

**УЗБЕКИСТОН РЕСПУБЛИКАСИ ХАЛК ТАЛИМИ ВАЗИРЛИГИ
НУКУС ДАВЛАТ ПЕДАГОГИКА ИНСТИТУТИ**

**ТАБИАТШУНОСЛИК ФАКУЛЬТЕТИ
КИМЕ-ЭЭКОЛОГИЯ КАФЕДРАСИ**

**5140300 - Киме ва экология бакалавриат йуналиши
талабалари ушун**

**АНОРГАНИК КИМЕ фанидан
МАЪРУЗАЛАР МАТНИ**

Тузган:

**техника фанлари номзоди
Оразымбетова Г.Ж.**

Нукус – 2006

КИМЕ ФАНИ ВА УНИНГ ТАДКИКОТ МЕТОДЛАРИ

Kimyo tabiat xaqidagi fan bo'lib, u boshqa 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 bog'lanishlarni tekshiradi. Qisqa qilib aytganda, kimyo-moddalar va ularda bo'ladigan uzgarishlar xaqidagi fandir.

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

Insonlar bundan bir necha ming yil avvaldanok rudalardan metallar ajratib olishda, metallarni kotishmalarini tayyorlash, shisha pishirish va shunga o'xshashlarda kimyoviy xodisalardan keng foydalanib kelganlar. Rus olimi M.V.Lomonosov o'zining 1751 yilda nashr etilgan "Ximiyaning foydasi xaqida ikki ogiz suz" asarida "Ximiya uz kullarini inson extiyoji bilan bog'liq bo'lgan 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 o'zining "Matematik kimyo elementlari" nomli asarida atom - molekulyar nazariyani kuyidagicha ta'rifladi:

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

2) Korpuskulalar tuxtovsiz xarakatda bo'ladi;

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

4) Elementlar aniq massaga va ulchamga ega.

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

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

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

b) Xar qaysi kimyoviy element faqat o'ziga xos "oddiy" atomlardan tuzilgan bo'lib, bu atomlar boshqa element atomlaridan farq qiladi, xar bir elementning atomi o'ziga xos og'irlik va ulchamga ega;

v) Kimyoviy reaksiya vaqtida turli elementlarning "oddiy" atomlari o'zaro aniq va uzgarmas butun sonlar nisbatida birikib, murakkab atomlarni xosil qiladi;

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

Dalton ximiyaning asosiy qonunlarini izoxlab berdi. U kimyoviy element tushunchasiga aniq ta'rif berdi: "Kimyoviy element bir xil xossalalar bilan xarakterlanadigan atomlar turidir". Undan

tashqari Dalton "atom og'irlilik" (ya'ni atomning nisbiy og'irligi) tushunchasini kiritdi, vodorodning atom og'irligini shartli ravishda 1 ga teng deb kabul qildi.

Nazorat sovellari:

1. Kimyo fani.
2. Kimyo fani rivojlanishining qisqacha tarixi.

**АТОМ МОЛЕКУЛЯР ТА'ЛИМОТ.
АСОСИЙ КИМЕВИЙ ТУШУНЧА ВА ҚОНУНЛАР .**

R E J A :

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

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

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

2) Korpuskulalar tuxtovsiz xarakatda bo'ladi;

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

4) Elementlar aniq massaga va ulchamga ega.

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

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

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

b) Xar qaysi kimyoviy element faqat o'ziga xos "oddiy" atomlardan tuzilgan bo'lib, bu atomlar boshqa element atomlaridan farq qiladi, xar bir elementning atomi o'ziga xos og'irlilik va ulchamga ega;

v) Kimyoviy reaksiya vaqtida turli elementlarning "oddiy" atomlari o'zaro aniq va uzgarmas butun sonlar nisbatida birikib, murakkab atomlarni xosil qiladi;

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

Dalton ximiyaning asosiy qonunlarini izoxlab berdi. U kimyoviy element tushunchasiga aniq ta'rif berdi: "Kimyoviy element bir xil xossalalar bilan xarakterlanadigan atomlar turidir". Undan tashqari Dalton "atom og'irlilik" (ya'ni atomning nisbiy og'irligi) tushunchasini kiritdi, vodorodning atom og'irligini shartli ravishda 1 ga teng deb kabul qildi.

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

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

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

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

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

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

Xozirgi tasavvurlarga kura moddalar gaz va bug xolatida molekulalardan tarkib topgan bo'ladi. Molekulyar strukturaga ega bo'lgan moddalargina qattiq (kristall) xolatida xam molekulalardan tarkib topadi. Bularga, masalan, organik moddalar, metallmaslar ayrim istisnolardan tashqari SO₂, N₂O kiradi.

Kattik (kristall) anorganik moddalarning kupchiligida molekulyar struktura bo'lmaydi. Ular molekulalardan emas, balki boshqa zarrachalardan (ionlardan, atomlardan) tarkib topgan va makrojismmlar xolida mavjud bo'ladi (NaCl kristallari, kvars zarrachalari, temir parchasi va boshqalar).

Agar anorganik makrojismmlar bitta kimyoviy elementning bir xil atomlaridan tarkib topgan bulsa, u xolda kimyoviy birikmalar bo'ladi.

Molekulyar strukturali moddalarda molekulalar orasidagi kimyoviy bog'lanish puxtaligi molekula ichidagi atomlar orasidagi bog'lanishga qaraganda bushrok bo'ladi. Shu sababli ularning suyuqlanish va qaynash temperaturasi nisbatan past bo'ladi. Nomolekulyar strukturadagi moddalarda zarrachalar orasidagi kimyoviy bog'lanish juda puxta bo'ladi. Shu sababli ularning suyuqlanish va qaynash temperaturasi xam yuqori bo'ladi.

Kristallarning ma'lum shaklga va anizotroplik xossasiga ega bo'lishi ularning ichki tuzilishidan, tarkibiy qismlarning ma'lum qonun asosida joylashuvidan kelib chiqadi.

1912 yilda rentgen nuri yordamida kristallarning ichki tuzilishini aniqlash mumkin bo'lganidan so'ng, bu fikr to'la tasdiklandi. Tekshirishlarning kursatishicha, kristall moddani tashkil qilgan zarrachalar fazoda ma'lum tartib bilan joylashib, fazoviy kristall panjara xosil qiladi.

Kristall panjarada tarkibiy qismlar joylashgan nuktalar kristall panjaraning tugunlari deyiladi.

Panjara tugunlarida turgan zarrachaning tabiatiga qarab, asosan 4 xil kristall panjara bo'ladi. Bular ionli, atomli, molekulali, metalli panjaralardir.

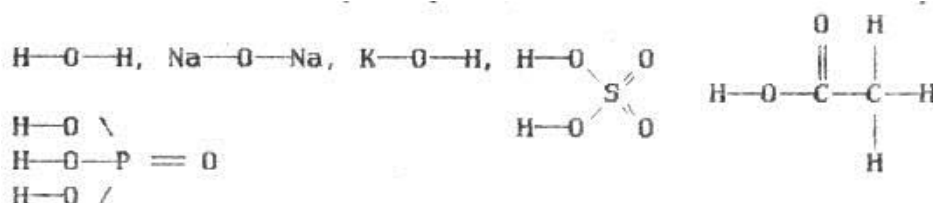
Ionli panjara tugunlarida ionlar turadi. Karama-karshi ishorali ionlar navbatma navbat joylashadi. Kupchilik anorganik moddalar oksidlar, asoslar, tuzlar kristall ionli panjaradan iboratdir. Masalan, natriy xlor tuzi kristall panjarasining tugunlarida Na va CL ionlari turadi. Na ni xar qaysi ioni CLning 6 ta ioni bilan kurshalgan. NaCl kristallida koordinasion son 6 ga teng, koordinasion sonning kiymati, asosan zarrachalar radiusining o'zaro nisbatiga bog'liq, ularning bir-biridan ayirmasi kamaygan sari koordinasion son ko'payadi. Ionli panjarada o'zaro tortishish juda kuchli bo'ladi. Shu sababli ionli panjara kristallarining suyuqlanish t si juda yuqoridir. 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 to'rtta uglerod atomi bir-biri bilan kovalent kuch orqali tortishib turadi. Grafitda esa uglerod atomlari qatlamlarga joylashgan. Ikki qatlamdagi uglerod atomlari bir-birini kuchsiz tortadi, Ular Vander-Val's kuchi orqali tortishib turadi. Grafitning yumshoqligi ana shundan kelib chiqadi.

Molekulyar panjarali kristallning tugunlarida molekula turadi SO₂, muz va bir qancha organik moddalarni kristali shu xilda bo'ladi. Molekulalar bir-biri bilan juda kuchsiz bog'langan. Shu sababli molekulyar panjaradan iborat kristallar ionli va atomli kristallarga qaraganda anchagina yumshoq, oson suyuqlanuvchan bo'ladi.

Metalli panjara metallarga xosdir. Panjara tugunlarida metall ioni joylashgan bo'ladi. Yadro bilan kuchsiz bog'langan valent elektronlar (sirtki qavatdagi elektronlar) musbat zaryadlangan metall ionlari orasida xarakat qiladi. Ma'lum atomga bog'lanmagan va bir qancha atomlarning karamogida bo'lgan erkin xarakat kiluvchi bunday elektronlar "elektronlar gazi" deyiladi. Shunday qilib ionlar kollektivi elektronlar kollektivi bilan tortishib turadi. Bunday bog'lanish metall bog'lanish deyiladi. Metall bog'lanish anchagini kuchlidir. Shu sababli metallar ancha mustaxkam va kiyin suyuqlanuvchan bo'ladi.

Grafik formo'lalar, boshqacha aytganda tuzilish formo'lalari – bular xar qaysi bog'lovchi elektronlar jufti chizikcha bilan tasvirlangan formo'lalardir.



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

Katta mikdorda energiya ajralib chiqishi bilan sodir bo'ladigan proseslar (masalan, radioaktiv moddalarning yemirilishi, atom xamda vodorod bombalarining portlashi) massaning saklanish qonuniga emas, balki materiyaning saklanish qonuniga buysunadi. Agar prosesning issiqlik effekti Q bulsa, proses davomida massaning uzgarishi Δm Eynshteyn tenglamasi bilan ifodalanadi: $\Delta m = Q/c^2$ - nixoyatda katta son ($9 \cdot 10^{20}$) bo'lganligidan odatdagi reaksiyalarda massa uzgarishi nixoyatda kichik bo'ladi va uni tarozi yordamida paykash kiyin.

Tarkibning doimiylik qonuni. A.Lavuaz'ye 1781 yilda SO_2 gazini 10 xil usul bilan xosil qildi va gaz tarkibidagi S va O og'irliklari orasidagi nisbat 3:4 ekanligini aniqladi. Shundan keyin xar kanday kimeviy toza birikmani tashkil etuvchi elementlarning og'irliklari uzgarmas nisbatda bo'ladi, degan xulosa chikarildi. Bu xulosa tarkibning doimiylik qonunidir. Lekin 1803 yilda fransuz olimi Bertole kaytar reaksiyalarga oid tadjikotlar asosida, kimeviy reaksiya vaqtida xosil bo'ladigan birikmalarning mikdoriy tarkibi reaksiyalar uchun olingan dastlabki moddalarning og'irlik nisbatlariga bog'liq bo'ladi, degan xulosa chikardi.

J.L.Prust (1753-1826) Bertolening yuqoridagi xulosasiga karshi chikdi. U kimyoviy toza moddalarni puxta analiz qildi, toza birikmalarning mikdoriy tarkibi bir xil bo'lishini o'zining juda kup analizlari bilan isbotladi. Prust bilan Bertole orasidagi munozara yetti yil davom etdi. Bu kurash ikki falsafiy okim kurashi bo'ldi. 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 qonunlaridan biri, tarkibning doimiylik qonunini kuyidagicha ta'rifladi: Xar kanday kimeviy toza birikma, olinish usulidan kat'i nazar, uzgarmas mikdoriy tarkibga ega.

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

Karrali nisbatlar qonuni.

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

Ekvivalentlar qonuni. Moddalar o'zaro ma'lum og'irlik mikdorlarida birikadi. Masalan, 49 g H_2SO_4 32,5 g Zn bilan reaksiyaga kirishganda 1 g H_2 ajralib chiqadi. H_2SO_4 ning urniga 36.5 g HCL olinsa xam ushancha H_2 ajralib chiqadi. Zn urniga Alyuminiy olsak, 1g vodorod ajralib chiqishi uchun 9 g Al kerak bo'ladi. Demak, kimeviy jixatdan qaraganda 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 og'irlik qism H 8 og'irlik qism O bilan birikkanda 9 og'irlik qism suv xosil bo'ladi, shuning uchun Oni ekvivalenti 8 ga teng.

Elementning bir og'irlik qism H, 8 og'irlik qism O bilan birika oladigan yeki bularga urin almashina oladigan og'irlik qismi uning ekvivalenti deb ataladi.

Murakkab moddaning bir ekvivalent (bir og'irlik qism) H yoki bir ekvivalent (8 og'irlik qism) O bilan yexud umuman, boshqa xar kanday elementning bir ekvivalenti bilan reaksiyaga kirishadigan og'irlik 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.

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

Xajmiy nisbatlar qonuni. Fransuz olimi Gey-Lyussak (1778-1850y) ta'riflagan xajmiy nisbatlar qonuni atom og'irliklar xaqidagi chigal masalani yechishga yerdam berdi, bu qonun kuyidagicha ta'riflanadi. Kimeviy reaksiyalarga kirishuvchi gazlarning xajmlari o'zaro reaksiya natijasida xosil bo'ladigan gazlarning xajmlari bilan oddiy butun sonlar nisbati kabi nisbatida bo'ladi. M: 2 xajm H 1xajm O bilan yuqori temperaturada reaksiyaga kirishganida 2 xajm suv bugi xosil bo'ladi. Albatta bunday reaksiyada ishtirok etgan gazlarning xajmlari bir xil bosim va bir xil temperaturada ulchanishi lozim. Shved olimi Berselius, Gey-Lyussak qonuniga asoslanib, bir xil temperatura va bir xil P da barobar xajmda olingan barcha oddiy gazlarning atomlar soni teng bo'ladi degan notugri xulosaga keldi. Berseliusning bu fikri tugri bo'lganda edi, ikki xajm H, bir xajm O bilan reaksiyaga kirishganda bir xajm suv bugi xosil bo'lishi kerak edi. Vaxolangki, tajribada ikki xajm suv bugi xosil bo'ldi. Berselius bir xajm O, bir xajm N ga qaraganda 16 marta og'irligiga asoslanib O ning atom og'irligini 16 deb topdi, undan tashqari bir xajm O bilan 2 xajm H reaksiyaga kirishishidan foydalanib suvning formo'lasini H_2O ekanligini aniqladi. Nima uchun bir xajm O, 2 xajm H bilan reaksiyaga kirishganida 2 xajm suv bugi xosil bo'lishini tushuntira olmadi. Buni Avogadro gipotezasi izoxlay oldi.

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

Gey-Lyussakning xajmiy nisbatlar qonuni Avogadro qonuni asosida juda kulay izoxlandi. M: 2 xajm H va 1 xajm O o'zaro birikib, 2 xajm suv bugi xosil qilishini kuyidagicha izoxlash mumkin: O va N ning xar qaysi molekulasini ikki atomdan tashkil topgan. H ning ikki molekulasini O ning bitta molekulasini bilan reaksiyaga kirishadi. O ning bitta atomi bilan birikib, bir molekula suv xosil qiladi. O ning ikkinchi atomi kolgan 2ta H atomi bilan birikib, Yana bir molekula suv xosil qiladi. Shunday qilib, $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ reaksiyasi sodir bo'ladi.

Avogadrodan mustakil ravishda Amper xam Avogadro xulosasiga o'xshash xulosaga keldi. Amper uz gipotezasini kuyidagicha ta'rifladi:bir xil sharoitda molekulalar orasida masofa xamma gazlarda xam bir xildir. Avogadro qonunidan uchta xulosa kelib chiqadi:

- 1) Oddiy gazlarning (O_2 , H_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 og'irliklari orasidagi nisbat shu gazlarning molekulyar og'irliklari 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 qonunlar.

Nazorat soʻvollar:

1. M.V.Lomonosovning atom-molekulyar nazariyasi.
4. Gey-Lyussakning xajmiy nisbatlar qonuni.
5. Ekvivalentlar qonuni.
6. Tarkibning doimiylik qonuni
7. Kristall turlari
8. Karrali nisbatlar qonuni
9. Izotoplar
10. Amper gipotezasi

АТОМЛАРНИНГ ТУЗИЛИШИ.

R E J A :

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

Atom murakkab sistema bo'lib, mikroolam qonunlariga buysunadigan, xarakatdagi zarrachadir.

Atom-kimyoviy elementning kichik zarrachasi bo'lib, uzida elementning ma'lum xossalarini mujassamlashtirgan bo'ladi. Atom erkin yoki birikma xolatida bo'ladi.

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 quyidagicha yozgan edi: "Xozirgi vaqtda ba'zi elementlarning "atomlar" deb ataladigan zarrachalari, asl mohiyati bilan aytganda, balki kimyoviy yul bilan bulinish xususiyatiga egadir, ya'ni ular uz tabiati jixatidan bulinmaydigan zarrachalar bo'lmay, balki hozirgi bizga ma'lum bo'lgan vositalar bilangina ajratib bo'lmaydigan zarrachalardir va ... keyin borib kashf etiladigan prosesslarda ajratish mumkin bo'ladi."

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

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

Katod nurlari. Atomning murakkabligini tasdiklovchi dastlabki tajriba ma'lumotini 1879 yilda, siyraklashtirilgan gazlarda elektr razryadi xosil bo'lish xodisasini tekshirish natijasida kulga kiritildi. Agar ichidagi xavosi surib olingan shisha nayning bir uchiga katod, ikkinchi uchiga anod kavsharlanib unga yuqori chastotali tok ulansa, katoddan nur tarkala boshlaydi. Bu nurlar katod nurlari deyiladi. Elektr va magnit maydonida bu nurlar dastlabki yo'nalishdan 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 bo'lib, 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 qismidir. Uning zaryadi

$e=4.8 \cdot 10^{-10}$ el. birlik yoki $1.6 \cdot 10^{-19}$ kulonga, radiusi $r=2.8 \cdot 10^{-13}$ sm, tezligi $V=150000$ km/sek ga tengdir.

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

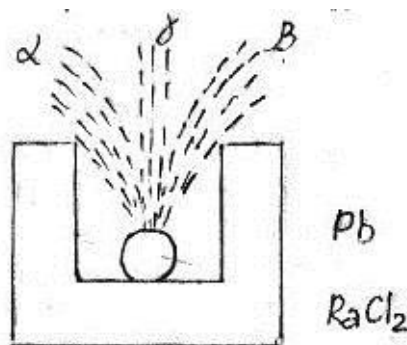
Радиоактивлик

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

M.S.Kyuri taklifiga binoan moddalarning uz-uzidan nur tarkatish xodisasi radioaktivlik deb, bunday xodisaga ega bo'lgan 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 bo'ladi.

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

α - nurlar musbat zaryadli zarrachalar okimi bo'lib, 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 qilib, geliy atomiga aylanadi.

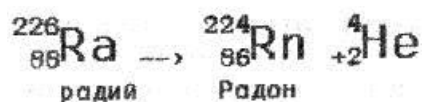


2-rasm. Radioaktiv moddadan chikayotgan nurlarning ajralishi.

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

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

Masalan:



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



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

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

I. Qator - atom massasi 235 ga teng bo'lgan aktiniy uran qatori. Bu qator 7 ta a va 4ta b - nur tarkatib, massasi 207 ga teng bo'lgan barkaror kurgoshin elementini xosil qiladi.

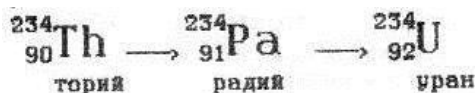
II. Qator - atom massasi 238 teng bo'lgan uran qatori. Bu qator uzidan 8 ta a- va 6ta b - nur tarkatib, atom masasi 206 ga teng bo'lgan kurgoshin elementini xosil qiladi.

III. Qator - atom massasi 232 ga teng bo'lgan toriy qatori. Bu qator uzidan 6 ta a- va 4ta b - nur tarkatib atom massasi 208 ga teng bo'lgan barkaror kurgoshin elementini xosil qiladi.

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



Agar radioaktiv element uzidan b - 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 vaqt yarim yemirilish davri deyiladi va T xarfi bilan belgilanadi.

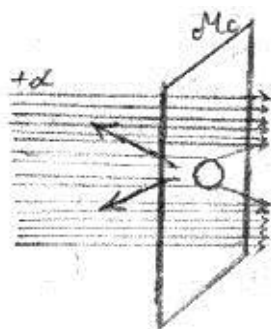
Yarim yemirilish davri T kuyidagi formo'la bilan topiladi;

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

bu yerda; k-yemirilish konstantasi.

Атом тuzилишининг планетар модели

Atom tuzilishining planetar modelini inliz fizigi E.Rezerford tomonidan 1911 yili taklif kilindi. Rezerford a-zarrachalar (3-rasm) bilan ingichka metall plastinkani bombardimon qilish natijasida kuyidagi xodisani kuzatdi: a-nurlarning kupchilik qismi uz yo'nalishini uzgartirmay, ozgina qismi uz yo'nalishini uzgartirib metall plastinkadan utib ketadi va faqat ayrimlari uz yo'nalishidan orqaga kaytadi. Bu tajribaga asoslanib Rezerford kuyidagi natijaga keldi. Elektronning massasi juda kichik bo'lganligi uchun atomning butun massasi (99.17%) yadroga joylashgan. Atom yadrosining diametri 10^{-14} , 10^{-13} sm ga teng.



3-rasm. Rezerford tajribasi

Rezerford yuqoridagi tajribaga asoslanib atom tuzilishining planetar modelini taklif qildi, ya'ni atomning markazida massasi taxminan atom massasiga teng bo'lgan, musbat zaryadlangan yadro bo'lib, uning atrofida kuyosh sistemasidagi planetalar kabi elektronlar xarakat qiladi. Uz yo'nalishini uzgartirgan va orqaga kaytgan zarrachalar sonini xisoblab va xamda kaytish burchagini xisoblab, yadro zaryadini topish mumkin. Rezerford shu usuldan foydalanib yadro zaryadi atom massasining yarmiga tengligini kursatdi.

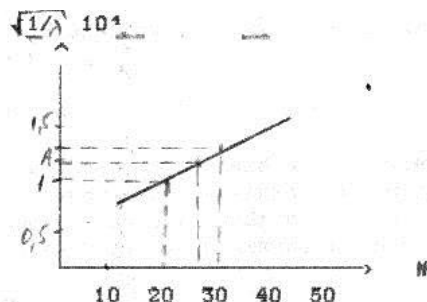
Elementning davriy sistemadagi tartib nomeri kupchilik elementlar uchun atom massasining yarmiga teng. Demak, atomdagi elektronlar soni elementning davriy sistemadagi tartib nomeriga, elementning tartib nomeri esa shu elementlar atomi yadrosining musbat zaryadiga tengdir.

Bu masalani 1913 yilda G.Mozli boshqacha yul bilan xal qildi. G.Mozli kalsiydan ($Ca=20$) ruxgacha ($Zn=30$) bo'lgan 11 elementning rentgen spektrini sistemali tekshirib, bu elementlardan xar qaysisining rentgen spektridagi K-seriyasi bir-biriga yaqin joylashgan ikkita chizik K_a va K_b dan iborat ekanligini kuzatdi (4 rasm).

Agar elementning rentgen spektrlari davriy sistemadagi tartib nomerlariga qarab joylashtirilsa, xar bir seriya chiziklari tulkin uzunliklarining kamayishi tomoniga ma'lum qonuniyat bilan suriladi. 4-rasmda bir elementdan 2-elementga utganda elementlar tartib nomerining ortib borishi K_a va K_b chiziklari chap tomonga qarab, ya'ni tulkin uzunligining kamayish tomoniga qarab siljishi kursatilgan. Siljish kattaligi titandan vanadiyga utganda qancha katta bulsa, vanadiydan xromga utganda xam xuddi ushancha bo'ladi, 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_a -seriya va K_b -chiziklarining uzgarishi.



5-rasm. Mozli qonunining grafik ifodasi

Bu tekshirishlarga asoslanib Mozli qonunini 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: $1/\lambda$ -tulkin uzunligi; z -elementning tartib nomeri; a va b - ma'lum seriyadagi o'xshash chiziklar uchun doimiy kattalik. Bu bog'lanish 5-rasmda kursatilgan.Mozli qonuni elementlarning davriy sistemadagi tartib nomerida ma'lum bir fizik ma'no borligini kursatadi. Shunday qilib atomning yadro zaryadi elementning davriy sistemada joylanishi va xossalarini xarakterlaydigan asosiy faktordir. Shuning uchun xam xozirgi paytda Mendeleyevning davriy qonuni quyidagicha

ta'riflanadi; elementlarning xossalari va ular birikmalarining tuzilishi xamda xossalari atomlarning yadro zaryadiga davriy ravishda bog'liqdir.

Квант ва Бор назарияси

M.Plank 1900 yilda kizdirilgan jismlarning spektrlarini aloxida tarzda taksimlanishini tushuntirish uchun kvant nazariyani yaratdi. Bu nazariyaga muvofiq energiya uzluksiz ravishda ajralib chikmaydi, balki mayda bulinmaydigan porsiyalar bilan chiqadi. Nurning bu eng kichik porsiyasi kvant deb ataladi. Va uning kattaligi tarkalayotgan nurning tebranish chastotasiga bog'liq bo'ladi. Xar qaysi kvant kattaligi kuyidagi Plank tenglamasi bilan ifodalanadi:

$Y_e = h\gamma$, $\gamma = C/\lambda$ bu yerda tulkin uzunligi, C-yorug'lik tezligi; Y_e 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 faqat kvantlangan orbitalar buylab aylanadi. Bunda xarakat mikdori momenti (mvr) kattalik jixatdan $h/2\pi$ ga karali bo'ladi, ya'ni

$$mvr = nh/2\pi$$

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

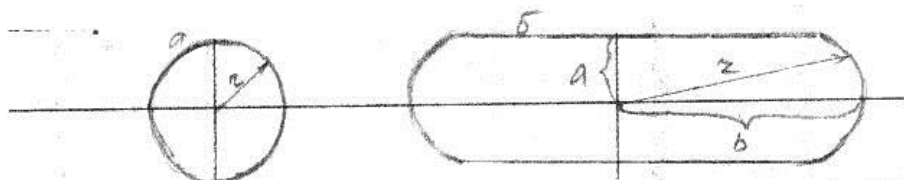
N.Borning 2-postulatiga kura elektron kvantlangan orbitalar buylab aylanganida atom energiya chikarmaydi va energiya yutmaydi. Elektron yadrodan uzoqrok orbitadan yadroga yaqinrok orbitaga utsa u yorug'likning bir kvantiga teng energiya chikaradi. Bu kvantning kattaligi kuyidagi formo'la bilan aniqlanadi.

$$Y_e = h\nu = E_{uzoq} - E_{yaqin}$$

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

Agar atomning energiyasi minimal kiymatga ega balsa, elektron yadroga eng yaqin orbita buylab xarakat qiladi; atomning bu xolatini galayonlanmagan xolat deyiladi. Kushimcha energiya qabul qilgan atom esa galayonlangan xolatga o'tadi. Binobarin, galayonlangan atomning energiyasi galayonlanmagan atomning energiyasidan ortikdir. Lekin atomning galayonlangan xolati nixoyatda qisqa muddatli. U sekundning yuz milliondan bir ulushiga kadar oz vaqt davom etadi.

N.Bor nazariyasi vodorod atomi spektrining turli soxalaridagi ayrim chiziklarning xosil bo'lish sababini aniq tushuntirib berdi. Lekin Bor nazariyasi kamchiliklardan xoli emas. N.Bor nazariyasiga muvofiq elektronlar bir orbitadan 2- orbitaga utganda energiyaning uzgarishi spektr chizikda aks etadi. Birok spektrlarni sinchiklab tekshirish ularni yanada murakkab tuzilganligini kursatdi. Spektr chiziklarning xar qaysisi 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 faqat doiraviy orbita buylab emas, balki, ellipslar buylab xam xarakat qilish mumkin. (7-rasm)



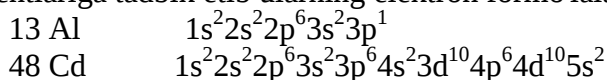
7-rasm. Elektronning uz yadrosi atrofidagi xarakat formasi: a-sferik, b-elleptik

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 formo'lalari

Atomdagi elektronlarning taksimlanishi elektron formo'la tarzida kursatiladi. Elektron formo'lani yozish uchun elementlarning davriy sistemadagi tartib nomerini va qaysi davrda joylashganini bilish kerak. Chunki elementning tartib nomeri elektronlar sonini, davr nomeri esa element atomi elektronlarning nechta energetik pogonalar buylab xarakat kilayotganini kursatadi. Elektron formo'lalarda s, p, d, f xarflar bilan elektronlarni energetik pogonachalari, xarflar oldidagi

sonlar bilan elektronni qaysi energetik darajada joylashganligi va xarfning yuqori ung qismidagi sonlar esa shu pogonachadagi elektronlar sonini kursatadi. Masalan, 6r3 oltinchi energetik darajaning p pogonachasida 3 ta elektron joylashganligini kursatadi. Buni alyuminiy va kadmiy elementlariga tadbik etib ularning elektron formo'lalarini yozamiz.



Elektronlarning kvant sonlari

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

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

Бош 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 qavatlarda qavatchalarning soni bosh kvant soninig nomeriga teng. Orbital kvant soni noldan n-1 gacha bo'lgan barcha butun sonlar kiymatiga ega bo'ladi. Masalan, bosh kvant soni nq4 bulsa, lq0.1.2.3 kiymatga ega bo'ladi. Demak, to'rtinchi kvant qavatda to'rtta qavatcha bo'ladi. Bu qavatchalar 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 tegishlicha s,p,d,f bo'lganda davriy sistemadagi barcha elementlarning elektron formo'lasini 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 qaysi energetik pogonadagi elektronlar soni $2n^2$ bilan pogonachadagi elektronlarning maksimal kiymati esa $(2L+1)*2$ bilan aniqlanadi. U vaqtda elektronlarning maksimal kiymatlari: 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 yo'nalishini kursatadi. Magnit kvant soni butun sonlarni musbat va manfiy kiymatlarini xamda nolni, ya'ni orbital kvant sonining xam musbat xam manfiy kiymatlarini kabul qiladi. Masalan,

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

Magnit kvant sonining kiymati, bu ayni elektron pogonachaga tugri keladigan energetik xolatlar soni bo'lib u $(2l+1)$ kiymatga ega. Demak, s-pogonachadagi bitta, r-pogonachadagi uchta, d pogonachada 5 ta, f-pogonachada 7 ta energetik xolat bo'ladi. Energetik xolatni energetik yacheyka bilan, elektronlarni yacheykadagi strelkalar ($\uparrow$) bilan ifodalash kabul kilingan. Energetik yacheyka sxematik tugri to'rtburchak $\square$ orqali kursatiladi

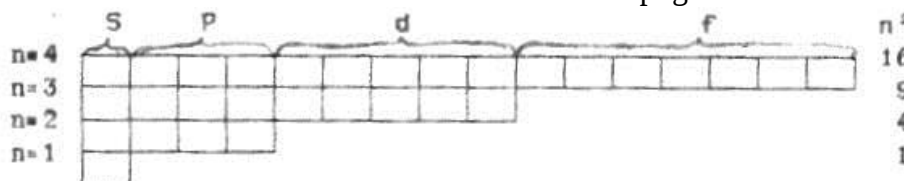
4. Spin kvant son - s-elektronning ichki qavatini xarakterlaydi. Spin kvant son elektron uz uki atrofida aylanishidagi magnit momenti bilan bog'liq, u ikki kiymatga, elektronni yadro atrofida magnit maydonga paralel yoki antiparalel xarakatiga qarab $+1/2$ va $-1/2$ kiymatga ega bo'ladi. Demak, eng kupi bilan 14 kiymatga ega bo'lishi mumkin.

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

Pauli prinsipi.

Yukorida kup elektronli atomlarning elektron qavatlarini tuzilishi kurilgan edi. Xamma elementlardagi atom orbitalar vodorod atomi kabi tuzilgan. Shuning uchun xam kup elektronli atomlarda elektron xolatlarini kvant sonlar: n, l, m, s bilan kursatish mumkin.

Atom orbitalarni elektron bilan to'lish tartibi oldin kichik pogonalarda bo'ladi. (10-rasm)



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

Atom orbitalarni elektronlar bilan to'lishi Pauli prinsipiga buyisenadi: atomda to'rttala kvant sonlari bir xil bo'lgan ikki elektronning bulihi mumkin emas. Demak, atomda bitta energetik xolatda ikki elektron bo'lmaydi. Masalan, ikki elektron uchun uchta (n, l va m) kvant sonlari bir xil bulsa, faqat ikki kiymatga ega bo'lgan spin kvant soni xar xildir.

Demak, xar kaday atom orbitalda karama-karshi spinli ikkitadan ortik elektron bo'lmaydi. Pauli prinsipi pogonachada maksimal bo'lishi mumkin bo'lgan elektronlar sonini aniqlab beradi, ya'ni bitta s-orbitalda ikkita elektron (s^2), uchta p-orbitalda oltita elektron (p^6), beshta d va yettita f orbitallarda tegishliche unta va un to'rtta (d^{10} va f^{14}) elektronlar bo'ladi.

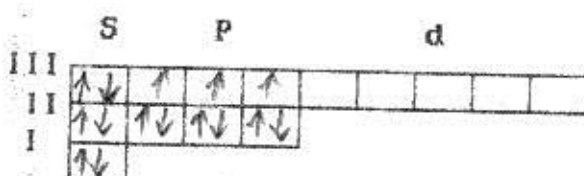
Atomning elektron konfiguratsiyasini yozish uning to'lik xolatini ifoda etmaydi. Masalan, uglerod atomining elektron konfiguratsiyasidagi $1s^2 2s^2 2p^2$ ikkita p-elektronlar bir xil magnit kvant soniga egami yoki yukmi degan savolga javob berolmaydi. Chunki ikkinchi pogonaning p-orbitalarida elektronning joylanishi ikki xil bo'lishi mumkin:



Birinchi (a) xolatda r-elektronlar juftlashgan, ikkinchi (b) kurinishda xar xil elektron bittadan r- orbitalarga joylashgan. Bu xolatlarni qaysinisi tugri ekanligini Xund koidasi tushuntirib beradi. Bu koidaga binoan biror pogonachadagi elektronlar oldin shu pogonachadagi energetik yacheykani tuldirishga xarakat qiladi, keyin esa karama-karshi spinga ega bo'lganlari elektron jufti xosil qiladi, ya'ni biror pogonachadagi elektronlar spin kvant son yigindisi maksimal kiymatga ega bo'lishga intiladi.

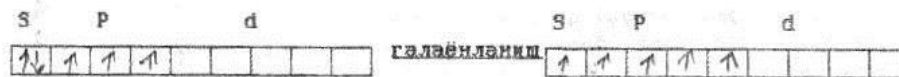
Uglerod atomi uchun "a" xolda r-elektronlarning spin kvant son yigindisi ($+1/2, -1/2$) nolga teng, "b" xolda esa ($+1/2, +1/2$) birga teng. Demak, Xund koidasiga kura uglerod atomida orbitalarning elektron bilan to'lishi "b" xol buyicha sodir bo'ladi.

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

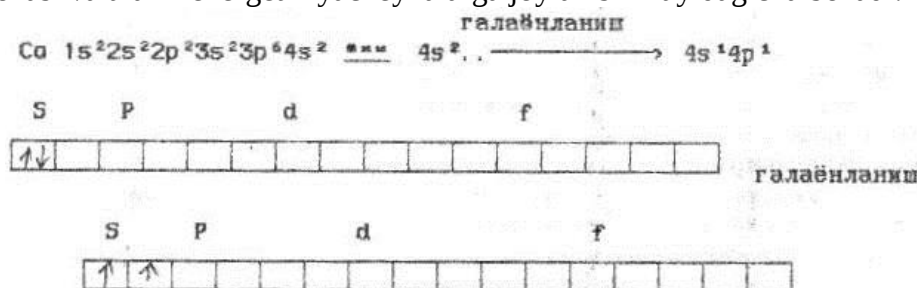


Bu yerda fosfor uch valentli, chunki uchta juftlashmagan (tok) elektroni bor. Aslida fosfor kimyoviy birikmalarining kupchiligida besh valentli. Fosfor besh valentli namoyon qilishi uchun tashqaridan energiya sarf qilib, uni galayonlangan xolatga utkazish kerak. Bu vaqtda uchinchi pogonadagi bitta s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

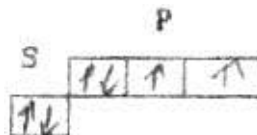
Kupincha grafik sxemada tashqaridan oldingi elektron qavatlar kursatilmaydi. Galayonlangan xolatdagi fosfor atomi kuyidagicha yoziladi:



Pogonachalari butunlay tugʻilgan va s, p, d, f elektron konfiguratsiyaga ega bo'lgan 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 bo'ladi. Masalan, kalsiy ($Z=20$) elementining galayonlangan va galayonlanmagan xolatdagi elektron formo'lashi va ularni energetik yacheykalarga joylanishi kuyidagicha bo'ladi:



Agar biror qavatda elektronlar orbitallarni to'lik egallamagan bulsa, bunday atomni galayonlantirish mumkin. Bush orbitallari bulmagan atomni (masalan, kislorod, azot, ftor) galayonlantirib bo'lmaydi. Masalan, kislorod atomi uchun 2d pogonacha bulmagani uchun juftlashmagan elektronlar soni (n) doimo ikkita bo'ladi:



Shuning uchun kislorod uz birikmalarida ikki valentlidir.

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

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

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

Lekin, amalda, spektroskopik analiz, ximiyaviy va rentgenoskopik ma'lumotlarga kura boshqacha tartibda joylashishi aniqlangan, ya'ni elektronlar minimal energiya zapasiga ega bo'lishga, yadro bilan maksimal bog'lanishda bo'lishga intiladi, buni energiyaning minimumga intilish (afzallik) prinsipi deyiladi. Bu prinsipga kura agar pastki pogonadagi (yadroga yaqin) energiyasi kichik bo'lgan energetik yacheyka bush bulsa, energiya zapasi kichik bo'lgan elektronga yuqori energetik pogonada urin yuk, ya'ni ular yacheykalarda kuyidagi tartibda to'lib boradi:

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

Yukoridagi formo'lardan va kuyidagi rasmdan kurinib turibdiki, 3r pogonachadan keyin orbitallarda elektronlarning tartibsiz joylashishi kuzatiladi, ya'ni 3r pogonachadan keyin 3d-orbital tulmasdan 4s-orbital to'ladi. Buning sababi shundaki, argonning elektron konfiguratsiyasiga ega bo'lgan 4s- va 3d- elektronlarni atom yadrosida bir xilda ekranlashmaganligidir.

4s-orbital atom yadroga utuvchi, shuning uchun u ichki elektronlar bilan kam utuvchan 3d-orbitalga qaraganda kam darajada ekranlashgan bo'ladi.

4s-elektronlarni kam ekranlanishi ularning yadro bilan mustaxkam bog'lanishda bo'lishini, 3d-elektronlarning ekranlanishining kuchayishi, ularning stabilligini kamaytiradi. Natijada 4s-elektronlar 3d pogonachadagi elektronlarga nisbatan kam energiya zapasiga (energetik kulay sharoitga) ega bo'ladi. Birok ular energetik pogonada bir-biridan kam farq qiladi. Elektron energiyasi kam farq qiladigan pogonachalar orbitallarini konkurent pogonachalar deyiladi (yuqoridagi formo'lada kavs ichida berilgan).

Xar bir pogona orbitallari bosh va orbital kvant sonlari yigindisining $(n+1)$ ortib borishi tartibida to'lib boradi. (V.M.Klechkovski koidasi). Agar bosh va orbital kvant sonlar yigindisi bir xil bo'lgan turli pogonachalar bulsa, oldin bosh kvant soni kichik bo'lgan pogonacha, keyin orbital kvant soni katta bo'lgan pogonacha to'ladi.

Yukorida aytib utilganidek, D.I.Mendeleyev davriy sistemasining xar bir davr elementlarining tashki qavati ns^2 yoki ns^2np^6 elektronlar bilan to'ladi. Kup elektronli atomlarning elektron qavatlari Klechkovski koidasiga muvofiq ravishda to'lib boradi. Demak, ayrim pogonadagi elektronlarning maksimal soni kuyidagi ifoda bilan aniqlanadi:

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

bu yerda: N_{mak} -pogonadagi mumkin bo'lgan elektronlarni maksimal soni,

N_n -orbitalning umumiy soni, n -bosh kvant soni.

Shunday qilib, birinchi kvant pogona K -qavatda ($nq1$) 2 ta, L-qavatda ($nq2$) 8 ta, M-qavatda ($nq3$) 18 ta va N-qavatda ($nq4$) 32 ta elektron bo'ladi.

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 formo'lalarini yozing
2. Pauli prinsipi, Xund koidasi
3. Yadro massasining defekti
4. Sun'iy yadro reaksiyalari
5. Kvant nazariyasi
- 6 Atomlarning elektron formo'lalari
7. Bosh kvant soni
8. Orbital kvant soni
9. Magnit kvant soni
10. Spin kvant soni

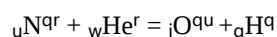
АТОМ ЯДРОСИНИ СУНЪИЙ ЙУЛ БИЛАН ПАРЧАЛАШ.

Режа`

1. Резерфорт атом ядросини сунъий парчалаш усули.
2. Атом ядросининг таркиби.
3. Атом ядроларининг хосил булиш энергияси.
4. Атом тузилиши назарияси.

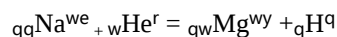
Резерфорд атом ядросини суний парчалаш усули

qоqо йилда Э.Резерфорд атом ядросини сунъий йул билан парчалашда радиактивланишда чикадиган альфа-заррачаларининг жуда катта кинетик энергиясидан фойдаланди. У биринчи булиб, w чи заррача билан азот атомини бомбардимон килади. Атом ядроси узгаради. Ядросини бошка элемент атом ядросига айланишини ядро реакция дейилади. Улар тенглама билан ифодаланади.



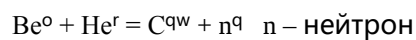
Реакцияда чап ва унг томонларни массаси ва заряд сонлари тенг булади. Бу реакцияда атом ядроси «H_w» ютади. Хосил булган бекарор атом ядроси мусбат зарядланган «протони» чикаради, бунда кислород ${}_iO^{qu}$ изотопи хосил булади. Демак азот ва гелий атомлари O^{qu} ва водородни хосил килади.

Йоки



qоe0 (BE) ни α - заррача билан бомбардимон килганда у синиш бурчаги кучли булган узига хос нур чикарилгани аникланди.

qоqw йилда бу нурни Ж.Чедвин аниклади электронетрол заррачалар окими булиб, улар кейинчалик «нейтрон»лар деб атали бошланди.



Массага эга бир C бирлигига тенг`

Мисол` ${}_{qq}Na^{we} - qq$ таси протон, qw таси нейтрон

N зарядсиз заррача протон эса мусбат зарядли заррача $N = A - Z$

Мисол` ${}_{qw}Mg^{wr} \quad N = A - Z = A - Z - wr - qw = qw$

Енгил элементларда нейтрон сони протон сонига тенг. Огир элементлардан фарк килади.

${}_{qu}Cl^{et} \quad {}_{qu}Cl^{eu}$ хлор изотопларида q_i таси протон w_0 та нейтрон бор.

Атом ядросининг таркиби. Атом ядроларининг хосил булиш энергияси.

Атом ядроларининг тузилиш назариясини урганишда нима учун атом ядроси узидаги бир хил зарядли ${}_qP$ нинг узаро итарилиши натижасида уз-узидаги парчаланиб кетмайди,

деган савол тугилади. Бунга сабаб шуки, ядродаги хамма нуклонлар орасида махсус ядро тортишиш кучлари мавжуд булиб, бу кучлар узаро итарилиш кучларидан каттадир. Ядро кучлари жуда кичик масофада ($q_0 \cdot q_{\text{см}}$ атрофида) таъсир этади. Нуклонлардан атом ядроси хосил булишида куп энергия ажралиб чиқиши жуда катта ядро кучи мавжудлигини тасдиқлайди. Ажралиб чиқкан энергия миқдорини Эйнштейн тенгламаси йордамида ҳисоблаб топиш мумкин.

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

Бу ерда m – масса, g ҳисобида E – энергия, эрг. Ҳисобида c – йоруглик тезлиги ($c = 3 \cdot 10^{10}$ см/сек)

Келтирилган тенглама, энергия ажралиб чиқиши натижасида берилган система массасининг камайиши ва аксинча, энергия ютилшида массанинг ортишини курсатади. Ушбу $w \cdot q_P + w_0 \cdot q_n = r \cdot w_{He}$ реакция учун q_P нинг массаси $q,00016$ га, q_n нинг массаси $q,00100$ га тенг.

Демак, w та q_P нинг массаси $q,00016 \cdot w = w,00016r$

$$+w \text{ та } q_n \text{ нинг массаси } q,00100 \cdot w = w,00100r$$

Жами $r,00116$ у.б. булиши керак,

Аммо, аслида He атоми ядросининг масаси $r,00184$.

Демак, w та q_P ва q_n дан He атоми ядроси хосил булишида масса $0,00068$ г га камаяр экан.

Масса $0,00068$ г га камайганда ажралиб чиқкан энергиянинг миқдори

$$E = m \cdot c^2 = 0,00068 (e \cdot q_0) = w, u \cdot q_0 \text{ эрг.}$$

$r, q_0 \cdot q_0$ эрг q ккал га тугри келади, демак

$$w, u \cdot q_0$$

$$E = \frac{r, q_0 \cdot q_0}{r, q_0 \cdot q_0} = y, r y \cdot q_0 \text{ ккал} = w, u \cdot q_0 \text{ кЖ}$$

Демак, q_P ва q_n дан q г атом He хосил булишида угу млн ккал ($w, u \cdot q_0$ кЖ) энергия чиқади.

Атом тузилиши назарияси.

Э.Резерфорд назариясига мувофиқ, электронлар ядро атрофида айланиб турганида ядро билан электронлар орасидаги тортилиш кучи электронларнинг марказдан кочиш кучи билан мувозанатда булади, яъни

$$\frac{m \cdot v^2}{r} = \frac{e \cdot e_q}{r^2} \quad \text{ёки} \quad e = e_q \text{ булгани учун } \frac{mv^2}{r} = \frac{e^2}{r^2}$$

бу ерда m – электрон массаси, v – унинг тезлиги, e – унинг заряди, e_q – ядро заряди, r – ядро билан электрон орасидаги масофа.

Э. Резерфорд назарияси ердамида элементларнинг қупгина физик ва кимевий хоссаларини изохлаб бериш мумкин булди. Аммо классик электродинамикага мувофиқ электр зарядига эга булган бирор жисм ҳаракат қилса, у узидан электромагнит нур чиқариши лозим ва бунинг натижасида унинг энергияси албатта камайиши керак. Мадомики шундай экан, элементларнинг атом спектрлари йоппа (яхлит) спектр булиши керак эди. Ваҳоланки барча элементларнинг спектрлари айрим чизиклардан иборат. Бу камчиликларни бартараф қилиш учун классик механика ва электродинамиканинг қонунлари атомлари ичида содир буладиган жаренларга қўллана олмайди, деб фараз қилиш зарур эди. Буни эса қоғе йилда Нильс Бор хал

килди. У Э. Резерфорд фикрига ва Планкнинг квантлар назариясига асосланиб атом тузилиши квант назариясини яратди.

Планк назариясининг мохияти куйидагича` нур энергияси узлуксиз оким булиб эмас, балки алохида порциялар – энергия квантлари холида ажралиб чиқади ва шу холда ютилади. Квант энергиясининг катталиги (E), нурнинг (тебраниш сони) частотаси (v) га тугри пропорционал`

$$E = h\nu$$

Бу ерда h – Планк доимийси, $6,626 \cdot 10^{-34}$ эрг.сек ёки $4,136 \cdot 10^{-15}$ эВ

Ж · сек га тенг.

c

$\nu = \frac{c}{\lambda}$ ` c – йоруглик тезлиги λ - йоругликнинг тулкин узунлиги.

Квант назариясига асосланиб Н.Бор водород атомининг моделини наз арий жихатдан асослаб берди ва узининг куйидаги икки постулатини яратди`

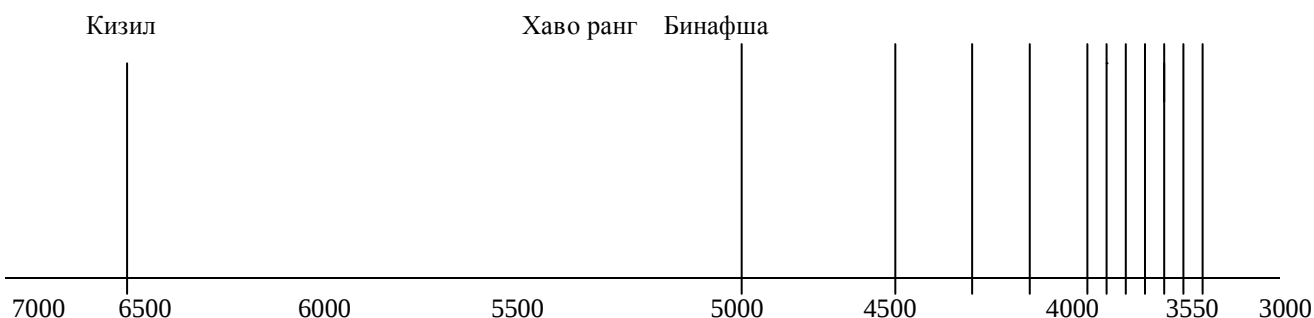
1- п о с т у л а т. Электрон атом ядроси атрофида ихтийорий орбитада эмас, балки аник, муайян орбита буйича (маълум энергия даражасига мос келадиган орбиталар буйлаб) айланади

Электронлар шу орбиталар буйлаб харакатланайотган атом энергия чикармайди, демак, атом баркарор.

2- п о с т у л а т. Электрон бир орбитадан бошка орбитага утганда атом уз энергиясини узгартиради, яъни энергия чикаради ёки энергия ютади.

Электрон бир орбитадан бошкасига утганда чиқадиган (ёки ютиладиган) энергия микдори квантлар билан ифодаланади. Бу квантнинг катталиги дастлабки ва охири орбитадаги электрон энергиялари орасидаги айирмага тенг.

$$\Delta E = E_n - E_m = h\nu \quad E_n - E_m = h\nu$$



Водороднинг куринадиган спектри (Бальмер серияси)

Агар нормал (станционар холатдаги атомга энергия берилса, масалан, жисм йоритилса, электрон ядродан узокрокдаги орбиталардан бирига кучади, атомнинг энергия запаси

купаяди. Атомнинг бундай ҳолатини (галайонланган) ҳолат дейилади. Лекин атомнинг бу ҳолати нихоятда киска вақт давом этади~ сунг ядрога яқинрок орбиталарнинг бирига ва нихоят, биринчи орбитага қайтиб утади.

Электроннинг ядродан узоқроқдаги орбитадан яқинрок орбитага утишида нур энергия квантлари ҳолида ажралиб чиқади.

$$E_q - E_w = h\nu \sim \nu = \frac{E_q - E_w}{h}$$

Бу ерда берилмаган математик усуллар йордамида ушбу формулани узгартирсак, у Бор формуласига айланади`

$$\nu = e, e \cdot 10^{15} \left[\frac{1}{n^w_{\text{якин}}} - \frac{1}{n^w_{\text{узок}}} \right]$$

у расмда водород спектрининг Бальмер серияси тасвирланган. Бу чизиклар турли узунликдаги тулқинларга ва демак, тебранишнинг ҳар хил частотасига мувофик келади.

Н.Бор водород спектрининг ҳосил булиш механизмни қуйидагича тушунтирди. Электрон биринчи стационар орбитадан узоқроқдаги бирор орбитага утишида энергия ютади ва унинг олдинги орбитага қайтишида нурланиш содир булади, спектрда эса шунга мувофик чизик ҳосил булади. Бу (Лейман серияси) серия спектрнинг оддий куз билан қуриб булмайдиган ультрабинафша нурларига тугри келади. Бу назария спектрларда кузатиладиган жуда куп ҳодисаларни тугри келади. Бу назария спектрларда кузатиладиган жуда куп ҳодисаларни тугри тушунтириб берди. Лекин кейинчалик Бор – Зоммерфельд назарияси қатор камчиликларга эга булгани учун бу назарияни тулқин – механик тасаввурлар билан алмаштирилди. Бу борада Де-Бройль, Шредингер ва Гейзенбергларнинг гоёлари катта роль уйнайди.

На з о р а т с а в о л л а р и

- қ. Атом , молекула ва элементар заррача тушунчаларини таърифланг.
- 2 Атомнинг мураккаблиги қандай омиллар асосида аниқланган?
1. Атом ядроларининг ҳосил булиш энергияси қандай ҳисоблаб топилади?
2. Н. Бор водород атомининг тузилиш назарияси қандай яратилган ?Бор постулатлари нимадан иборат ?
3. Бор назариясининг ютуқлари ва камчиликлари ҳақида нималарни биласиз?

Атомнинг электрон қабатлари

Режа`

- қ. Электроннинг икки хил табиати.
- w. Квант сонлар.
- е. Атом тузилиши ва элемент ларнинг даврий системаси.
- г. Элементларнинг кимйовий ҳоссалари ва даврий қонуннинг ривожланиши.

Электроннинг икки хил табиати

Атом тузилишини урганиш электроннинг икки хил табиати борлигини курсатди. Унда заррача хусусияти ҳам, тулкин хусусияти ҳам мавжуд эканлиги аникланди. Атом тузилишининг квант (тулкин) механикасига асосланган ҳозирги замон назарияси электроннинг атомдаги ҳолати жуда мураккаб эканлигини курсатди. Электрон атомнинг бутун ҳажми бўйлаб ҳаракатланади ва атом ядроси атрофидаги фазонинг исталган қисмида бўла олади.

Электроннинг атомдаги ҳолатини белгилайдиган катталиқ унинг энергиясидир. Электрон энергиясининг катталиги бутун сонлар билан ифодаланиб, булар $n = q, w, e, r, t, \dots$ ва ҳоказо сонлар (то чексизликка қадар) бўлиши мумкин. Бу сонлар квант сонлар деб аталади.

Квант сонлари

Бош квант сонларнинг кийматига тегишли $q, w, e, r, t, y, \dots$ энергия каватлари бўлиб, улар квант каватлари дейилади ва K, L, M, N, O, P, Q ҳарфлар

билан ишораланди. Битта квант каватининг узидаги барча электронлар учун энергия запаси бир хил бўлади~ бундай ҳолда электронлар битта энергетик даража. Кават (погона) да турибди дейилади.

Энергетик погоналар погоначаларга (s –бир, p –икки, d – уч, f –туртинчи погонача) бўлинади. Биринчи энергетик погонага q та s погонача тугри келади. Иккинчи энергетик погоначага w та s погонача ва учта p погонача тугри келади, учинчи погонага битта s учта p ва бешта d погонача тугри келади, туртинчи поғонада эса s, p, d, f , погоначалар мавжуд. Иккинчи квант сон l – орбиталь (ёоки азимутал ёоки йонаки) квант сон деб аталади . У электроннинг айна ҳажмда бўлиб туриш эҳтимоллигининг фазодаги шаклини (яъни электрон булут шаклини) ифодаловчи функция билан алоқадор катталиқ. q нинг киймати 0 дан $(n-q)$ гача қадар бутун сонлар билан ифодаланади. $q=0$ ҳолати s – орбиталь, $q=q$ ҳолатга p – орбиталь, $q=w$ ҳолатга d – орбиталь, $q=e$ ҳолатга эса f – орбиталь мувофиқ келади.

Бир погоначада жойлашган электроннинг энергетик ҳолати ҳам бир-биридан фарк қилади~ учинчи квант сон магнит квант сон деб аталади. Магнит квант сон деб аталади. Магнит квант сон m_l –электрон ҳаракат микдори векторининг бирор йуналишга нисбатан проекциясини ифодалайди, у олиши мумкин булган кийматлар сони $m_l = +l, 0, -l$ тенг ($m_l = +l, 0, -l$).

Демак, s -погоначада битта , p -погоначада учта, d -погоначада бешта f – погоначада еттита электрон ҳолат бўлиши мумкин.

Ҳар қайси электрон ядро майдонида ҳаракат қилиши билан бирга узининг ички ҳаракатига эга у спин квант сон m_s билан характерланади. Спин к сон иккита кийматга эга бўла олади` бири $+\frac{1}{2}$, иккинчиси $-\frac{1}{2}$. Шундай қилиб, атомдаги ҳар қайси электрон 4 та квант сон билан характерланади.

Поғонадаги электронли максимал сони $N = 2n^2$ билан ифодаланади.

В.Паули куп электронли атомлар спектрини урганиб (q, w, e, r, t йилда), бир атомда турттала квант сонлари бир-бириникига тенг булган, иккита электрон бўла олмайди, деган принципти таърифлади.

Электрон погоначалардаги электронларнинг максимал сони қуйидагича ишораланади` s -погоначадаги w электрон (s^w)~ p –погоначадаги y электрон (p^y)~ d -погоначадаги q_0 электрон (d^{q_0})~ f -погоначадаги q_f электрон (f^{q_f}).

Куп электронли атомларда электронларнинг жойлашиши қуйидагича` аввал энг кам энергияли орбитал, шундан сунг энергияси купрок булган орбитал электронлар билан тулиб боради. Клечковскийнинг q -қоидага мувофиқ $(q+n)$ йигиндиси кичик булган

орбитал биринчи навбатда тулади *. e_d орбитал учун $n+q$ йигиндиси $e+w=t$ га тенг. r_s орбитал учун $n+q=r+0=r$ га тенг. Демак биринчи e_d эмас, балки r_s орбитал электронлар билан тулиб боради.

Атом тузилиши ва элементларнинг даврий системаси

Бу борада куйидаги коидларни назарда тутиш керак.

1. Элементнинг даврий жадвалдаги тартиб номери атом

ядросинин мусбат кийматига ва атомдаги барча электронлар сонига тенгдир.

qq. Даврнинг номери эса электронлар билан тулган (туладиган) каватлар сонига тенг.

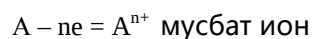
qqq. Бош группача номери элементлар атомларидаги энг ташки электронлар сонига тенг.

qУ. Бош группача элементларида бир даврдан келаси даврга утилганида атомдаги ташки электронлар сони кескин узгаради. Бинобарин, бош группача элементлари атомларидаги ташки электронлар сони ядро заряди ортган сари даврий равишда узгаради.

Элементларнинг кимевий хоссалари ва даврий конуннинг равожланиши.

Атом ядросидан энг узокда турган шу атом бошка атом билан кимйовий реакцияга киришганда бог хосил килиш учун хизмат килади. Улар валент электронлар дейилади. Уларнинг сони, одатда, шу элемент жойлашган группа номерига тенг булади.

Атомлар электрон йукотиш йоки бириктириши натижасида ионлар хосил булади`



Атомларнинг электрон йукотиши ҳамда бириктириб олиши энергетик эффект билан булади. Атомдан бир электронни аэралиб олиш ва уни ядро таъсир этадиган мухитдан узоклаштириш учун зарур булган энергия миқдори шу элементнинг биринчи ионланиш энергияси дейилади.

Турли элемент ларда ионланиш энергияси турли кийматларга эга булади. Атомнинг ионланиш энергияси J_q нинг киймати элементнинг металллик ва металмаслик хоссаларини билдиради. J_q нинг киймати кичик булса, элементнинг металллик хоссаси кучли равишда ифодаланади.

J_q нинг киймати катта булса, элементнинг металллик хоссаси заиф, металмаслик хоссаси кучли ифодаланган булади. q группанинг асосий группачаси элементларининг ионланиш энергиялари ва атом радиуслари келтирилган. Li – Cs каторида атом радиуслари катталашган сайин, ионланиш энергияларнинг кийматлари кичиклашиб боради.

q группанинг асосий группачасидаги элеменларнинг атомларида ташки каватида биттадан s электрон булиб, улар уз бирикмаларида $+q$ валентли булади.

Атомларнинг электрон каватлари бир хил булган элемент ларнинг хоссалари бир-бирига ухшаш булади. Бунда элементларда кимйовий хоссаларининг даврий такрорланишига сабаб, ухшаш электрон группаларнинг даврий равишда такрорланишидир. Жадвалдан куриниб турибдики, атомларда ухшаш электрон каватлар мавжуддир. Группалардаги элементлар атом структурасини бир-бири билан солиштирилса, юкоридан пастга караб тушган сари атомларда квант каватлари сони ортиб боради. Натижада атомларнинг радиуси ортиб, ионланиш энергияси камаяди. Шундай килиб, элемент даврнинг бошига канчалик якин турса, унинг атоми электронларини шунчалик осон йукотади ва

Ишкорий металлларнинг энергиялари ва атом радиуслари

Элемент	Электрон конфигурацияси	Ионланиш энергияси хисобида ЭВ	Атом радиуси, им хисобида
Li	[He] w s ^q	t, eo	0, qtt
Na	[Ne] e s ^q	t, qr	0, qio
K	[Ar] r s ^q	r, er	0, wey
Rb	[Kr] t s ^q	r, qi	0, wri
Cs	[Xe] y s ^q	e, io	0, wyu
		-	-

Демак у металл хоссаларини шунчалик кучли намойон килади ва аксинча, элемент даврнинг охирига канчалик якин турса, унинг атоми электронларнинг шуналик тез бириктириб олади ва унда металмас хоссалар кучли ифодаланган булади.

Шундай килиб, даврий конун узининг график ифодаси булган элементлар даврий системаси билан бирликда элементлар уртасидаги бутун табиий богланишларни, материя табиидаги бирликни, материянинг диалектика конуни асосида такомилланишини ва ундаги барча конуниятларни яккол курсатади.

Назорат саволлари`

1. Квант сонлар деб нимага айтилади?
2. Паули принципи нимадан иборат?
3. Атомнинг энергетик кобиклари S,P,d,f – кобикчаларга таъриф беринг?
4. S,P,d,f – элементлар даврий системада кандай уринларни эгааллайди?
5. Кичик ва катта даврлардаги элементларнинг электрон конфигурациялари кандай тузилган?
6. Элементларнинг атом радиуси, ионланиш потенциаллари давр ва гуруҳ ичида кандай узгаради?

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

R E J A :

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

XVIII asr oxirida 25 ta element ma'lum bo'lib, XIX asrning birinchi choragida yana 19 element kashf kilindi. Elementlar kashf kilinishi bilan ularning atom og'irliklari, fizikaviy va kimyoviy xossalari urganib borildi. Bu tekshirishlar natijasida ba'zi elementlarning avvaldan ma'lum bo'lgan tabiiy gruppalari (masalan, ishkoriy metallar, ishkoriy yer metallar, galogenlar) ga o'xshash elementlar gruppalari aniqlana bordi. Elementlar va ularning birikmalari xaqidagi 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 noaniq edi, lekin shunga karamasdan xaligacha uz kuchini yukotmay kelmokda.

1829 yilda Debereyner uchta-uchta elementdan iborat o'xshash elementlarning gruppalarini tuzdi va ularni "triadalar" deb atadi. Xar qaysi triadada urtadagi elementning atom og'irligi ikki chetdagi elementlarning atom og'irliklari yigindisining 2 ga bulinganiga teng. Usha vaqtda ma'lum bo'lgan elementlardan faqat yettita triada tuzish mumkin bo'ldi. 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 bo'ldi. Spiral chiziklarga barcha elementlarni ularning atom og'irliklari ortib borish tartibida joylashtirganida, o'zaro o'xshash elementlarning atom og'irliklari orasidagi ayirma 16, 32, 48.. ga teng bo'lishi aniqlandi. Ingliz olimi Nyulends 1863 yilda o'zining oktavalar qonunini kashf etdi. U elementlarni ularning atom og'irliklari ortib borish tartibida bir qatorga joylashtirganda, xar qaysi sakkizinchi element uz xossalari bilan birinchi elementga o'xshash bo'lishini kurdi. Bu tartib muzika notasidagi gammalar kabi takrorlandi.

Nemis olimi Lotar Meyer 1864 yilda uz sistemasini ishlab chikdi. U 27 ta elementni valentliklariga qarab olti gruppaga bo'ldi. U uz asarini "atom og'irliklarning son bilan ifodalanadigan kiymatlarida biror qonuniyat borligiga shubxa bo'lishi mumkin emas" degan ibora bilan tugatdi. Meyer o'zining 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 bo'ldi, lekin davriy qonunni ta'riflash uchun yetarli emas edi.

D.I.Mendeleyevdan oldin olib borilgan ishlarning xech birida kimyoviy elementlar orasida o'zaro uzviy bog'lanish borligi topilmadi. Xech kim elementlar orasidagi o'xshashlik va ayirmalar asosida kimyoning muxim qonunlaridan biri turganligini D.I.Mendeleyevgacha kashf etolmadi. Chukur ilmiy bashorat va ilmiy izlanishlar natijasida D.I.Mendeleyev 1869 yilda tabiatning muxim qonuni-kimyoviy elementlarning davriy qonunini ta'rifladi. U ta'riflagan davriy qonun va uning grafik ifodasi - davriy jadval xozirgi zamon kimyo fanining fundamenti bo'lib koldi.

D.I.Mendeleyev kimyoviy elementlarning kupchilik xossalari shu elementlarning atom og'irligiga bog'liq ekanligini topdi. D.I.Mendeleyev usha zamonda ma'lum bo'lgan barcha elementlarni ularning atom og'irliklari ortib borishi tartibida bir qatorga 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 og'irlik ortib borishi bilan elementlar va ular birikmalarining kimyoviy xossalari ma'lum qonuniyat bilan uzgarib boradi. Litiy tipik metall; undan keyin keladigan berilliyda metallik xossalar ancha kuchsiz ifodalangan. Berilliydan keyingi element - bor metallmaslik xossalarini namoyon qiladi. 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 o'xshaydi. Uning oksidi Na_2O uz shakli bilan litiy oksid Li_2O ga o'xshashdir.

D.I.Mendeleyev uzi kashf etgan davriy qonunni kuyidagicha ta'rifladi: elementlarning xossalari, shuningdek ularning birikmalarining shakl va xossalari elementlarning atom og'irliklariga davriy ravishda bog'liq bo'ladi. D.I.Mendeleyev davriy qonunni kashf etishda elementlarning atom og'irlik kiymatlariga, fizik va kimyoviy xossalariga e'tibor berdi. U barcha elementlar buysunadigan davriy qonunni kashf qildi va ba'zi elementlar (chunonchi, berilliy, lantan, indiy, titan, vanadiy, erbiy, seriy, uran, toriy) ning usha vaqtda kabul kilingan atom og'irliklarini 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 xossalarini batafsil bayon qildi. 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 qaysi 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 bo'lib, o'xshash elementlar gorizontol qatorlarga joylashgan edi. Davriy sistemaning ikkinchi varianti 1871 yilda e'lon kilindi. Bu variantda o'zaro o'xshash elementlar vertikal qatorlarga joylashgan. D.I.Mendeleyev bitta vertikal qatorga joylashgan o'xshash elementlarni grupp deb, xar qaysi ishkoriy metall dan galogengacha bo'lgan elementlar qatorini 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 faqat birgina qatordan tuzilgan bo'lib, ularni kichik davrlar, IV, V, VI, va VII davrlar katta davrlar deyiladi. IV, V va VI davrlarning xar qaysisi ikki qatordan tuzilgan, VII davr tugallanmagan davrdir. Birinchi davrdan boshqa 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 qaraganda bir muncha sustrok uzgaradi. Katta davrlar juft va tok qatorlarga ega. Xar qaysi katta davrda elementlarning xossalari ishkoriy metall dan inert gazga utgan sayin ma'lum qonuniyat bilan uzgarib boradi, bundan tashqari elementlarning xossalari xar bir juft qator ichida va xar bir tok qator ichida xam ma'lum ravishda uzgaradi. Shunga asoslanib, katta davrlarda kushalok davriylik namoyon bo'ladi deb aytiladi. Masalan, Be, Mg, Ca, Sr, Ba elementlaridan iborat gruppacha Zn, Cd, Hg elementlaridan tuzilgan gruppaga o'xshaydi. Xar ikkila gruppacha elementlarining maksimal valentligi ikkiga teng. Katta davrlarning juft qator elementlari faqat metallar bo'lib, metallik xususiyati chapdan ungga utgan

sayin pasayadi. Tok qatorlarda 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 o'xshaydi. Shuning uchun davriy sistemada bu 15 ta elementga faqat 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 qaysi gruppaga ikkita gruppachaga bulinadi. Tipik elementlarga ega gruppacha asosiy gruppacha nomi bilan yuritiladi. Tok qatorlarning elementlari esa yonaki yoki kushimcha gruppacha deb ataladi.

Asosiy gruppacha elementlari kimyoviy xossalari jixatidan yonaki gruppacha elementlaridan farq qiladi. Buni VII gruppaga elementlarida yakkol kurish mumkin. Bu gruppaning asosiy gruppacha elementlari (vodorod, ftor, brom, yod, astat) aktiv metallmaslar bo'lib, 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 qaysi gruppaga nomeri usha gruppaga kiruvchi elementlarning kislorodga nisbatan maksimal valentligini kursatadi. Lekin mis gruppachasida va VIII, VII gruppaga elementlarida bu koidadan chetga chiqish xollari ruy beradi; chunonchi mis bir va ikki valentli bo'ladi, oltinning valentligi 3 ga yetadi; VIII gruppaning kushimcha gruppacha elementlaridan faqat osmiy va iridiy 8 valentlik bo'ladi; VII gruppaga elementi ftor faqat bir valentli bula oladi; boshqa galogenlarning kislorodga nisbatan valentligi yetti (yodda, xlorda) besh (vromda) bo'lishi mumkin. Asosiy gruppacha elementlari vodorodga nisbatan xam valentlik namoyon qiladi. IV, V, VI va VII gruppaga elementlari gazsimon (yoki uchuvchan) gidridlar xosil qiladi. 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 qaysi gruppada metallmasning kislorodga nisbatan valentligi bilan vodorodga nisbatan valentligi yigindisi 8 ga tengdir.

Xar bir gruppaga ichida atom og'irlilik ortishi bilan elementlarning metallik xossalari kuchayib boradi. Demak, elementlarning xossalari (atom og'irligi, valentliklari, kimyoviy birikmalarining asos yoki kislota xarakteriga ega bo'lishi va xakazolar) davriy sistemada va davr ichida xam, gruppaga ichida ma'lum qonuniyat bilan uzgaradi. Binobarin xar qaysi 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 xaqida to'la fikr yuritib, ularni tugri aytib berish mumkin.

D.I.Mendeleyev davriy sistemasidagi biror elementning atom og'irligini topish uchun uni urab turgan 4 kushni elementlarning atom og'irliklarini bir-biriga kushib 4 ga bo'lish kerak.

Davriy sistemada elementlar urtasidagi o'xshashlik uch yo'nalishda namoyon bo'ladi.

1) Gorizontal yo'nalishda: bu o'xshashlik-katta davr elementlarida, lantonoidlar va aktinoidlar turkumiga kirgan elementlarda uchraydi. Masalan, misning ba'zi xossalari nikelnikiga o'xshaydi.

2) Vertikal yo'nalishda: Davriy sistemaning vertikal yo'nalishda joylashgan elementlari o'zaro bir-biriga o'xshaydi.

3) Diagonal yo'nalishda: Davriy sistemada o'zaro diagonal joylashgan ba'zi elementlar o'zaro o'xshashlik namoyon qiladi. Masalan: Li bilan Mg; Be bilan AL; B bilan Si; Ti bilan Nb lar bir-biriga kimyoviy xossalari jixatidan o'xshaydi.

Tayanch iboralar:

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

Nazorat sovellari:

1. A.Lavuazye klassifikatsiyasi
2. Triadalar
3. Kushalok davriylik
4. Davriy sistemaning variantlari
5. Davriy sistemada elementlar urtasidagi o'xshashlik yo'nalishlari
6. Asosiy gruppacha elementlari
7. Yonaki gruppacha elementlari
8. Lantanoidlar
9. Aktinoidlar
10. Davriy sistemada koidadan chetga chiqishlar

МОЛЕКУЛАЛАРНИНГ ТУЗИЛИШИ. КИМЕВИЙ БОГЛАНИШ ТУРЛАРИ.

KIMYOVIY VA MOLEKULALARARO TA'SIR

R E J A :

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

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

Kimyoviy bog'lanishning kelib chiqish sababi shundaki, atom yoki ionlar bir-biri bilan birikkanda ularning umumiy energiya zapasi ular ayrim-ayrim xolda bo'lganlaridagiga qaraganda kamrok qiymatga ega bo'ladi va sistema barkarorrok xolatni egallaydi. Agar biror sistema bir xolatdan ikkinchi xolatga utgan uning energiya zapasi kamaysa, bu xodisani "Sistema energetikaviy manfaatga ega bo'ldi" degan suz bilan tavsiflanadi. Demak, atomlardan molekulalar xosil bo'lishining sababi, sistemada energetikaviy manfaatning sodir bo'lishidir. Kimyoviy bog'lanish bog'lanish energiyasi va bog'lanish uzunligi nomli ikki kattalik bilan xarakterlanadi.

Kimyoviy bog'lanish kuyidagi uchta asosiy tipdan iborat: kovalent, ion, metall bog'lanish. Kimyoviy bog'lanishning ikkinchi darajadagi kurinishlari qatoriga: molekulalararo bog'lanish xamda, vodorod bog'lanish kiradi.

Kimyoviy bog'lanish valentlik bilan xarakterlanadi. Valentlik, umuman aytganda, o'zaro birikuvchi atomlar orasida xosil bo'lgan bog'lanishlar sonini kursatadi. Valentlik, u yoki bu element atomining uz atrofida boshqa bir necha atomni ushlab tura olish kobiliyatini xarakterlaydi.

Kimyoviy elementlarning atomlari o'zaro 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 yuqorida aytib utdik. Molekulalar bir-biridan uz tarkibidagi atomlarning soni bilan, molekula tarkibidagi atomlarning markazlararo masofalari bilan, bog'lanish energiyalari bilan va boshqalar bilan farqlanadi. Chunonchi, bir atomli va kup atomli molekulalar bo'ladi.

Inert gazlarning molekulalari odatdagi sharoitda bir atomli bo'lgani xolda polimer moddalarning molekulalarini kup atomlar tashkil qiladi.

Molekula xosil kilgan atomlarning markazlararo masofasi angestremlar bilan ulchanadi. Masalan, H_2 molekulasi 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 qilgan atomlarning valentliklari orasidagi burchak turlicha bo'ladi. 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 to'rtala valentliklari orasidagi burchak $109^\circ 28'$ ni tashkil qiladi.

Kimyoviy bog'ni uzib yuborish uchun zarur bo'lgan energiya miqdori bog'lanish energiyasi deb ataladi. Xar bir bog'lanish uchun tugri keladigan bog'lanish energiyasining qiymati 50-250 kkal/mol ga teng bo'ladi.

Elementning ionlanish potentsiali (I) qanchalik kichik bulsa, u element shunchalik kuchli ifodalangan metallik xossalarga ega bo'ladi. Shuning uchun D.I.Mendeleyevning davriy sistemasida xar qaysi 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 qaysi davr ichida chapdan ungga utgan sayin atomning o'ziga elektron biriktirib olish xossasi orta boradi. Atom o'ziga elektron biriktirib olganda, u usha elementning manfiy ioniga aylanadi. Element atomi bir elektron biriktirib olganda ajralib chiqadigan energiya miqdori ayni elementning eletronga moyilligi deyiladi.

Elementlarning metallmaslik xossalarini yakkol namoyon qilish 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 qildilar. (jadval 1)

Kimyoviy bog'lanishning xarakteri o'zaro birikuvchi elementlarning nisbiy elektrmanfiyliliklari ayirmasiga bog'liq bo'ladi. Agar ikki elementning nisbiy elektrmanfiyliliklari orasidagi ayirma katta bulsa (1.5 dan to 3.3 gacha bulsa) bu elementlar orasida ionli bog'lanish xosil bo'ladi. Agar bu ayirma juda kichik bulsa, kovalent bog'lanish xosil bo'ladi. Ayirma uncha katta bulmasa kutbli bog'lanish yuzaga chiqadi.

Kimyoviy bog'lanishda asosan valent elektronlar ishtirok etadi. s va r elementlarda valent elektronlar rolini eng sirtki qavatdagi elektronlar, d elementlarda esa sirtki qavatning s elektronlari va sirtkidan oldingi qavatning qisman d-elektronlari bajaradi.

Ion bog'lanish elektrostatik nazariya asosida tushuntiriladi. Bu nazariyaga muvofiy atomning elektron berishi yoki elektron biriktirib olishi natijasida xosil bo'ladigan karama-karshi zaryadli ionlar elektrostatik kuchlar vositasida o'zaro tortishib barkeror sistemani xosil qiladi.

Masalan, natriy va xlor elementlari olinsa Na atomi o'zining yagona valent elektronini berib neon qavatiga o'xshash barkeror xolatga utib, musbat ionga aylanadi. CL atomi o'zining sirtki qavatiga yetishmagan bir elektronni biriktirib olib, manfiy ionga aylanadi. Bunday ionlar bir-birini elektrostatik kuch bilan tortib NaCL ni xosil qiladi.

Ionlar orasidagi elektrostatik tortishuv xisobiga xosil bo'lgan kimyoviy birikmalar ion yoki geteropolyar birikmalar deyiladi. Ion birikmalar xosil bo'lishidagi kimyoviy bog'lanish ion yoki elektrovalent bog'lanish deyiladi. Ion bog'lanishli molekulalar nixoyatda kam uchraydi Ion bog'lanishli kristallarda ayrim molekulalar mutlako uchramaydi.

Shuningdek, suvli eritmalarda xam ion bog'lanishli molekulalar bo'lmaydi; ular polyar erituvchi ta'sirida to'lik, ravishda ionlarga parchalanib ketadi; polyarmas erituvchilarda esa ion bog'lanishli moddalar erimaydi. Shuning uchun ularda xam, ion bog'lanishli molekulalar bo'lmaydi. Geteropolyar birikmalarning buglaridagina ion bog'lanishli molekulalar uchraydi, bunday bog'larni xosil qilish uchun yuqori temperatura talab etiladi. Ion bog'lanishli birikmalarning buglarida faqat sodda molekulalar emas, balki bir necha molekulaning assosiasiya maxsulotlari, oddiy va murakkab ionlar uchraydi. Masalan, kaliy xlorid buglarida KCL molekulalaridan tashqari K_2CL_2 , K_3CL_3 kabi zarrachalar, K^+ , CL^- , KCL^- , K_2CL^- kabi ionlar bo'ladi. Ionlararo o'zaro ta'sir Kulon qonuni bilan ifodalanadi. Shu sababli ion molekulalar uchun bog'lanish energiyasini xisoblash kiyin emas. Agar ionlarni deformatsiyalanmagan zaryadli sharlar deb karasak, Kulon qonuni 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 uzoq masofada turgan ikki ion o'zaro yaqinlashib, ular orasidagi masofa r

ga teng bo'lib kolganda tortishuv natijasida ajralib chiqadigan energiya mikdori $Q = \frac{l_1 \cdot l_2}{r}$ formo'la bilan xisoblanadi. Ion bog'lanish ionlararo o'zaro ta'sir natijasida xosil bo'ladi. Xar qaysi ionni zaryadlangan shar deb karash mumkin, shuning uchun ionning kuch maydoni fazoda xamma yo'nalishlar buyicha tekis tarkaladi, ya'ni ion o'ziga karama karshi zaryadli boshqa ionni xar kanday yo'nalishda xam bir tekisda torta oladi. Demak, ion bog'lanish yo'naluvchanlik xossani namoyon kilmaydi. Bundan tashqari, manfiy ion bilan musbat ion o'zaro birikkan bulsa xam, manfiy ion boshqa musbat ionlarni tortish xossasini yukotmaydi, shuningdek zaryadi +1 bo'lgan musbat ion xam, uz yonida bitta manfiy ionlarni o'ziga tortaveradi. Demak, ion bog'lanish tuyinuvchanlik xususiyatiga ega emas.

Ion bog'lanish yo'naluvchanlik va tuyinuvchanlik xossalariga ega bulmaganidan, xar qaysi ion atrofida maksimal mikdorda karama-karshi zaryadli ionlar bo'ladi. Ayni musbat ion atrofida joylanishi mumkin bo'lgan manfiy ionlarning maksimal soni kation va anionlar radiuslarining bir-biriga nisbatan katta kichikligiga bog'liq. Masalan, Na^+ atrofida eng kupi bilan 6 ta xlor ioni joylashadi, Cs atrofida eng kupi bilan 8 ta Cl^- ioni joylasha oladi.

Ion bog'lanish yo'naluvchanlik xossalarini namoyon kilmasligi tufayli bitta musbat va bitta manfiy iondan iborat ion bog'lanishli molekulalar odatdagi sharoitda yakka-yakka mavjud bula olmaydi, ular o'zaro birlashib juda kup ionlardan tashkil topgan gigant molekulani – kristallni xosil qiladi.

Ion bog'lanish nazariyasi asosida faqat ishkoriy metall galogenidlarining va shular tipidagi moddalarning tuzilishini tushuntirish mumkin bo'ldi. Lekin H_2 , O_2 , N_2 , CL_2 kabi oddiy moddalarning, kupchilik anorganik va organiq moddalarning tuzilishini izox qilish uchun kovalent bog'lanish nazariyasi yaratildi. (Lyuis, 1916 yil).

Kovalent bog'lanish nazariyasi asosida xam, «sirtki qavati sakkiz (yoki ikki) elektrondan iborat atom barkaror» degan mo'loxaza yotadi. Bu bog'lanishda konfigurasiya bir atomdan ikkinchi atomga elektron kuchishi natijasida emas, balki ikki atom orasida bir yoki bir nechta umumiy elektron juftlar xosil bo'lishida ikkala atom xam ishtirok qiladi. Kovalent bog'lanish xosil bo'lishini bir necha misollarda kuzatish mumkin.

$\text{H} + \text{H} = \text{H}:\text{H} \quad :\text{F} + \text{F} = :\text{F}:\text{F} \quad :\text{N} + \text{N} = :\text{N}:\text{N}$

Lengmyur birikuvchi atomlar orasida xosil bo'ladigan elektron juftlarning soni shu element

valentligiga teng deb kabul qildi. Masalan, $\text{H} : \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{N}}} : \text{H}$ molekulasida azot uch valentli: vodorod bir valentli. NH_3 xosil bo'lishida azotning 3 ta elektroni ishtirok etdi, bir jufti ishtirok etmadi. Ana shunday bog'lanishda ishtirok etmay koladigan juft elektronlar ajralmaydigan juft elektronlar deyiladi.

Kovalent bog'lanish bir xil bulmagan ikki atom orasida xosil bulsa, elektron juft bu ikki atomga nisbatan simmetrik joylashmaydi. Bu molekulalarda karama-karshi zaryadlarning «og'irlik markazlari» bir nuktada yotmaydi. Shuning uchun ularni polyar molekulalar deb ataladi, ular ikkita kutbli bo'lganligi uchun ularga yana dipol degan nom berilgan. Polyar molekulani xarakterlash uchun molekula ichidagi elektron juftning qaysi atom tomoniga va kay darajada siljiganligi katta axamiyatga ega. Siljish kattaligini xarakterlash uchun molekulaning ikki karama-karshi kutblari orasidagi masofa l dan foydalanib, $\mu = e \cdot l$ formo'la bilan molekulaning dipol momenti xisoblab topiladi. Polyar birikmalarga H_2O , NH_3 , HF , HCL va boshqa moddalar misol bo'ladi.



Demak, ikki yadro orasida nosimmetrik joylashgan elektron juftlar tufayli yuzaga chiqqan kovalent bog'lanish polyar bog'lanish nomi bilan ataladi. Agar elektron juft bir atomdan ikkinchi atomga batamom utib ketsa, polyar bog'lanish ion bog'lanishga aylanadi. Agar elektron juft ikkala yadro orasidagi masofaning kok urtasiga joylashsa, biz kovalent bog'lanishga ega bulamiz.

Kup atomli murakkab moddalarda molekulaning bir qismidagi atomlar o'zaro polyarmas yoki polyar bog'lanish bilan, ikkinchi qismidagi atomlar esa ion bog'lanish bilan birikkan bo'lishi

mumkin. Kupchilik metallarning uzlariga xos bir necha xususiyatlari mavjud bo'lib, bu bilan ular boshqa oddiy va murakkab moddalardan farq qiladi. Metallarning qaynash va suyuqlanish temperaturalarining yuqori bo'lishi, metall sirtidan yorug'lik va tovushning kaytishi, ulardan issiqlik va elektronning yaxshi utishi, zarba ta'sirida yassilanishi kabi xossalalar metallarning eng muxim fizikaviy xossalari. Bu xossalalar faqat metallarga mansub bo'lgan metall bog'lanish mavjudligi bilan tushuntiriladi.

Metall atomida valent elektronlar soni u kadar kup emas, lekin metall atomida elektronlar bilan tulmagan orbitallar kupdir. Valent elektronlar metall atomining yadrosi bilan bushgina bog'langan. Shuning uchun ular metallning kristallik panjarasi ichida erkin xarakat qiladi. Metall tuzilishini kuyidagicha tasavvur qilish kerak: metallning kristallik panjara tugunlarida (uchlarida) musbat zaryadli metall ionlari (kationlar) zich joylashgan bo'lib, panjara ichida erkin elektronlar xarakat qiladi. Bu elektronlarning xarakati gaz qonunlariga buyso'nganligi uchun ularni elektron gaz deyiladi. Demak, nisbatan ancha kam mikdordagi valent elektronlar kup mikdordagi metall ionlarini bir-biri bilan bog'lab turadi. Shu bilan birga bu elektronlar erkin xarakatlana oladi. Binobarin, metallarda biz kimyoviy bog'lanishni xarakatchan turi ya'ni kuchli lokallanmagan bog'lanish borligini kuramiz.

Kovalent bog'lanish energiyasi. Uzaro birikuvchi atomlarning elektron bulutlari bir-birini qancha kup koplasa kimyoviy bog'lanish shunchalik mustaxkam bo'lib, bunday bog'lanishni parchalash uchun shunchalik kup energiya talab kilinadi; boshqacha qilib aytganda "bog'lanish energiyasi" shunchalik katta bo'ladi. Molekuladagi ayni bog'lanishni batomom uzib tashlab, xosil bo'lgan tarkibiy qismlarni bir-biriga xech ta'sir etmaydigan xolatga keltirish uchun zarur bo'lgan energiya mikdori bog'lanish energiyasi deyiladi. Kimyoviy bog'lanish energiyasining mikdori EV lar yoki kkal/mol, Kjoull/mol bilan ifodalanadi.

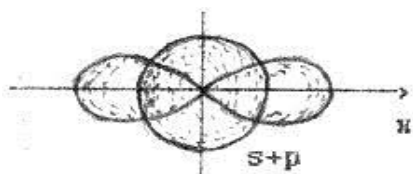
Kovalent bog'lanish tuyinuvchanlik, yo'naluvchanlik, karraliylik, kutblanuvchanlik kabi xossalarga ega. Vodorod molekulasida H_2 ga yana bitta H atomi kelib va H_3 molekulasida xosil bo'lishi mumkin emas. Kvant mexanik xisoblashlar xam bu xulosani tasdiklaydi. Shuningdek, CH_4 ga yana bitta H atomi kelib kushilib CH_5 ni xosil kilmaydi. Bu xodisa kovalent bog'lanishning tuyinuvchanligini namoyon qiladi.

Kovalent bog'lanishning yo'nalganligi molekulalarning fazoviy tuzilishiga, ya'ni ularning geometriyasiga (shakliga) sabab bo'ladi. Ma'lumki kovalent bog'lanish o'zaro ta'sir etuvchi atomlar elektron orbitallarning bir-birini koplashi yo'nalishida vujudga keladi. HCL molekulasida xosil bo'lishida N atomining s- orbitali bilan CL atomining r-orbitali bir-birini koplaydi. Bunday turdagi molekulalar gantelsimon shaklda bo'ladi.

Kislorod atomining tashki pogonasida juftlashmagan 2 ta elektron bo'ladi. Ularning orbitallari bir-biriga nisbatan 90° li burchak ostida joylashgan. Suv molekulasida xosil bo'lishida 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 bog'lanishlar 90° li burchak ostida yo'nalgan bo'lishi kerak. Suv molekulasida bog'lanishlar orasidagi burchak N-O-N $=104.5^\circ$ ekanligi tajribada topilgan.

Uglerod atomi 4 valentli xolatga kelishi uchun uning 2s-orbitalidagi juftlangan elektronlaridan birini 2r-orbitalga utkazish kerak. Xosil bo'lgan ana shu to'rtta bir elektronli orbitallarga 4 ta vodorod atomi kelib, 4 ta bog'lanishni yuzaga chikarishi kerak. Agar orbitallar bir-biriga ta'sir kursatmasa r-orbitallar ishtiroki bilan xosil bo'lgan uchta bog'lanish fazoda o'zaro perpendikulyar ravishda joylanib 4-chisi ya'ni s-orbital ishtirokida xosil bo'lgan bog'lanish xech kanday yo'nalishga ega bulmasligi kerak edi. Lekin tajriba buni tasdiklamaydi. Metan molekulasida uglerod atomi tetraedrning markaziga joylangan bo'lib, tetraedrning uchlarida vodorod atomlari turadi, to'rtala valentlik o'zaro $109^\circ 28'$ burchaklar xosil qiladi; sistema tamomila simmetrik shaklga ega.

Bu karama karshilikni bartaraf qilish uchun elektron orbitallarni gibridlanishi xaqida tasavvur xosil kilindi. Bu tasavvurga muvofiq turli orbitallarga mansub elektronlar ishtirokida kimyoviy bog'lanish yuzaga chiqishida bu elektronlarning bulutlari bir-biriga ta'sir kursatib, uz shakllarini uzgartiradi, natijada turli orbitallarning o'zaro kushilish maxsuloti-gibridlangan orbitallar xosil bo'ladi. (ularni q-orbitallar deb xam ataladi.) s-orbital bilan r-orbitaldan xosil bo'lgan 2 ta gibrid orbitallarning sxemasi kuyidagicha: u



Rasmdan kurinadiki, sp-gibrid orbitalda elektron bulutning zichligi yadroning bir tomonida kattaroq bo'lib, ikkinchi tomonida kichikroqdir. Gibrid orbital o'zining kattaroq qismi bilan boshqa atomlarning elektron bulutlarini kuprok koplaydi. Shu sababli, gibridlangan orbitallar ishtirokida xosil bo'lgan bog'lanishlar barkaror bo'ladi. Erkin xolatdagi atomlar xech qachon gibridlangan xolatda bo'lmaydi, gibridlanish atomlardan molekulalar xosil bo'lishi vaqtidagina yuzaga chiqadi. Bitta s-orbital bitta p-orbital bilan kushilganida xosil bo'ladigan ikkita gibrid orbital 180°lik bog'lanishni xosil qiladi. Agar bitta s-orbital bilan 2 ta p-orbital gibridlansa, o'zaro 120° buylab joylashgan uchta gibrid orbital xosil bo'ladi. (sp² gibridlanish). sp² gibrid orbitallar ishtirokida xosil bo'ladigan moddalar jumlasiga BCl₃, B(CH₃)₃, B(OH)₃ kabi birikmalar kiradi. Bu birikmalarda borning valentliklari o'zaro 120° burchak xosil qiladi va uchala valentlik bir tekislikda yotadi.

КИМЙОВИЙ РЕАКЦИЯЛАРДА ЭНЕРГЕТИК ХОДИСАЛАР ВА ТЕРМОКИМЙОВИЙ ХИСОБЛАР

Режа`

1. Экзотермик ва эндотермик реакциялар.
2. Г.И.Гесс конуни.
3. Термохимийовий хисоблар.
4. Энтропия ва энтальпия.

1. Кимйовий реакцияларда купинча иссиклик тарзида энергия ажралиб чиқади ёки ютилади.

Реакция вақтида иссиклик ажралиб чиқса, бу реакция экзотермик ва иссиклик ютилса эндотермик реакция дейилади.

Кимйовий реакция натижасида реакцияга киришувчи моддаларнинг энергия запаси узгаради. Экзотермик реакцияда ҳосил булган моддаларнинг энергия запаси бошлангич моддаларникидан кам, эндотермик реакцияда эса куп булади. Кимйовий бирикма ҳосил булишида канча куп энергия ажралиб чиқса, бу маҳсулотлар шунча барқарор булиши мумкин. Аксинча, эндотермик реакция натижасида ҳосил булган моддалар узининг беқарорлиги билан ажралиб туради. Ва улар осон парчаланади.

Реакциянинг иссиклик эффекти, яъни ажралиб чиқайотган ёки ютилайотган иссиклик миқдори курсатилган кимйовий тенгламалар термохимиявий тенглама дейилади. Бу тенгламалар массалар сакланиш конуни ва энергиянинг сакланиш конуни асосида тузилади.

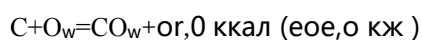
Эндотермик реакциялар иссиклик эффекти мусбат (+), эндотермик реакцияларда эса манфий (-) ишора билан йозилади. Масалан` q моль CH₄ w моль O_w билан реакцияга

киришганда $\text{CH}_r + w\text{O}_w = \text{CO}_w + w\text{H}_w\text{O} + wq_w, r \text{ ккал}$ иссиқлик ажралади Бу- экзотермик реакция. q моль кальций карбонат тула парчаланганда $\text{CaCO}_e = \text{CaO} + \text{CO}_w - r_w, tr \text{ ккал}$ иссиқлик ютилади. Бу –эндотермик реакция.

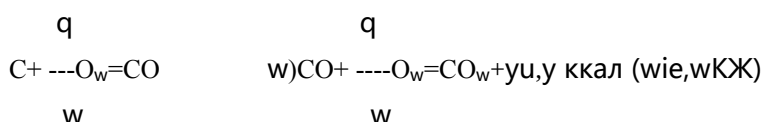
Оддий моддалардан q моль мураккаб модда ҳосил бўлишида ажралиб чиқадиган ёки ютиладиган иссиқлик миқдори шу модданинг ҳосил бўлиш иссиқлиги дейилади. Агар ҳосил бўлиш иссиқлиги $w t^\circ\text{C}$ ва $u y 0$ мм симоб устунида аниқланган бўлса u модда ҳосил бўлишининг стандарт иссиқлиги ҳисобланади ва Q билан ишораланади. Унинг улчов бирлиги Жоуль бўлиб $qЖ = r, qir \text{ ккал га тенг}$ Бундан ташқари ЭВ(электрон вольт) $q \text{ эВ}$ (бир моль модда учун) $= o y, .ri \text{ кЖ}$ ҳам ишлатилади.

Г.И.ГЕСС КОНУНИ

$qir 0$ йилда Г.И.Гесс куйидаги конунни кашф этди` *«Реакциянинг иссиқлик эффекти бошлангич моддалар билан ҳосил бўлган моддалар табиатига боглик бўлиб оралик махсулотига боглик эмас.»* .Мисол`СО тугридан тугри $\text{C} + \text{O}_w$ ҳосил бўлмайди.



CO_w ҳосил бўлиши w босқич асосда боради`



бунда $q\text{CO}$ СО нинг ҳосил бўлиш иссиқлиги . Демак Гесс конунига асосан $or, 0 \text{ ккал} = \text{CO} + u y, y \text{ ккал}$

Демак СО оддий моддалардан ҳосил бўлиш иссиқлиги $or, 0 - u y, y = w y, r \text{ ккал (qq0, u кж)}$ га. Шундай қилиб Гесс конунидан куйидаги хулоса келиб чиқади` Реакциянинг иссиқлик эффекти ҳосил бўлган ҳамма моддаларнинг ҳосил бўлиш иссиқлиги билан бошлангич моддаларнинг ҳосил бўлиш иссиқликлари орасидаги айирмага тенг. Бу койда барча термохимийвий ҳисобларни анча соддалаштиришга имкон беради.

Мисол` CH_eOH нинг йониш реакциясининг иссиқлик эффектини аниқланг?



Мисол шартига кура сувнинг ҳосил бўлиш эффекти $y i, r \text{ ккал}$ $\text{CH}_e\text{OH} - t u, 0 w$, $\text{CO}_w - or, 00$ га тенг. $q\text{CH}_e\text{OH} = t u, 0 w$, $q\text{CO}_w = or$, $q\text{H}_w\text{O} = t i, r \text{ ккал}$. $Q_{\text{CH}_e\text{OH}}$ –йониш реакцияси иссиқлик эффекти.

$$Q = q. \text{CO}_w + w q\text{H}_w\text{O} - q\text{CH}_e\text{OH} \quad Q = or + y i, r . \text{O}_w - tr, 0 w = q u e, u i \text{ ккал (uwi, w кж)}$$

ТЕРМОКИМИЙОВИЙ ХИСОБЛАР.

Кимйонинг кимйовий реакцияларининг иссиқлик эффектлари миқдори аниқлаш билан шугулланадиган бўлим термохимийо дейилади.

Термохимийовий ҳисоблаш ишлари термохимийо конунларига асосланган. Бу конунлар энергиянинг сақланиш конунларидан келиб чиқади.

$q i r i$ йилда Лавуазье ва Лаплас кашф этган конун куйидагича таърифланади. *«Хар қайси кимйовий бирикма учун парчаланиш иссиқлиги унинг ҳосил бўлиш иссиқлигига тенг бўлади»*.

Мисол` $\text{CH}_r = \text{C} + w\text{H}_w - w q, u \text{ ккал (-o0, o кЖ)}$



ЭНТРОПИЯ ВА ЭНТАЛЬПИЯ

Узгармас босимда содир буладиган жарайонларни ҳаракатга келтирувчи куч- системада изобар потенциалининг узгариши деб аталади, уни ΔG Бу катталик Гиббс энергияси ҳам дейилади ва куйидаги формула билан аниқланади`

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H - T\Delta S$$

Бу ерда ΔH реакциянинг энтальпия фактори, $T\Delta S$ эса унинг энтропия фактори дейилади. Улар бир-бирига карама-карши ҳаракатларни ифодалайди. ΔH системадаги тартибсизлик даражасини камайтиради. $T\Delta S$ тартибсизлик даражасини купайтиради. $\Delta G^{\circ} = 0$ булганда энтальпия фактори унинг энтропия факторига тенг булади:

$$\Delta H = T\Delta S$$

Бу шароитда система мувозанат ҳолатига келади. Уз-узича борадиган реакциялар учун $\Delta G^{\circ} < 0$ булади. Бу ерда учта муҳим ҳолат бўлиши мумкин.

q. Реакциянинг энтальпия фактори ΔH° ҳам, ΔS ҳам реакцияларнинг боришига йордам беради, бунинг учун $\Delta H^{\circ} < 0$ ва $\Delta S > 0$ бўлиши керак. Бунда асосий вазифани энтальпия фактори бажаради.

w. Реакциянинг боришига фақат реакциянинг энтальпия фактори ΔH° йордам беради. Бу ҳолда ΔH° нинг иссиқлик киймати катта булади. У манфий кийматга эга булади: $\Delta H < 0$.

3. ΔH° бўлиб, энтропия ΔS дан анча катта булганда ҳам реакция уз-узича бориши мумкин. Демак экзотермик реакцияда энтальпия фактори ΔH° нинг камайиши энтропия фактори $T\Delta S$ нинг ортувини «босиб кетади»

Эндотермик реакцияларда (юқори температураларда) энтальпия фактори энтропия факторини «боса олмайди». Масалан:

$$q/wN_w + q/wO_w = NO$$

реакцияси учун $\Delta H^{\circ} = 0q, eu$ кЖ, $T\Delta S = woi [wq0, y - (q/w \cdot qoo, o + q/w) w0t, 0r] = e$ кЖ. Реакциянинг изобар потенциали:

$\Delta G = \Delta H^{\circ} - T\Delta S = 0q, eu = e = ii, r$ кЖ. Демак, стандарт ҳолатда бу реакция уз-узича содир бўла олмайди.

Назорат саволлари

1. Экзотермик ва эндотермик реакциялар деб нимага айтилади?
2. Г.И. Гесс қонунининг моҳиятини тушунтириб беринг?
3. Термохимиявий ҳисобларни мисолларда тушунтиринг?
4. Энтропия ва энталпия нима?
5. Кимйовий реакциянинг иссиқлик эффекти, системанинг ички энергияси, энталпия қандай ишоралар билан йозилади?

АНОРГАНИК БИРИКМАЛАРНИНГ ЭНГ МУХИМ СИНФЛАРИ.

Режа:

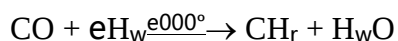
1. Оксидлар. Оксидларнинг турлари, олиниши ва хоссалари.
2. Кислоталар. Кислоталарнинг классификацияси, олиниши ва хоссалари.
3. Асослар, олиниши ва хоссалари.
4. Тузлар, уларнинг классификацияси, олиниши ва хоссалари.

Оксидлар

Элементларнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмаси *оксидлар* дейилади. Оксидларда кислород билан бириккан элемент доимо мусбат валентли,

кислород эса манфий валентли булади. (F_wO дан бошка бирикмаларда). Оксидлар *кимйовий* хоссаларига кура турт группа булинади` q) *асосли оксидлар*` w) *кислотали оксидлар*` e) *амфотер оксидлар* (булар туз хосил килувчи оксидлар ҳам дейилади)~ r) *туз хосил килмайдиган оксидлар* (масалан, NO ва CO туз хосил килмайди). Купинча бу оксидлар бетараф (индиферент) оксидлар ҳам дейилади, лекин бу тугри эмас, чунки улар ҳам кимйовий реакцияга киришади ва бирикма хосил килади.

Масалан`



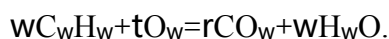
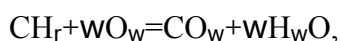
Оксидларнинг номланиши. Узгармас валентли элементлар оксидининг номи шу элемент номига оксид сузини кушиш йули билан хосил килинади. Масалан, K_wO калий оксид, Na_wO натрий оксид CaO кальций оксид, Al_wO_w алюминий оксид ва хоказо. Агар элемент узгарувчан валентлик намоён килса, унинг оксидини аташда шу элементнинг номийонига кавс ичида рим раками билан элементнинг валентлиги курсатилади ва охирига оксид сузи кушилади. FeO темир (II) - оксид Fe_wO_w темир (III) - оксид, CO углерод (II) –оксид, CO_w углерод (IV) –оксид ва хоказо.

Оксидларнинг олиниши. Оксидларни куйидаги усуллардан фойдаланиб олиш мумкин`

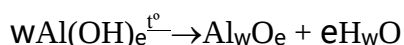
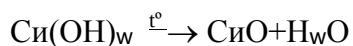
1. Металл ёки металлоидларнинг кислород билан бирикиш (бу жарайон *йониш* ёки *оксидланиш* дейилади)



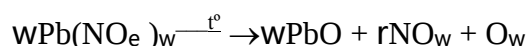
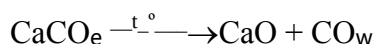
w. Мураккаб моддаларнинг кислородда йониши.



e. Гидрооксидларнинг парчаланиши`



4. Тузларнинг парчаланиши.



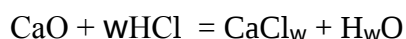
ва хоказо

А с о с л и о к с и д л а р. Кислоталар ёки кислота оксидлари билан узаро таъсирлашиб, туз хосил киладиган оксидлар асосли оксидлар дейилади.

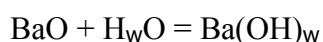
Ишкорий ва ишкорий – ер металланинг оксидлари (Li_wO , CaO , MgO , BaO ва хоказо) сувда яхши эрийди. Металл оксидларининг ҳаммаси ҳам асосли оксидга мисол булавермайди. Айрим металллар кислотали, асосли ва амфотер оксид ҳосил қилиши мумкин. Масалан, CrO асосли Cr_wO_w кислотали, MnO асосли MnO_w амфотер MnO_e ва Mn_wO_u кислотали оксид ҳисобланади. Оксид таркибида ион боғланиш кучсизланиб, ковалент боғланиш кучайган сари оксиднинг характери узгариб, аввал амфотер, кейин кислотали хоссаларни намоён қилади~ бошқача айтганда, элементнинг оксидловчилик хоссаси ортиши билан унинг характери амфотер ёки кислотали оксид хоссасига ўтиб боради. Масалан, K_wO , CaO , Al_wO_e , SiO_w , N_wO_t , SO_e , Cl_wO_u қаторда оксидларнинг кислоталик хоссаси кучаяди.

К и м й о я в и й х о с с а л а р и.

1. Асосли оксидлар кислоталар билан реакцияга киришиб, туз ва сув ҳосил қилади (нейтралланиш реакцияси). Масалан`



2. Асосли оксидлар сув билан реакцияга киришиб асос ҳосил қилади. Масалан`



3. Асосли оксидлар кислотали оксидлар билан реакцияга киришиб, туз ҳосил қилади`

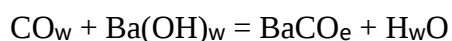
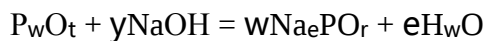


в. К и с л о т а л и о к с и д л а р. Асослар ёки асосли оксидлар билан узаро таъсирлашиб, туз ҳосил қиладиган оксидлар *кислотали оксидлар* дейилади. Кислотали оксидларни ангидридлар деб ҳам аталади. Металлоидлар ва оксидловчилик хоссаси кучли булган металмасларнинг оксидлари кислотали оксидларга мисол булади, масалан`  $\text{SO}_w$ ,  $\text{SO}_e$ ,  $\text{CO}_w$ ,  $\text{N}_w\text{O}_e$ ,  $\text{P}_w\text{O}_t$ ,  $\text{NO}_w$ ,  $\text{CrO}_e$   $\text{SiO}_w$ ,  $\text{Cl}_w\text{O}_u$  ва ҳокзо. Купчилик кислотали оксидлар сувда эриб, айна элементнинг кислородли кислотасини ҳосил қилади. Масалан`

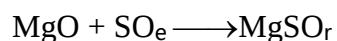


Баъзи кислотали оксидлар сувда эримайди (масалан, SiO_w). Кислородли кислоталардан сув ажралиб олинса, кислотали оксид ҳосил булади. Ҳосил булган оксид эса айна кислотанинг ангидриди дейилади.

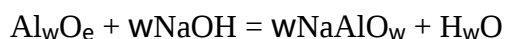
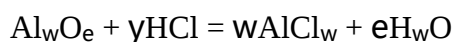
1. Кислотали оксидлар асослар билан реакцияга киришиб, туз ва сув ҳосил қилади.



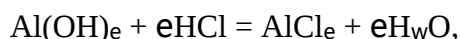
w. Кислотали оксидлар асосли оксидлар билан узаро таъсирлашиб, тух хосил килади.



е. А м ф о т е р о к с и д л а р. Кислоталар билан асосли оксид сифатида, асослар билан кислотали оксид сифатида реакцияга киришиб, туз ва сув хосил киладиган оксидлар *амфотер оксидлар* дейилади. Амфотер оксидларга куйидагилар мисол була олади` ZnO , SnO , PbO , As_wO_e , Cr_wO_e , Al_wO_e , Si_wO_e , MnO_w ва хоказо. Барча амфотер оксидларнинг амфотерлик хоссалари бир хил эмас. ZnO кислота ва ишкорларда осон эрийди. Демак, бу оксиднинг кислоталик ва асослик хоссалари бир хил. SnO_w нинг кислотали хоссаси кучлироқ, асосли хоссаси эса кучсизроқдир. Амфотер оксидларнинг амфотерлик хоссасини Al_wO_e мисолида тушунтирамиз~



Al_wO_e хлорид кислота билан асосли оксид сифатида, ишкор билан кислотали оксид сифатида реакцияга киришиб, туз ва сув хосил килади. Баъзи ээлементнинг гидроксидларида амфотерлик хоссаси намоён булади~ масалан`

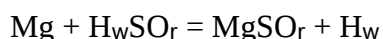
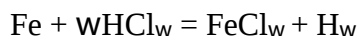


Бу реакцияда алюминий гидроксид кислота сифатида реакцияга киришади. $\text{Al}(\text{OH})_e$ кислотали мухитда асос сифатида, асосли мухитда эса кислота сифатида ионланади.



Кислоталар

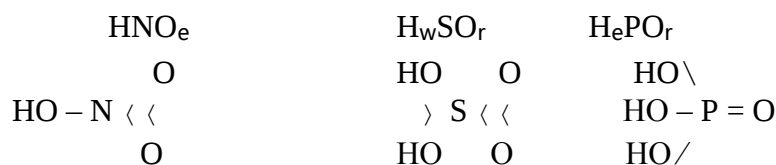
Кислоталар таркибида водород атоми булган ва унинг урнини металл атоми натижасида туз хосил киладиган мураккаб моддалардир. Масалан`



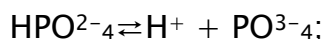
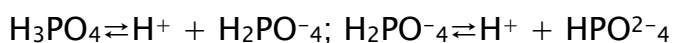
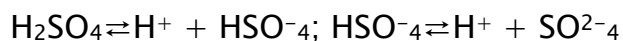
Металлга урнини берадиган водороднинг сонига караб кислоталар хар хил негизли булади. Агар кислота таркибидаги водород атомларидан биттасини металлга алмаштира, бундай кислота бир негизли (HCl , HF , CH_eCOOH , HNO_e HClO_w), иккитасини алмаштира, икки негизли (H_wSiO_e , H_wSO_r , $\text{H}_w\text{C}_w\text{O}_r$, H_wS , H_wCrO_u), учтасини алмаштира уч негизли (H_ePO_r , H_eAsO_r , H_wBO_e) булади ва хоказо $\text{H}_r\text{P}_w\text{O}_u$ турт негизли кислота, чунки у $\text{Mg}_w\text{P}_w\text{O}_u$ таркибли туз

хосил кила олади. Лекин баъзи кислоталар таркибидаги водород атомларининг хаммаси ҳам металлга алмашинавермайди. Масалан, CH_3COOH бир негизли кислота, чунки унинг таркибидаги карбоксил группанинг (COOH) водородига металлга алмашади. Унинг тузлари CH_3COONa , CH_3COOK лардир.

H_wCO_e уз таркибидаги иккита водород атоми ни металл атомига алмаштира олади (Na_wCO_e). Шунинг учун бу кислота икки негизли кислота хисобланади. H_ePO_r уз таркибидаги иккита водород атоми ни металл атомига алмаштира олади (Na_wPO_r)~ шунинг учун бу кислота уч негизли кислотадир. Кислоталарнинг тузилиш формулаларини йозиш учун дастлаб марказий элемент белгиси йозилиб, белги атрофига элементнинг валентлигига тенг сондаги чизиклар чизилади ва бу чизикларга кислород белгиси бирлаштирилади. Кислотанинг негизлигини курсатувчи водород атомлари эса марказий элемент атомига кислород оркали боғланади. Масалан`



Сувдаги эритмаларда бир негизли кислоталар бир боскичда куп негизли кислоталар бир неча боскичда ионланади`



Кислоталар асосан икки турга` кислородли ва кислородсиз кислоталарга булинади. Агар кислота молекуласида кислород атомлари булса, бундай кислоталар кислородли кислоталар дейилади. Масалан, HMnO_r , H_wSiO_e , H_wSO_r , H_eAsO_r , H_ePO_r , HClO_e , H_wCO_e , H_wSO_e ва хоказо.

Агар кислота молекуласида кислород атомлари булмаса, бундай кислоталар (масалан` HCl , HF , HI ва хоказо)

Номланиши. Кислородсиз кислоталарни номлашда кайси элемент кислота хосил килган булса, аввал уша элементнинг номи айтилиб, охирига *ид* кушимчаси кушилади. Масалан, HCl –хлорид кислота, HF – фторид кислота, H_wSe – селенит кислота, HCN – цианид кислота.

Кислородли кислоталарни номлашда кислотанинг латинча номи асос килиб олинади, бунда кислотани хосил килган элементнинг валентлигига караб номи ҳам турлича булади. Масалан`

HClO – гипохлорит кислота, HClO_w – хлорид кислота, HClO_e – хлорат кислота, HCqO_r – перхлорат кислота, H_wSO_r – сульфат кислота, $\text{H}_w\text{S}_w\text{O}_i$ – персульфат кислота, H_ePO_r – фосфат кислота, $\text{H}_r\text{P}_w\text{O}_u$ пиррофосфат кислота.

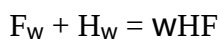
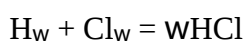
HClO_r да хлорат кислотага $\text{H}_w\text{S}_w\text{O}_i$ да сульфат кислотага нисбатан кислород атомларининг нисбий микдори куп булганлиги учун уларнинг номи олдида пер кушимчаси кушилган. Масалан HCqO_r перхлорид кислота деб аталади.

Олиниши. q. Кислотали оксидларга сув таъсир эттириб олинади.

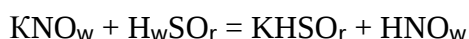
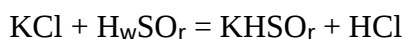
Масалан $\text{P}_w\text{O}_t + e\text{H}_w\text{O} = w\text{H}_e\text{PO}_r$



w. Металмасларга водородни бириктириб олинади.



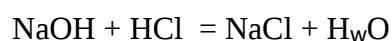
e. Тузларга бошка кислоталар таъсир эттириб олинади



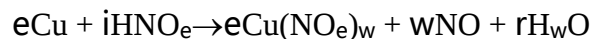
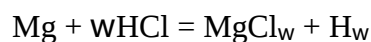
Физик хоссалари. Оддий шароитда кислоталар суюк ва каттик моддалар холида булиши мумкин. Масалан HN_e , H_wSO_r , H_ePO_r , CH_eCOOH суюк $\text{H}_w\text{C}_w\text{O}_r$, H_eBO_e эса каттик моддалардир. Кислоталарнинг деярли хаммаси сувда эрийди. Кислоталарнинг купчилиги терини куйдиради ва нордон мазага эга.

К и м й о в и й х о с с а л а р и.

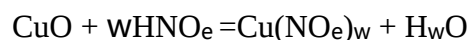
q. Кислоталар асослар билан нейтралланиш реакциясига киришиб, туз ва сув хосил килади.



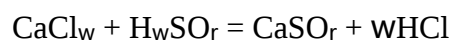
w. Кислоталар металллар билан реакцияга киришиб, туз хосил килади



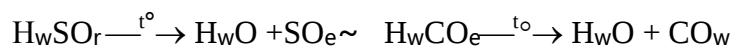
e. Кислоталар асосли оксидлар билан реакцияга киришиб, туз хосил килади



r. Кислоталар тузлар билан реакцияга киришиб, янги кислота ва янги туз хосил килади



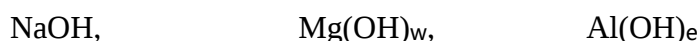
t. Кислородли кислоталар киздирилганда сув билан ангидридга ажралади



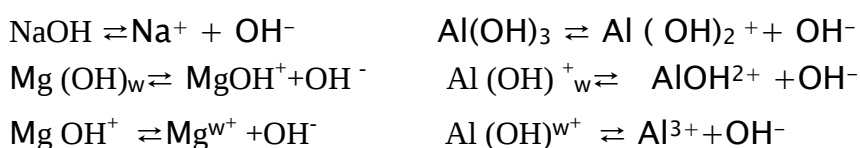
у.Кислоталар кук лакмусни кизартиради, метилоранж сарик рангини кизартиради~ фенолфталеин эса кислоталарда рангсизлигича колади.

АСОСЛАР

Асослар молекуласи металл атоми ва бир гидроксил группадан таркиб топган мураккаб моддалардир. Уларда металл атоми доимо мусбат валентлик (катион), гидроксид группа эса манфий валентлик (анион) намойон килади. Гидроксид группанинг сони металлнинг валентлигига тенг булади. Масалан`



Асослар молекуласидаги гидроксид группа сонига караб бир ёки бир неча боскич билан диссоциланади. Масалан`



Асослар сувда яхши эрийдиган ва ёмон эрийдиган асосларга булинади. Ишкорий металллар ва ишкорий-ер металлларининг гидроксидлари сувда яхши эрийди ва яхши диссоциланади. Сувда жуда яхши эрийдиган асослар ишкорлар дейилади. Масалан` LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ba(OH)_w, Ra(OH)_w ишкорлар хисобланади. Ишкор терини уяди, шиша, ёгооч ва кийимни емиради. Шунинг учун ҳам уларни уювчи ишкорлар ҳам дейилади.

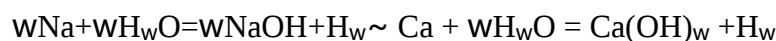
Даврий системадаги I ва II группасининг йонаки группача ва III, IV, V, VI, VII, VIII группа металлларининг гидрооксидлари сувда ёмон эрийди, улар асослар жумласига киради.

Н о м л а н и ш и . q. Агар металл битта гидрооксид хосил килса, тугридан тугри металл номи айтилиб, охирига гидрооксид сузи кушилади. Масалан` NaOH-натрий гидрооксид ~ Ca(OH)_w-калций гидрооксид.

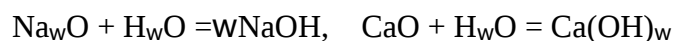
w. Агар металл икки ёки ундан ортик гидрооксид хосил килса металл номи айтилиб, кейин металлнинг валентлиги рим раками билан йозилиб, охирига гидрооксид сузи кушилади. Масалан Fe(OH)_w – темир(qq)-гидрооксид ~ Fe(OH)_e – темир (III) гидрооксид.

Асосларда кислород атоми битта валенти билан металл атомига, иккинчи валенти билан водород атомига бирикади. Масалан` KOH(K-O-H), Mg(OH)_w (H-O-Mg – O-H) ва хоказо.

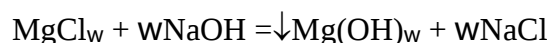
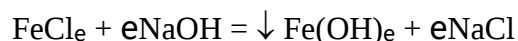
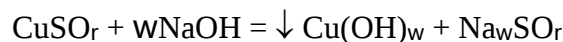
О л и н и ш и . Асослар бир неча усуллар йордамида олинади. Масалан` q). Актив металлларни сувга таъсир эттириб`



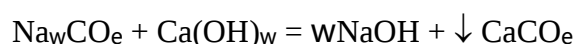
в) Асосли оксидларга сув таъсир эттириб`



е) Сувда йомон эрийдиган асослар олиш учун тузларга ишкор таъсир эттирилади.

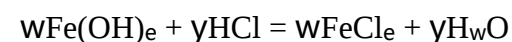
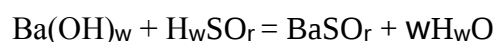
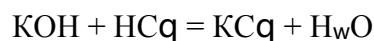


Бу усул билан сувда яхши эрийдиган асослар ҳам олиш мумкин. Бундай ҳосил булайотган туз сув ва ишкорда эримайди. Масалан`

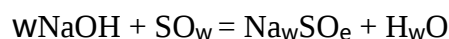
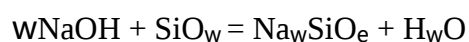


4. Баъзан тузлар эритмасини электролиз килиш билан ҳам асос ҳосил килинади. Ош тузи ёки хлорид эритмасидан узгармас ток утказилса, катодда водород, анодда эса хлор ажралиб чиқади, эритмада натрий ёки калий гидроксид қолади. Эритма буглатилса, каттик ҳолдаги NaOH ёки KOH олинади.

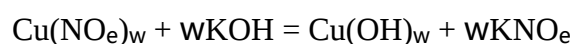
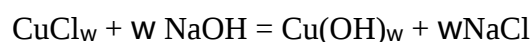
Кимйовий хоссалари. қ. Сувда яхши эрийдиган асослар ва сувда йомон эрийдиган асослар кислоталар билан реакцияга киришиб, туз ҳосил қилади.



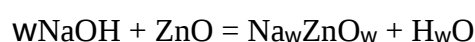
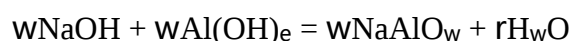
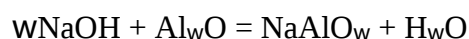
в. Асослар кислотали оксидлар билан реакцияга киришиб, туз ҳосил қилади.



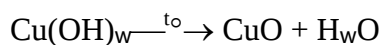
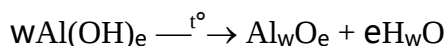
е. Асослар амфотер оксид ва амфотер гидроксидлар билан реакцияга киришиб, туз ҳосил қилади.



г. Асослар амфотер оксид ва амфотер гидроксидлар билан реакцияга киришиб, туз ҳосил қилади.



t. Ишкорлар юкори хароратга чидамли булади. Масалан, NaOH q_r00°C да парчаланмасдан кайнайди. Асосларнинг купчилиги киздирилганда металл оксиди ва сувга парчаланади`



Асос эритмасига кизил лакмус когоз тушурсак, у кукаради, фенол фтален эритмасидан бир-икки томчи томизсак, сарик рангга киради.

Тузлар

Молекуласи металл атоми ва кислота колдигидан таркиб топган мураккаб моддалар тузлар дейилади.

Тузлар молекулаларининг таркибига караб нормал, нордон, гидроксо тузларга, куш ва комплекс тузларга булинади.

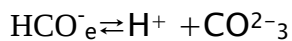
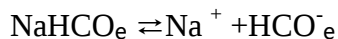
Н о р м а л тузлар. Кислота молекуласидаги водород атомлари металлга тулик урин алмашилиши ёки асослар таркибидаги гидроксид (OH) группа кислота колдигига тулик алмашилиши натижасида нормал тузлар хосил булади` Na_wSO_r , $MgSO_r$, $FeSO_r$, $NaCl$, $NaNO_e$, $NaNO_w$, $CaSO_r$, $CaCl_w$, $CaCO_e$, $MgCO_e$ ва хоказо. Ушбу формулаларда куришиб турибдики, нормал тузлар металл катиони билан кислота колдиги анионидан таркиб топган моддалардир. Шунинг хам нормал тузларни номлашда металл номи билан кислота номи асос килиб олинади. Масалан` $NaNO_e$ – натрий нитрат, $Al(NO_e)_e$ – алюминий нитрат, $Mg(NO_e)_w$ – магний нитрат, Na_ePO_r – натрий фосфат, $Ca_w(PO_r)_w$ кальций фосфат ва хоказо.

Агар бир металл битта кислота билан икки ёки бир неча туз хосил килса, бундай тузларни номлашда аввал металл номи айтилиб, кавс ичида рим раками билан металлнинг валентлиги курсатилади, сунгра кислота номи айтилади. Масалан` $FeSO_r$ – темир (II)-сульфат, $Fe(NO_e)_w$ – темир (II) нитрат, $Fe(NO_e)_e$ темир (III) нитрат ва хоказо.

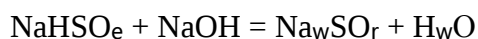
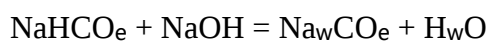
Нормал тузлар техник номлар билан билан хам аталиши мумкин. Масалан` $NaCl$ –ош тузи, Na_wCO_e – сода, K_wCO_e поташ $K_wSO_r \cdot Al_w(SO_r)_e \cdot X \cdot wH_wO$ аччиктош, $CuSO_r \cdot tH_wO$ (мис купориси) $KN O_e$ – калий селитра ва хоказо.

Нордон тузлар. Кислота таркибидидаги водород атомларининг бир кисми металлга алмашилишидан хосил булган махсулот нордон туз (гидротуз) дейилади. Икки ёки ундан ортик негизли кислоталар нордон тузлар хосил килади. Масалан натрий гидросульфат $NaHSO_r$ кальций гидрокарбонат $Ca(HCO_e)_w$ ва хоказо. Бир негизли кислоталар эса факат нормал туз хосил килади.

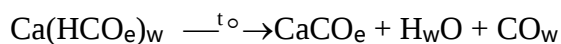
Нордон тузлар сувдаги эритмаларда икки боскичда (металл ҳамда водород) катион ва битта (кислота колдиги) анион хосил килши билан диссоциаланади`



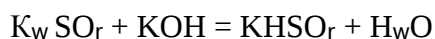
Нордон тузлардаги водород металл атомларига урин бера олади, натижада, нормал тузлар хосил булади, масалан`



Нордон тузлар киздирилганда узидан сув ажратиб чикаради ва нормал тузга утади, масалан`



Олиниш у с у л л а р и. қ. Кислоталарга кам микдорда ишкор кушиш билан нордон туз хосил килиш мумкин`



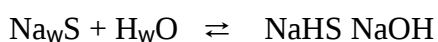
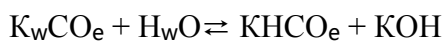
в. Тузларга оз микдорда кислота кушиб туз хосил килиши мумкин`



е. Асосларга мул микдорда кислотали оксид таъсир эттириш йули билан ҳам нордон туз хосил килинади, масалан`



г. Бир валентли металл билан икки асосли кислота колдигидан хосил булган тузларни гидролизга учратиш йули билан ҳам нордон тузлар олиш мумкин`



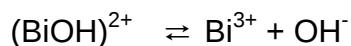
Н о м л а н и ш и. Нордон тузларни номлашда нормал тузлардаги каби аввал металл номи айтилиб, кейин би йоки гидро кушимчаси кушган холда кислота номи айтилади`  $\text{NaHCO}_e$ - натрий бикарбонат йоки натрий гидрокарбонат,  $\text{Ca}(\text{HCO}_e)_w$  –кальций бикарбонат йоки кальцийгидрокарбонат. Агар нордон туз таркибидаги водород атомининг сони иккита булса, гидро кушимчаси дигидро кушимчаси билан алмаштирилади. Масалан` $\text{Ca}(\text{H}_w\text{PO}_r)_w$ – кальций дигидрофосфат, NaH_wPO_r -натрий дигидрофосфат.

Металлга урин берадиган водороднинг металлга алмашган сонига караб бирламчи, иккиламчи, учламчи тузлар дейилади. Масалан` NaH_wPO_r -,бирламчи

натрий фосфат, Na_wHPO_r -иккиламчи натрий фосфат, Na_ePO_r -учламчи натрий фосфат.

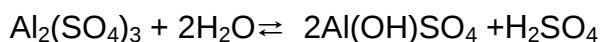
Гидроксо -тузлар. Молекуласи таркибида металл атоми ва кислота колдигидан ташкари гидроксид (OH) группаси булган мураккаб моддалар гидроксо тузлар деб аталади. Масалан $\text{Cr}(\text{OH})_w\text{NO}_e$, $\text{Fe}(\text{OH})_w\text{Cl}$, $\text{Al} \cdot \text{OHSO}_r$, $\text{Ni} \cdot \text{OHSO}_r$, $(\text{CuOH})_w\text{CO}_e$, $\text{Al}(\text{OH})_w\text{Cl}$. Гидроксо –тузларни асос таркибидаги гидроксид группанинг бир кисми кислота колдигига алмашинишидан хосил булган махсулот деб караш мумкин.

Гидроксо-тузлар дисоциланганда металл катиони, кислота колдиги ва гидроксил анионига диссоциланади~ масалан`

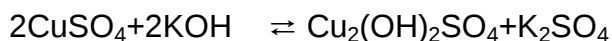
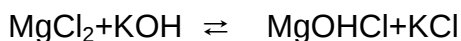


Гидроксо тузлар сувда ёмон эрийди.

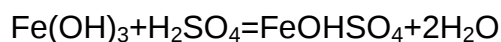
О л и н и ш и. 1 Гидроксо-тузлар нормал тузларнинг гидролизи натижасида хосил булади.



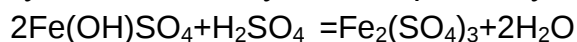
2.Нормал тузлар асослар билан реакцияга киришиб гидроксо-тузлар хосил килади:



3.Асослар билан оз микдордаги кислоталарнинг узаро таъсиридан гидроксо-тузлар хосил булади, масалан:

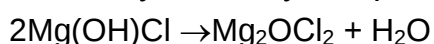


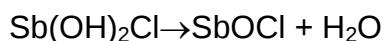
Агар кислота ортикча куйилса,хосил булган гидроксо туз нормал тузга утади:



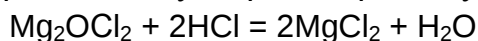
Гидроксо-тузларни номлашда аввал металл номи айтилиб, «гидроксо» сузи кушилади,сунгра кислота номи айтилади. Агар туз таркибидаги гидроксид группанинг сони бирдан куп булса, уларнинг сони тегишлича ди, три, тетра ва хакозо кушимчалар билан курсатилади, Масалан $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ темир дигидроксохлорид, $\text{Ti}(\text{OH})_3\text{Cl}$ –титан тригидроксохлорид, $\text{Ni}(\text{OH})\text{NO}_3$ –никель гидроксонитрат.

Гидроксо – тузлар киздирилганида ёки умуман вақт утиши билан таркибидаги сув молекулаларини чиқариб, оксо – тузларга айланади:



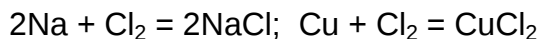


Оксотузлар ҳам асослар хоссасини намоён килади. Бинобарин, кислота таъсирида оксотузларни нормал тузга айлантириш мумкин.

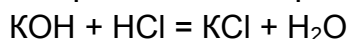


О л и н и ш и. Туз олишнинг бир неча усуллари бор. Уларда энг муҳимларини куриб чиқамиз.

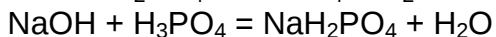
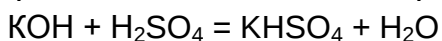
1. Металларга металмасларни таъсир эттириш.



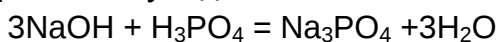
2. Асосларга кислоталар таъсир эттириш:



Бу реакция н е й р а л л а н и ш реакцияси дейилади. Куп негизли кислотага асос эттирилганда қандай турдаги туз ҳосил қилиши реакция учун олинган кислота билан асоснинг нисбий миқдорига боғлиқ. Агар мул миқдорда кислота олинса, нордон туз ҳосил бўлади.

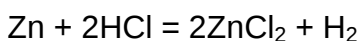


Реакция тенгламасига тенг миқдорда кислота ва асос олинса, нормал тузлар ҳосил бўлади.

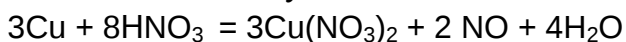


Агар кислота бир негизли бўлса фақат нормал туз ва асос ҳосил бўлади.

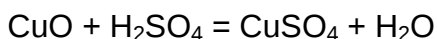
3. Металлга кислота таъсир эттириб ҳам туз ҳосил қилиш мумкин:



Металл билан кислота орасидаги реакциядан ҳамма вақт ҳам водород ажралиб чиқавермайди, чунки металларга кислоталар таъсир эттириб туз олиш реактивнинг кимёвий хоссаларига, концентрациясига боғлиқ. Оксидловчи хоссага эга бўлган кислоталар металлар билан реакцияга киришганда водород ажралиб чиқмаслиги мумкин.



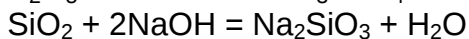
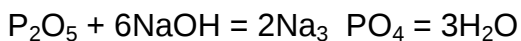
4. Асосли оксидларга кислоталар таъсир эттириб.



5. Асосли оксидларга кислотали оксидлар таъсир эттириб:

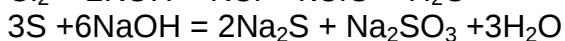


6. Кислотали оксидларга асослар таъсир эттириб.

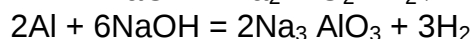
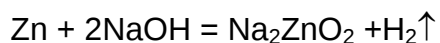


7. Металмасларга ишқорлар таъсир эттириб ҳам туз олиш мумкин.

Галогенлар, олтингугурт ва бошқа элементларга ишқор таъсир эттириб, кислоталарнинг тузларини ҳосил қилиш мумкин, масалан:

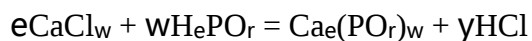


8. Амфотер оксид хосил киладиган металлга ишкор таъсир эттириб туз хосил килинади:

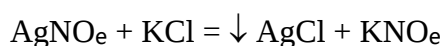
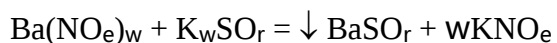


1. Тузларга кислоталарни таъсир эттириб, туз хосил килинади. Тузга кислота таъсир

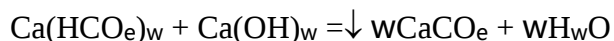
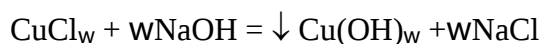
эттирилганда янги туз ва янги кислота хосил булади. Реакциянинг бориши учун олинган кислота кучлироқ ёки камроқ учувчан булиши керак.



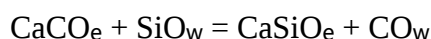
10 . Тузларга тузларни таъсир эттириб ҳам туз олиш мумкин. Бу усул анча кенг кулланиладиган усуллардан биридир. Бунда реакция охиригача бориш учун хосил булайотган махсулотлардан бири чуқмага тушиш керак`



2. Тузларга ишкорларни таъсир эттириш йули билан ҳам туз олиш мумкин. Бу реакция натижасида янги туз ва янги асос хосил булади. Бу реакциядан, асосан, асосларни олиш ва нордон тузларни нормал тузларга айлантиришда фойдалинилади`



qв. Тузларга кислотали оксидлар таъсир эттириш билан`



Бу реакциялар купинча киздириш йули билан боради.

qe. Металмасларнинг тузлар билан реакцияга киришишидан ҳам туз хосил булади.



Назорат саволлари

1. Оксидлар синфига кандай бирикмалар киради ва уларнинг формулалари кандай йозилади?
2. Оксидлар олишнинг хар хил усулларини ва кимйовий тенгламаларини йозинг?
3. Кислоталар синфига кандай бирикмалар киради? Кислородли ва кислородсиз кислоталарнинг молекуляр ва тузилиш формулаларини йозинг.
4. Кислоталар кандай ионларга парчаланади ва кислоталарнинг асослиги нима билан белгиланади?
5. Асослар синфига кандай бирикмалар киради?

6. Асосларнинг умумий хоссаларини характерлайдиган кимйовий реакцияларнинг тенгламаларини йозинг?
7. Кандай бирикмалар тузлар синфига киради?
8. Нормал, нордон, асосли ва кушалок тузларга мисоллар келтиринг.

КОМПЛЕКС БИРИКМАЛАР

Режа.

- 1.Вернер координацион назариясининг асосий қойдалари.
- 2.Комплекс бирикмалардан буйок моддалар сифатида фойдаланиш.
- 3.Комплекс бирикмалар усимлик ва хайвонотолами хайотида муҳим роли

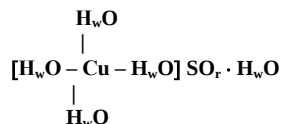
Баъзи мураккаб моддалар бошқа мураккаб моддалар билан реакцияга киришиб янада мураккаброк моддалар ҳосил қилади. Ҳосил бўлган моддалар XqX асрнинг охирларида комплекс бирикмалар деб аталадиган бўлди.

Комплекс бирикмалар ҳосил бўладиган жарайоннинг моҳиятини тушуниб олиш учун қиёе йилда швейцария кимйогари А.Вернер таклиф қилган ва Л.А.Чугаев, И.И.Черняев, А.А.Гринберг ва бошқалар томонидан тулдирилган координацион назария билан қисқача танишиб утамыз. Бу назариянинг асосий бандлари қуйидагилардан иборат:

1. Комплекс бирикмалардаги ион ёки атомлардан бири марказий ион (ёки марказий атом) ҳисобланади ва уни комплекс ҳосил қилувчи деб аталади.
2. Комплекс ҳосил қилувчи марказий ион (ёки атом) атрофига маълум сон қарама-қарши зарядли ионлар ёки қутбланган молекулалар (яъни лигандлар) жойлашади.(бошқача айтганда улар координацияланади).
3. Марказий ион (атом) лигандлар билан бирга комплекснинг ички сферасини ҳосил қилади.
4. Марказий ион (атом) билан бевосита бириккан лигандлар сони w, r, u, i га тенг бўлади .
5. Марказий ион (атом) дан узоқроқ жойлашган ионлар комплекснинг ташқи сферасини ташкил қилади.

Комплекс бирикмаларда марказий ион (атом) билан лигандлар орасидаги кимйовий боғланиш табиати икки хил бўлиши мумкин. Лигандлар комплекс ҳосил қилувчига нисбатан қарама қарши зарядли заррачалар бўлгани учун комплекс бирикмада марказий ион билан лиганд орасида электростатик тортишув қучлар орқали боғланиш амалга ошади. Мисол тариқасида натрий алюминий (аниқроқ айтганда натрий тетрагидроксид – алюминат) $Na[Al(OH)_4]$ ни қуриб чиқамиз. Бу бирикмада марказий атом – алюминий асосан мусбат зарядга, лиганд гидроксид ионлар эса – манфий зарядга эга.

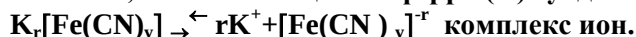
Лиганд сифатида қутбли молекулалар ҳам бўлиши мумкин. Масалан, мис (qq)-сульфатнинг кристалл гидратида сув молекулалари узининг манфий қутби орқали мусбат зарядланган марказий ион – мис (II) –ионига тортилади. Буни схематик равишда қуйидагича ифодалаш мумкин:



Марказий атом билан лигандлар орасида худди аммоний ионидаги каби донор-акцептор механизмига мувофиқ ковалент боғланиш намоён бўлади.

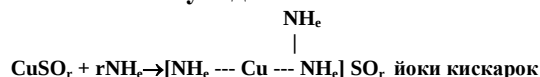
Қупчилик комплекс бирикмалар электролитлар жумласига киради.

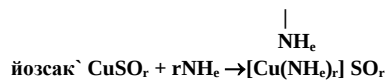
Масалан, калий гексациан – ферра (II) сувдаги эритмада қуйидагича диссоциланади:



Шуни айтиб ўтиш керакки, комплекс бирикмалар диссоциланганда комплекс ионлар ҳосил бўлади. Уларнинг диссоциаланиш даражаси жуда кичик. Амалда комплекс бирикмалар билан танишиб олиш учун қуйидаги тажрибаларни бажариш керак.

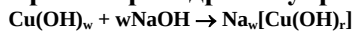
1. Агар мис (II)-сульфат эритмасига аммиакнинг концентранган эритмасидан мул микдорда қушилса, суюқлик тук зангори тусга киради, чунки бу вақт $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ таркибли комплекс ион ҳосил бўлади:





Сув буглантириб юборилгандан кейин эритмадан тук зангори кристаллар курунишида комплекс бирикма ажралиб чиқади, унинг таркибида $[\text{Cu}(\text{NH}_e)_r]\text{SO}_r$ формула билан ифодаланади. Бу комплекс бирикманинг таркиби худди мис (II) – сульфатнинг кристалл гидрати таркибига ухшайди. Уларнинг бир-биридан фарқи шундаки, тетрааква мис (II) – сульфат гидратида лигандлар сувнинг кутбли молекулалари булгани холда тетраамин мис (II) – сульфат гидратида кутбли аммиак молекулаларидир.

в. Мис (II) – гидроксидга концентранган натрий гидроксид ёки калий гидроксид кушилганда чуқма эрийди ва зангори бинафша тусли эритма, яъни миснинг комплекс бирикмаси – натрий тетрагидросо куприт ҳосил бўлади.



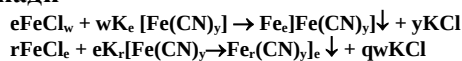
Жуда куп органик моддалар, хусусан, аминларнинг сувга ва кислоталарга таъсир этишида ҳосил булган маҳсулотлар ҳам комплекс бирикмалар жумласига қиради. Масалан, метиламин CH_eNH_w ва фениламин анилин) кислоталар билан тузлар – метиламмоний хлорид $\text{CH}_e\text{NH}_w \cdot \text{HCl}$ ва вириламмонийхлорид $\text{C}_7\text{H}_7\text{NH}_w \cdot \text{HCl}$ ҳосил қилади. Бу тузлар тузилиши жихатидан комплекс бирикмалар жумласига қиради. Улар координацион назарияга мувофиқ қуйидаги тузилишга эга



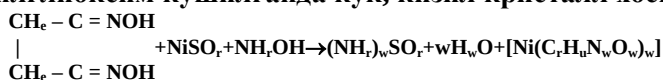
Бу бирикмаларда азот комплекс ҳосил қилувчи ролини бажаради, водород атомлари ва метил ҳамда фенил радикаллари – лигандлар бўлиб, бу бешта заррача комплекс бирикманинг ички сферасини ташкил қилади. Унинг ташки сферасига хлорид ионлар жойлашади.

Хайот амалиётида катта аҳамиятга эга булган купгина органик моддалар ҳам комплекс бирикмалардан иборатдир. Улар жумласига гемоглобин, хлорофилл, фермент, витаминлар ва бошқа моддалар қиради.

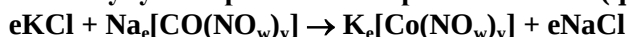
Ишлатилиши. қ Улар ионларни аниқлаш учун аналитик кимёда ишлатилади. Масалан, Fe^{w+} , Fe^{e+} , Ni^{w+} ва Co^{e+} ионларнинг бор йуқлигини қуйидаги реакциялар йордамида аниқланади



Кучсиз ишқорий муҳитга эга булган никель (II) – сульфат эритмасига е-г томчи диметилглиоксим кушилганда қуқ, қизил кристалл ҳосил



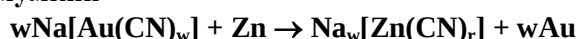
Бу реакция Чугаев реакцияси номи билан юритилади. Никелни модда таркибида бор-йуқлигини аниқлаш учун натрий гексанитрокобальтиат (qqq) ишлатилади



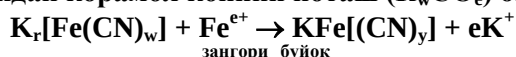
Баъзи металлари (лантаноидларни) бир-биридан ажратиш ва юқори даражада тоза металллар (олтин, қумуш ва хоқазолар) олиш учун комплекс бирикмалардан фойдаланилади. Масалан, кварц ва қумдан олтинни ажратиб олишда купинча олтиннинг натрий цианид билан комплекс туз ҳосил қилишидан фойдаланилади. Чунки олтин қислород иштирокида NaCN билан сувда яхши эрийдиган комплекс ҳосил қилади

$$r\text{Au} + i\text{NaCN} + \text{O}_w + w\text{H}_w\text{O} \rightarrow r\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_w] + r\text{NaOH}$$

Эритмага утган комплекс таркибидаги олтинни рух йордамида эркин холда ажратиб олиш мумкин



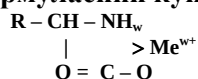
е. Комплекс бирикмалардан буйок моддалар сифатида фойдаланилади. Таркибида темир тузлари булган зангори буйок qu0r йилда Дисбах томонидан қорамол қонини поташ (K_wCO_e) билан қиздириш натижасида ҳосил қилинган



Бу модда лак билан аралаштириб ишлатилади. Ҳозирги вақтда хром, кобальт ва миснинг органик моддалар билан ҳосил қилган буйоклар куп ишлатилмоқда.

г. Комплекс бирикмалар усимлик ва хайвонотлами хайотида муҳим роль уйнайди. Узок вақт мобайнида усимлик, хайвонот ҳамда инсон организмларида кимйовий жихатдан фаол биологик системалар бунёдга қелган. Буларнинг қуқчилигини металлорганик бирикмалар ташкил қилади. Тирик организмларда учрайдиган

энг содда комплекслар металлнинг аминокислоталар билан ҳосил қилган комплекслардан иборат. Улар таркибидаги аминокислота - икки дентатли лиганд вазифасини бажаради. Уларнинг формуласини қуйидагича ёзиш мумкин.



Бу бирикмалар узининг табиати жихатидан беш аъзоли халкалар эканлиги юқоридаги формулалардан қуриниб турибди. Бу комплексларнинг барқарорлиги қуйидаги тартибда ўзгаради: $\text{Ca}^{w+} < \text{Mg}^{w+} < \text{Fe}^{w+} < \text{CO}^{w+} < \text{Zn}^{w+} < \text{Ni}^{w+} < \text{Cu}^{w+}$. Бу комплекслардан организмнинг бошқи мураккаб бирикмалари хлорофилл ва гемоглобин ҳосил бўлади. Витаминларнинг баъзилари комплекс бирикмалар таркибига қиради. Улар тирик организм ҳайотида муҳим аҳамиятга эга. Академик А.А.Гринберг ташаббуси ва проф. М.А.Азизов раҳбарлигида Тошкентда биология жихатдан актив комплекслар урганшига қиришилди. Лигандлар сифатида аминокислоталар марказий атом сифатида кобальт, темир, рух қаби оралик металллардан фойдаланилади. Ҳосил қилган моддаларнинг қупчилиги тиббийот учун катта аҳамиятга эга дорилардир. Масалан, никотин кислота (витамин РР) ва кобальт (II) хлориддан ҳосил қилган модда «Коамид» ва $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_w\text{Ci}_w]$ таркибли комплекс бирикма саротон касаллигини даволашда зарурий дори сифатида ишлатилмоқда.

КИМЕВИЙ РЕАКЦИЯЛАР ТЕЗЛИГИ.

KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT

РЕЖА :

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

Kimyoviy reaksiyalar tezligi xaqidagi va bu tezlikka turli faktorlarning ta'sirini tekshiradigan ta'limotga kimyoviy kinetika deyiladi. Kimyoviy kinetikaning asosiy maqsadi, kimyoviy jarayonda yuqori reaksiya tezligini va maksimal mikdorda kerakli maxsulotni olishni boshqarishdan iboratdir.

Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar (yoki ulardan biri) konsentrasiyalarining vaqt birligi ichida uzgarishi bilan ulchanadi. Masalan, $\Delta t = t_2 - t_1$ vaqt birligida reaksiyada ishtirok etayotgan moddalardan bittasining konsentrasiyasi $\Delta C = C_2 - C_1$ kamaysa, u xolda kimyoviy reaksiyaning o'rtacha tezligi quyidagicha ifodalanadi:

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

Konsentrasiya deganda biz xajm birligida bo'lgan 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 bo'ladi. Shunday qilib, kimyoviy reaksiya tezligini ulchashda moddalar konsentrasiyasini mol/l xisobida, vaqt birligi esa sekund, minut, soat, sutkalar xisobida olinadi. Reaksiya tezligini topishda reaksiyaga kirishayotgan moddalarning yoki reaksiya maxsulotlarining konsentrasiyalari uzgarishini bilishning farqi 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 boshqa faktorlarga bog'liq.

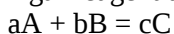
Reaksiya tezligiga reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentrasiyalari katta ta'sir kursatadi. Gomogen (bir jinsli) sistemalar qatoriga masalan, gazlar aralashmasi, tuz yoki kand eritmasi (umuman eritmalar) kiradi. Fizikaviy yoki kimyoviy xossalari jixatidan o'zaro farq qiladigan va bir-biridan chegara sirtlar bilan ajralgan ikki yoki bir necha qismlardan tuzilgan sistema geterogen (kup jinsli) sistema deb ataladi. Masalan, suv bilan muz o'zaro aralashib ketmaydigan ikki suyuqlik (bir idishdagi simob va suv) va qattiq jismlarning aralashmalari geterogen sistemalaridir. Getegeron sistemalarning boshqa qismlaridan chegara sirtlar bilan ajralgan gomogen qismi faza deb ataladi. Demak, gomogen sistema bir fazadan, geterogen sistema esa bir necha fazadan iborat ekan.

Reaksiya tezligiga konsentrasiya ta'sir etishining sababi shundaki, moddalar orasida o'zaro ta'sir bo'lishi uchun reaksiyaga kirishuvchi moddalarning zarrachalari bir-biri bilan tuknashadi. Lekin

tuknashishlarning xammasi xam kimyoviy reaksiyaga olib kelavermaydi. Barcha tuknashishlarning oz qismigina reaksiyaga olib keladi. Vakt birligi ichida yuz beradigan tuknashishlarning soni o'zaro tuknashayotgan zarachalarning konsentrasiyalariga proporsional bo'ladi. Bu son qanchalik katta bulsa, moddalar orasidagi o'zaro ta'sir shunchalik kuchli bo'ladi. Ya'ni kimyoviy reaksiya shunchalik tez boradi.

Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentrasiyalari ko'paytmasiga tugri proporsionaldir. Kimyo uchun nixoyatda muxim bo'lgan bu koida 1867 yilda Norvegiyalik ikkita olim Guldberg xam Vaage tomonidan taklif etilgan bo'lib, massalar ta'siri qonuni deyiladi. Bu qonunga muvofiq $A+B = C$ reaksiyasi uchun $V=K.[A][B]$ bo'ladi. 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, $V=K$ bo'ladi. Demak, K- reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentrasiyalari birga teng bo'lgandagi tezlik, ya'ni solishtirma tezlikdir. K ning kiymati reagentlarning, ya'ni reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga, temperaturaga va katalizatorga bog'liq bo'lib, konsentrasiyaga bog'liq emas. Reaksiyaning tezliklari K ning kiymati bilan takkoslanadi.

Agar reagentlarning stexiometrik koeffitsiyentlari birdan boshqa bulsa, masalan:



uchun massalar ta'siri qonunining matematik ifodasi kuyidagicha bo'ladi:

$V=K[A]^a[B]^b$ Massalar ta'siri qonunidan 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 O₂ ning konsentrasiyalari a va v ga teng bulsin. Bu xolda: $V=K[NO]^2[O_2]$ yoki $V=Ka^2b$ bo'ladi. Xajmning ikki marta kamayishi natijasida konsentrasiya ikki marta oshadi; endi [NO] urniga 2[NO] va [O₂] urniga 2 [O₂] olish kerak;

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

demak, tezlik 8 marta oshadi.

Atom va molekular galayonlangan xolatga utganida, ularning reaksiyaga kirishish qobiliyati kuchayadi. Zarrachalarni galayonlashtirish uchun, masalan, temperaturani oshirish, bosimni ko'paytirish, reaksiyaga kirishayotgan moddalarga rentgen nurlari, ultrabinafsha nurlari, gamma nurlar ta'sir ettirish kerak bo'ladi.

Temperatura xar 10°S ga oshganda reaksiyaning tezligi 2-4 marta oshishini dastlab, Vant-Goff tajriba asosida ta'rifladi. Faraz kilaylik, biror reaksiyaning tezligi xar 10°S da 2 marta yoki 100% ortsin. Agar 0°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 bo'ladi. 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 V₀ bilan, t°dagi tezlikni V_t bilan belgilasak, reaksiya tezligining temperatura bilan uzgarishi

$$Vt_2 = Vt_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

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 Na₂S₂O₃ bilan sulfat kislota eritmalari orasida boradigan reaksiyani:



20° va 30°S larda utkaziladi. Reaksiyada S chukmasi xosil bo'lishi sababli eritma loykalanadi. 30° da reaksiya 20°S dagiga qaraganda kariyb 2 marta kam vaqt ichida tugaydi.

Kimyoviy reaksiya sodir bo'lishi uchun zarrachalar o'zaro tuknashishi kerak. Molekulyar kinetik nazariyaga muvofiq, molekular orasida bo'ladigan 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 tashqari ba'zi moddalar odatdagi temperaturada uzoq vaqt aralash xolda bulsa xam, ular orasida kimyoviy reaksiya sodir bo'lmaydi. Lekin aralashma kizdirilsa reaksiya ancha tez boradi. Bunda turli reaksiyalarning tezligi turlicha bo'ladi. Agar molekular orasida bo'ladigan xar qaysi tuknashish natijasida kimyoviy reaksiya borsa, barcha reaksiyalar xam tez sodir bo'lishi kerak edi. Bularning xammasi e'tiborga olinib, massalar ta'siri qonuniga kushimcha sifatida, aktivlanish nazariyasi deb ataladigan nazariya kiritildi. U nazariyaga binoan, molekular orasidagi bo'ladigan tuknashuvlar natijasida kimyoviy reaksiya vujudga kelavermaydi, faqat ortikcha energiyaga ega bo'lgan aktiv molekular orasidagi tuknashuvlar reaksiyani vujudga keltiradi. Bu nazariyani D.V.Alekseyev, S.Arrenius va boshqa olimlar rivojlantirgan.

Demak, xar qaysi tuknashuv natijasida reaksiya bormaydi, faqat aktiv molekular orasida tuknashuvlar natijasida reaksiya boradi. Chunki, ikki zarracha o'zaro tuknashganda kimyoviy reaksiya sodir

bo'lishi uchun bu zarrachalar orasidagi masofa elektronlar bulutlar bir-birini koplaydigan darajada kichik bo'lishi kerak. Shu vaqtdagina elektronlarning bir-moddadan ikkinchi modaga utishi, yoki kayta gruppalanishi va natijada yangi moddalar xosil bo'lishi mumkin. Lekin zarrachalar bir-biriga bu kadar yaqin masofaga kelishiga ikki zarrachadagi elektron qavatlarining o'zaro karshilik kuchlari xalakit beradi. Bu karshilik kuchlarini katta energiyaga ega bo'lgan aktiv zarrachalar yenga oladi. Aktivmas zarrachalarni aktiv xolatga utkazish uchun energiya talab kilinadi. Aktivmas zarrachalarni aktiv xolatga utkazish uchun, ularga berilishi zarur bo'lgan kushimcha energiya ayni reaksiyaning aktivlanish energiyasi deyiladi. Aktivlanish energiyasi kkalG'mol xisobida ifodalanadi. Uning son kiymati aktiv molekullarning o'rtacha energiyalari bilan dastlabki moddalarning o'rtacha energiya kiymatlari orasidagi ayirmaga teng.

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

Aktivlanish energiyasi reaksiyada ishtirok etadigan moddalarning tabiatiga bog'liq:

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

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

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

Reaksiya tezligini uzgartiradigan lekin reaksiya natijasida kimyoviy jixatdan uzgarmaydigan modda katalizator deb, katalizator ishtirokida reaksiya tezligining uzgarishi esa kataliz deyiladi. Kataliz gomogen va geterogen bo'lishi 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 angidrid - SO_2 xavo kislorodi bilan reaksiyaga kirishib, sulfat angidrid SO_3 xosil qiladi. Bu reaksiyada azot (II)-oksid NO katalizatorlik vazifasini utaydi.

Ushbu reaksiyada ishtirok etuvchi moddalar xam gaz xolatida bo'lib, bir fazani tashkil etadi. Gomogen katalizda katalizatorning ta'siri oralik maxsulotlar xosil bo'lishi xaqidagi nazariya bilan tushuntiriladi, ya'ni katalizator avvalo reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarning birontasi bilan reaksiyaga kirishib, mustaxkam bulmagan oralik maxsulot xosil qiladi. Sungra oralik maxsulot reaksiya uchun olingan ikkinchi modda bilan aktiv reaksiyaga kirishib, natijada katalizator kaytarilib – erkin xolda ajralib chiqadi.

Reaksiya $A+B=AB$ $SO_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) = SO_3(g)$

Oralik maxsulot $K+B=KB$ $NO(g) + \frac{1}{2}O_2(g) = NO_2(g)$

Katalizatorning $A+KB=AB+K$ $SO_2(g) + NO_2(g) = SO_3(g) + NO(g)$

asliga kaytishi

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

1) $C_2N_5ON = C_2N_4 + H_2O$; 2) $C_2N_5ON = CH_3CHO + H_2 \uparrow$

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

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

$SO_2 + \frac{1}{2}O_2 = SO_3$

Geterogen nazariyasiga kura katalizator yuzasida reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentrasiyasi ortib, molekullarning o'zaro tuknashuv sonini oshiradi.

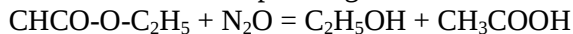
Suyuq va qattiq modda yuzasiga boshqa moddalarning yutilishi adsorbsiya deyiladi. Adsorbsiya xodisasi sirt yuzada bo'lganligi uchun sirt yuzasi katta bo'lgan qattiq modda yaxshi adsorbent xisoblanadi. Adsorbsiya modda yuzasini xamma joyida emas, balki ayrim nuktarlari boradi. Adsorbsiya boradigan bunday nuktarlar aktiv markazlar deyiladi. Aktiv markazlar umumiy yuzaning juda kichik qismini 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 tashqari reaksiya tezligini kamaytiruvchi (manfiy) katalizatorlar xam bor, ular ingibitorlar deyiladi. Ingibitorlar sifatida xinon, gidroxinon va kurgoshin tetraetil va boshqa moddalar ishlatiladi. Ular asosan metallar korroziyasini, ozik-ovkat maxsulotlarining (konserva xilidagi) buzilishini, kauchukning oksidlanishini sekinlashtiradi va boshqa

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.

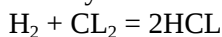
Ba'zi reaksiyalar avval sekin borsada, keyin tezlashadi. Bunday reaksiyada xosil bo'lgan maxsulotlarning biri katalizator rolini uynaydi, natijada reaksiya tezligi ortadi. Bu xodisa avtokataliz deb ataladi. Masalan, murakkab efinring gidrolizlanish prosessida sirka kislotasining dissosilanishidan xosil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



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

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

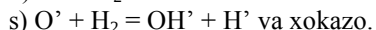
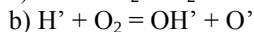
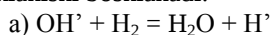
Zanjir reaksiyaga HCL ning xosil bo'lish mexanizmi yakkol misol bula oladi. Reaksiya yoruglik ta'sirida nixoyatda tez ketadi:



Energiya kvanti hφ ning CL₂ ga yutilishi natijasida galayonlangan CL atomi radikal xosil bo'ladi. Fotokimyoviy dissosilanish yordamida CL₂+hφ =2CL (aktiv markaz xosil bo'ladi)ga aylanadi. Xosil bo'lgan CL radikali H₂ molekulasi bilan oson reaksiyaga kirishadi:

CL' +H₂=HCL + H' (zanjirning usishi). H uz navbatida CL₂ molekulasi bilan oson reaksiyaga kirishib H' + CL₂ = HCL + CL' (zanjirning usishi) ni xosil qiladi. Agar H+CL= 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 mokofotiga sazovor bo'lgan.

Tarmoklangan zanjirli reaksiyalarda bitta aktiv zarracha bir necha aktiv zarachalarni xosil qiladi. Bu nazariya akademik N.N.Semyonov tomonidan yaratilgan. Masalan, O₂ N₂ bilan reaksiyaga kirishganda galayonlangan vodorod molekulasi kislorodga ta'sir etadi va kuyidagi N₂+O₂=ON' +ON' reaksiya sodir bo'ladi. Shundan so'ng zanjirning tarmoklanishi boshlanadi:



Oxirgi ikki (b,c) reaksiya shuni kursatadiki, binta erkin radikal bir necha radikal xosil qiladi. Uz navbatida bu radikallarning xar biri zanjirning zvenosini davom ettirishi mumkin. Zanjir usishiga sharoit yaratilganda, zanjirning tarmoklanishi shunday tez boradiki, masalan, yopik xajmda H₂ bilan O₂ yoki xavo aralashmalarida reaksiya portlash bilan borib, sekundning mingdan bir ulushida tamom bo'ladi.

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 qullaniladigan kumush bromid yoruglikda parchalanib, kumush metali ajralib chiqadi. Kupgina buyoklarning rangi kuyosh nuri ta'sirida xiralashadi va xokazo.

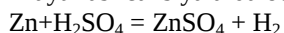
Rentgen nurlanish - ultrabinafsha nurning kvantiga nisbatan katta energiyaga ega bo'lgan fotonlarga ega. Rentgen nurlari bilan nurlanish atomni galayonlantiribgina kolmay, atomdan elektronning ajralishini yuzaga chikarib, ionlanishiga olib keladi. Gamma nurlar juda qisqa tulkin uzunlikka ega bo'lgan elektromagnit nurlanish xisoblanadi. U atom yadrosining radiaktiv yemirilishidan xosil bo'ladi. Bundan tashqari ikki elementar zarracha -elektron va pozitronlarning birikishi natijasida xam xosil bo'ladi: e⁻ + e⁺ = 2φ. Bu xodisa anigilyasiya xodisasi deyiladi. Gamma nurlanish katta energiyaga ega bo'lib, moddada yadro uzgarishlarigacha olib keladi.

Barcha kimyoviy reaksiyalarni umuman ikki turga bo'lish mumkin:

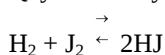
1) Bir yo'nalishda boradigan kaytmas reaksiyalar

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 qonuniga muvofiq 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: K₁- tugri reaksiya tezlik konstantasi

K₂- teskari reaksiya tezlik konstantasi

Reaksiyaning boshlanish davridagi tezligi, reaksiya uchun olingan dastlabki moddalar konsentrasiyalari ko'paytmasi bilan aniqlanadi, bunda tugri reaksiyaning tezligi maksimal qiymatga ega bo'ladi. Teskari reaksiya tezligi esa 0 ga teng bo'ladi. Tugri reaksiya tezligi vaqt 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 $V_1=V_2$ bo'ladi va sistemada kimyoviy muvozanat karor topadi. Demak, vaqt birligida xosil bulayotgan va parchalanayotgan HJ molekulalarining soni bir biriga teng bo'ladi:

$$V_1=V_2 \text{ yoki } K_1[H_2][J_2]=K_2[HJ]^2 \text{ yoki } \frac{K_1}{K_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

K_1 va K_2 uzgarmas qiymatlar bo'lgani uchun ularning nisbatlari xam uzgarmas qiymatdir, ya'ni:

$$K = \frac{K_1}{K_2}; \quad K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

bu yerda, K- kimyoviy muvozanat konstantasi deyiladi. Umumiy xolda kaytar reaksiya $aA+bB=cC+dD$ uchun muvozanat konstantasi kuyidagicha

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

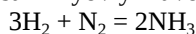
Agar kimyoviy muvozanatda turgan sistemaga, reaksiyada ishtirok etayotgan moddalardan birortasini kushsak, tugri va teskari reaksiya tezliklari uzgaradi, vaqt utishi bilan asta-sekin yana muvozanat karor topadi. Yangi muvozanat xolatda reaksiyada ishtirok etayotgan xamma moddalarning konsentrasiyalari dastlabki konsentrasiyalardan farq qiladi, lekin muvozanat konstanta uzgarmay koladi.

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

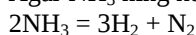
1) Reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentrasiyasi. 2) temperatura. 3) bosim (gazsimon moddalar bulsa). (Katalizator esa faqat reaksiya tezligini uzgartiradi). Ushbu parametrlarning birortasini uzgarishi kimyoviy muvozanatni siljishiga olib keladi. Tashki faktorlar (bosim, temperatura, moddalar konsentrasiyasi) dan birortasini uzgarishi natijasida muvozanatni qaysi 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 bo'lishi tomonga siljiydi. Masalan, NH_3 ni sintez qilishda H_2 yoki N_2 konsentrasiyalari oshirilsa kimyoviy muvozanat NH_3 xosil bo'lishi tomonga siljiydi, ya'ni tugri reaksiya kuchayadi:



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

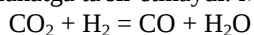


Demak, muvozanat xolatni ushbu $3H_2 + N_2 = 2NH_3$ tenglama shaklida yozish mumkin.

2. Temperaturaning ta'siri. Muvozanatdagi sistemaning temperaturasi oshirilsa, muvozanat endotermik reaksiya tomonga ya'ni issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiya tomonga siljiydi. Masalan, yuqori temperaturada (1000°) H_2 va O_2 dan H_2O xosil bo'lish reaksiyasida $2H_2+O_2=2H_2O +Q$ temperaturani 2000° gacha oshirsak, muvozanat suvning parchalanish reaksiyasi tomoniga siljiydi, chunki bu reaksiya issiqlik yutilishi bilan (endotermik) boradi.

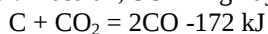
3. Bosimning ta'siri. Muvozanatdagi sistemaning bosimi oshirilsa, muvozanat xajm kamayadigan ya'ni molekulalar kam xosil bo'ladigan reaksiya tomonga siljiydi. Masalan, ammiak siyetazi reaksiyasida ishtirok etayotgan gazlar nisbati 1:3:2 dan iborat yoki $3H_2 + N_2 = 2NH_3$ ya'ni 4 xajm dastlabki gazlardan ikki xajm maxsulot xosil bo'ladi. Binobarin, bosim oshirilganda muvozanat NH_3 xosil bo'lish 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, SO_2 ning kaytarilish reaksiyasi:

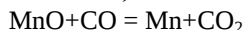


Keltirilgan kimyoviy sistemada qattiq (uglerod) va gaz (CO va CO_2) fazalar aralashmasi ishtirok etyapti. Demak sistema geterogen. Le-Shatelye prinsipiga kura: a) temperaturaning kutarilishi muvozanatni CO ortishi tomonga siljitadi, chunki CO_2 kaytarilishi ekzotermik prosessdir. b) temperaturani pasaytirsak, muvozanat chap tomonga siljiydi; v) bosimni oshirish muvozanatni xajm kamayadigan reaksiya ya'ni CO_2 xosil bo'lishi tomonga siljitadi, chunki chap tomonda gazsimon moddadan bir molekula, ung tomonda esa CO molekulasidan ikki molekula mavjuddir. Bu reaksiya muvozanatining matematik ifodasi kuyidagi kurinishga ega:

$$K = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

ya'ni muvozanat faqat gazsimon moddalarning nisbatlariga (konsentrasiyalariga) bog'liq.

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



ning muvozanati bosim uzgarishi bilan uzgarmaydi.

Yuqori (1000°, 10000°) temperaturalarda kimyoviy reaksiya tezligi shunchalik katta bo'ladiki, amalda ularni aniqlab bo'lmaydi. Bunda moddalar dissosilanishini kuchayishidan tashqari, juda murakkab moddalar xosil bo'ladi va ularning konsentrasiyasi temperatura kutarilishi bilan ortadi. Masalan, V_2O_5 buglarida V_4O_{10} , V_4O_8 , V_4O_{12} kabi moddalar xosil bo'ladi.

Temperatura qancha yuqori bulsa elementlar shuncha o'ziga xos bulmagan oksidlanish darajalarini namoyon etadi. Bunga sabab yuqori temperaturadagi buglar xosil bo'lishida tuyinmagan valentli radikallarning ishtirok etishidir. Masalan, suv bugida 2000° da H_2 , O_2 , $\text{OH}^\cdot$, $\text{H}^\cdot$ va O^{2-} bundan yuqori temperaturada esa, ionlanish maxsulotlari $\text{ON}^\cdot$, N^+ va O^{2-} lar bo'ladi.

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

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 bo'ladigan kimyoviy muvozanat.
- 5) Rentgen nurlanish
- 6) Fotokimyoviy reaksiyalar

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 qaynash va muzlash temperaturalari

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

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

Eritmaning yoki erituvchining ma'lum og'irlik 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 bo'lgan eruvchi modda mikdori xisoblanadi.

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

bu yerda C% - eritmaning og'irlik foizi, a-erigan modda og'irligi, v-erituvchining og'irligi. Eritma konsentrasiyasini mol-foizlar bilan ifodalash uchun 100 mol eritmada bo'lgan 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 og'irligi, M_2 - uning molekulyar og'irligi, n_1 - erituvchining gramm molekulalar soni.

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

g_1 - erituvchining og'irligi, M_1 - erituvchining molekulyar og'irligi.

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 bolsa 1M, 2mol moda erigan bolsa 2M eritma deyiladi. Molyar konsentrasiya quyidagi formo'la bilan ifodalanadi:

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

bunda Cn -molyar konsentrasiya;

□ - erigan moddaning grammlarda ifodalangan massasi

M - Erikan moddaning molekulyar massasi

V - eritmaning millilitrda ifodalangan xajmi

3. Bir litr eritmada erigan moddaning mikdori garmm-ekvivalentlar soni bilan ifodalanishiga normal konsentrasiya deyiladi va H xarfi bilan belgilanadi. Agar 1 litr eritmada 1gr-ekv modda erigan bolsa, 1H, 0.1 gr-ekv modda erigan bolsa, desinormal, 0.1H eritma deyiladi. Normal konsentrasiya quyidagi formo'la 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.

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

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 molekulalari erituvchi molekulalarining kutblariga tortilishi natijasida erish prosessi boshlanadi. Erish vaqtida erish prosessiga karshi kristallanish prosessi xam sodir bo'ladi. Eritmaga utgan zarrachalar qattiq jism sirt bilan uchrashganda qattiq jismga tortilib, kaytadan krisstallanadi. Demak, bu yerda ikki karama karshi prosess boradi. Dastlab, erish prosesc tezlashadi. Ma'lum vaqt utgandan keyin ikkala prosess tezliklari bir-biriga barobar bo'lib koladi, ya'ni bir sekundda necha molekula eritmaga utsa, shuncha molekula kaytadan krisstallanadi. U vaqtda erigan modda bilan erimay kolgan modda orasida dinamik muvozanat karor topadi, eritma tuyinadi. Shunda qilib, erimay kolgan modda bilan cheksiz uzoq vaqt 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 bog'liq. Ayni moddaning ma'lum temperaturada 100 gr erituvchida erib tuyingan eritma xosil qiladigan og'irlik 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 mutlakko erimaydigan moddalar bo'lmaydi. Xatto oltin va kumush xam juda oz darajada bulsa xam suvda eriydi.

Gazlarning suyuqliklarda eruvchanligi Genri qonuni bilan ifodalanadi. Bu qonunga muvofiq uzgarmas temperaturada ma'lum xajm suyuqlikda erigan gazning og'irlik miqdori shu gazning bosimiga tugri proporsional bo'ladi.

$$m = k \cdot p$$

m- ma'lum xajmdagi suyuqlikda erigan gazning og'irligi

p- gaz bosimi

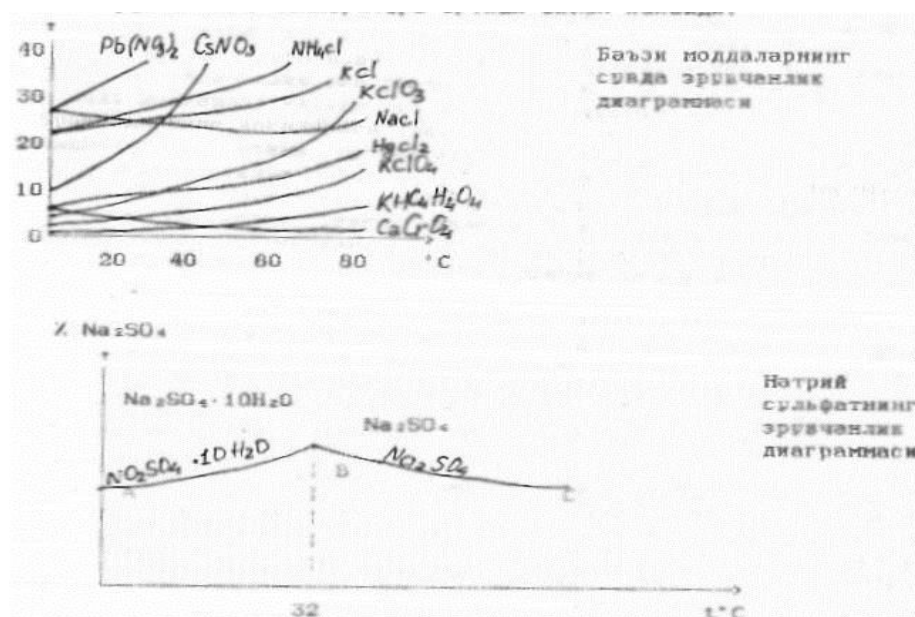
k- proporsionallik koeffitsiyenti

Gazlar aralashmasi eritilganda xar qaysi gaz mustakil ravishda eriydi, ya'ni bir gazning erishiga aralashmadagi boshqa gazlar xech kanday xalal bermaydi, erish gazning porsial bosimiga proporsional bo'ladi. (Genri-Dalton qonuni) Genri va Genri-Dalton qonunlariga suyuqlik bilan kimyoviy reaksiyaga kirishmaydigan gazlarga (past bosimda) buysunadi, 1 litr erituvchida t da va r bosimda eriy oladigan gaz xajmi gazning eruvchanlik koeffitsiyenti deyiladi. Temperatura kutarilganda gazning suyuqlikda eruvchanligi kamaya boradi, chunki gazning suyuqlikda erishi kupincha issiqlik chikarish bilan boradi.

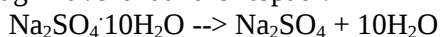
Suyuqliklarning suyuqliklarda erishida uch xol bo'lishi mumkin:

1. Suyuqliklar o'zaro istalgan nisbatda aralashadi (masalan, suv bilan spirt);
2. Suyuqliklar o'zaro ma'lum chegaradagina aralashadi (suv bilan fenol);
3. Suyuqliklar o'zaro aralashmaydi (suv bilan simob). Suyuqlikning suyuqlikda erishi temperatura ortishi bilan ortadi, lekin bosim uzgarganda kam uzgaradi. Erish nixoyatda katta (1000 atm) bosim kulanilgandagina ko'paya boshlaydi.

Kattik jismning suyuqlikda eruvchanligi uzgarmas bosimda temperatura ortishi bilan ortadi, lekin qattiq modda eriganda issiqlik chiksa, bu moddaning eruvchanligi temperatura ortishi bilan kamayadi.



Yukoridagi eruvchanlik diagrammasida absissalar ukiga t° , ordinatalar ukiga 100 gr suvda erigan modda miqdori kuyilgan. Diagrammaning chizigida yotuvchi xar qaysi 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 bo'lishi 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 miqdori eritmadan ajralib chiqadi. Ba'zi xollarda eruvchanlik diagrammasida chizikning sinishi kursatiladi. Masalan, Na_2SO_4 to'zining 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 krisstalgidrat xosil bo'ladi; lekin 32.38°S dan yuqori temperaturada buglantirsak Na_2SO_4 kristallariga ega bulamiz.

Shunday qilib, eruvchanlik diagrammasini urganish orqali eritmada borayotgan kimyoviy jarayonlar xaqida tugri xulosa chikarish mumkin. Eritmalarning xossalariga eritmada diffuziya, osmos xodisalari, eritmalarning bug bosimi, muzlash va qaynash 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 qonuniyatlar chikarilgan.

1. Eritmalarda diffuziya juda sust boradi.
2. Diffuziya tufayli zarrachalar konsentrasiyasi yuqori bo'lgan joydan konsentrasiyasi kam bo'lgan joyga o'tadi, nixoyat sistema bir xil konsentrasiyaga erishadi.
3. Eritmalarda diffuziya tufayli og'irlik kuchi xam yengiladi: xar kanda og'ir tuz eritmasi ustiga suv solsak, og'ir zarrachalar yuqoriga kutariladi;
4. Diffuziya xodisasida ikkala modda zarrachalari bir-birining orasiga kirishadi. Agar erituvchi bilan eritma urtasiga yarimutkazgich parda kuysak, bu parda orqali erituvchi zarrachalari eritmaga utib uni suyultiradi erituvchi zarrachalarining yarim utkazgich parda orqali eritmaga utish prosessiga osmos deyiladi. Osmos xodisasi natijasida xar bir eritma ma'lum osmotik bosimga ega bo'ladi.

Suyultirigan eritmalarda bug bosimini kattaligi erigan moddaning konsentrasiyasiga va absolyut temperaturaga proporsional bo'ladi, bu bog'lanishni Vant-Goff gazlarning xolati tenglamasiga o'xshash tenglama bilan ifodalaydi.

$$P_{osm} = CRT$$

bunda: P_{osm} - eritmaning osmotik bosimi

C - eritmaning molyar konsentrasiyasi

R - gazlarning universal doimiysi

T - absolyut temperatura

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

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

bunda M-erigan moddaning molekulyar massasi.

m - erigan moddaning grammlarda ifodalangan massasi

V - eritmaning litrda ifodalangan xajmi

Berk idishdagi suyuqlik yuzasidagi bushlikda suyuqlikning buglanish va buglangan suyuqlikning kondensatlanishi orasida muvozanat vujudga keladi. Suyuqlik bilan muvozanatda bo'lgan bug tuyingan bug deyiladi. Tuyingan bugning idish devoriga beradigan bosimi shu suyuqlikning tuyingan bug bosimi deyiladi. Tuyingan bug bosimi temperaturaga bog'liq bo'lib, ayni moddaning xarakterli xususiyati xisoblanadi. Suyuqlikda uchuvchan bulmagan modda eritilsa, eritmaning bug bosimi P_1 toza erituvchining bug bosimi P ga nisbatan kamayadi. Bu farqni ($P-P_1$) 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 bo'ladi (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 yuqorirok temperaturada kaynaydi va pastrok temperaturada muzlaydi. Erituvchi bilan eritmaning qaynash temperaturalari orasidagi farqni eritmaning qaynash temperaturasining kutarilishi, muzlash temperaturalari orasidagi farqni esa eritmaning muzlash temperaturasining pasayishi deyiladi.

1000 gr erituvchida 1 mol modda eritilishidan xosil bo'lgan eritma muzlash temperaturasining pasayishi ayni erituvchi uchun uzgarmas kiymatga ega bo'lib, uni shu erituvchining krioskopik konstantasi (K_k) deyiladi.

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

Suyultirilgan eritmalar qaynash temperaturasining kutarilish yoki muzlash temperaturasining pasayishi Eritmaning molyar konsentrasiyasiga tugri proporsional bo'ladi (Raul qonuni).

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

bunda Δt_{muz} - eritma muzlash temperaturasining pasayishi

Δt_{qay} - eritma qaynash temperaturasi

C- eritmaning molyar konsentratsiyasi

Eritmaning molyal konsentratsiyasi ifodaga teng. Shuning uchun

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

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

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

Tayanch iboralar:

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

Nazorat soʻvollar:

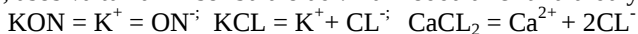
1. Chin eritmalar
2. Dagal dispers sistemalar
3. Moddalarning eruvchanligiga misollar
4. Foiz, molyar, normal, molyal konsentratsiyalarga misollar
5. Osmotik bosimga misollar
6. Eritmaning muzlash va qaynash temperaturasi misollar.
7. Diffuziya natijasida kelib chiqadigan qonuniyatlar
8. Tuyingan bug
9. Eritma qaynash temperaturasi kutarilishi
10. Eritma muzlash temperaturasi pasayishi

ELEKTROLITIK DISSOSILANISH NAZARIYASI МОДДАЛАРНИНГ ЭРУВЧАНЛИК КУПАЙТМАСИ.

R E J A :

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

Eritmalari yoki suyuqlanmalari elektr tokini utkazadigan moddalarni elektrolitlar deyiladi. Elektrolitlarga kislota, asos va tuzlar misol bula oladi. Bu moddalar eritmalar yoki suyuqlanmalarda 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 aniqlangan Vant-Goff va Raul qonunlarining matematik ifodasini elektrolitlarga kullashda tuzatma koeffitsiyent (bu koeffitsiyent Vant-Goffning izotonik koeffitsiyenti deb ataladi) ni (i) kiritish kerak. Uvaqtda Vant-Goff tenglamasi quyidagi kurinishga ega bo'ladi: $RqCRTi$. Raul qonunining tenglamasi $\Delta t = K_i C$ shaklida yoziladi. Izotonik koeffitsiyent tajribada topilgan osmotik bosim, elektrolit eritmasining bug bosimini, eritmaning muzlash temperaturasi kamayishining va eritma qaynash temperaturasi kutarilishi xuddi shu parametrlarning nazariy hisoblab topilgan qiymatlaridan necha marta kattaligini kursatadi, ya'ni

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

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

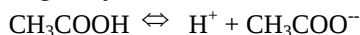
Shunday qilib, noelektrolit eritmalar uchun izotonik koeffitsiyent birga teng, elektrolit eritmaları uchun xamma vaqt birdan katta.

Shved olimi S.Arrenius (1887 y) elektrolit eritmalarining elektr utkazuvchanligi bilan Vant-Goff va Raul qonunlariga buysonmasligi orasida ichki bog'lanish bor degan xulosaga keladi. U elektrolit molekullari suvda eriganda ionlarga parchalanadi, deb taxmin qildi. Shunday qilib, elektrolitik dissosilanish nazariyasi vujudga keldi. Lekin bu nazariya elektrolit molekullarini ionlarga dissosilanish sababini tushuntirib berolmadi. Bu nazariya D.I.Mendeleyevning "gidratlar" nazariyasiga asoslangan. I.A.Kablukov va V.P.Kistyakovskiylarning ishlarida uz rivojini topdi. Elektrolit molekullarini parchalanishiga erituvchining kutblangan molekullari sabab bo'ladi. Anorganik moddalarning oddiy erituvchisi bo'lgan suv juda katta solvatlash xususiyatiga ega. Erituvchining kutblangan molekullari ularga tushgan elektrolit molekullarini urab olib, unda ichki bog'lanishni bushashtiradi, bu esa dissosilanishga olib keladi. Natijada eritmada gidratlangan ionlar paydo bo'ladi. Ionlarga parchalanish faqat suvda emas, balki boshqa kutbli erituvchilarda, masalan, suyuq ammiakda xam bo'lishi mumkin, u vaqtda dissosilanish maxsulotlari ionlarning solvatlari deyiladi.

Eritmaga utgan ionlar erituvchining kutbli molekullari bilan bog'langan bo'ladi va ionlarning solvatlarini xosil qiladi. Eritmada solvatlangan ionlar uzluksiz betartib xarakatda bo'ladi. (masalan, NaCl to'zining suvda erish prosessi). Krisstall panjarasi ionlardan iborat moddalardan tashqari kutbli molekullar xam ionlarga dissosilanadi.

Oddiy erituvchi suvning dielektrik utkazuvchanligi juda yuqori, bundan tashqari suv eng yaxshi ionlashtiruvchi erituvchidir. Suvning dielektrik utkazuvchanligi 80.1 ga teng. Bu shuni kursatadiki, kristalda bo'lgan 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 boshqa erituvchilarda dielektrik utkazuvchanlik o'rtacha kiymatga ega bo'ladi.

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



Elektrolitlar dissosilanish darajasi bilan xarakterlanadi.

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

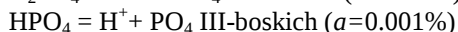
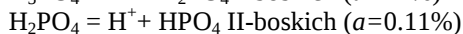
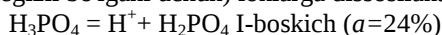
Kuchli elektrolitlarga dissosilanish darajasi 0.3 yoki 30% dan yuqori, kuchsiz elektrolitlarga esa dissosilanish darajasi 0.3 yoki 30% dan past bo'lgan moddalar kiradi. Dissosilanish darajasi konsentrasiyaga bog'liq bo'lib, eritma suyultirilgan sari ortadi. Chunki eritmaning kichik konsentrasiyasida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

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

bu yerda n - eritmada umumiy ionlar soni.

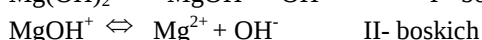
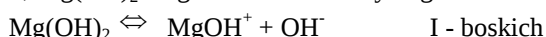
Masalan, CaCl_2 tuzi eritmada 1 ta Ca^{2+} ioniga va 2 ta Cl^- ioniga dissosilanadi, demak bu eritmada umumiy ionlar soni (n) 3 ga teng.

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



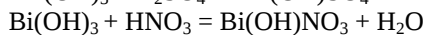
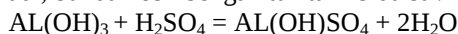
Dissosilanishning birinchi boskichi kuchli boradi, ikkinchisi kuchsizrok, uchinchi boskich esa juda kam kuchsiz bo'ladi. Neytral H_3PO_4 molekuladan vodorod ionini ajratib olish manfiy zaryadlangan H_2PO_4 ioniga nisbatan oson, HPO_4 ionidan esa H ionini ajratib olish kiyinrokdir.

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

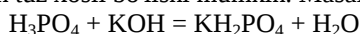


Kup negizli kislota va yuqori valentli metall asoslarining boskichli dissosilanishi nordon va asosli tuzlar xosil bo'lishini kursatadi.

Asosni neytrallash uchun kam mikdorda kislota olingan bulsa, asosning bir qism gidroksidi kislota koldigiga almashadi, bunda xosil bo'lgan tuz tarkibida suv koldigi bo'lib, u asosli tuz xosil qiladi. Masalan,

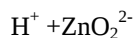
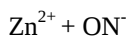
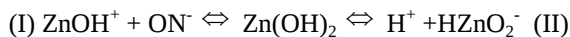


Agar asosdan kam mikdorda olingan bulsa, tarkibida metallga almashmagan kislota vodorodi bo'lgan nordon tuz xosil bo'lishi mumkin. Masalan:



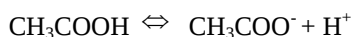
Amfoter elektrolitlar. Suvda kam eriydigan metallarning kup gidroksidlari kislotali muxitda asos kabi, asosli muxitda esa kislota kabi reaksiyaga kirishadi.

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



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

Kuchsiz elektrolit eritmalariga xuddi gomogen sistema muvozanatidagi kabi massalar ta'sir qonunini kullash va muvozanat konstantasi uchun ifoda yozish mumkin. Masalan, sirka kislotalarining eritmasida ionli muvozanat quyidagi 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 bo'lib, eritmaning konsentratsiyasiga bog'liq emas. Bunday qonuniyat kuchli elektrolit eritmalarida kuzatilmaydi. (ularda K konsentratsiya va temperatura uzgarishi bilan uzgaradi.)

Elektrolitik dissosilanish darajasi eritma konsentratsiyasi bilan uzgarganligi uchun kislota va asoslarning kuchini dissosilanish konstantasi bilan xarakterlash kabul kilingan. Bu konstanta qanchalik kichik bulsa, elektrolit shunchalik kuchsiz bo'ladi. Masalan, sirka kislota ($K=1.76 \cdot 10^{-5}$) chumoli kislotalardan ($K=1.8 \cdot 10^{-4}$) 10 marta kuchsizdir: sianid kislotalardan ($K=4.79 \cdot 10^{-10}$) esa 2600 marta kuchlidir.

Eritma konsentratsiyasi (C), dissosilanish darajasi (a) va dissosilanish konstantasi (K) bir-biri bilan Ostvaldning suyultirish qonuni orqali bog'langanligiga asoslanib, a ni xisoblash mumkin.

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

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

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

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

Kuchsiz elektrolitlarda a ning kiymati 1 ga nisbatan juda kichik: shuning uchun (1-a) kiymatini 1 ga teng deb olish mumkin. U xolda yuqoridagi ifoda $K = a^2 C$ kurinishga ega bo'ladi.

Eritmada ionlar konsentratsiyasi 1 l eritmada ionlarning mol sonlari (mol-ionG'l) bilan ifodalanadi. Uni avval g-ion/l shaklida ifodalab kelingan, uning kiymati 1 l eritmada ion massasiga teng. Masalan, 1g-ion/l SO_4^{2-} massasi 1 l eritmada 96 g SO_4^{2-} ionlari borligini kursatadi. Xoziri vaqtda g-ion/l ni mol-ion/l(yoki mol/l) bilan ifodalanadi.

Ionning gramm ekvivalenti uglerod birligida grammda va son jixatidan bitta ionning ekvivalentiga teng bo'lgan ifodasidir. Masalan, 1 g-ekv SO_4^{2-} ion 96/2=48 g teng (ion valentligi nq2 bo'lgani uchun) Tajriba natijalari kursatadiki, kuchli elektrolitlarning dissosilanishi massalar ta'sir qonuniga buysunmaydi. Kuchli elektrolitlar eritmalarida ionlarga to'lik dissosilanadi. (a=1)

Kuchli elektrolit eritmalar spektrlarini urganish eritmada dissosilanmagan molekular yukligini tasdiklaydi. Kristallarni rentgenografik urganish (masalan KCL ni), ular ionli kristall panjaraga ega ekanligini kursatadi. Kristall modda eritilganda kristall panjara yemiriladi va ionlar eritmaga o'tadi. Lekin elektr utkazuvchanlikni ulchash kuchli elektrolit eritmalarida to'lik dissosilanish mavjudligini tasdiklamadi, chunki eritmalarining elektr utkazuvchanligi faqat elektrolitning dissosilanish darajasiga bog'liq bo'lmay, ionlarning xarakat tezligiga xam bog'liqdir. Kuchli elektrolit eritmalarida ionlar soni juda kup va ular bir-biri bilan shunday yaqin masofada joylashganki, ular orasida elektrostatik tortishish va itarilish kuchlari vujudga keladi.

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

Effektiv dissosilanish darajasining kiymati, ionlar orasida o'zaro ta'sir kuchi bo'lgani uchun, guye elektrolit elektr tokini xuddi xamma ionlarga dissosilangandek utkazishini ("ion juftlari" xosil bo'lishini) kursatadi. Ionlar orasidagi kuchlar eritmaning osmatik bosimiga, muzlash va qaynash temperaturasiga, ionlarning kimyoviy reaksiyaga kirishish qobilyatiga va boshqa xossalarga xam ta'sir qiladi.

Kuchsiz elektrolit xossasini xarakterlovchi qonunlarning matematik ifodasini kuchli elektrolitlarga kullash uchun ionlar "aktivligini" yoki "aktiv konsentratsiyasini" aniqlash kerak. Ionning aktivligi deb, eritmaning ma'lum xossalari javob beradigan ionning effektiv konsentratsiyasi tushuniladi. Ionning aktivligi $-a_{ion}$ ionning konsentratsiyasi C_{ion} ga tugri proporsional

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

Bu yerda: f -proporsionallik koeffitsiyenti (uni aktivlik koeffitsiyenti xam deyiladi), a_{ion} C_{ion} lar mol/l bilan ifodalanadi. Odatda aktivlik koeffitsiyenti birdan kichik va faqat juda xam suyultirilgan eritmada 1 ga teng bo'ladi. Bu xolda $a_{ion} = C_{ion}$ Agar $f > 1$ bulsa, ionlar aktivligi ularning konsentrasiyasidan kichik bo'ladi.

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

Elektrolit eritmalarida reaksiya molekular orasida bormay, erigan moddaning ionlari orasida boradi. Elektrolit eritmalarida boradigan reaksiyalarni molekulyar tenglama kurinishida emas, balki ion tenglama kurinishida uch qatorda 1) molekulyar, 2) ion va 3) ionlar ishtirok etishini kursatadigan tenglama xolda ifodalanadi.

Elektrolit eritmalarida reaksiya borishi uchun:

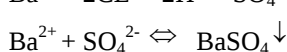
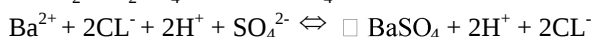
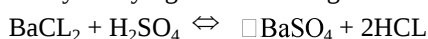
1) Kiyin eriydigan moddalar

2) gazsimon moddalar

3) kam dissosilanuvchi moddalar xosil bo'lishi kerak.

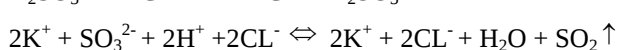
Agar shu moddalar xosil bulmasa reaksiya bormaydi

1. Kiyin eriydigan birikmaning xosil bo'lishi

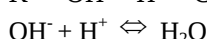
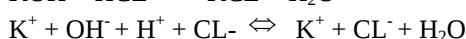
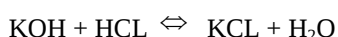


Agar reaksiyada bir necha kiyin eriydigan moddalar xosil bulsa, u xolda oldin juda kam eriydigan modda chukmaga tushadi.

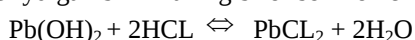
2. Gazsimon moddaning xosil bo'lishi.



3. Kam dissosilanuvchi moddalarning xosil bo'lishi.

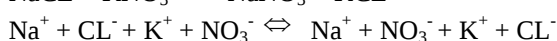
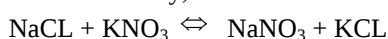


Eritmadagi chukma sirtida erigan moddaning ionlari bo'ladi. Agar kiyin eriydigan birikmaning biror soni ion erituvchi bilan biriksa, u xolda modda eriydi.



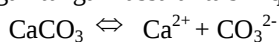
Bu misolda PbCl_2 chukmaga tushadi va kam dissosilanuvchi suv xosil bo'ladi, natijada $\text{Pb}(\text{OH})_2$ eriydi.

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



Eritmalar aralashtirmasdan va aralashtirilgandan keyin xam eritmada faqat Na^+ , K^+ , Cl^- , NO_3^- ionlar erkin xolda bo'ladi, Lekin eritma sovitilib, kristallarga aylanganida 4 ta tuzning aralashmasi xosil bo'ladi.

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



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

Muvozanat qattiq modda (CaCO_3) va eritmadagi ionlarning tuknashish sirtida sodir bo'lgani uchun $[\text{CaCO}_3]$ konsentrasiyasi uzgarmaydi. Uzgarmas temperaturada $K[\text{CaCO}_3]$ ko'paytmasi uzgarmas kattalik bo'lgani uchun uni EK bilan ifodalanadi:

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

Kattik fazaning sirtidagi tuyingan eritmadagi kam eruvchan birikmaning ionlar konsentrasiyasini ko'paytmasi biror temperaturada uzgarmas kiymat bo'lib, moddaning eruvchanlik ko'paytmasi (EK) deyiladi.

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

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

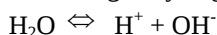
$$\text{EK}_{\text{CaCO}_3} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = 4.52 \cdot 10^{-9}$$

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

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

Eruvchanlik ko'paytmasi kiyin eriydigan elektrolitning umumiy eruvchanligi bilan bog'liqdir. 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 faqat bittasi ionlangan xolda bo'ladi. Lekin dissosilanish piroessining tezligi juda yuqori bo'lgani uchun ionlar orasida reaksiya juda tez boradi. Shuning uchun xam suvning dissosilanishi juda katta ahamiyatga ega Suvning dissosilanish konstantasi

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = 1.8 \cdot 10^{-16} \text{ ga teng}$$

Agar bir litrda $1000/18=55.56$ mol suv molekulasini bo'lishini xisobga olsak, unda kuyidagini yozish mumkin:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 1.8 \cdot 10^{-16} \cdot 55.56 = 1 \cdot 10^{-14}$$

Bu tenglama suvda va suv eritmalarida vodorod xamda gidroksid ion konsentrasiyasining ko'paytmasi 22°S da doimiy kiymat bo'lib, $K_{\text{H}_2\text{O}}$ bilan ishoralanishini kursatadi. $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 10^{-14}$ neytral muxitda:

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ H^+ va OH^- konsentrasiyasining ko'paytmasi faqat suv uchun emas, balki tuz, kislota, ishkorlarining suvli eritmaları uchun xam uzgarmas sonidir. Bu son suvning ion ko'paytmasi deyiladi. Suvning ion ko'paytmadan foydalanib xar kanday reaksiya muxitini (neytral, kislotali, ishkoriy) vodorod ionlari konsentrasiyasi bilan kursatish mumkin. Buning uchun kuyidagi xisoblash bajariladi:

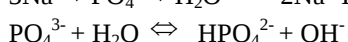
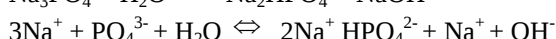
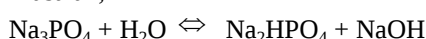
$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}; [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]}$$

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

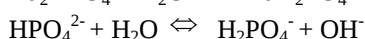
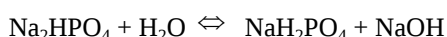
Tuzlarning gidrolizi deb, moddalarning suv bilan xar kanday o'zaro ta'siriga aytiladi. Amalda kupincha tuzlarning gidrolizi bilan ish tutishga tugri keladi. Agar kislotali vodorod metallga to'lik almasha, muxit neytral bo'lishi kerak. Lekin kuchli asos va kuchli kislotali xosil bo'lgan tuzlarga neytral muxitga ega bo'ladi. Boshqa 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 bo'ladi. Bu xodisani erigan tuz ionlarining suv ionlari bilan birlashtirish natijasida eritmada H^+ va OH^- ortib kolishi bilan tushuntirish mumkin. Lekin suvda H^+ va OH^- konsentrasiyasi juda oz bulsa xam, bu ionlar dissosilanmagan suv molekulasini bilan muvozanatda bo'ladi. Chunki, uzgarmas temperaturada suvning ion ko'paytmasi uzgarmasdir. Agar suv ionlaridan biri tuz ionlari bilan bog'lanib, muvozanat buzilsa, bu boshqa suv molekulasini dissosilanishga olib keladi, eritmada boshqa ionning konsentrasiyasi ortadi va natijada eritma kislotali yoki ishkorish muxitga ega bo'ladi. Tuzlar gidrolizlanishining sababi shundaki, tuzning kation va anionlari suvdagi H^+ va OH^- ionlarini bog'lab kam dissosilanadigan moddalar xosil qilishi tufayli $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ muvozanati ung tomonga siljiydi. Gidroliz reaksiyasini yozishda xamma vaqt kuchsiz elektrolit koldigi gidrolizga 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 gidroliz prosessini to'lik kursatadi. Kuyidagi asos va kislotalardan xosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchraydi.

1. Kuchli asos va kuchsiz kislotali xosil bo'lgan tuzlar.

Masalan,



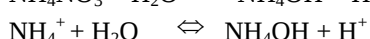
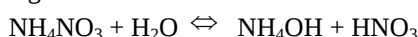
Kuchli asos va kuchsiz kislotali xosil bo'lgan tuz gidrolizlanganda nordon tuz va ishkor xosil bo'ladi:



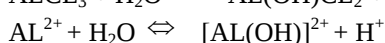
Eritmada erkin xolda ishkor yigilib kolgani uchun gidroliz kuchsiz kislota xosil bulguncha davom etmaydi.

2. Kuchsiz asos va kuchli kislotali xosil bo'lgan tuzlar

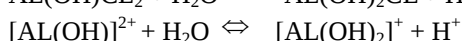
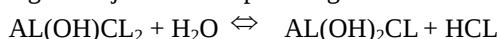
Agar kation va anion bir valentli bulsa, gidroliz natijasida asos va kislota xosil bo'ladi:



Kation kup valentli anion bir valentli bulsa, gidroliz natijasida asosli tuz va kislota xosil bo'ladi:

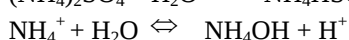
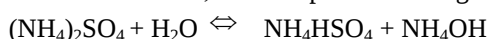


Agar suv juda xam kup bulsa gidroliz davom etadi:

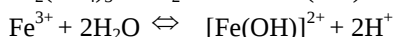
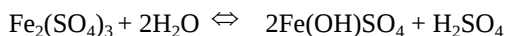


Eritmada H^+ ionlari yigilgani uchun gidroliz kuchsiz asos xosil bulguncha davom etmaydi.

Kation bir valentli, anion kup valentli bo'lgan xolda gidroliz natijasida NQ ioni va nordon tuz xosil bo'ladi:

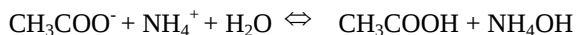
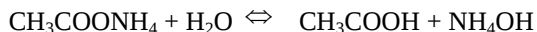


Kation va anion kup valentli bo'lganda gidroliz natijasida asosli tuz va kislota xosil bo'ladi.

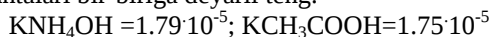


3. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan xosil bo'lgan tuzlar.

Eritma reaksiyasi asos va kislotaning nisbiy kuchiga bog'liq bo'ladi. Masalan, ammoniy asetatning gidroliz reaksiyasini kuraylik:



Bu reaksiyada muxit neytral ($\text{pH}=7$), chunki gidroliz natijasida xosil bo'lgan maxsulotlarning dissosilanish konstantalari bir-biriga deyarli teng:



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

U konsentrasiyaga bog'liq bo'lib suyultirilishi bilan ortadi. Masalan, Na_2SO_3 ni 0.1 n eritmasining $\beta=4.5$, 0.001 n eritmasiniki esa $\beta=34$ bo'ladi.

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.
6. Gidroliz darajasi va ta'sir etuvchi faktorlar.

OKSIDLANISH-KAYTARILISH REAKSIYALARI ELEKTROKIMYO ASOSLARI. OKSIDLANISH-KAYTARILISH REAKSIYALARINING TENGLAMALARINI ТУЗИШ

R E J A :

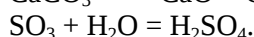
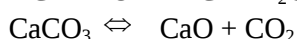
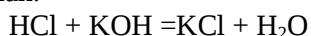
1. Oksidlanish va kaytarilish prosesslari
2. Oksidlanish darajasi
3. Asosiy oksidlovchi va kaytaruvchilar
4. Oksidlanish-kaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzish usullari
5. Elektrod potensial xaqida tushuncha.
6. Gazli elektrodlar.
7. Galvaniq elementlar nazariyasi.
8. Elektroliz.

Anorganik ximiyadagi barcha reaksiyalarni ikki turga bo'lish mumkin;

1. Reaksiyaga kirishuvchi elementlarning oksidlanish darajasi uzgarmay koladigan reaksiyalar.
2. Oksidlanish darajasi uzgarishi bilan boradigan reaksiyalar.

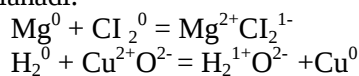
Birinchi tur reaksiyalarga almashinish, parchalanish va birikish reaksiyalari misol bula oladi.

Masalan:



Bu misollarda xech qaysi elementning oksidlanish darajasi uzgarmaydi.

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

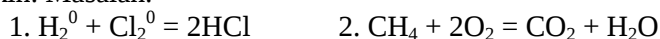


Element atomi oksidlanganda uning oksidlanish darajasi ortadi, kaytarilganda esa oksidlanish darajasi pasayadi.

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 o'zining eng yuqori oksidlanish darajasida (masalan S^{6+} , P^{5+} , Cu^{2+} , Mn^{7+} ionlarda) boshqa elektron yukota olmaydi va faqat oksidlovchi xossasini nomayon qiladi. Va aksincha, element atomi o'zining eng kichik oksidlanish darajasida o'ziga elektron kabul kila olmaydi va faqat kaytaruvchi (masalan, S^{2-} , N^{3-} , Cl^- , P^{3-} , J^- ionlari) xossasini namoyon qiladi. Agar element atomi o'zining o'rtacha oksidlanish darajasiga ega bulsa, u eritmaning muxitiga qarab yo oksidlovchi yoki kaytaruvchi xossasini namoyon qiladi.

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

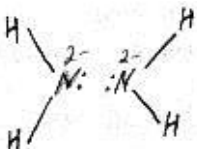


Birinchi reaksiyada vodorod va xlorning valentligi reaksiyadan oldin xam keyin xam birga teng. Metanning yonish reaksiyasida uglerod, kislorod va vodorodlarning valentliklari uzgarishsiz kolyapti. Lekin bu reaksiyalarda atomlarning xolatdari uzgaradi. Demak, molekulada atom xolatini valentlik tushunchasi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

Kuyidagi misollar valentlik bilan oksidlanish darajasi orasidagi farqni yakkol kursatadi.

1. Azot molekulasida ikkita azot ($\text{N}=\text{N}$) atomi o'zaro uch juft elektron orqali birikkan. Uning oksidlanish darajasi nolga teng. Chunki ximiyaviy bog' xosil 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 bog'da umumiy electron jufti azot atom tomonga siljigan.

3. Oksidlanish darajasi musbat, manfiy, nol va kasrli bo'lishi mumkin.

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

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

Ximiyaviy birikmalarda atomning oksidlanish darajasini aniqlashda kuyidagi qonundan foydalaniladi.

1. Oddiy moddalarda atomning oksidlanish darajasi nolga teng (H_2 , O_2 , Fe , S).

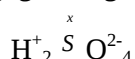
2. Metallar xamma vaqt musbat oksidlanish darajasiga ega.

3. Vodorod, gidridlardan tashqari xamma birikmalarda +1, gidridlarda esa -1 oksidlanish daraja namoyon etadi.

4. Kislorod birikmalarda (OF_2 dan tashqari) -2 oksidlanish daraja namoyon etadi. Peroksid (-O-O-gruppali) larda esa kislorodning oksidlanish darajasi -1 ga teng.

5. Metallamaslarni oksidlanish darajasi xam musbat, xam manfiy bo'lishi mumkin.

Bu ma'lumotlarga asoslanib murakkab birikmalardagi atomlarning oksidlanish darajasini xisoblab topish mumkin, bunda molekuladagi atomlar oksidlanish darajalarining algebraik yigindisi doimo nolga, murakkab ionda esa ionning zaryadiga teng bo'lishini e'tiborga olish kerak. Misol, H_2SO_4 dagi oltingugurtning oksidlanish darajasini xisoblab topamiz.



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

Demak, oltingugurtning oksidlanish darajasi +6 ga teng.

Uziga elektron kabul qilib, davriy sistema qatoridagi inert gazning elektron strukturasiga ega bo'lgan yoki manfiy zaryadlangan ionlar xosil kiluvchi neytron atomlar oksidlovi bo'ladi. Masalan, gologenlarning neytral atomlari F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 oksidlovchi funksiyasini bajarib, manfiy zaryadlangan F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 ionlarga aylanadi.

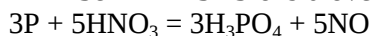
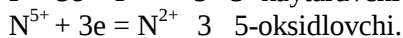
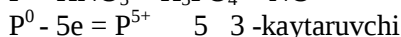
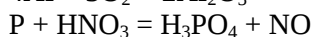
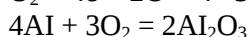
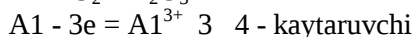
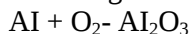
Galogenlardan fluor va xlor kuchli oksidlovchi xisoblanadi.

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

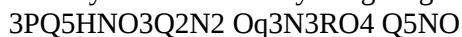
Erkin xolda barcha metallar, asosan ishkoriy (Li, Na, K, Rb, Cs) va ishkoriy-yer (Ca, Sr, Ba) metallari, kislorodsiz kislota koldiklarining ionlari (J^+ , Br^+ , S_2) xamda gidridlar (KH , NaH , CaH_2) kaytaruvchi bo'ladi. Shuni nazarda tutish kerakki, oksidlovchi bilan kaytaruvchi urtasida keskin chegara yuk, bitta modda bir sharoitda oksidlovchi, ikkinchi sharoitda esa kaytaruvchi bo'lishi mumkin. Masalan, temir sulfid xosil bo'lish reaksiyasida $S + Fe = FeS$ oltingugurt -S elektron kabul qilib oksidlovchi, lekin $S + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO$ reaksiyada esa elektron berib kaytaruvchi xossasini namoyon qiladi.

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

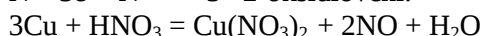
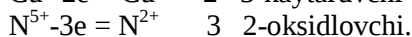
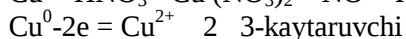
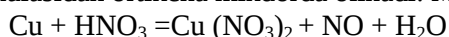
1. Elektron-balans metodi yordamida oksidlanish-kaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda oksidlovchi va kaytaruvchilarni kabul kilgan va yukotgan elektronlar sonini aniqlash kerak. Kaytaruvchining yukotgan va oksidlovchining kabul kilgan elektronlar soni reaksiyadan oldin va keyin atom, ionlarning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



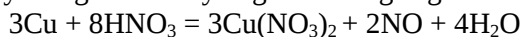
Reaksiyaning ung va chap tomonidagi atomlar sonini xisoblash tenglamaning chap tomonidan vodorod va kislorod atomlari o'zaro teng emasligini kursatadi. Bu xolda tenglamaning chap tomoniga suv molekullari yoziladi va reaksiyaning tenglamasi kuyidagi kurinishga ega bo'ladi.



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



Tenglamaning ung qismida 8 ta, chap qismida 2 ta, ya'ni uch molekula tuz xosil bo'lishida ishtirok etayogan 6 ta azot atomi yetishmaydi, bundan yana nechta suv molekulasini yozish kerakligi aniqlanadi va reaksiya tenglamasi kuyidagi kurinishga ega bo'ladi;



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

Bundan tashqari, elektron-balans metodi oksidlanish-kaytarilish prosessida gidrosid va vodorod ionlari xolida suv molekullarining rolini kursatmaydi. Shuning uchun xam suvli eritmalarida boradigan oksidlanish-kaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda ion-elektron metodidan foydalanish maqsadga muvofiqdir. Bu metodda koeffitsiyentlar ion-elektron tenglama yordamida topiladi. Ion-elektron tenglamaning elektron-balans tenglamadan farqi shuki, unda elektrolitik dissosilanish nazariyasiga binoan suvli eritmada xakikatan mavjud bo'lgan ionlar yoziladi.

Ion-elektron metodi yordamida eritmalarida boradigan oksidlanish -kaytarilish reaksiyalarining to'lik tenglamalarini tuzish uchun kuyidagi tartibga rioya qilish kerak.

1. Reaksiya uchun olingan va reaksiya natijasida xosil bo'ladigan 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 proseslarini ion-elektron tenglamasini yozishda quyidagilarga asoslaniladi:

a) Ayni element atomlarining soni tenglamaning ung va chap tomonida teng bo'lishi kerak

b) Reaksiya uchun olingan modda tarkibida kislorod kam bolsa, kislotali muxitda (vodorod ioni bilan birikib) suv xosil qiladi. Neytral yoki ishkoriy muxitda esa ajralib chiqqan kislorod suv bilan birikib, gidroksid gruppani xosil qiladi

v) Reaksiya uchun olingan modda tarkibida kislorod kup bolsa kislotali va neytral muxitda suv, ishkoriy muxitda gidroksid ioni xosil bo'ladi

g) Oksidlanish va kaytarilish proseslarining umumiy zaryadi tenglamaning chap va ung tomonlarida bir-biriga teng bo'lishi kerak

4. Oksidlanish va kaytarilish proseslarini ion-elektron tenglamalari birgalikda yozilib, oksidlovchi va kaytaruvchi oldiga yoziladigan koeffitsiyentlar topiladi. Uni aniqlashda kaytaruvchi yukotgan elektronlar soni oksidlovchi kabul kilgan edektronlar soniga teng bo'lishi nazarda tutiladi.

5. Proseslarning ung va chap tomonlarini aniqlangan koeffitsiyentlarga ko'paytirib, ularni birgalikda yoziladi. Natijada qisqa ion tenglama xosil bo'ladi.

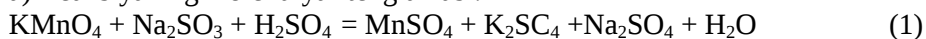
6. Reaksiyaning to'lik ion va molekulyar tenglamalari yoziladi.

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

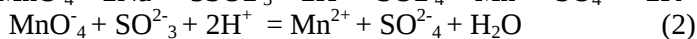
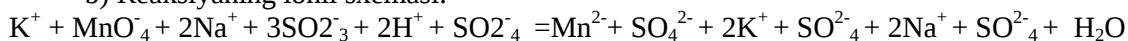
Masalan, ion-elektron metod buyicha sulfat ionining kaliy permanganat ta'sirida sulfat ioniga utishini uch muxit sharoitida kurib chikaylik.

1) Kislotali muxitda:

a) Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:

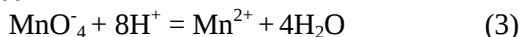


b) Reaksiyaning ionli sxemasi:

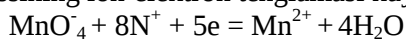


Demak, kislotali muxitda permanganat ioni Mn^{+2} ionigacha (eritma rangsizlanadi) kaytariladi.

v) Oksidlanish va kaytarilish prosesini ion-elektron kurinishida yozish uchun tenglama (2) dan kurinib turibdiki, MnO_4^- ionidagi 4ta kislorod atomi H_2 bilan bog'lanib, to'rt molekula suv xosil qiladi, natijada



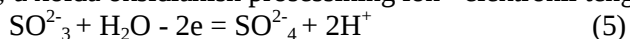
Sxemaning chap va ung tomonidagi umumiy zaryadni xisoblash shuni kursatadiki, ung tomondagi umumiy zaryad +2 ga, chap tomondagi umumiy zaryad esa +7 ga teng. Sxemaning chap va ung tomonidagi zaryadlar teng bo'lishi uchun tenglamaning chap tomoniga beshta elektron kushish kerak. U xolda kaytarilish prosesining ion-elektron tenglamasi quyidagi kurinishga ega bo'ladi;



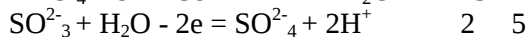
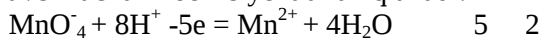
SO_3^{2-} ning SO_4^{2-} ioniga oksidlanishi kislorod atomining soni ortishi bilan kuzatiladi.



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



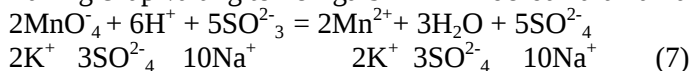
g) Endi kaytarilish (3) va oksidlanish (5) proseslari bir-birini ostiga yozilib, oksidlovchi va kaytaruvchi uchun koeffitsiyentlar aniqlanadi:



Oksidlovchi kabul kilgan elektronlar soni kaytaruvchi yukotgan elektronlar soniga teng bo'lishi kerak. Buning uchun (3) tenglamani 2 ga va (5) tenglamani 5 ga ko'paytirib, reaksiyaning qisqa ionli tenglamasiga ega bulamiz.



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



d) Endi to'lik ionli tenglamadan foydalanib, oksidlanish-kaytarilish reaksiyasining to'lik molekulyar tenglamasini yozamiz;



Tugri yozilgan tenglamaning ung va chap tomonida kislorod atomining soni bir xil bo'lishi kerak.

2) Neytral muxitda

a) Bunda permanganat ion MnO_4^- marganes (IV) - oksidigacha MnO_2 kaytariladi. natijada eritmaning to'q qizil rangi yukolib, jigar rang chukma xosil bo'ladi. Bu reaksiyaning ionli sxemasi quyidagicha:

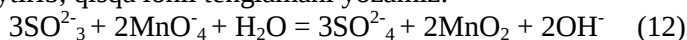


b) Oksidlanish va kaytarilish proseslarining ion-elektron tenglamalarini ayrim-ayrim yozamiz;

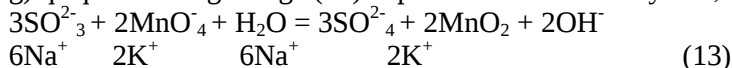


Demak, oksidlovchi oldidagi koefitsient ikkiga va kaytaruvchi oldidagi koefitsient uchga teng.

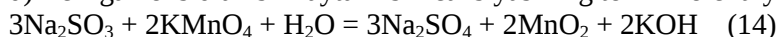
v) Oksidlanish va kaytarilish proseslarining ion-elektron tenglamalarini topilgan koefitsientlarga ko'paytirib, qisqa ionli tenglamani yozamiz:



g) qisqa ionli tenglamaga (12) kapama-karshi ionlarni yozib, to'liq ionli tenglamaga ega bulamiz (13):

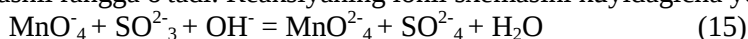


d) Berilgan oksidlanish-kaytarilish reaksiyasining to'liq molekulyar tenglamasini yozamiz:



3. Ishkoriy muxitda:

a) Bunda permanganat ion manganat ioniga kadar kaytariladi. Natijada eritmaning olcha rangli qizil tusi yashil rangga o'tadi. Reaksiyaning ionli sxemasini quyidagicha yozish mumkin;

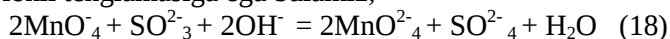


b) Oksidlanish va kaytarilish proseslarining ion-elektron tenglamalarini yozamiz;

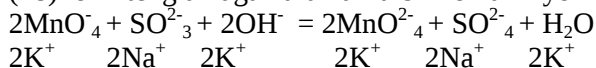


Bu tenglamalardan kurinib turibdiki, oksidlovchini 2 ga, kaytaruvchini 1 ga ko'paytirish kerak.

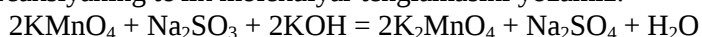
v) Yukoridagi (16) va (17) tenglamalarni koefitsiyentlarga ko'paytirib, birgalikda yozsak, reaksiyaning qisqa ionli tenglamasiga ega bulamiz;



Kisqa (18) ionli tenglamaga karama-karshi ionlarni yozib, to'liq ionli tenglamani yozamiz;

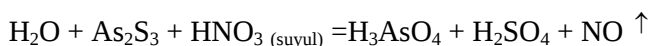


Endi reaksiyaning to'liq molekulyar tenglamasini yozamiz:

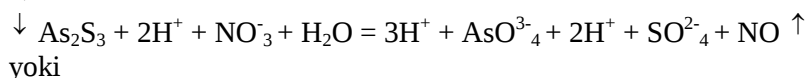


Ba'zi kaytaruvchilar kation bo'lib, reaksiya natijasida murakkab anionlarga yoki ba'zi oksidlovchilar murakkab anionlar bo'lib, reaksiya natijasida kationlarga aylanadi. Masalan, arsenit sulfidning suyultirilgan HNO_3 bilan oksidlanishini kurib chikaylik.

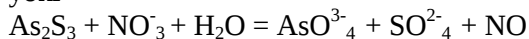
a) Reaksiyaning molekulyar tenglamasi



b) Ionli sxemasi:



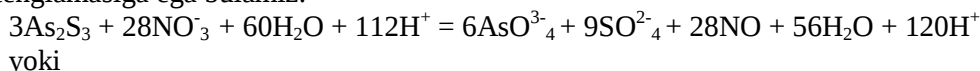
yoki



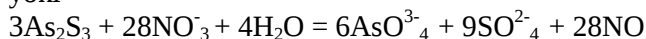
v) Oksidlanish va kaytarilish proseslarining ion-elektron tenglamalari;



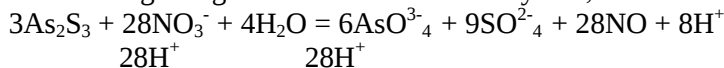
g) yuqoridagi tenglamalarni koefitsiyentlariga ko'paytirib birgalikda yozsak, reaksiyaning qisqacha ionli tenglamasiga ega bulamiz:



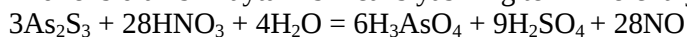
yoki



qisqacha ionli tenglamaga karama-karshi ionlarni yozib, to'liq ionli tenglamani yozamiz;



Endi oksidlanish-kaytarilish reaksiyasining to'liq molekulyar tenglamasini yozamiz:



Elektr toki ta'sirida yoki uzi elektr toki xosil qilib 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 bo'lgan eritmaga tushirilsa, metall bilan suyuqlik chegarasida elektrod potensial xosil bo'ladi, chunki metall sirtidagi ionlar suvning kutblangan molekulalariga tortiladi va metalldan suyuqlikka uta boshlaydi va nixoyat muvozanat karor topadi.



Ionlarning suvga utishi natijasida, metallda ortikcha erkin elektronlar yigilib koladi: metall manfiy zaryadlanadi, suyuqlik esa musbat zaryadlanadi. Metalldan eritmaga utib, gidratlangan ionlar metallga tortiladi va metall sirtiga yaqin joylashib kush elektr qavat xosil qiladi, natijada metall bilan eritma orasida potentsiallar ayirmasi vujudga keladi. Bu kiyamat metallning elektrod potentsiali deb ataladi.

Turli metallar suvga botirilganda vujudga keladigan potentsiallarning kiyamati turlicha bo'ladi. Metall qancha aktiv bulsa, uni kurshab turuvchi suv muxitiga shuncha kup ion o'tadi, natijada metall plastinkada paydo bo'ladigan manfiy zaryadning kiyamati yuqori bo'ladi. Bu esa ayrim metallarning kristall panjaralarida kationlarning bir xil bog'lanish energiyaga ega emasligi va bu kationlarning bir xilda gidratlanmasligi natijasidir. Bu yerda kationlarning effektiv radiusi katta rol uynaydi.

Agar metall (masalan, Zn) uz to'zining (masalan, rux sulfat) eritmasiga tushirilsa, metall-suyuqlik sirtidagi muvozanat siljiydi va yangi potentsiallar ayirmasi xosil bo'ladi.

Oddiy moddalarni kaytaruvchi-oksidlovchi xossasi uzgacha bo'ladi. Elektrod potentsiallar uchun eritmalaridagi oddiy moddalar reaksiyada kristall panjaradagi atomlararo bog'lanishni uzishga sarf bo'lgan energiyani xamda ionlarni eritmaga utishdagi gidratlanish energiyasini xisobga olish kerak. Masalan, Cu va Zn ni D. I. Mendeleyevning elementlar davriy sitemasida joylanishiga qarab ionlanish energiyasini kiyamati Cu =738 va Zn =901 kj ga teng. Demak, Cu elementi Zn elementiga qaraganda kuchlirok kaytaruvchilik xususiyatiga ega bo'lishi kerak, lekin Su ning kristall panjarasidagi bog'lanish ancha mustaxkam. Shuning uchun Cu ionining rux ioniga nisbatan gidratlanish energiyasi kam. Bu esa mis ionlarini eritmaga utishini kiyinlashtiradi Shuning uchun mis ruxga nisbatan juda kuchsiz kaytaruvchidir. Elektrod potentsialining kiyamati metallning tabiatiga, eritmadagi ionlar konsentrasiyasiga va temperaturasiga bog'liq bo'ladi. Gazli elektrodlar gaz va gaz ioni bo'lgan eritma bilan tuknashib turadigan biror noaktiv metall utkazgich (Pt) dan iboratdir.

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

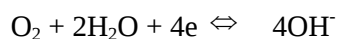


Natijada eritma bilan vodorod elektrod orasida potentsiallar ayirmasi xosil bo'ladi va uni normal vodorod elektrod potentsiali deyiladi. U shartli ravishda nolga teng deb kabul kilingan. Shunday qilib, eritmaga kation beruvchi gazli vodorod elektrod xosil bo'ladi. Gaz elektrodlardagi reaksiyalarda gazlar ishtirok etgani uchun, bu elektrodlar potentsiallari gazlarni parsial bosimiga bog'liq bo'ladi. Vodorod elektrod uchun Nernst tenglamasini 2980 K da kuyidagicha yozish mumkin:

$$E_{\text{H}^+/\text{H}} = \frac{0.059}{1} \lg \frac{a_{\text{H}^+}^2}{P_{\text{H}_2}} \quad 1 \text{ g}$$

bu yerda : P_{H₂}- vodorodning parsial bosimi, a_{H⁺} - elektrolitdagi H⁺ ionlar aktivligi.

Vodorod elektrodga o'xshash kislorod elektrodni tuzish mumkin. Masalan, platinani kislorod va kislorod xosil kiluvchi ioni (gidroksil ioni-ON⁻) bo'lgan eritma bilan tuknashtirish kerak, ya'ni O₂ , Pt/OH. Agar kislorodli elektrodga kuyidagi tenglama bilan reaksiya borsa:



Nernst tenglamasi kuyidagicha yoziladi:

$$E_{\text{OH}^-/\text{O}_2} = E_{\text{OH}^-/\text{O}_2}^0 + 0,0147 \lg \frac{P_{\text{O}_2}}{a_{\text{OH}^-}^4}$$

Gazli elektrodlar asosan kosmonavtikada ishlatiladi.

Aloxida olingan elektrodning potentsiali absolyut potentsial deyiladi. Lekin uni ulchash juda 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

$$(R = 8,315 \text{ J/grad.mol})$$

F - Faradey (96500 kulon) soni, n - kationning valentligi, C - elektrolit eritmadagi kation konsentrasiyasi, T - absolyut temperatura. Eo-elektrodning standart potentsiali, T=2980 K bo'lganda yuqoridagi formo'la quyidagicha yoziladi:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln C = 2.303 \frac{RT}{nF} \lg C + E^0$$

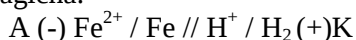
Formo'ladagi 2.303 natural logarifmdan unli logarifmga utish soni, yoki

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

bu yerda; E-berilgan konsentrasiyadagi elektrodning potentsiali

E⁰ -standart elektrod potentsiali.

Xar kanday 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 quyidagicha:



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

Elementning ishlash priscida anod elektrodagi kush elektr qavatda Fe^{2+} ionlar konsentrasiyasi ortadi va eritmaga ionlarning utishi kiyinlashadi, bu esa tashki zanjir orqali o'tadigan elektronlar sonini kamaytiradi, natijada anod elektrodning potentsiali kamayadi. Bu prosess anodagi kutblanish deyiladi.

Bir vaqtning uzida katod elektrodagi kush elektr qavatda H^+ ionlar konsentrasiyasi va tashki zanjir orqali katod elektrodga utayotgan elektronlarning ionlar bilan birikishi susayadi, natijada elektronlar tuplanib koladi, katod elektrod potentsiali ortadi va katodagi kutblanish prosessi xosil bo'ladi. Kutblanishning kamayish prosessiga kutbsizlanish deyiladi. Eritmadagi H^+ va O_2 konsentrasiyasi ortishi bilan katodagi 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 quyidagi reaksiya buyicha boradi:



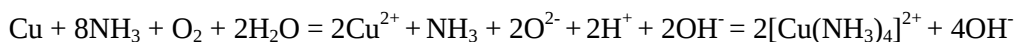
Demak, oksidlovchilar - kislorod molekulasi, NQ ioni katodli kutblanishni kutbsizlantiruvchilari xisoblanadi.

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

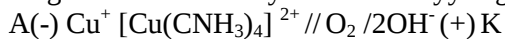
Vodorod elektrodga nisbatan Faqat metall juftlari potentsialidan tashqari oksidlangan xoldagi istalgan kaytaruvchining va kaytarilgan xoldagi istalgan oksidlovchining potentsialini aniqlash mumkin. Oksidlovchi va kaytaruvchining standart potentsial kiymati ularni kanday muxitda ishlatilayotganligiga bog'liq.

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

Masalan, ammiakli eritmada Su ning xavo kislorodi ta'sirida oksidlanib, $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ ga utishni qarab chikamiz:



Sodir bo'lgan oksidlanish-kaytarilish reaksiyasiga asoslangan galvanik element sxemasini tuzamiz:



Xosil bo'lgan juftning standart elektrod potentsiallarini jadvaldan olib- E.YU.K. ni xisoblaymiz:

$$E.YU.K. = E^{0O_2/2OH^-} - E^{0Cu^{2+}/Cu} = +0,40 - (-0,05) = +0,45 \text{ V}$$

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

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

Elektrolizni amalga oshirish uchun uzgarmas tok manbaidan foydalaniladi. Elektrodlar ikki xil bo'ladi:

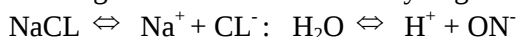
1) Erimaydigan - ularga grafit, platina, oltin kiradi (erimaydigan elektrodlar ximiyaviy prosessda ishtirok etmaydi, ular faqat elektron utkazgich vazifasini utaydi.);

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

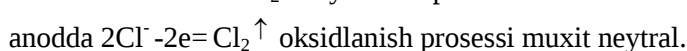
Eruvchan anod elektroddan foydalanib, toza metallar olinadi. Bunda elektroliz prosessi tozalanayotgan metall to'zining eritmasida olib borilishi kerak. Sanoatda tuzlarning eritmalarini elektroliz qilib, Cu, Zn, Cd, Ni, So, Mn va boshqa metallar olinadi. Bu metod yordamida bir metall boshqa metall bilan qoplanadi. Bu metod galvanostegiya deyiladi.

Katod elektrodda elektrolitning musbat zaryadlangan ionlari elektron kabul qilib zaryadsizlanadi. Kaysi ion oldin zaryadsizlanishi metallning kuchlanishlar qatorida vodorodga nisbatan joylanishiga, uning konsentrasiyasiga va ayrim xollarda elektrod potensialiga bog'liq bo'ladi.

Bir xil sharoitda noaktiv metallar ionlari, ya'ni kuchlanishlar qatorida vodoroddan keyin (ungda) joylashgan metall oson zaryadsizlanadi, ba'zan chapdagi metall ionlari oson zaryadsizlanadi. Suvdagi eritmalarida kuchlanishlar qatorida Al gacha bo'lgan aktiv metallar ionlari kaytarilmaydi. Anodda elektrolit anionlaridan faqat kislorodsiz kislota koldiklari: Cl^- , Br^- , J^- , F^- , S^{2-} , CN^- va xokazolar zaryadsizlanadi. Kislorodli kislota koldiklari (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , CH_3COO^- va xokazo) urniga suvning OH^- ionlari zaryadsizlanadi. Masalan, osh tuzi eritmasi elektroliz kilinganida katodda vodorod, anodda xlor ajralib chiqadi. Uning dissosilanish sxemasi quyidagicha yoziladi;



Elektroliz sxemasi:



Kaliy sulfat eritmasi elektroliz kilinganda esa katodda vodorod, anodda kislorod ajralib chiqadi.

Dissosilanish sxemasi quyidagicha:



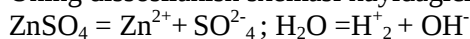
Elektroliz sxemasi:



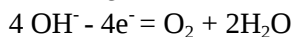
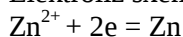
Anodda $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ oksidlanish prosessi muxit kislotali. Keltirilgan misollardan kurinib turibdiki, katodda ishkoriy metalla ionlari kaytarilmasdan ularning urniga suvning vodorod ionlari kaytariladi. Agar anodda kislorodli kislota koldigi bulsa, anod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

Agarda tuz kuchlanishdar qatorida 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 chiqadi.

Uning dissosilanish sxemasi quyidagicha:



Elektroliz sxemasi:



Elektrolizga doir mikdoriy qonunlar ingliz olimi M.Faradey tomonidan kashf etilgan.

Faradeyning 1-chi qonuni. Elektroliz prosessida elektrodlarda ajralib chiqadigan 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 sekunda bir amper tok kuchi yoki bir kulon elektr utganda ajralib chiqqan modda mikdorini kursatadi), Q-elektrolitdan utgan elektr mikdori (kulonlar xisobida).

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

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

I, II qonunlarning matematik ifodasi quyidagicha:

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

bu yerda; m - kaytarilgan yoki oksidlangan modda mikdori, E - moddaning ekvivalenti, Q-elekt mikdori urniga J*t kuyilsa:

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

$$m = \frac{E \cdot J \cdot t}{96500}$$

Faradey qonunlarini bilgan xolda quyidagilarni xisoblash mumkin:

a) Elektr mikdori ajratib chikaradigan modda mikdorini:

b) Ajralib chiqqan modda mikdoriga va tokni elektrolizdan utish vaqtiga qarab 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 potensial.
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 aniqlash.
6. Galvaniq elementlar
7. Anoddagi kutblanish
8. Erimaydigan elektrodlar
9. Faradey qonunlari

VII GURUXNING P-ELEMENTLARI

Режаси

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 guruhning tipik elementlari gruppasi F₂, Cl₂, brom guppachasi (Br₂, J₂, At).

Galogen suzi yunoncha «golos» (tuz) va «genodos» (tugdiruvchi) suzidan kelib chiqqan. Galogenlarning dastlabki to'rttasi 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) bo'ladi. Shu sababli, galogen atomi o'ziga yana bitta elektron biriktirib olib, o'zining sirtki qavatini sakkiz elektronli (ya'ni S^2P^6) oktet konfiguratsiyaga utkazishga intiladi. Galogenlarning xammasi xam erkin xolatda kuchli oksidlovchilar bo'lib, ayniqsa, ftor bizga ma'lum bo'lgan barcha oksidlovchilar orasida eng kuchligi xisoblanadi. Galogenlar gruppasining birinchi a'zosi ftor boshqa galogenlardan birmuncha farq qiladi. U faqat - 1 ga teng bo'lgan oksidlanish darajasiga ega. Uning kislorodli birikmasi -F₂O da xam ftor - 1 valentlidir; shuning uchun F₂O ning nomi kislorod ftorid deyiladi. Ftorning vodorodli birikmasi vodorod ftorid H₂F₂ suvda yaxshi eriydigan suyuqlik. Vodorod ftorid suvdagi eritmada ikki boskichda ionlarga

ajraladi. Uning birinchi boskichi, xuddi o'rtacha kuchdagi kislotalarning ionlarga ajralishidek bo'lib, ikkinchi boskichi esa kuchsiz kislotalarning dissosilanishi kabidir. Shu sababli ftorid kislota o'rtacha kuchdagi kislotalar qatoriga kiritish mumkin. Cl_2 , Br_2 , va J_2 uzlarining kupchilik birikmalarida - 1 valentli bo'ladi. Bu elementlar yana boshqa valentliklarni ham namoyon qila oladi. HCl , HBr , HJ ning suvdagi eritmalari kuchli kislotalar bo'lib, HCl dan HJ ga utgan sayin kislota kuchlari ortib boradi, chunki Cl^- , Br^- , J^- qatorida chapdan unga utgan sayin ionning zaryadi uzgarmagan xolda radiusi kattalasha boradi. Shu sababli HCl , HBr , HJ ning kaytaruvchilik xossalari ham HCl dan HJ ga tomon kuchayib boradi.

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

+1	HClO , HBrO , HJO
+5	HClO_3 , HBrO_3 , HJO_3
+7	HClO_4 , H_5JO_6

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

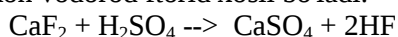
Ftor F_2 tartib nomeri $Z=9$, atom og'irligi 18,998 izotopining massa soni 19, elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^5$. Ftor barcha elementlar ichida eng katta elektrmanfiylik namoyon qiladi; uning nisbiy qiymati $\text{NEM}=3,95$ ga teng. Ftorning uz birikmalaridagi oksidlanish darajasi - 1 ga teng.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

Ftor 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 maqsad uchun platina idish urnida mis va nikel kotishmalardan idishlar qullaniladi. Anod sinfatida grafit ishlatiladi.

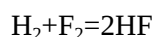
Ftor, och sarik-yashil tusli utkir xidli gaz, nafas yuli shillik pardalarini achitadi va nafasni bugadi. Ftor - 188°S da och-sarik tusli suyuqlikka aylanadi, -220°S da qattiq xolatga o'tadi, erkin ftor F_2 molekularidan iborat. Ftorni suvda eritib bo'lmaydi, chunki u suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishib ketadi. F_2 benzol, xloroform kabi erituvchilarda eriydi. Ftorning elektronga moyilligi $82,8 \text{ kkal/g}$ -atom; ionlanish energiyasi $390,7 \text{ kkal/g}$ -atom; elektromanfiyligi $390,7+82,8=473,5 \text{ kkal/g}$ - atom. Elementlarning nisbiy elektromanfiylik jadvalida F_2 birinchi uringa joylashgan. Ftor atomining radiusi kichik bo'lganligi sababli, uning yadrosi elektronlarini juda kuchli tortib turadi. Shuning uchun ftor atomining tashqi 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 muvofiq reaksiya sharoitda bevosita birikadi.

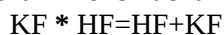
Ftorning vodorodli birikmasi HF plavik shpat - CaF_2 ga konsentrlangan sulfat kislota H_2SO_4 ta'sir ettirilsa gazsimon vodorod ftorid xosil bo'ladi.



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.



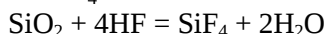
Toza HF $19,5^\circ\text{S}$ dan past xaroratda rangsiz xavoda kuchli tutaydigan suyuqlik, $19,5^\circ\text{S}$ dan yuqori xaroratda esa rangsiz nixoyatda utkir xidli va zaxarli gaz. Uning muzlash xaroratsi - $83,1^\circ\text{S}$. HF molekulari vodorod bog'lanish orqali o'zaro birikib $(\text{HF})_x$ ni xosil qiladi, $X=2, 3, 4, 5, 6, 7, 8$ bo'lishi mumkin. HF buglarida ham deyarli assosilanish mavjud ekanligi aniqlangan; lekin 90°S dan yuqori xaroratda HF faqat yakka-yakka molekular (HF) dan iborat bo'ladi. HF zaxarli modda, agar kulga tomsa uzoq vaqt tuzalmaydigan yara xosil qiladi.

Vodorod ftoridning suvdagi eritmasi o'rtacha kuchdagi kislota xossasiga ega. Umum e'tirof etgan tasavvurlarga muvofiq, HF ning suvdagi eritmasi bir asosli kislota xossalarni namoyon qiladi. Suvda HF dissosilanishidan xosil bo'lgan ftor ioni HF ning dissosilanmagan molekulasini o'ziga qushib olib, murakkab ion HF_2^- ga aylanadi. Bu tasavvurga muvofiq, HF ning bir molyar eritmasida 10% ga yaqin HF_2^- ionlari va taxminan 1% F^- ionlari bordir. Buni kuyidagicha tenglama bilan tasvirlash mumkin:

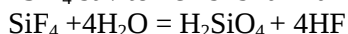


$$K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 7,2 \times 10^{-4} \quad K_2 = \frac{[\text{HF}_2^-]}{[\text{HF}][\text{F}^-]} = 5$$

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



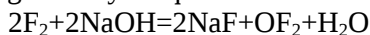
SiF_4 suv tomchisi bilan kamalsa, gidrolizlanib ortosilikat kislota xosil qiladi.



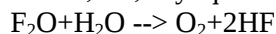
Plavik kislolaning tuzlari NaF, KF va CaF_2 suvda yomon eriydi, lekin uning AgF tuzi suvda yaxshi eriydi.

Fe, Al, Sr, Ti va boshqa metallarning ftoridlari ishqoriy metallarning ftoridlari bilan kompleks ftoridlar xosil qiladi: KTiF_5 , KCrF_4

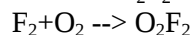
Ftorni kislorodli birikmalari uchta: OF_2^- kislorod ftorid; O_2F_2^- kislorod diftorid; O_3F_2^- ozon diftorid. OF_2 kuyidagi reaksiya orqali olinadi:



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 yuqorirokda O_2 va F_2 ajralib ketadi.

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

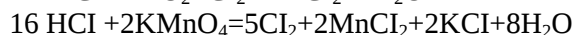
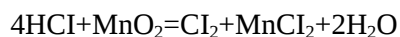
Xlor Cl_2 , tartib nomeri $Z=17$, atom og'irligi 35,5 izotoplarning massa sonlari 35 va 37. Elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Xlorini 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 og'irlik jixatidan $4,8 \cdot 10^{-2} \%$ tarkalgan. Xlor tabiatda birikmalar xolida bo'ladi: NaCl, NaCl*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 kariyb 0,25% gacha xlor bo'ladi. Nixoyat, oshkozon suyuqligida 0,3-0,4% HCL ning bo'lishi juda katta fiziologik ahamiyatga ega. Inson va xayvonlar organizmida NaCl ning borligi organizm xujayralarida «suv balansini» boshqarib turadi.

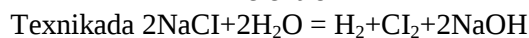
Tabiiy birikmalarda xlor ikki izotop xolida uchraydi: $^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{37}_{17}\text{Cl}$. Xlorning tabiiy izotoplaridan tashqari 5 ta sun'iy radioaktiv izotoplari $^{33}_{17}\text{Cl}$, $^{34}_{17}\text{Cl}$, $^{36}_{17}\text{Cl}$, $^{38}_{17}\text{Cl}$, $^{39}_{17}\text{Cl}$ lar olingan.

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



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

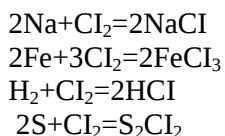
elektroliz



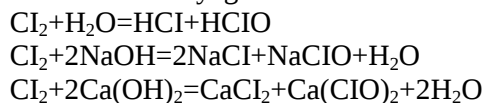
Shunday qilib, bu reaksiyadan asosiy maqsad NaOH olish bulsada, qushimcha maxsulot sifatida juda kup miqdorda Cl_2 olinadi.

Xlor sarik-yashil tusli gaz, uning qaynash xaroratsi -34°S ; kotish xaroratsi $-102,4^\circ\text{S}$. Xlor molekulasida 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 $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ tarkibli xlor gidrat ajratib olinishi mumkin.

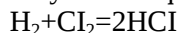
Xlor kuchli oksidlovchi, kupchilik metallar va metallmaslar bilan birikadi.



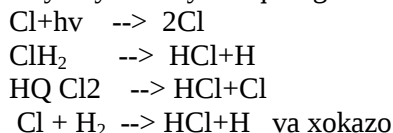
Xlor suv va ishqorlar bilan reaksiyaga kirishadi.



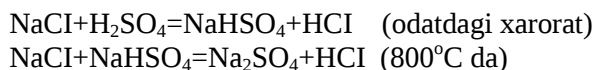
Xlorning vodorodli birikmasi vodorod xlorid, vodorod bilan xlor aralashmasiga kuyosh nuri ta'sir ettirish yoki bu aralashmani yokish orqali sintetik usulda olinishi mumkin:



Bu reaksiya fotoximiyaviy reaksiyalar qatoriga kiradi.



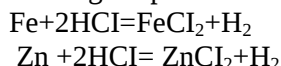
Vodorod xlorid olishning yana bir usuli-osh to'ziga konsentrlangan H_2SO_4 ta'sir ettirishdir. Reaksiya ikki bosqichda boradi:



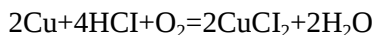
Vodorod xlorid odatdagi sharoitda gaz, uning qaynash xaroratsi $-84,90^\circ\text{S}$, muzlash xaroratsi $-114,8^\circ\text{S}$, 20°S da 1l suvda 450 litr HCl gazi eriydi.

HCl ning suvdagi (37,29%) eritmasi kuchli kislota bo'lib, 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 bo'ladi.

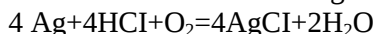
Aktivlik qatorining chap tomonidagi metallar xlorid kislotadan H_2 sikib chikarib, tuz xosil qiladi.



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



Kumushga xavo ishtirokida konsentrlangan HCl sekin ta'sir etadi:

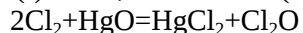


Metall xloridlar xlorid kislotaning tuzlaridir. Kupchilik metallarning xloridlari suvda yaxshi eriydi. Lekin kumush xlorid AgCl, mis(I)-xlorid CuCl, simob(I)- xlorid Hg_2Cl_2 , talliy (I)- xlorid TlCl, kurgoshin (II)-xlorid PbCl_2 yomon eriydi.

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

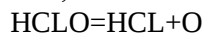
Shuningdek, ClO_2 va Cl_2O parchalanganda oralik maxsulot sifatida ClO xosil bo'lishi xam isbot qilingan.

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



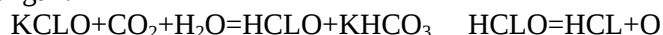
Cl_2O - sarik kungiz gaz, u bekaror modda bo'lganidan salga portlaydi. Bu moddaning dipol momenti 1,96 debay, xlor atomi bilan kislorod atomi orasidagi masofa(Cl-O-masofasi) $1,68 \text{ \AA}$ ga teng. ClO-gipoxlorit- ion nomi bilan yuritiladi masalan, NaClO- natriy gipoxlorit deyiladi. Gipoxlorit kislota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

HClO juda kuchsiz kislotalardan xisoblanadi:uning dissosilanish konstantasi $K_q 3 \cdot 10^{-8}$ ga teng. Gipoxlorit kislota parchalanib, atomar kislorod chikarib turadi.

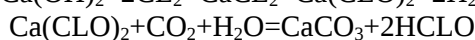


Shu sababli nam xlor okartirish xossasiga ega bo'ladi. Gipoxloritlarni olish uchun ishqorlarning eritmalariga xlor ta'sir etiriladi: $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$

Bu reaksiya natijasida xosil bo'lgan suyuqlik kup vaqtlardan beri Laborak suvi nomi bilan okartirish maqsadlari uchun ishlatilib keladi. Kaliy gidroksid eritmasiga Cl yuborilishidan xosil bo'lgan suyuqlik javel suvi deyiladi va matolarni okartirish uchun ishlatiladi. Gipoxlorit kislota to'zining okartirish xossasi kuyidagi reaksiyaga asoslangan:

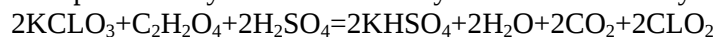


Okartirish, shuningdek, disenfeksiya qilish uchun xlorli oxak keng ishlatiladi, modda Ca(OH)_2 ga Cl_2 ta'sir etirib olinadi.

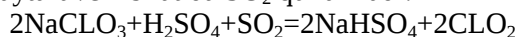


Xlorit kislotaning angidridi Cl_2O_3 olingan emas. Xlorit kislotaning HClO_2 uzi xam faqat suyultirilgan suvdagi eritmalarda bo'ladi xolos. Urtacha kuchdagi kislota uning dissosilanish konstantasi odatdagi xaroratda $5 \cdot 10^{-3}$ ga teng.

Xlor (IV)- oksid ClO_2 ga muvofiq keladigan kislota olingan emas. Xlor (IV) - oksid olish uchun xloratlarni sulfat kislota bilan parchalash yoki ularni biror kaytaruvchi ta'sirida kaytarish kerak:

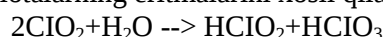


Texnikada ClO_2 olishda kaytaruvchi sifatida SO_2 qullaniladi:



ClO_2 - utkir xidli, yashil - sarik tusli, uz-uzidan portlaydigan gaz. Uning qaynash xaroratsi 11°S , muzlash xaroratsi -59°S . U sovitilganda kungir tusli suyuqlikka 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 kislotalarining eritmalarini xosil qiladi:



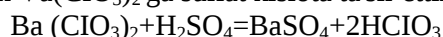
Xlorat angidrid Cl_2O_5 olingan emas; xloratlar gipoxloritlarning $50-60^\circ\text{S}$ da parchalanishidan xosil bo'ladi.



Qaynoq ishqor eritmasiga Cl_2 yuborish yuli bilan bertole tuzi KClO_3 olinadi:

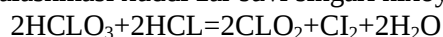


Xlorat kislota xosil qilish uchun $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ ga sulfat kislota ta'sir ettiriladi.

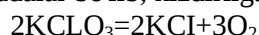


Xlorat kislota barkaror modda, erkin xolatda parchalanadi, lekin uning konsentrlangan (suvdagi 40% li) eritmalari olingan. Eritmaning konsentrsiyasi yanada oshirilganda HClO_3 parchalanib ketadi. HClO_3 bir negizli va kuchli kislota. Uning 1N eritmasining effektiv dissosialanish darajasi 79% ga teng . U kuchli oksidlovchi.

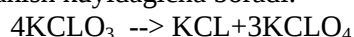
Xlorat kislota o'zining kup xossalari bilan nitrat kislota HNO_3 ni eslatadi; xususan xlorat kislotaning xlorit kislota bilan aralashmasi xuddi zar suvi singari nixoyatda kuchli oksidlovchi xisoblanadi:



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



Katalizatorsiz kizdirilganda parchalanish kuyidagicha boradi.

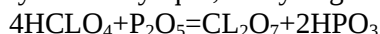


Xlor(VI) oksid odatdagi xaroratda koramtir- qizil tusli suyuqlik. Xlor (VI) - oksidning suyuq xolatdagi molekulyar og'irligi Cl_2O_6 formulaga, bug xolatdagisi esa- ClO_3 formulaga muvofiq keladi.

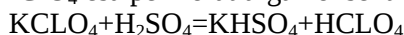
Xlor (VI) - oksid asta - sekin suvda erib, xlorat va perxlorat kislotalarining aralashmasini xosil qiladi:



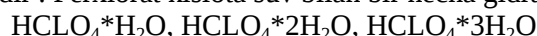
Cl_2O_7 rangsiz, moysimon suyuqlik, u kuyidagi reaksiya orqali olinadi.



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

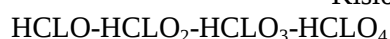


Perxlorat uz navbatida xloratlarning katalizatorsiz sharoitda parchalanishidan xosil bo'ladi. Perxlorat kislota nixoyatda kuchli kislota . Perxlorat kislota suv bilan bir necha gidratlar xosil qiladi, chunonchi:



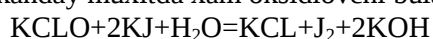
Xlorning kislorodli kislotalarining kuchi xlorning oksidlanish darajasi ortishi bilan, lekin ularning oksidlash kobiliyati xlorning oksidlanish darajasi ortgan sayin kamayadi:

Kislota kuchini ortishi

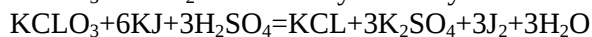
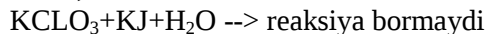


Oksidlanish kobiliyatining pasayishi

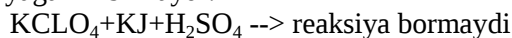
Bu qatorda chapdan ungga tomon kislotalarining barkarorligi xam ortadi. Gipoxlorit anion ClO^- ning xosilari xar kanda muxitda xam oksidlovchi bula oladi;



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:

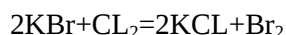


Brom Br, tartib nomeri $Z=35$, tabiiy izotoplari, bromning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.

Brom 1826 yilda Ballar tomonidan kashf etilgan.

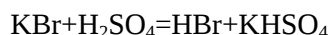
Bromning Yer pustlogida umumiy miqdori og'irlik jixatdan $1,6 \cdot 10^{-4}\%$. Brom tuz konlarining ustki qavatida karnalit $\text{KBr} \cdot \text{MgBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ xolida uchraydi. NaBr va KBr dengiz suvida va tuz konlarda topiladi. Ba'zi neft konlaridan chiqadigan suvlarda xam bir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

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

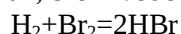


Brom odatdagi sharoitda shotut rangli suyuq metallmas bo'lib, uning buglari utkir yokimsiz xidlidir. Brom suvi sovitilganda $\text{Br}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ tarkibli kristallgidrat ajralib chiqadi (-10°S dan pastda)

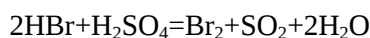
Bromning elektronga moyilligi xlornikidan kichik, shu sababli brom bilan bo'ladigan reaksiyalar xlor bilan bo'ladigan reaksiyalarga qaraganda sustrok. Vodorod bromid HBr vodorod bilan bromning bevosita birikishidan xosil bo'lishdan tashqari, yana kaliy bromidga H_2SO_4 ta'sir ettirish yuli bilan xam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



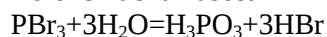
boradi: masalan, brom vodorod bilan faqat kizdirilganda yoki katalizator ishtirokida reaksiyaga kirishadi:



Lekin bu reaksiya uchun qullaniladigan H_2SO_4 ning konsentratsiyasi u kadar yuqori bulmasligi (uning solishtirma og'irligi 1,4 ga teng bo'lishi) kerak. Aks xolda xosil bo'ladigan 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:

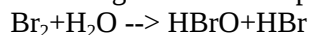


Vodorod bromid utkir xidli rangsiz gaz; xavoda xuddi HCL kabi tutaydi. Vodorod bromidning suvdagi eritmasi juda kuchli kislota. U metallarga, metall oksidlariga va gidroksidlariga xlorid kislota kabi ta'sir etadi. Bromid kislotaning tuzlari metall bromidlar suvda yaxshi eriydi: faqat ba'zi og'ir metallarning bromidlari (masalan AgBr va PdBr_2) suvda oz eriydi.

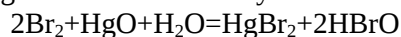
Brom oksidlari kiyinchilik bilan xosil bo'ladigan moddalar bo'lib ular nixoyatda bekaror. Xozirgacha bromning kuyidagi oksidlari olingan: BrO_2 brom dioksid, Br_2O dibrom oksid va BrO_3 brom trioksid.

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

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



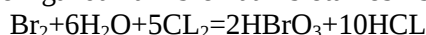
Muvozanatdagi sistemadan HBr ni yukotish uchun bromli suvga simob(II)- oksid qushiladi:



Xosil bo'lgan HBrO eritmasini vakuumda 30° % da buglatish yuli bilan gipobromit kislotaning konsentratsiyasi 6% yetkaziladi. Gipobromit kislotaning tuzlari metall gipoxloritlar kabi xosil bo'ladi. Gipobromitlar bekaror moddalar bo'lib, xuddi gipoxloritlar kabi kizdirganda disproporsiyaga uchraydi:



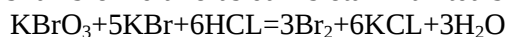
Bromat kislota HBrO_3 bariy bromatga suyultirilgan H_2SO_4 ta'sir ettirib olinadi. Bundan tashqari, bromli suvga xlor yuborilganda xam bromat kislota xosil bo'ladi:



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

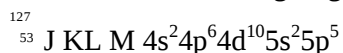
Bromat kislotaning uzi xech kayerda ishlatilmaydi, lekin uning tuzlari oksidlovchi sifatida qullaniladi.

Bromatlar bilan bromidlar orasida kislotali muxitda boradigan reaksiya dikkatga sazovordir:



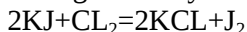
Bu reaksiyada xosil bo'ladigan brom kaytaruvchilar miqdorini aniqlashda qullaniladi. Bu metod analitik ximiyada bromatometriya nomi bilan yuritiladi.

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

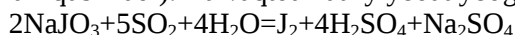


Yodni fransuz olimi Kurtua 1811 yili dengiz usimliklarining kulini tekshirish natijasida kashf etdi. Yodning mustaqil element ekanligini esa 1813 yilda Gey-Lyussak isbot qildi va yod nomi berishni taklif etdi. Yodning Yer kobigidagi miqdori og'irlik jixatidan $3 \cdot 10^{-5}\%$ ni tashqil qiladi. Yod odatda brom uchraydigan joylarda bo'ladi. Yodning tabiatda tarkalganligi katta axamiyatga 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 -J uchraydi, lekin yodning juda kup sun'iy izotoplari olingan. Yod yodidlarga xlor ta'sir ettirish yuli bilan olinadi.

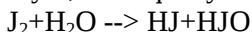


Yod olishda yana kuyidagi usuldan foydalaniladi, ya'ni Chili silitrasidan NaNO_3 kristallanganida ortib koladigan eritma tarkibida natriy yodat bo'ladi. Bu eritmadan yod olish uchun eritmaga SO_2 yuboriladi (yoki H_2SO_4 ning tuzlari qushiladi). Bu vaqtda natriy yodat yodga kadar kaytariladi:



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

Yod odatdagi xaroratda kungir tusli rombik, metall yaltirokligiga ega bo'lgan kristall modda. Yod buglari ikki atomli molekulalardan iborat. Yod molekulalarining atomlarga ajralishi 927°S da 13% ga yetadi. Yod suvda juda oz eriydi; bu vaqtda 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 bo'lganligi sababli yod organik erituvchilarda (spirt, benzol, efir, xloroform kabi erituvchilarda) yaxshi eriydi. Yod bilan erituvchi orasida o'zaro ta'sir borligi tufayli eritmalarining rangi gunafsha yoki kungir tusli bo'ladi. Agar bu o'zaro ta'sir kuchsiz bulsa (masalan, CCL_4), eritma gunafsha yoki kungir tusli bo'ladi. 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 boshqa soxalarda ishlatiladi.

Tayanch iboralar.

1. Galogenlarning tabiatda uchrashi.
2. Galogenlarning atom tuzilishi.
3. Galogenlar birikmalarida bog'lanish.
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 kaday kompleks birikmalar xosil qiladi.
2. Xlorning oksidlanish-kaytarilish reaksiyalari.
3. Bromning oksidlanish-kaytarilish reaksiyalari.
4. Yodning oksidlanish-kaytarilish reaksiyalari.

VI GURUXNING P-ELEMENTLARI.

PEKACHI

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

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

Kislorod, oltingugurt, selen va tellur tabiatda uchraydi, lekin poloniy faqat uran qatori elementlarining radioaktiv yemirilish maxsulotlari sifatida tarkalgan bo'lib, uni yadro reaksiyalari yordami 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 muvofiq, 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 bo'lib, ularning bunday xossalari H_2S dan H_2Te ga utgan sayin kuchayib boradi. $H_2S-H_2Se-H_2Te$ qatorida 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 muvofiq 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+} qatorida chapdan ungga utgan sayin kattalashib boradi. H_2SO_4 va H_2SeO_4 kuchli kislotadir. H_2SeO_4 sulfat kislotaga qaraganda bir oz kuchsiz kislotaga xisoblanadi; tellurat kislotaga 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 qatoriga kiradi.

Ularining oksidlash xususiyati sulfat kislotadan tellurat kislotaga utgan sayin kuchayib boradi.

Bu elementlarning +4 valentli xolatlariga muvofiq keladigan gidroksidlarning umumiy formo'lasini H_2EO_3 bo'lib, ular o'rtacha kuchdagi kislotalardir. (H_2SO_3 , H_2SeO_3 , H_2TeO_3), sulfat kislotadan H_2SO_3 tellurit kislotaga H_2TeO_3 ga utgan sayin bu moddalarning kislotali xossalari kuchsizlanib boradi, xatto tellurit kislotaga amfoterlik xossasini xam namoyon qiladi; uning kaytaruvchilik xossasi xam kuchsiz ifodalangan, H_2SO_3 kuchli kaytaruvchi bo'lgani xolda H_2TeO_3 oksidlovchidir.

Kislorod O, tartib nomeri Z=8, atom og'irligi 16, atom tuzilishi $K2S^2P^4$.

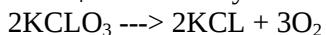
Kislorod tabiatda erkin va birikma xolida uchraydi. Xavoda xajm jixatidan 20.9% og'irlik jixatidan 23.2% kislorod bor. Yer kobigida kislorodning

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 qisqa vaqt yashaydigan izotoplari ^{14}O , ^{15}O , ^{19}O sun'iy ravishda xosil qilingan.

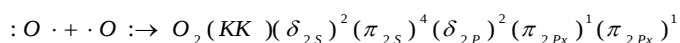
Kislorod sanoatda xavodan yoki suvni elektroliz qilib olinadi. Laboratoriyada kislorod bertole tuzi yoki $KMnO_4$ ni kizdirish yuli bilan olinadi:



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 qatoriga kiradi; uning nisbiy elektrmanfiyligi 3 ga teng bo'lib, bu jixatdan ftordan keyin ikkinchi urinda turadi. U deyarli xamma elementlar bilan birikmalar xosil qiladi va bu jixatdan ftorga o'xshaydi. O atomining tuzilishi $1S^22S^22P^4$ demak, ikkita tok elektronlar xisobiga uning kovalentligi ikkiga teng. (p^2 -bog') bo'ladi. Bundan tashqari kislorod atomi yana ikkita elektron juftlarini donori bula oladi. Demak, uning yuqori 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.

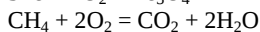
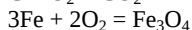
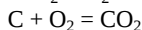
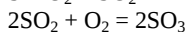
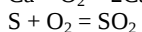
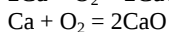
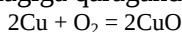
Kislorod qattiq xolatda (va suyuq xolatda) magnitga tortiladi, demak, u paramagnit moddadir. Molekulyar orbitallar nazariyasiga muvofiq kislorod molekulasida uning ikkita atomi o'zaro shu tarzda bog'langanki, O_2 molekulasida ikkita tok elektron bo'ladi:

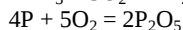
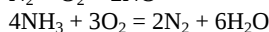
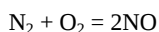


Kislorod molekulasi O_2 nixoyatda barkaror, uning dissosilanish energiyasi 117.67 kkal/mol.ga teng. 3000° da ajralish darajasi 6% ga yetadi. Kislorod molekulasi kutbsiz molekula.

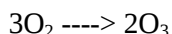
Kislorod - 183°S da qaynaydi, -218.9°S da muzlaydi, suvda oz eriydi.

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 momakaldirok paytlarida, chakmok chakkanida, 10-30 km balandliklarda ultrabinafsha nur ta'sir etganida kisloroddan xosil bo'ladi:



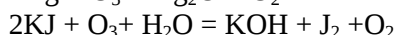
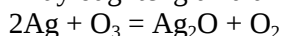
Umuman, ozon atomar kislorod xosil bo'ladigan proseslarda (peroksidlar parchalanganda, suv radiolizga uchraganda va boshqa xollarda) xosil bo'ladi.

Atmosferada ozon xosil bo'lishida kuyoshdan kelayotgan xayot uchun zararli ultraginafsha nurlar ushlanib koladi, xosil bo'lgan ozon infraqizil nurlarni yutib, yer kobigini sovib ketishidan saklaydi. Binobarin, atmosferada ozon qavatining bo'lishi yerdagi xayot uchun katta foyda keltiradi.

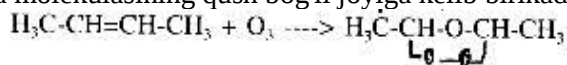
Laboratoriyada va texnikada ozon olish uchun ozonatorlardan foydalaniladi. Laboratoriyada ishlatilayotgan ozonator orqali utgan kislorodning 12-15%i ozonga aylanadi. Ozon va kislorod aralashmasi suyuq xavo bilan sovutilayotgan idish orqali utkazilganda ozon kondensatlanib, kisloroddan ajraladi, ozonni 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 yuqori; ozon -112° da qaynaydi va -192.5° da muzlaydi. Ozon suvda yaxshi eriydi (100l suvda 0°S da 45l ga yaqin ozon eriydi). Ozon molekulasida 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 tashqari) 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 bo'lishidan kelib chiqadi, chunki tarkibida qush bog' bo'lgan organik moddaga ozon ta'sir etganida ozon molekulasida usha modda molekulasining qush bog'li joyiga kelib birikadi:



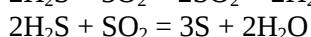
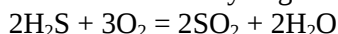
Ozon diamagnit modda, uning dipol momenti 0.53 debayga teng.

Oltinugurt S, tartib nomeri 16, atom og'irligi 32.064, elektron konfugurasiyasi $16^{32}\text{S} 1\text{s}^2 2\text{s}^2 2\text{p}^6 3\text{s}^2 3\text{p}^4$; tabiiy izotoplari 16^{32}S , 16^{33}S , 16^{34}S , 16^{36}S .

Oltinugurt kadimdan ma'lum element. Oltinugurtning Yer kobigidagi og'irlik miqdori 0.05 % ni tashqil etadi. Oltinugurt tabiatda erkin (tugma oltinugurt) xolida va birikmalar (sulfidlar va sulfatlar) xolida uchraydi. Eng muxim sulfid rudalar (ularning kurinishlariga qarab) kolchedanlar va metall yaltiroklar nomi bilan yuritiladi. Bular qatoriga temir kolchedani FeS_2 , (buni pirit va oltinugurt 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 bo'ladi. Oltinugurt birikmalari neft konlarida va shifobaxsh suvlarda xam uchraydi. Eng muxim sulfatlar qatoriga gips $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, anhidrid CaSO_4 , achchik tuz $\text{MgSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, kizerit $\text{MgSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, og'ir shpat BaSO_4 , selestin SrSO_4 va glauber tuzi $\text{NaSO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ kiradi. Organik olamda oltinugurt usimlik va xayvon oksili tarkibida bo'ladi. U uglerod, kislorod, vodorod, azot va fosfor kabi xayot uchun eng zarur elementlardan biridir. Toshkumir tarkibida 1.5% ga kadar oltinugurt bo'ladi.

Oltinugurt tabiiy manbalardan olishda uning kanday xolatda ekanligini, konni kurshab olgan sharoit xisobga olinadi. Agar kon u kadar chukur bulmasa, oltinugurt xuddi toshkumir kabi shaxta usulida kazib chikaziladi. Kupincha, tugma oltinugurtga xar xil tog jinslari, gips va tuprok aralashgan bo'ladi. Shu sababli avval uni suyuqlantirib, qushimchalardan qisman tozalanadi. Oltinugurt 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 oltinugurt guli kurinishida devorga utirib koladi. Tayokchasimon oltinugurt olish uchun toza suyuq oltinugurt maxsus koliplarda sovutiladi.

Ba'zan, oltinugurt, tarkibida oltinugurt bo'lgan gazlardan xam olinadi. Masalan, H_2S dan oltinugurt olish uchun texnikada kuyidagi reaksiyalardan foydalaniladi.



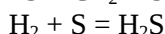
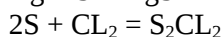
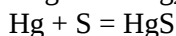
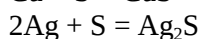
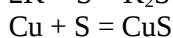
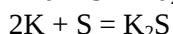
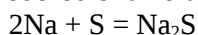
Oltinugurtning kristall xolatdagi allotropik modifikasiyalaridan eng muximi ikkita: rombik yoki oktaedrik oltinugurt (α -oltinugurt) va monoklinik yoki prizmatik oltinugurt (β -oltinugurt).

Tabiatda uchraydigan rombik oltingugurtning solishtirma og'irligi 2.07, suyuqlanish xaroratsi 112,8°S. Rombik oltingugurt 95,5°S dan past xaroratlardagina barkaror bo'ladi, 95.5°S dan yuqorida monoklinik oltingugurt barkarordir. Monoklinik oltingugurt prizma shaklidagi tinik kristallardan iborat bo'lib, uning solishtirma og'irligi 1.96g/sm³, suyuqlanish xaroratsi 119.3°S. Rombik oltingugurt, masalan, 100°S da uzoq vaqt tutib turilsa, u monoklinik oltingugurtga aylanadi. 95.5°S da monoklinik oltingugurt bilan rombik oltingugurt muvozanat xolatida bo'ladi: S rombik --> S monoklinik Bu xarorat rombik va monoklinik oltingugurtlarning bir-biriga aylanish xaroratsidir.

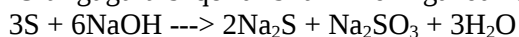
Odatdagi sharoitda, qattiq oltingugurt molekulasida xalka tarzida bir-biri bilan tutashadigan 8 atomdan tarkib topadi; S₈ kizdirilganda S₈ xalkasi uziladi. Yukori xaroratda zanjir bulaklari mavjud bo'ladi. 448°S da oltingugurt qaynaydi. Bug xolatda oltingugurt molekullari S₈, S₆, S₄ va S₂ orasida muvozanat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

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

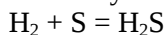
Vodorod bilan oltingugurt birikishi uchun ancha yuqori xarorat talab qilinadi.



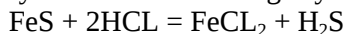
Oltingugurt ishqorlar bilan kizdirilganda kuyidagi reaksiya boradi.



Vodorod sulfid, tabiatda ba'zi shifobaxsh mineral suv manbalarida va oz miqdorda vulkon gazlar tarkibida uchraydi. Yukori xaroratda H₂ bilan S ni biriktirib xam H₂S ni sintez qilinadi.

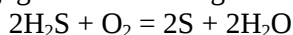


Laboratoriyada H₂S olish uchun metallarning sulfidlariga xlorid kislotasi yoki sulfat kislotaning suyultirilgan eritmalari ta'sir ettiriladi.

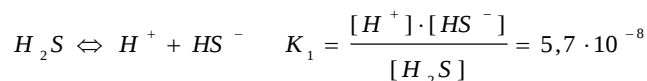


Vodorod sulfid-rangsiz juda zaxarli gaz. Uning muzlash xaroratsi -83.6°S. H₂S gazi -60.75°S da suyuqlikka o'tadi. Suyuq xolatdagi H₂S amalda elektr tokini utkazmaydi. Qattiq kizdirilganda H₂S vodorod va oltingugurtga ajraladi. H₂S=H₂+S. H₂S xavoda yonadi: 2H₂S+3O₂=2SO₂+2H₂O

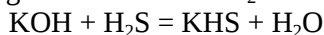
Agar xavoda yonib turgan H₂S alangasi sovuk sirtga tutilsa yonish natijasida xosil bulayotgan oltingugurt idish devoriga utiradi.



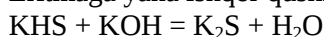
H₂S suvda eritilganda kuchsiz sulfid kislotasi xosil bo'ladi. (1l suvda 0°S da 4.6 l H₂S, 20°S da esa 2.6 l H₂S eriydi). Sulfid kislotasi ikki negizli kislotadir.



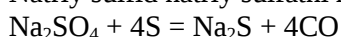
Vodorod sulfid asos va tuzlarning eritmalariga yuborilganida metall sulfidlari xosil bo'ladi. Suvda erimaydigan sulfidlar tegishli tuzlarning eritmalaridan H₂S utkazish yuli bilan chukma xolida xosil qilinadi. Kaliy gidroksid eritmasi H₂S bilan tuyintirilganda avval kaliy gidrosulfid xosil bo'ladi:



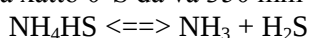
Eritmaga yana ishqor qushilganda (ya'ni mo'l ishqor bo'lganda) kaliy sulfid xosil bo'ladi.



Natriy sulfid natriy sulfatni kumir yordamida kaytarish yuli bilan olinadi.



Ammoniy gidroksid eritmasiga H₂S yuborish orqali ammoniy gidrosulfid NH₄HS xosil qilinadi. Bu modda xatto 0°S da va 350 mm sim.ust. bosimdayok kuyidagicha parchalanadi.



Kristallik ammoniy sulfid (NH₃)₂S faqat past xaroratlardagina xosil qilina oladi. Laboratoriyalarda qullaniladigan ammoniy sulfid eritmasi NH₄HS va NH₃ ning ekvimolekulyar aralashmalaridan iborat.

Ishqoriy va ishqoriy yer metallar sulfidlarining suvdagi aralashmalari bekaror bo'ladi. Chunki bu sulfidlar xavoda osonlik bilan oltingugurtga kadar oksidlanadi. Xosil bo'lgan oltingugurt osongina metall sulfid eritmasida erib polisulfidlarni beradi. Masalan, Na₂S eritmasidan Na₂S₃·8H₂O tarkibli natriy polisulfid xosil bo'ladi:

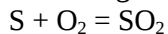


Ogir metallarning sulfidlari, masalan; HgS, PbS, Sb₂S₃, CuS, CdS, ZnS, MnS, NiS uzlariga xos rangga ega bo'lib, suvda yomon eriydi.

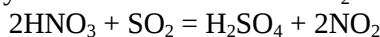
Ana shu sababli kationlarni bir-biridan ajratishda bunday sulfidlar xosil bo'lishidan foydalaniladi, chunki ularning ba'zilari suyultirilgan HCL eritmasida eriydi, ba'zilari suvda xam, HCL ning suyultirilgan eritmasida xam erimaydi.

Oltingugurtning uchta kislorodli birikmasi olingan. Bular SO, SO₂ va SO₃.

Sulfid anhidrid SO₂ xavoda oltingugurt yondirilganda xosil bo'ladi.

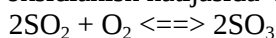


Sulfit anhidrid SO₂ rangsiz, utkir xidli zaxarli gaz. Uning kritik xaroratsi juda yuqori (+157°S) bo'lgani uchun uni bosim ostida suyuqlikka aylantirish mumkin. Suyuq SO₂ bir atmosfera bosimida - 10°S da qaynaydi va -72.5°S da kotadi. SO₂ kuchli kaytaruvchidir. U xatto nitrat kislotani xam kaytaradi:



Suyuq SO₂ buglanganda issiqlik yutiladi (atrof-50°S gacha soviydi). Shuning uchun suyuq SO₂ sovutuvchi ustanovkalarda qullaniladi. Suyuq SO₂ ning dielektrik konstantasi Ye=20 ga teng. U ba'zi moddalar uchun erituvchi sifatida ishlatiladi. SO₂ da S atomi sp² gibridlanadi.

Oltingugurt yondirilganda asosan sulfit anhidrid xosil bo'ladi, shu bilan bir qatorda SO₂ ning juda oz qismi oksidlanish natijasida 4% chamasi SO₃ xam xosil bo'ladi.

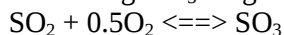


Sulfit anhidridning kislorod bilan birikish reaksiyasi tezligi 400°da xam juda kichik, kiymatga ega. Bu reaksiyani tezlashtirish uchun katalizator (platinalangan asbest, vanadiy (V)-oksid V₂O₅) qullaniladi. Bu reaksiyaning muvozanat konstantasi:

$$K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$$

xarorat ortishi bilan kamayadi. 450°S da K=3.51 · 10⁴; 600°S da

K=2,22 · 10¹ teng. SO₃ ning xosil bo'lish reaksiyasi tenglamasini

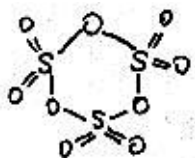


shaklida yozib muvozanat konstantasini parsial bosimlar bilan ifodalasak:

$$Kp = \frac{P_{SO_3}}{P_{SO_2} \cdot \sqrt{P_{O_2}}} \text{ } \ddot{e}ku \text{ } \frac{P_{SO_3}}{P_{SO_2}} = Kp \cdot \sqrt{P_{O_2}}$$

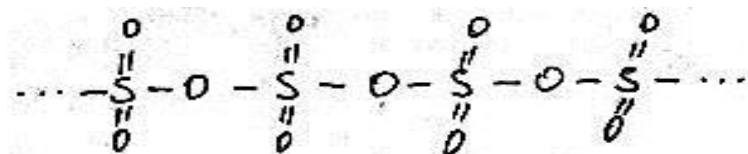
ni olamiz. Bu yerda P_{SO₃}-SO₃ ning parsial bosimi; P_{SO₂}-esa SO₂ ning parsial bosimi; P_{O₂}- kislorodning parsial bosimi. Yukoridagi ifodadan, SO₃ parsial bosimining SO₂ ning parsial bosimiga nisbati, ya'ni reaksiyaning unumini ifodalovchi kiymat kislorodning parsial bosimi kvadrat ildiziga proporsional ekanligini kuramiz. Demak, reaksiyada SO₃ unumini oshirish uchun O₂ dan mo'l olish kerak. Gazlar katalizatorga yetmasdan avval to'rt xissa xavo bilan aralashtirilsa, reaksiyaning unumi 450°Sda 80.5% ga (400°S da esa 99.5% ga yetadi).

Sulfat anhidrid bug xolatdagina SO₃ tarkibiga ega. Suyuq va qattiq xolatda esa polimerlangan xolatga ega bo'ladi. SO₃ buglari kondensatlanganida 44,8 s da qaynaydigan suyuqlik xosil bo'ladi. Uni 16,8°S ga kadar sovitilganda kotib muz kabi tinik jismga aylanadi. Bu – muzsimon sulfat anhidrid (yoki α-SO₃) bo'lib, uning solishtirma og'irligi 1,995 g/sm³. U siklik tuzilishga ega bo'lgan trimerlardan iborat:



Qattiq xolatdagi sulfat anhidridning umumiy formo'lasini (SO₃)_n. Muzsimon sulfat anhidrid uzoq vaqt turganda asta-sekin asbestsimon shaklga o'tadi. Asbestsimon sulfat anhidrid ipak kabi yaltirok tolalardan iborat β-SO₃ dir.

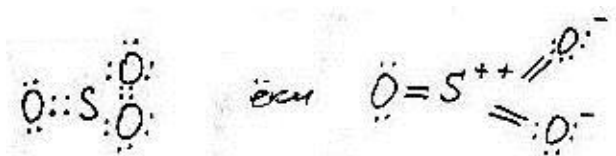
Uning formo'lasini



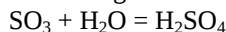
shaklida yezish mumkin.

Asbestsimon sulfat anhidrid tolalari turli uzunlikda bo'ladi. U amorf modda bo'lgani uchun aniq suyuqlanish xaroratsiga ega emas. Asbestsimon sulfat anhidridning muzsimon SO₃ ga nisbatan ximiyaviy aktivligi kamrok bo'ladi.

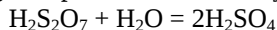
Bug xolatdagi SO₃ molekulasining tuzilishini kuyidagicha izoxlash mumkin: SO₃ molekulasi xosil bo'lishida S atomi o'zining gibridlangan 3S va 3P - pogonachalaridan ikki elektronni ikkita kislorod atomiga berib S²⁺ ioniga aylanadi; ikkala kislorod xar biri bittadan tok elektronga ega. Bu ionlar oltingugurtning ikkita tok elektroni bilan juftlashadi. S²⁺ ning kolgan ikkita tok elektroni bilan uchunchi kislorod atomining ikkita tok elektroni juftlashadi:



Demak, SO_3 molekulasida S atomi uchta kislorod atomlari bilan to'rtta kovalent va 2 ta ion bog'lar orqali birikkan bo'ladi. Sulfat anhidrid suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi:



Sulfat anhidrid bulagi ustiga bir tomchi suv tushsa, portlash reaksiyasi sodir bo'ladi. Lekin, sulfat kislota olish uchun SO_3 ni suvda bevosita eritib bo'lmaydi, chunki ozgina SO_3 suvda eriganida tuman xosil bo'lib, 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 bo'ladi. Oleumning asosiy qismini piro-sulfat kislota $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ tashqil qiladi. Suv ta'sir ettirilganda piro-sulfat kislota kaytadan sulfat kislota-ga aylanadi:



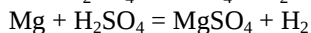
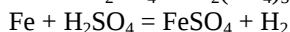
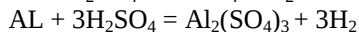
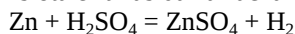
Xavoda $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ning tutashiga sabab shuki, u uzidan sulfat anhidridni chikarib turadi, toza $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ +35°S da kotadi.

Kimyoviy toza sulfat kislota H_2SO_4 (boshqacha aytganda monogidrat) moysimon rangsiz suyuqlikdir. Kadim zamonlarda temir sulfatni kizdirib H_2SO_4 olinganligi uchun "kuposoy moyi" deb xam yuritiladi. Konsentrlangan sulfat kislota-niing solishtirma og'irligi $d=1.84\text{g/sm}^3$. U suv bilan xar kaday nisbatda aralashadi. Sulfat kislota-niing elektr utkazuvchanligi uning tarkibidagi H_2O va SO_3 miqdorlariga bog'liq. Tarkibida 20-30% H_2SO_4 bo'lgan eritma eng yuqori elektr utkazuvchanlikka ega, shu sababli akkumulyatorlarda 20-30% li sulfat kislota eritmasidan foydalanilganda akkumulyator eng kichik ichki karshilikka ega bo'ladi.

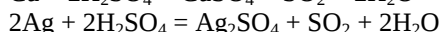
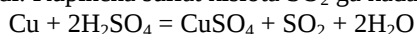
Sulfat kislota kuchli kislotalardan xisoblanadi. U ikki negizli. Lekin uning birinchi boskich dissosiasiyasi kariyb 100% ga yaqin; ikkinchi boskich dissosiasiya konstantasi esa

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

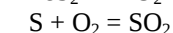
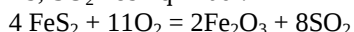
binobarin, sulfat kislota o'zining ikkinchi boskich dissosiasiya konstantasiga kura o'rtacha kuchdagi elektrolitdir. U normal sulfatlar va gidrosulfatlar xosil qiladi. Tarkibida 93% dan ortiq H_2SO_4 bo'lgan sulfat kislota eritmasini chuyan idishda saklash va tashish mumkin. Sulfat kislota-niing suyuqrok eritmaları kurgoshin idishlarda saklanadi. Suyultirilgan sulfat kislota eritmasida zarracha rolini H^+ ionlari bajaradi.



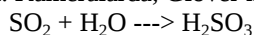
Konsentrlangan sulfat kislota kizdirilganda metallarga ta'sir qiladi. Bu xolda oksidlovchi rolini S^{6+} atomi bajaradi. Kupincha sulfat kislota SO_2 ga kadar kaytariladi.



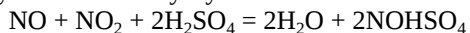
Sulfat kislota sanoatda nitroza va kontakt usullari bilan olinadi. Ikkala usulda xam dastlab pirit yoki oltingugurt yondirilib, SO_2 xosil qilinadi.



Keyingi vaqtlarda 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:

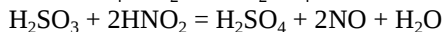
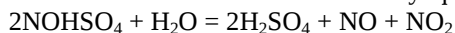


reaksiyalar boradi. Gey Lyussak minorasida va kameralarda suyuq faza bilan gaz faza chegarasida



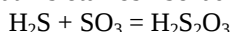
reaksiyasi sodir bo'lib, oraik maxsulot nitrozil sulfat kislota NOHSO_2 xosil bo'ladi.

Glover minorasida va kameralarda suyuq fazada:

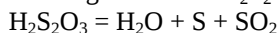


reaksiyalar sodir bo'lib, buning natijasida kariyb 80% li H_2SO_4 xosil bo'ladi.

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

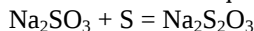


Odatdagi xaroratda $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ bekaror modda, u parchalanib ketadi:



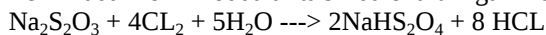
Lekin uning tuzlari - tiosulfatlar barkaror moddalardir.

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

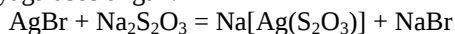


Tiosulfat ion $S_2O_3^{2-}$ tarkibidagi ikkita S atomlaridan birining oksidlanish darajasi +6 bo'lib, ikkinchisining -2 dir. $Na_2S_2O_3$ suvdagi eritmadan $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ shaklida kristallanadi.

Texnikada xlorli moddalar ta'sirida okartirilgan matolarni xloridan tozalash uchun $Na_2S_2O_3$ qullaniladi.



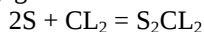
Shuning uchun $Na_2S_2O_3$ "antixlor" nomi bilan xam yuritiladi. Fotografiyada $Na_2S_2O_3$ ning kulanilishi quyidagi reaksiyaga asoslangan:



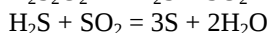
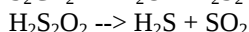
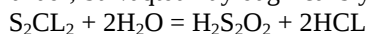
Natijada fotoplastinkadan ortib kolgan kumush bromid yuvilib ketadi.

Oltinugurtning eng kup tarkalgan galogenli birikmalari uning xlorli birikmalari S_2Cl_2 , SCL_2 , SCL_4 xisoblanadi.

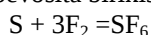
Oltinugurt monoxlorid S_2CL_2 suyuqlantirilgan S ustidan kuruk xlor utkazish yuli bilan xosil qilinadi.



S_2Cl_2 kovok rangli va yokimsiz xidli suyuqlik, uning ($0^\circ S$ dagi) solishtirma og'irligi 1.709 g/sm^3 ; u suv ta'sirida parchalanadi; bu vaqtda quyidagi reaksiya sodir bo'ladi:



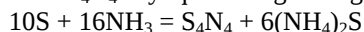
Oltinugurtning ftor bilan 5 ta birikmasi olingan. S_2F_2 , SF_2 , SF_4 , SF_6 , S_2F_{10} . Oltinugurtning ftorli birikmalari ichida oltinugurt geksaftorid SF_6 yuqori kuchlanish bilan ishlaydigan elektr kurilmalarda gazsimon izolyator sifatida ishlatiladi. U kislorodda xam, H_2 da xam yonmaydi; u xidsiz modda bo'lib zaxarli xam emas. SF_6 oltinugurtning F_2 bilan bevosita birikishidan olinadi.



Oltinugurt brom bilan faqat birgina birikma oltinugurt monobromid - S_2Br_2 ni xosil qiladi. S_2Br_2 kungir rangli suyuqlik, uning 20° dagi solishtirma og'irligi 2.635 g/sm^3 , muzlash xaroratsi $-46^\circ S$.

Oltinugurtning yettita oksogalogenidlari ma'lum. Bulardan oksixloridlari quyidagilar: tionilxlorid $SOCL_2$, sulfuril xlorid- SO_2CL_2 , xlorosulfon kislota HSO_3CL .

Oltinugurt azot bilan bir necha birikma xosil qiladi. Ularning tarkibi $(SN)_n$; S_4N_4 ; $S_{16}N_2$ formolalar bilan ifodalanadi. S_4N_4 suyuq xolatdagi oltinugurtning ammiak bilan o'zaro ta'siridan xosil bo'ladi:



Oltinugurt tetranitrid sarik kristall modda; u $+178^\circ S$ da suyuqlanadi, uglerod sulfidga eriydi.

Texnikada yuqori xarorat xosil qilishda kislorod keng qullaniladi, ozon esa kuchli oksidlovchi bo'lganligi uchun ichimlik suvlarini tozalashda va disenfeksiya maqsadlari uchun ishlatiladi. Oltinugurt va uning birikmalari medisinada, kimyo sanoatida, kishlok xujaligida va boshqa 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) Oltinugurt, olinishi.
- 7) Oltinugurtning xossalari.
- 8) Oltinugurtning gidridlari.
- 9) Oltinugurtning birikmalari.
- 10) Sulfat kislota

Nazorat savollari:

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

V GURUXNING P – ELEMENTLARI.

Режаси

1. Umumiy xarakteristika
2. Azot, tabiatda uchrashi, olinishi, xossalari
3. Forfor, olinishi, xossalari, birikmalari
4. Fosforli o'g'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 bo'ladi. Azotdan vismutga tomon elementlarning atom radiuslari ortib boradi; chunonchi, azot atomi kichik atom, uning yakka bog'lanishdagi kovalent radiusi $0,71 \text{ }^0\text{A}$ ga teng. Fosforning kovalent radiusi $1,10 \text{ }^0\text{A}$ ga, mishyakniki $1,16 \text{ }^0\text{A}$, surmaniqi $1,34 \text{ }^0\text{A}$ va nixoyat vismut atomining kovalent radiusi $1,46 \text{ }^0\text{A}$. Azot atomlari o'zaro juda maxkam uch karrali bog' (N^*N) xosil qiladi; azotning bir atomi atrofida faqat uchta kislorod atomi joylana oladi; fosfor, mishyak, surma va vismut atomlari o'zaro faqat yakka bog'larnigina xosil qiladi; ularning atomlari atrofida uchdan ortiq kislorod atomlari joylasha oladi.

Bu elementlarining uz birikmalaridagi oksidlanish darajalari +5 dan -3 ga kadar bo'ladi. Azotdan fosforiga utilganda elementlarning +5 valentlik xolati ancha mustaxkamlanadi; lekin fosfordan vismutga utgan sayin +5 valentlik xolatning mustaxkamligi kamayadi; $N_2O_5 - P_2O_5 - As_2O_5 - Sb_2O_5 - Bi_2O_5$ qatorida N_2O_5 dan Bi_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 kovalent radiusi nisbatan katta bo'lganligi uchun uning atrofiga oltita kislorod atomi joylana oladi. Bu birikmalarining oksidlovchilik xossalari 5 valentli xolatning barkarorligi uzgarishiga muvofiq keladi. Chunki HNO_3 - nitrat kislotasi kuchli oksidlovchi lekin ortofosfat kislotasi H_3PO_4 xech kanday oksidlash xossalarni namoyon qilmaydi. Arsenat kislotasi H_3AsO_4 va stibat kislotasi $N[Sb(OH)_6]$ 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 mustaxkamlanadi boradi. Elementlarning +3 valentli xolatiga muvofiq keladigan gidroksidlarining asosli xarakteri azotdan vismutga utgan sari kuchayib boradi; chunonchi: HNO_2 va H_3PO_3 - kislotalar bo'lib, 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 amfoter mas 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 $4 \cdot 10^{-2}\%$ ini azot tashqil etadi. Bu miqdorning kupchilik qismi atmosferada bo'ladi. Fosfor Yer pustlogining $8 \cdot 10^{-2}\%$ ini, mishyak $5 \cdot 10^{-2}\%$ ini, surma $4 \cdot 10^{-5}\%$ ini va vismut $2 \cdot 10^{-5}\%$ ini tashqil qiladi.

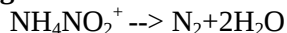
Azot - tartib nomeri 7, atom og'irligi 14,0067; tabiatdagi barkaror izatoplari ^{14}N va ^{15}N bo'lib, ^{15}N tabiatdagi barcha azotning atiga 0,365% ini tashqil qiladi; kolgani ^{14}N dir. Elektron konfiguratsiyasi $K 2S^2 2P^3$.

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

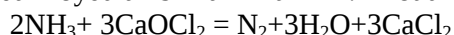
Azot tabiatda erkin va bog'langan xolatda uchraydi. Erkin azot N_2 molekulalar xolida asosan atmosferada, bog'langan azot esa Chili selitrasi $NaNO_3$ va Xind selitrasi KNO_3 , shuningdek oksidlar tarkibida uchraydi.

Azotning eng katta manbai xavo bo'lganligi 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 o'ziga biriktirib oladi; azot va inert gazlar esa ajralib koladi. Texnikada azot olish uchun suyuq xavoni fraksiyalab xaydash usulidan foydalaniladi. Suyuq xavo asosan azot va kisloroddan iborat; azotning qaynash xaroratsi 195,8o bo'lib, kislorodning qaynash xaroratsi - 183o dan pastdir; binobarin, suyuq xavodan avval azot, keyin kislorod buglanadi.

Laboratoriyada toza azot olish uchun ammoniy xloridning tuyingan eritmasi bilan natriy nitratning tuyingan eritmalarini aralashmasini kizdiriladi. Bunda kuyidagi reaksiya sodir bo'ladi:



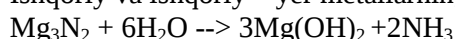
Ammoniy nitratning uzi esa NH_4Cl bilan $NaNO_2$ dan xosil qilinadi. Ammoniy xlorid urnida ammoniy sulfatdan foydalanish xam mumkin. Azot ammiakni xlorli oxak bilan oksidlash yuli bilan xam olinadi:



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 bo'ladi. Azot magniy bilan xam magniy nitrid Mg_3N_2 xosil qiladi.

Ishqoriy va ishqoriy - yer metallarning nitridlari suvda gidrolizga uchraydi:

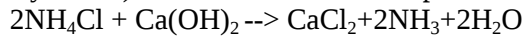


Azot kalsiy, alyuminiy va kremniylar bilan faqat yuqori xaroratda reaksiyaga kirishadi. Ogir

metallar (titan, sirkoniy, xrom, niobiy, tantal, toriy va uran) xam azot bilan nitridlar xosil qiladi; lekin bu metallarning nitridlari, ayniqsa toriy nitridi, suvda gidrolizlanmaydi.

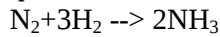
Ammiak NH_3 , gidrazin N_2H_4 va azid kislota NH_3 azotning vodorodli birikmalaridir. Gidrosilamin (NH_2OH) xam azotning vodorodli birikmasi qatoriga kiradi.

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



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

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

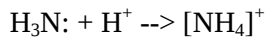


Ammiak o'ziga xos utkir xidli, rangsiz gaz. U suvda juda yaxshi (20°S da 1 l H_2O da 700 l NH_3) eriydi. Ammiak 20°S da va 8,5 atm bosimda suyuq xolatga o'tadi. Suyuq ammiak ba'zi anorganik moddalarni yaxshi eritadi, shuning uchun turli sintez reaksiyalarida erituvchi sifatida ishlatiladi.

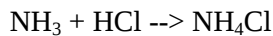
Ammiak odatdagi sharoitda barkaror modda. Ammiak kuyidagi bir qator reaksiyalarga kirisha oladi:

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

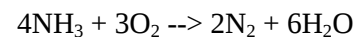
2. Ammiakning suvdagi eritmasi asosli xossaga ega; uni ammoniy gidroksid deb ataladi. Ammoniy ionining xosil bo'lishini donor – akseptor bog'lanish natijasi deb qaraladi: ammiak molekulasidagi bir juft erkin elektronlarga proton kelib birikadi:



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 bo'ladi:



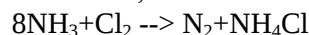
Ammiakning bu tarika yonishi xech kanday amaliy axamiatga ega emas, aksincha uni katalizator (platina) ishtirokida 800°S da xavo kislorodi NO ga kadar oksidlanishi katta texnikaviy axamiatga ega:

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

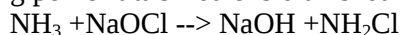
5. Ammiak okimi 300°S ga kadar kizdirilgan nitratga (xavosiz joyda) yuborilsa, nitriy amid NH_2Na xosil bo'ladi:

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

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



7. Ammiak molekulasidagi bir vodorod atomining xloga almashinish maxsuloti xloramin NH_2Cl ammiakning natriy gipoxlorit ta'sirida oksidlanishdan olinadi:



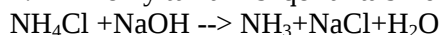
Xloramin minus 66°S da suyuqlanadigan yomon xidli gaz. Xloramindan tashqari ftoramin NH_2F va xloramin NHCl_2 va ftoramin NHF_2 lar xam ma'kul.

Ammiak asoslar qatoriga kiradi. U kuchli va kuchsiz kislotalar bilan (xatto karbonat kislota bilan xam) tuzlar xosil qiladi.

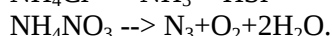
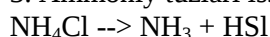
Ammoniy tuzlarining o'ziga xos xossalari kuyidagidan iborat:

1. Ammoniy tuzlari suvdagi eritmalarda gidrolizga uchraydi.

2. Ammoniy tuzlari ishqorlar ta'siridan parchalanadi, masalan:

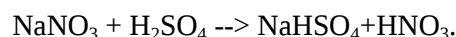


3. Ammoniy tuzlari issiq ta'siridan parchalanadi, masalan:



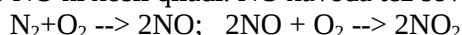
Azotning 5 ta oksidi ma'lum.

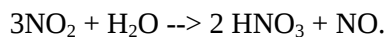
XIX asrdan XX asrning boshlariga kadar nitrat kislota Chili selitrasiga sulfat kislota ta'sir ettirish yuli bilan olinar edi:



Xozirgi vaqtda bu usuldan nixoyatda kam foydalaniladi.

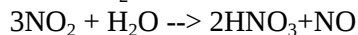
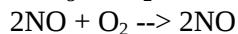
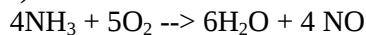
1905 yildan boshlab Norvegiyada sanoatda nitrat kislota olishning elektr yoy usuli joriy etildi. Bu usulning moxiyati shundan iboratki, avval xavo orqali elektr yoyi utkaziladi, bunda azot bilan kislorod o'zaro reaksiyaga kirishib NO ni xosil qiladi. NO xavoda tez soviganda xavo kislorodi va suv bilan birikib nitrat kislota ga aylanadi:





Ortib kolgan NO yana xavo kislorodi bilan birikib NO₂ ga aylanadi, yana suv bilan birikib HNO₃ xosil qiladi.

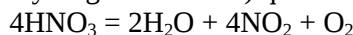
Yoy usulida elektr energiyasi kup sarf bo'ladi. masalan, 1 kg kislota tayyorlash uchun 70 kvt energiya ketadi. Shuning uchun bu usul kam qullaniladi. Xozirgi vaqtda sanoatda nitrat kislota asosan ammiakni katalizator ishtirokida oksidlash yuli bilan olinadi. Ammiak bilan xavo aralashmasi 600-800°S da platinadan yasalgan tur (katalizator) orqali utkazilganda NO xosil bo'ladi va bu gaz xavo kislorodi bilan darxol birikib NO₂ ga aylanadi. Azot (IV) - oksid esa suv va xavo kislorodi bilan o'zaro ta'sirlanib HNO₃ ni xosil qiladi:



Toza nitrat kislota rangsiz suyuqlik; solishtirma og'irligi 1,526 g/sm³ (15°S da); uning kotish xaroratsi 41,3°S; u 86°S da qaynaydi; suv bilan xar kanda nisbatda aralashadi;

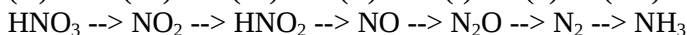
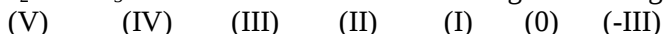
Tarkibida 68% HNO₃ bo'lgan nitrat kislota eritmasi (dq1,42/sm³) uz tarkibini uzgartirmay 120,5°S da qaynaydi.

Konsentrlangan nitrat kislota (ayniqsa yoruglik ta'siridan) qisman parchalanadi.



Xosil bo'lgan azot (IV) - oksid kislotaga 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 boshqa moddalarni oksidlaganda azotning oksidlanish darajasi +4, +3, +2, +1, 0 va -3 ga kadam uzgaramoqlik; natijada NO₂, HNO₂, NO, N₂O, N₂ va NH₃ lar xosil bo'lishi mumkin. Bu uzgarishlarning sxematik ifodasi quyidagicha:

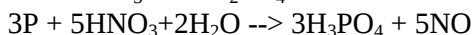
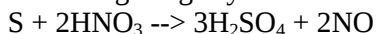


Nitrat kislotaning kanda oksidlanish darajasiga kadam kaytarilishi uning konsentrasiyasiga va kaytaruvchi moddaning aktivligiga bog'liq.

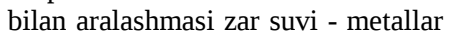
Masalan, konsentrlangan nitrat kislotada kurgoshin va kalay eriganida NO₂ ajralib chiqadi; kumush eriganida esa NO bilan NO₂ xosil bo'ladi, suyuqlantirilgan HNO₃ kislota mis va temirga ta'sir ettirilganda NO gazi ajralib chiqadi.

Konsentrlangan nitrat kislota ruxga ta'sir etganda, kislotaning konsentrasiyasiga qarab, N₂O yoki N₂ yoki NH₃ xosil bo'ladi (bu ammiak ortiqcha HNO₃ bilan birikib NH₄NO₃ xosil qiladi).

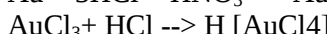
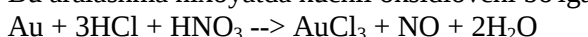
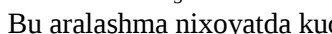
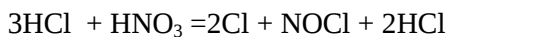
Konsentrlangan nitrat kislotaga solib kizdirilgan oltingugurt sulfat kislotaga va fosfor - fosfat kislotaga, kumir esa karbonat angidritga aylanadi:



Ba'zi metallar, masalan temir, xrom, alyuminiy va boshqa ba'zi metallar suyultirilgan nitrat kislotada eriydi-yu, ammo konsentrlangan kislotada erimaydi; bu metallar konsentrlangan nitrat kislotaga tushirilganda ularning sirtida mustaxkam oksid parda xosil bo'ladi; bu xodisa passivlashish deyiladi. Umuman, konsentrlangan nitrat kislota kupchilik metallar uchun erituvchi xisoblanadi. 1 xajm konsentrlangan nitrat kislotaning 3 xajm xlorid kislota bilan aralashmasi zar suvi - metallar uchun HNO₃ ning o'ziga qaraganda xam kuchli erituvchidir, chunki bu aralashmada xlor va nitrozil xlorid bor:



Bu aralashma nixoyatda kuchli oksidlovchi bo'lgani uchun uzida oltin (radiy) va platinani erita oladi:



Nitrat kislotaning sanoatda ishlatilishi uning oksidlash va nitrolash xossalariga asoslanadi. Bundan tashqari nitrat kislota nitratlar, mineral o'g'itlar, ayniqsa ammiakli selitra olishda juda kup ishlatiladi. Ammiakli selitra NH₄NO₃ - muxit azotli o'g'it xisoblanadi.

Fosfor - tartib nomeri 15, atom og'irligi 30,9738, elektron konfiguratsiyasi KL 3S²3p³. Tabiatda fosfor yagona izotop ³¹P xolida uchraydi. Uning sun'iy radioaktiv izotopi ³²P (yarim yemirilish davri 14, 22 kun) nishonli atom sifatida keng kulllaniladi.

Fosfor grekcha suz bo'lib «yoruglik tashuvchi» demakdir. Fosforning element ekanliini Lavuazye isbot qilgan. Sheyeli 1771 yili fosforni suyakdan ajratib olish usulini kashf qilgan.

Fosforning yer pustlogida og'irlik miqdori 8 · 10⁻²% ni tashqil qiladi.

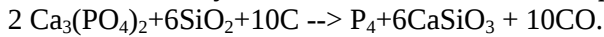
Fosforning eng muxim minerallari fosforit Ca₃(PO₄)₂ va apatitlar – 3Ca(PO₄)₂ · Ca(OH)₂ - gidroksil apatit va

$3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ - 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 qismlari tarkibiga kiradi. Usimliklar organizmining kuruk tarkibiga kiradi. Usimlik organizmining kuruk moddasida 0,5-2% fosfor bo'ladi. Usimlik organizmida fosfor «karigan» barglardan «yosh» barglarga, poyadan urugga kuchib turadi. Odam organizmida 3-4 kg.gacha fosfor bo'ladi.

Fosfor inson organizmining xarakatlanishi, oziklanishida, ko'payishi 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% gacha bo'ladi.

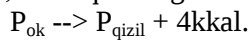
Erkin fosfor kalsiy fosfatni kum ishtirokida elektr pechda kumir bilan kaytarish orqali olinadi:



Xosil bo'lgan fosfor buglari suv ichida ok fosfor shaklida kondensatlanadi.

Fosforning uchta allotropik shakl uzgarishlari: ok, qizil, va kora fosforlar ma'lum. Ularning har biri polimer moddalar bo'lib, hozirgi vaqtda fosforning 11 ta modifikatsiyasi borligi aniqlangan.

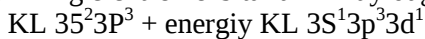
Ok fosfor suyuq xolatda xam, qattiq xolatda xam R4 tarkibli tetraedrik shaklidagi molekular xosil qiladi. P-P bog'lanishning uzunligi 2,21 Å ga teng; ok fosforning solishtirma og'irligi 1,8 g/sm³, suyuqlanish xaroratsi 44°S, qaynash temperaturasi 281°S. Ok fosfor juda zaxarli, suvda erimaydi, lekin uglerod (IV) - sulfidga yaxshi eriydi, xavoda oksidlanib alanganadi, shuning uchun uni suv ostida saklanadi. U juda sekinlik bilan qizil fosforga aylanadi; bu vaqtda uzgarish issiqligi ajralib chiqadi:



Kizil fosforni ok fosforni 400°S da bir soat davomida kizdirish natijasida olinadi. Kizil fosfor ok suyuq xolatga aylanmasdan buglanib ketadi, uning buglari sovuk sirtida kondensatlanib ok fosfor xosil qiladi. Kizil fosforning solishtirma og'irligi 2,7 g/sm³. 260° da alanganadi; CS₂ da erimaydi; qizil fosfor 43,1 atm. bosimda 589,5°S da suyuqlanadi. Kizil fosfor xavoda barkaror; suv ichida saklanmaydi.

Kora fosfor ok fosforni 220 – 370°S larda juda yuqori bosim ostida sakkiz kun kizdirish natijasida olinadi. Uning solishtirma og'irligi 2,7 g/sm³; 490°S da alanganadi. CS₂ da erimaydi; elektr tokini utkazadi (ok va qizil fosfor esa tok utkazmaydi).

Fosfor aktiv metallmas elementdir. P- orbitalar katnashish bilan amalga oshadigan bog'lanishlar xosil bo'lganda fosfor azotga o'xshash xossalarni namoyon qiladi; lekin d - orbitalar katnashganda esa fosfor bilan azotning ximiyaviy xossalari orasida ancha tafovut mavjudga keladi. Fosfor atomi III davrining boshqa elementlari atomlari kabi o'zining elektron orbitalarini quyidagicha gibrilay oladi;



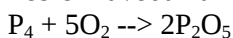
Demak, fosforning kovalentligi 3 va 5 ga teng bo'lishi mumkin. Fosforning oksidlanish darajalari +5, +3, +1, 0 va -3 ga teng. Eng barkaror birikmalarda fosfor besh valentlidir. Fosforning valentligi - 3 ga teng bo'lgan birikmalar u kach barkaror emas; bu jihatdan fosfor azotdan keskin farq qiladi.

Yuqori xaroratlarda (1600°S dan) yuqoridagi fosfor buglari asosan R2 molekullardan iborat bo'ladi. P₂ molekular xam xuddi N₂ molekular kabi tuzilishga ega:



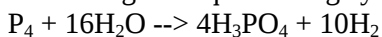
Pastrok xaroratlarda esa, fosfor buglari tetraedrik shakldagi P₄ molekullardan tuzilgan bo'ladi. Ok fosfor kristallari P₄ tarkibli molekullardan iborat. Kizil va kora fosforlar esa P₄ molekullarning polimerlaridan tuzilgan. Ok fosforning ximiyaviy jihatidan aktivligi qizil fosfornikidan yuqori turadi.

Fosfor xavoda kuzni kamashtiradigan darajada ok - sargish alanga berib yonadi:



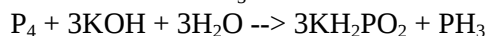
Fosfor galogenlar, oltingugurt va boshqa elementlar bilan oson birikadi.

Fosfor buglari faqat 600°S ga yaqin xaroratda suv bugi bilan quyidagicha reaksiyaga kirishadi:

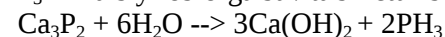


Fosfor vodorod bilan bevosita birikmaydi. Shuning uchun fosforning gidridlari bilvosita yullar bilan olinadi. Fosforning uchta gidridi bor. Fosfin PH₃, difosfin P₂H₄ (suyuqlik) va P₂H yoki P₁₂H₆ (qattiq jism).

Gazsimon fosfor PH₃ ni dastlab Jan - Jandr fosforni ishqor bilan kizdirish natijasida olgan.



PH₃ ni kalsiy fosforga suv ta'sir ettirish bilan xam olish mumkin:



Fosfin PH₃ - rangsiz, sasigan balik xidli juda zaxarli gaz. Uning qaynash xaroratsi – 85°S, suyuqlanish xaroratsi – 133°S.

Nixoyatda toza fosfin uz - uzicha alanganmaydi; uning tarkibida juda oz miqdorda P₂H₄ yoki P₄ ning borligi PH₃ ning xavoda alanganishini ta'minlaydi.

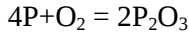
Xavo bilan fosfin portlovchi aralashmalar xosil qiladi. Fosfin suyuq xolatda assosiasiyaga uchramaydi (ammiak esa assosilanadi), fosfinning suvdagi eritmaları na asoslik va na kislotalik xossalarni namoyon qiladi. Lekin fosfin kuchli kislotalar bilan reaksiyaga kirishib fosfoniyl tuzlari xosil qiladi. Masalan, PH₄Cl, PH₄J. Fosfin kuchli kaytaruvchi xisoblanadi.

Difosfin P₂H₄ - xar doim gazsimon fosfin bilan birga xosil bo'ladi. U rangsiz suyuqlik 51,7°S da qaynaydi, -

99°S da kotadi. Kislotalar bilan reaksiyaga kirishmaydi. Difosfin uz uzicha alangalanadi. Uzoq vaqt 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 molekulari diler xolatda, ya'ni P_4O_6 va P_4O_{10} shaklida mavjud. Bulardan tashqari 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 bo'ladi.

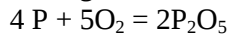


Fosfor (III) - oksid 22°S da suyuqlanadigan rangsiz qattiq jism; uning qaynash tepmeraturasi 173,1°S ga teng.

Fosfor (III) - oksid past xaroratda suv bilan reaksiyaga kirishganda fosfit kislota H_3PO_3 xosil bo'ladi. U suv bilan yuqori xaroratlarda reaksiyaga kirishganda esa kislotalar aralashmasi, qizil fosfor va fosfor gidrid beradi. Shunga kura, toza fosfit kislota olish uchun boshqa usullardan foydalaniladi.

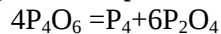
Fosfor (III)- oksid xuddi ok fosfor kabi nixoyatda zaxarli moddadir.

Fosfor (V)- oksid P_2O_5 fosforning kislrod mo'l bo'lgan sharoitda yonishidan xosil bo'ladi.



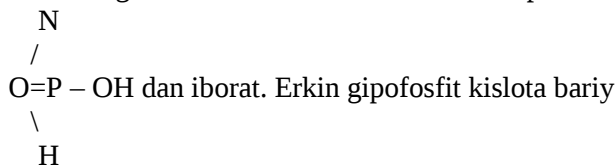
U rangsiz nixoyatda gigroskopik modda bo'lib, 1 atm. bosimda 360°S da sublimatlanadi. Uni boshqa aralashmalardan tozalashda shu xossasidan foydalaniladi. Fosfor (V)- oksid namni yutuvchi vosita sifatida ishlatiladi. U fosfat kislolaning angidrididir. P_2O_5 ning xosil bo'lish issiqligi juda katta 360 kkal/mol ga teng.

Difosfor tetroksid P_2O_4 - fosfor (III) oksidning 200°S da parchalanishidan xosil bo'ladi:

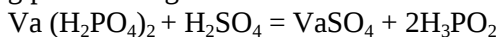


Bu oksidning molekulyar og'irligi asosida topilgan formo'lasi P_4O_8 bilan ifodalanadi. U suv bilan reaksiyaga kirishganda fosfat va fosfit kislotalar xosil bo'ladi.

Fosforning bir necha xil kislotalari ma'lum. Gipofosfit kislota H_3PO_2 uning molekulyar tuzilishi

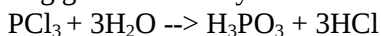


gipofosfatning sulfat kislota bilan o'zaro ta'siridan olinadi:

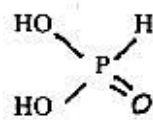


Toza gipofosfit kislota ok tusli kristall modda, uning zichligi $d = 1,49 \text{ g/sm}^3$, 26,5°S da suyuqlanadi. Gipofosfit kislolaning xosil bo'lish issiqligi 145,5 kkal/mol. Toza gipofosfit kislota sovukda barkaror, lekin ifloslangan kislota tez buziladi. Agar gipofosfit kislota 50°S dan yuqori xaroratda kizdirilsa, PH_3 , qizil fosfor, H_3PO_4 va H_2 dan iborat aralashma xosil bo'ladi. Gipofosfit kislota kuchli kaytaruvchi modda xisoblanadi. U nixoyatda zaxarli.

Fosfit kislota H_3PO_3 - fosfor (III)- oksidning (P_4O_6) kislotalasidir. Bu kislalani xosil qilish uchun fosfor (III)- xloridning gidrolizidan foydalaniladi:



Fosfit kislota 70,1°S da suyuqlanadigan rangsiz kristall modda. Uning struktura formo'lasi



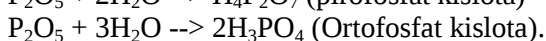
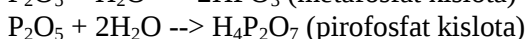
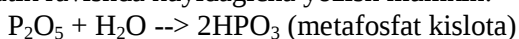
shaklida yoziladi. Fosfit kislota kuchsiz kislo talar qatoriga kiradi. H_3PO_3 kaytaruvchi xossa ga ega; masalan u, kumush tuzlarini kumush metalga kadar kaytaradi. H_3PO_3 kizdirilganda, parchalanib ortofosfat kislota va fosfin xosil qiladi:



Fosfit kislota molekulasida uchta vodorod atomi bo'lishiga qaramay, bu kislota ikki asosli kislota.

Fosfat kislotalar.

Fosfat angidrid suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi. Reaksiya issiqlik ajralib chiqishi 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:



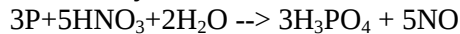
Bular ichida suvga eng boyi va eng muximi ortofosfat kislota; uni tugridan - tugri fosfat kislota deb ataladi. fosfat kislota 42°S da suyuqlanadigan, xavoda yoyilib ketadigan qattiq jism; uning zichligi $d = 1,88 \text{ g/sm}^3$. Sanoatda ishlab chikariladigan fosfat kislota kovushok suyuqlik. H_3PO_4 kizdirilsa, kislotadan suv chikib ketib, avval pirofosfat

kislota, keyin metofosfat kislota xosil bo'ladi:

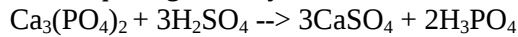


Aksincha, metofosfat kislota suv ta'sir ettirilganda piro - va ortofosfat kislota olinadi.

Laboratoriyada fosfat kislota olish uchun erkin xolatdagi fosfor 32% li nitrat kislota eritiladi:



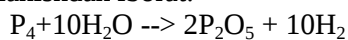
Texnikada fosfat kislota ekstraksiya va termik usullar bilan olinadi. Ekstraksiya usul maydalangan va ozrok fosfat kislota qushilgan tabiiy fosforitni sulfat kislota eritmasida erishidan iborat:



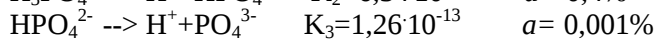
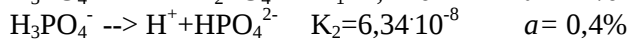
Xosil bo'lgan fosfat kislota filtratda koladi. Uni chukmadan filtrlash yordami bilan suzib olinadi. Termik usulda esa avvalo elektr pechlarda fosforitdan erkin fosfor olinadi, so'ngra uni kuydirib fosfor (V)- oksid xosil qilinadi. Bu moddaga suv ta'sir ettirib uni H_3PO_4 ga aylantiriladi.

Termik usulda olingan fosfat kislota tozaligi va konsentratsiyasining yuqoriligi bilan ekstraksiya usulida olingan kislotalardan ancha yuqori turadi.

Fosfat kislota olishning kelgusida rivoj topadigan usuli fosfor buglarini katalizator ishtirokida suv bilan oksidlanishdan iborat:

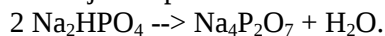


Ortofosfat kislota uch asosli kislota bo'lib, uning dissosiyalanish konstantalari va darajalari quyidagi kiymatlarga ega.



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 to'rt 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 bo'ladi. Unga vodorod sulfat eritmasi ta'sir ettirib pirofosfat kislota $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ olinadi.

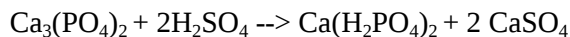
Pirofosfat kislota ortofosfat kislota kondensatlanish maxsulotidir. Ortofosfat kislota kondensatlanganida polifosfat kislotalar xam xosil bula oladi.

Metafosfat kislota - orta yoki pirofosfat kislota kizdirish orqali olinadi. U kovushok suyuqlik.

Fosforning juda kup birikmalari mineral o'g'it sifatida ishlatiladi. Eng kup qullaniladigan fosforli o'g'itlar quyidagilardir:

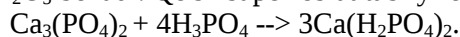
I. Fosforit yoki apatit uni mayin kukun xolatdagi fosforit yoki apatitdan iborat. Bu o'g'it tarkibida 16-35% ga kadar P_2O_5 bo'lishi mumkin. Lekin fosforit uni yoki apatit unidagi fosfor - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ tarkibli modda shaklida bo'ladi; bu modda suvda yomon eriydi; shu sababli kislotali bulmagan tuproklarda fosforit yoki apatit unini usimliklar kam uzlashtiradi.

II. Superfosfat. Fosforit yoki apatitning sulfat kislota bilan o'zaro ta'siridan, suvda eruvchan fosforli birikma xosil bo'ladi:

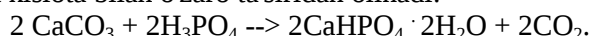


Uning tarkibida 20% ga kadar R_2O_5 bo'ladi. superfosfat tarkibidagi $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ suvda yaxshi erishi tufayli usimliklar uni yaxshi uzlashtiradi.

III. Qo'sh superfosfat tarkibi faqat kalsiy digidrofosfatdan iborat bo'lgan kimmatli o'g'it. Uning tarkibida 40-50% P_2O_5 bo'ladi. Qo'sh superfosfat tabiiy fosforitga konsentrlangan fosfat kislota ta'sir ettirish yuli bilan olinadi:



IV. Presipitat. Suvda kamroq eriydigan kalsiy gidrofosfatdan iborat bo'lib, kukun xolatdagi oxaktoshning fosfat kislota bilan o'zaro ta'siridan olinadi:



Presipitat $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ok kukun bo'lib xavoda saklanganda nam tortib yopishib kolmaydi. Uning tarkibida 30-35% P_2O_5 bo'ladi. Bu o'g'itni 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 yuqori xaroratda suyuqlantirib, fosforit tarkibidagi ftor yukotiladi. Buning natijasida tarkibida 32% ga kadar P_2O_5 bo'lgan o'g'it termofosfat xosil bo'ladi.

Yukorida kurib utilgan fosforli o'g'itlardan tashqari, tarkibida xam fosfor, xam azot, xam kaliy bo'ladigan murakkab o'g'itlar xam tayyorlanadi. Ulardan ammosfos $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, diammosfos $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, leynafos $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ lar ana shunday azot va fosforli murakkab o'g'itlardir. Ammosfos tarkibida 10% azot va 50% P_2O_5 bo'ladi. Ammosfos olish uchun fosfat kislota ammiak ta'sirida neytrallanadi:



Ammofos donador maxsulot sifatida chikariladi.

Nitrofoska va azofoska nomli aralash o'g'it tarkibida azot, fosfor va kaliy elementlari bo'ladi.

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 kislota
7. Fosforning allotropik shakl uzgarishlari
8. Fosfor oksidlari
9. Fosfat kislota
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 bo'lishi
6. Konsentrlangan HNO_3 ning xosil bo'lishi
7. Fosforning eng muxim minerallari
8. Fosforning axamiyati
9. Fosfat kislota tuzlari
10. Ammofosning olinishi

IV GURUXNING P-ELEMENTLARI

Режаси

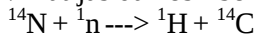
1. Umumiy xarakteristika
2. Uglerod birikmalari, xossalari
3. Kremniy, xossalari birikmalari
4. Germaniy, Kalay, Kurgoshin.

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 SiO 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 bo'lib, uning yarim yemirilish davri 5600 yil. Uglerodning bu izotopi xavoning ustki qavatlarida azotning neytronlar bilan tuknashuvi natijasida xosil bo'ladi:



Uglerod tabiatda kalsiy va magniy karbonat minerali xolida xamda, kumir, neft va tabiiy gazlar tarkibida uchraydi.

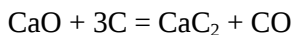
Erkin xoldagi uglerod ikki xil allotropik shakl uzgarish: olmos va grafit xosil qiladi.

Olmos rangsiz tinik modda bo'lib, uning zichligi $3.5\text{g}/\text{sm}^3$ ga teng. U tabiiy moddalarning eng kattigidir. Olmosning shishani kesishi, tog jinslarini burgilaydigan asboblar sifatida ishlatilishi uning qattiqligiga asoslangan. Olmosning juda qattiq bo'lishiga sabab: kristall panjaradagi uglerodning xar bir atomi uzidan teng oralikda va muntazam tetraedrning uchlarida turgan boshqa to'rtta uglerod atomi bilan kovalent bog'langandir. Xozirgi vaqtda 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 CO_2 ga o'tadi. U xavosiz joyda kizdirilganda grafitga aylanadi.

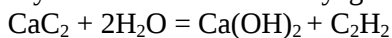
Grafit to'q kul rang tusli, kristallar ichida eng yumshoq modda bo'lib, olmosdan 1.5 marta yengil U juda yaxshi issiqlik va elektr utkazuvchidir. Sunggi vaqtda grafit yadro reaktorlarida neytronlar xarakatini susaytiruvchi vosita xamda elektrodlar tayyorlashda ishlatilmokda.

Uglerodning allotropik kurinishlari kimyoviy jixatdan inerti. Masalan, olmos oddiy sharoitda kimyoviy reagentlar bilan reaksiyaga kirishmaydi. Yukori xaroratda unga kuchli oksidlovchilar; kislorod, zar suvi, nitrat kislotaga ta'sir etib, uni CO_2 ga kadar oksidlaydi. Grafit olmosga nisbatan kimyoviy ta'sirlarga chidamsiz.

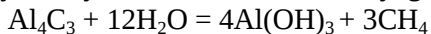
Sanoatda uglerodning metallar bilan birikmalari - karbidlar katta ahamiyatga ega. Metallar bilan uglerod faqat yuqori xaroratda reaksiyaga kirishadi. Aktiv metall karbidlaridan amalda eng kup uchraydigan CaC_2 . U kalsiy oksidi va kumir aralashmasini elektr toki yordamida kizdirish natijasida xosil bo'ladi:



Kalsiy karbid suv bilan reaksiyaga kirishib muxim uglevodorodlardan biri - asetilenni xosil qiladi.



Alyuminiy karbidi suv bilan reaksiyaga kirishganda metan xosil bo'ladi:



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 qatorida AL dan oldin turgan aktiv metallar xosil qiladi.

2) Suv xamda suyultirilgan kislotalar ta'sirida parchalanmaydigan karbidlar. Bu gruppaga karbidlariga Al va V 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 .

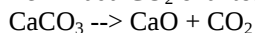
Uglerod (IV)-oksid CO_2 (uni karbonat angidrid deb yuritiladi), uglerodning kislorod atmosferasida to'lik yonishidan xosil bo'ladi. Tabiatda CO_2 organik moddalarning chirishi, bijgishi va kuyishi kabi sust oksidlanish proesslari natijasida xosil bo'ladi.

Laboratoriyada CO_2 CaCO_3 bilan HCL ning o'zaro ta'siridan olinadi:



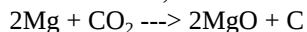
Bu reaksiya Kipp apparatida amalga oshiriladi.

Texnikada CO_2 oxaktoshni kuydirib oxak olishda qushimcha maxsulot sifatida xosil bo'ladi.



Uglerod (IV)-oksid rangsiz gaz bo'lib, uning salgina shirin mazasi va o'ziga xos xidi bor. CO_2 osonlik bilan suyuq xolatga o'tadi, suyuq CO_2 tez buglanganda qattiq CO_2 xosil bo'ladi. Qattiq CO_2 ni "kuruk muz" deb ataladi.

CO_2 odatdagi sharoitda boshqa moddalarning yonishiga yordam bermaydi. Lekin aktiv metallar CO_2 atmosferasida yonishni davom ettiradi; Masalan:



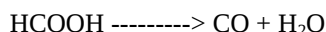
Chug xolatdagi kumir bilan CO_2 reaksiyaga kirishib CO ga aylanadi.

CO - juda zaxarli, rangsiz, xidsiz gaz. CO farqsiz oksidlar qatoriga 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:

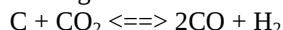




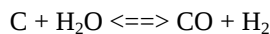
Sarik kon to'ziga konsentrlangan sulfat kislota qushib kizdirilganda xam CO xosil bo'ladi.

Texnikada CO ni kup miqdorda generator gazi, suv gazi va aralash gaz tarzida olinadi.

a) generator gazi olish uchun kumir xavoda chala yondiriladi:

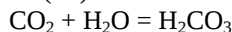


b) suv gazi olish uchun chug xolatdagi kumirga suv bugi yuboriladi.



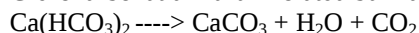
v) agar chug xolatdagi kumirga xam xavo, xam suv bugi yuborilsa, aralash gaz xosil bo'ladi.

Uglerod (IV)-oksid kislotali oksid.



Karbonat kislota kuchsiz va bekaror kislota. Ammo uning tuzlari bekaror moddalardir. Eng muxim karbonatlar qatoriga Na_2CO_3 (soda), K_2CO_3 (potash), CaCO_3 (oxaktosh, ok bur, marmar) va boshqalar kiradi. Hidrokarbonatlardan NaHCO_3 (ichimlik soda), $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ kalsiy gidrokarbonat va boshqalarni kursatish mumkin.

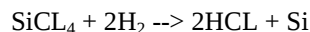
Gidrokarbonatlar kuruk xolatda bulmasin, eritmada bulmasin, kizdirilganda parchalanib karbonatlarga aylanadi: Masalan;



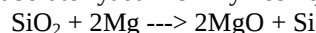
Kremniy - tartib rakami $Z=14$. elektron konfiguratsiyasi $\text{KL } 3s^2 3p^2$ Uning barkaror izotoplari ^{28}Si (tabiiy kremniyning 92.2%), ^{29}Si (tabiiy kremniyning 4.7%), va ^{30}Si (tabiiy kremniyning 3.09%),

Kremniy og'irlik 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 yuqori xaroratda koks bilan kaytarish orqali amorf kremniy olinadi. Yarim utkazgichlar sanoati uchun kerak bo'lgan toza kremniy olishda, avval yaxshi tozalanmagan kremniyga xlor ta'sir ettirib SiCl_4 xosil qilinadi; bu modda uchuvchan bo'lgani sababli uni fraksion xaydash yuli bilan yaxshi tozalanadi, so'ngra uni issiq 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.

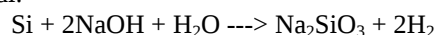
Kristall kremniy juda qattiq va murt kul rang tusli yaltirok oktaedr shaklidagi kristallardan iborat; $d=2.328 \text{ g/sm}^3$.

Amorf kremniy kungir tusli kukun bo'lib, kremniy (IV)-oksidning kaytarilishidan xosil bo'ladi. Amorf kremniy biror suyuq metalldagi eritmasini sovitsish yuli bilan kristall kremniy olinadi.

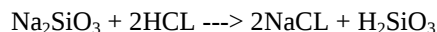
Kristall kremniy murt bo'lganligi uchun maydalanganda osonlik bilan amorf kremniyga aylanadi.

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 tashqari boshqa kislotalarda erimaydi.

Lekin ishqorlarning suyultirilgan eritmaları kremniy bilan reaksiyaga kirishadi. Natijada metall silikat va vodorod xosil bo'ladi:

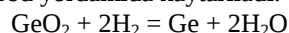


Silikat kislota erkin xolda tabiatda uchramaydi, uning faqat tuzlari ma'lum. Ularning eritmaları suyuq shisha deb ataladi. Ular yelim sifatida ishlatiladi. Natriy silikatlariga kuchli kislotalar ta'sir ettirib suvda erimaydigan silikat kislotani olish mumkin:

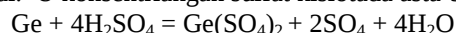


Germaniy tarkok element. U tabiatda nodir minerallar - germaniy $\text{Cu}_3(\text{Fe,Ge})\text{S}_4$ va argirodit $\text{GeS}_2 \cdot 4\text{Ag}_2\text{S}$ tarkibida xamda silikatli, sulfidli rudalarda va ba'zi kumirlar tarkibida uchraydi.

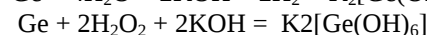
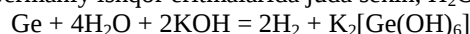
Bu rudalarni kayta ishlash natijasida chiqadigan qushimcha maxsulotlar sanoatda germaniy olish uchun xomashyo vazifasini utaydi. Germaniyni toshkumir kulidagi germaniy, germaniy (IV)-oksid - GeO_2 ga aylantiriladi, bu oksid esa vodorod yordamida kaytariladi.



Suv, suyultirilgan kislotalar, zar suvi germaniyga ta'sir etmaydi, chunki uning sirtida ximoya qiluvchi oksid parda xosil bo'ladi. U konsentrlangan sulfat kislotada asta-sekin eriydi.

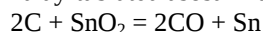


Germaniy ishqor eritmalarida juda sekin, H_2O_2 ishtirokida tez erib ketadi.

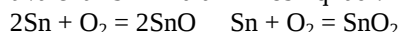


Germaniy asosan yarim utkazgich tayyorlashda ishlatiladi.

Kalay-tabiatda asosan kalaytosh SnO_2 xolida uchraydi va shu birikmadan yuqori xaroratda kumir bilan kaytarib olinadi.



Kalayga oddiy xaroratda kislorod ta'sir etmaydi. Yukori xaroratda kuchli oksidlovchilar kalayni oksidlab, uni ikki va to'rt valentli birikmalarini xosil qiladi:

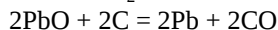
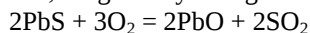


Kalay kislorod bilan ikki xil birikma xosil qiladi; kalay (II)-oksid - SnO va kalay (IV)-oksid - SnO_2 .

Kalay (II)-oksid - SnO kora tusli kukun, asos xossasiga ega, kalay (IV)-oksid esa qattiq, ok rangli modda (kalay toshi)dir, u amfoter xossaga ega.

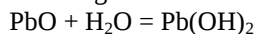
Kurgoshin tabiatda erkin xolda uchramaydi. Uning asosiy rudalaridan biri kurgoshin yaltirogi PbS dir. Sanoatda

kurgoshin, kurgoshin yaltirogini kuydirib olinadi:



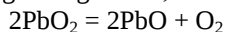
Kurgoshin kislorod bilan to'rt xil birikma xosil qiladi; kurgoshin (II)-oksidi - PbO , kurgoshin (IV)-oksidi - PbO_2 va bu ikki oksiddan xosil bo'lgan: kurgoshin (III)-oksidi Pb_2O_3 va kurgoshin qush oksidi Pb_3O_4 ($2\text{PbO} \cdot \text{PbO}$)

Kurgoshin (II)-oksidi sarik yoki qizil rangli qattiq modda. PbO ning suvdagi eritmasi ishqoriy reaksiyaga ega va unda qizil lakmus kukunga o'tadi:

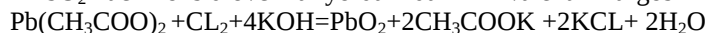


PbO optik shisha va xrustal ishlab chikarishda xamda fosfor va lak buyuk sanoatida ishlatiladi.

PbO_2 - jigar rang kukun, suvda erimaydi, kizdirilganda parchalanadi.

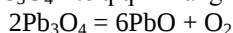


PbO_2 kuchli oksidlovchilar yordamida ikki valentli kurgoshin tuzlarini oksidlab olinadi. Masalan;



Turli buyoklar, gugurt, optik shisha ishlab chikarish sanoatida kurgoshin (IV)-oksidi asosiy xomashyo xisoblanadi.

Surik - Pb_3O_4 - to'q qizil 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. Germaniyning 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. Germaniyning olinishi
8. Germaniyga oid reaksiyalar
9. Kalayning kimyoviy xossalari
10. Kurgoshin oksidlari

M E T A L L A R

Режаси

1. Metallarning umumiy xossalari
2. Metallarning ichki tuzilishi
3. Metallarning tabiatda uchrashi
4. Metallarning olinishi
5. Metallarning fizikaviy va kimeviy xossalari
6. Metallarning 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 tashqari xamma metallar oddiy xaroratda qattiq moddalardir. Metallarning o'ziga xos belgilari kuyidagilardan iborat.

1. Xar kanday metall o'ziga xos yaltiroklikka ega, buning sababi shuki, ular yeruglik nurini spektrning

kuzga kurinuvchan soxasida kaytarish xususiyatiga ega.

2. Metallar issiqlik 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 bo'ladi, ularning koordinasion soni katta kiymatga ega (8 va 12 ga teng)

4. Metallar chuziluvchan va yassiluvchi bo'ladi.

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 xaqida ma'lum tasavvur yaratish mumkin. Masalan, metall yeruglikni kaytarish xususiyatiga ega bo'lgani uchun juda yupka metall plastinka xam shaffof (tinik) bo'lmaydi.

Bunga asoslanib, metall juda zich tuzilgan (ya'ni metallarning xajm birligida juda kup atomlar bor) deyish mumkin.

Metallarning issiqlik va elektrni yaxshi utkazishi - zaryadlangan zarrachalar metallning kristallari orasida oson xarakatlanishi xaqida ma'lumot beradi. Nixoyat, metallarning elektromusbat elementlar jumlasiga kirishi-valent elektronlarning metall atomidan osongina chikib keta olishini kursatadi. Lekin bu (metallar) xususiyatlarining xech qaysisi oddiy moddalarning "metall" yoki "metallmaslari" sinfiga ajratish uchun asos bula olmaydi. Oddiy moddalarni «metall» yoki «metallmaslarga» ajratish uchun kimeviy bog'lanishlar tipini asos qilib olish, kup masalalarni izox qilib olishda juda tugri xulosalarga olib keladi. Demak, zarrachalar orasida metall bog'lanishli oddiy moddalarni metallar jumlasiga, kovalent bog'lanishli 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 bog'liq bo'ladi. 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 yuqorida 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 o'zaro kovalent bog'lanishlar xosil qiladi; u yarim utkazuvchanlik xossalariga ega; uning elektr utkazuvchanligi, xuddi metallmaslarniki kabi, xarorat pasayishi bilan kamayadi.

Ximiyaviy bog'lanishlar 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 bog'langan, lekin bu moddalar kizdirilganda (yeki elektr tasirida) atomlararo kovalent bog'lanishlar yemirilib, orada erkin elektronlar paydo bula boshlaydi. Shuning uchun bu elementlar yarim utkazuvchilar jumlasiga kiradi.

1900 yilda Drude taklif etgan "elektron gaz" nazariyasiga muvofiq, metall musbat earyadli ionlar va ular orasidagi tartibsiz xarakat qiluvchi erkin elektronlardan iborat, bu elektronlar gaz molekulari buyso'ngan qonunlarga buyusunadi. Odatdagi xaroratda elektronlar metallar sirtidan chikib keta olmaydi, chunki metallda erkin elektronlarni musbat zaryadli ionlar katta kuch bilan tortib turadi. Metallga tashqaridan elektr maydoni berilganda, elektronlar tartibsiz xarakatini yukotib malum yo'nalishda yugura boshlaydi. Elektronlarning bu xarakatiga musbat ionlar tuskinlik qiladi. Xarorat kutarilishi bilan ionlarning tebranish xarakati kuchayib tebranish amplitudalari kattalashadi. Shunda ionlarning elektronlar bilan tuknashish extimolligi ortadi. Binobarin, elektronlarning malum yo'nalish sari xarakati kiyinlashadi. Boshkacha aytganda, metallning elektr utkazuvchanligi xarorat ortganda kamayadi.

Metallarning tuzilishi xaqida zonalar nazariyasi xam metallarda erkin elektronlar borligini etirof etadi. Bu nazariya asosida kuyidagi mo'loxazalar bor: Metallning kristall panjarasidagi musbat ionlar bir-biridan bir xil uzoqlikda va malum tartib bilan joylashgani uchun bu ionlar bir xil elektr maydon xosil qiladi. Doimo xarakatda bo'lgan erkin elektronlar musbat zaryadli ionlarga yaqinlashganida elektronlarning potensial energiyasi minimal kiymatga ega bo'ladi.

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 bo'lmaydi, ularga bekorchi jinslar-kum, loy, oxaktosh va boshqalar aralashgan bo'ladi. Xar kanday ruda ishga tushirilishdan avval bekorchi jinslardan tozalanishi, boshqacha aytganda "boyitilishi" lozim. Bazan rudalarning boyitilgan shakli "konsentrat" deb ataladi. Rudalar turli usullar bilan boyitiladi. Kupchilik rudalar flotasion usulda boyitiladi.

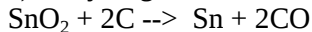
Metall rudalarining birinchi turkumi oksidli rudalardir. Bunga temir rudalaridan-qizil temirtosh Fe_3O_2 , kungir temirtosh $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ va magnitli temirtosh Fe_3O_2 , alyuminiy rudasi-boksit $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, marganes rudasi- piroyuzit MnO_2 , kalay rudasi SnO_2 , vismut oxrasi Bi_2O_3 va boshqalar misol bula oladi.

Juda kup metallar tabiatda sulfidlar xolida uchraydi. Bunday rudalar Yer pustlogining chukurroq qismiga joylashgan bo'lib, 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 aldamsi (ZnS) va boshqalarni kursatish mumkin. Bazan bir necha metallarning sulfidlari aralash xolda uchrab, polimetall rudani tashqil qiladi.

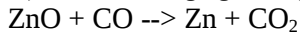
Rudalardan metallar ajratib olishning bir necha usuli mavjud. Bu usullar kaytarilish, termik parchalanish va almashinish proseslariga asoslangan. Texnikada bu proseslar metallurgianing turli kurinishlarida (pirometallurgiya, gidrometallurgiya, elektrometallurgiyada) amalga oshiriladi.

Kaytarilish proseslariga misol tarikasida kuyidagi reaksiyalarni keltiramiz:

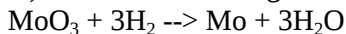
a) kalayning kumir bilan kaytarilishi:



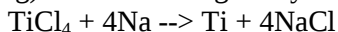
b) rux oksidining uglerod (II) oksidi bilan kaytirilishi:



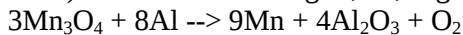
v) molibden oksidning vodorod bilan kaytarilishi:



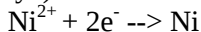
g) titan xloridning natriy tasirida kaytarilishi:



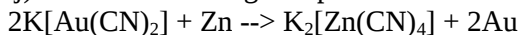
d) metall oksidlarining Si, Al, Mg va boshqalar tasirida kaytarilishi



ye) metall ionlarining katodda kaytarilishi:

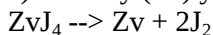


j) nodir metallarning kompleks birikmalaridan kaytarilishi:

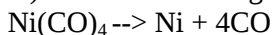


Termik parchalanish proseslariga misol tarikasida kuyidagi reaksiyalarni keltiramiz:

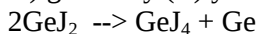
a) sirkoniy (IV) yodidning chuglangan volframda termik parchalanishi:



b) nikel karbonilning termik parchalanishi:



v) germaniy (II) yodidning yuqori xaroratda parchalanishi:



Termik parchalanish yuli bilan bulardan tashqari Cr, Fe, V, Nb va Ta kabi metallar xam olinadi.

Simobdan (va qisman seziydan) tashqari barcha metallar odatdagi sharoitda o'ziga xos yaltiroklikka ega bo'lgan qattiq jismlardir. Metallarning fizikaviy xossalari jumlasiga ularning optikaviy, termikaviy, mexanikaviy, elektr va boshqa xossalari kiradi. Metallarning xossalari - ularning yaltirokligi va shaffof emasligidir. Alyuminiy va magniy yaxlit xolatda xam, kukun xolatda xam yaltirok metall, boshqa metallar esa faqat tekis sirtli yaxlit xolatdagina yaltirok bo'lib, 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 to'q kulrang bilan ok kumushrang orasidagi tusga ega. Oltin va seziy sarik, vismut kizgish, mis to'q pushti rangga ega. Metallarning buglari alangani malum tusga buyaydi. Masalan, natriy - sarik, kaliy - binafsha rangga, stronsiy - qizil, kalsiy - kovok rangga buyaydi. Bu xodisa asosida spektral analiz usuli yaratilgan. Yerdagi va kosmosdagi moddalarning atom spektorlarini tekshirish natijasida usha moddalarning ximiyaviy tarkibi aniqlaniladi.

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 kandy ximiyaviy uzgarish sodir bo'lmaydi. Shuning uchun ular birinchi xil utkazgichlar jumlasiga kiradi. Elektrolitlar (ya'ni ikkinchi xil utkazuvchilar) orqali elektr toki utganda, albatta, ximiyaviy uzgarish sodir bo'ladi. Metallarning elektr utkazuvchanligi xarorat ortishi bilan kamayadi, xarorat kamayishi bilan ortadi; nixoyat absolyut nolga yaqin xaroratda metallarning elektr utkazuvchanligi cheksiz katta kiymatga erishadi - metall uta utkazgich bo'lib koladi. Xamma metallar elektrni bir xilda utkazavermaydi. Kumush eng yaxshi utkazadi, vismut eng yomon. Kumushning 0oS dagi elektr utkazuvchanligi $66,7 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, misniki $64,5 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, litiyniki $11,8 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, berilliyniki $18 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, alyuminiyniki $40 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, temirniki $11,2 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, simobniki $4,4 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$, vismutniki $0,9 \cdot 10^4 \text{ om}^{-1}\text{cm}^{-1}$ ga teng.

Shunga asoslanib, metallarning elektr utkazuvchanligiga kura kuyidagi qatorga 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 issiqlik utkazuvchanligi ularning elektr utkazuvchanligi bilan paralel ravishda uzgaradi. Metallardan issiqlik utishida xam elektronlar ishtirok etadi. Ular kristall panjara ichida xarakatlanib, issiqlik energiyasini metallning issiq qismidan sovuk qismiga utkazadi.

Metallarning muxim fizikaviy xossalari ularning magnit xossalari, plastikligi, qattiqligi, solishtirma og'irligi, suyuqlanish va qaynash xaroratlari kiradi.

Solishtirma og'irligi son bilan 5 dan kichik metallar-yengil metallar, 5 dan kattalari og'ir metallar deyiladi.

Suyuqlanish xaroratsi 800°S dan past bo'lgan metallar-oston suyuqlanuvchan, 800 °S dan yuqori bo'lganlari kiyin suyuqlanuvchan metallar deyiladi.

Metallarning zarrachalari bug xolatida bir atomli molekulalardan iborat.

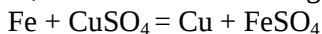
Temir va uning kotishmalari - kora metallar deb, kolgan metallar esa "rangli" metallar deb yuritiladi; faqat asl metallar - Au, Ag, Pt, Ir bunga kirmaydi. V, Mg, Be, In, Zr, La, Nb, Re, Ge, Ga, Te va boshqalar nodir metallardir. "Nodir metallar" iborasi shartli bo'lib, metall rudalarining qanchalik topilganligiga va toza metall ajratib olish usullarining takomillashganligiga bog'liq; bir vaqtlar "nodir metall" deb xisoblangan titan endilikda bu qatorga kirmaydi.

Metallar uzidan elektron berish xususiyatiga ega bo'lgan elementlardir. Shuning uchun ular ximiyaviy birikmalarda faqat musbat valentlik nomoyen qiladi.

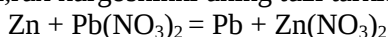
a) metallarning ion zaryadi qancha katta va zaryadi kichik bulsa, metall shuncha kuchli asos xossa nomoyen qiladi.

b) metallarning ion radiusi qancha kichik, ion zaryadi katta bulsa, metall shuncha kuchli kislota xossasini namoyen qiladi.

Xar kanda y noasl metall uzidan kura aslrok metallni usha metall tuzi eritmasidan sikib chiqara oladi. Masalan, noasl metall temir o'ziga qaraganda aslrok metall misni mis tuzlari eritmasidan sikib chiqaradi:



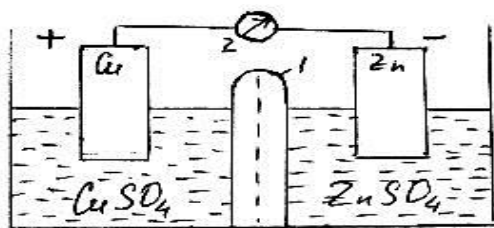
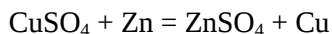
Shuningdek, agar kurgoshin tuzi eritmasiga rux metali tushirilsa, kurgoshin ruxga qaraganda aslrok bo'lgani uchun, rux kurgoshinni uning tuzi tarkibidan sikib chiqaradi:



Metallarni bu xossasiga asoslanib, kuyidagi Beketov qatoriga terish mumkin:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Ag, Hg, Au

Bu qatorda turuvchi metallar ishtirokida galvanik element yaratsak "noasl" metall manfiy 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 bo'ladi. 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

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 qatorda ion radiuslari kattalashadi, metallik xossalari esa kuchayib boradi, shu sababli ularning asosli xossalari xam shu qator buyicha kuchayib boradi. Lekin bu xossaning kuchayishi juda sustlik bilan sodir bo'ladi: chunki, $\text{Al}(\text{OH})_3$ -amfoter modda, $\text{Ga}(\text{OH})_3$ xam amfoter, $\text{In}(\text{OH})_3$ da ozgina asosli xossa namoyon bo'ladi, lekin baribir u xam amfoter modda: $\text{Tl}(\text{OH})_3$ da amfoterlik xossa nixoyatda kuchsiz ifodalangan.

III gruppaning r-elementlarining bunday xossalarga ega bo'lishi ularning atom va ionlari tuzilishiga bog'liq. B, Al, Ga, In, Tl element atomlarining sirtki qavat tuzilishi bir-birinikiga o'xshaydi;

Xammasida xam s^2p -elektronlar bor. B^{+3} , Al^{+3} ionlarining tuzilishi inert gaz atomlari tuzilishiga o'xshaydi. 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 bo'lishining 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 bo'lmaydi. Shuning uchun galliy ioni kuchli kaytaruvchi bo'lgani xolda, Tl^{+3} ioni kuchli oksidlovchidir. TlOH tarkibli gidroksidning kuchli asos bo'lishining sababi esa Tl^+ ionining katta radiusli va kichik zaryadli ekanligidan kelib chiqadi.

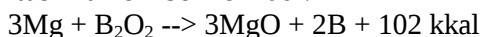
Bor. Tartib rakami 5 Atom og'irligi 10,811 tabiiy barkaror izotoplarining massa sonlari 10 (tabiatdagi V ning 18.45%) va 11 (tabiatdagi borning 85%). Elektron konfiguratsiyasi $\text{K}2s^22p^1$.

Borni dastlab Gey-Lyussak va Tenar 1808 yilda olishga muvaffaq bo'ldilar.

Toza borning uchta kristall shakl-uzgarishi ma'lum: tetragonal sistemadagi borning solishtirma og'irligi. $d=2.31 \text{ g/sm}^3$; rombik borning sol.og. 2.35 g/sm ; kristall bor 2300°S da suyuqlanadi, 2550°S da qaynaydi. Bor yarim utkazgich bo'lib, uning uy xaroratsidagi elektr karshiligi juda katta; borning elektrga karshiligi xarorat oshganda kamayadi. Bor diamagnit modda. U ba'zan amorf xolatda xosil bo'ladi. Amorf borni metallarda eri tib, kristall bor olinadi. Qattqlik jixatidan bor olmosdan keyingi birinchi urinni egallaydi.

Bor tarkok element. Bor og'irlik jixatidan Yer pustlogining $3 \cdot 10^{-4}\%$ ini tashqil qiladi. Uning tabiatda uchraydigan asosiy minerallari borat kislotasi H_3VO_3 va uning tuzi bura $\text{Na}_2\text{V}_4\text{O}_{14} \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ dir.

Toza bor BBr_3 ni kvartslar nayda 800°S - 1000°S da vodorod bilan kaytarish orqali yoki bor galogenidlarni volfram yoki tantalda 1300°S da parchalash yuli bilan olinadi. Bor oksidi natriy yoki magniy metallari bilan kaytarilganida kungir tusli "amorf bor" olinadi:

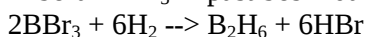


Boratlarini elektroliz qilish usuli bilan xam bor olinadi. Bor odatdagi sharoitda faqat fluor bilan, qattiq kizdirilganda kislorod, azot, oltingugurt va boshqa metalmaslar bilan birikadi. Suyultirilgan kislotalarda bor erimaydi. Bor $1300\text{--}2000^\circ\text{S}$ da inert gaz atmosferasida kupchilik (ishqoriy metallardan tashqari) metallar bilan boridlar beradi.

Boridlarning umumiy formo'lasi MexBu . Boridlarda metalli bog'lanish kovalent bog'lanish bilan murakkablashgan bo'ladi. Shu sababli, bir metallning bir necha boridi bo'lishi mumkin. Ogir metallarning boridlarida kimyoviy bog'lanishda faqat valent elektronlar emas, metall atomining d-orbitallaridagi elektronlar xam ishtirok etadi. Buning natijasida juda mustaxkam kimyoviy bog'lanish vujudga keladi. Shunga kura, boridlar juda qattiq va kiyin suyuqlanuvchan moddalardir.

Bor gidridlari tarkibi B_nH_{n+4} va B_nH_{n+6} formo'lalar bilan ifodalanadi. Masalan: diboran V_2H_6 , tetraboran V_4H_{10} ; pentaboran V_5H_9 , V_5H_{14} ; dekaboran $\text{V}_{10}\text{H}_{14}$ va xakazo.

Diboran BBr_3 ni past bosimda vodorod bilan kaytarish orqali olinadi:



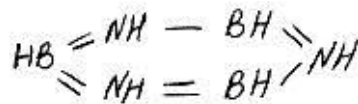
Magniy boridni suyultirilgan HCl da eritib tetraboran olinadi. BH_3 tarkibli boran olinan emas.

Bor gidridlarida kovalent bog'lanish bilan bir qatorda vodorod bog'lanish xam bo'ladi. Masalan:



Diboran ammiak bilan birikib $\text{B}_2\text{H}_6 \cdot 2\text{NH}_3$ tarkibli birikma xosil qiladi. Maxsulot 200°S gacha kizdirilganda borazol $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ "anorganik benzol" xosil bo'ladi

Borazolning tuzilish formo'lasi benzolning tuzilish formo'lasini eslatadi:



Yukori xaroratda bor galogenlar bilan birikib bor galogenidlarni xosil qiladi.

BF_3 – 128,7°S da muzlaydi; 99,9°S da qaynaydi; $d=1,58 \text{ g/sm}^3$ (suyuq 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; $d=2,65 \text{ g/sm}^3$

BJ₃ – 49,5°S da suyuqlanadi; +210°S da qaynaydi; d=3,35 g/sm³

Bor galogenidlar juda yaxshi gidrolizlanadi.

Bor ftorid o'ziga ftor ionini qushib olib bor tetra ftorid ioniga aylanadi:

$$\text{BF}_3 + \text{F}^- \rightarrow [\text{BF}_4]^-$$

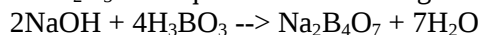
Vodorod bor tetraftorid kislota $\text{H}[\text{BF}_4]$ flyuorit kislota HF ga qaraganda kuchlirok kislotaadir.

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.

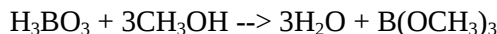
Bor oksid V_2O_3 - borat kislotani suvsizlash natijasida xosil bo'ladi. U rangsiz shishasimon modda bo'lib, $209^\circ S$ da yumshaydi. Bor oksid borat kislotaning angidrididir.

Borat kislotasi H_3VO_3 rangsiz, yaproqchalar shaklida kristallanadi. Borat kislotaning suvda eruvchanligi xarorat ortishi bilan ortadi, u nixoyatda kuchsiz kislotadir.

Borat kislotasi suvsizlantirilganda avval metaborat kislotasi HVO_2 , so'ngra tetraborat kislotasi $\text{H}_2\text{V}_4\text{O}_7$ va nixoyat bor oksid V_2O_3 hosil qilinadi. Borat kislotaga ishqorlar ta'sir etganida ortaborat kislotasi tuzlari olinadi:



Borat kislota konsentrlangan H_2SO_4 ishtirokida spirtlar bilan reaksiyaga kirishib uchuvchan efirlar xosil qiladi:



Bu reaksiyada borat kislotaning trimetil efiri xosil bo'ladi. Borat kislotaning efirlari yashil rangli alanga bilan yonadi. Bu reaksiyadan analitik kimyoda bor elementi bor yoki yukligini aniqlashda foydalaniladi.

Borat kislotasi shisha sanoatida emallar tayyorlashda, kishlok xujaligida va medisinada qullaniladi. Bura metallarni payvandlashda, emal va sirlar tayyorlash uchun ishlatiladi.

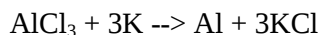
Alyuminiy. Tartib nomeri 13, atom massasi 26,9815. Barkaror izotopining massa soni 27. Elektron konfiguratsiyasi $KL3s^23p^1$.

Alyuminiyli achchik tosh kadim zamonlardan beri bizga ma'lum; lekin metall xolidagi alyuminiyni dastlab Erstedt va Vyoler 1821-1827 yillarda olishga muvaffak bo'ldilar. Alyuminiy suzi "achchiktosh"ning lotincha nomidan kelib chiqqan.

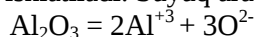
Alyuminiy tabiatda tarkalganligi jixatidan barcha metallar ichida birinchi urinda turadi. U Yer pustlogining 8.8% ini tashqil etadi.

U tabiatda faqat birikmalar xolida uchraydi.

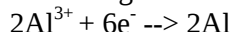
Alyuminiyning olinishi: Erstedt va Vyoler alyuminiy xloridga metall xolidagi kaliy ta'sir ettirib alyuminiy olganlar:



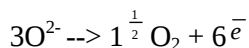
Xozirgi vaqtda alyuminiy olish uchun 1886 yilda Geru va Xoll topgan elektroliz usulidan foydalaniladi. Bu metod nazariyasi P.T.Fedotyev tomonidan taklif etilgan. Bunda xom-ashyo sifatida boksit ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) dan foydalaniladi. Avval boksiddan alyuminiy oksid olinadi, so'ngra alyuminiy oksidning suyuqlantirilgan kriolitdagi eritmasi elektroliz qilinadi. Suyuq aralashmada 6-8% Al_2O_3 , 92-94% Na_3AlF_6 bo'ladi. Suyuqlangan 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 bo'ladi. Shu sababli elektrolizni pastrok xaroratda olib borish mumkin. Elektrolitning suyuqlanish xaroratsini yanada pasaytirish maqsadida unga turli fluoridlar qushiladi. Elektroliz prosessi 900°S atrofida olib boriladi. Anod sifatida grafit tayokchalar va katod sifatida esa presslangan kumir yoki grafit ishlatiladi. Suyuq 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 CO₂ xosil qiladi.

Elektrolizer tubiga suyuq xomaki alyuminiydan anod urnida, toza alyuminiydan esa katod sifatida foydalanib, tarkibida 99.99% Al bo'lgan toza maxsulot olinadi.

Alyuminiy - kumushsimon ok yengil metall. U 658.6°S da suyuqlanadi, 2447°S da qaynaydi; Uning issiqlik utkazuvchanligi misning issiqlik utkazuvchanligining karyib 50% ini, elektr utkazuvchanligining 65% ini tashqil qiladi. Alyuminiy nixoyatda plastik modda, sovukda xam, issiqda xam alyuminiyga mexaniq ishlov berish kulay. Undan yupka varaka va ingichka simlar tayyorlash mumkin.

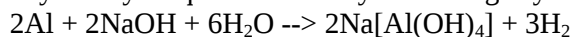
Alyuminiy kimyoviy jixatdan juda aktiv metall: u kislorod bilan birikish kobiliyati nixoyatda kuchli bo'lganligi sababli, uning sirti uzluksiz zich parda bilan qoplanadi: bu parda metallga juda maxkam yopishgan bo'lib, alyuminiyni xavoda, suv ta'sirida kizdirganda yemirilishdan saklaydi.

Kukun xolidagi alyuminiy xavoda kizdirilganda yonadi:

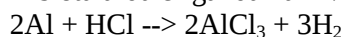


Ximoya pardasi kuchirilgan alyuminiy suvdan vodorodni ajratib chiqaradi. Alyuminiy deyarli barcha kislotalar bilan reaksiyaga kirishadi, kons. sovuk nitrat kislotalada passivlanadi.

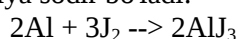
Alyuminiy ishqorlarda erib alyuminatlarga aylanadi: bunda reaksiya natijasida vodorod ajralib chiqadi:



Kislotalarda eriganda xam vodorod ajralib chiqadi:



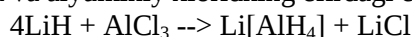
Alyuminiy odatdagi xaroratda galogenlar bilan birikib alyuminiy gologenidlarni xosil qiladi. Masalan alyuminiy kukunining yod bilan aralashmasiga bir tomchi suv qushilganda issiqlik va yoruglik chiqadigan kuyidagi reaksiya sodir bo'ladi.



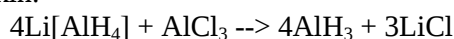
Alyuminiy 800°S da azot bilan birikib alyuminiy nitrid AlN, 1000°S da oltingugurt bilan Al₂S₃, 2000°S da kumir bilan alyuminiy karbid Al₄C₃ xosil qiladi.

Alyuminiy vodorod bilan bevosita birikmaydi, lekin yuqori xaroratda vodorodni eritadi.

Alyuminiy trimetil Al(CN₃)₃ bilan vodorod aralashmasidan elektr razryad utkazib alyuminiy gidrid (AlH₃) olish mumkin, alyuminiy gidrid ok tusli amorf modda, 105°S da parchalanadi. Ishqoriy metallarning alyuminiyli gidridlari, masalan, litiy alyuminiy gidrid Li[AlH₄] katta axamiyatga ega moddadir. Li[AlH₄] xosil qilish uchun litiy gidrid va alyuminiy xloridning efirdagi eritmalari kuyidagicha o'zaro reaksiyaga kiritiladi:



Li[AlH₄]-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 o'zining barcha barkaror birikmalarida +3 valentli bo'ladi. Alyuminiy oksid Al₂O₃ ning bir necha shakl uzgarishlari mavjud, bulardan muximlari α - Al₂O₃ va $\square$ - Al₂O₃ dir.

α - Al₂O₃ nixoyatda barkaror va u korund mineralini tashqil qiladi.

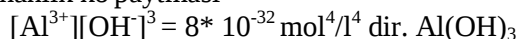
Korund ok tusli kristall modda, u romboedrik kataklarda kristallanadi. Uning qattiqligi Mo°S shkalasida 9 ga teng (olmosniki-10) 2046°S da suyuqlanadi. Shuning uchun alyuminiy juda kup metall oksidlaridan kislorodni tortib olib, metalni kaytaradi



Bu reaksiya natijasida kup miqdorda issiqlik ajralib chiqadi, xarorat 3500°S ga kutariladi Shunga o'xshash reaksiyalar yordamida oksidlardan metallar N.N.Beketovning alyuminotermik usulida olinadi.

Alyuminiy (I) oksid Al₂O uchuvchan modda bo'lib, alyuminiy bilan Al₂O₃ aralashmasi yuqori xaroratda kizdirilganida xosil bo'ladi.

Alyuminiy gidroksid Al(OH)₃-alyuminiy tuzlari eritmasiga ishqorlar ta'sir ettirilganda Al(OH)₃ chukmasi xosil bo'ladi. U pH=4.1-6.5 kiymatga ega bo'lgan kuchsiz kislotali muxitda chukadi: suvda kam eriydi; uning eruvchanlik ko'paytmasi



kislota kabi dissasilanish
 $\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{H}^+ + \text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$

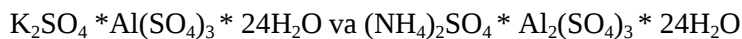
konstantasi $4 \cdot 10^{-10}$ mol/l $\text{Al}(\text{OH})_3$ amfoter elektrolit uning asos tarzida to'la dissasilanish konstantasi $1 \cdot 10^{-33}$ ga teng. $\text{Al}(\text{OH})_3$ ishqorlarda xam kislotalarda xam yaxshi eriydi.

NaAlO_2 -natriy metaalyuminat deb yuritiladi. Magniy metaalyuminat $\text{Mg}(\text{AlO}_2)_2$ tabiatda shpinel nomli mineral tarzida uchraydi.

Yuqori xaroratda kislotali eritmada $\text{AlO}(\text{OH})$ tarkibli chukma xosil bo'ladi. Juda yuqori xaroratda alyuminiy gidroksid $\square$ - Al_2O_3 ga aylanadi: 1000° dan yuqorida $\alpha - \text{Al}_2\text{O}_3$ xosil bo'ladi.

Al^{3+} ioni kichik radiusli va katta zaryadli bo'lgani uchun, kuchli kutblovdchi ta'sir kursatadi. Shu sababli alyuminiy tuzlari eritmalaridan 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 , $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ to'lik gidrolizlanadi. Kuchli kislotalarning alyuminiy tuzlari xam suvda gidrolizlanadi, ular kislotali reaksiya namoyon qiladi, masalan; alyuminiy sulfat suvni tozalashda, kogoz ishlab chikarishda va boshqalarda ishlatiladi.

Agar alyuminiy sulfat eritmasiga K_2SO_4 yoki $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ qushib xosil bo'lgan 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 organiq sintezlarda katalizator sifatida ishlatiladi.

Alyuminiyning bir qancha organiq 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 qatorida element xossalari uzgarishi
6. Borning kristall shakl uzgarishlari
7. Borazolning tuzilish
8. Alyuminiyning kashf etilishi
9. Alyuminiyning fizik xossalari

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 o'zining 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 formo'lasi umumiy

qilib $E+OH^-$ xolida yoziladi. Bular kuchli asos bo'lib suvda yaxshi eriydi va ishqorlar deyiladi. Ularning kuchli asos bo'lishiga va suvda yaxshi erishiga sabab nima - degan savolga-ishqoriy metall ionlarining zaryadi kichik va radiusi katta, deb javob beramiz.

I grupp s-elementlarining eng muxim xossalari quyidagi jadvalda keltirilgan.

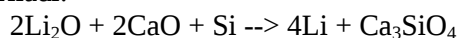
Sim	Atom	zichlik	kat	Suyuq	Kay	elek	Atom	Ion	N.El.	Ion.
vol	Z	og'irlik	tik	t°	t°	utka	r	r	pot.	ener

Li	3	6.939	0.534	0.6	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 og'irligi 6.939, tabiiy izotoplarining massa soni 6 va 7. Litiy og'irlik jixatidan Yer yo'zining $3 \cdot 10^{-3}$ % ini tashqil etadi. Tabiatdagi litiyning 92.5% i ^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 tashqari petiolit $(\text{Li}_5\text{Na})\text{AlSiO}_4\text{O}_{16}$, litiofillit (Li , Mn , Fe) PO_4 tarkibi qushalok tuz va boshqa minerallar tarkibida xam litiy uchraydi.

Xozirgi vaqtda litiy ikki usul bilan olinadi. Birinchi usul: kaliy xlorid bilan litiy xlorid (1:1 nisbatda) kotishmasini $450^\circ\text{--}500^\circ\text{S}$ da cuyuklantirib elektroliz qilishdan iborat. Suyuqlantirilgan tuzlarni elektroliz qilish ancha kiyin bo'lgani uchun keyingi vaqtlarda litiy bromid bilan alyuminiy bromid aralashmasi nitrobenzolda yoki piridinda eritilib elektroliz qilinadigan bo'ldi. Bunda litiy katodda ajralib chiqadi, alyuminiy esa kompleks birikma xolida eritmada koladi.

Ikkinchi usul: keyingi vaqtda vakuum texnikasining rivojlanishi natijasida metallarni olishda yangi vakuum-metallurgiya yuzaga keldi. Bu usulda litiy oksid bilan oxak aralashmasi alyuminiy yoki ferrosilisiy ta'sirida kaytariladi:



Prosess naysimon vakuum pechda yuqori xaroratda ($950^\circ\text{--}1000^\circ\text{S}$ da) olib boriladi. Vakuum pech nayning bir uchi sirtidan suv bilan sovutib turiladi. Reaksiya vaqtida xosil bo'lgan litiy pechning sovutilib turgan joyiga yigiladi.

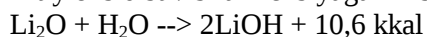
Litiy erkin xolatda juda yengil, xatto benzina xam botmaydigan kumushsimon - ok metall. Litiy juda aktiv metall. U odatdagi sharoitdayok kislorod va azot bilan birikib Li_2O va Li_3N xosil qiladi. Shu xossaga kura undan inert gazlarni tozalashda foydalaniladi. Litiy 200°S dan yuqori xaroratda yonib ketadi. Litiy kislotalarining suyultirilgan eritmalarida yaxshi, konsentrlangan sulfat kislotada esa sekin eriydi; konsentrlangan nitrat kislotada ta'sirida shiddat bilan oksidlanadi, xatto suyuqlanib yonib ketishi xam mumkin.

Litiy metallar bilan intermetall birikmalar xosil qiladi. Masalan litiyning simob bilan xosil qilgan birikmalari LiHg_2 , LiHg_3 , LiHg , Li_2Hg , Li_3Hg , magniy bilan LiMg_2 alyuminiy bilan LiAl , Li_3Al va xakazo. Litiy faqat magniy, rux, alyuminiy va boshqa metallar bilan intermetall birikmalargina emas, balki qattiq eritmalar xam xosil qiladi.

Litiy vodorod atmosferasida kizdirilsa, rangsiz kristall modda - litiy gidrid LiH xosil bo'ladi. Litiy gidridning kristall tuzilishi xuddi osh tuzinikiga o'xshaydi.

Litiy gidrid yordami bilan litiy alyuminiy gidrid LiAlH_4 olishga muvaffak bulindi. Litiy yondirilsa ok tusli Li_2O xosil bo'ladi, bu jixatdan Li boshqa ishqoriy metallardan farq qiladi; boshqa ishqoriy metallar yonganida peroksidlar xosil bo'ladi.

Litiy oksid suv bilan reksiyaga kirishib litiy gidroksid xosil bo'ladi.



Litiy gidroksid kuchli asos bo'lib, o'zining asoslik kuvvati jixatidan NaOH bilan $\text{Ca}(\text{OH})_2$ orasida turadi. Litiy gidroksid suvda kam eriydi. Suvdagi eritmada litiy gidroksid $\text{LiOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ shaklida kristallanadi.

Litiy galogenlar bilan bevosita birikadi. Litiy ftorid - ok tusli kristall modda: suvda oz eriydi.

Litiy xlorid ok gigroskopik modda, 614°S da suyuqlanadi suvda juda yaxshi eriydi. Suvdagi eritmalaridan $\text{LiCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{LiCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{LiCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ xolida kristallanadi.

Litiy bromid 549°S da suyuqlanadi, suvda yaxshi eriydi, suvdagi eritmalarida kristallgidratlar xolida kristallanadi.

Litiy yodid 453°S da suyuqlanadigan kristall modda, suvda yaxshi eriydi. Suvdagi eritmalaridan yodid kristallgidratlar xolida kristallanadi.

Litiy karbonat 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, boshqa ishqoriy metallarning gidrokarbonatlari suvda yomon eriydi.

Litiy fosfat Li_3PO_4 suvda yomon eriydi, bu bilan u kaliy, natriy fosfatlardan farq qiladi va magniy fosfatga o'xshab ketadi.

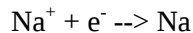
Litiy uglerod bilan vakuumda chug xolida kizdirilsa Li_2C_2 litiy karbid xosil bo'ladi.

Litiy oltingugurt bilan Li_2S

Natriy. Tartib nomeri 11, atom massasi 22,9898, tabiatda uchraydigan izotopining massa soni 23. Natriy Yer yuzida kup tarkalgan elementlardan biri bo'lib, 2.63% ga teng.

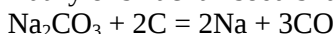
Natriy minerallari qatoriga: NaCl -galit yoki toshtuz, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ mirabilit yoki gluaber tuzi, Na_3AlF_6 -kriolit, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4$ glazerit, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ astraxanit, NaNO_3 chili selitrasi va boshqalar kiradi.

Devi 1807 yilda suyuqlantirilgan natriy gidroksidni elektroliz qilish orqali natriy olishga muvaffak bo'ldi. Bunda katodda

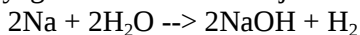


Anodda $4\text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ proseslar sodir bo'ladi. Xozirda asosan suyuqlantirilgan osh tuzini elektroliz qilib natriy olinadi.

Natriy olish uchun soda bilan kumir aralashmasini qattiq kizdirish xam mumkin:

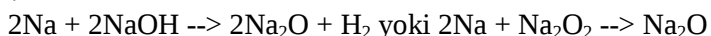


Xosil bo'lgan natriy kerosin ostida berk metall idishlarda saklanadi. Natriy erkin xolatda kumush kabi ok, yengil va yumshoq metall: suyuq ammiakda eriydi, kimyoviy jixatdan juda aktiv. U suv bilan odatdagi sharoitda reaksiyaga kirishib vodorod ajratib chiqaradi:



Natriy juda 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 bo'ladi. Uning xossalari LiH ning xossalriga o'xshaydi. Suv ta'sirida parchalanadi. Natriy xavoda yondirilganda asosan natriy peroksid Na_2O_2 xosil bo'ladi.



Natriy peroksid kuchli oksidlovchilar qatoriga kiradi. U suvda gidrolizlanadi, uning suvdagi eritmasi ishqoriy muxitga ega:



Natriy giperoksid NaO_2 yuqori bosimda va 500°S da kislorod bilan Na_2O_2 ning o'zaro ta'siridan xosil bo'ladi; bu moddaga suv ta'sir ettirilsa kuyidagi reaksiya boradi.

Natriyning ozon bilan birikmasi ozonid NaO_3 xam olingan. Bu modda juda bekaror.

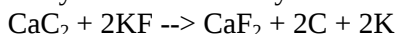
Natriy gidroksid NaOH - uyuvchi natriy yoki kaustik soda deb xam ataladi. Ok tusli qattiq modda. Laboratoriyada NaOH olish uchun natriy suvda eritiladi.

Kaliy. Tartib nomeri 19, atom massasi 39,102 tabiatda uchraydigan izotoplarining massa sonlari 39, 40 va 41.

Kaliyning yer pustlogidagi og'irlik klarki (2.40%) natriynikiga yaqin bo'lishiga qaramay, tabiatda kaliyning eruvchan birikmalari ancha kam uchraydi. Kaliyning muxim minerallari jumlasiga silvin KCl , silvinit $\text{KCl} \cdot \text{x NaCl}$ karnalit $\text{KCl} \cdot \text{x MgCl}_2 \cdot \text{x } 6\text{H}_2\text{O}$, kainit $\text{KCl} \cdot \text{x MgCl}_2 \cdot \text{x } 3\text{H}_2\text{O}$, shenit $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{x MgSO}_4 \cdot \text{x } 6\text{H}_2\text{O}$ va boshqalar kiradi.

Kaliy xam xuddi natriy kabi, suyuqlantirilgan KCl yoki KOH ni elektroliz qilish yuli bilan olinadi.

Kaliy ftorid bilan kalsiy karbid orasidagi reaksiyadan xam kaliy xosil bo'ladi:



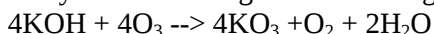
Kaliy kumush kabi yaltirok yumshoq va yengil metall. Kaliy juda aktiv metall va kuchli kaytaruvchi. Agar kaliy suvga tashlansa, reaksiya vaqtida ajralib chiqqan vodorod yonib ketadi. Xavoda kaliy juda tez oksidlanadi. Xlor va ftor atmosferasida kaliy uz-uzidan ut oladi: suyuq brom va kaliy orasidagi reaksiya portlash bilan boradi. Kaliy yod bilan kizdirilganda birikadi. Kaliy vodorod, oltingugurt va boshqa metallar bilan oson reaksiyaga kirishadi, juda kup metallar bilan intermetall birikmalar xosil qiladi. Kaliy berk idishda yoki kerosin ostida saklanadi.

Kaliy gidrid KH vodorod atmosferasida 200°S dan boshlab o'ziga vodorodni biriktirib KH xosil qilinadi. KH juda aktiv, ok kristall modda.

Kaliy kislorod bilan oksid K_2O , peroksid - K_2O_2 va geperoksid - KO_2 , ozonid - KO_3 xosil qiladi.

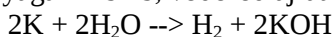
Kaliy xavoda yonganida K_2O_2 va KO_2 larning aralashmasi xosil bo'ladi. Kaliy oksid xam xuddi natriy oksid kabi olinadi.

Kaliy ozonid KOH ga ozon ta'sir etganida xosil bo'ladi.



K_2O_2 , KO_2 va KO_3 kuchli oksidlovchilardir.

Kaliy gidroksid KOH . Kaliy natriyga qaraganda ancha aktiv element. Kaliy suv bilan juda shiddatli reaksiyaga kirishib, vodorod ajratib chiqaradi va kaliy gidroksid xosil bo'ladi:



KOH texnikada KCl ning suvdagi eritmasini elektroliz qilish usuli bilan olinadi. K_2CO_3 ga oxak ta'sir ettirib xam KOH olish mumkin.

KOH ochik xavoda CO_2 bilan reaksiyaga kirishib K_2CO_3 ga aylanadi. Shuning uchun u berk idishda saklanadi.

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 bo'lish reaksiyasi

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 gruppasi s-elementlarining xammasi musbat ikki valentli bo'ladi, ya'ni bu elementlarning eng yuqori oksidlanish darajasi +2 ga teng bo'ladi. Asosiy gruppacha tipik elementlar (berilliy Be va magniy Mg) va kalsiy gruppacha (kalsiy Ca, stronsiy Sr, variy Va va radiy Ra) elementlaridan iborat. Bu gruppacha elementlari atomlarining sirtki qavatida ikkitadan s-elektron bo'ladi. Ularning kaytaruvchilik xossalari ishqoriy metallarnikiga qaraganda kuchsizroq bo'ladi: Ca, Sr, Va, Ra elementlarining kaytaruvchilik xossalari atom radiusi kattalashgan sayin kuchayib boradi.

Be^{2+} --- Mg^{2+} --- Ca^{2+} --- Sr^{2+} --- Ba^{2+} --- Ra^{2+} qatorida chapdan unnga 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 og'irligi-9.0122; barkaror izotopinig massa soni –9.

Vokelen 1793 yilda berill mineralida berilliy borligini aniqlagan bulsada, uni 1827 yilga borib Vyoler berilliy xloridni kaliy bilan kaytarib Ve olishga muvaffak bo'ldi. XX asrning 20 yillaridan boshlab berilliy sanoat mikyosida olina boshladi. I.V.Avdiev berilliy oksidni tekshirib uning tarkibida bir atom berilliyga bir atom kislorod tugri kelishini topdi. U berilliyning atom og'irligini 9.26ga tengligini aniqladi.

D.I.Mendeliyev berilliy davriy sistemaning II gruppasiga kiritdi va uning atom og'irligini 9.4 ga teng deb kabul qildi. Vaxolanki, berilliy avval tekshirgan olimlar uni uch valentli element xisoblab atom og'irligini 13.5 deb kabul qilgan edilar.

Berilliyning olinishi. Berilliy ajratish uchun berill rudani ftoridlar bilan suyuqlantirib, xosil bo'lgan kotishmaga suv qushib Na_2VF_4 eritmasi olinadi. Sungra sulfat kislotaga qushib, eritmadan BeSO_4 ni kristallantiriladi. Uni chuglantirib berilliy oksid olinadi.

BeO dan BeCl_2 , BeF_2 va boshqalar xosil qilinadi.

Metall berilliy olish uchun suvsiz suyultirilgan berilliy xlorid elektroliz qilinadi,

Metall berilliydan juda sof berilliy olish uchun metallik berilliy vakuumda buglatish yoki inert gaz atmosferasida zonalar buylab suyuqlantirish (vertikal induksion pechda) dan foydalaniladi.

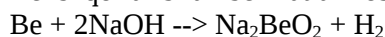
Berilliyning xossalari. Berilliy uz xossalari bilan ikkinchi gruppaga elementlaridan farq qiladi. Masalan, BeCl_2 kuchliroq gidrolizlanadi; buning sababi shundaki, berilliyning ion radiusi magniyning ion radiusidan karyib ikki marta kichik, uning zaryadi esa +2 ga teng.

Be – kulrang tusli yengil metall. Metall berilliyning solishtirma og'irligi 1.847g/sm^3 , suyuqlanish xaroratsi 1284°S , qaynash xaroratsi 2970°S . Uning elektr utkazuvchanligi misnikiga qaraganda karyib 12 marta kam.

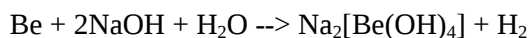
Berilliy kizdirilganda kislorodda va xavoda yonadi. Berilliy galogenlar bilan odatdagi xaroratda yoki biroz kizdirilganda birikadi. Bu reaksiyalarning xammasi natijasida issiqlik ajraladi va BeO , BeS , Be_3H_2 , BeCl_2 , BeF_2 kabi barkaror birikmalar xosil bo'ladi. Berilliy odatdagi sharoitda vodorod bilan birikmaydi.

Suyultirilgan 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.

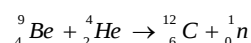


yoki



Berilliy bir qator d-elementlar bilan intermetall birikmalari, jumladan, TiBe_{12} , NbBe_{12} , TaBe_{12} , MoBe_{12} , NbBe_{11} va xakazolar yuqori 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 tashqari laboratoriyada neytronlar olish uchun radiy-berilliy yoki radon berilliy manbalar sifatida ishlatiladi; ularda



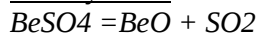
tenglamasiga muvofiq neytronlar xosil bo'ladi.

Berilliy gidrid BeH_2 xosil qilish uchun berilliy xloridning efirdagi eritmasiga LiH ta'sir ettirish lozim.

BeH_2 qattiq polimer modda: u suv ta'sirida parchalanib, vodorod ajratib chiqaradi. Berilliy gidrid xam alyuminiy gidrid kabi kuchli kaytaruvchidir.

Berilliy nitrid Be_3H_2 yuqori xaroratda berilliyning ($700\text{--}1400^\circ\text{S}$ da) berilliyning azot bilan birikishi natijasida xosil bo'ladi. Berilliy nitrid kislotalar ta'sirida parchalanib ammiak ajratib chiqaradi.

Berilliy oksid. BeO olish uchun berilliy oksidlantiriladi, yoki berilliy sulfat BeSO_4 parchalantiriladi:

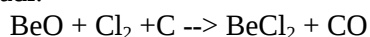


BeO amfoter oksid, shuning uchun u asosli oksidlar bilan xam kislotali oksidlar bilan xam suyuqlantirilganda reaksiyaga kirishadi.

Berilliy gidroksid, berilliy tuzlari eritmasiga ammiak ta'sir ettirilsa verilliy gidroksid chukmaga tushadi. Yangi xosil qilingan $\text{Be}(\text{OH})_2$ amfoter xossaga ega bo'lib kislotalarda va asoslarda xam osonlik bilan eriydi.

Berilliy tuzlari boshqa ishqoriy yer metallari tuzlari kabi suvda eruvchan bo'ladi. 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 o'xshash komplekslaridan farq qiladi.

Berilliy xlorid suvda yaxshi eriydigan gigroskopik modda, 478°S da qaynaydi, 406°S da suyuqlanadi. U uchuvchan modda. Suvsiz berilliy xlorid olish uchun BeO 700°S da 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 bo'ladi.

Magniy. Tartib nomeri 12, atom og'irligi 24,312. Yer yuzida Mg ning og'irlik klarki 1.93% (atom klarki 1.4%). Tabiatda magniyning uchta izotopi bor: ${}^{24}\text{Mg}$ (78.6%), ${}^{25}\text{Mg}$ (10.11%), ${}^{26}\text{Mg}$ (11.29%); yana uchta suniy izotopi xam

ma'lum.

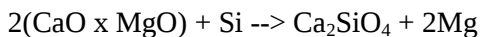
Metall magniy amalgamasini Devi 1828 yilda suyuqlantirilgan magniy sulfatni elektroliz qilish natijasida olib, unga magnesium nomini bergan. Sungra 1828 yilda Byussi suyuqlangan magniy xloridga kaliy buglari ta'sir ettirib metall magniy olgan.

Olinishi:

1. Suyuqlantirilgan suvsiz magniy xloridni elektroliz qilish.

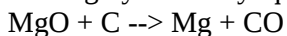
Karnallitda magniy olish uchun karnallit suyuqlantirilib 700-750°S da elektroliz utkaziladi.

2. Metallotermik usulda magniy olish uchun chug xoliga keltirilgan dolomit ferrosilisiy yoki alyumosilisiy bilan kaytariladi.



Bu prosess elektr pechda 1200-1300°S da vakuumda utkaziladi.

3. Magniy oksidni yuqori xaroratda kumir bilan kaytarish:



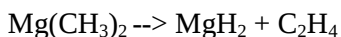
Juda toza magniy olish uchun texnikada ishlatiladigan magniy vakuumda bir necha marta sublimatlanadi.

Xossalari. Magniy s-elementlar jumlasiga kiradi. U uz birikmalarida doimo 2 valentli bo'ladi. Magniy kumushdek ok va yengil metall. Magniy sovuk suv bilan juda sust reaksiyaga kirishadi. Qaynok suv bilan reaksiyaga kirishib $\text{Mg}(\text{OH})_2$ xosil qiladi. Magniy kislotalarda eriydi: lekin yomon eruvchan maxsulotlar (MgF_2 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$) xosil qiladigan kislotalarda magniy kam eriydi. Ishqorlar magniyga ta'sir etmaydi.

Magniy metallurgiyada kimmatbaxo (uran, titan, vanadiy, sirkoniy va boshqa) 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 bo'ladi:



Undan tashqari 200 atmosferada 570°S da magniy vodorod bilan o'zaro birikadi, lekin odatdagi sharoitda vodorod bilan o'zaro birikmaydi.

Magniy gidrid MgH_2 kukun xolidagi kumushrang qattiq modda. Magniyning yana gidrid-borat $\text{Mg}(\text{BH}_4)_2$ va gidrid alyuminat $\text{Mg}(\text{ALH}_4)_2$ nomli birikmalari xam ma'lum.

Magniy oksid MgO +2800°S da suyuqlanadigan kristall modda. Texnikada magniy karbonatni parchalash yuli bilan magniy oksid olinadi.

Magniy gidroksid $\text{Mg}(\text{OH})_2$ suvda kam eriydi, o'rtacha kuchga ega bo'lgan asoslar jumlasiga kiradi.

Magniy xlorid. MgCl_2 magniy 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 boshqa tuzlar bilan bir qancha qushalok tuzlar xosil qiladi.

Magniy nitrat $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ juda gigroskopik va suvda yaxshi eriydigan tuz. Suvsiz magniy perxlorat $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ angidron nomi bilan gazlarni kuritishda ishlatiladi.

Magniy karbid. MgC_2 olish uchun kalsiy karbidga magniy xlorid ta'sir ettirish kerak, MgC_2 suv ta'sir ettirilganida asetilen ajralib chiqadi.

Magniy nitrid. Mg_3H_2 - magniyni azot atmosferasida kizdirish natijasida olinadi. Magniy xavoda yonganida MgO bilan birga ozrok Mg_3H_2 xam xosil bo'ladi.

Kalsiy gruppacha elementlari. Ikkinchi gruppaning s-elementlaridan kalsiy, stronsiy, bariy va radiy ishqoriy yer metallar gruppasiga kiradi.

Yer kobigida kalsiyning 6 ta, stronsiyning 4 ta, bariyning 7 ta stabil izotopi bor. 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 suyuqlantirib elektroliz qilish orqali xosil qilinadi; bundan tashqari vakuumda alyuminotermiya usuli bilan xam olinadi:



Shu usullarning uzi stronsiy va bariy olishda xam qullaniladi. Kalsiy, stronsiy va bariy erkin xolda kumushsimon ok metall.

Xavoda ularning sirti sarik parda bilan qoplanadi. Kalsiy deyarli qattiq, stronsiy va variy qattiqlik jixatdan kurgoshinga o'xshaydi.

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 qobiliyati $\text{Ca}-\text{Sr}-\text{Ba}-\text{Ra}$ qatorida ortib boradi.

Kalsiy stronsiy va bariy kuchlanishlar qatorida vodoroddan ancha oldinda turadi. Ular suvukda xam suv bilan reaksiyaga kirishadi. Bu reaksiyalarning intensivligi $\text{Ca}-\text{Sr}-\text{Ba}-\text{Ra}$ qatorida chapdan ungga utgan sari ortib boradi.

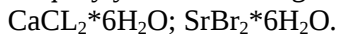
Xosil bo'lgan gidroksidlarining xam eruvchanligi ortib boradi.

Ishqoriy metallar erkin xolda aktiv moddalar bo'lganligi uchun ular kerosin ostida yoki kavsharlab berkitilgan idishlarda saklanadi.

Birikmalari. Kalsiy, stronsiy, bariy va radiylarning oksidlari, galogenidlari, sulfatlari va boshqa birikmalari odatdagi sharoitda ionli birikmalardir. Ularning barkarorligi Ca–Sr–Ba– Ra qatorida ortib boradi.

Bu elementlarning galogenidlari, nitratlari va boshqa tuzlari deyarli gidrolizlanmaydi.

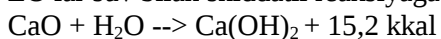
Ishqoriy yer metallarning birikmalari suv bilan gidratlar xosil qiladi. Masalan:



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 yuqori 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 kuryotgan vaqtida xavodan CO_2 ni yutib, CaCO_3 ga aylanadi. Kalsiy birikmalaridan sement, oxak, gips, loy va boshqalar kurilishda kovushuvchi material sifatida ishlatiladi.

Stronsiy. Tartib nomeri 38, atom og'irligi 87.62. Tabiatda barkaror izotoplarining massa sonlari 84, 86, 87, 88.

Stronsiy olish uchun KCL va SrCl_2 aralashmasi suyuqlantirib, elektroliz qilib olinadi. Stronsiyni alyuminotermiya usulda xam olish mumkin.

Buning uchun stronsiy oksid bilan alyuminiy kukuni yuqori xaroratda kizdiriladi. Reaksiya natijasida xosil bo'lgan stronsiy sublimatlanadi; uning buglari vakuum idishning sovuk devorlarida kristallanadi.

Stronsiy kumush kabi ok metall.

Stronsiy oksid SrO 2430°S da suyuqlanadi: u ekzotermik moddalar jumlasiga kiradi. SrCO_3 va $\text{Sr(NO}_3)_2$ larni kizdirish natijasida SrO xosil bo'ladi.

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 qizil tusga buyaydi; shunga kura stronsiy tuzlari feyerverklar va bengal alangalari xosil qilinadigan materiallar tayyorlashda ishlatiladi.

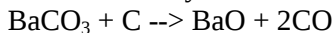
Variy. Tartib nomeri 56, atom og'irligi 137,34 barkaror izotoplarining massa sonlari 130, 132, 134, 135, 136, 137, 138. Bariyning yetttita izotopi sun'iy yul bilan xosil qilingan.

Bariyni 18 asrda Sheyeli og'ir shpatning tarkibiy qismi sifatida topgan. Metall bariy dastlab suyuqlantirilgan bariy xloridni elektroliz qilish yuli bilan olingan.

Sof bariy BaO dan alyuminotermiya yoki kremniy-termiya usulida olinadi. Undan tashqari bariy xloridning suvdagi eritmasini simob katod bilan elektroliz qilish natijasida xam bariy olinadi. Katodda xosil bo'ladigan bariy simobda erib amalgama xolatiga o'tadi. Sungra bariy amalgamadan chikarib olinadi. Bariy xam stronsiy kabi aktiv element bo'lgani uchun kerosinda saklanadi.

Bariy oksid kuchli asos xossasiga ega. U osh tuzi kabi kristall tuzilishda bo'ladi. Bariy oksid bariy karbonat yoki bariy nitratni kizdirish yuli bilan olinadi.

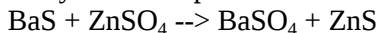
Texnikada bariy oksid olish uchun kupincha bariy karbonat kumir bilan birga kizdiriladi;



Toza bariy oksid, ok kukun. Bariy oksid asosan bariy gidroksid va bariy peroksid olishda ishlatiladi.

Bariy oksid suv bilan aralashtirilsa, bariy gidroksid Ba(OH)_2 xosil bo'ladi. Bariy gidroksid xam xuddi stronsiy gidroksid kabi kand sanoatida ishlatiladi.

Bariy sulfid litopon nomli ok buyok olishda ishlatiladi.



(litopon)

Bariy tuzlarini xosil qilish uchun xom ashyo sifatida bariy sulfat va bariy karbonatdan foydalaniladi. Masalan: bariy xlorid olish uchun BaSO_4 , CaCl_2 ishtirokida 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

ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ КУШИМША ГУРУХ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

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 gruppaning 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 og'ir metallardan xisoblanadi.

VI gruppacha qushimcha gruppachasi elementlarining ba'zi xossalari.

Element	Atom og'irligi	Solishtirma og'irligi	Suyuqlanish nuktasi	Atom radiusi
---------	-------------------	--------------------------	------------------------	-----------------

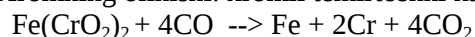
Xrom	51,996	7,19	18750	1,28 A0
Molibden	95,94	10,22	26220	1,36 A0
Volfram	183,85	19,30	34100	1,41 A0

Xrom, molibden va volfram uz birikmalarida asosan +3 va +6 ga teng oksidlanish darajalar namoyon qiladi.

Xrom. Xrom rudalaridan eng muximi xromli temirtosh (xromit, $Fe(CrO_2)_2$) bo'lib, uning tarkibida 15% dan

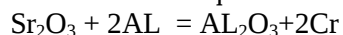
40% gacha xrom bo'ladi.

Xromning olinishi: xromli temirtoshni kaytarish yuli bilan ferroxrom xosil qilinadi:

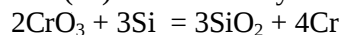


Ferroxrom xromning temirdagi eritmasi bo'lib, uning tarkibida 60-65% xrom va 4-6% uglerod bo'ladi.

Erkin xrom xosil qilish uchun xrom (III) - oksid alyuminiy bilan kaytariladi:



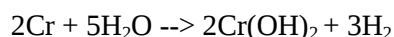
Bu usulda olingan xrom toza bo'lmay, uncha ozrok alyuminiy aralashib koladi. Shu sababli toza xrom olish uchun xrom (III)-oksid kremniy bilan kaytariladi:



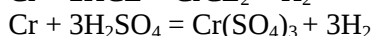
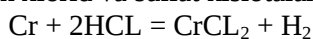
Xrom tuzlarining suvdagi eritmalarini elektroliz qilish yoki xrom yodidni termik parchalash yuli bilan xam toza xrom olinadi.

Xrom metali juda qattiq. Uning solishtirma og'irligi $7,2 \text{ g/sm}^3$ ga teng. Xrom 1875°S da suyuqlanadi, 12530°S da qaynaydi.

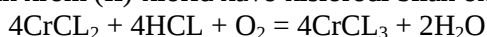
Xrom ximiyaviy jixatdan aktivligi kam element. Xromga odatdagi xaroratda kislorod xam, nam xam ta'sir etmaydi. Kizdirilganida esa uning sirti oksidlanadi. Yukori xaroratda kizdirilganda suv bugidan vodorodni sikib chiqaradi:



Suyultirilgan xlorid va sulfat kislotalarda eriydi:

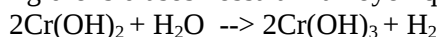


Xosil bo'lgan xrom (II)-xlorid xavo kislorodi bilan oksidlanib xrom (III)-xloridga o'tadi:

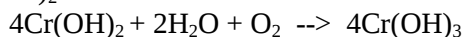


Xrom birikmalari ichida eng barkorolari-uch valentli xrom birikmalaridir.

Ikki valentli xrom birikmalari nixoyatda bekaror bo'lib, ular kuchli kaytaruvchilardir. Xromning ikki valentli birikmalari uncha kup emas. Bular CrO ; $\text{Cr}(\text{OH})_2$, SrS , CrCl_2 , CrSO_4 , $\text{Cr}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ va xakazo. Ikki valentli xrom gidroksid asos xossalar namoyon qiladi. $\text{Cr}(\text{OH})_2$ xatto suvni kaytaradi:

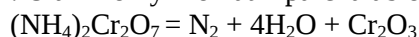


$\text{Cr}(\text{OH})_2$ xavo kisloradi bilan xam oksidlanadi:

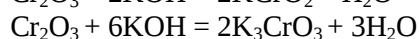
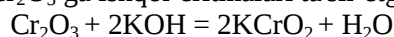


Uch valentli xrom birikmalari barkoror moddalardir.

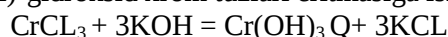
Xrom (III)-oksid Cr_2O_3 - yashil tusli kukun, ximiyaviy jixatdan noaktiv modda, buyokchilik ishida kullaniladi. U ammoniy xromatni parchalab olinadi:



Cr_2O_3 ga ishqor eritmaları ta'sir etganda xromitlar xosil bo'ladi:

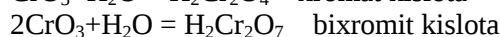
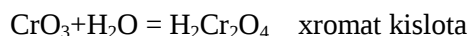


Xrom (III)-gidroksid xrom tuzlari eritmasiga ishqor ta'sir ettirib olinadi:



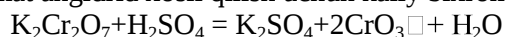
Olti valentli xrom birikmari:

Xrom (VI)- oksid CrO_3 to'q qizil tusli kristall modda , kuchli oksidlovchi. U suvda erib 2 xil kislotalarni xosil qiladi:



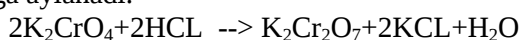
Shuning uchun CrO_3 xromat angidrid deb ataladi.

Xromat angidrid xosil qilish uchun kaliy bixromatga konsentrlangan H_2SO_4 kislota ta'sir ettiriladi:

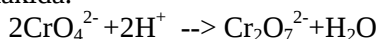


Xromat va dixromatlar nixoyatda katta amaliy akamiatga ega .

Xromatlar neytral va ishqoriy muxitlarda (ya'ni $\text{pH} \geq 7$ da) barkoror bo'lib, kislotali muxitda [$\text{pH} < 7$] 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. $\text{Cr}(\text{OH})_2$ xossalari
6. CrO_3 ni ishlatilishi.
7. CrO_3 ning ishqorlarga ta'siri.

Xromat va dixromatlar.

ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ КУШИМША ГУРУХ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

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 gruppasi yeneki gruppacha elementlari katta davrning urta qismlariga joylashgan uchta triadani uz ichiga oladi. Bular: temir-Fe, kobalt-Co, nikel-Ni birinchi triada : ruteniy-Ru, rodii-Rh, palladiy-Pd ikkinchi triada: osmiy-Os, iridiy-Ir, platina-Pt uchinchi triadani tashqil qiladi. Bu triadalar to'rtinchi, beshinchi, oltinchi davrlarda joylashgan. Bular barchasi D- elementlar jumlasiga kiradi.

Birinchi triadadagi elementlar: Fe, Co, Ni o'zaro ximiyaviy xossalari jixatidan o'xshash bo'lgani uchun temir gruppachasi elementlari deyiladi. Ikkinchi va uchinchi triadadagi oltita element platina gruppachasi metallari deyiladi.

Temir gruppachasi elementlari elektron konfiguratsiyasi quyidagicha:

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

Fe-Co-Ni qatorida elementning oksidlanish darajasi kamayadi: temirda oksidlanish darajasining maksimal qiymati +6ga yetadi: kobaltda faqat +3ga kadam, nikelda asosan +2 (va bazan +3) ga kadam bo'ladi. So va Ni ning Q4 valentli xossalari nixoyatda bekor. Ularning uchalasi xam kulrang metall bo'lib, rangdor ionli birikmalar xosil qiladi. Ularning turli komplekslari ma'lum. Kompleks birikmalarda bu elementlarning koordinatsion 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. Ularning kislorod bilan xosil qilgan birikmalarining barkarorligi Fe-Co-Ni qatorida chapdan ungga tomon bir oz kamayib boradi. Fe-Co-Ni ning 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 qismini tashqil qiladi. Umuman bu uch metallning karbidlari metall karbidlar deyiladi. Fe ning ikkita karbidi bor, biri Fe₂S ikkinchisi Fe₃S.

Fe₂S bekor modda, u tezda parchalanib Fe₃S ga aylanadi.

Fe-Co-Ni ning quyidagi sulfidlari va fosfidlari mavjud:

FeS₂ CoS₂ NiS₂ Fe₃P Co₃P Ni₃P
Co₂S₂ Ni₂S₂ FeP
Co₃S₄ Ni₃S₄ FeP₂
FeS CoS NiS

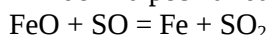
Fe-Co-Ni da S va R ning bo'lishi pulatning mexanik xossalari salbiy ta'sir kursatadi.

Fe-Co-Ni SO bilan bir necha xil birikma xosil qiladi. Bu birikmalar kukun xolidagi metallarga SO (yuqori bosim ostida) ta'sir ettirishdan xosil bo'ladi.

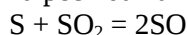
Temir - tartib nomeri 26. Yer pustlogida eng kup tarkalgan og'ir metall bo'lib, erkin xolda juda kam uchraydi. Temir minerallari tabiatda keng tarkalgan. Uning sanoat uchun axamiyatli rudalari jumlasiga magnetit Fe₃O₄ (unda 72% temir bor), gematit Fe₂O₃ (unda 70% Fe bor), limonit Fe₂O₃·H₂O (yoki 2FeO·H₂) siderit FeSO₃ (bunda 48% Fe bor) kiradi.

Tabiatda temirning oksid rudalaridan tashqari kupgina miqdorda pirit FeS₂ xam uchraydi.

Sanoatda temirni domna pechlarida temir oksidni is gazi bilan kaytarib olinadi:

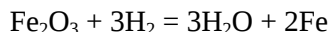


Chunki domna pechida kumir yonib is gazini xosil qiladi:



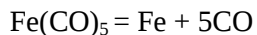
Domna pechida olinadigan chuyan tarkibida 93% Fe, 4-5 % S va oz miqdorda Si, Mn, P va S bo'ladi. Demak temir metallurgiyasida xosil qilinadigan metall toza bo'lmaydi. Shuning uchun toza temir quyidagi usullarda olinadi:

- 1) temir oksidni vodorod bilan kaytarish:

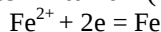


bunda xosil qilingan temir kukun xolida bo'lib, u pirofor xossa nomoyon qiladi, ya'ni xavoda uz-uzidan yonadi.

- 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 balsa yumshoq temir deyiladi.

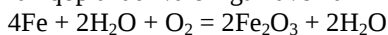
Toza temir- ok tusli yaltirok metall: uning Moss shkalasidagi qattiqligi uncha yuqori emas (atigi 4.5 ga teng).

Temir uch shakl uzgarishga ega (α - β - γ - va σ - temir). α -temir 769°S ga kadar ferromagnit xossaga ega.

Moddalarining 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 bo'lib, γ -temir σ -temirga aylanadi. σ -temir 1539°S gacha barkaror bo'lib, 1539°S da suyuqlanadi. Temir elektr tokini yaxshi utkazadi.

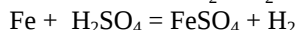
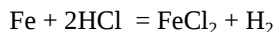
Texnik toza temir tarkibida 0.16% gacha qushimcha moddalar bo'lib, u juda plastik va korroziyaga chidamlidir. Kimyaviy toza temir tashki kurinishidan platinaga o'xshaydi, u juda yaxshi silliklanadi va yuqori kovushkoklikga ega, shuning uchun xam u mashinalar, stanoklar, instrumentlar ishlab chikarishda ishlatiladi.

Tarkibida qushimcha modda bo'lgan oddiy temir nam xavoda tez korroziyalanib sirti $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ formulaga ega bo'lgan zang bilan qoplanadi va o'ziga xavo namini yaxshi yo'tadi, natijada korroziya tezlashadi.

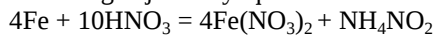


Bu kimmatbaxo metallning korroziyadan saklashni kuppina usullari ishlab chiqilgan.

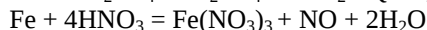
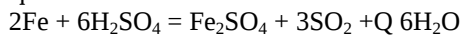
Kuchlanishlar qatorida temir vodoroddan chapda joylashgan. Unga suyultirilgan kislotalar oson ta'sir qiladi va $\text{Fe}(2)$ tuzlariga aylanadi:



Temir sovitilgan juda suyuq nitrat kislotalada eriydi:

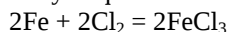


Kizdirilganda temir konsentrlangan H_2SO_4 va 25% li HNO_3 kislotalada erib oksidlanish darajasi +3 ga teng bo'lgan temir tuzini xosil qiladi.

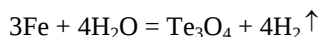
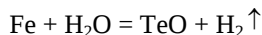


Konsentrlangan nitrat kislota temir sirtida oksid parda xosil bo'lishiga yordam beradi, natijada temir suyultirilgan kislotalar ta'siriga chidamli bo'ladi. Temir ishqorlarda deyarli erimaydi.

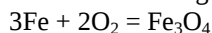
Temir galogenlar singari kuchli oksidlovchilar bilan bevosita o'zaro ta'sir ettirilganda temir doimo +3 oksidlanish darajasini nomoyon qiladi:



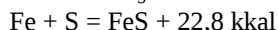
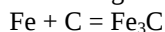
Uta kizigan temir bug bilan reaksiyaga kirishadi: bunda suvdan vodorodni sikib chiqaradi, kizigan temir esa oksidga aylanadi, bu oksid doimo temir ikki oksid FeO yoki aralash oksid Fe_3O_4 dan iborat bo'ladi:



Sof kislorodda kizdirilgan temir shiddat bilan yonib, temir kuyundisini xosil qiladi.



Temir kizdirilganda kuyidagi moddalar bilan birikadi:

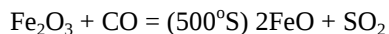


Temir ikki qator birikmalar - $\text{Fe}(\text{II})$ va $\text{Fe}(\text{III})$ birikmalarini xosil qiladi. Temirning ikki xil oksidi bor - $\text{Fe}(\text{II})$ oksid FeO va $\text{Fe}(\text{III})$ oksid Fe_2O_3 . Tugri temirning aralash oksidi $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3)$ xam ma'lum. Bu oksid xam temir kuyundisi deb ataladi.

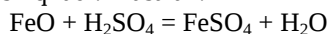
Ikki valentli temir birikmalari:

1. FeO - temir ikki oksid - kora tusli, asos xossaga ega bo'lib, suvda va ishqorlarda erimaydi.

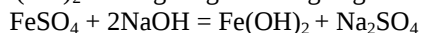
Olinishi:



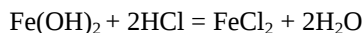
Undan tashqari temir (II) oksalat xavosiz joyda parchalanganda xam FeO chiqadi. FeO - kislotalarda erib, Fe^{2+} tuzlarini xosil qiladi. Masalan:



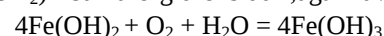
2. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ - FeO ga tugri keladigan gidroksiddir. FeO - suvda erimaganligi uchun $\text{Fe}(\text{OH})_2$ - bilvosita yul bilan olinadi:



$\text{Fe}(\text{OH})_2$ - ok qattiq modda, kuchsiz asos xossaga ega: bu gidroksid suvda erimaydi. Kislotalarda erib, Fe^{2+} tuzlarini xosil qiladi:

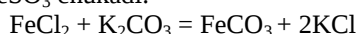


$\text{Fe}(\text{OH})_2$ - barkarorgidroksiddir, agar xavoda uzoq vaqt saklansa oksidlanib kungir qizil rangli $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ga aylanadi:



3. Ikki valentli temir tuzlari temirning suyultirilgan kislotalarda erishidan xosil bo'ladi. $\text{Fe}(2)$ birikmalaridan eng axamiyatlisi $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ dir. U tukimachilik sanoatida siyox, mineral buyoklar xamda kishlok xujalik zararkunandalariga qarshi kurashda ishlatiladi.

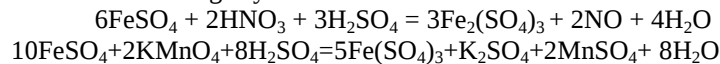
Ikki valentli temir tuzlari eritmasiga ishqoriy metallarning korbanatlari ta'sir ettirilsa, eritmada ok tusli temir ikki korbonat FeSO_3 chukadi:



Temir ikki karbonatga tarkibida korbonat angidrid bo'lgan suv ta'sir ettirilsa, temir ikki karbonatning bir qismi xuddi kalsiy karbonat kabi, ancha durust eriydigan nordon tuz $\text{Fe}(\text{HSO}_3)_2$ ga aylanadi. Tarkibi temirga boy suvlarda temir ana shu tuz

xolida bo'ladi.

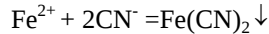
Ikki valentli temir tuzlari turli oksidlovchilar nitrat kislota, kaliy permanganat, xlor va boshqa oksidlovchilar ta'sir ettirish yuli bilan osongina 3 valentli temir tuzlariga aylantirilishi mumkin:



Ikki valentli temir tuzlari oson oksidlanishga kobiliyatli bo'lgani 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 sianidxosil bo'ladi:

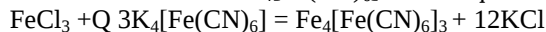


keyin bu chukma ustiga yana kaliy sianid qushilsa, $\text{Fe}(\text{CN})_2$ chukmasi erib, kompleks tuz $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ xosil bo'ladi:



Kaliy ferrosianid $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - kaliy geksasianoferat sarik kon tuzi deb xam ataladi, chunki ilgari kuritilgan konga potash va temir qushib qattiq kizdirish yuli bilan tayyorlanar edi.

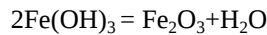
Shu narsa ajoyibki $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - tarkibida temir bo'lishiga qaramay, uch valentli temir ionlarini topish uchun sezgir reaktiv bo'ladi, chunki $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ionlari eritmada Fe^{3+} ionlari bilan uchrashib, ular bilan birikadi va suvda erimaydigan ferrosianid kislolaning sarik tusli temir tuzini - temir ferrosianid $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ni xosil qiladi:



Bu tuz kuk tusli bo'lib, unga berlin zangori degan nom berilgan. Berlin zangori buyok sifatida ishlatiladi.

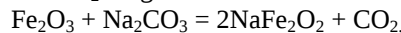
UCH VALENTLI TEMIR BIRIKMALARI.

1. Fe_2O_3 - kizgish kungir tusli modda; u tabiatda uchraydi va qizil temirtosh deb ataladi. $\text{Fe}(\text{III})$ - oksid kuyidagicha olinadi:

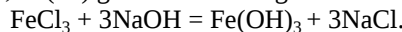


Fe_2O_3 kuchsiz asos xosalarini namoyon qiladi, shu bilan birga kislotalik xossalarni xam namoyon qiladi.

Masalan, Fe_2O_3 sadacha yoki potashga qushib suyultirilsa ferritlar degan tuzlar xosil bo'ladi; bu tuzlar xromatlarga yoki alyuminatlarga o'xshagan bo'lib, metaferrit kislota HFeO_2 ning xosilalaridir.

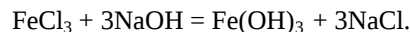


Issik suv ferritlarini butunlay gidrolizlab, $\text{Fe}(\text{III})$ gidro oksid va tegishli tuzni xosil qiladi:



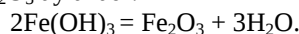
2. Fe_2O_3 ga tugri keladigan gidroksid $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dir.

Uch valentli temir tuzlari eritmasiga ammiak yoki ishqor ta'sir ettirilsa, qizikungir $\text{Fe}(\text{OH})_3$ chukmasi xosil bo'ladi, 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.

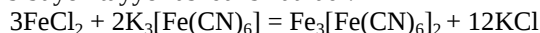
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ qattiq kizdirilganda suvni yukotib Fe_2O_3 aylanadi:



3. Uch valentli temir tuzlari

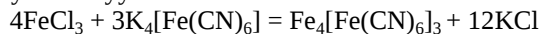
Uch valentli temir tuzi ichida eng kup ishlatiladigani $\text{Fe}(\text{III})$ xloriddir. Suvsiz temir (III) xlorid kizdirilgan temir ustidan ular utkazilganda to'q yashil tangachalar xolida xosil bo'ladi: $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$. Odatda temir (III) xlorid tarkibi $\text{FeCl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ bo'lgan 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 geksasianoferrat (III), qizil kon tuzi. Bu tuzni eritmadan turnbul kuki xolida chuktirib olib buyok tayyorlashda ishlatiladi:

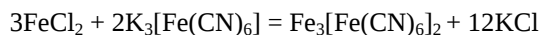


turnbul kuki.

Va turnbul kuki xolida chuktirib olib buyoklar tayyorlashda ishlatiladi:



berlin lazuri



turnbul kuki.

Tayanch iboralar:

1. VIII gurux d-elementlari konfiguratsiyasi
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

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. Voprosy i zadachi po obshchey i neorganicheskoy khimii. Uchebnoye posobiye. M. Vo'sshaya shkola. 1990.

MUNDARIJA

1. KIRISH. ATOM MOLEKULYAR TA'LIMOT
2. ATOM TUZILISHI
3. D.I.MENDELEYEVNING ELEMENTLAR DAVRIY KONUNI VA KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI
4. KIMYOVIY VA MOLEKULALARARO TA'SIR
5. KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT
6. ERITMALAR
7. ELEKTROLITIK DISSOSILANISH NAZARIYASI
8. OKSIDLANISH-KAYTARILISH REAKSIYALARI
ELEKTROKIMYO ASOSLARI.
9. VII GURUXNING P-ELEMENTLARI
10. VI GURUXNING P-ELEMENTLARI.
11. V GURUXNING P – ELEMENTLARI.
12. IV GURUXNING P-ELEMENTLARI
13. M Y E T A L L A R
14. III GURUXNING P-ELEMENTLARI
15. I GURUXNING S-ELEMENTLARI
16. II GRUPPANING S-ELEMENTLARI
17. VI GURUXNING D-ELEMENTLARI
18. VIII GURUXNING D-ELEMENTLARI

TAYANCH SUZLAR

Oddiy modda

– ximiyaviy elementning erkin xolda mavjud bula oladigan turi.

Murakkab modda

– o'zaro ma'lum nisbatlarda birikkan ikki yoki bir necha elementdan tashqil topadi.

Jism

– moddaning fazoda chegaralangan qismi.

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 og'irlilik

– element atomining uglerod birligida ifodalangan og'irligi.

Molekulyar og'irlilik

– modda molekulasi uglerod birligida ifodalangan og'irligi

Gramm atom

– elementning atom og'irligiga son jixatdan teng bo'lib, gramm xisobida olingan miqdori.

Gramm molekula

– moddaning molekulyar og'irligiga son jixatdan teng qilib, gramm xisobida olingan miqdori.

Gramm ekvivalent

– moddaning ekvivalent og'irligiga son jixatdan teng qilib, gramm xisobida olingan miqdori.

Gruppa

– bitta vertikal qatorga joylashgan o'xshash elementlar qatori

Davr

– xar qaysi ishqoriy metallardan galogengacha bo'lgan elementlar qatori.

Massa soni

– atom yadrosi massasini uglerod birlikda takriban ifodalaydigan butun son.

Ximiyaviy element

– uzida muayyan xossalarni mujassamlashtirgan atomlar turi, yadrolarning zaryadlari bir xil bo'lgan atomlar turi

Izobarlar

– atom og'irliklari bir-biriga teng, lekin yadro zaryadlari boshqa-boshqa bo'lgan elementlar.

Izotoplar

– yadro zaryadlari bir xil, lekin atom og'irliklari bir-birlaridan farq qiladigan elementlar.

Termoximiya

– ximiyani ximiyaviy reaksiyalar vaqtida sodir bo'ladigan energetikaviy hodisalarni tekshiruvchi qismi

Ekzotermik reaksiya

– issiqlik chiqishi bilan boradigan reaksiya.

Endotermik reaksiya

– issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiya

Valentlik

– u yoki bu element atomining uz atrofida boshqa necha atomni ushlab tura olish kobiliyati.

Molekula

– moddaning mustaqil mavjud bula oladigan eng kichik zarrachasi

Boglanish energiyasi

– ximiyaviy bog'ni uzib yuborish uchun zarur bo'lgan energiya miqdori.

Ionlar

– atom yoki molekularlarning elektron berishi yoki kabul qilib olishi natijasida xosil bo'ladigan zarrachalar

Erkin radikallar

– tuyenmagan valentlikka ega bo'lgan zarrachalar

Faza

– geterogen sistemaning boshqa qismlaridan chegara sirtlar bilan ajragan gomogen qismi

Kaytar proses

– ikki qarama-karshi yo'nalishda 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

Titir

– eritmaning 1 millilitrida bo'lgan eruvchi moddaning og'irlik miqdori

Elektrolitlar

– eritmaları yoki suyuqlanmalari 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 o'ziga elektron kabul qilish prosessi

Oksidlovchi

– o'ziga 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 bo'lgan birikmalar

Yonish

– issiqlik va yorug'lik chikarish bilan boradigan tez oksidlanish prosessi

Fosforesensiya

– moddalarning korongida shu'lalanish xodisasi;

Ruda

– tarkibida metallarning tabiiy birikmalari bo'lgan tog jinslari

Elektroliz

– elektr toki ta'sirida elektrolit eritmalarda yoki suyuqlanmalarda boradigan oksidlanish-kaytarilish prosessi;

Metallurgiya

– sanoatda tabiiy xom-ashyodan metallar ajratib olish usullari xaqidagi fan

Xalkogenlar

– O, S, Se Te elementlarning umumiy nomi;

Xalkovodorodlar

– kislorod gruppachasidagi elementlarning vodorodli birikmalari;

Polimerlanish

– bir xil molekulalarning birikib, bir muncha yirik molekular xosil qilish prosessi;

Silikatlar

– silikat va polisilikat kislotalarning tuzlari;

Alyumosilikatlar

– tarkibida alyuminiy oksid xam bo'ladigan silikatlar.