitik dissosilanish
2. Dissosilanish darajasi
3. Boskichli dissosilanish
4. Kuchsiz elektrolitlarning dissosilanish konstantasi
5. Kuchli elektrolitlarning eritmada xolati
6. Ionli reaksiyalar
7. Eruvchanlik kupaytmasi
8. Tuzlarning gidrolizi

Eritmalari yoki suyuklanmalari elektr tokini utkazadigan moddalarni elektrolitlar deyiladi. Elektrolitlarga kislota, asos va tuzlar misol bula oladi. Bu moddalar eritmalarda yoki suyuklanmalarda ionlarga parchalanadi. Masalan:



Musbat zaryadlangan ionlar kationlar, manfiy zaryadlangan ionlar esa anionlar deyiladi. Elektrolit molekulari parchalangani uchun eritmada zarrachalar soni ortadi. Shuning uchun suyultirilgan noelektrolit eritmalar uchun aniklangan Vant-Goff va Raul konunlarining matematik ifodasini elektrolitlarga kullashda tuzatma koefitsiyent (bu koefitsiyent Vant-Goffning izotonik koefitsiyenti deb ataladi) ni (i) kiritish kerak. Uvaktida Vant-Goff tenglamasi quyidagi kurinishga ega buladi: $\Delta t = i K_f C$. Raul konunining tenglamasi $\Delta p = i K_d C$ shaklida yoziladi. Izotonik koefitsiyent tajribada topilgan osmotik bosim, elektrolit eritmasining bug bosimini, eritmaning muzlash temperaturasi kamayishining va eritma kaynash

temperaturasining kutarilishi xuddi shu parametrlarning nazariy xisoblab topilzilgan kiymatlaridan necha marta kattaligini kursatadi, ya'ni

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

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

Shunday kilib, noelektrolit eritmalar uchun izotonik koeffisiyent birga teng, elektrolit eritmaları uchun xamma vakt birdan katta.

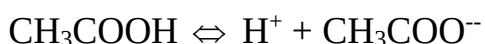
Shved olimi S.Arrenius (1887 y) elektrolit eritmalarining elektr utkazuvchanligi bilan Vant-Goff va Raul konunlariga buysunmasligi orasida ichki boglanish bor degan xulosaga keladi. U elektrolit molekulalari suvda eriganda ionlarga parchalanadi, deb taxmin kildi. Shunday kilib, elektrolitik dissosilanish nazariyasi vujudga keldi. Lekin bu nazariya elektrolit molekulalarini ionlarga dissosilanish sababini tushuntirib berolmadi. Bu nazariya D.I.Mendeleyevning "gidratlar" nazariyasiga asoslangan. I.A.Kablukov va V.P.Kistiyakovskiylarning ishlarida uz rivojini topdi. Elektrolit molekulalarini parchalanishiga erituvchining kutblangan molekulalari sabab buladi. Anorganik moddalarning oddiy erituvchisi bulgan suv juda katta solvatlash xususiyatiga ega. Erituvchining kutblangan molukulalari ularga tushgan elektrolit molekulalarini urab olib, unda ichki boglanishni bushashtiradi, bu esa dissosilanishga olib keladi. Natijada eritmada gidratlangan ionlar paydo buladi. Ionlarga parchalanish fakat suvda emas, balki boshka kutbli erituvchilarda, masalan, suyuk ammiakda xam bulishi mumkin, u vaktida dissosilanish maxsulotlari ionlarning solvatlari deyiladi.

Eritmaga utgan ionlar erituvchining kutbli molekulalari bilan boglangan buladi va ionlarning solvatlarini xosil kiladi. Eritmada solvatlangan ionlar uzluksiz betartib xarakatda buladi. (masalan, NaCL tuzining suvda erish prosessi). Krisstall panjarasi ionlardan iborat moddalardan tashkari kutbli molekulalar xam ionlarga dissosilanadi.

Oddiy erituvchi suvning dielektrik utkazuvchanligi juda yukori, bundan tashkari suv eng yaxshi ionlashtiruvchi erituvchidir. Suvning dielektrik utkazuvchanligi 80.1 ga teng. Bu shuni kursatadiki, kristallda bulgan musbat va manfiy ionlararo tortishish kuchlari suvdagi eritmalarda 80.1 marta kamayadi. Dielektrik diomiylik efir, benzol, uglerod (IV)- sulfid kabi erituvchilarda, ya'ni dissosilanmaydigan moddalar uchun juda kichikdir. Kuchsiz darajada ionlatuvchi

spirt, aseton va boshka erituvchilarda dielektrik utkazuvchanlik urtacha kiymatga ega buladi.

Elektrolitlar tabiatiga karab kuchli va kuchsiz elektrolitlarga bulinadi. Kuchli elektrolitlar tulik, kuchsiz elektrolitlar kisman eritmada ionlarga dissosilanadi. Kuchsiz elektrolitlarning dissosilanishi kaytar prosessdir: chunki eritmada gidratlangan ionlar tuknashishi natijasida yana dissosilanmagan molekulalarni xosil kilishi mumkin. Bunday kaytar prosessni molyarlanish deyiladi. Elektrolitik dissosilanish prosessi kinetik muvozanat karor topganda, ya'ni dissosilanish tezligi molyarlanish tezligiga teng bulganda sodir buladi. Masalan, sirka kislotaning suvli eritmasi uchun bu kuyidagicha yoziladi:



Elektrolitlar dissosilanish darajasi bilan xarakterlanadi.

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

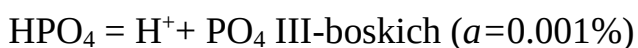
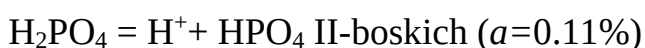
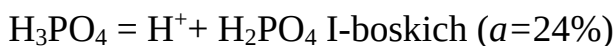
Kuchli elektrolitlarga dissosilanish darajasi 0.3 yoki 30% dan yukori, kuchsiz elektrolitlarga esa dissosilanish darajasi 0.3 yoki 30% dan past bulgan moddalar kiradi. Dissosilanish darajasi konsentrsiyaga boglik bulib, eritma suyultirilgan sari ortadi. Chunki eritmaning kichik konsentrsiyasida ionlarning tuknashish extimolligi kamayadi. Dissosilanish darajasi temperaturaga boglik bulib, u kutarilishi bilan ortadi, chunki bu xolatda molekuladagi boglanishlar kuchsizlanadi. Kuchli elektrolitlarga kuchli asos, kuchli kislota va tuzlar; kuchsiz elektrolitlarga esa kuchsiz kislota, kuchsiz asoslar va barcha organik kislotalar misol bula oladi. Elektrolitlarning dissosilanish darajasi (α) ni izotonik koeffisiyenti (i) yordamida kuyidagi 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.

Kup negizli kislotalar, asoslar, tuzlar boskich bilan dissosilanadi. Masalan, H_3PO_4 uch boskichda kuyidagicha (uch negizli bulgani uchun) ionlarga dissosilanadi:



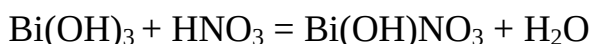
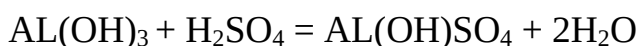
Dissosilanishning birinchi boskichi kuchli boradi, ikkinchisi kuchsizrok, uchinchi boskich esa juda kam kuchsiz buladi. Neytral H_3PO_4 molekuladan vodorod ionini ajratib olish manfiy zaryadlangan H_2PO_4 ioniga nisbatan oson, HPO_4 ionidan esa H ionini ajratib olish kiyinrokdir.

Kup negizli kislotalar kabi, ikki va undan ortik valentli metallarning asoslari xam boskichli dissosilanadi. Masalan, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ning dissosilanishi kuyidagicha buladi:

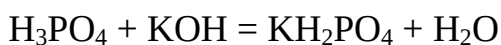


Kup negizli kislota va yukori valentli metall asoslarining boskichli dissosilanishi nordon va asosli tuzlar xosil bulishini kursatadi.

Asosni neytrallash uchun kam mikdorda kislota olingan bulsa, asosning bir kism gidroksidi kislota koldigiga almashadi, bunda xosil bulgan tuz tarkibida suv koldigi bulib, u asosli tuz xosil kiladi. Masalan,

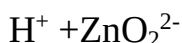
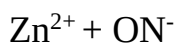
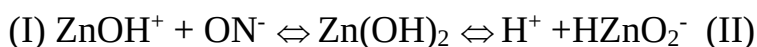


Agar asosdan kam mikdorda olingan bulsa, tarkibida metallga almashmagan kislota vodorodi bulgan nordon tuz xosil bulishi mumkin. Masalan:



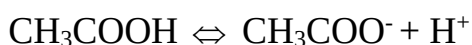
Amfoter elektrolitlar. Suvda kam eriydigan metallarning kup gidroksidlari kislotali muxitda asos kabi, asosli muxitda esa kislota kabi reaksiyaga kirishadi.

Bunday molekularlar ikki xil: xam kislota, xam asos kabi dissosilanishi mumkin. Masalan, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ molekulasida xam asos (I), xam kislota (II) kabi dissosilanadi:



Kislota ishtirokida, ya'ni H^+ ionlari ortikcha bulganda dissosilanish II tipda bormay I buyicha boradi, ishkori ishtirokida OH^- ionlar ortikcha bulganda I tip buyicha dissosilanish tuxtab, ionlarga parchalanish II tip buyicha boradi.

Kuchsiz elektrolit eritmalariga xuddi gomogen sistema muvozanatidagi kabi massalar ta'sir konunini kullash va muvozanat konstantasi uchun ifoda yozish mumkin. Masalan, sirka kislota eritmasida ionli muvozanat kuyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



Muvozanat konstantasi quyidagi kurinishga ega:

$$K = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Bu yerda K- dissosilanish konstantasi deyiladi. U temperaturaga bog'liq bulib, eritmaning konsentrasiyasiga bog'liq emas. Bunday konuniyat kuchli elektrolit eritmalarida kuzatilmaydi. (ular K konsentrasiya va temperatura uzgarishi bilan uzgaradi.)

Elektrolitik dissosilanish darajasi eritma konsentrasiyasi bilan uzgarganligi uchun kislota va asoslarning kuchini dissosilanish konstantasi bilan xarakterlash kabul kilingan. Bu konstanta kanchalik kichik bulsa, elektrolit shunchalik kuchsiz buladi. 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 suyultirish konuni orkali bog'langanligiga asoslanib, a ni xisoblash mumkin.

$$K=C \cdot a \text{ bundan } a = \sqrt{K/C}$$

Masalan, quyidagi tenglama buyicha dissosilanuvchi: $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ bir negizli kislota HA eritmasining konsentrasiyasi -C mol/l ga, dissosiyalanish darajasi a ga teng bulsa, muvozanat konstantasi

$$[H^+] = C \cdot a, [A^-] = C \cdot a, [HA] = C(1-a) \text{ ga teng buladi.}$$

$$K = [H^+][A^-] / [HA] = C \cdot a \cdot C \cdot a / C(1-a) = a^2 C / 1-a \text{ kelib chikadi.}$$

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 $K=a^2 C$ kurinishga ega buladi.

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 kursatadi. Xoziri vaktida 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 bulgan ifodasidir. Masalan, 1 g-ekv SO_4^{2-} ion $96/2=48$ g teng (ion valentligi nq2 bulgani uchun) Tajriba natijalari kursatadiki, kuchli elektrolitlarning dissosilanishi massalar ta'sir konuniga buysunmaydi. Kuchli elektrolitlar eritmalarda ionlarga tulik dissosilanadi. (a=1)

Kuchli elektrolit eritmalar spektrlarini urganish eritmada dissosilanmagan molekulalar yukligini tasdiklaydi. Kristallarni rentgenografik urganish (masalan KCL ni), ular ionli kristall panjaraga ega ekanligini kursatadi. Kristall modda eritilganda kristall panjara yemiriladi va ionlar eritmaga utadi. Lekin elektr utkazuvchanlikni ulchash kuchli elektrolit eritmalarida tulik dissosilanish mavjudligini tasdiklamadi, chunki eritmalarining elektr utkazuvchanligi fakat elektrolitning dissosilanish darajasiga boglik bulmay, ionlarning xarakat tezligiga xam boglikdir. Kuchli elektrolit eritmalarida ionlar soni juda kup va ular bir-biri bilan shunday yakin masofada joylashganki, ular orasida elektrostatik tortishish va itarilish kuchlari vujudga keladi.

Buning natijasida xar kaysi ion uz atrofida karama-karshi zaryadli ionlardan iborat "ion atmosferani" xosil kiladi va u eritmada ionlar xarakatiga tuskinlik kiladi. Bu esa elektr utkazuvchanlikni kamaytiradi. Shuning uchun elektrolitning elektr utkazuvchanligini ulchab topilgan dissosilanish darajasi birdan kichik bulib, uni effektiv yoki kurinma dissosilanish darajasi deyiladi.

Effektiv dissosilanish darajasining kiymati, ionlar orasida uzaro ta'sir kuchi bulgani uchun, guye elektrolit elektr tokini xuddi xamma ionlarga dissosilangandek utkazishini ("ion juftlari" xosil bulishini) kursatadi. Ionlar orasidagi kuchlar eritmaning osmatik bosimiga, muzlash va kaynash temperaturasiga, ionlarning kimyoviy reaksiyaga kirishish kobilyatiga va boshka xossalarga xam ta'sir kiladi.

Kuchsiz elektrolit xossasini xarakterlovchi konunlarning matematik ifodasini kuchli elektrolitlarga kullash uchun ionlar "aktivligini" yoki "aktiv konsentrasiyasini" aniklash kerak. Ionning aktivligi deb, eritmaning ma'lum xossalarga javob beradigan ionning effektiv konsentrasiyasi tushuniladi. Ionning aktivligi a_{ion} ionning konsentrasiyasi C_{ion} ga tugri 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 fakat juda xam suyultirilgan eritmada 1 ga teng buladi. Bu xolda $a_{ion} = C_{ion}$ Agar $f > 1$ bulsa, ionlar aktivligi ularning konsentrasiyasidan kichik buladi.

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

Elektrolit eritmalarida reaksiya molekulalar orasida bormay, erigan moddaning ionlari orasida boradi. Elektrolit eritmalarida boradigan reaksiyalarni molekulyar tenglama kurinishida emas, balki ion tenglama kurinishida uch katorda

1) molekulyar, 2) ion va 3) ionlar ishtirok etishini kursatadigan tenglama xolda ifodalanadi.

Elektrolit eritmalarida reaksiya borishi uchun:

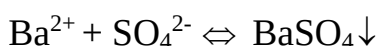
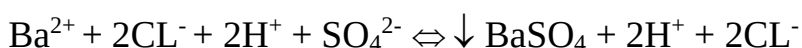
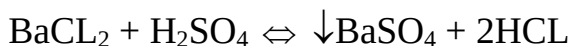
1) Kiyin eriydigan moddalar

2) gazsimon moddalar

3) kam dissosilanuvchi moddalar xosil bulishi kerak.

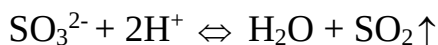
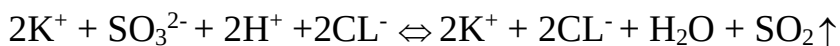
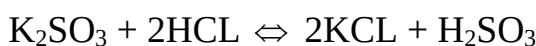
Agar shu moddalar xosil bulmasa reaksiya bormaydi

1. Kiyin eriydigan birikmaning xosil bulishi

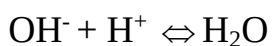
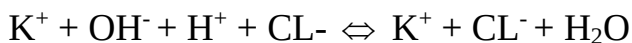
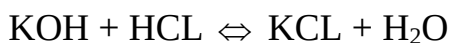


Agar reaksiyada bir necha kiyin eriydigan moddalar xosil bulsa, u xolda oldin juda kam eriydigan modda chukmaga tushadi.

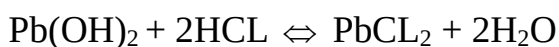
2. Gazsimon moddaning xosil bulishi.



3. Kam dissosilanuvchi moddalarning xosil bulishi.

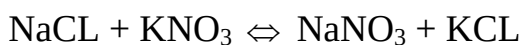


Eritmadagi chukma sirtida erigan moddaning ionlari buladi. Agar kiyin eriydigan birikmaning biror soni ion erituvchi bilan biriksa, u xolda modda eriydi.



Bu misolda PbCl_2 chukmaga tushadi va kam dissosilanuvchi suv xosil buladi, natijada $\text{Pb}(\text{OH})_2$ eriydi.

Agar kuchli elektrolit eritmalarini aralashtirsak ularning ionlari orasida kaytar reaksiya boradi, ya'ni eritmada molekula xosil bulmay, bu elektrolitlarning ionlari uzgarmay koladi.



Eritmalar aralashtirmasdan va aralashtirilgandan keyin xam eritmada fakat Na^+ , K^+ , Cl^- , NO_3^- ionlar erkin xolda buladi, Lekin eritma sovutilib, kristallarga aylanganida 4 ta tuzning aralashmasi xosil buladi.

Kiyin eruvchan birikmaning chukmasi sirtida shu chukma bilan ionlar urtasida muvozanat sodir buladi. Kam eriydigan tuzga massalar ta'siri konunini kullasak.



$$K = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{CaCO}_3]}$$

Muvozanat kattik modda (CaCO_3) va eritmada ionlarning tuknashish sirtida sodir bulgani uchun $[\text{CaCO}_3]$ konsentrasiyasi uzgarmaydi. Uzgaras temperaturada $K[\text{CaCO}_3]$ kupaytmasi uzgaras kattalik bulgani uchun uni EK bilan ifodalanadi:

$$[\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = [\text{CaCO}_3] \cdot K = \text{const} = \text{EK}$$

Kattik fazaning sirtidagi tuyingan eritmada kam eruvchan birikmaning ionlar konsentrasiyasini kupaytmasi biror temperaturada uzgaras kiymat bulib, moddaning eruvchanlik kupaytmasi (EK) deyiladi.

$$\text{EK}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.73 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{EK}_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1.43 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{EK}_{\text{CaCO}_3} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = 4.52 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{EK}_{\text{CuS}} = [\text{Cu}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 6 \cdot 10^{-36}$$

$$\text{EK}_{\text{HgS}} = [\text{Hg}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 5 \cdot 10^{-52}$$

Eruvchanlik kupaytmasi kiyin eriydigan elektrolitning umumiy eruvchanligi bilan boglikdir. Yukoridagi mosollardan kurinib turibdiki, CuS va HgS larning eruvchanligi juda xam kichik.

Suv molekulasini ilmiy urganish suv juda kuchsiz elektrolit ekanligini kursatadi. U vodorod kationiga va gidroksid anioniga kuyidagicha dissosilanadi:



Suvning 15°S dagi dissosilanish darajasi $1.89 \cdot 10^{-16}$ ga teng. Demak, 55600000 suv molekulasining fakat bittasi ionlangan xolda buladi. Lekin dissosilanish piroessining tezligi juda yukori bulgani uchun ionlar orasida reaksiya juda tez boradi. Shuning uchun xam suvning dissosilanishi juda katta axamiatga 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 bulishini xisobga olsak, unda quyidagini yozish mumkin:

$$[H^+][OH^-] = K_{H_2O} \cdot [H_2O] = 1.8 \cdot 10^{-16} \cdot 55.56 = 1 \cdot 10^{-14}$$

Bu tenglama suvda va suv eritmalarida vodorod xamda gidroksid ion konsentrasiyasining kupaytmasi $22^\circ S$ da doimiy kiymat bulib, K_{H_2O} bilan ishoralanishini kursatadi. $[H^+][OH^-] = K_{H_2O} = 1 \cdot 10^{-14}$ neytral muxitda:

$[H]=[OH^-]=10^{-7}$ H^+ va OH^- konsentrasiyasining kupaytmasi fakat suv uchun emas, balki tuz, kislota, ishkorlarining suvli eritmaları uchun xam uzgarmas sonidir. Bu son suvning ion kupaytmasi deyiladi. Suvning ion kupaytmasidan foydalanib xar kandy reaksiya muxitini (neytral, kislotali, ishkoriy) vodorod ionlari konsentrasiyasi bilan kursatish mumkin. Buning uchun quyidagi xisoblash bajariladi:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}; [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}$$

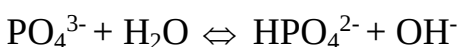
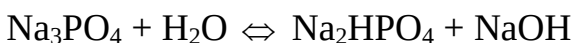
Xar kandy suvli muxitni xarakterlash uchun vodorod ioni konsentrasiyasi urniga bu konsentrasiyaning unli logarifm kiymatidan foydalanish ancha kulay. U rN bilan belgilanib vodorod kursatkich deyiladi: $pH = -\lg[H^+]$. Masalan, agar $[H^+]=10^{-5}$ bulsa, $pH = -\lg 10^{-5} = 5$ buladi. Eritmaning $pH=3$ ga teng bulsa, kuchli kislotali, $pH < 7$ bulsa, kuchsiz kislotali, $pH=7$ bulsa, neytral, $pH > 7$ bulsa, ishkoriy xossani namoyon kiladi.

Tuzlarning gidrolizi deb, moddalarning suv bilan xar kandy uzaro ta'siriga aytiladi. Amalda kupincha tuzlarning gidrolizi bilan ish tutishga tugri keladi. Agar kislotaldagi vodorod metallga tulik almashsa, muxit neytral bulishi kerak. Lekin kuchli asos va kuchli kislotaldan xosil bulgan tuzlargina neytral muxitga ega buladi. Boshka tuzlar gidrolizga uchrashi natijasida neytral muxit xosil kilmaydi. Gidroliz natijasida eritmada vodorod va gidroksil ionlar konsentrasiyasi uzgaradi. Shuning uchun xam kup tuzlarning eritmaları kislotali yoki ishkoriy muxitga ega buladi. Bu xodisani 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 bulsa xam, bu ionlar dissosilanmagan suv molekulalari bilan muvozanatda buladi. Chunki, uzgarmas temperaturada suvning ion kupaytmasi uzgarmasdir. Agar suv ionlaridan biri tuz ionlari bilan boglanib, muvozanat buzilsa, bu boshka suv molekulasini dissosilanishga olib keladi, eritmada boshka ionning konsentrasiyasi ortadi va natijada eritma kislotali yoki ishkorish muxitga ega buladi. Tuzlar gidrolizlanishining sababi shundaki, tuzning kation va anionlari suvdagi H^+ va OH^- ionlarini boglab kam dissosilanadigan

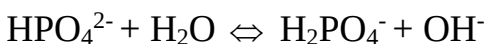
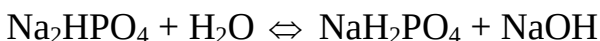
moddalar xosil qilishi tufayli $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ muvozanati uning tomonga siljiydi. Hidroliz reaksiyasini yozishda xamma vaqt kuchsiz elektrolit koldigi hidrolizga uchrashini unutmaslik kerak. Chunki, deyarli xamma tuzlar kuchli elektrolitlardir. Ion tenglamada kam dissosilanuvchi, gazsimon va chukmaga tushadigan moddalar molekula kurinishda yoziladi. Reaksiyaning molekulyar va ion tenglamasini yozish hidroliz prosessini tulik kursatadi. Kuyidagi asos va kislotalardan xosil bulgan tuzlar gidrolizga uchraydi.

1. Kuchli asos va kuchsiz kislotalardan xosil bulgan tuzlar.

Masalan,



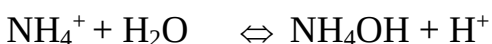
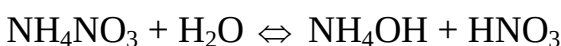
Kuchli asos va kuchsiz kislotalardan xosil bulgan tuz gidrolizlanganda nordon tuz va ishkori xosil buladi:



Eritmada erkin xolda ishkori yigilib kolgani uchun gidroliz kuchsiz kislota xosil bulguncha davom etmaydi.

2. Kuchsiz asos va kuchli kislotalardan xosil bulgan tuzlar

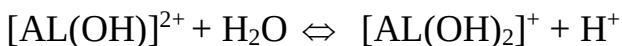
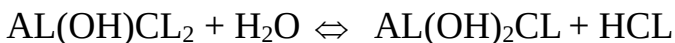
Agar kation va anion bir valentli bulsa, gidroliz natijasida asos va kislota xosil buladi:



Kation kup valentli anion bir valentli bulsa, gidroliz natijasida asosli tuz va kislota xosil buladi:

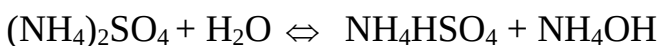


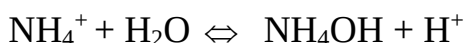
Agar suv juda xam kup bulsa gidroliz davom etadi:



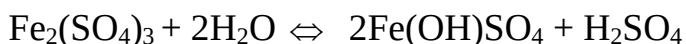
Eritmada H^+ ionlari yigilgani uchun gidroliz kuchsiz asos xosil bulguncha davom etmaydi.

Kation bir valentli, anion kup valentli bulgan xolda gidroliz natijasida NQ ioni va nordon tuz xosil buladi:



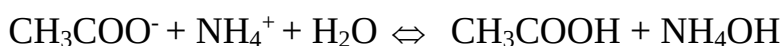
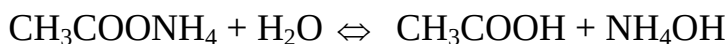


Kation va anion kup valentli bulganda gidroliz natijasida asosli tuz va kislota xosil buladi.



3. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan xosil bulgan tuzlar.

Eritma reaksiyasi asos va kislotaning nisbiy kuchiga boglik buladi. Masalan, ammoniy asetatning gidroliz reaksiyasini kuraylik:



Bu reaksiyada muxit neytral (pH=7), chunki gidroliz natijasida xosil bulgan maxsulotlarning dissosilanish konstantalari bir-biriga deyarli teng:

$$\text{KNH}_4\text{OH} = 1.79 \cdot 10^{-5}; \text{KCH}_3\text{COOH} = 1.75 \cdot 10^{-5}$$

Gidrolizga uchragan tuz molekulalari sonining umumiy erigan tuz molekulalari soniga nisbati tuzning gidroliz darajasi (β) deyiladi.

U konsentrasiyaga boglik bulib suyultirilishi bilan ortadi. Masalan, Na_2SO_3 ni 0.1 n eritmasining $\beta=4.5$, 0.001 n eritmasiniki esa $\beta=34$ buladi.

Tayanch iboralar:

1. Elektrolitik dissosilanish
2. Dissosilanish mexanizmi.
3. Elektrolitik dissosilanish nazariyasi asosida kislota va asoslar.
4. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar
5. Suvning dissosilanishi
6. Vodorod kursatkich

Nazorat savollari:

1. Elektrolitik dissosilanish nazariyasi
2. Boskichli dissosilanish
3. Kuchsiz elektrolitlarning dissosilanish konstantasi
4. Kuchli elektrolitlarning eritmadagi xolati
5. Ionli reaksiyalar.
6. Tuzlarning gidrolizini molekulyar va ionli tenglamalari.
7. Gidroliz darajasi va ta'sir etuvchi faktorlar.

Adabiyotlar:

1. 119-137 betlar
2. 296-340 betlar
4. 88-104 betlar.

MA'RUZA № 10

OKSIDLANISH-KAYTARILISH REAKSIYALARI ELEKTROKIMYO ASOSLARI.

R E J A :

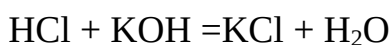
1. Oksidlanish va kaytarilish prosesslari
2. Oksidlanish darajasi
3. Asosiy oksidlovchi va kaytaruvchilar
4. Oksidlanish-kaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzish usullari
5. Elektrod potensial xakida tushuncha.
6. Gazli elektrodlar.
7. Galvanik elementlar nazariyasi.
8. Elektroliz.

Anorganik ximiyadagi barcha reaksiyalarni ikki turga bulish mumkin;

1. Reaksiyaga kirishuvchi elementlarning oksidlanish darajasi uzgarmay koladigan reaksiyalar.

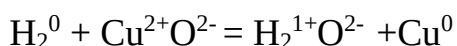
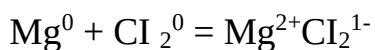
2. Oksidlanish darajasi uzgarishi bilan boradigan reaksiyalar.

Birinchi tur reaksiyalarga almashinish, parchalanish va birikish reaksiyalari misol bula oladi. Masalan:



Bu misollarda xech kaysi elementning oksidlanish darajasi uzgarmaydi.

Ikkinchi tur reaksiyalariga sikib chikarish va boshka reaksiyalar misol buladi. Bunday reaksiyalar oksidlanish-kaytarilish reaksiyadari deyiladi. Ularda elektronlar bir atom yoki ionlardan ikkinchi atom yoki ionlarga utadi. Uziga elektron biriktirib olgan atom, ion, molekulalar oksidlovchi deb, elektron yukotadigan atom, ion, molekulalar kaytaruvchi deb ataladi. Elektron biriktirib olish prosessi-kaytarilish prosessi deb, elektron berish prosessi-oksidlanish prosessi deyiladi. Demak, oksidlovchi kaytariladi va kaytaruvchi oksidlanadi.

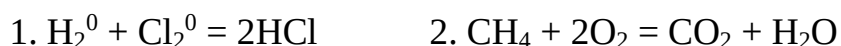


Element atomi oksidlanganda uning oksidlanish darajasi ortadi, kaytarilganda esa oksidlanish darajasi pasayadi.

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 uzining eng yukori oksidlanish darajasida (masalan S^{6+} , P^{5+} , Cu^{2+} , Mn^{7+} ionlarda) boshka elektron yukota olmaydi va fakat oksidlovchi xossasini nomayon kiladi. Va aksincha, element atomi uzining eng kichik oksidlanish darajasida uziga elektron kabul kila olmaydi va fakat kaytaruvchi (masalan, S^{2-} , N^{3-} , Cl^- , P^{3-} , J^- ionlari) xossasini namoyon kiladi. Agar element atomi uzining urtacha oksidlanish darajasiga ega bulsa, u eritmaning muxitiga karab yo oksidlovchi yoki kaytaruvchi xossasini namoyon kiladi.

Kaytaruvchidan oksidlovchiga elektronlar utganda odatda reaksiyada ishtirok etayotgan elementning valentligi uzgaradi. Lekin oksidlanish-kaytarilish reaksiyalarida element valentligi uzgarmay kolishi mumkin. Masalan:

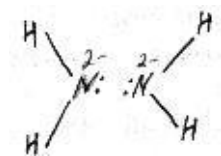


Birinchi reaksiyada vodorod va xlorning valentligi reaksiyadan oldin xam keyin xam birga teng. Metanning yonish reaksiyasida uglerod, kislorod va vodorodlarning valentliklari uzgarishsiz kolyapti. Lekin bu reaksiyalarda atomlarning xolatdari uzgaradi. Demak, molekulada atom xolatini valentlik tushunchasi tupik ifodalay olmaydi. Shuning uchun xam, oksidlanish-kaytarilish reaksiyadarida oksidlanish darajasi tushunchasidan foydalanish maksadga muvofik buladi. Valentlik kovalent boglanishda (musbat yoki manfiy) ishoraga ega emas. U fakat boglanish sonini kursatadi. Ximiyaviy boglanishda esa elektronlar elektrmanfiyroq element atomiga siljigan buladi, natijada atomlar ma'lum zaryadga ega buladi.

Kuyidagi misollar valentlik bilan oksidlanish darajasi orasidagi farkni yakkol kursatadi.

1. Azot molekulasida ikkita azot ($\text{N}=\text{N}$) atomi uzaro uch juft elektron orkali birikkan. Uning oksidlanish darajasi nolga teng. Chunki ximiyaviy bog xosil kilgan umumiy elektron jufti xar ikki azot atomidan bir xil masofada joylashgan.

2. Gidrazin- N_2H_4 molekulasida, xar bir azot atomining valentligi 3 ga teng, oksidlanish darajasi esa minus 2ga teng, chunki;



xar bir azot-vodorod bogda umumiy electron jufti azot atom tomonga siljigan.

3. Oksidlanish darajasi musbat, manfiy, nol va kasrli bulishi mumkin.

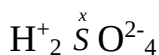
Umumiy elektron juftini uziga tortgan elektr manfiyrok element manfiy (-) va ikkinchi element musbat (+) oksidlanish darajasiga ega. Ximiyaviy birikmada yoki eritmada xakikiy bulgan ionlarni kursatish uchun musbat va manfiy ishorasi rakamdan keyin yoziladi.

Masalan: Fe^{3+} , Mn^{2+} , SO_4^{2-} , MnO_4^- , Cl^- , Na^+ va boshkalar.

Ximiyaviy birikmalarda atomning oksidlanish darajasini aniklashda kuyidagi konundan foydalaniladi.

1. Oddiy moddalarda atomning oksidlanish darajasi nolga teng (H_2 , O_2 , Fe, S).
2. Metallar xamma vakt musbat oksidlanish darajasiga ega.
3. Vodorod, gidridlardan tashkari xamma birikmalarda +1, gidridlarda esa -1 oksidlanish daraja namoyon etadi.
4. Kislorod birikmalarda (OF_2 dan tashkari) -2 oksidlanish daraja namoyon etadi. Peroksid (-0-0-gruppali) larda esa kislorodning oksidlanish darajasi -1 ga teng.
5. Metallamaslarni oksiddanish darajasi xam musbat, xam manfiy bulishi 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 bulishini e'tiborga olish kerak. Misol, H_2SO_4 dagi oltingugurtning oksidlanish darajasini xisoblab topamiz.



$$(+1)*2 + x + (-2)*4 = 0 \quad x = +6$$

Demak, oltingugurtning oksidlanish darajasi +6 ga teng.

Uziga elektron kabul kilib, davriy sistema katoridagi inert gazning elektron strukturasiga ega bulgan yoki manfiy zaryadlangan ionlar xosil kiluvchi neytron atomdar oksidlovi buladi. Masalan, gologenlarning neytrol atomlari F_2 , Cl_2 , Br_2 , J_2 oksidlovchi funksiyasini bajarib, manfiy zaryadlangan F_2 , Cl_2 , Br_2 , J_2 ionlarga aylanadi.

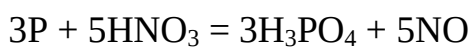
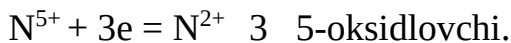
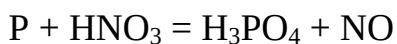
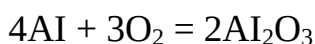
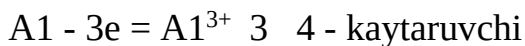
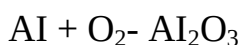
Galogenlardan ftor va xlor kuchli oksidlovchi xisoblanadi.

Asosiy oksidlovchilarga yana kislorod, oltingugurt va boshkalar misol bula oladi. Ba'zi metall ionlari uzlarining eng yukori valentliklarida (masalan. Nr^{4+} , Cr^{6+} , Pb^{4+}) oksidlovchi bulishi mumkin.

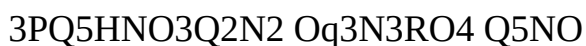
Erkin xolda barcha metallar, asosan ishkoriy (Li, Na, K, Rb, Cs) va ishkoriy-yer (Ca, Sr, Ba) metallari, kislorodsiz kislota koldiklarining ionlari (J^- , Br^- , S_2) xamda gidridlar (KH , NaH , CaH_2) kaytaruvchi buladi. Shuni nazarda tutish kerakki, oksidlovchi bilan kaytaruvchi urtasida keskin chegara yuk, bitta modda bir sharoitda oksidlovchi, ikkinchi sharoitda esa kaytaruvchi bulishi mumkin. Masalan, temir sulfid xosil bulish reaksiyasida $\text{S} + \text{Fe} = \text{FeS}$ oltingugurt -S elektron kabul kilib oksilovchi, lekin $\text{S} + 2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$ reaksiyada esa elektron berib kaytaruvchi xossasini namoyon kiladi.

Oksidlanish kaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda elektron-balans va ion-elektron (yarim reaksiyalar) metodlaridan foydalaniladi.

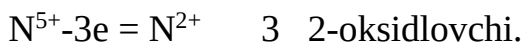
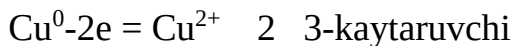
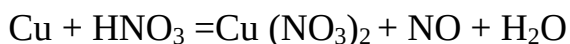
1. Elektron-balans metodi yordamida oksidlanish-kaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda oksidlovchi va kaytaruvchilarni kabul kilgan va yukotgan elektronlar sonini aniklash kerak. Kaytaruvchining yukotgan va oksidlovchining kabul kilgan elektronlar soni reaksiyadan oldin va keyin atom, ionlarning oksidlanish darajasi uzgarish bilan aniklanadi. Kaytaruvchining umumiy yukotgan elektronlar soni, oksidlovchining umumiy kabul kilgan elektronlar soniga teng bulishi kerak.

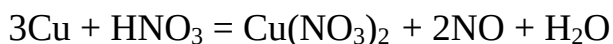


Reaksiyaning ung va chap tomonidagi atomlar sonini xisoblash tenglamaning chap tomonidan vodorod va kislorod atomlari uzaro teng emasligini kursatadi. Bu xolda tenglamaning chap tomoniga suv molekulalari yoziladi va reaksiyaning tenglamasi kuyidagi kurinishga ega buladi.

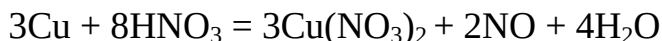


Ba'zi bir xollarda metall oksidlanganda tuz xosil buladi, bunday xolda reaksiyaga kislota molekulasidan ortikcha mikdorda olinadi. Masalan;





Tenglamaning ung kismida 8 ta. chap kismida 2 ta, ya'ni uch molekula tuz xosil bulishida ishtirok etayogan 6 ta azot atomi yetishmaydi, bundan yana nechta suv molekulasini yozish kerakligi aniklanadi va reaksiya tenglamasi quyidagi kurinishga ega buladi;



Eritmada boradigan oksidlanish-kaytarilish reaksiyalarining tulik molekulyar tenglamalarini tuzishda elektron-balans metodidan foydalanib oksidlanish darajasi tushunchasini ishlatish uzining fizik ma'nosini yukotadi. Chunki elektron balans metodida ishlatiladigan Cr^{6+} , Mn^{7+} , N^{5+} va boshka kationlar eritmada umuman bulmaydi. Ular suvli eritmada suvning kislorodi bilan birikib, CrO_4^{2-} , MnO_4^{2-} , NO_3^- ionlari xolida mavjud buladi.

Bundan tashkari, elektron-balans metodi oksidlanish-kaytarilish prosessida gidrosid va vodorod ionlari xolida suv molekulalarining rolini kursatmaydi. Shuning uchun xam suvli eritmalarda boradigan oksidlanish-kaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda ion-elektron metodidan foydalanish maksadga muvofikdir. Bu metodda koeffitsiyentlar ion-elektron tenglama yordamida topiladi. Ion-elektron tenglamaning elektron-balans tenglamadan farki shuki, unda elektrolitik dissosialanish nazariyasiga binoan suvli eritmada xakikatan mavjud bulgan ionlar yoziladi.

Ion-elektron metodi yordamida eritmalarda boradigan oksidlanish -kaytarilish reaksiyalarining tulik tenglamalarini tuzish uchun quyidagi tartibga rioya kilish kerak.

1. Reaksiya uchun olingan va reaksiya natijasida xosil buladigan maxsulotlarning tarkibini bilish, ya'ni reaksiyaning molekulyar tenglamasini yozish zarur.

2. Elektrolitik dissosialanish nazariyasiga binoan reaksiyaning ion sxemasini yozish kerak.

3. Ayrim xolda oksidlanish-kaytarilish prosesslarini ion-elektron tenglamasini yozishda quyidagilarga asoslaniladi:

- a) Ayni element atomlarining soni tenglamaning ung va chap tomonida teng bulishi kerak

- b) Reaksiya uchun olingan modda tarkibida kislorod kam bulsa, kislotali muxitda (vodorod ioni bilan birikib) suv xosil kiladi. Neytral yoki ishkoriy muxitda esa ajralib chikkan kislorod suv bilan birikib, gidroksid gruppani xosil kiladi

v) Reaksiya uchun olingan modda tarkibida kislorod kup bulsa kislotali va neytral muxitda suv, ishkoriy muxitda gidroksid ioni xosil buladi

g) Oksidlanish va kaytarilish prosesslarining umumiy zaryadi tenglamaning chap va ung tomonlarida bir-biriga teng bulishi kerak

4. Oksidlanish va kaytarilish prosesslarini ion-elektron tenglamalari birgalikda yozilib, oksidlovchi va kaytaruvchi oldiga yoziladigan koefitsiyentlar topiladi. Uni aniklashda kaytaruvchi yukotgan elektronlar soni oksidlovchi kabul kilgan edelektronlar soniga teng bulishi nazarda tutiladi.

5. Prosesslarning ung va chap tomonlarini aniklangan koefitsiyentlarga kupaytirib, ularni birgalikda yoziladi. Natijada kiska ion tenglama xosil buladi.

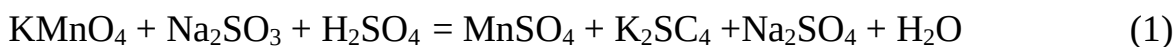
6. Reaksiyaning tulik ion va molekulyar tenglamalari yoziladi.

7. Molekulyar tenglama tugri yozilganligini xar kaysi element atomlari soni orkali tekshiriladi. Kupincha kislorod atomlari sonini xisoblash bilan chegaralanadi.

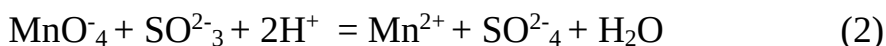
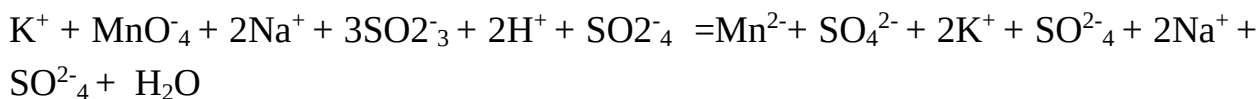
Masalan, ion-elektron metod buyicha sulfit ionining kaliy permanganat ta'sirida sulfat ioniga utishini uch muxit sharoitida kurib chikaylik.

1) Kislotali muxitda:

a) Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:

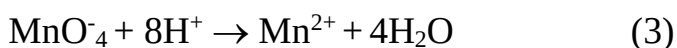


b) Reaksiyaning ionli sxemasi:



Demak, kislotali muxitda permanganat ioni Mn^{+2} ionigacha (eritma rangsizlanadi) kaytariladi.

v) Oksidlanish va kaytarilish prosessini ion-elektron kurinishida yozish uchun tenglama (2) dan kurinib turibdiki, MnO_4^- ionidagi 4ta kislorod atomi H_2 bilan boglanib, turt molekula suv xosil kiladi, natijada



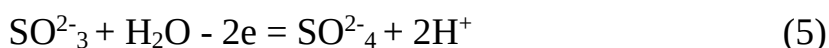
Sxemaning chap va ung tomonidagi umumiy zaryadni xisoblash shuni kursatadiki, ung tomondagi umumiy zaryad +2 ga, chap tomondagi umumiy zaryad esa +7 ga teng. Sxemaning chap va ung tomonidagi zaryadlar teng bulishi uchun tenglamaning chap tomoniga beshta elektron kushish kerak. U xolda kaytarilish prosessining ion-elektron tenglamasi kuyidagi kurinishga ega buladi;



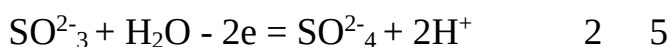
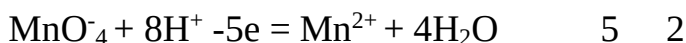
SO_3^{2-} ning SO_4^{2-} ioniga oksidlanishi kislorod atomining soni ortishi bilan kuzatiladi.



Sxema (4) ning ung tomonidagi umumiy zaryad nolga, chap tomonida gisi esa -2 ga teng. Sxemaning ung va chap tomonida zaryadlar soni teng bulishi uchun sxemaning chap tomonidan ikkita elektronni olish kerak, u xolda oksidlanish prosessining ion - elektronli tenglamasi kuyidagicha yoziladi;



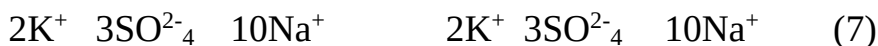
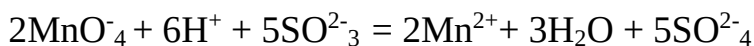
g) Endi kaytarilish (3) va oksidlanish (5) prosesslari bir-birini ostiga yozilib, oksidlovchi va kaytaruvchi uchun koefitsiyentlar aniklanadi:



Oksidlovchi kabul kilgan elektronlar soni kaytaruvchi yukotgan elektronlar soniga teng bulishi kerak. Buning uchun (3) tenglamani 2 ga va (5) tenglamani 5 ga kupaytirib, reaksiyaning kiska ionli tenglamasiga ega bulamiz.



Tuliy ionli tenglama yozish uchun umumiy tenglikni saklagan xolda xosil bulgan kiska ionli tenglamaning chap va ung tomoniga bir xil mikdorda karama-karshi ionlar yozamiz:



d) Endi tuliy ionli tenglamadan foydalanib, oksidlanish-kaytarilish reaksiyasining tuliy molekulyar tenglamasini yozamiz;



Tugri yozilgan tenglamaning ung va chap tomonida kislorod atomining soni bir xil bulishi kerak.

2) Neytral muxitda

a) Bunda permanganat ion MnO_4^- marganes (IV) - oksidigacha MnO_2 kaytariladi. natijada eritmaning tuk kizil rangi yukolib, jigar rang chukma xosil buladi. Bu reaksiyaning ionli sxemasi kuyidagicha:



b) Oksidlanish va kaytarilish prosesslarining ion-elektron tenglamalarini ayrim-ayrim yozamiz;

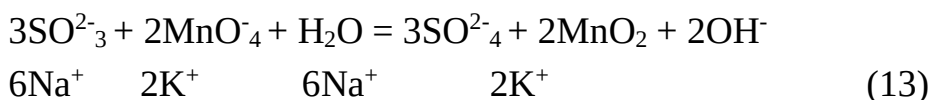


Demak, oksidlovchi oldidagi koeffitsient ikkiga va kaytaruvchi oldidagi koeffitsient uchga teng.

v) Oksidlanish va kaytarilish proesslarining ion-elektron tenglamalarini topilgan koeffitsientlarga kupaytirib, kiska ionli tenglamani yozamiz:



g) kiska ionli tenglamaga (12) kapama-karshi ionlarni yozib, tulik ionli tenglamaga ega bulamiz (13):

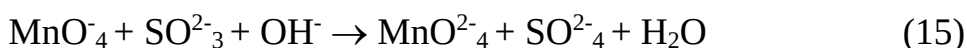


d) Berilgan oksidlanish-kaytarilish reaksiyasining tulik molekulyar tenglamasini yozamiz:



3. Ishkoriy muxitda:

a) Bunda permanganat ion manganat ioniga kadar kaytariladi. Natijada eritmaning olcha rangli kizil tusi yashil rangga utadi. Reaksiyaning ionli sxemasini kuyidagicha yozish mumkin;

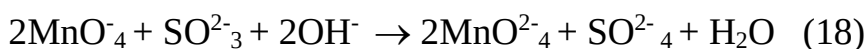


b) Oksidlanish va kaytarilish proesslarining ion-elektron tenglamalarini yozamiz;

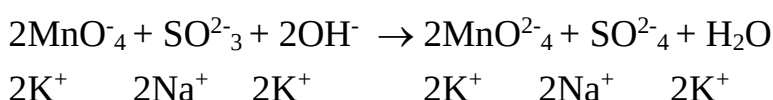


Bu tenglamalardan kurinib turibdiki, oksidlovchini 2 ga, kaytaruvchini 1 ga kupaytirish kerak.

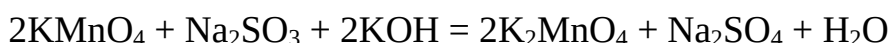
v) Yukoridagi (16) va (17) tenglamalarni koeffitsiyentlarga kupaytirib, birgalikda yozsak, reaksiyaning kiska ionli tenglamasiga ega bulamiz;



Kisqa (18) ionli tenglamaga karama-karshi ionlarni yozib, tulik ionli tenglamani yozamiz;

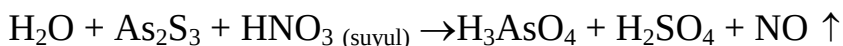


Endi reaksiyaning tulik molekulyar tenglamasini yozamiz:



Ba'zi kaytaruvchilar kation bulib, reaksiya natijasida murakkab anionlarga yoki ba'zi oksidlovchilar murakkab anionlar bulib, reaksiya natijasida kationlarga aylanadi. Masalan, arsenit sulfidning suyultirilgan HNO_3 bilan oksidlanishini kurib chikaylik.

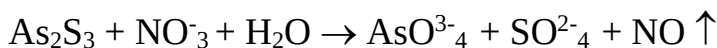
a) Reaksiyaning molekulyar tenglamasi



b) Ionli sxemasi:



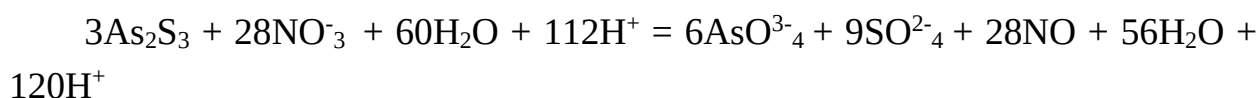
yoki



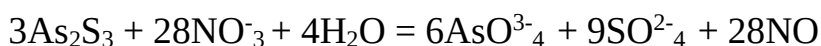
v) Oksidlanish va kaytarilish proseslarining ion-elektron tenglamalari;



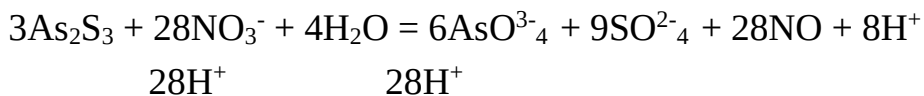
g) yukoridagi tenglamalarni koeffitsiyentlariga kupaytirib birgalikda yozsak, reaksiyaning kiskacha ionli tenglamasiga ega bulamiz:



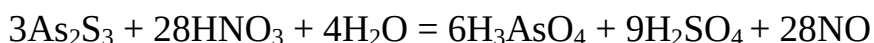
yoki



kiskacha ionli tenglamaga karama-karshi ionlarni yozib, tulik ionli tenglamani yozamiz;



Endi oksidlanish-kaytarilish reaksiyasining tulik molekulyar tenglamasini yozamiz:



Elektr toki ta'sirida yoki uzi elektr toki xosil kilib boradigan ximiyaviy proseslar elektroximiyaviy proseslar deyiladi. Bunday proseslarni ximiyaning elektroximiya bulimi urganadi.

A.V. Pisarjevskiy ta'limotiga kura metall suvga yoki shu metall ioni bilan bulgan eritmaga tushirilsa, metall bilan suyuqlik chegarasida elektrod potensial xosil buladi, chunki metall sirtidagi ionlar suvning kutblangan molekulalariga tortiladi va metall dan suyuqlikka uta boshlaydi va nixoyat muvozanat karor topadi.



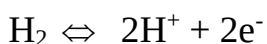
Ionlarning suvga utishi natijasida, metall da ortikcha erkin elektronlar yigilib koladi: metall manfiy zaryadlanadi, suyuqlik esa musbat zaryadlanadi. Metall dan eritmaga utib, gidratlangan ionlar metall ga tortiladi va metall sirtiga yakin joylashib kush elektr kavat xosil kiladi, natijada metall bilan eritma orasida potentsiallar ayirmasi vujudga keladi. Bu kiymat metall ning elektrod potentsiali deb ataladi.

Turli metallar suvga botirilganda vujudga keladigan potentsiallarning qiymati turlicha buladi. Metall kancha aktiv bulsa, uni kurshab turuvchi suv muxitiga shuncha kup ion utadi, natijada metall plastinkada paydo buladigan manfiy zaryadning qiymati yukori buladi. Bu esa ayrim metallarning kristall panjaralarida kationlarning bir xil boglanish 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-suyuklik sirtidagi muvozanat siljiydi va yangi potentsiallar ayirmasi xosil buladi.

Oddiy moddalarni kaytaruvchi-oksidlovchi xossasi uzgacha buladi. Elektrod potentsiallar uchun eritmalaridagi oddiy moddalar reaksiyada kristall panjaradagi atomlararo boglanishni uzishga sarf bulgan energiyani xamda ionlarni eritmaga utishdagi gidratlanish energiyasini xisobga olish kerak. Masalan, Cu va Zn ni D. I. Mendeleyevning elementlar davriy sistemasida joylanishiga karab ionlanish energiyasini qiymati Cu =738 va Zn =901 kJ ga teng. Demak, Cu elementi Zn elementiga karaganda kuchlirok kaytaruvchilik xususiyatiga ega bulishi kerak, lekin su ning kristall panjarasidagi boglanish ancha mustaxkam. Shuning uchun Cu ionining rux ioniga nisbatan gidratlanish energiyasi kam. Bu esa mis ionlarini eritmaga utishini kiyinlashtiradi. Shuning uchun mis ruxga nisbatan juda kuchsiz kaytaruvchidir. Elektrod potentsialining qiymati metallning tabiatiga, eritmadagi ionlar konsentrasiyasiga va temperaturasiga boglik buladi. Gazli elektrodlar gaz va gaz ioni bulgan eritma bilan tuknashib turadigan biror noaktiv metall utkazgich (Pt) dan iboratdir.

Metall utkazgich elektronlar okimini xosil kiladi, uzi esa eritmaga ionini bermaydi. Masalan, normal vodorod elektrodni kurib chikaylik. Platina plastinkasini aktiv vodorod ionlar konsentrasiyasi 1 mol/l bulgan 2 H sulfat kislota eritmasiga tushirib, eritmadan 1 atom bosim (25°S da) vodorod utkazsak, vodorod platina plastinka sirtiga yutilib, vodorod plyonkasini (parda) xosil kiladi. Buning natijasida elektrolit (H₂SO₄) eritma platina plastinka bilan tuknashmasdan vodorod plyonkasi bilan tuknashadi va vodorod elektrod xosil buladi. Vodorod elektrod metall elektrodlar kabi eritmaga uz ionini beradi:



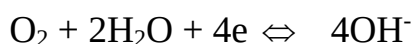
Natijada eritma bilan vodorod elektrod orasida potentsiallar ayirmasi xosil buladi va uni normal vodorod elektrod potentsiali deyiladi. U shartli ravishda nolga

teng deb kabul kilingan. Shunday kilib, eritmaga kation beruvchi gazli vodorod elektrod xosil buladi. Gaz elektrodlardagi reaksiyalarda gazlar ishtirok etgani uchun, bu elektrodlar potentsiallari gazlarni parsial bosimiga boglik buladi. Vodorod elektrod uchun Nernst tenglamasini 2980 K da kuyidagicha yozish mumkin:

$$E_{H^+/H} = \frac{0.059}{1} \lg \frac{a_{H^+}^2}{P_{H_2}}$$

bu yerda : P_{H_2} - vodorodning parsial bosimi, a_{H^+} - elektrolitdagi H^+ ionlar aktivligi.

Vodorod elektrodga uxshash kislorod elektrodni tuzish mumkin. Masalan, platinani kislorod va kislorod xosil kiluvchi ioni (gidroksil ioni- OH^-) bulgan eritma bilan tuknashtirish kerak, ya'ni O_2 , Pt/OH^- . Agar kislorodli elektrodda kuyidagi tenglama bilan reaksiya borsa:



Nernst tenglamasi kuyidagicha yoziladi:

$$E_{OH^-/O_2} = E^0_{OH^-/O_2} + 0,0147 \lg \frac{P_{O_2}}{a_{OH^-}^4}$$

Gazli elektrodlar asosan kosmonavtikada ishlatiladi.

Aloxida olingan elektrodning potentsiali absolyut potentsial deyiladi. Lekin uni ulchash juda kiyin. Shuning uchun amalda nisbiy elektrod potentsial bilan ish kuriladi. Buning uchun solishtirilayotgan elektrodning birini absolyut potentsiali nolga teng deb kabul kilinadi. Bunday elektrod sifatida standart vodorod elektrod kabul kilingan. Elektrodning standart potentsiali (E^0) deb, aktiv ionlar konsentrasiyasi 1 mol/l ga teng bulgan, 25°S da uz tuzi eritmasiga tushirilgan elektrod potentsiali orasidagi ayirmaga aytiladi.

Standart elektrod potentsial kiymatini aniklash uchun galvanik element tuziladi. Bu galvanik elementda birinchi elektrod sifatida standart vodorod elektrod, ikkinchi elektrod sifatida potentsial kiymati aniklanishi kerak bulgan metall plastinka olinadi. Masalan, Zn ning normal potentsialini aniklashda aktiv Zn ionlari konsentrasiyasi 1 mol/l ga teng bulgan $ZnSO_4$ ning 1 eritmasiga tushirilgan ruxli elektrod standart vodorod elektrod bilan tutashtiriladi. Xosil kilingan galvanik

elementning elektr yuritish kuchi ulchanib, $E=E_1-E_2$ formula asosida Zn ning standart elektrod potentsiali xisoblab topiladi.

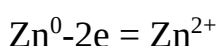
$E^0 \text{ Zn/Zn}^{2-} = -0,766 \text{ V}$ ga teng. Demak, galvanik elementda rux elektrod potentsiali bilan standart vodorod elektrod potentsiallarining ayirmasi 0,788 ga teng. Rux elektrod manfiy bulgani uchun undagi elektrodlar tashki zanjir orkali vodorod elektrodga utadi.

Misning standart elektrod potentsiali $E^0 \text{ Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0.348 \text{ V}$ ga teng. Standart elektrod potentsial kiymati kancha kichik balsa, metall atomi uz elektronini shuncha oson yukotadi. ya'ni uning ximiyaviy aktivligi yukori buladi.

Ximiyaviy reaksiya natijasida elektr energiya xosil kiladigan, ya'ni ximiyaviy energiyani elektr energiyaga aylantiradigan asboblar galvanik elementlar deyiladi.

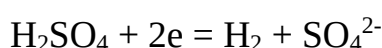
Galvanik element xosil kilish uchun elektrolit eritmasiga ikki xil metall tushirilib, ularning uchlari tashki zanjir orkali bir-biriga ulanadi. Italiya olimi Volt mis va rux plastinkalarini sulfat kislotasiga tushirib, ularni uzaro tutashtirganda elektr toki xosil bulishini kuzatadi va bu element keyinchalik volt elementi deb ataladi. Bunday galvanik elementda elektronlar tashki zanjir orkali rux elektroddan mis elektrodga utadi. ya'ni rux manfiy, mis musbat zaryadlanadi. Tajribadan kurinib turibdiki, eritmada ichki zanjir orkali SO_4^{2-} ionlari elektronlar yunalishiga teskari yunalishda xarakat kiladi. Natijada rux elektrod oksidlanadi, vodorod ioni esa mis elektrod sirtida kaytariladi va gaz xolida ajralib chikadi. Elektrodlarning elektrolit eritma bilan tuknashish yuzasida kuyidagi prsesslar boradi:

Rux elektrodda



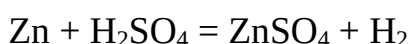
oksidlanish prsess

Mis edektrodda



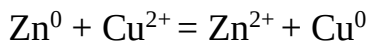
kaytarilish prsess

Bu elektrod prsesslarni umumlashtirib oksidlanish-kaytarilish reaksiyasi xolida kuyidagicha yozish mumkin:



Galvanik elementni xar xil metallar juftidan xosil kilish mumkin. Masalan, Daniel-Yakobi elementida rux va mis elektrodlar tegishliche ZnSO_4 va CuSO_4 tuzlarining 1 molyar eritmasiga tushirilgan va elektrodlar galvanometr orkali tutashtirilgan. Bunda elektronlar aktiv metall dan (Zn) noaktiv metallga (Cu) tomon yunaladi. Agar elektrolit eritmalar uzaro birlashtirilmasa, pyx sulfat eritmasida musbat zaryadlangan Zn ionlari, mis sulfat eritmasida manfiy zaryadlangan SO_4^{2-} ionlari tuplanadi, bu esa prsessning davom etishiga karshilik

kursatadi. Shuning uchun ikkala idishdagi eritmalar elektrolit eritmasi bilan tuldirilgan naycha yoki yarim utkazgich tusik yordamida tutashtiriladi. Bu bilan Zn^{2+} kationlari va SO_4^{2-} anionlarining bir idishdan 2-chi idishga diffuziyalanishi ta'minlanadi va natijada oksidlanish-kaytarilish prosessi davom etadi:



Bu galvanik elementni quyidagi elektroximiyaviy sxema bilan yozish mumkin:



anod

katod

Bundan kurinadiki, anodda, oksidlanish prosessi, katodda kaytarilish prosessi 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:

$$E.YU.K. = E^0 Cu^{2+}/Cu - E^0 Zn^{2+} / Zn = +0,34 - (-0,76) = +1.1 \text{ V}$$

Metall elektrodning eritmadagi ionlar konsentrasiyasi oshsa, potentsiali kamayadi, natijada metallmas elektrodning potentsiali ortadi. Metall ionlar konsentrasiyasi 1 mol/l ga teng bulmasa, galvanik elementdagi xar kaysi elektrodning potensialini aniqlash uchun Nernst tenglamasidan foydalaniladi:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln C$$

bu yerda: E- elektrod potensial, 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=298 K bulganda yukoridagi formula quyidagicha yoziladi:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln C = 2.303 \cdot \frac{8.315 \cdot 298}{n \cdot 96500} \lg C + E^0$$

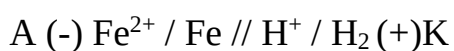
Formuladagi 2.303 natural logarifmdan unli logarifmga utish soni, yoki

$$E = E^0 + \frac{0.059}{n} \lg C$$

bu yerda; E-berilgan konsentrasiyadagi elektrodning potentsiali

E^0 -standart elektrod potentsiali.

Xar kandy galvanik element ishlaganda uning E.YU.K. kamayadi. Galvanik elementlardagi elektronlarning xarakati natijasida E.YU.K.ning kamayishi galvanik elementning kutblanishi deyiladi. E.YU.K. kamayish prosessi elektrodlar sirtining va elektrodlar oldidagi elektrolit konsentrasiyasining uzgarishi natijasidir. Masalan, elektrolit eritma sifatida NaCl tuzi temir anod va grafit katod yuzasidagi gazli vodorod elektrodli galvanik elementda kutblanish xodisasini kurib chikaylik. Bu galvanik elementning sxemasi kuyidagicha:



Bunda: anodda $Fe - 2e^- = Fe^{2+}$, katodda esa $2H^+ + 2e^- = H_2$ pposecc boradi. Bunday galvanik elementning E. YU. K. elektrodلarni potentsial ayirmasiga teng: $E.YU.K. = E_2H^+ / H_2 - E Fe^{2+} / Fe$

Elementning ishlash priscida anod elektrodلagi kush elektr kavatda Fe^{2+} ionlar konsentrasiyasi ortadi va eritmaga ionلarning utishi kiyinlashadi, bu esa tashki zanjir orkali utadigan elektronlar sonini kamaytiradi, natijada anod elektrodning potentsiali kamayadi. Bu prosess anodلagi kutblanish deyiladi.

Bir vaktning uzida katod elektrodلagi kush elektr kavatda H^+ ionlar konsentrasiyasi va tashki zanjir orkali katod elektrodلga utayotgan elektronلarning ionlar bilan birikishi susayadi, natijada elektronlar tuplanib koladi, katod elektrod potentsiali ortadi va katodلagi kutblanish prosessi xosil buladi. Kutblanishning kamayish prosessiga kutbsizlanish deyiladi. Eritmadagi H^+ va O_2 konsentrasiyasi ortishi bilan katodلagi kutblanish kamayadi. Oddiy sharoitda kislorod molekulasini eritmada oshirishga xavoni suvda eritish natijasida erishiladi. Bunda kislorod molekulasining konsentrasiyasi ortishi CO_2 razining erishini orttiradi, natijada H^+ ionlar konsentrasiyasi kuyidagi reaksiya buyicha boradi:



Demak, oksidlovchilar - kislorod molekulasini, NQ ioni katodli kutblanishni kutbsizlantiruvchilari xisoblanadi.

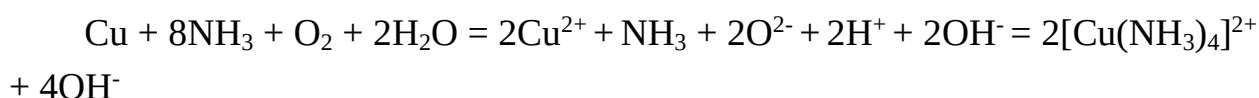
Anodli kutblanishni kutbsizlantiruvchilari anion (masalan, Cl^- , OH^- va xokazo) lardir.

Vodorod elektrodلga nisbatan Fakat metall juftlari potentsialidan tashkari oksidlangan xoldagi istalgan kaytaruvchining va kaytarilgan xoldagi istalgan

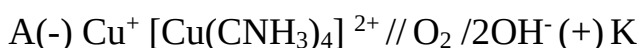
oksidlovchining potensialini aniklash mumkin. Oksidlovchi va kaytaruvchining standart potensial qiymati ularni kanday muxitda ishlatilayotganligiga bog'liq.

Eritmada aktiv ionlar konsentratsiyasi 1mol/l ga teng bulgan standart oksidlanish-kaytarilish potentsiallari qiymati (E^0) jadvalda keltirilgan. Bu jadvalga asoslanib, ba'zi bir ximiyaviy masalarni yechish mumkin.

Masalan, ammiakli eritmada Su ning xavo kislorodi ta'sirida oksidlanib, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ga utishni karab chikamiz:



Sodir bulgan oksidlanish-kaytarilish reaksiyasiga asoslangan galvanik element sxemasini tuzamiz:



Xosil bulgan juftning standart elektrod potentsiallarini jadvaldan olib- E.YU.K. ni xisoblaymiz:

$$\text{E.YU.K.} = E^0_{\text{O}_2 / 2\text{OH}^-} - E^0_{\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}} = +0,40 - (-0,05) = +0,45 \text{ V}$$

Demak, ammiakli eritmada Si xavo kislorodi bilan oksidlanadi, chunki reaksiyaning E. YU. K. musbat qiymatga ega.

Elektroliz - bu elektr toki ta'sirida elektrolit eritmalarida yoki suyuklanmalarda boradigan oksidlanish-kaytarilish prosessidir.

Elektrolizni amalga oshirish uchun uzgarmas tok manbaidan foydalaniladi. Elektrodlar ikki xil buladi:

1) Erimaydigan - ularga grafit, platina, oltin kiradi (erimaydigan elektrodlar ximiyaviy prosessda ishtirok etmaydi, ular fakat elektron utkazgich vazifasini utaydi.);

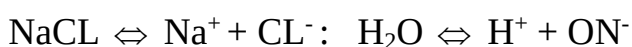
2) Eriydigan elektrodlar jumlasiga yukorida kursatilgan metallardan boshka xamma metall elektrodlar kiradi. Bu elektrodlar elektrolizda anod sifatida kullanilganida eritmaga uz ionlarini berib, erib ketadi.

Eruvchan anod elektroddan foydalanib, toza metallar olinadi. Bunda elektroliz prosessi tozalanayotgan metall tuzining eritmasida olib borilishi kerak. Sanoatda tuzlarning eritmalarini elektroliz kilib, Cu, Zn, Cd, Ni, So, Mn va boshka metallar olinadi. Bu metod yordamida bir metall boshka metall bilan koplanadi. Bu metod galvanostegiya deyiladi.

Katod elektrodda elektrolitning musbat zaryadlangan ionlari elektron kabul kilib zaryadsizlanadi. Kaysi ion oldin zaryadsizlanishi metallning kuchlanishlar

katorida vodorodga nisbatan joylanishiga, uning konsentrasiyasiga va ayrim xollarda elektrod potensialiga bog'liq buladi.

Bir xil sharoitda noaktiv metallar ionlari, ya'ni kuchlanishlar katorida vodoroddan keyin (ungda) joylashgan metall oson zaryadsizlanadi, ba'zan chapdagi metall ionlari oson zaryadsizlanadi. Suvdagi eritmalarida kuchlanishlar katorida *Al* gacha bulgan aktiv metallar ionlari kaytarilmaydi. Anodda elektrolit anionlaridan fakat kislorodsiz kislota koldiklari: Cl^- , Br^- , I^- , 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 chikadi. Uning dissosilanish sxemasi kuyidagicha yoziladi;



Elektroliz sxemasi:

katodda $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 \uparrow$ kaytarilish 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 chikadi. Dissosilanish sxemasi kuyidagicha:



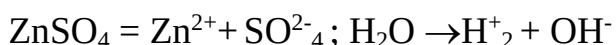
Elektroliz sxemasi:

katodda $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 \uparrow$ - kaytarilish prosessi muxit ishkoriy

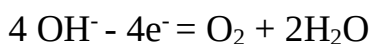
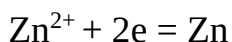
Anodda $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ oksidlanish prosessi muxit kislotali. Keltirilgan misollardan kurinib turibdiki, katodda ishkoriy metalla ionlari kaytarilmasdan ularning urniga suvning vodorod ionlari kaytariladi. Agar anodda kislorodli kislota koldigi bulsa, anod elektrodda xam suvning uzi elektron berib oksidlanadi.

Agarda tuz kuchlanishdar katorida *Al* dan keyinda turgan metallardan tarkib topgan bulsa. u xolla katodda shu metallning ioni va juda oz mikdorda vodorod ioni kaytariladi. Masalan: ZnSO_4 eritmasi elektroliz kilinganda katodda rux, anodda kislorod ajralib chikadi.

Uning dissosilanish sxemasi kuyidagicha:



Elektroliz sxemasi:



Elektrolizga doir mikdoriy konunlar ingliz olimi M.Faradey tomonidan kashf etilagan.

Faradeyning 1-chi konuni. Elektroliz prosessida elektrodlarda ajralib chikadigan modda mikdori elektrolitlardan utgan elektr mikdoriga tugri proporsionaldir; $m = k \cdot Q$

bu yerda m- modda mikdori, k - proporsionallik koeffisiyenti. (uni moddaning elektroximiyaviy ekvivalenti xam deyiladi va u elektrolitdan bir sekundda bir amper tok kuchi yoki bir kulon elektr utganda ajralib chikkan modda mikdorini kursatadi), Q-elektrolitdan utgan elektr mikdori (kulonlar xisobida).

Faradeyning 2-chi konuni. Turli ximiyaviy birikmalardan bir xil mikdorda elektr toki utganida elektrodlarda ekvivalent mikdorda modda ajralib chikadi yoki bir ekvivalent istalgan modda ajralib chikishi uchun elektrolitdan 96500 kulon elektr toki utkazish kerak:

$$K = \frac{1}{96500} \cdot E$$

I, II konunlarning matematik ifodasi kuyidagicha:

$$m = \frac{E \cdot Q}{96500}$$

bu yerda; m - kaytarilgan yoki oksidlangan modda mikdori, E - moddaning ekvivalenti, Q-elektr mikdori urniga $J \cdot t$ kuyilsa:

J-tok kuchi. t-tok utish vakti (sekunad.)

$$E \cdot J \cdot t$$

$$m = \frac{\quad}{96500}$$

Faradey konunlarini bilgan xolda kuyidagilarni xisoblash mumkin:

a) Elektr mikdori ajratib chikaradigan modda mikdorini:

b) Ajralib chikkan modda mikdoriga va tokni elektrolizdan utish vaktiga karab tok kuchini.

Tayanch iboralar.

1. Oksidlanish-kaytarilish reaksiyalari.
2. Oksidlanish-kaytarilish reaksiyalarining turlari.
3. Elektron balans.
4. Ion-elektron.
5. Nernst tenglamasi.
6. Vodorod elektrod.
7. Standart potentsial.
8. Elektroliz.

Nazorat savollari

1. Oksidlanish-kaytarilish reaksiyalari turlariga misollar.
2. Elektron balans usuli bilan oksidlanish-kaytarilish reaksiyalariga misollar.
3. Ion-elektron usuli bilan oksidlanish-kaytarilish reaksiyalariga misollar.
4. Elektrolizga misollar.
5. Standart elektron potensialni aniklash.
6. Galvanik elementlar
7. Anoddagi kutblanish
8. Erimaydigan elektrodlar
9. Faradey konunlari

Adabiyotlar

1. 234-240 betlar
2. 139-146 betlar
3. 341-384 betlar
4. 105-108, 133-181 betlar

MA'RUZA № 3

VII GURUXNING P-ELEMENTLARI

1. Umumiy xarakteristika
2. Ftor, olinishi, birikmalari, xossalari
3. Xlor, olinishi, birikmalari, xossalari
4. Brom, olinishi, birikmalari, xossalari
5. Yod, olinishi, birikmalari, xossalari

VII grupp r-elementlariga ftor F, xlor Cl, brom Br, yod J va astat At kiradi.

VII guruxning tipik elemenlari gruppasi F₂, Cl₂, brom guppachasi (Br₂, J₂, At).

Galogen suzi yunoncha «golos» (tuz) va «genodos» (tugdiruvchi) suzidan kelib chikkan. Galogenlarning dastlabki turtasi tabiatda anchagina tarkalgan. Oxirgi galogen - astat esa tabiiy radioaktiv yemirilishlarning oralik maxsulotlari tarkibida uchraydi; u sun'iy ravishda, yadro uzgarishlari yordami bilan xosil qilinadi. Galogenlar atomlarining sirtki qavatida yettitadan elektron (s^2p^5 - elektronlar) buladi. Shu sababli, galogen atomi uziga yana bitta elektron biriktirib olib, uzining sirtki qavatini sakkiz elektronli (ya'ni S^2P^6) oktet konfigurasiyaga utkazishga intiladi. Galogenlarning xammasi xam erkin xolatda kuchli oksidlovchilar bulib, ayniksa, ftor bizga ma'lum bulgan barcha oksidlovchilar

orasida eng kuchligi xisoblanadi. Galogenlar gruppasining birinchi a'zosi fluor boshqa galogenlardan birmuncha fark qiladi. U faqat - 1 ga teng bulgan oksidlanish darajasiga ega. Uning kislorodli birikmasi F_2O da xam fluor - 1 valentlidir; shuning uchun F_2O ning nomi kislorod fluorid deyiladi. Fluorning vodorodli birikmasi vodorod fluorid H_2F_2 suvda yaxshi eriydigan suyuqlik. Vodorod fluorid suvdagi eritmada ikki boskichda ionlarga ajraladi. Uning birinchi boskichi, xuddi urtacha kuchdagi kislotalarning ionlarga ajralishidek bulib, ikkinchi boskichi esa kuchsiz kislotalarning dissosilanishi kabidir. Shu sababli fluorid kislotani urtacha kuchdagi kislotalar katoriga kiritish mumkin. Cl_2 , Br_2 , va J_2 uzlarining kupchilik birikmalarida - 1 valentli buladi. Bu elementlar yana boshqa valentliklarni xam namoyon qila oladi. HCl , HBr , HI ning suvdagi eritmaları kuchli kislotalar bulib, HCl dan HI ga utgan sayin kislotaning kuchi ortib boradi, chunki Cl^{-1} , Br^{-1} , I^{-1} katorida chapdan ungga utgan sayin ionning zaryadi uzgarmagan xolda radiusi kattalasha boradi. Shu sababli HCl , HBr , HI ning kaytaruvchilik xossalari xam HCl dan HI ga tomon kuchayib boradi.

Cl_2 , Br_2 , J_2 uz birikmalarida - 1 dan tashkari +1 dan +7 ga kadar oksidlanish darajalarini namoyon qila oladi.

- +1 HClO , HBrO , HIO
- +5 HClO_3 , HBrO_3 , HIO_3
- +7 HClO_4 , H_5IO_6

Bu yerda keltirilgan gorizontall katorda kislotalarning kuchi kamayadi, vertikal katorda esa ortib boradi. Keyingi xolat, ayniksa xlorning kislorodli kislotalarida kuchli ifodalangan, chunonchi HClO_4 nixoyat kuchli kislota; HIO - amfoter xossalarni namoyon qiladi.

Fluor F_2 tartib nomeri $Z=9$, atom ogirligi 18,998 izotopining massa soni 19, elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^5$. Fluor barcha elementlar ichida eng katta elektrmanfiylik namoyon qiladi; uning nisbiy qiymati $\text{NEM}=3,95$ ga teng. Fluorning uz birikmalaridagi oksidlanish darajasi - 1 ga teng. Fluorning axamiyatga sazovor minerallari kalsiy fluorit CaF_2 (plavik shpak) va kriolit Na_3AlF_6 dir. Tarkibida fluor bulgan minerallardan apatitlar $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3$, $(\text{Cl}, \text{F})_2$ ni xam kursatib utish mumkin. Fluor Yer kobigida ogirlik jixatdan $2,7 \times 10^{-2} \%$ tarkalgan. Tabiatda fluorning birgina izotopi $\text{F} - 19$ uchraydi. Uning massa sonlari 16 dan 21 gacha bulgan izotoplari sun'iy yullar bilan olingan.

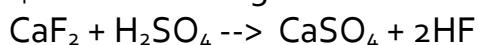
Fluor 2170S da suyuqlanadigan KF (HF dan yoki 72°S da suyuqlanadigan $\text{KF} \times 2\text{HF}$ tarkibli tuzdan foydalanib olinadi. Bu usul laboratoriya va texnika uchun katta axamiyatga ega. Endilikda bu maksad uchun platina idish urnida mis va nikel kotishmalardan idishlar qullaniladi. Anod sinfatida grafit ishlatiladi.

Fluor, och sarik-yashil tusli utkir xidli gaz, nafas yuli shillik pardalarini achitadi va nafasni bugadi. Fluor -188°S da och-sarik tusli suyuqlikka aylanadi, -220°S da qattiq xolatga utadi, erkin fluor F_2 molekulalaridan iborat. Fluorni suvda eritib bulmaydi, chunki u suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishib ketadi. F_2 benzol,

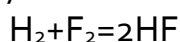
xloroform kabi erituvchilarda eriydi. Ftorning elektronga moyilligi 82,8 kkal/g - atom; ionlanish energiyasi 390,7 kkal/g -atom; elektromanfiyligi 390,7+82,8=473,5 kkal/g - atom. Elementlarning nisbiy elektromanfiylik jadvalida F₂ birinchi uringa joylashgan. Ftor atomining radiusi kichik bulganligi sababli, uning yadrosi elektronlarini juda kuchli tortib turadi. Shuning uchun ftor atomining tashki qavatidan bironta elektronni chikarib yuborish nixoyatda kiyin. Ftor eng kuchli metalloid. Ftor eng kuchli oksidlovchi.

Kislorod va azot bilan ftor bevosita birikmaydi; kolgan barcha elementlar bilan muvofik reaksiya sharoitda bevosita birikadi.

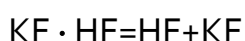
Ftorning vodorodli birikmasi HF plavik shpat - CaF₂ ga konsentrlangan sulfat kislota H₂SO₄ ta'sir ettirilsa gazsimon vodorod ftorid xosil buladi.



HF asosan ana shu reaksiya buyicha olinadi. HF shishaga ta'sir etadi; shuning uchun bu reaksiya platina yoki kurgoshindan yasalgan idishlarda utkaziladi. Ftor, vodorod bilan nixoyatda shiddatli ravishda birikadi.



Uta toza HF olish uchun MeF (HF tipidagi nordon ftoridlarni kizdirishdan foydalaniladi.



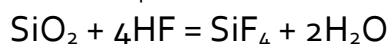
Toza HF 19,5°S dan past xaroratda rangsiz xavoda kuchli tutaydigan suyuqlik, 19,5°S dan yukori xaroratda esa rangsiz nixoyatda utkir xidli va zaxarli gaz. Uning muzlash xaroratsi - 83,1°S. HF molekulalari vodorod boglanish orqali uzaro birikib (HF)_x ni xosil qiladi, X=2, 3, 4, 5, 6, 7, 8 bulishi mumkin. HF buglarida xam deyarli assosilanish mavjud ekanligi aniklangan; lekin 90°S dan yukori xaroratda HF faqat yakka-yakka molekulalar (HF) dan iborat buladi. HF zaxarli modda, agar kulga tomsa uzok vakt tuzalmaydigan yara xosil qiladi.

Vodorod ftoridning suvdagi eritmasi urtacha kuchdagi kislota xossasiga ega. Umum e'tirof etgan tasavvurlarga muvofik, HF ning suvdagi eritmasi bir asosli kislota xossalarini namoyon qiladi. Suvda HF dissosilanishidan xosil bulgan ftor ioni HF ning dissosilanmagan molekulasini uziga qushib olib, murakkab ion HF₂⁻ ga aylanadi. Bu tasavvurga muvofik, HF ning bir molyar eritmasida 10% ga yakin HF₂⁻ ionlari va taxminan 1% F⁻ ionlari bordir. Buni kuyidagicha tenglama bilan tasvirlash mumkin:

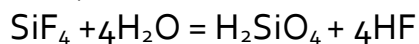


$$K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 7,2 \times 10^{-4} \quad K_2 = \frac{[\text{HF}_2^-]}{[\text{HF}][\text{F}^-]} = 5$$

Plavik kislota xlorid kislota qaraganda (va boshka vodorod gologenid kislotalariga qaraganda) juda kuchsiz. Plavik kislota Au va Pt dan tashkari boshka kupgina metallarni uzida eritadi. U Pb ning faqat sirtiga ta'sir etadi. Plavik kislota shishani yemiradi; bu vaktida shisha tarkibidagi SiO_2 plavik kislota erib gazsimon SiF_4 xosil buladi:



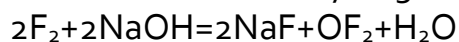
SiF_4 suv tomchisi bilan kamalsa, gidrolizlanib ortosilikat kislota xosil qiladi.



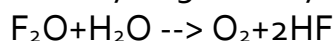
Plavik kislataning tuzlari NaF , KF va CaF_2 suvda yomon eriydi, lekin uning AgF tuzi suvda yaxshi eriydi.

Fe, Al, Sr, Ti va boshka metallarning ftoridlari ishqoriy metallarning ftoridlari bilan kompleks ftoridlar xosil qiladi: KTiF_6 , KCrF_4

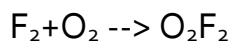
Ftorni kislorodli birikmalari uchta: OF_2 kislorod ftorid; O_2F_2 kislorod diftorid; O_3F_2 ozon diftorid. OF_2 kuyidagi reaksiya orqali olinadi:



OF_2 rangsiz, nafas organlariga kuchli ravishda ta'sir etadigan gaz. Uning qaynash xaroratsi -145°S , kotish xaroratsi $-223,8^\circ\text{S}$; suyuq xolda sargish tusga ega. Suvda eriganida kuyidagi reaksiya boradi:



kislorod diftorid O_2F_2 kuyidagi reaksiya orqali olinadi:



O_2F_2 faqat past xaroratlarda barkaror modda; u kizgish rangli qattiq jism: uning qaynash xaroratsi -57°S ; muzlash xaroratsi $-163,5^\circ\text{S}$ qaynash xaroratsidan salgina yukorirokda O_2 va F_2 ajralib ketadi.

Ozon diftorid O_3F_2 past xaroratda olinadigan kuk-kizil suyuqlik; uning -183°S dagi zichligi $1,74 \text{ g/sm}^3$. U xam endotermik modda bulib, uning xosil bulish issikligi $-6,24 \text{ kkal/mol}$ ga teng. O_3F_2 -5°C da parchalanadi.

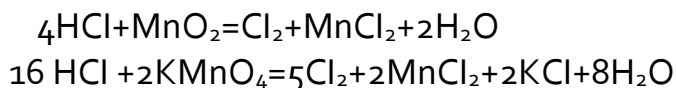
Xlor Cl_2 , tartib nomeri $Z=17$, atom ogirliigi 35,5 izotoplarning massa sonlari 35 va 37. Elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Xlori 1774 yili Sheyele xlorid kislota MnO_2 ta'sir ettirish yuli bilan kashf etgan. Faqat 1810 yilda Devining xizmatlari tufayli, xlor ximiyaviy element sifatida tanilgan (yunoncha «xloros»-yashil-sarik)

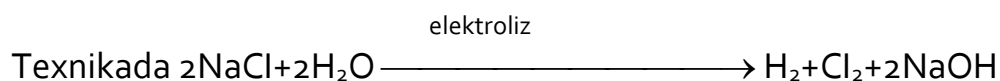
Xlor tabiatda keng tarkalgan; Yer kobigida ogirlik jixatidan $4,8 \cdot 10^{-2} \%$ tarkalgan. Xlor tabiatda birikmalar xolida buladi: NaCl , $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$, $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. NaCl tuzi xlor sanoati uchun zaruriy xom ashyodir. Inson organizmida karyib 0,25% gacha xlor buladi. Nixoyat, oshkozon suyuqligida 0,3-0,4% HCl ning bulishi juda katta fiziologik ahamiyatga ega. Inson va xayvonlar organizmida NaCl ning borligi organizm xujayralarida «suv balansini» boshkarib turadi.

Tabiiy birikmalarda xlor ikki izotop xolida uchraydi: $^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{37}_{17}\text{Cl}$. Xlorning tabiiy izotoplaridan tashkari 5 ta sun'iy radioaktiv izotoplari $^{33}_{17}\text{Cl}$, $^{34}_{17}\text{Cl}$, $^{36}_{17}\text{Cl}$, $^{38}_{17}\text{Cl}$, $^{39}_{17}\text{Cl}$ lar olingan.

Laboratoriyada xlor asosan xlorid kislotaga oksidlovchilar ta'sir ettirish yuli bilan olinadi.



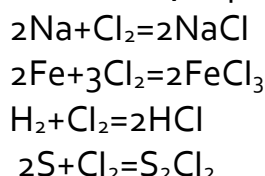
Texnikida Cl_2 faqat osh tuzini suvdagi eritmasini elektroliz qilish yuli bilan olinadi.



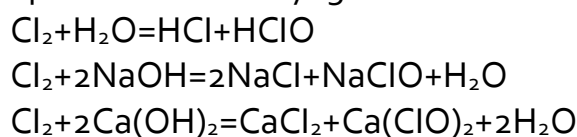
Shunday qilib, bu reaksiyadan asosiy maksad NaOH olish bulsada, qushimcha maxsulot sifatida juda kup miqdorda Cl_2 olinadi.

Xlor sarik-yashil tusli gaz, uning qaynash xaroratsi -34°S ; kotish xaroratsi $-102,4^\circ\text{S}$. Xlor molekulasi 727°S da 0,03%, 1727°S da esa 52% parchalanadi. Uy xaroratsida bir xajm H_2O da 2,3 xajm Cl_2 eriydi. Xlorning suvdagi eritmasi «xlorli suv» dan $+8^\circ\text{S}$ dan past xaroratlarda $\text{Cl}_2 \times 8\text{H}_2\text{O}$ tarkibli xlor gidrat ajratib olinishi mumkin.

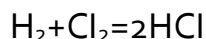
Xlor kuchli oksidlovchi, kupchilik metallar va metallmaslar bilan birikadi.



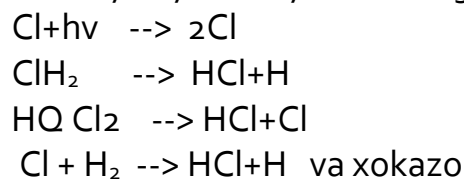
Xlor suv va ishqorlar bilan reaksiyaga kirishadi.



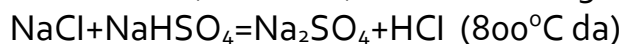
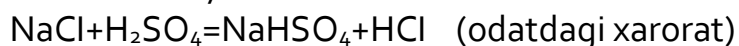
Xlorning vodorodli birikmasi vodorod xlorid, vodorod bilan xlor aralashmasiga kuyosh nuri ta'sir ettirish yoki bu aralashmani yokish orqali sintetik usulda olinishi mumkin:



Bu reaksiya fotoximiyaviy reaksiyalar katorga kiradi.



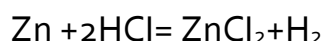
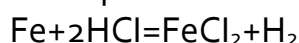
Vodorod xlorid olishning yana bir usuli-osh tuziga konsentrlangan H_2SO_4 ta'sir ettirishdir. Reaksiya ikki boskichda boradi:



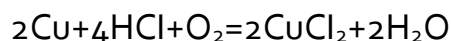
Vodorod xlorid odatdagi sharoitda gaz, uning qaynash xaroratsi $-84,90^\circ\text{S}$, muzlash xaroratsi $-114,8^\circ\text{S}$, 20°S da 1l suvda 450 litr HCl gazi eriydi.

HCl ning suvdagi (37,29%) eritmasi kuchli kislota bulib, xlorid kislota (tuz kislotasi) nomi bilan yuritiladi. Xlorid kislota eritmasi past xaroratlarga kadar sovitilganda $\text{HCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ tarkibli kristallgidratlar xosil buladi.

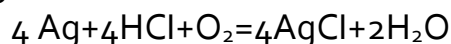
Aktivlik katorining chap tomonidagi metallar xlorid kislotadan H_2 sikib chikarib, tuz xosil qiladi.



Misga xlorid kislota xavo kislorodi ishtirokida ta'sir eta oladi:



Kumushga xavo ishtirokida konsentrlangan HCl sekin ta'sir etadi:

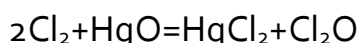


Metall xloridlar xlorid kislotaning tuzlaridir. Kupchilik metallarning xloridlari suvda yaxshi eriydi. Lekin kumush xlorid AgCl , mis(I)-xlorid CuCl , simob(I)- xlorid Hg_2Cl_2 , talliy (I)- xlorid TlCl , kurgoshin (II)-xlorid PbCl_2 yomon eriydi.

Xlor bilan kislorod bevosita birikmaydi, lekin bilvosita yullar bilan xlorning kuyidagi oksidlari olingan: Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_6 (yoki ClO_3), Cl_2O_7

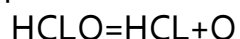
Shuningdek, ClO_2 va Cl_2O parchalanganda oralik maxsulot sifatida ClO xosil bulishi xam isbot qilingan.

Cl_2O -xlor(I)-oksid, kuruk simob(II)- oksidga 0°S da xlor yuborish yuli bilan xosil qilinadi:



Cl_2O - sarik kungiz gaz, u bekaror modda bulganidan salga portlaydi. Bu moddaning dipol momenti 1,96 debay, xlor atomi bilan kislorod atomi orasidagi masofa(Cl-O-masofasi) 1,68 Å ga teng. ClO^- gipoxlorit- ion nomi bilan yuritiladi masalan, NaClO - natriy gipoxlorit deyiladi. Gipoxlorit kislota (HClO), u xlorning gidrolizi natijasida xosil buladi: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO} + \text{HCl}$.

HClO juda kuchsiz kislotalardan xisoblanadi:uning dissosilanish konstantasi $K_{q3} \cdot 10^{-8}$ ga teng. Gipoxlorit kislota parchalanib, atomar kislorod chikarib turadi.

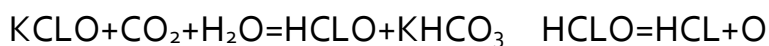


Shu sababli nam xlor okartirish xossasiga ega buladi. Gipoxloritlarni olish uchun ishqorlarning eritmalariga xlor ta'sir etiriladi:

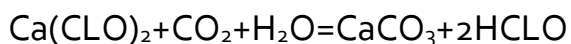
$$\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$$

Bu reaksiya natijasida xosil bulgan suyuklik kup vaktlardan beri Laborak suvi nomi bilan okartirish maksadlari uchun ishlatilib keladi. Kaliy gidroksid eritmasiga Cl yuborilishidan xosil bulgan suyuklik javel suvi deyiladi va matolarni okartirish

uchun ishlatiladi. Gipoxlorit kislota tuzining okartirish xossasi kuyidagi reaksiyaga asoslangan:

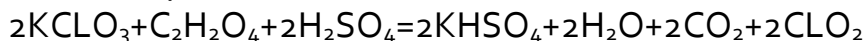


Okartirish, shuningdek, disenfeksiya qilish uchun xlorli oxak keng ishlatiladi, modda $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ga CL_2 ta'sir etirib olinadi.



Xlorit kislota angidridi CL_2O_3 olingan emas. Xlorit kislota angidridi HCLO_2 uzi xam faqat suyultirilgan suvdagi eritmalarida buladi xolos. Urtacha kuchdagi kislota uning dissosilani sh konstantasi odatdagi xaroratda $5 \cdot 10^{-3}$ ga teng.

Xlor (IV)- oksid CLO_2 ga muvofik keladigan kislota olingan emas. Xlor (IV) - oksid olish uchun xloratlarni sulfat kislota bilan parchalash yoki ularni biror kaytaruvchi ta'sirida kaytarish kerak:

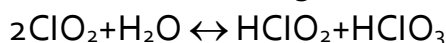


Texnikada CLO_2 olishda kaytaruvchi sifatida SO_2 qullaniladi:



CLO_2 - utkir xidli, yashil - sarik tusli, uz-uzidan portlaydigan gaz. Uning qaynash xaroratsi 11°S , muzlash xaroratsi -59°S . U sovutilganda kungir tusli suyuklikka aylanadi. CLO_2 ishqorlar bilan xlorit va xloritlar xosil qiladi: $2\text{CLO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{NaCLO}_2 + \text{NaCLO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Suv bilan esa xlorit va xlorat kislotalarning eritmalarini xosil qiladi:



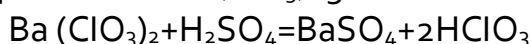
Xlorat angidrid Cl_2O_5 olingan emas; xloratlar gipoxloritlarning $50-60^\circ\text{S}$ da parchalanishidan xosil buladi.



Qaynoq ishqor eritmasiga Cl_2 yuborish yuli bilan bertole tuzi KCLO_3 olinadi:

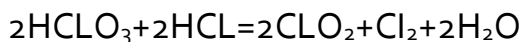


Xlorat kislota xosil qilish uchun $\text{Ba}(\text{CLO}_3)_2$ ga sulfat kislota ta'sir ettiriladi.

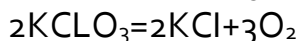


Xlorat kislota barkaror modda, erkin xolatda parchalanadi, lekin uning konsentrlangan (suvdagi 40% li) eritmaları olingan. Eritmaning konsentrasiyasi yanada oshirilganda HCLO_3 parchalanib ketadi. HCLO_3 bir negizli va kuchli kislota. Uning 1N eritmasining effektiv dissosilani sh darajasi 79% ga teng . U kuchli oksidlovchi.

Xlorat kislota uzining kup xossalari bilan nitrat kislota HNO_3 ni eslatadi; xususan xlorat kislota xlorit kislota bilan aralashmasi xuddi zar suvi singari nixoyatda kuchli oksidlovchi xisoblanadi:



Xlorat kislota tuzlari metall xloratlar MeClO_3 odatdagi xaroratda tamomila barkaror, suvda yaxshi eriydigan rangsiz moddalar bulib, kizdirilganda (katalizator ishtirokida) kislorod ajratib parchalanadi:

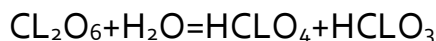


Katalizatorsiz kizdirilganda parchalanish kuyidagicha boradi.

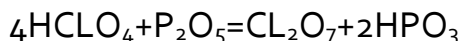


Xlor(VI) oksid odatdagi xaroratda koramtir- kizil tusli suyuqlik. Xlor (VI) - oksidning suyuq xolatdagi molekulyar ogirligi Cl_2O_6 formulaga, bug xolatdagisi esa- ClO_3 formulaga muvofik keladi.

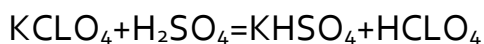
Xlor (VI) - oksid asta - sekin suvda erib, xlorat va perxlorat kislotalarning aralashmasini xosil qiladi:



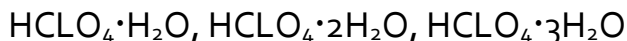
Cl_2O_7 rangsiz, moysimon suyuqlik, u kuyidagi reaksiya orqali olinadi.



Perxlorat kislota HClO_4 esa perxloratlarga konsentrlangan H_2SO_4 ta'sir ettirishdan xosil buladi:

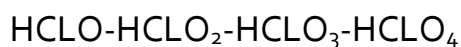


Perxlorat uz navbatida xloratlarning katalizatorsiz sharoitda parchalanishidan xosil buladi. Perxlorat kislota nixoyatda kuchli kislota dir . Perxlorat kislota suv bilan bir necha gidratlar xosil qiladi, chunonchi:



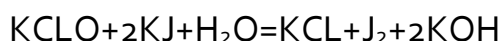
Xlorning kislorodli kislotalarining kuchi xlorning oksidlanish darajasi ortishi bilan, lekin ularning oksidlash kobiliyati xlorning oksidlanish darajasi ortgan sayin kamayadi:

Kislota kuchini ortishi -->

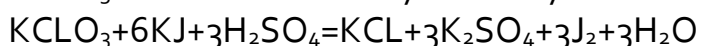
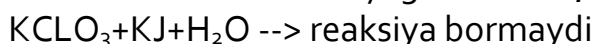


Oksidlanish kobiliyatining pasayishi -->

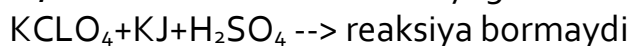
Bu katorda chapdan ungga tomon kislotalarning barkarorligi xam ortadi. Gipoxlorit anion ClO^- ning xosilalari xar kanday muxitda xam oksidlovchi bula oladi;



Xlorat anion ClO_3 ning xosilalari ancha barkaror; ular faqat kislotali muxitda oksidlovchi sifatida reaksiyaga kirishadi;



Perxlorat anion ClO_4^- ning xosilalari odatdagi xaroratda, xatto kislotali muxitda xam, oksidlovchi sifatida reaksiyaga kirishmaydi:

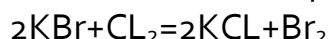


Brom Br, tartib nomeri $Z=35$, tabiiy izotoplari ^{79}Br , ^{81}Br , bromning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.

Brom 1826 yilda Ballar tomonidan kashf etilgan.

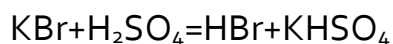
Bromning Yer qavatidagi umumiy miqdori ogirlik jihatdan $1,6 \cdot 10^{-4}\%$. Brom tuz konlarining ustki qavatida karnalit $\text{KBr} \cdot \text{MgBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ xolida uchraydi. NaBr va KBr dengiz suvida va tuz konlarda topiladi. Ba'zi neft konlaridan chikadigan suvlarda xam bir oz miqdorda brom birikmalari uchraydi.

Brom olishning eng orzon usuli bromidlarga xlor ta'sir ettirishdir. Bunda xlor bromidlardan bromni sikib chiqaradi.

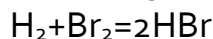


Brom odatdagi sharoitda shotut rangli suyuq metallmas bulib, uning buglari utkir yokimsiz xidlidir. Brom suvi sovutilganda $\text{Br}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ tarkibli kristallgidrat ajralib chikadi (-10°S dan pastda)

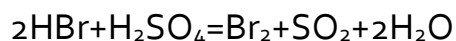
Bromning elektronga moyilligi xlornikidan kichik, shu sababli brom bilan buladigan reaksiyalar xlor bilan buladigan reaksiyalarga qaraganda sustrok. Vodorod bromid HBr vodorod bilan bromning bevosita birikishidan xosil bulishdan tashkari, yana kaliy bromidga H_2SO_4 ta'sir ettirish yuli bilan xam HBr olinishi mumkin:



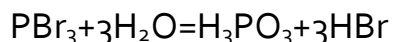
boradi: masalan, brom vodorod bilan faqat kizdirilganda yoki katalizator ishtirokida reaksiyaga kirishadi:



Lekin bu reaksiya uchun qullaniladigan H_2SO_4 ning konsentratsiyasi u kadar yukori bulmasligi (uning solishtirma ogirligi 1,4 ga teng bulishi) kerak. Aks xolda xosil buladigan HBr oksidlanib brom ajrala boshlaydi:



Olingan eritmani fraksion xaydash orqali HBr ning konsentratsiyasini 48% gacha yetkazish mumkin. Vodorod bromid olish uchun asosan PBr_3 gidrolizidan foydalaniladi:

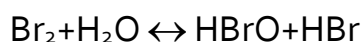


Vodorod bromid utkir xidli rangsiz gaz; xavoda xuddi HCl kabi tutaydi. Vodorod bromidning suvdagi eritmasi juda kuchli kislota. U metallarga, metall oksidlariga va gidroksidlariga xlorid kislota kabi ta'sir etadi. Bromid kislota tuzlari metall bromidlar suvda yaxshi eriydi: faqat ba'zi ogir metallarning bromidlari (masalan AgBr va PbBr_2) suvda oz eriydi.

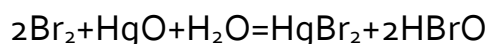
Brom oksidlari kiyinchilik bilan xosil buladigan moddalar bulib ular nixoyatda bekaror. Xozirgacha bromning kuyidagi oksidlari olingan: BrO_2^- brom dioksid, Br_2O^- dibrom oksid va BrO_3^- brom trioksid.

Bromning kislorodli kislotalari ikkita: HBrO^- gipobromit kislota va HBrO_3 bromat kislota. Birinchi kislota bromning oksidlanish darajasi +1 ga, ikkinchisida esa +5 ga teng.

Gipobromit kislota bromning suv ta'siridan parchalanganida oz miqdorda xosil buladi:



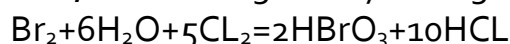
Muvozanatdagi sistemadan HBr ni yukotish uchun bromli suvga simob(II)-oksid qushiladi:



Xosil bulgan HBrO eritmasini vakuumda 30° % da buglatish yuli bilan gipobromit kislota konsentrasiyasi 6% yetkaziladi. Gipobromit kislota tuzlari metall gipoxloritlar kabi xosil buladi. Gipobromitlar bekaror moddalar bulib, xuddi gipoxloritlar kabi kizdirganda disproporsiyaga uchraydi:



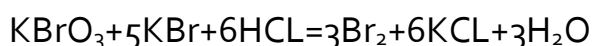
Bromat kislota HBrO_3 bariy bromatga suyultirilgan H_2SO_4 ta'sir ettirib olinadi. Bundan tashkari, bromli suvga xlor yuborilganda xam bromat kislota xosil buladi:



Bromat kislota faqat suvdagi eritmada barkaror modda; uning kislotalik kuchi xlorat kislota kichik barmuncha pastrok, lekin HClO_3 ga qaraganda HBrO_3 ancha barkaror, uning suvdagi konsentrasiyasini 50% ga yetkazish mumkin.

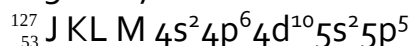
Bromat kislota uning uzi xech kayerda ishlatilmaydi, lekin uning tuzlari oksidlovchi sifatida qullaniladi.

Bromatlar bilan bromidlar orasida kislotali muxitda boradigan reaksiya diqqatga sazovordir:



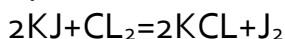
Bu reaksiyada xosil buladigan brom kaytaruvchilar miqdorini aniklashda qullaniladi. Bu metod analitik ximiyada bromatometriya nomi bilan yuritiladi.

Yod, tartib nomeri $Z=53$ atom ogirligi 126,9044, barkaror izotopi $^{127}_{53}\text{J}$ elektron konfiguratsiyasi

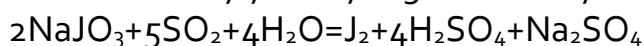


Yodni fransuz olimi Kurtua 1811 yili dengiz usimliklarining kulini tekshirish natijasida kashf etdi. Yodning mustaqil element ekanligini esa 1813 yilda Gey-Lyussak isbot qildi va yod nomi berishni taklif etdi. Yodning Yer kobigidagi miqdori ogirlik jixatidan $3 \cdot 10^{-5}\%$ ni tashqil qiladi. Yod odatda brom uchraydigan joylarda buladi. Yodning tabiatda tarkalganligi katta axamiatga ega. Yod birikmalari organizmda modda almashinuvini yulga solib turishda muxim rol uynaydi. Organizmda yod yetishmay kolganda endemik bukuk deb ataladigan kasallik vujudga keladi.

Yod toza element xisoblanadi, chunki tabiatda uning faqat bir izotopi ^{127}J uchraydi, lekin yodning juda kup sun'iy izotoplari olingan. Yod yodidlarga xlor ta'sir ettirish yuli bilan olinadi.



Yod olishda yana kuyidagi usuldan foydalaniladi, ya'ni Chili silitrasidan NaNO_3 kristallanganida ortib koladigan eritma tarkibida natriy yodat buladi. Bu eritmadan yod olish uchun eritmaga SO_2 yuboriladi (yoki H_2SO_4 ning tuzlari qushiladi). Bu vaktida natriy yodat yodga kadar kaytariladi:



Ishlab chikarishda olinadigan yod uncha toza bulmaydi; u albatta, tozalanishi kerak. Yodni tozalash uning sublimatlanish xossasiga asoslangan.

Yod odatdagi xaroratda kungir tusli rombik, metall yaltirokligiga ega bulgan kristall modda. Yod buglari ikki atomli molekulalardan iborat. Yod molekulalarining atomlarga ajralishi 927°S da 13% ga yetadi. Yod suvda juda oz eriydi; bu vaktida yodning oksidlanish darajasi 0 dan +1 ga va -1 ga kadar uzgaradi:



Yodning gidrolizlanish konstantasi $K_{\text{gid}} = 5 \cdot 10^{-13}$. Lekin yod molekulalari kutbsiz bulganligi sababli yod organik erituvchilarda (spirt, benzol, efir, xloroform kabi erituvchilarda) yaxshi eriydi. Yod bilan erituvchi orasida uzaro ta'sir borligi tufayli eritmalarning rangi gunafsha yoki kungir tusli buladi. Agar bu uzaro ta'sir kuchsiz bulsa (masalan, CCL_4), eritma gunafsha yoki kungir tusli buladi. Uzaro ta'sir kuchlirok bulsa, (masalan, asetonda) eritma kungir tusni egallaydi.

Ximiyaviy jixatdan yod oksidlovchilar jumlasiga kiradi. Lekin uning oksidlash xossalari xlor va bromnikiga qaraganda kuchsizrok ifodalangan.

Galogenlar va ularning birikmalari ximiya sanoatida, medisinada, ozik-ovkat sanoatida, gazlamalarni okartirishda, vodoprovod suvini tozalashda va boshka soxalarda ishlatiladi.

Tayanch iboralar.

1. Galogenlarning tabiatda uchrashi.
2. Galogenlarning atom tuzilishi.
3. Galogenlar birikmalarida boglanish.
4. Ftorning xossalari.
5. Ftorning birikmalari.
6. Xlorning xossalari.
7. Xlorning birikmalari.
8. Brom xossalari.
9. Brom birikmalari.
10. Yod xossalari.

11. Yod birikmalari.

Nazorat savollari.

1. Ftor kanday kompleks birikmalar xosil qiladi.
2. Xlorning oksidlanish-kaytarilish reaksiyalari.
3. Bromning oksidlanish-kaytarilish reaksiyalari.
4. Yodning oksidlanish-kaytarilish reaksiyalari.

Adabiyot

1. 309-328 betlar
2. 197-224 betlar

MA'RUZA № 4

VI GURUXNING P-ELEMENTLARI.

1. Umumiy xarakteristika.
2. Kislorodning tabiatda uchrashi, olinishi.
3. Kislorodning xossalari, birikmalari.
4. Oltingugurtning tabiatda uchrashi olinishi.
5. Oltingugurtning xossalari, birikmalari.
6. Sulfat kislota olinishi, xossalari.

VI gruppada ikki gruppadan iborat: asosiy gruppacha kislorod, oltingugurt, selen, tellur, poloniy, qushimcha gruppacha xrom, molibden, volfram. Asosiy gruppachaning uzi yana ikkiga bulinadi: tipik elementlar (kislorod va oltingugurt), selen gruppachasi (selen, tellur, poloniy).

Kislorod, oltingugurt, selen va tellur tabiatda uchraydi, lekin poloniy faqat uran katori elementlarining radioaktiv yemirilish maxsulotlari sifatida tarkalgan bulib, uni yadro reaksiyalari yerdami bilan sun'iy ravishda xosil qilish mumkin.

Kislorod O, oltingugurt S, selen Se, tellur Te, poloniy Po atomlarining sirtki qavatida oltitadan (s^2p^4) elektron bor. Shunga muvofik, bu elementlarning oksidlanish darajasi +6, +4 va -2 bula oladi. Kislorodning oksidlanish darajasi -2 ga teng.

Oltingugurt, selen, tellur elementlarining gidridlari H_2S , H_2Se , H_2Te kaytaruvchi moddalar bulib, ularning bunday xossalari H_2S dan H_2Te ga utgan sayin kuchayib boradi. $H_2S \rightarrow H_2Se \rightarrow H_2Te$ katorida chapdan ungga utgan sayin bu moddalarning kislotali xossalari kuchayib boradi, chunki ionlarning radiuslari S^{2-} dan Te^{2-} ga utganda kattalashadi. Bu elementlarning +6 valentligiga muvofik

keladigan gidroksidlari H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_2TeO_4 tarkibiga ega. Bundan kuramizki, selendan tellurga utilgan sayin markaziy ionning koordinasion soni 4 dan 6 ga kadar uzgaradi. Buning sababi shundaki, ionlarning radiusi S^{6+} - Se^{6+} - Te^{6+} katorida chapdan ungga utgan sayin kattalashib boradi. H_2SO_4 va H_2SeO_4 kuchli kislotalar. H_2SeO_4 sulfat kislotalariga qaraganda bir oz kuchsiz kislota xisoblanadi; tellurat kislota H_2TeO_4 - bularga qaraganda yanada kuchsiz, chunki Te^{6+} ionning radiusi S^{6+} va Se^{6+} ionlarining radiuslaridan bir muncha katta. S, Se, Te ning olti valentli xolatlariga muvofiq keladigan oksidlari, kislotalari, kuchli oksidlovchilar katoriga kiradi.

Ularning oksidlash xususiyati sulfat kislotalardan tellurat kislotalariga utgan sayin kuchayib boradi.

Bu elementlarning +4 valentli xolatlariga muvofiq keladigan gidroksidlarning umumiy formulasi H_2EO_3 bulib, ular urtacha kuchdagi kislotalardir. (H_2SO_3 , H_2SeO_3 , H_2TeO_3), sulfat kislotalardan H_2SO_3 tellurit kislota H_2TeO_3 ga utgan sayin bu moddalarning kislotali xossalari kuchsizlanib boradi, xatto tellurit kislota amfoterlik xossasini xam namoyon qiladi; uning kaytaruvchilik xossasi xam kuchsiz ifodalangan, H_2SO_3 kuchli kaytaruvchi bulgani xolda H_2TeO_3 oksidlovchidir.

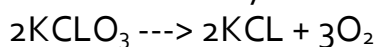
Kislorod O, tartib nomeri $Z=8$, atom ogirligi 16, atom tuzilishi $\text{K}_2\text{S}^2\text{P}^4$.

Kislorod tabiatda erkin va birikma xolda uchraydi. Xavoda xajm jixatidan 20.9% ogirlik jixatidan 23.2% kislorod bor. Yer kobigida kislorodning umumiy miqdori (dengiz suvida va xavodagisi bilan) kariyb 50% ga yetadi. Kislorod Yer kobigida eng kup tarkalgan element xisoblanadi. U uch stabil izotopdan tashqil topgan

^{16}O (99.769%), ^{17}O (0.037%) va ^{18}O (0.204%).

Uning juda kiska vakt yashaydigan izotoplari ^{14}O , ^{15}O , ^{19}O sun'iy ravishda xosil qilingan.

Kislorod sanoatda xavodan yoki suvni elektroliz qilib olinadi. Laboratoriyada kislorod bertole tuzi yoki KMnO_4 ni kizdirish yuli bilan olinadi:

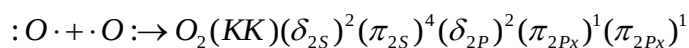


Kislorod pulat ballonlarda 150 atm bosim ostida saklanadi. U rangsiz, xidsiz, mazasiz gazdir, suvda kam eriydi: 100 xajm suv 3.1 xajm O_2 erita oladi (1atm 20°Sda).

Kislorod metallmaslar katoriga kiradi; uning nisbiy elektrmanfiyligi 3 ga teng bulib, bu jixatdan ftordan keyin ikkinchi urinda turadi. U deyarli xamma elementlar bilan birikmalar xosil qiladi va bu jixatdan ftorga uxshaydi. O atomining tuzilishi $1\text{S}^22\text{S}^22\text{P}^4$ demak, ikkita tok elektronlar xisobiga uning kovalentligi ikkiga teng. (p^2 -bog) buladi. Bundan tashkari kislorod atomi yana ikkita elektron juftlarini donori bula oladi. Demak, uning yukori valentligi 4 ga teng (bunda sp^3 gibridlanish ruy beradi). Kislorodning kovalentligi yana uchga

xam teng bula olishi mumkin. (sp^2 -bog va p^3 -bog). Lekin kupchilik birikmalarda kislorodning valentligi ikkiga teng.

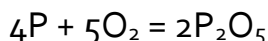
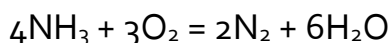
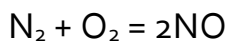
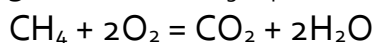
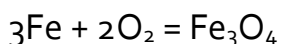
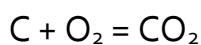
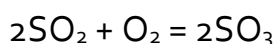
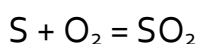
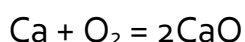
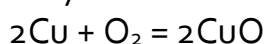
Kislorod qattiq xolatda (va suyuq xolatda) magnitga tortiladi, demak, u paramagnit moddadir. Molekulyar orbitallar nazariyasiga muvofiq kislorod molekulasida uning ikkita atomi uzaro shu tarzda boglanganki, O_2 molekulasida ikkita tok elektron buladi:



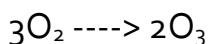
Kislorod molekulasida O_2 nixoyatda barkaror, uning dissosilanish energiyasi 117.67 kkal/mol ga teng. 3000° da ajralish darajasi 6% ga yetadi. Kislorod molekulasida kutbsiz molekula.

Kislorod - 183°S da qaynaydi, -218.9°S da muzlaydi, suvda oz eriydi.

Kislorod odatdagi xaroratda passiv modda, lekin kislorod kizdirilganda va katalizator ishtirokida deyarli xamma elementlar bilan birika oladi. Oltingugurt, fosfor, natriy va xatto temir sim xam kislorodda xavodagiga qaraganda ancha ravshan yonadi:



Kislorodning allotropik shakl uzgarishi ozondir O_3 . Ozon grekcha "xidli" suzidan olingan. Ozon tabiatda momakaldirak paytlarida, chakmok chakkanida, 10-30 km balandliklarda ultrabinafsha nur ta'sir etganida kisloroddan xosil buladi:



Umuman, ozon atomar kislorod xosil buladigan prosesslarda (peroksidlar parchalanganda, suv radiolizga uchraganda va boshka xollarda) xosil buladi.

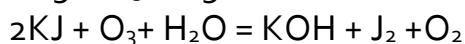
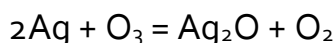
Atmosferada ozon xosil bulishida kuyoshdan kelayotgan xayot uchun zararli ultragunafsha nurlar ushlanib koladi, xosil bulgan ozon infrakizil nurlarni yutib, yer kobigini sovib ketishidan saklaydi. Binobarin, atmosferada ozon qavatining bulishi yerdagi xayot uchun katta foyda keltiradi.

Laboratoriyada va texnikada ozon olish uchun ozonatorlardan foydalaniladi. Laboratoriyada ishlatilayotgan ozonator orqali utgan kislorodning 12-15%i ozonga aylanadi. Ozon va kislorod aralashmasi suyuq xavo bilan sovitilayotgan idish orqali utkazilganda ozon kondensatlanib, kisloroddan ajraladi, ozonni suyuq

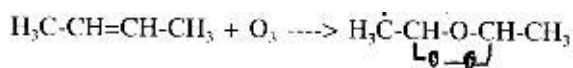
xavo solingan idish bilan sovutilib turadigan priyomnikka yuborib, uni batamom toza xolda olish mumkin.

Ozon odatdagi xaroratda xavorang tusli gaz; uning muzlash va qaynash xaroratlari kislorodnikidan yukori; ozon -112° da qaynaydi va -192.5° da muzlaydi. Ozon suvda yaxshi eriydi (100l suvda 0°Sda 45l ga yaqin ozon eriydi). Ozon molekulasi O_3 bekaror; shuning uchun ozon molekulyar kislorodga qaraganda ancha kuchli oksidlovchidir. Ozon shillik pardalarga ta'sir etadi; u kulansa xidli modda.

Ozon ta'sirida (Au va Pt dan tashkari) barcha metallar oksidlanadi; ammiak nitrat va nitrit kislotalar aralashmasiga aylanadi, spirt yonib ketadi, rezina yemiriladi; ozonni kumushga va kaliy yodid eritmasiga ta'sirini kuyidagi tenglamalar bilan kursatish mumkin:



Rezinaning ozon ta'sirida yemirilishi ozonidlar nomli murakkab moddalarning xosil bulishidan kelib chikadi, chunki tarkibida qush bog bulgan organik moddaga ozon ta'sir etganida ozon molekulasi usha modda molekulasining qush bogli joyiga kelib birikadi:



Ozon diamagnit modda, uning dipol momenti 0.53 debayga teng.

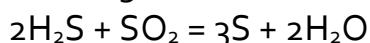
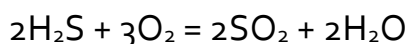
Oltingugurt S, tartib nomeri 16, atom ogirligi 32.064, elektron konfuguratsiyasi $_{16}^{32}\text{S} 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^4$; tabiiy izotoplari $_{16}^{32}\text{S}$, $_{16}^{33}\text{S}$, $_{16}^{34}\text{S}$, $_{16}^{36}\text{S}$.

Oltingugurt kadimdan ma'lum element. Oltingugurtning Yer kobigidagi ogirlik miqdori 0.05 % ni tashqil etadi. Oltingugurt tabiatda erkin (tugma oltingugurt) xolida va birikmalar (sulfidlar va sulfatlar) xolida uchraydi. Eng muxim sulfid rudalar (ularning kurinishlariga qarab) kolchedanlar va metall yaltiroklar nomi bilan yuritiladi. Bular katoriga temir kolchedani FeS_2 , (buni pirit va oltingugurt kolchedani deb xam yuritiladi.) Rux yaltirogi ZnS , kurgoshin yaltirogi PbS , mis kolchedani CuFeS_2 , mis yaltirogi Cu_2S kiradi. Metall sulfatlar tuz uyumlarini xosil qiladi, ba'zilar dengiz suvida erigan xolatda buladi. Oltingugurt birikmalari neft konlarida va shifobaxsh suvlarda xam uchraydi. Eng muxim sulfatlar katoriga gips $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, angidrid CaSO_4 , achchik tuz $\text{MgSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, kizerit $\text{MgSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, ogir shpat BaSO_4 , selestin SrSO_4 va glauber tuzi $\text{NaSO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ kiradi. Organik olamda oltingugurt usimlik va xayvon oksili tarkibida buladi. U uglerod, kislorod, vodorod, azot va fosfor kabi xayot uchun eng zarur elementlardan biridir. Toshkumir tarkibida 1.5% ga kadar oltingugurt buladi.

Oltingugurt tabiiy manbalardan olishda uning kanday xolatda ekanligini, konni kurshab olgan sharoit xisobga olinadi. Agar kon u kadar chukur bulmasa, oltingugurt xuddi toshkumir kabi shaxta usulida kazib chikaziladi. Kupincha,

tugma oltingugurtga xar xil tog jinslari, gips va tuprok aralashgan buladi. Shu sababli avval uni suyuklantirib, qushimchalardan kisman tozalanadi. Oltingugurtni yanada yaxshirok tozalash uchun uni maxsus pech va retortalarda kizdiriladi va uning buglari pech yonidagi katta xonalarga borib, bu yerda soviydi va 110°S dan past xaroratda sarik tusli mayin kukun oltingugurt guli kurinishida devorga utirib koladi. Tayokchasimon oltingugurt olish uchun toza suyuk oltingugurt maxsus koliplarda sovutiladi.

Ba'zan, oltingugurt, tarkibida oltingugurt bulgan gazlardan xam olinadi. Masalan, H₂S dan oltingugurt olish uchun texnikada quyidagi reaksiyalardan foydalaniladi.



Oltingugurtning kristall xolatdagi allotropik modifikasiylaridan eng muximi ikkita: rombik yoki oktaedrik oltingugurt (α -oltingugurt) va monoklinik yoki prizmatik oltingugurt (β -oltingugurt).

Tabiatda uchraydigan rombik oltingugurtning solishtirma ogirligi 2.07, suyuklanish xaroratsi 112,8°S. Rombik oltingugurt 95,5°S dan past xaroratlardagina barkaror buladi, 95.5°S dan yukorida monoklinik oltingugurt barkarordir. Monoklinik oltingugurt prizma shaklidagi tinik kristallardan iborat bulib, uning solishtirma ogirligi 1.96g/sm³, suyuklanish xaroratsi 119.3°S. Rombik oltingugurt, masalan, 100°S da uzok vakt tutib turilsa, u monoklinik oltingugurtga aylanadi. 95.5°S da monoklinik oltingugurt bilan rombik oltingugurt muvozanat xolatida buladi:

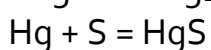
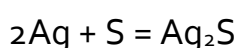
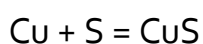
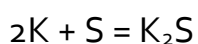
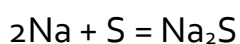


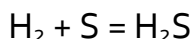
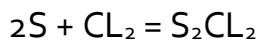
Bu xarorat rombik va monoklinik oltingugurtlarning bir-biriga aylanish xaroratsidir.

Odatdagi sharoitda, qattiq oltingugurt molekulasida xalka tarzida bir-biri bilan tutashadigan 8 atomdan tarkib topadi; S₈ kizdirilganda S₈ xalkasi uziladi. Yukori xaroratda zanjir bulaklari mavjud buladi. 448°S da oltingugurt qaynaydi. Bug xolatda oltingugurt molekulasida S₈, S₆, S₄ va S₂ orasida muvozanat karor topadi /xarorat kandy bulishiga qarab/.

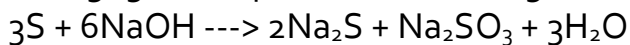
Oltingugurtning reaksiya kobilyati odatdagi xaroratda u kadar yukori emas; uning xavoda alanganish xaroratsi 120°S ga yakin. Uy xaroratsida u ishqoriy metallar bilan, mis, kumush va simob bilan reaksiyaga kirishishi uchun uni suyuklanish xaroratsiga kadar kizdirish kerak.

Vodorod bilan oltingugurt birikishi uchun ancha yukori xarorat talab qilinadi.

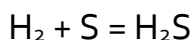




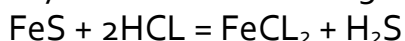
Oltingugurt ishqorlar bilan kizdirilganda quyidagi reaksiya boradi.



Vodorod sulfid, tabiatda ba'zi shifobaxsh mineral suv manbalarida va oz miqdorda vulkon gazlar tarkibida uchraydi. Yukori xaroratda H_2 bilan S ni biriktirib xam H_2S ni sintez qilinadi.

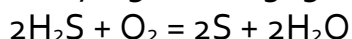


Laboratoriyada H_2S olish uchun metallarning sulfidlariga xlorid kislota yoki sulfat kislotaning suyultirilgan eritmaları ta'sir ettiriladi.

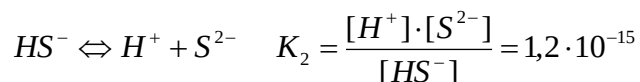
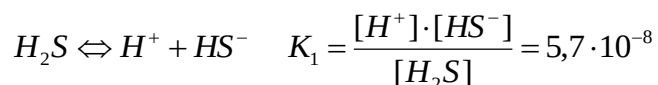


Vodorod sulfid-rangsiz juda zaxarli gaz. Uning muzlash xaroratsi $-83.6^\circ S$. H_2S gazi $-60.75^\circ S$ da suyuklikka utadi. Suyuk xolatdagi H_2S amalda elektr tokini utkazmaydi. Qattiq kizdirilganda H_2S vodorod va oltingugurtga ajraladi. $H_2S = H_2 + S$. H_2S xavoda yonadi: $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$

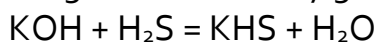
Agar xavoda yonib turgan H_2S alangasi sovuk sirtga tutilsa yonish natijasida xosil bulayotgan oltingugurt idish devoriga utiradi.



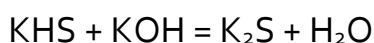
H_2S suvda eritilganda kuchsiz sulfid kislota xosil buladi. (1l suvda $0^\circ S$ da 4.6 l H_2S , $20^\circ S$ da esa 2.6 l H_2S eriydi). Sulfid kislota ikki negizli kislota dir.



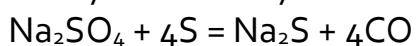
Vodorod sulfid asos va tuzlarning eritmalariga yuborilganida metall sulfidlari xosil buladi. Suvda erimaydigan sulfidlar tegishli tuzlarning eritmalaridan H_2S utkazish yuli bilan chukma xolida xosil qilinadi. Kaliy gidroksid eritmasi H_2S bilan tuyintirilganda avval kaliy gidrosulfid xosil buladi:



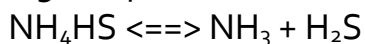
Eritmaga yana ishqor qushilganda (ya'ni mul ishqor bulganda) kaliy sulfid xosil buladi.



Natriy sulfid natriy sulfatni kumir yordamida kaytarish yuli bilan olinadi.

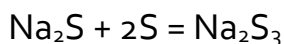


Ammoniy gidroksid eritmasiga H_2S yuborish orqali ammoniy gidrosulfid NH_4HS xosil qilinadi. Bu modda xatto $0^\circ S$ da va 350 mm sim.ust. bosimidayok quyidagicha parchalanadi.



Kristallik ammoniy sulfid $(\text{NH}_3)_2\text{S}$ faqat past xaroratlardagina xosil qilina oladi. Laboratoriyalarda qullaniladigan ammoniy sulfid eritmasi NH_4HS va NH_3 ning ekvimolekulyar aralashmalaridan iborat.

Ishqoriy va ishqoriy yer metallar sulfidlarining suvdagi aralashmalari bekaror buladi. Chunki bu sulfidlar xavoda osonlik bilan oltingugurtga kadar oksidlanadi. Xosil bulgan oltingugurt osongina metall sulfid eritmasida erib polisulfidlarni beradi. Masalan, Na_2S eritmasidan $\text{Na}_2\text{S}_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ tarkibli natriy polisulfid xosil buladi:

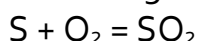


Ogir metallarning sulfidlari, masalan; HgS , PbS , Sb_2S_3 , CuS , CdS , ZnS , MnS , NiS uzlariga xos rangga ega bulib, suvda yomon eriydi.

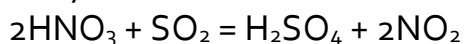
Ana shu sababli kationlarni bir-biridan ajratishda bunday sulfidlar xosil bulishidan foydalaniladi, chunki ularning ba'zilari suyultirilgan HCL eritmasida eriydi, ba'zilari suvda xam, HCL ning suyultirilgan eritmasida xam erimaydi.

Oltingugurtning uchta kislorodli birikmasi olingan. Bular SO , SO_2 va SO_3 .

Sulfid angidrid SO_2 xavoda oltingugurt yondirilganda xosil buladi.

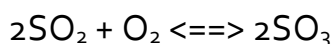


Sulfit angidrid SO_2 rangsiz, utkir xidli zaxarli gaz. Uning kritik xaroratsi juda yukori ($+157^\circ\text{S}$) bulgani uchun uni bosim ostida suyuklikka aylantirish mumkin. Suyuk SO_2 bir atmosfera bosimida - 10°S da qaynaydi va -72.5°S da kotadi. SO_2 kuchli kaytaruvchidir. U xatto nitrat kislotani xam kaytaradi:

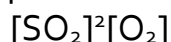
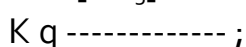


Suyuk SO_2 buglanganda issiklik yutiladi (atrof- 50°S gacha soviydi). Shuning uchun suyuk SO_2 sovutuvchi ustanovkalarda qullaniladi. Suyuk SO_2 ning dielektrik konstantasi $\text{Ye}=20$ ga teng. U ba'zi moddalar uchun erituvchi sifatida ishlatiladi. SO_2 da S atomi sp^2 gibridlanadi.

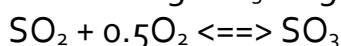
Oltingugurt yondirilganda asosan sulfit angidrid xosil buladi, shu bilan bir katorda SO_2 ning juda oz kismi oksidlanish natijasida 4% chamasi SO_3 xam xosil buladi.



Sulfit angidridning kislorod bilan birikish reaksiyasi tezligi 400°da xam juda kichik, kiymatga ega. Bu reaksiyani tezlashtirish uchun katalizator (platinalangan asbest, vanadiy (V)-oksid V_2O_5) qullaniladi. Bu reaksiyaning muvozanat konstantasi:



xarorat ortishi bilan kamayadi. 450°S da $K_q 3.51 \cdot 10^4$; 600°S da $K=2,22 \cdot 10^1$ teng. SO_3 ning xosil bulish reaksiyasi tenglamasini

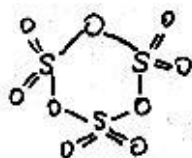


shaklida yozib muvozanat konstantasini parsial bosimlar bilan ifodalasak:

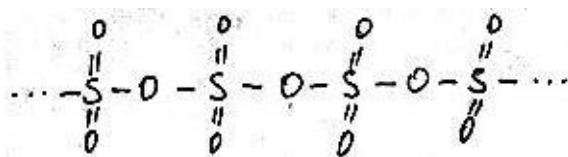
$$Kp = \frac{P_{SO_3}}{P_{SO_2} \cdot \sqrt{P_{O_2}}} \text{ëku} \frac{P_{SO_3}}{P_{SO_2}} = Kp \cdot \sqrt{P_{O_2}}$$

ni olamiz. Bu yerda P_{SO_3} - SO_3 ning parsial bosimi; P_{SO_2} -esa SO_2 ning parsial bosimi; P_{O_2} - kislorodning parsial bosimi. Yukoridagi ifodadan, SO_3 parsial bosimining SO_2 ning parsial bosimiga nisbati, ya'ni reaksiyaning unumini ifodalovchi kiymat kislorodning parsial bosimi kvadrat ildiziga proporsional ekanligini kuramiz. Demak, reaksiyada SO_3 unumini oshirish uchun O_2 dan mul olish kerak. Gazlar katalizatorga yetmasdan avval turt xissa xavo bilan aralashtirilsa, reaksiyaning unumi $450^\circ S$ da 80.5% ga ($400^\circ S$ da esa 99.5% ga yetadi).

Sulfat angidrid bug xolatdagina SO_3 tarkibiga ega. Suyuk va qattiq xolatda esa polimerlangan xolatga ega buladi. SO_3 buglari kondensatlanganida 44,8 s da qaynaydigan suyuklik xosil buladi. Uni $16,8^\circ S$ ga kadar sovitilganda kotib muz kabi tinik jismga aylanadi. Bu – muzsimon sulfat angidrid (yoki γ - SO_3) bulib, uning solishtirma ogirligi $1,995 \text{ g/sm}^3$. U siklik tuzilishga ega bulgan trimerlardan iborat:



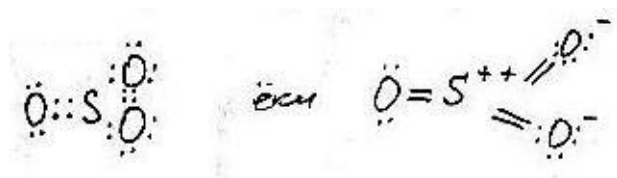
Qattiq xolatdagi sulfat angidridning umumiy formulasi $(SO_3)_n$. Muzsimon sulfat angidrid uzak vakt turganda asta-sekin asbestsimon shaklga utadi. Asbestsimon sulfat angidrid ipak kabi yaltirok tolalardan iborat β - SO_3 dir. Uning formulasini



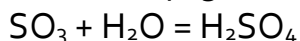
shaklida yezish mumkin.

Asbestsimon sulfat angidrid tolalari turli uzunlikda buladi. U amorf modda bulgani uchun anik suyuklanish xaroratsiga ega emas. Asbestsimon sulfat angidridning muzsimon SO_3 ga nisbatan ximiyaviy aktivligi kamrok buladi.

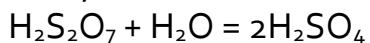
Bug xolatdagi SO_3 molekulasining tuzilishini kuyidagicha izoxlash mumkin: SO_3 molekulasida S atomi uzining gibridlangan $3s$ va $3p$ - pogonachalaridan ikki elektonni ikkita kislorod atomiga berib S^{2+} ioniga aylanadi; ikkala kislorod xar biri bittadan tok elektronga ega. Bu ionlar oltingugurtning ikkita tok elektroni bilan juftlashadi. S^{2+} ning kolgan ikkita tok elektroni bilan uchinchi kislorod atomining ikkita tok elektroni juftlashadi:



Demak, SO_3 molekulasida S atomi uchta kislorod atomlari bilan turtta kovalent va 2 ta ion bog'lar orqali birikkan buladi. Sulfat angidrid suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi:



Sulfat angidrid bulagi ustiga bir tomchi suv tushsa, portlash reaksiyasi sodir buladi. Lekin, sulfat kislota olish uchun SO_3 ni suvda bevosita eritib bulmaydi, chunki ozgina SO_3 suvda eriganida tuman xosil bulib, uning bundan keyingi erishiga yul kuymaydi. Shuning uchun SO_3 ni 98% li H_2SO_4 da eritiladi. Natijada uz tarkibida SO_3 ni eritgan tutovchi H_2SO_4 -oleum xosil buladi. Oleumning asosiy kismini pirosulfat kislota $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ tashqil qiladi. Suv ta'sir ettirilganda pirosulfat kislota kaytadan sulfat kislotaga aylanadi:



Xavoda $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ning tutashiga sabab shuki, u uzidan sulfat angidridni chikarib turadi, toza $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ +35°S da kotadi.

Kimyoviy toza sulfat kislota H_2SO_4 (boshkacha aytganda monogidrat) moysimon rangsiz suyuklikdir. Kadim zamonlarda temir sulfatni kizdirib H_2SO_4 olinganligi uchun "kuporos moyi" deb xam yuritiladi. Konsentrlangan sulfat kislota ning solishtirma ogirligi $d=1.84\text{g/sm}^3$. U suv bilan xar kanday nisbatda aralashadi. Sulfat kislota ning elektr utkazuvchanligi uning tarkibidagi H_2O va SO_3 miqdorlariga bog'lik. Tarkibida 20-30% H_2SO_4 bulgan eritma eng yukori elektr utkazuvchanlikka ega, shu sababli akkumulyatorlarda 20-30% li sulfat kislota eritmasidan foydalanilganda akkumulyator eng kichik ichki karshilikka ega buladi.

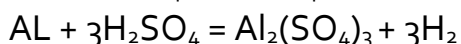
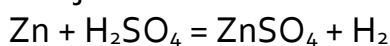
Sulfat kislota kuchli kislotalardan xisoblanadi. U ikki negizli. Lekin uning birinchi boskich dissosiasiyasi kariyb 100% ga yakin; ikkinchi boskich dissosiasiya konstantasi esa

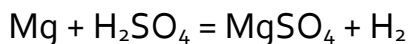
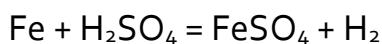
$$[\text{H}^+][\text{SO}_4^{2-}]$$

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]} = 1,29 \cdot 10^{-2} \text{ ga teng;}$$

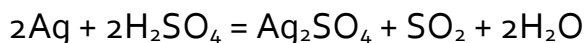
$$[\text{HSO}_4^-]$$

binobarin, sulfat kislota uzining ikkinchi boskich dissosiasiya konstantasiga kura urtacha kuchdagi elektrolitdir. U normal sulfatlar va gidrosulfatlar xosil qiladi. Tarkibida 93% dan ortiq H_2SO_4 bulgan sulfat kislota eritmasini chuyan idishda saklash va tashish mumkin. Sulfat kislota ning suyukrok eritmaları kurgoshin idishlarda saklanadi. Suyultirilgan sulfat kislota eritmasida zarracha rolini H^+ ionlari bajaradi.

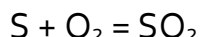
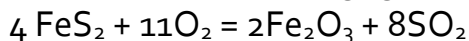




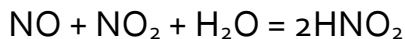
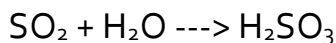
Konsentrlangan sulfat kislota kizdirilganda metallarga ta'sir qiladi. Bu xolda oksidlovchi rolini S^{6+} atomi bajaradi. Kupincha sulfat kislota SO_2 ga kadar kaytariladi.



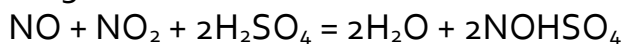
Sulfat kislota sanoatda nitroza va kontakt usullari bilan olinadi. Ikkala usulda xam dastlab pirit yoki oltingugurt yondirilib, SO_2 xosil qilinadi.



Keyingi vaktlarda nitroza usuli bilan sulfat kislota olish maxsus minoralarda olib borilganligi sababli, bu usul minora usuli nomi bilan yuritiladi. Bu usulda kameralar va barcha minoralarda gaz fazada $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ reaksiya boradi. Kameralarda, Glover minorasida suyuq faza bilan gaz faza chegarasida:

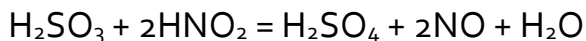
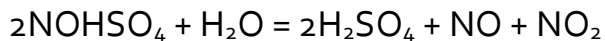


reaksiyalar boradi. Gey Lyussak minorasida va kameralarda suyuq faza bilan gaz faza chegarasida



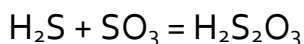
reaksiyasi sodir bulib, oraik maxsulot nitrozil sulfat kislota NOHSO_2 xosil buladi.

Glover minorasida va kameralarda suyuq fazada:

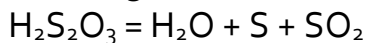


reaksiyalar sodir bulib, buning natijasida kariyb 80% li H_2SO_4 xosil buladi.

Kontakt usulida esa SO_2 450°S da katalizator (V_2O_5) ishtirokida oksidlanib SO_3 xosil buladi, sungra SO_3 98% li H_2SO_4 ga yuttiriladi. Natijada "oleum" olinadi. Vodorod sulfid bilan sulfat angidrid -78°S da reaksiyaga kiritilsa, suvsiz tiosulfat kislota xosil buladi:

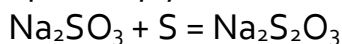


Odatdagi xaroratda $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ bekaror modda, u parchalanib ketadi:



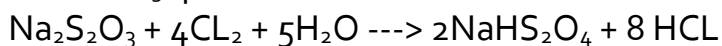
Lekin uning tuzlari - tiosulfatlar barkaror moddalardir.

Tiosulfatlarni xosil qilish uchun natriy sulfit eritmasini oltingugurt kukunlari bilan qushib qaynatiladi:



Tiosulfat ion $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ tarkibidagi ikkita S atomlaridan birining oksidlanish darajasi +6 bulib, ikkinchisiniki -2 dir. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ suvdagi eritmadan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ shaklida kristallanadi.

Texnikada xlorli moddalar ta'sirida okartirilgan matolarni xlordan tozalash uchun $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ qullaniladi.

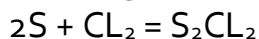


Shuning uchun $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ "antixlor" nomi bilan xam yuritiladi. Fotografiyada $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ning kulanilishi quyidagi reaksiyaga asoslangan:

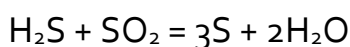
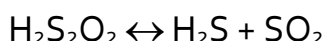
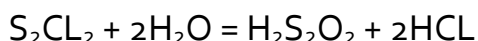


Natijada fotoplastinkadan ortib kolgan kumush bromid yuvilib ketadi.

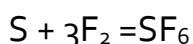
Oltingugurtning eng kup tarkalgan galogenli birikmalari uning xlorli birikmalari S_2CL_2 , SCL_2 , SCL_4 xisoblanadi. Oltingugurt monoxlorid S_2CL_2 suyuqlantirilgan S ustidan kuruk xlor utkazish yuli bilan xosil qilinadi.



S_2CL_2 kovok rangli va yokimsiz xidli suyuqlik, uning (0°S dagi) solishtirma ogirligi 1.709 g/sm^3 ; u suv ta'sirida parchalanadi; bu vaktida quyidagi reaksiya sodir buladi:



Oltingugurtning ftor bilan 5 ta birikmasi olingan. S_2F_2 , SF_2 , SF_4 , SF_6 , S_2F_{10} . Oltingugurtning ftorli birikmalari ichida oltingugurt geksaftorid SF_6 yukori kuchlanish bilan ishlaydigan elektr kurilmalarda gazsimon izolyator sifatida ishlatiladi. U kislorodda xam, H_2 da xam yonmaydi; u xidsiz modda bulib zaxarli xam emas. SF_6 oltingugurtning F_2 bilan bevosita birikishidan olinadi.



Oltingugurt brom bilan faqat birgina birikma oltingugurt monobromid - S_2Br_2 ni xosil qiladi. S_2Br_2 kungir rangli suyuqlik, uning 20° dagi solishtirma ogirligi 2.635 g/sm^3 , muzlash xaroratsi -46°S .

Oltingugurtning yettita oksogalogenidlari ma'lum. Bulardan oksixloridlari quyidagilar: tionixlorid SOCL_2 , sulfuril xlorid- SO_2CL_2 , xlorulfon kislota HSO_3CL .

Oltingugurt azot bilan bir necha birikma xosil qiladi. Ularning tarkibi $(\text{SN})_n$; S_4N_4 ; S_{16}N_2 formulalar bilan ifodalanadi. S_4N_4 suyuq xolatdagi oltingugurtning ammiak bilan uzaro ta'siridan xosil buladi:



Oltingugurt tetranitrid sarik kristall modda; u $+178^\circ\text{S}$ da suyuqlanadi, uglerod sulfidda eriydi.

Texnikada yukori xarorat xosil qilishda kislorod keng qullaniladi, ozon esa kuchli oksidlovchi bulganligi uchun ichimlik suvlarini tozalashda va dizenfeksiya maksadlari uchun ishlatiladi. Oltingugurt va uning birikmalari medisinada, kimyo sanoatida, kishlok xujaligida va boshka soxalarda ishlatiladi.

Tayanch iboralar:

- 1) Kislorod, allotropik shakllari.
- 2) Kislorod molekulasida kimyoviy bog.
- 3) Kislorod, ozonning olinishi.
- 4) Kislorodning, ozonning xossalari.
- 5) Kislorodning birikmalari, xossalari.

- 6) Oltingugurt, olinishi.
- 7) Oltingugurtning xossalari.
- 8) Oltingugurtning gidridlari.
- 9) Oltingugurtning birikmalari.
- 10) Sulfat kislota

Nazorat savollari:

1. Xalkogenidlar.
2. Urta va nordon xalkogenidlar.
3. Vodorod peroksid va oksidlovchi, kaytaruvchi xossalari.
4. Oltingugurtni oksidlovchi, kaytaruvchi xossalari.
5. Vodorod sulfid
6. Oltingugurtning kislorodli birikmalari
7. $H_2S_2O_7$ ning xavoda tutashi sababi
8. Nitroza usulida H_2SO_4 kislota olish
9. Oltingugurtning galogenli birikmalari
10. Oltingugurtning ishlatilishi

Adabiyotlar:

1. 338-366 betlar
2. 233-260 betlar

MA'RUZA № 5

V GURUXNING P – ELEMENTLARI.

1. Umumiy xarakteristika
2. Azot, tabiatda uchrashi, olinishi, xossalari
3. Forfor, olinishi, xossalari, birikmalari
4. Fosforli ug'itlar

Beshinchi guruxning p – elementlariga azot – N, fosfor – R, mish'yak – As, surma Sb va vismut Bi elementlari kiradi. Bu elementlar V – guruxning asosiy guruppacha elementlari xisoblanadi, azot bilan fosfor tipik metallmas, surma amfoter, mishyak va vismut metallardir.

Azot, fosfor, mishyak, surma va vismut atomlarining sirtki qavatida beshtadan (ya'ni $S^2 P^3$) elektron buladi. Azotdan vismutga tomon elementlarning atom radiuslari ortib boradi; chunonchi, azot atomi kichik atom, uning yakka boglanishdagi kovalent radiusi $0,71 \text{ } ^\circ A$ ga teng. Fosforning kovalent radiusi $1,10 \text{ } ^\circ A$ ga, mishyakniki $1,16 \text{ } ^\circ A$, surmaniki $1,34 \text{ } ^\circ A$ va nixoyat vismut atomining kovalent radiusi $1,46 \text{ } ^\circ A$. Azot atomlari uzaro juda maxkam uch karrali bog ($N \cdot N$) xosil qiladi; azotning bir atomi atrofida faqat uchta kislorod atomi joylana oladi; fosfor, mishyak, surma va vismut atomlari uzaro faqat yakka boglarnigina xosil qiladi; ularning atomlari atrofida uchdan ortiq kislorod atomlari joylasha oladi.

Bu elementlarining uz birikmalaridagi oksidlanish darajalari +5 dan -3 ga kadar buladi. Azotdan fosforga utilganda elementlarning +5 valentlik xolati ancha mustaxkamlanadi; lekin fosfordan vismutga utgan sayin +5 valentlik xolatning mustaxkamligi kamayadi; N_2O_5 – P_2O_5 - As_2O_5 - Sb_2O_5 - Bi_2O_5 katorida N_2O_5 dan Vi_2O_5 ga utilganda kislotali xossalar susayib, asosli xossalar kuchayadi.

Bu guruppacha elementlarining 5 valenti xolatdagi gidroksidlari (HNO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 , $H[Sb(OH)_6]$) da element atomining koordinasion soni azotdan surmaga utganda 3 dan 6 ga kadar ortadi, chunki surma atomining kavalent radiusi nisbatan katta bulganligi uchun uning atrofiga oltita kislorod atomi joylana oladi. Bu birikmalarning oksidlovchilik xossalari 5 valentli xolatning barkarorligi uzgarishiga muvofik keladi. Chunki HNO_3 – nitrat kislota kuchli oksidlovchi lekin ortofosfat kislota H_3PO_4 xech kanday oksidlash xossalarni namoyon qilmaydi. Arsenat kislota H_3AsO_4 va stibat kislota $N[Sb(OH)_6]$ lar kislotali muxitda ma'lum darajada oksidlovchi moddalardir. Besh valentli vismutning birikmalari kislotali muxitdagina emas, xatto ishqoriy muxitda xam kuchli oksidlovchilardir.

Bu elementlarning +3 valentlik xolati azotdan vismutga utgan sayin mustaxkamlana boradi. Elementlarning +3 valentli xolatiga muvofik keladigan gidroksidlarining asosli xarakteri azotdan vismutga utgan sari kuchayib boradi; chunonchi: HNO_2 va H_3PO_3 – kislotalar bulib, H_3AsO_3 - amfoter xossaga ega (lekin bunda kislotali xossalar ustun turadi); $Sb(OH)_3$; xam amfoter modda, ammo unda asosli xossalar ustun turadi; $Bi(OH)_3$ esa faqat asos xossalariga ega, u amfotermas gidroksid. Bu gidroksidlar kaytarish va oksidlash xossalarni namoyon qila oladi. +3 valentlik xolatdagi As, Sb va Bi birikmalarining kaytaruvchilik xossalari As dan Bi ga utgan sayin kamayib boradi. N, P, As, Sb va Bi uzlarining vodorodli birikmalari – NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 va BiH_3 da - 3 ga teng oksidlanish darajaga ega; ularning gidridlari kislotali xossalarni namoyon qilmaydi. Bu gidridlarning xammasi xam kaytaruvchilardir. Bu xususiyat NH_3 dan BiH_3 ga utgan sayin kuchayib boradi.

V guruppaning asosiy guruppachasi elementlari nixoyatda katta axamiyatga ega. Masalan, azot oksil moddalar tarkibiga kiradi. Ogirlik jixatidan Yer pustlogining kariyb $4 \cdot 10^{-20}\%$ ini azot tashqil etadi. Bu miqdorning kupchilik kismi atmosferada buladi. Fosfor Yer pustlogining $8 \cdot 10^{-20}\%$ ini, mishyak $5 \cdot 10^{-20}\%$ ini, surma $4 \cdot 10^{-50}\%$ ini va vismut $2 \cdot 10^{-50}\%$ ini tashqil qiladi.

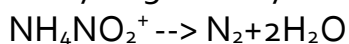
Azot – tartib nomeri 7, atom ogirligi 14,0067; tabiatdagi barkaror izatoplari ^{14}N va ^{15}N bulib, ^{15}N tabiatdagi barcha azotning atiga 0,365% ini tashqil qiladi; kolgani ^{14}N dir. Elektron konfigurasiyasi $K 2S^2 2P^3$.

Azotning mavjudligini 1772 yilda D.Rezerford anikladi. 1774 yilda Lavuazye bu elementga «azot» deb nom berdi va uning mustaqil element ekanligini isbotladi.

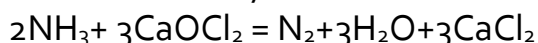
Azot tabiatda erkin va boglangan xolatda uchraydi. Erkin azot N_2 molekulalar xolida asosan atmosferada, boglangan azot esa Chili selitrasi $NaNO_3$ va Xind selitrasi KNO_3 , shuningdek oksidlar tarkibida uchraydi.

Azotning eng katta manbai xavo bulganligi sababli uni xavodan olish mumkin. Buning uchun avvalo xavoni kuritib, namni yukotiladi; karbonat angidrid esa kalsiy gidroksid yoki ishqor eritmasiga yuttiriladi; shu tarika tozalangan xavo chuglangan mis ustidan utkazilganda mis kislorodni uziga biriktirib oladi; azot va inert gazlar esa ajralib koladi. Texnikada azot olish uchun suyuq xavoni fraksiyalab xaydash usulidan foydalaniladi. Suyuk xavo asosan azot va kisloroddan iborat; azotning qaynash xaroratsi $195,8^\circ$ bulib, kislorodning qaynash xaroratsi – 183° dan pastdir; binobarin, suyuq xavodan avval azot, keyin kislorod buglanadi.

Laboratoriyada toza azot olish uchun ammoniy xloridning tuyingan eritmasi bilan natriy nitratning tuyingan eritmalari aralashmasini kizdiriladi. Bunda quyidagi reaksiya sodir buladi:



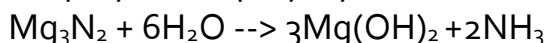
Ammoniy nitratning uzi esa NH_4Cl bilan $NaNO_2$ dan xosil qilinadi. Ammoniy xlorid urnida ammoniy sulfatdan foydalanish xam mumkin. Azot ammiakni xlorli oxak bilan oksidlash yuli bilan xam olinadi:



Odatdagi sharoitda azot rangsiz va xidsiz gaz. Azot suyuq va qattiq xolatlarda xam rangsiz. Azotning kritik xaroratsi juda past ($-147,1^\circ S$); shuning uchun xam uni suyuq xolatga aylantirish ancha kiyin.

Azot ximiyaviy reaksiyalarga kirishmaslik jixatidan inert gazlaridan keyin birinchi urinda turadi. Lekin ba'zi metallar (masalan, litiy) bilan salgina kizdirgandayok birikib ketadi. Azot litiy bilan birikkanda litiy nitrid Li_3N xosil buladi. Azot magniy bilan xam magniy nitrid Mg_3N_2 xosil qiladi.

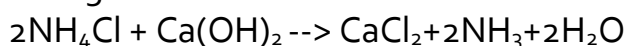
Ishqoriy va ishqoriy – yer metallarning nitridlari suvda gidrolizga uchraydi:



Azot kalsiy, alyuminiy va kremniylar bilan faqat yukori xaroratda reaksiyaga kirishadi. Ogir metallar (titan, sirkoniy, xrom, niobiy, tantal, toriy va uran) xam azot bilan nitridlar xosil qiladi; lekin bu metallarning nitridlari, ayniksa toriy nitridi, suvda gidrolizlanmaydi.

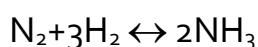
Ammiak NH_3 , gidrazin N_2H_4 va azid kislota NH_3 azotning vodorodli birikmalaridir. Gidroksilamin (NH_2OH) xam azotning vodorodli birikmasi katoriga kiradi.

Ammiak tabiatda oksil moddalarning chirishidan xosil buladi, bundan tashkari, u ammoniy tuzlari (masalan, ammoniy xlorid) kuchli asoslar ta'siridan parchalanganda ammiak xosil buladi:



Ammiakli suv – novshadil spirtni kizdirish yuli bilan xam laboratoriyada ammiak olinadi. Ba'zan nitridlar gidroliz qilinganda xam ammiak xosil buladi.

Sanoatda ammiak olish asosiy xom ashyo erkin xolatdagi vodorod bilan azotdir. Bu ikki moddadan ammiak sintez qilinadi:

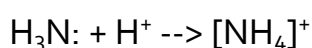


Ammiak uziga xos utkir xidli, rangsiz gaz. U suvda juda yaxshi (20°S da 1 l H_2O da 700 l NH_3) eriydi. Ammiak 20°S da va 8,5 atm bosimda suyuq xolatga utadi. Suyuk ammiak ba'zi anorganik moddalarni yaxshi eritadi, shuning uchun turli sintez reaksiyalarida erituvchi sifatida ishlatiladi.

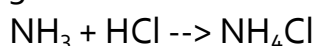
Ammiak odatdagi sharoitda barkaror modda. Ammiak kuyidagi bir kator reaksiyalarga kirisha oladi:

1. Ammiak molekulari metallarning tuzlari bilan birikib, ammiakatlar xosil qiladi.

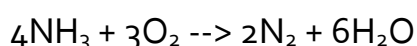
2. Ammiakning suvdagi eritmasi asosli xossaga ega; uni ammoniy gidroksid deb ataladi. Ammoniy ionining xosil bulishini donor – akseptor boglanish natijasi deb qaraladi: ammiak molekulasidagi bir juft erkin elektronlarga proton kelib birikadi:



3. Ammiak kislotalar bilan birikib ammoniy tuzlarini xosil qiladi, masalan:



4. Ammiak bilan kislorod (yoki oldindan kizdirilgan xavo) aralashmasi yonganida erkin azot va suv bugi xosil buladi:



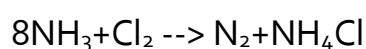
Ammiakning bu tarika yonishi xech kanday amaliy ahamiyatga ega emas, aksincha uni katalizator (platina) ishtirokida 800°S da xavo kislorodi NO ga kadar oksidlanishi katta texnikaviy ahamiyatga ega:

$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 6\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}$ chunki xosil bulgan NO xavo kislorodi bilan birikib, NO_2 ga aylanadi: NO_2 dan esa nitrat kislota olinadi. Ammiakning katalitik oksidlanishi hozirgi vaktida nitrat kislota olishning asosiy usuli xisoblanadi.

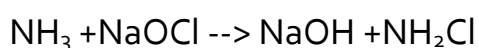
5. Ammiak okimi 300°S ga kadar kizdirilgan nitratga (xavosiz joyda) yuborilsa, nitriy amid NH_2Na xosil buladi:

Xuddi shu yul bilan boshka ishqoriy va ishqoriy – yer metallarning amidlari olinadi.

6. Ammiakning suvdagi eritmasi orqali xlor utkazilsa, ammiak oksidlanib azotga aylanadi:



7. Ammiak molekulasidagi bir vodorod atomining xlorga almashinish maxsuloti xloramin NH_2Cl ammiakning natriy gipoxlorit ta'sirida oksidlanishdan olinadi:

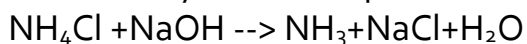


Xloramin minus 66°S da suyuklanadigan yomon xidli gaz. Xloramindan tashkari ftoramin NH_2F va xloramin NHCl_2 va ftoramin NHF_2 lar xam ma'kul.

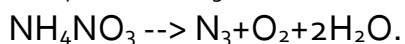
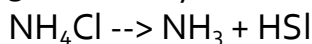
Ammiak asoslar katoriga kiradi. U kuchli va kuchsiz kislotalar bilan (xatto karbonat kislota bilan xam) tuzlar xosil qiladi.

Ammoniy tuzlarining uziga xos xossalari kuyidagidan iborat:

1. Ammoniy tuzlari suvdagi eritmalarda gidrolizga uchraydi.
2. Ammoniy tuzlari ishqorlar ta'siridan parchalanadi, masalan:



3. Ammoniy tuzlari issik ta'siridan parchalanadi, masalan:

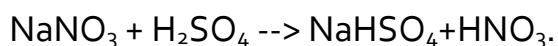


Azotning 5 ta oksidi ma'lum.

Azot oksidlarining xossalari.

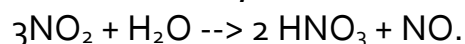
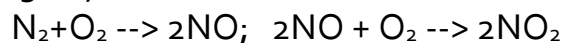
Azotning oksidlanish darajasi.	Oksidning formulasi	Qaynash xarorati	Suyuklanish xarorati	Agregat xolati	Rangi	Kislotasining formulasi	Tuzining formulasi
+1	N_2O	-89,5	-102,4	gaz	rangsiz	$(\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_3)$	$\text{Me}_2\text{N}_2\text{O}_3$
+2	NO	-151,8	-163	gaz	rangsiz	-	-
+3	N_2O_3	3,5	-102	suyukl	kungir	HNO_2	MeNO_2
+4	NO_2	102	-11,2	gaz	kungir	$\text{HNO}_2 + \text{HNO}$	$\text{MeNO}_2 + \text{MeNO}_3$
+5	N_2O_5	45	30	kristal	rangsiz	HNO_3	MeNO_3

XIX asrdan XX asrning boshlariga kadar nitrat kislota Chili selitrasiga sulfat kislota ta'sir ettirish yuli bilan olinardi:



Xozirgi vaktida bu usuldan nixoyatda kam foydalaniladi.

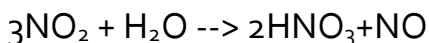
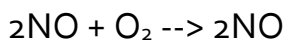
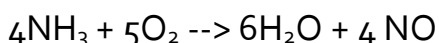
1905 yildan boshlab Norvegiyada sanoatda nitrat kislota olishning elektr yoy usuli joriy etildi. Bu usulning mohiyati shundan iboratki, avval xavo orqali elektr yoyi utkaziladi, bunda azot bilan kislorod uzaro reaksiyaga kirishib NO ni xosil qiladi. NO xavoda tez soviganda xavo kislorodi va suv bilan birikib nitrat kislota ga aylanadi:



Ortib kolgan NO yana xavo kislorodi bilan birikib NO_2 ga aylanadi, yana suv bilan birikib HNO_3 xosil qiladi.

Yoy usulida elektr energiyasi kup sarf buladi. masalan, 1 kg kislota tayyorlash uchun 70 kvat energiya ketadi. Shuning uchun bu usul kam qullaniladi. Xozirgi vaktida sanoatda nitrat kislota asosan ammiakni katalizator ishtirokida

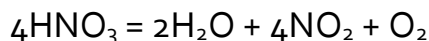
oksidlash yuli bilan olinadi. Ammiak bilan xavo aralashmasi 600-800°S da platinadan yasalgan tur (katalizator) orqali utkazilganda NO xosil buladi va bu gaz xavo kislorodi bilan darxol birikib NO₂ ga aylanadi. Azot (IV) - oksid esa suv va xavo kislorodi bilan uzaro ta'sirlanib HNO₃ ni xosil qiladi:



Toza nitrat kislota rangsiz suyuqlik; solishtirma ogirligi 1,526 g/sm³ (15°S da); uning kotish xaroratsi 41,3°S; u 86°S da qaynaydi; suv bilan xar kanday nisbatda aralashadi;

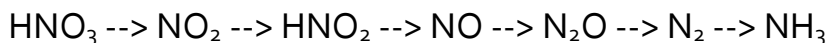
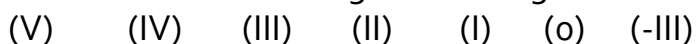
Tarkibida 68% HNO₃ bulgan nitrat kislota eritmasi (dq1,42/sm³) uz tarkibini uzgartirmay 120,5°S da qaynaydi.

Konsentrlangan nitrat kislota (ayniksa yoruglik ta'siridan) kisman parchalanadi.



Xosil bulgan azot (IV) - oksid kislota sarik tus beradi. Uzida NO₂ ni eritgan nitrat kislota tutuvchi nitrat kislota nomi bilan yuritiladi.

Nitrat kislota kuchli kislota xisoblanadi. U juda kuchli oksidlovchi. Nitrat kislota boshka moddalarni oksidlaganda azotning oksidlanish darajasi +4, +3, +2, +1, 0 va -3 ga kadar uzgara oladi; natijada NO₂, HNO₂, NO, N₂O, N₂ va NH₃ lar xosil bulishi mumkin. Bu uzgarishlarning sxematik ifodasi kuyidagicha:

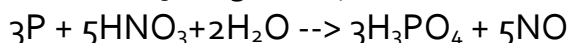
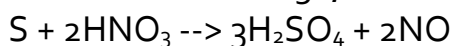


Nitrat kislota kichik oksidlanish darajasiga kadar kaytarilishi uning konsentrasiyasiga va kaytaruvchi moddaning aktivligiga boglik.

Masalan, konsentrlangan nitrat kislota kurgoshin va kalay eriganida NO₂ ajralib chikadi; kumush eriganida esa NO bilan NO₂ xosil buladi, suyuqlantirilgan HNO₃ kislota mis va temirga ta'sir ettirilganda NO gazi ajralib chikadi.

Konsentrlangan nitrat kislota ruxga ta'sir etganda, kislota konsentrasiyasiga qarab, N₂O yoki N₂ yoki NH₃ xosil buladi (bu ammiak ortiqcha HNO₃ bilan birikib NH₄NO₃ xosil qiladi).

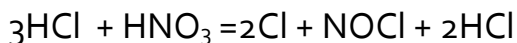
Konsentrlangan nitrat kislota solib kizdirilgan oltingugurt sulfat kislota fosfor - fosfat kislota, kumir esa karbonat angidritga aylanadi:



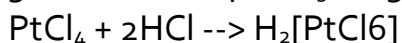
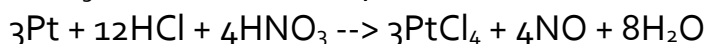
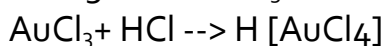
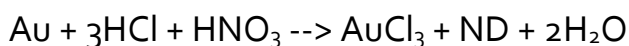
Ba'zi metallar, masalan temir, xrom, alyuminiy va boshka ba'zi metallar suyuqlantirilgan nitrat kislota eriydi-yu, ammo konsentrlangan kislota erimaydi; bu metallar konsentrlangan nitrat kislota tushurilganda ularning sirtida

mustaxkam oksid parda xosil buladi; bu xodisa passivlashish deyiladi. Umuman, konsentrlangan nitrat kislota kupchilik metallar uchun erituvchi xisoblanadi. 1 xajm konsentrlangan nitrat kislota 3 xajm xlorid kislota

bilan aralashmasi zar suvi - metallar uchun HNO_3 ning uziga qaraganda xam kuchli erituvchidir, chunki bu aralashmada xlor va nitrozil xlorid bor:



Bu aralashma nixoyatda kuchli oksidlovchi bulgani uchun uzida oltin (rادي) va platinani erita oladi:



Nitrat kislota ning sanoatda ishlatilishi uning oksidlash va nitrolash xossalariga asoslanadi. Bundan tashkari nitrat kislota nitratlar, mineral ugitlar, ayniksa ammiakli selitra olishda juda kup ishlatiladi. Ammiakli selitra NH_4NO_3 - muxit azotli ugit xisoblanadi.

Fosfor - tartib nomeri 15, atom ogirligi 30,9738, elektron konfiguratsiyasi $\text{KL } 3s^2 3p^3$. Tabiatda fosfor yagona izotop ^{31}P xolida uchraydi. Uning sun'iy radioaktiv izotopi ^{32}P (yarim yemirilish davri 14, 22 kun) nishonli atom sifatida keng kulllaniladi.

Fosfor grekcha suz bulib «yoruglik tashuvchi» demakdir. Fosforning element ekanliini Lavuazye isbot qilgan. Sheyeli 1771 yili fosforni suyakdan ajratib olish usulini kashf qilgan.

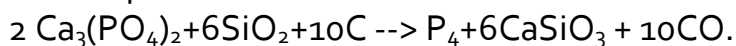
Fosforning yer pustlogida ogirlik miqdori $8 \cdot 10^{-2}\%$ ni tashqil qiladi.

Fosforning eng muxim minerallari fosforit $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ va apatitlar – $3\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$ - gidroksil apatit va $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ - fluorli apatit, xamda $3\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ xlorli apatitdir. Fosfor xayvon organizmining nerv, miya, suyak, tish, mushak va xokazo kislmlari tarkibiga kiradi. Usimliklar organizmining kuruk tarkibiga kiradi. Usimlik organizmining kuruk moddasida 0,5-2% fosfor buladi. Usimlik organizmida fosfor «karigan» barglardan «yosh» barglarga, poyadan urugga kuchib turadi. Odam organizmida 3-4 kg.ga kadam fosfor buladi.

Fosfor inson organizmining xarakatlanishi, oziklanishida, kupayishi va nafas olish va fikrlash faoliyatida aktiv ishtirok etadi. Shuning uchun akad A.YE.Fersman fosforni «xayot va tafakkur elementi» deb atagan.

Tuproqda fosforning miqdori (P_2O_5 xisobida) 0,05 - 0,2% ga kadam buladi.

Erkin fosfor kalsiy fosfatni kum ishtirokida elektr pechda kumir bilan kaytarish orqali olinadi:



Xosil bulgan fosfor buglari suv ichida ok fosfor shaklida kondensatlanadi.

Fosforning uchta allotropik shakl uzgarishlari: ok, kizil, va kora fosforlar ma'lum. Ularning har biri polimer moddalar bulib, xozirgi vaktida fosforning 11 ta modifikasiyasi borligi aniklangan.

Ok fosfor suyuq xolatda xam, qattiq xolatda xam P_4 tarkibli tetraedrik shaklidagi molekulalar xosil qiladi. P-P boglanishning uzunligi $2,21^{\circ}A$ ga teng; ok fosforning solishtirma ogirligi $1,8 \text{ g/sm}^3$, suyuqlanish xaroratsi $44^{\circ}S$, qaynash temperatu turasi $281^{\circ}S$. Ok fosfor juda zaxarli, suvda erimaydi, lekin uglerod (IV) - sulfidda yaxshi eriydi, xavoda oksidlanib alangalanad, shuning uchun uni suv ostida saklanadi. U juda sekinlik bilan kizil fosforga aylanadi; bu vaktida uzgarish issikligi ajralib chikadi:



Kizil fosforni ok fosforni $400^{\circ}S$ da bir soat davomida kizdirish natijasida olinadi. Kizil fosfor ok suyuq xolatga aylanmasdan buglanib ketadi, uning buglari sovuk sirtda kondensatlanib ok fosfor xosil qiladi. Kizil fosforning solishtirma ogirligi $2,7 \text{ g/sm}^3$. 260° da alanglanadi; CS_2 da erimaydi; kizil fosfor $43,1 \text{ atm.}$ bosimda $589,5^{\circ}S$ da suyuqlanadi. Kizil fosfor xavoda barkaror; suv ichida saklanmaydi.

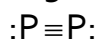
Kora fosfor ok fosforni $220 - 370^{\circ}S$ larda juda yukori bosim ostida sakkiz kun kizdirish natijasida olinadi. Uning solishtirma ogirligi $2,7 \text{ g/sm}^3$; $490^{\circ}S$ da alangalanadi. CS_2 da erimaydi; elektr tokini utkazadi (ok va kizil fosfor esa tok utkazmaydi).

Fosfor aktiv metallmas elementdir. P- orbitallar katnashish bilan amalga oshadigan boglanishlar xosil bulganda fosfor azotga uxshash xossalar namoyon qiladi; lekin d - orbitallar katnashganda esa fosfor bilan azotning ximiyaviy xossalari orasida ancha tafovut vujudga keladi. Fosfor atomi III davrining boshka elementlari atomlari kabi uzining elektron orbitallarini kuyidagicha gibridlay oladi;



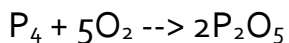
Demak, fosforning kovalentligi 3 va 5 ga teng bulishi mumkin. Fosforning oksidlanish darajalari +5, +3, +1, 0 va -3 ga teng. Eng barkaror birikmalarda fosfor besh valentlidir. Fosforning valentligi - 3 ga teng bulgan birikmalar u kadar barkaror emas; bu jixatdan fosfor azotdan keskin fark qiladi.

Yukori xaroratlarda ($1600^{\circ}S$ dan) yukoridagi fosfor buglari asosan R_2 molekulalardan iborat buladi. P_2 molekulalar xam xuddi N_2 molekulalar kabi tuzilishga ega:



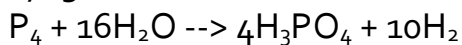
Pastrok xaroratlarda esa, fosfor buglari tetraedrik shakldagi P_4 molekulalardan tuzilgan buladi. Ok fosfor kristallari P_4 turkibli molekulalardan iborat. Kizil va kora fosforlar esa P_4 molekulalarning polimerlaridan tuzilgan. Ok fosforning ximiyaviy jixatidan aktivligi kizil fosfornikidan yukori turadi.

Fosfor xavoda kuzni kamashtiradigan darajada ok - sargish alanga berib yonadi:



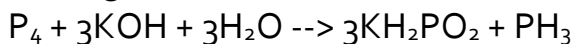
Fosfor galogenlar, oltingugurt va boshka elementlar bilan oson birikadi.

Fosfor buglari faqat 600°S ga yaqin xaroratda suv bugi bilan quyidagicha reaksiyaga kirishadi:

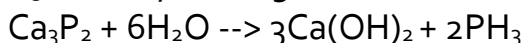


Fosfor vodorod bilan bevosita birikmaydi. Shuning uchun fosforning gidridlari bilvosita yullar bilan olinadi. Fosforning uchta gidridi bor. Fosfin PH_3 , difosfin P_2H_4 (suyuklik) va P_2H yoki $P_{12}H_6$ (qattiq jism).

Gazsimon fosfor PH_3 ni dastlab Jan - Jandr fosforni ishqor bilan kizdirish natijasida olgan.



PH_3 ni kalsiy fosfoga suv ta'sir ettirish bilan xam olish mumkin:



Fosfin PH_3 - rangsiz, sasigan balik xidli juda zaxarli gaz. Uning qaynash xaroratsi – 85°S, quyuklanish xaroratsi – 133°S.

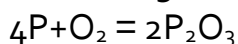
Nixoyatda toza fosfin uz - uzicha alangalanmaydi; uning tarkibida juda oz miqdorda P_2H_4 yoki P_4 ning borligi PH_3 ning xavoda alangalanishini ta'minlaydi.

Xavo bilan fosfin portlovchi aralashmalar xosil qiladi. Fosfin suyuk xolatda assosiasiyaga uchramaydi (ammiak esa assosilanadi), fosfinning suvdagi eritmaları na asoslik va na kislotalik xossalari namoyon qiladi. Lekin fosfin kuchli kislotalar bilan reaksiyaga kirishib fosfoniý tuzlari xosil qiladi. Masalan, PH_4Cl , PH_4J . Fosfin kuchli kaytaruvchi xisoblanadi.

Difosfin P_2H_4 - xar doim gazsimon fosfin bilan birga xosil buladi. U rangsiz suyuklik 51,7°S da qaynaydi, - 99°S da kotadi. Kislotalar bilan reaksiyaga kirishmaydi. Difosfin uz uzicha alangalanadi. Uzak vakt saklansa, uzidan asta sekin PH_3 ni chikarib, qattiq fosfin $P_{12}H_6$ ga aylanadi. Qattiq fosfin suvda xam, organik erituvchilarda xam erimaydigan sarik tusli amorf kukundan iborat.

Fosforning P_2O_3 va P_2O_5 tarkibli oksidlari ma'lum. Bularda fosforning oksidlanish darajasi +3 va +5 ga teng. Bu ikkala oksid molekullari diler xolatda, ya'ni P_4O_6 va P_4O_{10} shaklida mavjud. Bulardan tashkari yana P_2O_4 tarkibli oksid xam ma'lum, bu moddada fosforning oksidlanish darajasi +4 ga teng.

Fosforning xavoda sust oksidlanishi natijasida R_2O_3 xosil buladi.

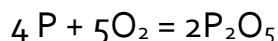


Fosfor (III) - oksid 22°S da quyuklanadigan rangsiz qattiq jism; uning qaynash tepmeraturasi 173,1°S ga teng.

Fosfor (III) - oksid past xaroratda suv bilan reaksiyaga kirishganda fosfit kislotasi H_3PO_3 xosil buladi. U suv bilan yukori xaroratlarda reaksiyaga kirishganda esa kislotalar aralashmasi, kizil fosfor va fosfor gidrid beradi. Shunga kura, toza fosfit kislotasi olish uchun boshka usullardan foydalaniladi.

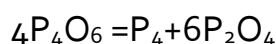
Fosfor (III)- oksid xuddi ok fosfor kabi nixoyatda zaxarli moddadir.

Fosfor (V)- oksid P_2O_5 fosforning kislorod mul bulgan sharoitda yonishidan xosil buladi.



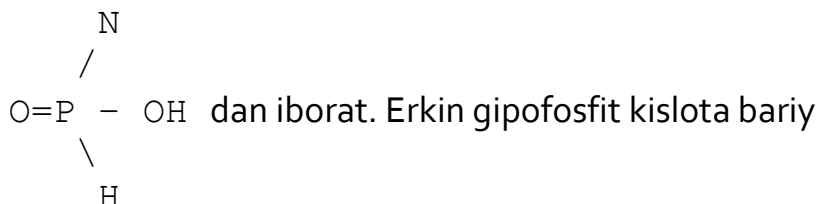
U rangsiz nixoyatda gigroskopik modda bulib, 1 atm. bosimda 360°S da sublimatlanadi. Uni boshka aralashmalardan tozalashda shu xossasidan foydalaniladi. Fosfor (V)- oksid namni yutuvchi vosita sifatida ishlatiladi. U fosfat kislolaning angidrididir. P_2O_5 ning xosil bulish issikligi juda katta 360 kkal/mol ga teng.

Difosfor tetroksid P_2O_4 - fosfor (III) oksidning 200°S da parchalanishidan xosil buladi:

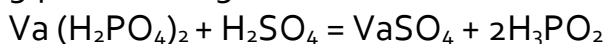


Bu oksidning molekulyar ogirligi asosida topilgan formulasi P_4O_8 bilan ifodalanadi. U suv bilan reaksiyaga kirishganda fosfat va fosfit kislotalar xosil buladi.

Fosforning bir necha xil kislotalari ma'lum. Gipofosfit kislota H_3PO_2 uning molekulyar tuzilishi

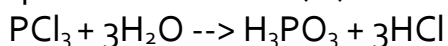


gipofosfatning sulfat kislota bilan uzaro ta'siridan olinadi:

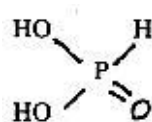


Toza gipofosfit kislota ok tusli kristall modda, uning zichligi $d = 1,49 \text{ g/sm}^3$, 26,5°S da suyuklanadi. Gipofosfit kislolaning xosil bulish issikligi 145,5 kkal/mol. Toza gipofosfit kislota sovukda barkaror, lekin ifloslangan kislota tez buziladi. Agar gipofosfit kislota 50°S dan yukori xaroratda kizdirilsa, PH_3 , kizil fosfor, H_3PO_4 va H_2 dan iborat aralashma xosil buladi. Gipofosfit kislota kuchli kaytaruvchi modda xisoblanadi. U nixoyatda zaxarli.

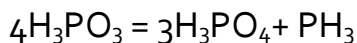
Fosfit kislota H_3PO_3 - fosfor (III)- oksidning (P_4O_6) kislotasidir. Bu kislotani xosil qilish uchun fosfor (III)- xloridning gidrolizidan foydalaniladi:



Fosfit kislota 70,1°S da suyuklanadigan rangsiz kristall modda. Uning struktura formulasi



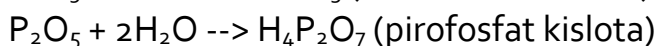
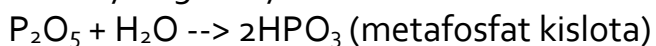
shaklida yoziladi. Fosfit kislota kuchsiz kislotalar katoriga kiradi. H_3PO_3 kaytaruvchi xossa ga ega; masalan u, kumush tuzlarini kumush metaliga kadar kaytaradi. H_3PO_3 kizdirilganda, parchalanib ortofosfat kislota va fosfin xosil qiladi:



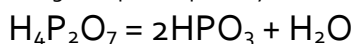
Fosfit kislota molekulasida tarkibida uchta vodorod atomi bulishiga qaramay, bu kislota ikki asosli kislotaadir.

Fosfat kislotalar.

Fosfat angidrid suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi. Reaksiya issiklik ajralib chikishi bilan boradi. Bir molekula P_2O_5 bilan necha molekula suv birikishiga qarab uch xil fosfat kislota olinishi mumkin. Bu reaksiyalarni sxematik ravishda kuyidagicha yozish mumkin:

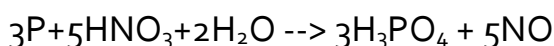


Bular ichida suvga eng boyi va eng muximi ortofosfat kislotaadir; uni tugridan - tugri fosfat kislota deb ataladi. fosfat kislota 42°S da suyuklanadigan, xavoda yoyilib ketadigan qattiq jism; uning zichligi $d=1,88 \text{ g/sm}^3$. Sanoatda ishlab chikariladigan fosfat kislota kovushok suyuklik. H_3PO_4 kizdirilsa, kislotaadan suv chikib ketib, avval pirofosfat kislota, keyin metofosfat kislota xosil buladi:

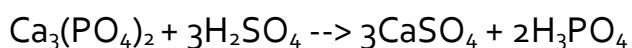


Aksincha, metofosfat kislotaaga suv ta'sir ettirilganda piro - va ortofosfat kislota olinadi.

Laboratoriyada fosfat kislota olish uchun erkin xolatdagi fosfor 32% li nitrat kislotaada eritiladi:



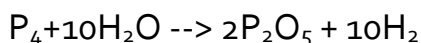
Texnikada fosfat kislota ekstraksion va termik usullar bilan olinadi. Ekstraksion usul maydalangan va ozrok fosfat kislota qushilgan tabiiy fosforitni sulfat kislota eritmasida erishidan iborat:



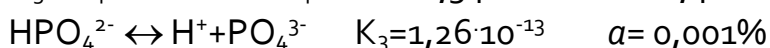
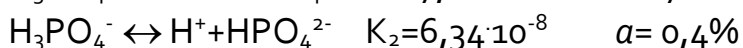
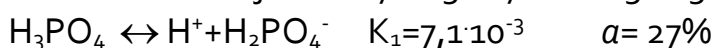
Xosil bulgan fosfat kislota filtratda koladi. Uni chukmadan filtrlash yordami bilan suzib olinadi. Termik usulda esa avvalo elektr pechlarda fosforitdan erkin fosfor olinadi, sungra uni kuydirib fosfor (V)- oksid xosil qilinadi. Bu moddaga suv ta'sir ettirib uni H_3PO_4 ga aylantiriladi.

Termik usulda olingan fosfat kislota tozaligi va konsentrasiyasining yukoriligi bilan ekstraksiya usulida olingan kislotaadan ancha yukori turadi.

Fosfat kislota olishning kelgusida rivoj topadigan usuli fosfor buglarini katalizator ishtirokida suv bilan oksidlanishdan iborat:

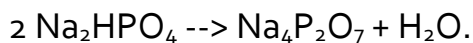


Ortofosfat kislota uch asosli kislota bulib, uning dissosiyalanish konstantalari va darajalari kuyidagi kiymatlarga ega.



Fosfat kislota uch xil tuz xosil qiladi; masalan: KH_2PO_4 - kaliy digidrofosfat (yoki birlamchi fosfat); K_2HPO_4 - kaliy gidrofosfat (yoki iqilamchi fosfat); K_3PO_4 - kaliy fosfat (yoki uchlamchi fosfat).

Pirofosfat kislota ortofosfat kislota qaraganda ancha kuchli kislota. U turt asosli kislota. Gidrofosfatni kizdirish natijasida pirofosfat olish mumkin; masalan:



Natriy pirofosfat kurgoshin tuzlari eritmasi bilan reaksiyaga kirishganda kurgoshin pirofosfat $\text{Pb}_2\text{P}_2\text{O}_7$ xosil buladi. Unga vodorod sulfat eritmasi ta'sir ettirib pirofosfat kislota $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ olinadi.

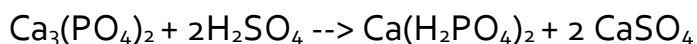
Pirofosfat kislota ortofosfat kislota kondensatlanish maxsulotidir. Ortofosfat kislota kondensatlanganida polifosfat kislotalar xam xosil bula oladi.

Metafosfat kislota - orta yoki pirofosfat kislota kizdirish orqali olinadi. U kovushok suyuqlik.

Fosforning juda kup birikmalari mineral ugit sifatida ishlatiladi. Eng kup qullaniladigan fosforli ugitalar quyidagilardir:

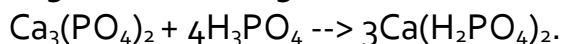
I. Fosforit yoki apatit uni mayin kukun xolatdagi fosforit yoki apatitdan iborat. Bu ugit tarkibida 16-35% ga kadar P_2O_5 bulishi mumkin. Lekin fosforit uni yoki apatit unidagi fosfor - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ tarkibli modda shaklida buladi; bu modda suvda yomon eriydi; shu sababli kislotali bulmagan tuproklarda fosforit yoki apatit unini usimliklar kam uzlashtiradi.

II. Superfosfat. Fosforit yoki apatitning sulfat kislota bilan uzaro ta'siridan, suvda eruvchan fosforli birikma xosil buladi:

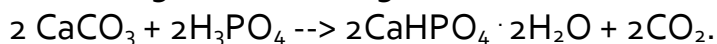


Uning tarkibida 20% ga kadar P_2O_5 buladi. superfosfat tarkibidagi $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ suvda yaxshi erishi tufayli usimliklar uni yaxshi uzlashtiradi.

III. Qush superfosfat tarkibi faqat kalsiy digidrofosfatdan iborat bulgan kimmatli ugit. Uning tarkibida 40-50% P_2O_5 buladi. Qush superfosfat tabiiy fosforitga konsentrlangan fosfat kislota ta'sir ettirish yuli bilan olinadi:



IV. Presipitat. Suvda kamrok eriydigan kalsiy gidrofosfatdan iborat bulib, kukun xolatdagi oxaktoshning fosfat kislota bilan uzaro ta'siridan olinadi:

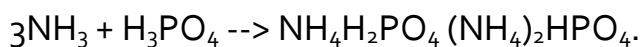


Presipitat $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ok kukun bulib xavoda saklanganda nam tortib yopishib kolmaydi. Uning tarkibida 30-35% P_2O_5 buladi. Bu ugiti kuchsiz kislotali tuproklarga solinganda usimliklar yaxshi uzlashtiradi.

V. Termofosfatlar (yoki ftordan tozalangan fosfatlar). Tabiiy fosforitni turli qushimchalar (soda, potash, natriy sulfat va xokazolar) bilan birga yukori xaroratda suyuqlantirib, fosforit tarkibidagi ftor yukotiladi. Buning natijasida tarkibida 32% ga kadar P_2O_5 bulgan ugit termofosfat xosil buladi.

Yukorida kurib utilgan fosforli ugitalardan tashkari, tarkibida xam fosfor, xam azot, xam kaliy buladigan murakkab ugitalar xam tayyorlanadi. Ulardan ammofos

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, diamfotofos (NH_4)₂ HPO_4 , leyfayfos (NH_4)₂ SO_4 ·(NH_4)₂ HPO_4 lar ana shunday azot va fosforli murakkab ug'itlardir. Amfotofos tarkibida 10% azot va 50% P_2O_5 buladi. Amfotofos olish uchun fosfat kislotaga ammiak ta'sirida neytrallanadi:



Amfotofos donador maxsulot sifatida chikariladi.

Nitrofoskaga va azofoskaga nomli aralash ug'it tarkibida azot, fosfor va kaliy elementlari buladi.

Tayanch iboralar.

1. Beshinchi gurux p-elementlari atom tuzilishi.
2. Bu elementlarning umumiy xossalari
3. Azotni xavodan olinishi
4. Ammiak.
5. Azot oksidlari va ularning xossalari
6. Nitrat kislotaga
7. Fosforning allotropik shakl uzgarishlari
8. Fosfor oksidlari
9. Fosfat kislotaga
10. Superfosfat va uning olinishi.

Nazorat savollari.

1. 5-gurux p-elementlari oksidlanish darajalari
2. Ularning oksidlovchilik xossalari
3. Kaytaruvchilik xossalari
4. Azot izotoplari
5. NH_4Cl ning xosil bulishi
6. Konsentrlangan HNO_3 ning xosil bulishi
7. Fosforning eng muxim minerallari
8. Fosforning axamiyati
9. Fosfat kislotaga tuzlari
10. Amfotofosning olinishi

Adabiyotlar:

1. 373-409 betlar
2. 269-293 betlar
3. 174 bet.

MA'RUZA № 7

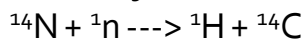
IV GURUXNING P-ELEMENTLARI

1. Umumiy xarakteristika
2. Uglerod birikmalari, xossalari
3. Kremniy, xossalari birikmalari
4. Germaniy, Kalay, Kurgoshin.

IV guruxning r-elementlarini uglerod - C, kremniy - Si, germaniy- Ge, kalay Sn va kurgoshin- Pb tashqil qiladi.

Bulardan uglerod va kremniy metallmaslar, germaniy, kalay va kurgoshin metallar jumlasiga kiradi. Bu elementlar uz birikmalarida ikki xil +2, +4 ga teng oksidlanish darajasini namoyon qiladi. Ugleroddan kurgoshinga utgan sayin, bu elementlarning +2 ga teng oksidlanish darajasi mustaxkamlana boradi. Uglerod va kremniy faqat CO va SiO₂ dagina +2 ga teng oksidlanish darajasiga ega. Bu ikki element uzlarining kupchilik birikmalarida +4 ga teng oksidlanish darajasini namoyon qiladi. Bu gruppacha elementlari vodorod bilan RH₄ tipidagi gazsimon birikmalar xosil qiladi. Bu birikmalarning barkarorligi ugleroddan kurgoshinga utgan sayin kamayib boradi.

Uglerod - tartib rakami 6, elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6$. Barkaror izotoplari ^{12}C (tabiiy uglerodning 98.89%) ^{13}C (tabiiy uglerodning 1.11%), ^{14}C uglerodning radioaktiv izotopi bulib, uning yarim yemirilish davri 5600 yil. Uglerodning bu izotopi xavoning ustki qavatlarida azotning neytronlar bilan tuknashuvi natijasida xosil buladi:



Uglerod tabiatda kalsiy va magniy karbonat minerali xolida xamda, kumir, neft va tabiiy gazlar tarkibida uchraydi.

Erkin xoldagi uglerod ikki xil allotropik shakl uzgarish: olmos va grafit xosil qiladi.

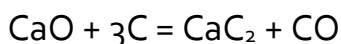
Olmos rangsiz tinik modda bulib, uning zichligi $3.5\text{g}/\text{cm}^3$ ga teng. U tabiiy moddalarning eng kattigidir. Olmosning shishani kesishi, tog jinslarini burgilaydigan asboblarda sifatida ishlatilishi uning qattiqligiga asoslangan. Olmosning juda qattiq bulishiga sabab: kristall panjaradagi uglerodning har bir atomi uzidan teng oralikda va muntazam tetraedrning uchlarida turgan boshqa turtta uglerod atomi bilan kovalent boglangandir. Xozirgi vaktida olmos sun'iy yul bilan 2000°S ga yaqin xarorat va 100000 atm bosim ostida grafitdan xosil qilinadi. Olmos kimyoviy ta'sirlarga juda chidamli, 800°S da kislorod ishtirokida kizdirilganda yonib CO₂ ga utadi. U xavosiz joyda kizdirilganda grafitga aylanadi.

Grafit tuk kul rang tusli, kristallar ichida eng yumshok modda bulib, olmosdan 1.5 marta yengil U juda yaxshi issiklik va elektr utkazuvchidir. Sunggi vaktida grafit yadro reaktorlarida neytronlar xarakatini susaytiruvchi vosita xamda elektrodlar tayyorlashda ishlatilmokda.

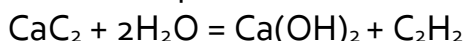
Uglerodning allotropik kurinishlari kimyoviy jixatdan inertdir. Masalan, olmos oddiy sharoitda kimyoviy reagentlar bilan reaksiyaga kirishmaydi. Yukori

xaroratda unga kuchli oksidlovchilar; kislorod, zar suvi, nitrat kislota ta'sir etib, uni CO_2 ga kadar oksidlaydi. Grafit olmosga nisbatan kimyoviy ta'sirlarga chidamsiz.

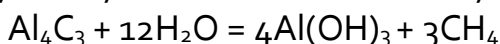
Sanoatda uglerodning metallar bilan birikmalari - karbidlar katta ahamiyatga ega. Metallar bilan uglerod faqat yukori xaroratda reaksiyaga kirishadi. Aktiv metall karbidlaridan amalda eng kup uchraydigani CaC_2 . U kalsiy oksidi va kumir aralashmasini elektr toki yordamida kizdirish natijasida xosil buladi:



Kalsiy karbid suv bilan reaksiyaga kirishib muxim uglevodorodlardan biri - asetilenni xosil qiladi.



Alyuminiy karbidi suv bilan reaksiyaga kirishganda metan xosil buladi:



Karbidlar kimyoviy xossalari jixatidan uch gruppaga bulinadi.

1) Suv yoki suyultirilgan kislotalar ta'sirida parchalanadigan karbidlar (ularning eng muxim vaqili kalsiy karbiddir). Bunday karbidlarni metallarning kuchlanish katorida AL dan oldin turgan aktiv metallar xosil qiladi.

2) Suv xamda suyultirilgan kislotalar ta'sirida parchalanmaydigan karbidlar. Bu gruppaga karbidlariga Al va Ve karbidlari kiradi.

3) Bu gruppacha parchalanganda turli modda xosil qiladigan karbidlar kiradi. Ularga lantanoidlar va marganes karbidlari misol bula oladi.

Uglerod kislorod bilan uchta oksid xosil qiladi: a) uglerod (II)-oksid CO (yoki monooksid), b) uglerod (IV)-oksid CO_2 (yoki dioksid), va v) uglerod suboksid C_3O_2 .

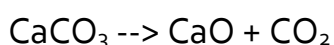
Uglerod (IV)-oksid CO_2 (uni karbonat angidrid deb yuritiladi), uglerodning kislorod atmosferasida tulik yonishidan xosil buladi. Tabiatda CO_2 organik moddalarning chirishi, bijgishi va kuyishi kabi sust oksidlanish proesslari natijasida xosil buladi.

Laboratoriyada CO_2 CaCO_3 bilan HCL ning uzaro ta'siridan olinadi:



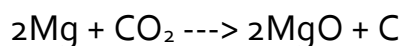
Bu reaksiya Kipp apparatida amalga oshiriladi.

Texnikada CO_2 oxaktoshni kuydirib oxak olishda qushimcha maxsulot sifatida xosil buladi.



Uglerod (IV)-oksid rangsiz gaz bulib, uning salgina shirin mazasi va uziga xos xidi bor. CO_2 osonlik bilan suyuk xolatga utadi, suyuk CO_2 tez buglanganda qattiq CO_2 xosil buladi. Qattiq CO_2 ni "kuruk muz" deb ataladi.

CO_2 odatdagi sharoitda boshka moddalarning yonishiga yordam bermaydi. Lekin aktiv metallar CO_2 atmosferasida yonishni davom ettiradi; Masalan:

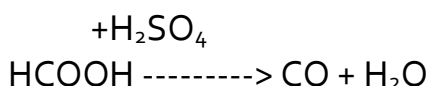


Chug xolatdagi kumir bilan CO_2 reaksiyaga kirishib CO ga aylanadi.

CO - juda zaxarli, rangsiz, xidsiz gaz. CO farksiz oksidlar katoriga kiradi. U suvda yomon eriydi, ishqorlar bilan reaksiyaga kirishmaydi, tuzlar xosil qilmaydi, lekin oksidlanadi:



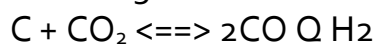
Xlor ta'sirida CO oksidlanib fosgen COCl_2 ga aylanadi. Laboratoriyada CO olish uchun chumoli yoki oksalat kislotaga konsentrlangan H_2SO_4 ta'sir ettiriladi:



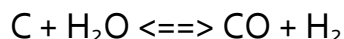
Sarik kon tuziga konsentrlangan sulfat kislota qushib kizdirilganda xam CO xosil buladi.

Texnikada CO ni kup miqdorda generator gazi, suv gazi va aralash gaz tarzida olinadi.

a) generator gazi olish uchun kumir xavoda chala yondiriladi:

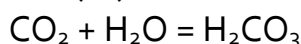


b) suv gazi olish uchun chug xolatdagi kumirga suv bugi yuboriladi.



v) agar chug xolatdagi kumirga xam xavo, xam suv bugi yuborilsa, aralash gaz xosil buladi.

Uglerod (IV)-oksid kislotali oksid.



Karbonat kislota kuchsiz va bekaror kislota. Ammo uning tuzlari bekaror moddalardir. Eng muxim karbonatlar katoriga Na_2CO_3 (soda), K_2CO_3 (potash), CaCO_3 (oxaktosh, ok bur, marmar) va boshkalar kiradi. Hidrokarbonatlardan NaHCO_3 (ichimlik soda), $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ kalsiy gidrokarbonat va boshkalarni kursatish mumkin.

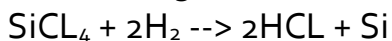
Gidrokarbonatlar kuruk xolatda bulmasin, eritmada bulmasin, kizdirilganda parchalanib karbonatlarga aylanadi: Masalan;



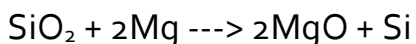
Kremniy - tartib rakami $Z=14$. elektron konfigurasiyasi $\text{KL } 3s^2 3p^2$ Uning barkaror izotoplari ^{28}Si (tabiiy kremniyning 92.2%), ^{29}Si (tabiiy kremniyning 4.7%), va ^{30}Si (tabiiy kremniyning 3.09%),

Kremniy ogirlik jixatidan Yer pustlogining 28% ini tashqil qiladi; u asosan, kremniy (IV)-oksid va silikatlar xolida uchraydi; Masalan, albit $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$

Texnikada kumni yukori xaroratda koks bilan kaytarish orqali amorf kremniy olinadi. Yarim utkazgichlar sanoati uchun kerak bulgan toza kremniy olishda, avval yaxshi tozalanmagan kremniyga xlor ta'sir ettirib SiCl_4 xosil qilinadi; bu modda uchuvchan bulgani sababli uni fraksion xaydash yuli bilan yaxshi tozalanadi, sungra uni issik nayda vodorod bilan kaytariladi:



Laboratoriyada kremniy xosil qilish uchun kremniy (IV)-oksid magniy bilan kaytariladi.



Kremniy ikkita allotropik shakl uzgarishi xosil qiladi. a) kristall kremniy, b) amorf kremniy.

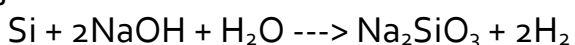
Kristall kremniy juda qattiq va murt kul rang tusli yaltirok oktaedr shaklidagi kristallardan iborat; $d=2.328 \text{ g/sm}^3$.

Amorf kremniy kungir tusli kukun bulib, kremniy (IV)-oksidning kaytarilishidan xosil buladi. Amorf kremniyni biror suyuk metallidagi eritmasini sovitish yuli bilan kristall kremniy olinadi.

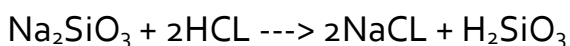
Kristall kremniy murt bulganligi uchun maydalanganda osonlik bilan amorf kremniyga aylanadi.

Kremniy nisbatan inert modda. U kuchli oksidlovchilar bilan xam reaksiyaga kirishadi. Amorf kremniy oddiy xaroratda fluor bilan birikib SiF_4 ni, 400°S da xlor bilan SiCl_4 ni, 600°S da kislorod bilan SiO_2 ni, 1000°S da azot bilan Si_3N_4 ni, 2000°S da kumir bilan SiC ni, bor bilan SiB_3 va SiB_6 ni xosil qiladi. Kremniy ($\text{HF} + \text{HNO}_3$) aralashmasidan tashkari boshka kislotalarda erimaydi.

Lekin ishqorlarning suyultirilgan eritmaları kremniy bilan reaksiyaga kirishadi. Natijada metall silikat va vodorod xosil buladi:

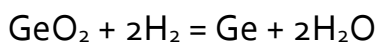


Silikat kislota erkin xolda tabiatda uchramaydi, uning faqat tuzlari ma'lum. Ularning eritmaları suyuk shisha deb ataladi. Ular yelim sifatida ishlatiladi. Natriy silikatlarga kuchli kislotalar ta'sir ettirib suvda erimaydigan silikat kislotalari olish mumkin:

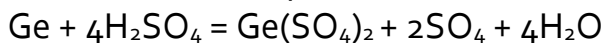


Germaniy tarkok element. U tabiatda nodir minerallar - germaniy $\text{Cu}_3(\text{Fe,Ge})\text{S}_4$ va argirodit GeS_2 Ag_2S tarkibida xamda silikatli, sulfidli rudalarda va ba'zi kumirlar tarkibida uchraydi.

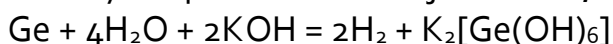
Bu rudalarni kayta ishlash natijasida chikadigan qushimcha maxsulotlar sanoatda germaniy olish uchun xomashyo vazifasini utaydi. Germaniyni toshkumir kulidagi germaniy, germaniy (IV)-oksidi - GeO_2 ga aylantiriladi, bu oksid esa vodorod yordamida kaytariladi.



Suv, suyultirilgan kislotalar, zar suvi germaniyga ta'sir etmaydi, chunki uning sirtida ximoya qiluvchi oksid parda xosil buladi. U konsentrlangan sulfat kislotada asta-sekin eriydi.

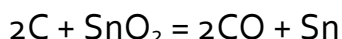


Germaniy ishqor eritmalarida juda sekin, H_2O_2 ishtirokida tez erib ketadi.

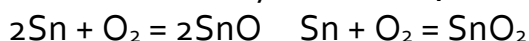


Germaniy asosan yarim utkazgich tayyorlashda ishlatiladi.

Kalay-tabiatda asosan kalaytosh SnO_2 xolida uchraydi va shu birikmadan yukori xaroratda kumir bilan kaytarib olinadi.



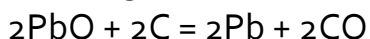
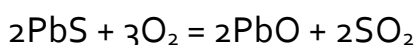
Kalayga oddiy xaroratda kislorod ta'sir etmaydi. Yukori xaroratda kuchli oksidlovchilar kalayni oksidlab, uni ikki va turt valentli birikmalarini xosil qiladi:



Kalay kislorod bilan ikki xil birikma xosil qiladi; kalay (II)-oksidi - SnO va kalay (IV)-oksidi - SnO_2 .

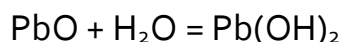
Kalay (II)-oksidi - SnO kora tusli kukun, asos xossasiga ega, kalay (IV)-oksidi esa qattiq, ok rangli modda (kalay toshi)dir, u amfoter xossaga ega.

Kurgoshin tabiatda erkin xolda uchramaydi. Uning asosiy rudalaridan biri kurgoshin yaltirogi PbS dir. Sanoatda kurgoshin, kurgoshin yaltirogini kuydirib olinadi:



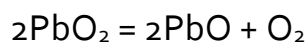
Kurgoshin kislorod bilan turt xil birikma xosil qiladi; kurgoshin (II)-oksidi - PbO , kurgoshin (IV)-oksidi - PbO_2 va bu ikki oksiddan xosil bulgan: kurgoshin (III)-oksidi Pb_2O_3 va kurgoshin qush oksidi Pb_3O_4 ($2\text{PbO} \cdot \text{PbO}$)

Kurgoshin (II)-oksidi sarik yoki kizil rangli qattiq modda. PbO ning suvdagi eritmasi ishqoriy reaksiyaga ega va unda kizil lakmus kuk ranga utadi:



PbO optik shisha va xrustal ishlab chikarishda xamda fosfor va lak buyok sanoatida ishlatiladi.

PbO_2 - jigar rang kukun, suvda erimaydi, kizdirilganda parchalanadi.

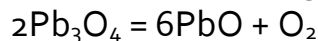


PbO_2 kuchli oksidlovchilar yordamida ikki valentli kurgoshin tuzlarini oksidlab olinadi. Masalan;



Turli buyoklar, gugurt, optik shisha ishlab chikarish sanoatida kurgoshin (IV)-oksidi asosiy xomashyo xisoblanadi.

Surik - Pb_3O_4 - tuk kizil rangli kukun. 500°S gacha kizdirilganda parchalanadi:



Surik kuchli oksidlovchi, u temir tunuka va trubalarni korroziyadan saklash uchun ishlatiladi.

Tayanch iboralar:

1. Turtinchi gurux p-elementlari atom tuzilishi
2. Olmosning olinishi
3. Grafitning xossalari
4. Karbidlar.
5. Kremniy olish
6. Amorf kremniy birikmalari
7. Silikat kislota olinishi
8. Germaniyni tabiatda uchrashi
9. Kalay birikmalari
10. Kurgoshinning ishlatilishi.

Nazorat savollari:

1. IV gurux p-elementlari umumiy xossalari
2. S izotoplari
3. S allotropiyasi
4. Karbidlardan metan olish
5. Uglerod oksidlari
6. Texnikada CO olish
7. Germaniyni olinishi
8. Germaniyga oid reaksiyalar
9. Kalayning kimyoviy xossalari
10. Kurgoshin oksidlari

Adabiyotlar:

1. 676-681 betlar
2. 391-bet
3. 178 bet.

MA'RUZA № 8

M Y E T A L L A R

1. Metallarning umumiy xossalari
2. Metallarning ichki tuzilishi
3. Metallarning tabiatda uchrashi
4. Metallarning olinishi
5. Metallarning fizikaviy va kimeviy xossalari
6. Metallar korroziyasi

D.I.Mendeleyev davriy sistemasidagi elementlarning 85tasini metallar tashqil qiladi. Metallarning 12 tasi S-elementlar, 32 tasi d-elementlar, 28 tasi f-elementlar va kolgani R-elementlardir. Simobdan tashkari xamma metallar oddiy xaroratda qattiq moddalardir. Metallarning uziga xos belgilari quyidagilardan iborat.

1. Xar kanday metall uziga xos yaltiroqlikka ega, buning sababi shuki, ular yeruglik nurini spektrning kuzga kurinuvchan soxasida kaytarish xususiyatiga ega.

2. Metallar issiklik va elektrni yaxshi utkazadi. Metallarning elektr utkazuvchanligi xarorat ortishi bilan pasayadi va aksincha, karshiligi xarorat ortishi bilan ortadi.

3. Kupchilik metallar odatdagi sharoitda kristall xolatida buladi, ularning koordinasion soni katta kiymatga ega (8 va 12 ga teng)

4. Metallar chuziluvchan va yassilanuvchi buladi.

5. Metallar elektr musbat elementlardir, ya'ni ularning oksidlari kupincha suv bilan birikib asoslar xosil qiladi. Metallarda bu 5 xususiyatning borligiga asoslanib, metallarning ichki tuzilishi xakida ma'lum tasavvur yaratish mumkin. Masalan, metall yeruglikni kaytarish xususiyatiga ega bulgani uchun juda yupka metall plastinka xam shaffof (tinik) bulmaydi.

Bunga asoslanib, metall juda zich tuzilgan (ya'ni metallarning xajm birligida juda kup atomlar bor) deyish mumkin.

Metallarning issiklik va elektrni yaxshi utkazishi - zaryadlangan zarrachalar metallning kristallari orasida oson xarakatlanishi xakida ma'lumot beradi. Nixoyat, metallarning elektromusbat elementlar jumlasiga kirishi-valent elektronlarning metall atomidan osongina chikib keta olishini kursatadi. Lekin bu (metallar) xususiyatlarining xech kaysisi oddiy moddalarning "metall" yoki "metallmaslari" sinfiga ajratish uchun asos bula olmaydi. Oddiy moddalarni «metall» yoki «metallmaslarga» ajratish uchun kimeviy boglanishlar tipini asos qilib olish, kup masalalarni izox qilib olishda juda tugri xulosalarga olib keladi. Demak, zarrachalar orasida metall boglanishli oddiy moddalarni metallar

jumlasiga, kovalent boglanishli oddiy moddalarni esa metallmaslar jumlasiga kiritish kerak.

Oddiy moddalarni bunday 2 turkumga ajratish bir tomondan mutlak va ikkinchi tomondan nisbiy xarakterga ega. Ayni sharoitda oddiy moddalarni metall va metallmaslarga ajrata olamiz, lekin ba'zi oddiy moddalarning "metallar" turkumiga kiritilishi tashki sharoitning uzgarishiga bogliq buladi. Masalan, surma "metallmaslar" turkumiga kiritiladi, lekin surmaning elektr utkazuvchanligi xarorat ortishi bilan kamayadi. Buni etiborga olganimizda surmani "metallar" turkumiga kiritishga tugri keladi. Kalay $13,2^{\circ}\text{S}$ dan yukorida metall, lekin xarorat pasayib -40°S ga yetganda ok kalay "kulrang kalay"ga aylanadi. Kulrang kalayning kristall katagi xuddi olmos, kremniy va germaniylarning kristall katagi singaridir. Kulrang kalayda atomlar uzaro kovalent boglanishlar xosil qiladi; u yarim utkazuvchanlik xossalariga ega; uning elektr utkazuvchanligi, xuddi metallmaslarniki kabi, xarorat pasayishi bilan kamayadi.

Ximiyaviy boglanishlar tipiga kura oddiy moddalar "metall" va "metallmaslar" ga ajratish yarim utkazgichlarning xossalarini tugri izoxlashga imkon beradi. Masalan, odatdagi sharoitda bor, kremniy, uglerod, germaniy, selen, tellur kabi metallmaslarda atomlar bir-biri bilan kovalent boglangan, lekin bu moddalar kizdirilganda (yeki elektr tasirida) atomlararo kovalent boglanishlar yemirilib, orada erkin elektronlar paydo bula bula boshlaydi. Shuning uchun bu elementlar yarim utkazuvchilar jumlasiga kiradi.

1900 yilda Drude taklif etgan "elektron gaz" nazariyasiga muvofik, metall musbat zaryadli ionlar va ular orasidagi tartibsiz xarakat qiluvchi erkin elektronlardan iborat, bu elektronlar gaz molekullari buysungan konunlarga buysunadi. Odatdagi xaroratda elektronlar metallar sirtidan chikib keta olmaydi, chunki metallda erkin elektronlarni musbat zaryadli ionlar katta kuch bilan tortib turadi. Metallga tashkaridan elektr maydoni berilganda, elektronlar tartibsiz xarakatini yukotib malum yunalishda yugura boshlaydi. Elektronlarning bu xarakatiga musbat ionlar tuskinlik qiladi. Xarorat kutarilishi bilan ionlarning tebranish xarakati kuchayib tebranish amplitudalari kattalashadi. Shunda ionlarning elektronlar bilan tuknashish ehtimolligi ortadi. Binobarin, elektronlarning malum yunalish sari xarakati kiyinlashadi. Boshkacha aytganda, metallning elektr utkazuvchanligi xarorat ortganda kamayadi.

Metallarning tuzilishi xakida zonalar nazariyasi xam metallarda erkin elektronlar borligini etirof etadi. Bu nazariya asosida quyidagi muloxazalar bor: Metallning kristall panjarasidagi musbat ionlar bir-biridan bir xil uzaklikda va malum tartib bilan joylashgani uchun bu ionlar bir xil elektr maydon xosil qiladi. Doimo xarakatda bulgan erkin elektronlar musbat zaryadli ionlarga yakinlashganida elektronlarning potensial energiyasi minimal kiymatga ega buladi.

Metallardan "asl" metallar oltin, platina, kumush, (bazan mis, kalay, simob) tabiatda erkin, yani tugma xolatda uchraydi.

Metallarning asosiy massasi Yer kobigida birikmalar xolida uchraydi. Sof metallarning sanoat mikesida xosil qilish uchun yarakli tabiiy xom ashe metall rudasi nomi bilan yuritiladi.

Rudalar kupincha toza bulmaydi, ularga bekorchi jinslar-kum, loy, oxaktosh va boshkalar aralashgan buladi. Xar kaday ruda ishga tushirilishdan avval bekorchi jinslardan tozalanishi, boshkacha aytganda "boyitilishi" lozim. Bazan rudalarning boyitilgan shakli "konsentrat" deb ataladi. Rudalar turli usullar bilan boyitiladi. Kupchilik rudalar flotasion usulda boyitiladi.

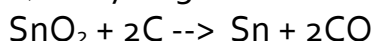
Metall rudalarining birinchi turkumi oksidli rudalardir. Bunga temir rudalaridan-kizil temirtosh Fe_3O_4 , kungir temirtosh $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ va magnitli temirtosh Fe_3O_4 , alyuminiy rudasi-boksit $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, marganes rudasi- piroluzit MnO_2 , kalay rudasi SnO_2 , vismut oxrasi Bi_2O_3 va boshkalar misol bula oladi.

Juda kup metallar tabiatda sulfidlar xolida uchraydi. Bunday rudalar Yer pustlogining chukurrok kismiga joylashgan bulib, ularga suv, karbonat angidrid, xavo kislorodi tasir etmagan (shuning uchun ular birlamchi tog jinslari deb yuritiladi). Misol uchun mis kolchedani ($\text{CuS} \cdot \text{Fe}_2\text{S}_3$), mis yaltirogi (Cu_2S), kinovar (HgS), kurgoshin yaltirogi (PbS), rux aldamasi (ZnS) va boshkalarni kursatish mumkin. Bazan bir necha metallarning sulfidlari aralash xolda uchrab, polimetall rudani tashqil qiladi.

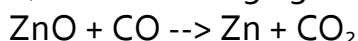
Rudalardan metallar ajratib olishning bir necha usuli mavjud. Bu usullar kaytarilish, termik parchalanish va almashinish prosesslariga asoslangan. Texnikada bu prosesslar metallurgianing turli kurinishlarida (pirometallurgiya, gidrometallurgiya, elektrometallurgiyada) amalga oshiriladi.

Kaytarilish prosesslariga misol tarikasida kuyidagi reaksiyalarni keltiramiz:

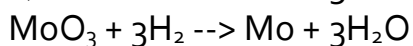
a) kalayning kumir bilan kaytarilishi:



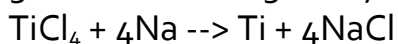
b) rux oksidining uglerod (II) oksidi bilan kaytirilishi:



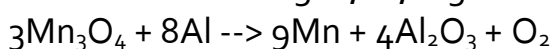
v) molibden oksidning vodorod bilan kaytarilishi:



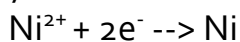
g) titan xloridning natriy tasirida kaytarilishi:



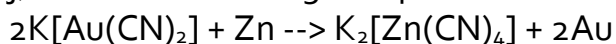
d) metall oksidlarining Si, Al, Mg va boshkalar tasirida kaytarilishi



ye) metall ionlarining katodda kaytarilishi:

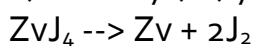


j) nodir metallarning kompleks birikmalaridan kaytarilishi:

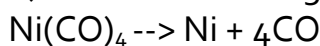


Termik parchalanish proseslariga misol tarikasida kuyidagi reaksiyalarni keltiramiz:

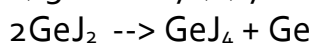
a) sirkoniy (IV) yodidning chuglangan volframda termik parchalanishi:



b) nikel karbonilning termik parchalanishi:



v) germaniy (II) yodidning yukori xaroratda parchalanishi:



Termik parchalanish yuli bilan bulardan tashkari Cr, Fe, V, Nb va Ta kabi metallar xam olinadi.

Simobdan (va kisman seziydan) tashkari barcha metallar odatdagi sharoitda uziga xos yaltiroklikka ega bulgan qattiq jismlardir. Metallarning fizikaviy xossalari jumlasiga ularning optikaviy, termikaviy, mexanikaviy, elektr va boshka xossalari kiradi. Metallarning xossalari - ularning yaltirokligi va shaffof emasligidir. Alyuminiy va magniy yaxlit xolatda xam, kukun xolatda xam yaltirok metall, boshka metallar esa faqat tekis sirtli yaxlit xolatdagina yaltirok bulib, kukun xolatda yaltirok emas.

Kumush, palladiy va indiy eng kup metall yaltiroklikka ega. Shuning uchun xam kumush va palladiy kuzgu ishlab chikarishda ishlatiladi. Kup metallar tuk kulrang bilan ok kumushrang orasidagi tusga ega. Oltin va seziy sarik, vismut kizgish, mis tuk pushti rangga ega. Metallarning buglari alangani malum tusga buyaydi. Masalan, natriy - sarik, kaliy – binafsha rangga, stronsiy - kizil, kalsiy - kovok rangga buyaydi. Bu xodisa asosida spektral analiz usuli yaratilgan. Yerdagi va kosmosdagi moddalarning atom spektorlarini tekshirish natijasida usha moddalarning ximiyaviy tarkibi aniklaniladi.

Barcha utkazgichlar ikki gruppaga bulinadi: 1) elektron - utkazgichlar (metall va yarim utkazgichlar); 2) ion – utkazgichlar (elektrolitlar).

Metallar va yarim utkazgichlar orqali elektr toki utganda xech kanday ximiyaviy uzgarish sodir bulmaydi. Shuning uchun ular birinchi xil utkazgichlar jumlasiga kiradi. Elektrolitlar (ya'ni ikkinchi xil utkazuvchilar) orqali elektr toki utganda, albatta, ximiyaviy uzgarish sodir buladi. Metallarning elektr utkazuvchanligi xarorat ortishi bilan kamayadi, xarorat kamayishi bilan ortadi; nixoyat absolyut nolga yakin xaroratda metallarning elektr utkazuvchanligi cheksiz katta kiymatga erishadi - metall uta utkazgich bulib koladi. Xamma metallar elektrni bir xilda utkazavermaydi. Kumush eng yaxshi utkazadi, vismut eng yomon. Kumushning 0°C 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 $4,4 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, vismutniki $0,9 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$ ga teng.

Shunga asoslanib, metallarning elektr utkazuvchanligiga kura quyidagi katorga terish mumkin:

Ag, Cu, Au, Cr, Al, Mg, Na, Tr, W, Be, Li, Fe.... Hg, Bi

Metall begona moddalar qushimchasidan tozalanganida uning elektr utkazuvchanligi ortadi.

Metallarning issiklik utkazuvchanligi ularning elektr utkazuvchanligi bilan paralel ravishda uzgaradi. Metallardan issiklik utishida xam elektronlar ishtirok etadi. Ular kristall panjara ichida xarakatlanib, issiklik energiyasini metallning issik kismidan sovuk kismiga utkazadi.

Metallarning muxim fizikaviy xossalriga ularning magnit xossalari, plastikligi, qattiqligi, solishtirma ogirligi, suyuklanish va qaynash xaroratlari kiradi.

Solishtirma ogirligi son bilan 5 dan kichik metallar-yengil metallar, 5 dan kattalari ogir metallar deyiladi.

Suyuklanish xaroratsi 800°S dan past bulgan metallar-oston suyuklanuvchan, 800°S dan yukori bulganlari kiyin suyuklanuvchan metallar deyiladi.

Metallarning zarrachalari bug xolatida bir atomli molekulalardan iborat.

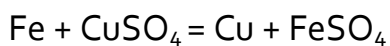
Temir va uning kotishmalari - kora metallar deb, kolgan metallar esa "rangli" metallar deb yuritiladi; faqat asl metallar - Au, Ag, Pt, Ir bunga kirmaydi. V, Mg, Be, In, Zr, La, Nb, Re, Ge, Ga, Te va boshkalar nodir metallardir. "Nodir metallar" iborasi shartli bulib, metall rudalarining kanchalik topilganligiga va toza metall ajratib olish usullarining takomillashganligiga boglik; bir vaktlar "nodir metall" deb xisoblangan titan endilikda bu katorga kirmaydi.

Metallar uzidan elektron berish xususiyatiga ega bulgan elementlardir. Shuning uchun ular ximiyaviy birikmalarda faqat musbat valentlik nomoyen qiladi.

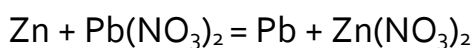
a) metallarning ion zaryadi kancha katta va zaryadi kichik bulsa, metall shuncha kuchli asos xossa nomoyen qiladi.

b) metallarning ion radiusi kancha kichik, ion zaryadi katta bulsa, metall shuncha kuchli kislota xossasini namoyen qiladi.

Xar kanday noasl metall uzidan kura aslrok metallni usha metall tuzi eritmasidan sikib chiqara oladi. Masalan, noasl metall temir uziga qaraganda aslrok metall misni mis tuzlari eritmasidan sikib chiqaradi:

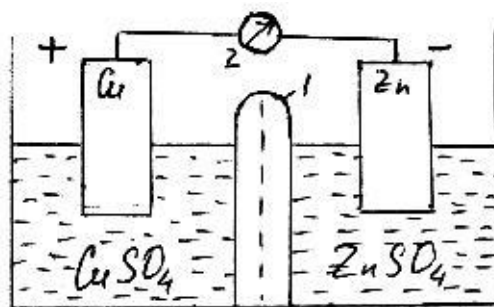
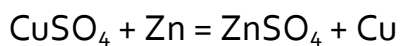


Shuningdek, agar kurgoshin tuzi eritmasiga rux metali tushirilsa, kurgoshin ruxga qaraganda aslrok bulgani uchun, rux kurgoshinni uning tuzi tarkibidan sikib chiqaradi:



Metallarni bu xossasiga asoslanib, kuyidagi Beketov katoriga terish mumkin:
Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Ag, Hg, Au

Bu katorda turuvchi metallar ishtirokida galvanik element yaratsak "noasl" metall manfiy kutbni(katodni) va "asl" metall musbat kutbni (anodni) tashqil qiladi. Masalan, CuSO₄ eritmasiga tushirilgan Su ni ZnSO₄ eritmasiga tushirilgan Zn bilan birlashtiriladi va yakobi elementi xosil qilinadi (1-rasm), Su musbat, Zn manfiy kutb buladi. Elektronlar ruxdan chikib, tashki zanjir orqali misga boradi va eritmadagi Cu²⁺ ionlari bilan birikib Su atomlarini xosil qiladi. Katodda mis chukadi. SO₄²⁻ ionlar diafragma orqali utib Zn²⁺ ionlari bilan birikadi. Yakobi elementida kuyidagi ximiyaviy reaksiya boradi:



1-rasm. Yakobi elementining sxemasi.
**1-uzidan sulfat ionlarini utkazuvchi diafragma, 2-
galvanometr**

MA'RUZA № 9

III GURUXNING P-ELEMENTLARI

1. Umumiy xarakteristika
2. Bor, olinishi, xossalari
3. Borning birikmalari, olinishi, xossalari
4. Alyuminiy olinishi va xossalari
5. Alyuminiy birikmalari, olinishi xossalari
6. Galliy, indiy, talliyning olinishi va xossalari

Davriy sistemaning uchinchi gruppasi p-elementlariga bor (V), alyuminiy (AL) va galliy gruppachasi (galiy Ga, indiy In, talliy TL) kiradi.

III gruppaning r-elementlarining oksidlanish darajasi asosan +3 ga teng, faqat talliyning oksidlanish darajasi +1 va +3 bula oladi.

Bu gruppada elementlari V-AL-Ga-In-TL ushbu katorda ion radiuslari kattalashadi, metallik xossalari esa kuchayib boradi, shu sababli ularning asosli

xossalari xam shu kator buyicha kuchayib boradi. Lekin bu xossaning kuchayishi juda sustlik bilan sodir buladi: chunki, $Al(OH)_3$ -amfoter modda, $Ga(OH)_3$ xam amfoter, $In(OH)_3$ da ozgina asosli xossa namoyon buladi, lekin baribir u xam amfoter modda: $Tl(OH)_3$ da amfoterlik xossa nixoyatda kuchsiz ifodalangan.

III gruppaning r-elementlarining bunday xossalarga ega bulishi ularning atom va ionlari tuzilishiga boglik. B, Al, Ga, In, Tl element atomlarining sirtki qavat tuzilishi bir-birinikiga uxshaydi;

Xammasida xam s^2p -elektronlar bor. B^{+3} , Al^{+3} ionlarining tuzilishi inert gaz atomlari tuzilishiga uxshaydi. Bu ikkala ionning sirtki qavatida sakkiztadan elektron bor; lekin Ga^{+3} , In^{+3} va Tl^{+3} ionlarining sirtki qavatida 18 tadan elektron bor; bu 18 elektronning 10 tasi d-elektron, 6 tasi r-elektron va ikkitasi s-elektronlardir.

Yana shuni aytib utish kerakki, bu gruppaning r-elementlari ichida talliy aloxida vaziyatni egallaydi. Uning TlOH tarkibli gidroksidi kuchli asos. Bu yerda talliyning oksidlanish darajasi +1 ga teng bulishining sababi shundaki, atom radiusi ortgan sari s-elektronlar bilan r-elektronlar orasida energetikaviy ayirma kuchaya boradi. Shunga kura, talliyning p-elektroni birinchi navbatda valent elektronga aylanib ketadi. Ammo indiyda xam galliyda xam bu xodisa sodir bulmaydi. Shuning uchun galliy ioni kuchli kaytaruvchi bulgani xolda, Tl^{+3} ioni kuchli oksidlovchidir. TlOH tarkibli gidroksidning kuchli asos bulishining sababi esa Tl^+ ionining katta radiusli va kichik zaryadli ekanligidan kelib chikadi.

Bor. Tartib rakami 5 Atom ogirligi 10,811 tabiiy barkaror izotoplarining massa sonlari 10 (tabiatdagi V ning 18.45%) va 11 (tabiatdagi borning 85%). Elektron konfigurasiyasi $K2s22r1$.

Borni dastlab Gey-Lyussak va Tenar 1808 yilda olishga muvaffak buldilar.

Toza borning uchta kristall shakl-uzgarishi ma'lum: tetragonal sistemadagi borning solishtirma ogirligi. $d=2.31 \text{ g/sm}^3$: rombik borning sol.og. 2.35 g/sm : kristall bor $2300^\circ S$ da suyuklanadi, $2550^\circ S$ da qaynaydi. Bor yarim utkazgich bulib, uning uy xaroratsidagi elektr karshiligi juda katta; borning elektrga karshiligi xarorat oshganda kamayadi. Bor diamagnit modda. U ba'zan amorf xolatda xosil buladi. Amorf borni metallarda eri tib, kristall bor olinadi. Qattiqlik jixatidan bor olmosdan keyingi birinchi urinni egallaydi.

Bor tarkok element. Bor ogirlik jixatidan Yer pustlogining $3 \cdot 10^{-4}\%$ ini tashqil qiladi. Uning tabiatda uchraydigan asosiy minerallari borat kislota H_3VO_3 va uning tuzi bura $Na_2V_4O_4 \cdot 10H_2O$ dir.

Toza bor BBr_3 ni kvars nayda $800^\circ - 1000^\circ S$ da vodorod bilan kaytarish orqali yoki bor galogenidlarni volfram yoki tantalda $1300^\circ S$ da parchalash yuli bilan olinadi. Bor oksidi natriy yoki magniy metallari bilan kaytarilganida kungir tusli "amorf bor" olinadi:

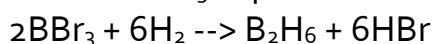


Boratlarni elektroliz qilish usuli bilan xam bor olinadi. Bor odatdagi sharoitda faqat ftor bilan, qattiq kizdirilganda kislorod, azot, oltingugurt va boshka metalmalar bilan birikadi. Suyultirilgan kislotalarda bor erimaydi. Bor 1300-2000°S da inert gaz atmosferasida kupchilik (ishqoriy metallardan tashkari) metallar bilan boridlar beradi.

Boridlarning umumiy formulasi MexBu. Boridlarda metalli boglanish kovalent boglanish bilan murakkablashgan buladi. Shu sababli, bir metallning bir necha boridi bulishi mumkin. Ogir metallarning boridlarida kimyoviy boglanishda faqat valent elektronlar emas, metall atomining d-orbitallaridagi elektronlar xam ishtirok etadi. Buning natijasida juda mustaxkam kimyoviy boglanish vujudga keladi. Shunga kura, boridlar juda qattiq va kiyin suyuklanuvchan moddalardir.

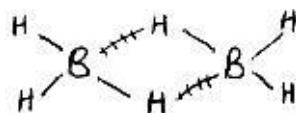
Bor gidridlari tarkibi B_nH_{n+4} va B_nH_{n+6} formulalar bilan ifodalanadi. Masalan: diboran B_2H_6 , tetraboran B_4H_{10} ; pentaboran B_5H_9 , B_5H_{14} ; dekaboran $B_{10}H_{14}$ va xakazo.

Diboran BBr_3 ni past bosimda vodorod bilan kaytarish orqali olinadi:



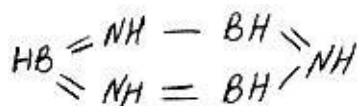
Magniy boridni suyultirilgan HCl da eritib tetraboran olinadi. BH_3 tarkibli boran olinan emas.

Bor gidridlarida kovalent boglanish bilan bir katorda vodorod boglanish xam buladi. Masalan:



Diboran ammiak bilan birikib $B_2H_6 \cdot 2NH_3$ tarkibli birikma xosil qiladi. Maxsulot 200°S gacha kizdirilganda borazol $B_3N_3H_6$ "anorganik bengol" xosil buladi

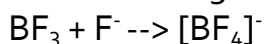
Borazolning tuzilish formulasi benzolni tuzilish formulasini eslatadi:



Yukori xaroratda bor galogenlar bilan birikib bor galogenidlarni xosil qiladi.
 BF_3 – 128,7°S da muzlaydi; 99,9°S da qaynaydi; $d=1,58 \text{ g/sm}^3$ (suyuk xolatda)
 BCl_3 – 107,3°S da muzlaydi; +13°S da qaynaydi; $d=1,35 \text{ g/sm}^3$
 BBr_3 – 47,5°S da muzlaydi; +91,2°S da qaynaydi; $d=2,65 \text{ g/sm}^3$
 BI_3 – 49,5°S da suyuklanadi; +210°S da qaynaydi; $d=3,35 \text{ g/sm}^3$

Bor galogenidlar juda yaxshi gidrolizlanadi.

Bor ftorid uziga ftor ionini qushib olib bor tetra ftorid ioniga aylanadi:



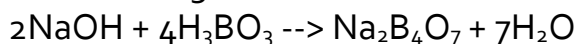
Vodorod bor tetraftorid kislota $\text{H}[\text{BF}_4]$ flyuorit kislota HF ga qaraganda kuchlirok kislotaadir.

Bor xlorid BCl_3 va bor bromid BBr_3 rangsiz suyuqlikdir. Bor yodid BI_3 rangsiz gidroskopik kristallar xosil qiladi. Bor yodid CCl_4 da, CS_2 da va benzolda eriydi.

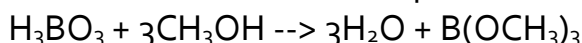
Bor oksid V_2O_3 - borat kislota suvsizlash natijasida xosil buladi. U rangsiz shishasimion modda bulib, 209°S da yumshaydi. Bor oksid borat kislotaaning angidrididir.

Borat kislota H_3VO_3 rangsiz, yaprokchalar shaklida kristallanadi. Borat kislotaaning suvda eruvchanligi xarorat ortishi bilan ortadi, u nixoyatda kuchsiz kislotaadir.

Borat kislota suvsizlantirilganda avval metaborat kislota HVO_2 , sungra tetraborat kislota $\text{H}_2\text{V}_4\text{O}_7$ va nixoyat bor oksid V_2O_3 xosil qiladi. Borat kislotaaga ishqorlar ta'sir etganida ortaborat kislota tuzlari olinadi:



Borat kislota konsentrlangan H_2SO_4 ishtirokida spirtlar bilan reaksiyaga kirishib uchuvchan efirlar xosil qiladi:



Bu reaksiyada borat kislotaaning trimetil efiri xosil buladi. Borat kislotaaning efirlari yashil rangli alanga bilan yonadi. Bu reaksiyadan analitik kimyoda bor elementi bor yoki yukligini aniklashda foydalaniladi.

Borat kislota shisha sanoatida emallar tayyorlashda, kishlok xujaligida va medisinada qullaniladi. Bura metallarni payvandlashda, emal va sirlar tayyorlash uchun ishlatiladi.

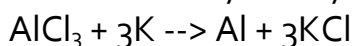
Alyuminiy. Tartib nomeri 13, atom massasi 26,9815. Barkaror izotopining massa soni 27. Elektron konfigurasiyasi $\text{KL}3s^23p^1$.

Alyuminiyli achchik tosh kadim zamonlardan beri bizga ma'lum; lekin metall xolidagi alyuminiyni dastlab Erstedt va Vyoler 1821-1827 yillarda olishga muvaffak buldilar. Alyuminiy suzi "achchiktosh"ning lotincha nomidan kelib chikkan.

Alyuminiy tabiatda tarkalganligi jixatidan barcha metallar ichida birinchi urinda turadi. U Yer pustlogining 8.8% ini tashqil etadi.

U tabiatda faqat birikmalar xolida uchraydi.

Alyuminiyning olinishi: Erstedt va Vyoler alyuminiy xloridga metall xolidagi kaliy ta'sir ettirib alyuminiy olganlar:

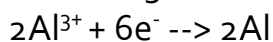


Xozirgi vaktida alyuminiy olish uchun 1886 yilda Geru va Xoll topgan elektroliz usulidan foydalaniladi. Bu metod nazariyasi P.T.Fedotyev tomonidan

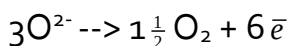
taklif etilgan. Bunda xom-ashyo sifatida boksit ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$)dan foydalaniladi. Avval boksiddan alyuminiy oksid olinadi, sungra alyuminiy oksidning suyuqlantirilgan kriolitdagi eritmasi elektroliz qilinadi. Suyuk aralashmada 6-8% Al_2O_3 , 92-94% Na_3AlF_6 buladi. Suyuklangan kriolitdan foydalanishning sababi shundaki, Al_2O_3 bilan Na_3AlF_6 962°S da suyuqlanadigan evtektik kotishma xosil qiladi: bu evtektik kotishma tarkibida 10% Al_2O_3 buladi. Shu sababli elektrolizni pastrok xaroratda olib borish mumkin. Elektrolitning suyuqlanish xaroratsini yanada pasaytirish maksadida unga turli ftoridlar qushiladi. Elektroliz prosessi 900°S atrofida olib boriladi. Anod sifatida grafit tayokchalar va katod sifatida esa presslangan kumir yoki grafit ishlatiladi. Suyuk aralashmadagi alyuminiy oksid Al^{+3} va O^{2-} ionlariga parchalanadi.



Tok berilganida Al^{+3} ionlari katodda zaryadsizlanadi:



O^{2-} ionlari esa anodda zaryadsizlanadi



Anodda ajralgan kislorod kumir bilan reaksiyaga kirishib CO va CO_2 xosil qiladi.

Elektrolizer tubiga suyuk xomaki alyuminiydan anod urnida, toza alyuminiydan esa katod sifatida foydalanib, tarkibida 99.99% Al bulgan toza maxsulot olinadi.

Alyuminiy - kumushsimon ok yengil metall. U 658.6°S da suyuqlanadi, 2447°S da qaynaydi; Uning issiklik utkazuvchanligi misning issiklik utkazuvchanligining kariyb 50% ini, elektr utkazuvchanligining 65% ini tashqil qiladi. Alyuminiy nixoyatda plastik modda, sovukda xam, issikda xam alyuminiyga mexanik ishlov berish kulay. Undan yupka varaka va ingichka simlar tayyorlash mumkin.

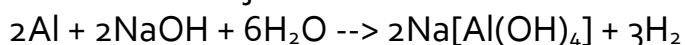
Alyuminiy kimyoviy jixatdan juda aktiv metall: u kislorod bilan birikish kobiliyati nixoyatda kuchli bulganligi sababli, uning sirti uzluksiz zich parda bilan koplanadi: bu parda metallga juda maxkam yopishgan bulib, alyuminiyni xavoda, suv ta'sirida kizdirganda yemirilishdan saklaydi.

Kukun xolidagi alyuminiy xavoda kizdirilganda yonadi:

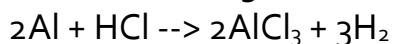


Ximoya pardasi kuchirilgan alyuminiy suvdan vodorodni ajratib chiqaradi. Alyuminiy deyarli barcha kislotalar bilan reaksiyaga kirishadi, kons. sovuk nitrat kislotalada passivlanadi.

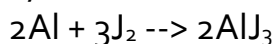
Alyuminiy ishqorlarda erib alyuminatlarga aylanadi: bunda reaksiya natijasida vodorod ajralib chikadi:



Kislotalarda eriganda xam vodorod ajralib chikadi:



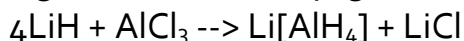
Alyuminiy odatdagi xaroratda galogenlar bilan birikib alyuminiy gologenidlarni xosil qiladi. Masalan alyuminiy kukunining yod bilan aralashmasiga bir tomchi suv qushilganda issiklik va yoruglik chikadigan kuyidagi reaksiya sodir buladi.



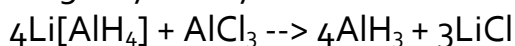
Alyuminiy 800°S da azot bilan birikib alyuminiy nitrid AlN , 1000°S da oltingugurt bilan Al_2S_3 , 2000°S da kumir bilan alyuminiy karbid Al_4C_3 xosil qiladi.

Alyuminiy vodorod bilan bevosita birikmaydi, lekin yukori xaroratda vodorodni eritadi.

Alyuminiy trimetil $\text{Al}(\text{CN})_3$ bilan vodorod aralashmasidan elektr razryad utkazib alyuminiy gidrid (AlH_3) olish mumkin, alyuminiy gidrid ok tusli amorf modda, 105°S da parchalanadi. Ishqoriy metallarning alyuminiyli gidridlari, masalan, litiy alyuminiy gidrid $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ katta axamiyatga ega moddadir. $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ xosil qilish uchun litiy gidrid va alyuminiy xloridning efirdagi eritmalari kuyidagicha uzaro reaksiyaga kiritiladi:



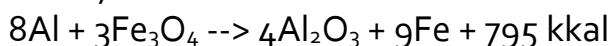
$\text{Li}[\text{AlH}_4]$ -efirda eriydigan, kuruk xavoda barkaror, 125°S bilan 150°S orasida parchalanadigan kristall modda. U kaytaruvchi sifatida ishlatiladi. Uning efirdagi eritmasiga alyuminiy xlorid ta'sir ettirib alyuminiy gidrid olish mumkin:



Alyuminiy birikmalari. Alyuminiy uzining barcha barkaror birikmalarida +3 valentli buladi. Alyuminiy oksid Al_2O_3 ning bir necha shakl uzgarishlari mavjud, bulardan muximlari $\alpha - \text{Al}_2\text{O}_3$ va $\gamma - \text{Al}_2\text{O}_3$ dir.

$\alpha - \text{Al}_2\text{O}_3$ nixoyatda barkaror va u korund mineralini tashqil qiladi.

Korund ok tusli kristall modda, u romboedrik kataklarda kristallanadi. Uning qattiqligi Mo°S shkalasida 9 ga teng (olmosniki-10) 2046°S da suyuklanadi. Shuning uchun alyuminiy juda kup metall oksidlaridan kislorodni tortib olib, metalni kaytaradi



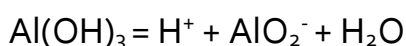
Bu reaksiya natijasida kup miqdorda issiklik ajralib chikadi, xarorat 3500°S ga kutariladi Shunga uxshash reaksiyalar yordamida oksidlardan metallar N.N.Beketovning alyuminotermik usulida olinadi.

Alyuminiy (I) oksid Al_2O uchuvchan modda bulib, alyuminiy bilan Al_2O_3 aralashmasi yukori xaroratda kizdirilganida xosil buladi.

Alyuminiy gidroksid $\text{Al}(\text{OH})_3$ -alyuminiy tuzlari eritmasiga ishqorlar ta'sir ettirilganda $\text{Al}(\text{OH})_3$ chukmasi xosil buladi. U $\text{pH}=4.1-6.5$ kiyamatga ega bulgan kuchsiz kislotali muxitda chukadi: suvda kam eriydi; uning eruvchanlik kupaytmasi

$$[\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3 = 8 \cdot 10^{-32} \text{ mol}^4/\text{l}^4 \text{ dir. } \text{Al}(\text{OH})_3$$

kislota kabi dissasilanish



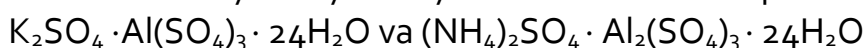
konstantasi $4 \cdot 10^{-10} \text{ mol/l}$ $\text{Al}(\text{OH})_3$ amfoter elektrolit uning asos tarzida tula dissasilanish konstantasi $1 \cdot 10^{-33}$ ga teng. $\text{Al}(\text{OH})_3$ ishqorlarda xam kislotalarda xam yaxshi eriydi.

NaAlO_2 -natriy metaalyuminat deb yuritiladi. Magniy metaalyuminat $\text{Mg}(\text{AlO}_2)_2$ tabiatda shpinel nomli mineral tarzida uchraydi.

Yukori xaroratda kislotali eritmadan $\text{AlO}(\text{OH})$ tarkibli chukma xosil buladi. Juda yukori xaroratda alyuminiy gidroksid $\gamma\text{-Al}_2\text{O}_3$ ga aylanadi: 1000° dan yukorida $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$ xosil buladi.

Al^{3+} ioni kichik radiusli va katta zaryadli bulgani uchun, kuchli kutblovchi ta'sir kursatadi. Shu sababli alyuminiy tuzlari eritmalardan suv molekulari bilan birga kristallanadi; masalan $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Alyuminiy tuzlari rangsiz suvda yaxshi eriydi. Ularning ba'zilari, chunonchi Al_2S_3 , $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ tulik gidrolizlanadi. Kuchli kislotalarning alyuminiy tuzlari xam suvda gidrolizlanadi, ular kislotali reaksiya namoyon qiladi, masalan; alyuminiy sulfat suvni tozalashda, kogoz ishlab chikarishda va boshkalarda ishlatiladi.

Agar alyuminiy sulfat eritmasiga K_2SO_4 yoki $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ qushib xosil bulgan aralash eritma buglatilsa, kaliyli yoki ammoniyli achchiktoshlar kristallanadi. Achchik toshlar kaliy va alyuminiy sulfatlardan iborat qushalok tuzlardir:



Achchiktoshlar sanoatda, medisinada, kandolatchilikda ishlatiladi.

Alyuminiy xlorid AlCl_3 kupincha organik sintezlarda katalizator sifatida ishlatiladi.

Alyuminiyning bir kancha organik birikmalari ma'lum. Masalan, trietilalyuminiy $\text{Al}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$ etilendan polietilen olishda katalizator sifatida ishlatiladi.

Tayanch iboralar:

1. Borning tabiatda uchrashi
2. Borning xossalari
3. Bor birikmalarining olinishi
4. Alyuminiyning tabiatda uchrashi

Nazorat sovellari:

1. Borga kimyoviy reaksiyalar
2. Alyuminiyga kimyoviy reaksiyalar
3. Galliyga kimyoviy reaksiyalar
4. Indiyga kimyoviy reaksiyalar
5. B-Al-Ga-In-Tl katorida element xossalari uzgarishi
6. Borning kristall shakl uzgarishlari
7. Borazolning tuzilish
8. Alyuminiyning kashf etilishi
9. Alyuminiyning fizik xossalari

Adabiyotlar:

1. 527- 534 betlar.
2. 390- 391 betlar.
- 3.-152-153 bet.

MA'RUZA № 10

I GURUXNING S-ELEMENTLARI

1. Umumiy xarakteristika
2. Litiy olinishi, xossalari, birikmalari.
3. Natriy, olinishi, xossalari, birikmalari.
4. Kaliy, olinishi, xossalari, birikmalari.
5. Rubidiy va seziyning olinishi, xossalari.

Davriy sistemaning birinchi gruppasi s-elementlariga litiy-Li, natriy-Na, kaliy-K, rubidiy-Rb, seziy-Cs va fransiy-Fr lar kiradi.

Bu elementlarning oksidlanish darajasi +1ga teng.

Bu elementlarning atomlari uzining tashqi elektron qavatidagi yagona elektronini osonlik bilan beradi. Shu sababli ular kuchli kaytaruvchilardir. Ularning kaytaruvchilik xossalari litiydan fransiyga tomon kuchayib boradi, fransiy eng kuchli kaytaruvchidir. 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 EOH - xolida yoziladi. Bular kuchli asos bulib suvda yaxshi eriydi va ishqorlar deyiladi. Ularning kuchli asos bulishiga va suvda yaxshi erishiga sabab nimau - degan savolga-ishqoriy metall ionlarining zaryadi kichik va radiusi katta, deb javob beramiz.

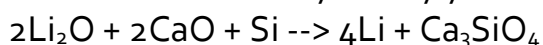
I gruppasi s-elementlarining eng muxim xossalari kuyidagi jadvalda keltirilgan.

Sim	Atom	zichlik	kat	Suyuk	Kay	elek	Atom	Ion	N.El.	Ion.	
vol	Z	ogirlik	tik	t°	t°	utka	r	r	pot.	ener	
Li	3	6.939	0.534	0.6	180	1336	11	1.56	0.78	-3.02	5.39
Na	11	22.99	0.97	0.4	98.8	883	21	1.91	0.98	-2.71	5.14
K	19	39.10	0.86	0.5	63.7	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 ogirligi 6.939, tabiiy izotoplarining massa soni 6 va 7. Litiy ogirlik jixatidan Yer yuzining $3 \cdot 10^{-3}$ % ini tashqil etadi. Tabiatdagi litiyning 92.5% i ^7Li dan iborat, kolgan 7.5% i esa ^6Li dir. Litiy kupchilik 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 tashkari 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 boshka minerallar tarkibida xam litiy uchraydi.

Xozirgi vaktida litiy ikki usul bilan olinadi. Birinchi usul: kaliy xlorid bilan litiy xlorid (1:1 nisbatda) kotishmasini $450^\circ\text{--}500^\circ\text{S}$ da cuyuklantirib elektroliz qilishdan iborat. Suyuklantirilgan tuzlarni elektroliz qilish ancha kiyin bulgani uchun keyingi vaktlarda litiy bromid bilan alyuminiy bromid aralashmasi nitrobenzolda yoki piridinda eritilib elektroliz qilinadigan buldi. Bunda litiy katodda ajralib chikadi, alyuminiy esa kompleks birikma xolida eritmada koladi.

Ikkinchi usul: keyingi vaktida vakuum texnikasining rivojlanishi natijasida metallarni olishda yangi vakuum-metallurgiya yuzaga keldi. Bu usulda litiy oksid bilan oxak aralashmasi alyuminiy yoki ferrosilisiy ta'sirida kaytariladi:



Prosess naysimon vakuum pechda yukori xaroratda ($950^\circ\text{--}1000^\circ\text{S}$ da) olib boriladi. Vakuum pech nayning bir uchi sirtidan suv bilan sovutib turiladi. Reaksiya vaktida xosil bulgan 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 kura undan inert gazlarni tozalashda foydalaniladi. Litiy 200°S dan yukori xaroratda yonib ketadi. Litiy kislotalarning suyultirilgan eritmalarida yaxshi, konsentrlangan sulfat kislota da esa sekin eriydi; konsentrlangan nitrat kislota ta'sirida shiddat bilan oksidlanadi, xatto suyuklanib yonib ketishi xam mumkin.

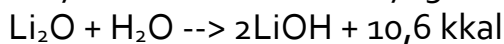
Litiy metallar bilan intermetall birikmalar xosil qiladi. Masalan litiynig simob bilan xosil qilgan birikmalari LiHg_2 , LiHg_3 , LiHg , Li_2Hg , Li_3Hg , magniy bilan LiMg_2 alyuminiy bilan LiAl , Li_3Al va xakazo. Litiy faqat magniy, rux, alyuminiy va boshka

metallar bilan intermetall birikmalargina emas, balki qattiq eritmalar xam xosil qiladi.

Litiy vodorod atmosferasida kizdirilsa, rangsiz kristall modda - litiy gidrid LiH xosil buladi. Litiy gidridning kristall tuzilishi xuddi osh tuzinikiga uxshaydi.

Litiy gidrid yordami bilan litiy alyuminiy gidrid LiAlH_4 olishga muvaffak bulindi. Litiy yondirilsa ok tusli Li_2O xosil buladi, bu jixatdan Li boshka ishqoriy metallardan fark qiladi; boshka ishqoriy metallar yonganida peroksidlar xosil buladi.

Litiy oksid suv bilan reksiyaga kirishib litiy gidroksid xosil buladi.



Litiy gidroksid kuchli asos bulib, uzining asoslik kuvvati jixatidan NaOH bilan Ca(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 suyuklanadi 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 suyuklanadi, suvda yaxshi eriydi, suvdagi eritmalarda kristallgidratlar xolida kristallanadi.

Litiy yodid 453°S da suyuklanadigan kristall modda, suvda yaxshi eriydi. Suvdagi eritmalardan yodid kristallgidratlar xolida kristallanadi.

Litiy korbonat xuddi ishqoriy yer metallarning karbonatlari kabi suvda oz eriydi. Uning eruvchanligi xarorat ortishi bilan kamayadi.

Litiy gidrokarbonat LiHCO_3 - ishqoriy-yer metallarning gidrokarbonatlari kabi, suvda yaxshi eriydi. Vaxolanki, boshka ishqoriy metallarning gidrokarbonatlari suvda yomon eriydi.

Litiy fosfat Li_3PO_4 suvda yomon eriydi, bu bilan u kaliy, natriy fosfatlardan fark qiladi va magniy fosfatga uxshab ketadi.

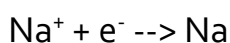
Litiy uglerod bilan vakuumda chug xolida kizdirilsa Li_2C_2 litiy karbid xosil buladi.

Litiy oltingugurt bilan Li_2S

Natriy. Tartib nomeri 11, atom massasi 22,9898, tabiatda uchraydigan izotopining massa soni 23. Natriy Yer yuzida kup tarkalgan elementlardan biri bulib, 2.63% ga teng.

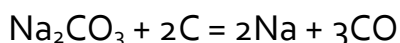
Natriy minerallari katoriga: NaCl-galit yoki toshtuz, $\text{Na}_2\text{SO}_4\cdot 10\text{H}_2\text{O}$ mirabilit yoki gluaber tuzi, Na_3AlF_6 -kriolit, $\text{Na}_2\text{SO}_4\cdot\text{K}_2\text{SO}_4$ glazerit, $\text{Na}_2\text{SO}_4\cdot\text{MgSO}_4\cdot 4\text{H}_2\text{O}$ astraxanit, NaNO_3 chili selitrasi va boshkalar kiradi.

Devi 1807 yilda suyuklantirilgan natriy gidroksidni elektroliz qilish orqali natriy olishga muvaffak buldi. Bunda katodda

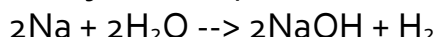


Anodda $4\text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ proesslar sodir buladi. Xozirda asosan suyuklantirilgan osh tuzini elektroliz qilib natriy olinadi.

Natriy olish uchun soda bilan kumir aralashmasini qattiq kizdirish xam mumkin:

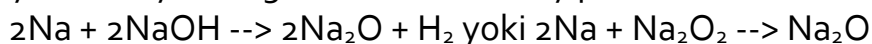


Xosil bulgan natriy kerosin ostida berk metall idishlarda saklanadi. Natriy erkin xolatda kumush kabi ok, yengil va yumshok metall: suyuk ammiakda eriydi, kimyoviy jixatdan juda aktiv. U suv bilan odatdagi sharoitda reaksiyaga kirishib vodorod ajratib chiqaradi:



Natriy juda kup 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 kizdirish natijasida xosil buladi. Uning xossalari LiH ning xossalariiga uxshaydi. Suv ta'sirida parchalanadi. Natriy xavoda yondirilganda asosan natriy peroksid Na_2O_2 xosil buladi.



Natriy peroksid kuchli oksidlovchilar katoriga kiradi. U suvda gidrolizlanadi, uning suvdagi eritmasi ishqoriy muxitga ega:



Natriy giperoksid NaO_2 yukori bosimda va 500°S da kislorod bilan Na_2O_2 ning uzaro ta'siridan xosil buladi; bu moddaga suv ta'sir ettirilsa kuyidagi reaksiya boradi.

Natriyning ozon bilan birikmasi ozonid NaO_3 xam olingan. Bu modda juda bekaror.

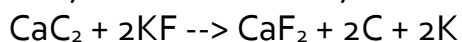
Natriy gidroksid NaOH - uyuvchi natriy yoki kaustik soda deb xam ataladi. Ok tusli qattiq modda. Laboratoriyada NaOH olish uchun natriy suvda eritiladi.

Kaliy. Tartib nomeri 19, atom massasi 39,102 tabiatda uchraydigan izotoplarining massa sonlari 39, 40 va 41.

Kaliyning yer pustlogidagi ogirlik klarki (2.40%) natriynikiga yakin bulishiga 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 $\text{KCl} \times \text{MgCl}_4 \times 3\text{H}_2\text{O}$, shenit $\text{K}_2\text{SO}_4 \times \text{MgSO}_4 \times 6\text{H}_2\text{O}$ va boshkalar kiradi.

Kaliy xam xuddi natriy kabi, suyuklantirilgan KCl yoki KON ni elektroliz qilish yuli bilan olinadi.

Kaliy ftorid bilan kalsiy karbid orasidagi reaksiyadan xam kaliy xosil buladi:



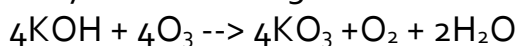
Kaliy kumush kabi yaltirok yumshok va yengil metall. Kaliy juda aktiv metall va kuchli kaytaruvchi. Agar kaliy suvga tashlansa, reaksiya vaktida ajralib chikkan vodorod yonib ketadi. Xavoda kaliy juda tez oksidlanadi. Xlor va ftor atmosferasida kaliy uz-uzidan ut oladi: suyuq brom va kaliy orasidagi reaksiya portlash bilan boradi. Kaliy yod bilan kizdirilganda birikadi. Kaliy vodorod, oltingugurt va boshka metallar bilan oson reaksiyaga kirishadi, juda kup metallar bilan intermetal birikmalar xosil qiladi. Kaliy berk idishda yoki kerosin ostida saklanadi.

Kaliy gidrid KH vodorod atmosferasida 200°S dan boshlab uziga 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.

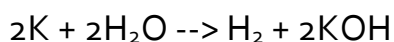
Kaliy xavoda yonganida K_2O_2 va KO_2 larning aralashmasi xosil buladi. Kaliy oksid xam xuddi natriy oksid kabi olinadi.

Kaliy ozonid KOH ga ozon ta'sir etganida xosil buladi.



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 buladi:



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.

Tayanch iboralar:

1. Litiyning tabiatda uchrashi
2. Litiyning xossalari
3. Litiy birikmalarining olinishi
4. Natriyning xossalari
5. Natriyning olinishi
6. Kaliy birikmalarining olinishi

Nazorat sovellari:

1. Litiyga kimyoviy reaksiyalar
2. Natriyga kimyoviy reaksiyalar
3. Kaliyga kimyoviy reaksiyalar
4. Seziyga kimyoviy reaksiyalar
5. I gurux s-elementlari atom tuzilish

6. Litiyning davriy sistemadagi urni
7. Litiy gidroksid xossalari
8. Natriy gidrid (NaH) xossalari
9. KO_3 xosil bulish reaksiyasi

Adabiyotlar:

1. 527- 534 betlar.
2. 380- 391 betlar.
- 3.-152-153 bet.

MA'RUZA № 11

II GRUPPANIING S-ELEMENTLARI

1. Umumiy xarakteristika
2. Berilliy olinishi, xossalari, birikmalari.
3. Magniy, olinishi, xossalari, birikmalari.
4. Kalsiy gruppacha elementlari, olinishi, xossalari, birikmalari.
5. Stronsiy olinishi, xossalari, birikmalari.
6. Variy va radiy olinishi, xossalari, birikmalari.

Davriy sistemaning ikkinchi gruppacha s-elementlarining xammasi musbat ikki valentli buladi, ya'ni bu elementlarning eng yukori oksidlanish darajasi +2 ga teng buladi. 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 buladi. Ularning kaytaruvchilik xossalari ishqoriy metallarnikiga qaraganda kuchsizrok buladi: Ca, Sr, Ba, Ra elementlarining kaytaruvchilik xossalari atom radiusi kattalashgan sayin kuchayib boradi.

Be^{2+} --- Mg^{2+} --- Ca^{2+} --- Sr^{2+} --- Ba^{2+} --- Ra^{2+} katorida chapdan ungga utish bilan ionlarning radiuslari ortgan sari gidroksidlarning asos xossalari kuchayib boradi. Masalan, $\text{Be}(\text{OH})_2$ amfoter birikma, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ kuchsiz asos, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ kuchli asos, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ esa suvda yaxshi eruvchan juda kuchli asos; u uyuvchi barit deb xam nomlanadi.

Berilliy - Be davriy sistemada 4-katakda joylashgan, atom ogirligi-9.0122; barkaror izotopinig massa soni –9.

Vokelen 1793 yilda berill mineralida berilliy borligini aniklagan bulsada, uni 1827 yilga borib Vyoler berilliy xloridni kaliy bilan kaytarib Be olishga muvaffak buldi. XX asrning 20 yillaridan boshlab berilliy sanoat mikyosida olina boshladi. I.V.Avdiyev berilliy oksidni tekshirib uning tarkibida bir atom berilliyga bir atom

kislorod tugri kelishini topdi. U berilliyning atom ogirligini 9.26ga tengligini aniqladi.

D.I.Mendeliyev berilliyi davriy sistemaning II gruppasiga kiritdi va uning atom ogirligini 9.4 ga teng deb kabul qildi. Vaxolanki, berilliyi avval tekshirgan olimlar uni uch valentli element xisoblab atom ogirligini 13.5 deb kabul qilgan edilar.

Berilliyning olinishi. Berilliyi ajratish uchun berill rudani fluoridlar bilan suyuqlantirib, xosil bulgan kotishmaga suv qushib Na_2VF_4 eritmasi olinadi. Sungra sulfat kislota qushib, eritmadan BeSO_4 ni kristallantiriladi. Uni chuglantirib berilliy oksid olinadi.

BeO dan BeCl_2 , BeF_2 va boshkalar xosil qilinadi.

Metall berilliy olish uchun suvsiz suyuqtirilgan berilliy xlorid elektroliz qilinadi,

Metall berilliydan juda sof berilliy olish uchun metallik berilliyi vakuumda buglatish yoki inert gaz atmosferasida zonalar buylab suyuqlantirish (vertikal induksion pechda) dan foydalaniladi.

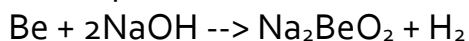
Berilliyning xossalari. Berilliy uz xossalari bilan ikkinchi gruppa elementlaridan fark qiladi. Masalan, BeCl_2 kuchlirok gidrolizlanadi; buning sababi shundaki, berilliyning ion radiusi magniyning ion radiusidan karyib ikki marta kichik, uning zaryadi esa +2 ga teng.

Be – kulrang tusli yengil metall. Metall berilliyning solishtirma ogirligi 1.847g/sm^3 , suyuqlanish xaroratsi 1284°S , qaynash xaroratsi 2970°S . Uning elektr utkazuvchanligi misnikiga qaraganda karyib 12 marta kam.

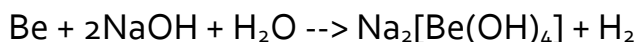
Berilliy kizdirilganda kislorodda va xavoda yonadi. Berilliy galogenlar bilan odatdagi xaroratda yoki biroz kizdirilganda birikadi. Bu reaksiyalarning xammasi natijasida issiklik ajraladi va BeO , BeS , Be_3H_2 , BeCl_2 , BeF_2 kabi barkaror birikmalar xosil buladi. Berilliy odatdagi sharoitda vodorod bilan birikmaydi.

Suyuqtirilgan sulfat va xlorid kislotalarda berilliy eriydi, HNO_3 ta'sirida esa faqat isitilganda eriydi. Berilliy sovuk nitrat kislotaga botirilsa aktivligi pasayadi.

Be ishqorlar bilan berillatlar xosil qiladi.

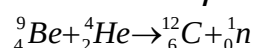


yoki



Berilliy bir kator d-elementlar bilan intermetall birikmalari, jumladan, TiBe_{12} , NbBe_{12} , TaBe_{12} , MoBe_{12} , NbBe_{11} va xakazolar yukori xaroratlarda suyuqlanadi: ular xatto $1200\text{--}1600^\circ\text{S}$ xaroratgacha kizdirilganda xam oksidlanmaydi.

Berilliyning ba'zi kotishmalari samolyotsozlikda ishlatiladi. Be atom reaktorlarda neytronlarning xarakatini susaytiruvchi sifatida, bundan tashkari laboratoriyada neytronlar olish uchun radiy-berilliy yoki radon berilliy manbalar sifatida ishlatiladi; ularda



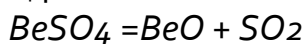
tenglamasiga muvofiq neytronlar xosil buladi.

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 kaytaruvchidir.

Berilliy nitrid Be_3H_2 yukori xaroratda berilliyning ($700-1400^\circ\text{S}$ da) berilliyning azot bilan birikishi natijasida xosil buladi. Berilliy nitrid kislotalar ta'sirida parchalanib ammiak ajratib chiqaradi.

Berilliy oksid. BeO olish uchun berilliy oksidlantiriladi, yoki berilliy sulfat BeSO_4 parchalantiriladi:

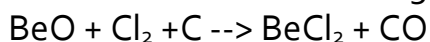


BeO amfoter oksid, shuning uchun u asosli oksidlar bilan xam kislotali oksidlar bilan xam suyuklantirilganda reaksiyaga kirishadi.

Berilliy gidroksid, berilliy tuzlari eritmasiga ammiak ta'sir ettirilsa verilliy gidroksid chukmaga tushadi. Yangi xosil qilingan $\text{Be}(\text{OH})_2$ amfoter xossaga ega bulib kislotalarda va asoslarda xam osonlik bilan eriydi.

Berilliy tuzlari boshka ishqoriy yer metallari tuzlari kabi suvda eruvchan buladi. Berilliy ftoridning suvdagi eritmalari KF va NaF lar bilan K_2BeF_4 , KBeF_3 tarkibli komplekslar xosil qiladi: bu komplekslar suvda yaxshi erishi bilan alyuminiyning shunga uxshash komplekslaridan fark qiladi.

Berilliy xlorid suvda yaxshi eriydigan gigroskopik modda, 478°S da qaynaydi, 406°S da suyuklanadi. U uchuvchan modda. Suvsiz berilliy xlorid olish uchun BeO 700°S da kumir 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 xaroratda gidrolizlanadi. Bu tuzlar zaxarli, lekin shirin ta'mli buladi.

Magniy. Tartib nomeri 12, atom ogirligi 24,312. Yer yuzida Mg ning ogirlik 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.

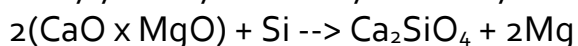
Metall magniy amalgamasini Devi 1828 yilda suyuklantirilgan magniy sulfatni elektroliz qilish natijasida olib, unga magnesium nomini bergan. Sungra 1828 yilda Byussi suyuklangan magniy xloridga kaliy buglari ta'sir ettirib metall magniy olgan.

Olinishi:

1. Suyuklantirilgan suvsiz magniy xloridni elektroliz qilish.

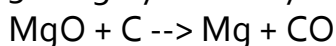
Karnallitda magniy olish uchun karnallit suyuklantirilib $700-750^\circ\text{S}$ da elektroliz utkaziladi.

2. Metallotermik usulda magniy olish uchun chug xoliga keltirilgan dolomit ferrosilisiy yoki alyumosilisiy bilan kaytariladi.



Bu prosess elektr pechda 1200-1300°S da vakuumda utkaziladi.

3. Magniy oksidni yukori xaroratda kumir bilan kaytarish:



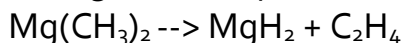
Juda toza magniy olish uchun texnikada ishlatiladigan magniy vakuumda bir necha marta sublimatlanadi.

Xossalari. Magniy s-elementlar jumlasiga kiradi. U uz birikmalarida doimo 2 valentli buladi. 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 kimmatbaxo (uran, titan, vanadiy, sirkoniy va boshka) metallar olishda kayturuvchi sifatida ishlatiladi.

Magniy yonganida ultrabinafsha nurlarga boy shu'la xosil qiladi. Shunga kura u fotografiyada va feyerverklar tayyorlashda ishlatiladi.

Magniy birikmalari. Magniyning vodorodli birikmasi MgH_2 magniy dimetilning 175°S da parchalanishi natijasida xosil buladi:



Undan tashkari 200 atmosferada 570°S da magniy vodorod bilan uzaro birikadi, lekin odatdagi sharoitda vodorod bilan uzaro 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 suyuklanadigan kristall modda. Texnikada magniy karbonatni parchalash yuli bilan magniy oksid olinadi.

Magniy gidroksid $\text{Mg}(\text{OH})_2$ suvda kam eriydi, urtacha kuchga ega bulgan asoslar jumlasiga kiradi.

Magniy xlorid. MgCl_2 magniy oksidga kumir 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 boshka tuzlar bilan bir kancha 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 chikadi.

Magniy nitrid. Mg_3H_2 - magniyni azot atmosferasida kizdirish natijasida olinadi. Magniy xavoda yonganida MgO bilan birga ozrok Mg_3H_2 xam xosil buladi.

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. Bulardan eng kup 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 yuli bilan olingan.

Kalsiy CaCl_2 bilan CaF_2 aralashmasini suyuklantirib elektroliz qilish orqali xosil qilinadi; bundan tashkari vakuumda alyuminotermiya usuli bilan xam olinadi:



Shu usullarning uzi stronsiy va bariy olishda xam qullaniladi. Kalsiy, stronsiy va bariy erkin xolda kumushsimon ok metall.

Xavoda ularning sirti sarik parda bilan koplanadi. Kalsiy deyarli qattiq, stronsiy va bariy qattqlik jixatdan kurgoshinga uxshaydi.

Metall xolidagi kalsiy, stronsiy va bariy aktiv metallmaslar bilan odatdagi sharoitda birikadi. Azot, vodorod, uglerod kremniy kabi aktiv bulmagan metallmaslar bilan faqat kuchli kizdirilganda birikadi. Metallarning reaksiyaga kirishish kobilyati Ca-Sr-Va-Ra katorida ortib boradi.

Kalsiy stronsiy va bariy kuchlanishlar katorida vodoroddan ancha oldinda turadi. Ular suvukda xam suv bilan reaksiyaga kirishadi. Bu reaksiyalarning intensivligi Ca-Sr-Ba-Ra katorida chapdan ungga utgan sari ortib boradi. Xosil bulgan gidroksidlarining xam eruvchanligi ortib boradi.

Ishqoriy metallar erkin xolda aktiv moddalar bulganligi uchun ular kerosin ostida yoki kavsharlab berkitilgan idishlarda saklanadi.

Birikmalari. Kalsiy, stronsiy, bariy va radiylarning oksidlari, galogenidlari, sulfatlari va boshka birikmalari odatdagi sharoitda ionli birikmalardir. Ularning barkarorligi Ca-Sr-Ba-Ra katorida ortib boradi.

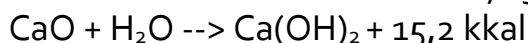
Bu elementlarning galogenidlari, nitratlari va boshka tuzlari deyarli gidrolizlanmaydi.

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, gidroksidlari va tuzlari katta ahamiyatga ega. Kalsiy gidrid CaH_2 , stronsiy gidrid SrH_2 va bariy gidrid BaH_2 metallarning yukori xaroratda vodorod bilan bevosita birikishidan olinadi.

Bu elementlarning oksidlari (EO) laboratoriyada karbonatlarni yoki nitratlarni kizdirib parchalash, texnikada esa tabiiy karbonatlarni termik parchalash orqali olinadi.

EO lar suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi. Masalan:



Kalsiy gidroksid kurilishda ishlatiladi; u kuriyotgan vaktida xavodan CO_2 ni yutib, CaCO_3 ga aylanadi. Kalsiy birikmalaridan sement, oxak, gips, loy va boshkalar kurilishda kovushuvchi material sifatida ishlatiladi.

Stronsiy. Tartib nomeri 38, atom ogirligi 87.62. Tabiatda barkaror izotoplarining massa sonlari 84, 86, 87, 88.

Stronsiy olish uchun KCL va SrCl_2 aralashmasi suyuklantirib, elektroliz qilib olinadi. Stronsiyni alyuminotermiya usulda xam olish mumkin.

Buning uchun stronsiy oksid bilan alyuminiy kukuni yukori xaroratda kizdiriladi. Reaksiya natijasida xosil bulgan stronsiy sublimatlanadi; uning buglari vakuum idishning sovuk devorlarida kristallanadi.

Stronsiy kumush kabi ok metall.

Stronsiy oksid SrO 2430°S da suyuklanadi: u ekzotermik moddalar jumlasiga kiradi. SrCO_3 va $\text{Sr(NO}_3)_2$ larni kizdirish natijasida SrO xosil buladi.

Stronsiy tuzlari. Stronsiy ftorid SrF_2 suvda SaF_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 kizil tusga buyaydi; shunga kura stronsiy tuzlari feyerverklar va bengal alangalari xosil qilinadigan materiallar tayyorlashda ishlatiladi.

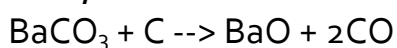
Variy. Tartib nomeri 56, atom ogirligi 137,34 barkaror izotoplarining massa sonlari 130, 132, 134, 135, 136, 137, 138. Bariyning yetttita izotopi sun'iy yul bilan xosil qilingan.

Bariyni 18 asrda Sheyeli ogir shpatning tarkibiy kismi sifatida topgan. Metall bariy dastlab suyuklantirilgan bariy xloridni elektroliz qilish yuli bilan olingan.

Sof bariy BaO dan alyuminotermiya yoki kremniy-termiya usulida olinadi. Undan tashkari bariy xloridning suvdagi eritmasini simob katod bilan elektroliz qilish natijasida xam bariy olinadi. Katodda xosil buladigan bariy simobda erib amalgama xolatiga utadi. Sungra bariy amalgamadan chikarib olinadi. Bariy xam stronsiy kabi aktiv element bulgani uchun kerosinda saklanadi.

Bariy oksid kuchli asos xossasiga ega. U osh tuzi kabi kristall tuzilishda buladi. Bariy oksid bariy karbonat yoki bariy nitratni kizdirish yuli bilan olinadi.

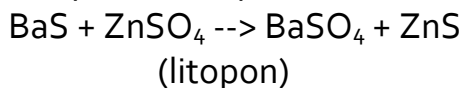
Texnikada bariy oksid olish uchun kupincha bariy karbonat kumir bilan birga kizdiriladi;



Toza bariy oksid, ok kukun. Bariy oksid asosan bariy gidroksid va bariy peroksid olishda ishlatiladi.

Bariy oksid suv bilan aralashtirilsa, bariy gidroksid $\text{Ba}(\text{OH})_2$ xosil buladi. Bariy gidroksid xam xuddi stronsiy gidroksid kabi kand sanoatida ishlatiladi.

Bariy sulfid litopon nomli ok buyok olishda ishlatiladi.



Bariy tuzlarini xosil qilish uchun xom ashyo sifatida bariy sulfat va bariy karbonatdan foydalaniladi. Masalan: bariy xlorid olish uchun BaSO_4 , CaCl_2 ishtirokida kumir bilan kaytariladi.

Bariyning barcha eruvchan tuzlari zaxarlidir.

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.

Tayanch iboralar:

1. Berilliyning tabiatda uchrashi, xossalari
2. Berilliy birikmalari
3. Magniyning olinishi
4. Magniyning xossalari
5. Kalsiyning birikmalari
6. Stronsiy xossalari
7. Bariyning xossalari

Nazorat sovellari:

1. Berilliyga kimyoviy reaksiyalar
2. Magniyga kimyoviy reaksiyalar
3. Kalsiyga kimyoviy reaksiyalar
4. Bariyga kimyoviy reaksiyalar
5. Metall berilliyning ishlatilishi
6. Ikkinchi gurux s-elementlari atom tuzilishi
7. Berilliyning davriy sistemadagi urni
8. Magniyning yaratilishi
9. Ishqoriy yer metallari

Adabiyotlar:

1. 510- 521 betlar.
2. 369- 376 betlar.
4. 180 bet.

MA'RUZA № 15

VI GURUXNING D-ELEMENTLARI

1. Umumiy xarakteristika.
2. Xrom, olinishi, xossalari, birikmalari
3. Molibden va volfram, olinishi, xossalari, birikmalari

Xrom - Cr, molibden - Mo va volfram – W, oltinchi gruppning yonaki gruppacha d- elementlaridir.

Ular atomlarining elektron konfiguratsiyalari quyidagicha yoziladi:

Cr Z=24 KLM $3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

Mo Z=42 KLM $4s^2 4p^6 4d^5 5s^1$

W Z=74 KLMW $5s^2 5p^6 5d^4 6s^2$

Xrom, molibden, volfram yuqori xaroratda suyuqlanadigan ogir metallardan hisoblanadi.

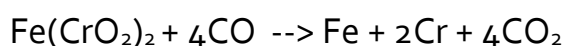
VI grupp qushimcha gruppachasi elementlarining ba'zi xossalari.

Element	Atom ogirligi	Solishterma ogirligi	Suyuqlanish nuktasi	Atom radiusi
Xrom	51,996	7,19	18750	1,28 Å
Molibden	95,94	10,22	26220	1,36 Å
Volfram	183,85	19,30	34100	1,41 Å

Xrom, molibden va volfram uz birikmalarida asosan +3 va +6 ga teng oksidlanish darajalar namoyon qiladi.

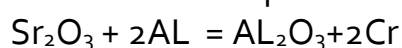
Xrom. Xrom rudalaridan eng muximi xromli temirtosh (xromit, $Fe(CrO_2)_2$) bulib, uning tarkibida 15% dan 40% gacha xrom buladi.

Xromning olinishi: xromli temirtoshni kaytarish yuli bilan ferroxrom xosil qilinadi:

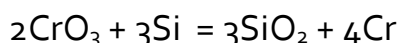


Ferroxrom xromning temirdagi eritmasi bulib, uning tarkibida 60-65% xrom va 4-6% uglerod buladi.

Erkin xrom xosil qilish uchun xrom (III) - oksid alyuminiy bilan kaytariladi:



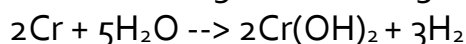
Bu usulda olingan xrom toza bulmay, uncha ozrok alyuminiy aralashib koladi. Shu sababli toza xrom olish uchun xrom (III)-oksid kremniy bilan kaytariladi:



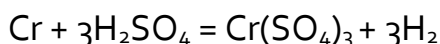
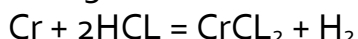
Xrom tuzlarining suvdagi eritmalarini elektroliz qilish yoki xrom yodidni termik parchalash yuli bilan xam toza xrom olinadi.

Xrom metali juda qattiq. Uning solishtirma ogirligi 7,2 g/sm³ ga teng. Xrom 1875°S da suyuklanadi, 12530°S da qaynaydi.

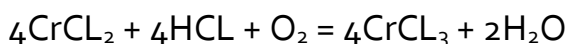
Xrom ximiyaviy jixatdan aktivligi kam element. Xromga odatdagi xaroratda kislorod xam, nam xam ta'sir etmaydi. Kizdirilganida esa uning sirti oksidlanadi. Yukori xaroratda kizdirilganda suv bugidan vodorodni sikib chiqaradi:



Suyultirilgan xlorid va sulfat kislotalarda eriydi:

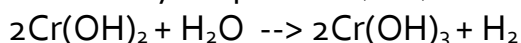


Xosil bulgan xrom (II)-xlorid xavo kislorodi bilan oksidlanib xrom (III)-xloridga utadi:

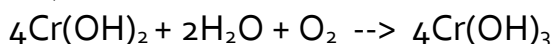


Xrom birikmalari ichida eng barkarorlari-uch valentli xrom birikmalaridir.

Ikki valentli xrom birikmalari nixoyatda bekaror bulib, ular kuchli kaytaruvchilardir. Xromning ikki valentli birikmalari uncha kup emas. Bular CrO; Cr(OH)₂, SrS, CrCL₂, CrSO₄, Cr(CH₃COO)₂ va xakazo. Ikki valentli xrom gidroksid asos xossalar namoyon qiladi. Cr(OH)₂ xatto suvni kaytaradi:

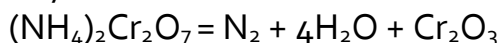


Cr(OH)₂ xavo kisloradi bilan xam oksidlanadi:

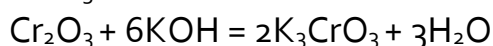
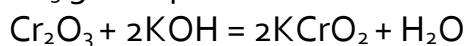


Uch valentli xrom birikmalari barkaror moddalardir.

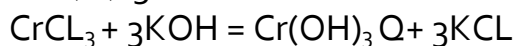
Xrom (III)-oksid Cr₂O₃ - yashil tusli kukun, ximiyaviy jixatdan noaktiv modda, buyokchilik ishida kullaniladi. U ammoniy xromatni parchalab olinadi:



Cr₂O₃ ga ishqor eritmaları ta'sir etganda xromitlar xosil buladi:

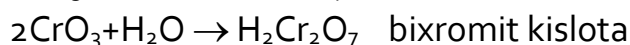
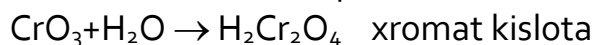


Xrom (III)-gidroksid xrom tuzlari eritmasiga ishqor ta'sir ettirib olinadi:



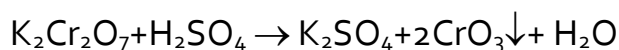
Olti valentli xrom birikmari:

Xrom (VI)- oksid CrO_3 tuk kizil tusli kristall modda , kuchli oksidlovchi. U suvda erib 2 xil kislotalarni xosil qiladi:



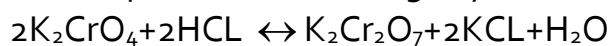
Shuning uchun CrO_3 xromat angidrid deb ataladi.

Xromat angidrid xosil qilish uchun kaliy bixromatga konsentrlangan H_2SO_4 kislota ta'sir ettiriladi:

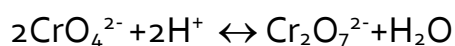


Xromat va dixromatlar nixoyatda katta amaliy ahamiyatga ega .

Xromatlar neytral va ishqoriy muhitlarda (ya'ni $\text{pH} \geq 7$ da) barkaror bulib, kislotali muhitda [$\text{pH} < 7$] dixromatlarga aylanadi:



yoki ionli shaklda:



Xrom kislotalari va tuzlari juda zaxarlidir.

Tayanch iboralar.

1. VI gurux d-elementlari atom tuzilishi.
2. Toza xrom olish.
3. Cr ning fizik xossalari.
4. Cr ning barkaror va bekaror birikmalari.
5. Cr oksidlari.

Nazorat savollari:

1. VI gurux d- elementlarini elektron konfiguratsiyasi.
2. Bu elementlarning oksidlanish darajalari.
3. Ferroxrom.
4. Erkin Cr olish.
5. Cr(OH)_2 xossalari
6. CrO_3 ni ishlatilishi.
7. CrO_3 ning ishqorlarga ta'siri.
8. Xromat va dixromatlar.

Adabiyotlar:

1. 537-600 betlar
2. 261-268 betlar

MA'RUZA № 17**VIII GURUXNING D-ELEMENTLARI**

1. Temir gruppachasi elementlarining umumiy tavsifi
2. Temir – olinishi, xossalari, birikmalari
3. Kobalt – olinishi, xossalari, birikmalari
4. Nikel – olinishi, xossalari, birikmalari
5. Platina gruppachasi elementlarining umumiy xossalari

D. I. Mendeleyev davriy sistemasining sakkizinchi gruppaga yonak gruppacha elementlari katta davrning urta kismilariga joylashgan uchta triadani uz ichiga oladi. Bular: temir-Fe, kobalt-Co, nikel-Ni birinchi triada : ruteniy-Ru, rodiy-Rh, palladiy-Pd ikkinchi triada: osmiy-Os, iridiy-Ir, platina-Pt uchinchi triadani tashqil qiladi. Bu triadalar turtinchi, beshinchi,oltinchi davrlarda joylashgan. Bular barchasi D- elementlar jumlasiga kiradi.

Birinchi triadadagi elementlar: Fe, Co, Ni uzaro ximiyaviy xossalari jixatidan uxshash bulgani uchun temir gruppachasi elementlari deyiladi. Ikkinchi va uchinchi triadadagi oltita element platina gruppachasi metallari deyiladi.

Temir gruppachasi elementlari elektron konfigurasiyasi kuyidagicha:

Fe Z=26 KL $3S^2 3P^6 3d^6 4S^2$
 Co Z=27 KL $3S^2 3P^6 3d^7 4S^2$
 Ni Z=28 KL $3S^2 3P^6 3d^8 4S^2$

Temir gruppachasi elementlarining atom ogirliklari, tabiiy barkaror izotoplari, ularning nisbiy miqdori va boshka konstantalari kuyidagi jadvalda keltirilgan:

XOSSALARI	Fe	Co	Ni
Atom ogirligi	55.847	58.9332	58.713
Yer pustlogidagi ogirlik prosent	5.10	0.004	8-10-3
Atom radiusi	1.26	1.25	1.24
Ionlanish energiyasi J, (ekv. xisobida)	7.87	7.86	7.64
EQ ₂ ionining radiusi, A lar xisobida	0.80	0.80	0.79
	0.73	0.72	
	1539 C	1495 C	1453 C
EQ ₃ ionining radiusi,	-0.441B	-0.277B	-0.25B
Suyuklanish xaroratsi	(Fe\Fe ²⁺)	(Co\Co ²⁺)	(Ni\Ni ²⁺)
Normal elektrod potentsiali YE	54(5.84%)	59(100%)	58(67.76)

Tabiiy barkaror izotoplari va ularning nisbiy ogirlik prorenti	56(91.86%) 57(2.17%) 58(0.31%)		60(26.16%) 61(3.66%) 62(3.66%) 64(1.16%) 8.90
Solishtirma ogirligi	7.86	8.76	

Fe-Co-Ni katorida elementning oksidlanish darajasi kamayadi: temirda oksidlanish darajasining maksimal qiymati +6ga yetadi:kobaltda faqat +3ga kadam, nikeldas asosan +2 (va bazan +3) ga kadam buladi. So vaNi ning Q₄ valentli xolatlari nixoyatda bekaror. Ularining uchalasi xam kulrang metall bulib, rangdor ionli birikmalar xosil qiladi. Ularining turli komplekslari ma'lum. Kompleks birikmalarda bu elementlarning koordinasion sonlari 4 va 6 ga tengdir.

Bu elementlarning normal elektrod potentsiallarining manfiy qiymatlari Fe dan Ni ga utganda kamayadi.

Fe, Co, Ni-kislorod bilan barkaror birikmalar xosil qiladi. Ularining kislorod bilan xosil qilgan birikmalarining barkarorligi Fe-Co-Ni katorida chapdan ungga tomon bir oz kamayib boradi. Fe-Co-Nining Me(OH)₂ va Me(OH)₃ tarkibli gidroksidlari usha metallning tuzlari eritmasiga ishqorlar va oksidlovchilar ta'siridan xosil qilinadi.

Fe-Co-Ni nitridlar, umuman unchalik barkaror emas. Bulardan eng barkarori Fe nitrididir.

Fe-Co-Ni ning karbidlaridan (Fe₃C, Co₃C, Ni₃C) Fe₃C, ya'ni sementit, chuyan va pulatning tarkibiy kismini tashqil qiladi. Umuman bu uch metallning karbidlari metall karbidlar deyiladi. Fe ning ikkita karbidi bor, biri Fe₂S ikkinchisi Fe₃S.

Fe₂S bekaror modda, u tezda parchalanib Fe₃S ga aylanadi.

Fe-So-Ni ning kuyidagi sulfidlari va fosfidlari mavjud:

FeS₂ CoS₂ NiS₂ Fe₃P Co₃P Ni₃P

Co₂S₂ Ni₂S₂ FeP

Co₃S₄ Ni₃S₄ FeP₂

FeS CoS NiS

Fe-Co-Ni da S va R ning bulishi pulatning mexanik xossalariga salbiy ta'sir kursatadi.

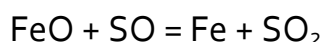
Fe-Co-Ni SO bilan bir necha xil birikma xosil qiladi. Bu birikmalar kukun xolidagi metallarga SO (yukori bosim ostida) ta'sir ettirishdan xosil buladi.

Temir - tartib nomeri 26. Yer pustlogida eng kup tarkalgan ogir metall bulib, erkin xolda juda kam uchraydi. Temir minerallari tabiatda keng tarkalgan. Uning sanoat uchun ahamiyatli rudalari jumlasiga magnetit Fe₃O₄ (unda 72% temir bor),

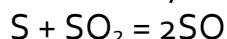
gematit Fe_2O_3 (unda 70% Fe bor), limonit $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (yoki $2\text{FeO}_2\text{H}$) siderit FeSO_3 (bunda 48% Fe bor) kiradi.

Tabiatda temirning oksid rudalaridan tashkari kupgina miqdorda pirit FeS_2 xam uchraydi.

Sanoatda temirni domna pechlarida temir oksidni is gazi bilan kaytarib olinadi:

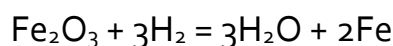


Chunki domna pechida kumir yonib is gazini xosil qiladi:



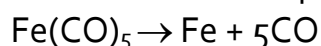
Domna pechida olinadigan chuyan tarkibida 93% Fe, 4-5 % S va oz miqdorda Si, Mn, P va S buladi. Demak temir metallurgiyasida xosil qilinadigan metall toza bulmaydi. Shuning uchun toza temir kuyidagi usullarda olinadi:

1) temir oksidni vodorod bilan kaytarish:

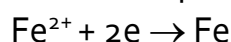


bunda xosil qilingan temir kukun xolida bulib, u pirofor xossa nomoyon qiladi, ya'ni xavoda uz-uzidan yonadi.

2) temir karbonilni termik parchalash:



3) temir tuzlari (kupincha xloridlar) ning suvdagi eritmalarini elektroliz qilish:



1, 2 - usullar bilan olingan kukun xolidagi temir presslanib, undan yaxlit metall tayyorlaniladi. Temir texnikada asosan pulat, chuyan xolida olinadi. Temir tarkibida 1,4% gacha uglerod bulsa chuyan, 0,2-1,7% gacha uglerodli kotishmasi pulat, 0,2% dan kam bulsa yumshok temir deyiladi.

Toza temir- ok tusli yaltirok metall: uning Moss shkalasidagi qattiqligi uncha yukori emas (atigi 4.5 ga teng).

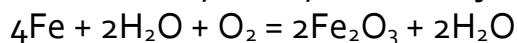
Temir uch shakl uzgarishga ega (α - β - γ - va σ - temir). α -temir 769°S ga kadar ferromagnit xossaga ega.

Moddalarning ferromagnit xossasini yukotish xaroratsi Kyuri nukta deb ataladi: binobarin temirning Kyuri nuktasi 769 ga teng. Xarorat 769 gacha kizdirilganda α -modifikasiya β -ga, β -modifikasiya 910°S gacha kizdirilganda γ -ga va 1401°S da polimorf uzgarish sodir bulib, γ -temir σ -temirga aylanadi. σ -temir 1539°S gacha barkaror bulib, 1539°S da suyuklanadi. Temir elektr tokini yaxshi utkazadi.

Texnik toza temir tarkibida 0.16% gacha qushimcha moddalar bulib, u juda plastik va korroziyaga chidamlidir. Ximiyaviy toza temir tashki kurinishidan

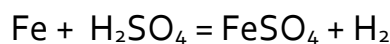
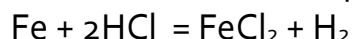
platinaga uxshaydi, u juda yaxshi silliklanadi va yukori kovushkoklikga ega, shuning uchun xam u mashinalar, stanoklar, instrumentlar ishlab chikarishda ishlatiladi.

Tarkibida qushimcha modda bulgan oddiy temir nam xavoda tez korroziyalanib sirti $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ formulaga ega bulgan zang bilan koplanadi va uziga xavo namini yaxshi yutadi, natijada korroziya tezlashadi.

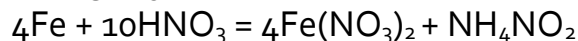


Bu kimmatbaxo metallning korroziyadan saklashni kupgina usullari ishlab chiqilgan.

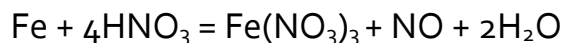
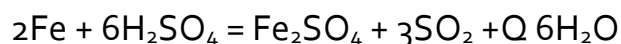
Kuchlanishlar katorida temir vodoroddan chapda joylashgan. Unga suyultirilgan kislotalar oson ta'sir qiladi va $\text{Fe}(2)$ tuzlariga aylanadi:



Temir sovutilgan juda suyuk nitrat kislotalada eriydi:

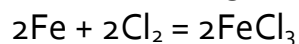


Kizdirilganda temir konsentrlangan H_2SO_4 va 25% li HNO_3 kislotalada erib oksidlanish darajasi +3 ga teng bulgan temir tuzini xosil qiladi.

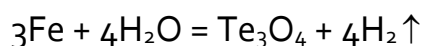
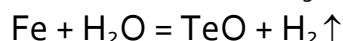


Konsentrlangan nitrat kislota temir sirtida oksid parda xosil bulishiga yordam beradi, natijada temir suyultirilgan kislotalar ta'siriga chidamli buladi. Temir ishqorlarda deyarli erimaydi.

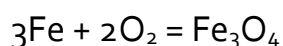
Temir galogenlar singari kuchli oksidlovchilar bilan bevosita uzaro ta'sir ettirilganda temir doimo +3 oksidlanish darajasini nomoyon qiladi:



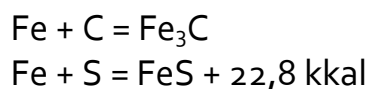
Uta kizigan temir bug bilan reaksiyaga kirishadi: bunda suvdan vodorodni sikib chiqaradi, kizigan temir esa oksidga aylanadi, bu oksid doimo temir ikki oksid FeO yoki aralash oksid Fe_3O_4 dan iborat buladi:



Sof kislorodda kizdirilgan temir shiddat bilan yonib, temir kuyundisini xosil qiladi.



Temir kizdirilganda kuyidagi moddalar bilan birikadi:

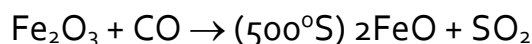


Temir ikki kator birikmalar - Fe(II) va Fe(III) birikmalarni xosil qiladi. Temirning ikki xil oksidi bor - Fe(II) oksid FeO va Fe(III) oksid Fe₂O₃. Tugri temirning aralash oksidi Fe₃O₄(FeO·Fe₂O₃) xam ma'lum. Bu oksid xam temir kuyundisi deb ataladi.

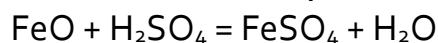
Ikki valentli temir birikmalari:

1. FeO - temir ikki oksid - kora tusli, asos xossaga ega bulib, suvda va ishqorlarda erimaydi.

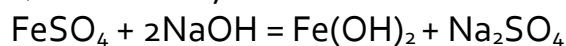
Olinishi:



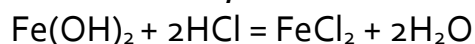
Undan tashkari temir (II) oksalat xavosiz joyda parchalanganda xam FeO chikadi. FeO - kislotaldarda erib, Fe²⁺ tuzlarini xosil qiladi. Masalan:



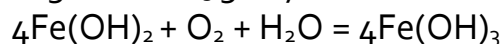
2. Fe(OH)₂ - FeO ga tugri keladigan gidroksiddir. FeO - suvda erimaganligi uchun Fe(OH)₂ - bilvosita yul bilan olinadi:



Fe(OH)₂ - ok qattiq modda, kuchsiz asos xossaga ega: bu gidroksid suvda erimaydi. Kislotalarda erib, Fe²⁺ tuzlarini xosil qiladi:

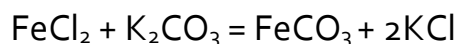


Fe(OH)₂ - barkerorgidroksiddir, agar xavoda uzok vakt saklansa oksidlanib kungir kizil rangli Fe(OH)₃ ga aylanadi:



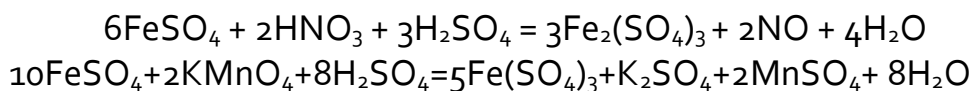
3. Ikki valentli temir tuzlari temirning suyultirilgan kislotalarda erishidan xosil buladi. Fe(2) birikmalaridan eng axamiyatlisi FeSO₄·7H₂O dir. U tukimachilik sanoatida siyox, mineral buyoklar xamda kishlok xujalik zararkunandalariga karshi kurashda ishlatiladi.

Ikki valentli temir tuzlari eritmasiga ishqoriy metallarning korbanatlari ta'sir ettirilsa, eritmada ok tusli temir ikki korbonat FeSO₃ chukadi:



Temir ikki karbonatga tarkibida korbonat angidrid bulgan suv ta'sir ettirilsa, temir ikki karbonatning bir kismi xuddi kalsiy karbonat kabi, ancha durust eriydigan nordon tuz Fe(HSO₃)₂ ga aylanadi. Tarkibi temirga boy suvlarda temir ana shu tuz xolida buladi.

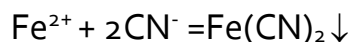
Ikki valentli temir tuzlari turli oksidlovchilar nitrat kislota, kaliy permanganat, xlor va boshka oksidlovchilar ta'sir ettirish yuli bilan osongina 3 valentli temir tuzlariga aylantirilishi mumkin:



Ikki valentli temir tuzlari oson oksidlanishga kobiliyatli bulgani uchun, ular kupincha kaytaruvchi sifatida ishlatiladi.

4. Fe^{2+} - kupgina kompleks birikmalar xam xosil qiladi. Bulardan ferrosianid kislota $\text{H}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ va uning tuzlari ferrosianidlarni kursatish mumkin.

Fe^{2+} ning biror tuzi eritmasiga ozgina KCN ta'sir ettirilsa ok chukma temir ikki sianid xosil buladi:

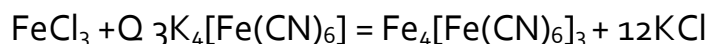


keyin bu chukma ustiga yana kaliy sianid qushilsa, $\text{Fe}(\text{CN})_2$ chukmasi erib, kompleks tuz $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ xosil buladi:



Kaliy ferrosianid $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - kaliy geksasianaferat sarik kon tuzi deb xam ataladi, chunki ilgari kuritilgan konga potash va temir qushib qattiq kizdirish yuli bilan tayyorlanar edi.

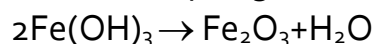
Shu narsa ajoyibki $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - tarkibida temir bulishiga qaramay, uch valentli temir ionlarini topish uchun sezgir reaktiv buladi, chunki $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ionlari eritmada Fe^{3+} ionlari bilan uchrashib, ular bilan birikadi va suvda erimaydigan ferrosianid kislota sarik tusli temir tuzini - temir ferrosianid $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ni xosil qiladi:



Bu tuz kuk tusli bulib, unga berlin zangori degan nom berilgan. Berlin zangori buyok sifatida ishlatiladi.

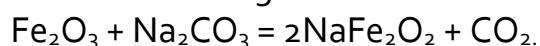
UCH VALENTLI TEMIR BIRIKMALARI.

1. Fe_2O_3 - kizgish kungir tusli modda; u tabiatda uchraydi va kizil temirtosh deb ataladi. $\text{Fe}(\text{III})$ - oksid kuyidagicha olinadi:

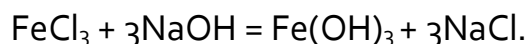


Fe_2O_3 kuchsiz asos xosalarini namoyon qiladi, shu bilan birga kislotalik xossalarni xam namoyon qiladi.

Masalan, Fe_2O_3 sadacha yoki potashga qushib suyultirilsa ferritlar degan tuzlar xosil buladi; bu tuzlar xromatlarga yoki alyuminatlarga uxshagan bulib, metaferrit kislota HFeO_2 ning xosilalaridir.

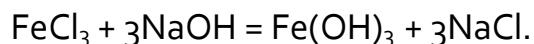


Issik suv ferritlarini butunlay gidrolizlab, Fe(III) gidro oksid va tegishli tuzni xosil qiladi:



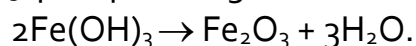
2. Fe_2O_3 ga tugri keladigan gidroksid $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dir.

Uch valentli temir tuzlari eritmasiga ammiak yoki ishqor ta'sir ettirilsa, kizilkungir $\text{Fe}(\text{OH})_3$ chukmasi xosil buladi, bu chukma ortib kolgan ishqorda erimaydi.



$\text{Fe}(\text{OH})_3$ temir (II) - gidroksidga qaraganda ancha kuchsiz asosdir. Uning kuchsiz asos ekanligi tuzlarining kuchli darajada gidrolizlanishida, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ning esa kuchsiz kislotalar bilan (H_2CO_3 , H_2S) mutlako tuz xosil qilmasligida ifodalanadi.

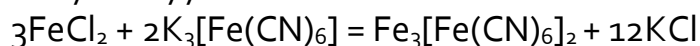
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ qattiq kizdirilganda suvni yukotib Fe_2O_3 aylanadi:



3. Uch valentli temir tuzlari

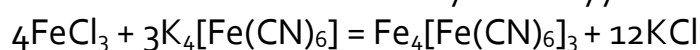
Uch valentli temir tuzi ichida eng kup ishlatiladigani Fe(III) xloriddir. Suvsiz temir (III) xlorid kizdirilgan temir ustidan ular utkazilganda tuk yashil tangachalar xolida xosil buladi: $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$. Odatda temir (III) xlorid tarkibi $\text{FeCl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ bulgan va oson yoyilib ketadigan tik sarik kristall moddadir.

4. Fe^{3+} xam kompleks birikma xosil qiladi, masalan $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - kaliy geksasianoferat (III), kizil kon tuzi. Bu tuzni eritmadan turnbul kuki xolida chuktirib olib buyok tayyorlashda ishlatiladi:

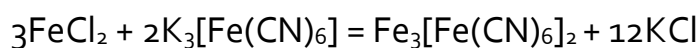


turnbul kuki.

Va turnbul kuki xolida chuktirib olib buyoklar tayyorlashda ishlatiladi:



berlin lazuri



turnbul kuki.

Tayanch iboralar:

1. VIII gurux d-elementlari konfigurasiyasi
2. Temir gruppasi

Nazorat sovellari:

1. VIII gurux d-elementlari xossalari
2. VIII gurux d-elementlari birikmalari
3. Temir oksidlari

4. Temirning olinishi va ishlatilishi
5. Kobalt oksidlari
6. Kobalt olinishi va xossalari
7. Nikel olinishi va ishlatilishi

Adabiyotlar:

1. 630- 675 betlar.
2. 401- 412 betlar.
4. 190 bet.

TAYANCH SUZLAR

Oddiy modda	– ximiyaviy elementning erkin xolda mavjud bula oladigan turi.
Murakkab modda	– uzaro ma'lum nisbatlarda birikkan ikki yoki bir necha elementdan tashqil topadi.
Jism	– moddaning fazoda chegaralangan kismi.
Energiya	– jism xarakatining ulchovi.
Bertolidlar	– uzgaruvchan tarkibli birikmalar
Daltonidlar	– uzgarmas tarkibli birikmalar
Allotropiya	– muayyan ximiyaviy element atomlarining ikki yoki bir necha xil oddiy modda xosil qilish xodisalari
Atom ogirlik	– element atomining uglerod birligida ifodalangan ogirligi.
Molekulyar ogirlik	– modda molekulasining uglerod birligida ifodalangan ogirligi
Gramm atom	– elementning atom ogirligiga son jixatdan teng bulib, gramm xisobida olingan miqdori.
Gramm molekula	– moddaning molekulyar ogirligiga son jixatdan teng qilib, gramm xisobida olingan miqdori.
Gramm ekvivalent	– moddaning ekvivalent ogirligiga son jixatdan teng qilib, gramm xisobida olingan miqdori.
Gruppa	– bitta vertikal katorga joylashgan uxshash elementlar katori
Davr	– xar kaysi ishqoriy metallardan galogengacha bulgan elementlar katori.
Massa soni	– atom yadrosi massasini uglerod birlikda takriban ifodalaydigan butun son.
Ximiyaviy element	– uzida muayyan xossalarni mujassamlashtirgan atomlar turi, yadrolarning zaryadlari bir xil bulgan atomlar turi
Izobarlar	– atom ogirliklari bir-biriga teng, lekin yadro zaryadlari boshka-boshka bulgan elementlar.
Izotoplar	– yadro zaryadlari bir xil, lekin atom ogirliklari bir-birlaridan fark qiladigan elementlar.
Termoximiya	– ximiyanig ximiyaviy reaksiyalar vaktida sodir buladigan energetikaviy xodisalarni tekshiruvchi kismi
Ekzotermik reaksiya	– issiklik chikishi bilan boradigan reaksiya.
Endotermik reaksiya	– issiklik yutilishi bilan boradigan reaksiya
Valentlik	– u yoki bu element atomining uz atrofida boshka necha atomni ushlab tura olish kobiliyati.
Molekula	– moddaning mustaqil mavjud bula oladigan eng kichik

	zarrachasi
Boglanish energiyasi	– ximiyaviy bogni uzib yuborish uchun zarur bulgan energiya miqdori.
Ionlar	– atom yoki molekulalarning elektron berishi yoki kabul qilib olishi natijasida xosil buladigan zarrachalar
Erkin radikallar	– tuyinmagan valentlikka ega bulgan zarrachalar
Faza	– geterogan sistemaning boshka kismalaridan chegara sirtlar bilan ajragan gomogen kismi
Kaytar proses	– ikki qarama-karshi yunalishda boradigan proses
Geterogen sistema	– bir-biridan sirt chegaralari bilan ajralgan moddalar sistemasi
Eritma	– ikki yoki undan ortiq komponentlardan iborat gomogen sistema
Katalizator	– reaksiya tezligini uzgartiradigan, lekin reaksiya natijasida ximiyaviy jixatdan uzgarmaydigan modda
Prosent konsentrasiya	– 100 gr. eritmada erigan moddaning grammlar xisobidagi miqdori
Molyar konsentrasiya	– 1 l eritmada erigan moddaning mollar soni
Normal konsentrasiya	– 1 l. eritmada erigan moddaning ekvivalentlar soni
Molyal konsentrasiya	– 1000 gr. erituvchida erigan moddaning mol soni
Titr	– eritmaning 1 millilitrida bulgan eruvchi moddaning ogirlik miqdori
Elektrolitlar	– eritmaları yoki suyuklanmalari elektr tokini utkazadigan moddalar.
Kationlar	– musbat zaryadlangan ionlar
Anionlar	– manfiy zaryadlangan ionlar
Eruvchanlik	– moddaning biror erituvchida eriy olish xususiyati
Diffuziya	– bir modda zarrachalarining ikki modda ichida uz-uzicha bir tekisda taksimlanishi
Indikatorlar	– rangi vodorod ionlarining konsentrasiyasiga qarab uzgaradigan moddalar
Oksidlanish	– biror atom, molekula yoki ion uziga elektron kabul qilish prosessi
Oksidlovchi	– uziga elektron kabul qilgan zarracha
Kaytaruvchi	– uzidan elektron bergan atom, molekula yoki ion
Korroziya	– metallarning xavo, suv, kislota, ishqor va tuzlarning eritmaları ta'sirida yemirilishi

Ingibitorlar	– metall korroziyasini sekinlashtiruvchi moddalar
Oksidlash	– metall sirtida korroziyaga chidamli oksid parda xosil qilish prosessi
Gidridlar	– tarkibida biror element va vodorod bulgan birikmalar
Yonish	– issiklik va yoruglimk chikarish bilan boradigan tez oksidlanish prosessi
Fosforesensiy a	– moddalarning korongida shu'lalanish xodisasi;
Ruda	– tarkibida metallarning tabiiy birikmalari bulgan tog jinslari
Elektroliz	– elektr toki ta'sirida elektrolit eritmalarda yoki suyuklanmalarda boradigan oksidlanish-kaytarilish prosessi;
Metallurgiya	– sanoatda tabiiy xom-ashyodan metallar ajratib olish usullari xakidagi fan
Xalkogenlar	– O, S, Se Te elementlarning umumiy nomi;
Xalkovodorod lar	– kislorod gruppachasidagi elemetlarning vodorodli birikmalari;
Polimerlanish	– bir xil molekulalarning birikib, bir muncha yirik molekular xosil qilish prosessi;
Silikatlar	– silikat va polisilikat kislotalarning tuzlari;
Alyumosilikat lar	– tarkibida alyuminiy oksid xam buladigan silikatlar.

FOYDALANILGAN ADABIYOTLAR

1. N.S.Axmetov. Obhaya i neorganicheskaya ximiya. M. «Vo'sshaya shkola». 1998.
2. X.R.Raximov. Anorganik ximiya. Toshkent. «usituvchi». 1984.
3. N.A.Parpiyev, X.R.Raximov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «uzbekiston». 2000.
4. T.M.Mirkomilov, X.X.Muxitdinov. Umumiy ximiya. Toshkent. «usituvchi». 1987.
5. R.A.Lidin, L.YU.Alikberova, G.P.Logipova. Neorganicheskaya ximiya v voprosax. M.Ximiya. 1991.
6. N.B.Lyubimova. Voproso' i zadachi po obhey i neorganicheskoy ximii. Uchebnoye posobiye. M. Vo'sshaya shkola. 1990.

