

O‘ZBEKISTON RESPUBLIKASI OLIY TA’LIM, FAN
VA INNOVATSIYALAR VAZIRLIGI

ISLOM KARIMOV NOMIDAGI TOSHKENT DAVLAT
TEXNIKA UNIVERSITETI

G.A.IXTIYAROVA

UMUMIY VA NOORGANIK KIMYO



TOSHKENT 2023

**O‘ZBEKISTON RESPUBLIKASI OLIY TA’LIM, FAN VA
INNOVATSIYALAR VAZIRLIGI**

**ISLOM KARIMOV NOMIDAGI TOSHKENT DAVLAT
TEXNIKA UNIVERSITETI**

G.A.IXTIYAROVA

UMUMIY VA NOORGANIK KIMYO

O‘zbekiston Respublikasi oliy ta’lim, fan va innovatsiyalar vazirligi
Oliy o‘quv yurtlarining ekologiya va atrof muhit muhofazasi, biotexnologiya
yo‘nalishdagi talabalar uchun darslik sifatida tavsiya etgan



TOSHKENT 2023

I-34

KBK

Umumiy va noorganik kimyo Darslik G.A.Ixtiyarova–Toshkent: 2022. –407 b.

Taqrizchilar:

- Ismoilov R.I.** - Toshkent davlat texnika universiteti professori, k.f.d;
Kadirova Sh.A. - O'zbekiston milliy universiteti "Noorganik kimyo"
kafedrasida professori; k.f.d.

Ushbu "Umumiy va noorganik kimyo" fanidan tayyorlangan darslik ekologiya va atrof muhit muhofazasi, biotexnologiya yo'nalishi talabalari uchun mo'ljallangan bo'lib darslikdan magistrlik hamda maktab kimyo o'qituvchilari ham foydalanishi mumkin. Darslik namunaviy dastur asosida tuzilgan bo'lib, Davlat ta'lim standartlari talablariga to'la mos keladi. Mazkur darslik hozirgi zamon darajasida, yuqori malakali mutaxassislar tayyorlashga qo'yiladigan talablar asosida tayyorlangan. Darslik bugungi kun talablaridan kelib chiqib qiziqarli ma'lumotlar, kimyoviy savollar, rasmlar bilan to'ldirilgan. Bundan tashqari talaba fanni to'liq o'zlashtirishi uchun glossariyalar ham keltirilgan.

Данный учебник по предмету "Общая и неорганическая химия" предназначено для студентов по направлению экология и охрана окружающей среды и биотехнология, а также для магистров и учителей химии. Учебник соответствует требованиям Государственного образовательного стандарта и стандартной учебной программы, которая описывает интересные темы в обучении химия, а также передовые технологии в преподавании химии. Учебник, основываясь на требования преподавания включает в себе интересные сведения в области современной химии, проблемные ситуации, вопросы, рисунки, а также глоссарии.

This study guide is suitable for chemistry teachers and for students, who are technical studying. Study guide is written according to the curriculum and based on the requirements of the state education standards and the standard curriculum of the subject, which describes interactive methods of teaching in chemistry, along with modern technology in teaching chemistry. The lecture is full of examples of problematic situations, interesting chemistry questions, chemical terms, pictures, as well as glossaries to fully absorb the subject.

SO'Z BOSHI

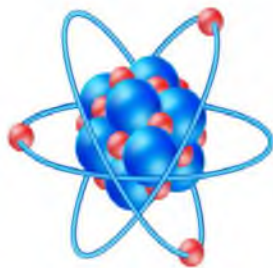
Bugungi kunda respublikamizda olib borilayotgan islohotlarning deyarli ko'pgina qismi ta'lim sohasiga va uning rivojlanishi salohiyatli kadrlar yetishib chiqishga qaratilgan. Chunki, mamlakatimiz ta'lim tizimi tubdan rivojlanmoqda, bu esa o'z navbatida ta'lim muassasalarining resurs, kadrlar va axborot bazalarini yanada mustahkamlash, o'quv tarbiya jarayonini yangi darslik, qo'llamna, o'quv-uslubiy majmualar, ilg'or pedagogik texnologiyalar bilan to'liq ta'minlashni talab etadi. Bu islohotlarda belgilangan talablarni amalga oshirish uchun o'qituvchi-murabbiylarga yangi avlod adabiyotlarini yaratish o'ta dozarb muammolardan biridir. Demak, tajribali o'qituvchilardan o'z tajribalarini tahlil etish va umumlashtirish asosida mamlakatni ijtimoiy-iqtisodiy rivojlantirish istiqbollariga muvofiq keladigan yangi adabiyotlar bilan boyitish vazifasi zarur va shart hisoblanadi.

Kimyo tabiiy fanlar qatoriga kirib, kimyoviy soha muhandis-texnologlarini tayyorlashda asosiy o'rinni egallaydi. Bu soha ta'limining o'ziga xos mantiqiy tizimi mavjud. Kimyoni o'qitishdan maqsad – shu sohaga oid mavjud barcha materiallarni talabalarga yetkazish va ularni o'zlari olgan nazariy bilimlari asosida aniq amaliy muammolarni yechishga o'rgatishdir.

Ushbu darslik texnik ta'lim yo'nalishi talabalari uchun mo'ljallangan dastur asosida tuzilgan bo'lib, DTS lari talablariga to'la mos keladi. Mazkur darslik hozirgi zamon darajasida, yuqori malakali mutaxassislar tayyorlashga qo'yiladigan talablar asosida tayyorlangan.

Mazkur darslik lotin yozuvida bo'lib, bugungi kun talablarini qanoatlantiradi, shu bilan birga talabaniq mustaqil ishlarini bajarishiga imkon beradi, sababi sodda va tushunarli qilib yozilgan. Biz tavsiya etilayotgan darslik "Umumiy va noorganik kimyo" fanidan o'rganilishi lozim bo'lgan barcha ma'ruza larini o'zlashtirishda talabalarga yordam beradi. Oliy ta'lim muassasalarida ushbu fandan uzoq yillar davomida olib borgan faoliyatim natijasida mazkur darslikni sizning e'tiboringizga havola etmoqdaman.

Muallif



I BOB. KIRISH. ATOM – MOLEKULAR TA'LIMOT. ATOM TUZILISHI

1. KIMYO FANINING RIVOJLANISH TARIXI. UNING MAQSAD VA VAZIFALARI

1.1. Kimyo fani va uning rivojlanish tarixi

Kimyo-tabiiy va sintetik moddalarning o'zgarishi haqidagi fandır. Kimyo moddalar, ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari, o'zgarishlari va bu o'zgarishlarda sodir bo'ladigan hodisalarni, bir moddaning boshqa bir moddaga aylanish yo'llarini o'rganuvchi tabiiy fanlardan biri hisoblanadi.

Kimyo fani miloddan qariyb 4000 yil avval Misr, Mesopotamiya, Xindiston Xitoy mamlakatlarida paydo bo'lgan va rivojlana boshlangan. Hozirgi davrda *kimyo* so'zining kelib chiqishi haqida ikki xil fikr mavjud bo'lib, biri **“Kimyo”** arabcha so'zdan olingan “Qora” ma'nosini, ya'ni Nil vohasining qora tuproqli joylarida amaliy kimyo rivojlangan bo'lganligi uchun shunday deyilgan bo'lsa, ikkinchi ma'nosi “kimyo” so'zi yunon tilida – Hemos -Asl metallar ishlab chiqarish texnologiyasi ma'nosini bildiradi.

Tabiatga falsafa nuqtai nazaridan qarash dastlab Yunon mamlakatidan boshlandi. Yunon olimlari materiya qayerdan kelib chiqqan degan savolga javob izlaganlar. Miloddan 7 asr ilgari yunon olimi Fales materiya, ya'ni borliq suvdan hosil bo'lgan degan fikrni, undan 1 asr o'tgandan keyin Anaksimn barcha narsalar havodan, Geraklit olovdan va Empedokl barcha narsalar to'rtta asosiy unsurlardan, ya'ni:

- 1) suv;
- 2) havo;
- 3) olov;
- 4) tuproqdan hosil bo'lgan degan fikrlarni ilgari surishgan.

Miloddan 3 asr oldin yashagan Arastu butun dunyo

- 1) namlilik – bu suv;
- 2) sovuqlik- havo;
- 3) issiqlik-olov;
- 4) quruqlik- tuproqdan iborat deb aytib o'tgan.

4-asrda qadimgi dunyoning markazi bo'lgan Aleksandriya shaxrida akademiyalar va kutubxonalar tashkil topgan. 7 asrda Aleksandriyani arablar bostirib olganlar va kimyo so'zi oldiga “al” qo'shimchasini qo'shib “alkimyo” deb ataganlar. Bu davrda alkimyogarlarning *falsafa toshi* va uzoq umr baxsh etuvchi suyuqlik - *eleksir* kabi moddalarni topishga ishonganlar. Evropaga 8 asrda alkimyo kirib kelgan. Alkimyo davrining salbiy tomonlari bilan birga ijobiy tomonlari ham bo'lgan. Bu davrda moddalarni tozalash usullari bug'latish, eritish, filtrlash, sovutish kabi usullar topilgan, sulfat, nitrat, xlorid, sirka kislotalar, hatto chinni ham kashf etilgan. Alkimyo davri 16- asrgacha davom etgan.

1661 yilda ingliz olimi **R.Boyl** alkimyogarlarni tanqid qilib fanga birinchi bo'lib element tushunchasini kiritdi. U murakkab moddalar parchalanganda hosil bo'lgan oddiy moddalarni **element** deb atadi.

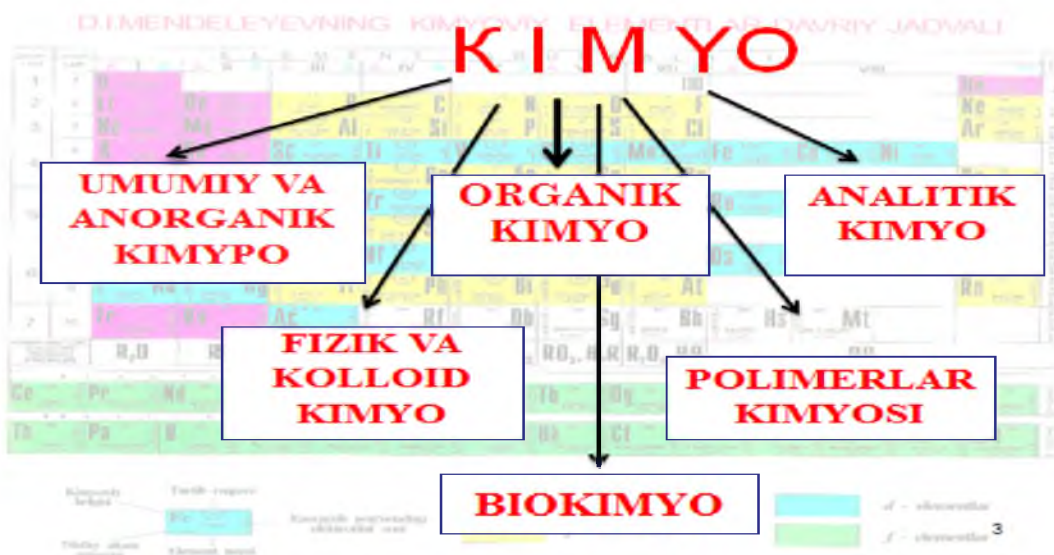
Keyinchalik 1700 yilda G.Shtal flogiston nazariyasini ilgari surdi. Bu nazariyaga ko'ra har qanday yonishga moyil modda tarkibida maxsus flogiston mavjud bo'lib, modda yonishi va oksidlanishining sababi shu flogistonning chiqib ketishidir. Flogiston so'zi yunoncha so'z bo'lib, “yonuvchi” degan ma'noni anglatadi. Bu nazariya 100 yil davom etdi. Flogiston nazariyasining noto'g'ri ekanligi rus olimi M.V.Lomonosov o'z tajribasi bilan isbotlab bergan.

Mixail Lomonosov 1756 yilda o'zining tajribalari asosida yopiq idishda metallni qattiq qizdirganda uning og'irligi o'zgarmasligini u metall yonganda havo bilan birikishini isbot qiladi. A.Lavuaze flogiston nazariyasi o'rniga yonish haqidagi Kislorod nazariyasini yaratadi.



Mixail Lomonosov (1711-1765)

19 asrda J.Daltonning kimyoviy atomistikasi, Rezerfordning yadro nuklear nazariyasi, A.Avogadroning molekulyar nazariyasi, A.M.Butlerovning organik **birikmalarning** tuzilish nazariyasi va D.I.Mendeleevning kimyoviy elementlarning davriy qonuni va davriy sistemasining kashf etilishi kimyoning nazariy asoslarini yanada chuqurlashtirdi hamda ilmiy kimyo fani rivojlana boshlandi.



1.1-rasm. Kimyo fanining bir necha bo'limlari

Hozirgi vaqtda kimyo bir necha bo'limlarga bo'lib o'rganiladi: Umumiy va anorganik kimyo, organik kimyo, analitik kimyo, fizik va kolloid kimyo, polimerlar kimyosi, biokimyo, kvant kimyo, nanokimyo va hokazo.

1.2. Kimyoning asosiy tushunchalari

Atom massa. Molekulyar massa. Mol. Allotropiya. Element

Atomlarning haqiqiy massalari juda kichik. Masalan, vodorod atomining massasi $1,67 \cdot 10^{-24} \text{g}$. Shuning uchun 1961 yildan boshlab atom massalarining yagona o'lchami, ya'ni nisbiy atom massa birligi qo'llanila boshlandi. Atom massa birligi (a.m.b.) sifatida uglerod izotopi ^{12}C ning atom massasining $1/12$ qismi qabul qilingan. Bu birlik uglerod birligi (u.b) deb ham yuritiladi. 1 atom massa birligi = 1 uglerod birligi = $1,66 \cdot 10^{-27} \text{kg}$ ga teng.

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

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

Har qanday modda molekulasining massasi shu molekulani hosil qiluvchi atomlar massasining yig'indisiga tengdir. Masalan, ikki atomdan tuzilgan vodorod molekulasining massasi 2,0158 a.m.b. ga, molekulasi vodorodning ikki atomi va kislorodning bir atomidan tuzilgan suvning molekulyar massasi $15,9994 + 2 \cdot 1,0079 = 18,0152$ a.m.b ga tengdir.

Kimyoda massa va hajm birligi bilan bir qatorda modda miqdorining birligi sifatida «mol» ham ishlatiladi. *Mol uglerod izotopi ^{12}C ning 12 grammida qancha atom bo'lsa, shuncha molekula, atom, ion, elektron yoki boshqa struktura zarrachalarini saqlovchi moddaning miqdoridir.* Mol tushunchasi qo'llanilganda har bir aniq hollarda qanday struktura zarrachalari hisobga olinayotganligi ko'rsatilishi zarur. Masalan, H atomlari moli, H_2 molekulari moli, H ionlari moli bir-birlaridan farqlanishi kerak. Hozirgi vaqtda 1 mol modda tarkibida bo'lgan

struktura zarrachalarining soni (Avog'adro soni) juda aniqlik bilan hisoblangan bo'lib, bu son $6,02 \cdot 10^{23}$ ga teng.

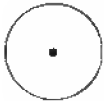






Moddaning 1 molining massasi mol massa deb yuritiladi. Mol massa odatda, g/mol bilan ifodalanadi. Masalan, atomar vodorodning mol massasi 1,0079 g/mol ga molekulyar vodorodning mol massasi 2,0158 g/molga, kislorod molekulasining mol massasi 31,9988 g/mol ga tengdir.

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

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

Mashhur olim Robert Boyl tomonidan murakkab moddaning parchalanishidan hosil bo'ladigan, lekin o'zi oddiyroq moddalarga parchalana olmaydigan oddiy modda kimyoviy element deb atalgan edi. M.V.Lomonosov va D.I.Mendeleyev birinchi bo'lib oddiy modda va kimyoviy element tushunchalarini bir-biridan farqlashni ko'rsatgan edi. Oddiy modda o'zining ma'lum fizik va kimyoviy xossalari ega bo'lishi bilan xarakterlanadi. Qandaydir oddiy modda kimyoviy reaksiyaga kirishganda va yangi modda hosil qilganda o'zining ko'pchilik xossalari yo'qotadi. Masalan, temir oltingugurt bilan birikkanda o'zining metallik yaltiroqligini, bolg'alanish, magnitlanish kabi xossalari yo'qotadi. Oddiy modda shaklidagi temir endi sulfid tarkibidagi temir elementiga aylanadi. Oddiy modda bo'lgan oltingugurt ham temir sulfid tarkibidagi oltingugurt elementiga aylanadi. Endi oddiy oltingugurtning mo'rtligi, sariq rangi, yonuvchanlik xususiyati yo'qoladi.

Elementning belgisi – XIX asrning boshlarida shved kimyogari

Element	Oltin	Kumush	Temir	Mis	Simob	Qo'rg'shin	Qalay
Samoviy jism	Quyosh	Oy	Mars	Venera	Merkuriy	Saturn	Yupiter
Ramzi							

YA.Berselius taklifi bilan elementlarning lotincha nomlarini bosh harflari yoki bosh va yordamchi harflari elementga belgi sifatida qabul qilindi.

Masalan: Ferrum – Fe, Sulfur – S, Carbonium – C, Cuprum – Cu, Aurum – Au, Argentum – Ag, Hidrogenium – H, Oxigenium – O va h.z.

Demak D.I.Mendeleyev ta'rifiga ko'ra *kimyoviy element- oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiradigan va ma'lum xossalarga ega bo'lgan atomlarning muayyan turiidir.*

YA.Berselius taklifi bilan elementlarning lotincha nomlarini bosh harflari va belgisi kiritilgan.

Izotoplar kashf etilgandan so'ng, bu ta'rif yana qayta ko'rib chiqildi. 1923 yilda tashkil etilgan halqaro komissiya qaroriga ko'ra "*kimyoviy element – bir xil yadro zaryadiga ega bo'lgan atomlar turi*" deb ta'riflandi.

Oddiy modda bilan kimyoviy element orasidagi farq bir xil element atomlaridan tuzilgan bir nechaxil oddiy moddalarni uchratganimizda yanada yaqqolroq ko'rinadi.

Izotop – Protonlar soni bir xil atom massasi va neytronlar soni har xil bo'lgan atomlar. Masalan: ${}^1_1\text{H}$ protiy, ${}^2_1\text{D}$ -deyteriy, ${}^3_1\text{T}$ -tritiy.

Izoton –neutronlar soni bir xil atom massasi va protonlar soni har xil bo'lgan atomlar. Masalan: ${}^{18}_8\text{O}$, ${}^{19}_9\text{F}$, ${}^{20}_{10}\text{Ne}$

Izobar – Atom massasi bir xil protonlar va neytronlar soni har xil bo'lgan atomlar. Masalan: ${}_{18}^{40}\text{Ar}$, ${}_{19}^{40}\text{K}$, ${}_{20}^{40}\text{Ca}$

Fizikaviy xossalar qaynash temperaturasi, suyuqlanish temperaturasi, zichlik, elektr o'tkazuvchanlik va boshqa ko'pgina xossalarni o'z ichiga oladi. Fizikaviy o'zgarish - bu modda o'zining fizikaviy xossalarini o'zgartirgan holda kimyoviy tarkibini saqlab qoladi.

Masalan, suyuqlanish jarayonida moddalarning fizikaviy xossalari o'zgaradi, xususan, qattiqligi, zichligi, oquvchanligi. Ammo bunda tarkib o'zgarmaydi: suv (qattiq) - suv (suyuq).

Kimyoviy xossalar moddani boshqa modda bilan o'zaro ta'sirlashishi jarayonida uni tavsiflarining o'zgarishini ko'rsatadi. Kimyoviy xossalar yonuvchanlik, korroziya, kislotalar bilan o'zaro ta'sirlashish kabilarni o'z ichiga oladi. Boshlang'ich modda boshqa moddaga o'zgaradigan xolat kimyoviy o'zgarish bo'lib, u kimyoviy reaksiya deyiladi.

Suvdan elektr toki o'tkazilgandagi kimyoviy o'zgarish (reaksiya) sodir bo'ladi: bunda suv ikkita mutlaqo boshqa moddalarga parchalanadi—gazsimon vodorod va kislorodlarga ajraladi. Moddaning tarkibi o'zgardi—suvning molekulasi endi yo'q bo'ldi. Molekulalarning kimyoviy o'zgarishi ushbu holatda quyidagi sxema bo'yicha boradi: suv-gazsimon kislorod + gazsimon vodorod.

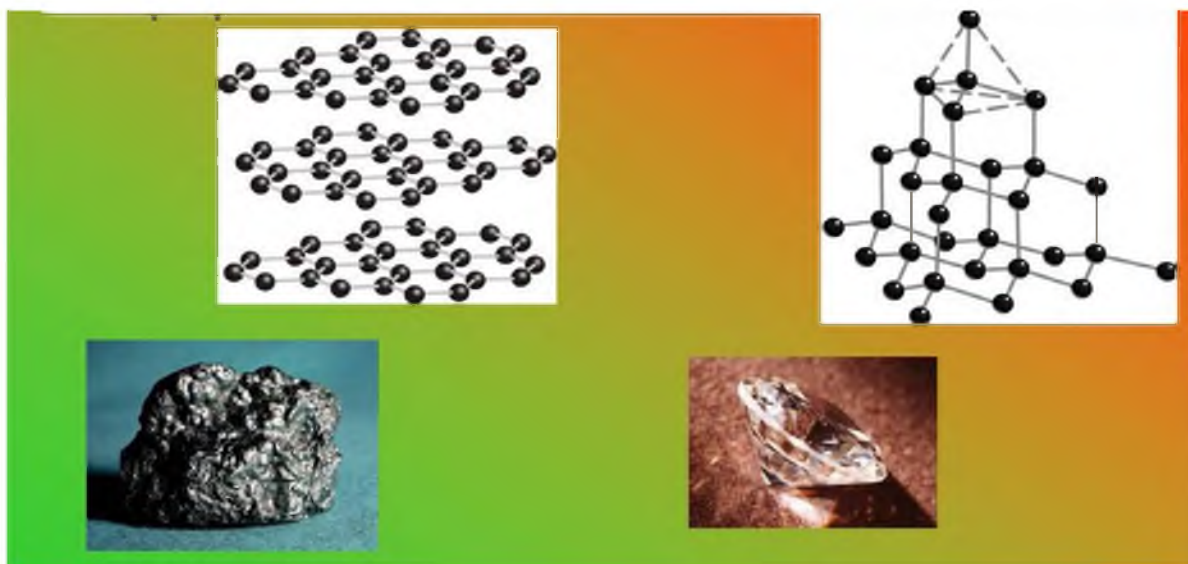
Kimyoviy elementning bir necha xil oddiy moddalar hosil qila olish hodisasiga *allotropiya* deb ataladi, bir xil elementdan hosil bo'lgan har xil oddiy moddalar shu elementning *allotropik shakl o'zgarishlari* deb ataladi.

Fosfor elementining allotropik shakl o'zgarishlariga:

P - oq, qora, binafsha va qizil fosfor,

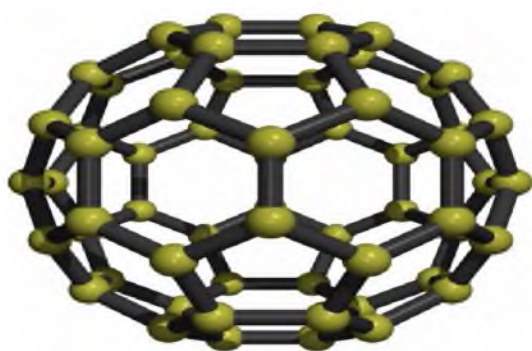
Masalan, oq fosfor, 44,20 °C da suyuqlanuvchi juda zaharli moddadir. Fosfor qorong'ida havoda shu'lalanadi va hattoalanganib yonishi mumkin. Fosfor oddiy modda bo'lib, boshqa moddalarga parchalanmaydi. Agar fosfor havo kirmaydigan joyda qizdirilsa, uning xossalari keskin o'zgaradi, ya'ni u qizil-binafsha tusga kiradi, qorong'ida endi shu'lalanmaydi, havoda yonib ketmaydigan bo'lib qoladi. Demak, bir modda ikkinchi boshqa moddaga aylanadi. Bu modda boshqa

moddaga parchalanmaydi va unga hech narsa birikmaydi. Dastavval olingan va qizdirish natijasida hosil bo'lgan moddalarning ikkisi ham fosfor elementidir. Ulardan birinchisi oq fosfor, ikkinchisi esa qizil fosfor deb ataladi. Bu ikkala fosfor bir xil elementning turli shakllaridagi ko'rinishidir. Oq fosfor ham, qizil fosfor ham kislorod oqimida qizdirilganda bir xil modda - fosfat anhidrid hosil bo'ladi. Demak, fosfor elementi erkin holda bir nechaoddiy moddalar holida uchrashi mumkin. Oltinugurt elementining allotropik shakl o'zgarishlariga S-monoklin, rombik va plastik misol bo'ladi. Uglarod elementining allotropik shakl o'zgarishlariga: C- olmos, grafit, karbin va flyuren,



a)

b)



d)



e)

1.2-rasm. a) grafit b) olmos; d) flyuren; e)karbin ko'rinishlari.

Olmosda uglarodning har bir atomi to'rtta boshqa atomlar bilan tetraedr uchlarida kovalent bog' hosil qiladi. Olmos – dielektrik. Olmos asosida mikroelektron asbob-uskunalar tayyorlash rivojlanmoqda. Olmosdan texnikada

abraziv vositalar, oyna kesish, metallarga va boshqa materiallarga ishlov berish uskunalari tayyorlanadi. Olmosning yirik, tiniq kristallari brilliantlar holida qayta ishlanib, qimmatbaho zargarlik buyumlari tayyorlashda ishlatiladi.

Grafitda uglerod atomlari qatlamlar holida joylashgan, bunda tashqi 3 ta elektroni kovalent bog'lanishda ishtirok etadi. U metall yaltiroqligiga ega bo'lgan, yumshoq, qora rangli kristall modda. Yuqori bosimda suyuqlanish harorati 3527°C , elektr tokini o'tkazadi.

Flyurenda - 60 dan ortiq uglerod atomlarining 20 ta oltiburchak va 12 ta beshburchakdan iborat ikosaedr shaklini hosil qiladi. Bunday molekulaning markazida uran atomi joylashishi mumkin.

Karbin- Uglerodning allotropik shakl o'zgarishi bo'lib, sun'iy usulda olingan. Molekulada uglerod atomlari yoki yakkabog' va uchbog' oraliq yoki qo'sh bog'lar orqali bog'langan bo'ladi. $-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-$ Qora kukun, yarim o'tkazgich xossaga ega.

Demak, har xil allotropik shakl o'zgarishlariga ega uglerod, fosfor, oltingugurtdan avvaldan berilgan xossalarga ega bo'lgan yangi zamonaviy materiallar olish imkoniyati cheksizdir.

1.3. Atom - molekulyar ta'limot

Rus olimi **M. V. Lomonosov** 1741 yilda **atom - molekulyar nazariyaga** asos solgan. Moddalar ko'zga ko'rinmaydigan zarrachalardan iborat degan tasavvurlar qadimgi Gretsiyada vujudga kelgan. Eramizdan ilgari V -asrda yaratilgan bu **atom** gipotezasi rivojlanmasdan qolib ketdi. Undan yigirma asr o'tgach, ya'ni XVI asrning boshida fransuz olimi, fizik, matematik va filosof P. Gassendi tarixda unutib yuborilgan atom tushunchasini yana fanga kiritdi. P. Gassendi moddalar atomlardan tuzilgan va atomlarning xillari ko'p emas, degan fikrni maydonga tashladi. Ammoatom-molekulyar nazariya yana rivojlanmaganicha qolib ketdi.

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

M.V. Lomonosov tomonidan yaratilgan korpuskulyar nazariyaning asosiy prinsiplari quyidagilardan iborat:

1) barcha moddalar «korpuskula»lardan iborat bo'lib, ular bir-birlaridan oraliq, ya'ni fazo bilan ajralgandir (Lomonosovning «korpuskula» termini hozirgi «molekula» ma'nosiga ega).

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

3) «korpuskula»lar to'xtovsiz harakatda bo'ladi;

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

5) oddiy moddalarning «korpuskulalari» bir xil elementlardan, murakkab moddalarning «korpuskulalari» turli elementlardan tuzilgan.

Materiyaning tuzilishi, moddalarning xossalari va kimyoviy o'zgarishlarning tabiati haqidagi hozirgi zamon tasavvurlarimiz atom-molekulyar ta'limotga asoslanadi.

Atom-molekulyar ta'limot asosida moddalarning diskretligi prinsipi yotadi, ya'ni moddalar yaxlit bo'lmasdan, balki mayda zarrachalardan tarkib topgan. Moddalar o'rtasidagi farq ularning zarrachalari orasidagi farq bilan belgilanadi. Moddalar doimo harakatda bo'ladi: jism harorati qanchalik yuqori bo'lsa, harakat ham shunchalik intensiv bo'ladi.

Atom-molekulyar ta'limot XIX asrning o'rtalarida hamma olimlar tomonidan e'tirof etildi va atom va molekulaga quyidagicha ta'rif berildi:

Atom - oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiruvchi elementning barcha kimyoviy xossalarini o'zida saqlovchi eng kichik zarrachasidir.

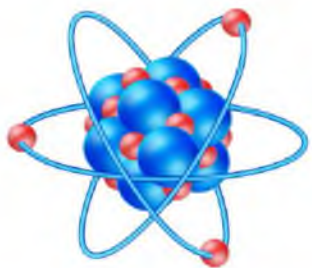
Molekula - moddaning mustaqil mavjud bo'la oladigan va moddaning kimyoviy xossalariga ega bo'lgan eng kichik zarrachasidir.

Atom va molekulalar nihoyatda mayda zarrachalardir. Atom va molekulalarni kichik doira shaklidagi zarrachalar deb hisoblasak, ularning radiusi santimetrning yuz milliondan bir ulushlari bilan, ya'ni Å (angstremlar) bilan ifodalanadi. ($1\text{Å} = 10^{-8}\text{ sm} = 10^{-10}\text{ m}$). Alyuminiy atomining radiusi $1,43\text{Å}$ ga, oltin

atomining radiusi $1,44 \text{ \AA}$ ga, temir atomining radiusi esa $1,27 \text{ \AA}$ ga tengdir. Hozirgi vaqtda elektron mikroskoplar yordamida barcha moddalarning molekulasini ko'rish mumkin.

Takrorlash uchun savollar

1. O'rta Osiyoda va O'zbekistonda kimyo fani qachon paydo bo'lgan?
2. Qaysi O'zbek olimlari kimyo faniga hissa qo'shganlar?
3. Qaysi elementlarda allotropiya hodisasi uchraydi. Misollar keltiring.
4. Metallarning atom massasi laboratoriyada qanday topiladi?
5. Murakkab moddalarning molekulyar massasi qanday topiladi?



2. KIMYO FANINING ASOSIY QONUNLARI. DALTON ATOMISTIKASI

2.1. Moddalar massasining saqlanish qonuni

Kimyoning asosiy birinchi qonuni - moddalar massasining saqlanish qonunidir. Bu qonunga 1748 yilda birinchi marta rus olimi M. V. Lomonosov, keyinchalik A.Lavuazye tomonlaridan ta'rif berilgan:

Kimyoviy reaksiyalarga kirishayotgan dastlabki moddalar massalarining yig'indisii reaksiya natijasida hosil bo'ladigan moddalarning massalari yig'indisiga doimo teng bo'ladi.

M.V. Lomonosov 1756 yilda og'zi kavsharlab berkitilgan idishi (retorta)da metallarni qizdirish yo'li bilan bu qonunni to'g'riligini tajribada isbotladi. 1789 yilda fransuz kimyogari Lavuazye ham bu qonunni (Lomonosov ishidan behabar holda) kashf etdi va kimyoviy reaksiyalarda moddalarning umumiy massalaridan tashqari o'zaro ta'sir qiluvchi moddalar tarkibiga kiruvchi elementlarning massalari ham saqlanib qolishini ko'rsatadi.

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

$$E=mc^2$$

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

Kimyoviy reaksiyalar natijasida doimo ma'lum miqdorda energiya ajralib chiqadi yoki yutiladi. Ammo kimyoviy reaksiyalarda ajraladigan yoki yutiladigan

energiya miqdorlariga to'g'ri keladigan massa miqdori nihoyatda kam bo'lganligidan uni o'lchash qiyin. Shu sababli kimyoviy reaksiyalarda energyaga aylanib ketadigan massa hisobga olinmaydi.

2.2. Modda tarkibining doimiylik qonuni

Fransuz olimi Antuan Lavuazye 1781 yilda CO_2 uglerod (IV) oksidi ya'ni karbonat anhidrid gazini 10 xil usul bilan ajratib oldi va bu usullarning hammasida olingan gaz tarkibidagi uglerod bilan kislorod massalari orasidagi nisbat (3:8) ekanligini aniqladi.



Antuan Lavuazye (1743-1794)

Shundan keyin: har qanday kimyoviy toza birikmalarni tashkil etuvchi elementlarning massalari o'zgarmas nisbatda bo'ladi, degan xulosaga kelindi. Bu hulosa **tarkibning doimiylik qonunidir**.

1803 yilda fransuz olimi Bertolle qaytar reaksiyalarga oid tajribalar asosida, kimyoviy reaksiya vaqtida hosil bo'ladigan birikmalarning miqdoriy tarkiblari reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarning massa nisbatlariga bog'liqdir, degan xulosaga keldi. Fransuz olimi Joze Lui Prust Bertollening yuqoridagi xulosasiga qarshi chiqdi. U kimyoviy toza moddalarni puxta analiz qildi: toza birikmalarning miqdoriy tarkibi bir xil bo'lishini juda ko'p analizlar bilan isbotladi. Prust bilan Bertolle orasidagi munozara 7 yil davom etdi. Ko'pchilik olimlar Prust xulosalarini yoqladilar va natijada 1808 yilda kimyoning asosiy qonunlaridan biri modda tarkibining doimiylik qonuni yaratildi va quyidagicha ta'riflandi:

Har qanday kimyoviy toza (sof) modda qachon, qayerda va qanday olinish usulidan qat'iy nazar o'zgarmas miqdoriy tarkibga ega bo'ladi.



Jozef Prust



Lui Bertolle

Masalan, toza suv – H_2O tarkibida 11,11% vodorod va 88,89% kislorod bo'ladi. Karbonat angidrid – CO_2 tarkibida 27,29% uglerod va 72,71% kislorod bo'ladi.

Tarkibning doimiylik qonunini hamma moddalar uchun qo'llash mumkin emas. Masalan, izotoplarda ayni modda tarkibiga kiruvchi elementlarning massalari orasidagi nisbat faqat bu elementlarning izotop tarkibi doimiy bo'lgandagina o'zgarmas bo'lishi mumkin. Elementlarni izotop tarkibi o'zgarganda birikmalarning miqdoriy tarkiblari ham o'zgaradi. Masalan, og'ir suv tarkibida 20% ga yaqin vodorod bo'lsa, oddiy suv tarkibida faqat 11% vodorod bo'ladi.

Bertolening o'zgaruvchan tarkibli birikmalar mavjudligi haqidagi ta'limotini XX asrning boshlarida akademik N.S.Kurnakov rivojlantirdi. U qotishma va eritmalar haqiqatan ham o'zgaruvchan tarkibli birikmalar bo'lishini isbotladi va ularni bertolidlar deb, o'zgarmas tarkibli birikmalarni daltonidlar deb atadi.

Tarkibning doimiylik qonuniga faqat molekula holdagi gaz, suyuqlik va oson suyuqlanadigan qattiq moddalar bo'ysunadi. Atom tuzilishiga ega bo'lgan

moddalar va yuqori molekulyar birikmalar bu qonunga bo'ysunmasligi mumkin. Masalan, vismutni talliy bilan hosil qiladigan birikmalarida talliyning bir og'irlik massasiga vismutning 1,24 dan 1,82 gacha bo'lgan og'irlik massasi to'g'ri kelishi mumkin.

XX asrning 30-yillarida bertolidlar faqat metallarning bir-biri bilan hosil qiladigan birikmalaridagina kuzatilmasdan, ularning tabiiy birikmalar orasida ham uchrashi aniqlandi. Masalan, oksidlar, metallarning oltingugurt, azot, uglerod, vodorod bilan hosil qiladigan birikmalari orasida bertolidlar uchrashi mumkin.

2.3. Avogadro qonuni

Italyalik olim Amadeo Avogadro moddaning eng kichik zarrachalari molekular, elementlarning eng kichik zarrachalari esa atomlar degan fikrni ilgari surdi. Uning ta'limotiga ko'ra oddiy moddalarning molekulari bir element atomlaridan, murakkab moddalarning molekulari har xil elementlarning atomlaridan iborat. Bu bilan Avogadro Lomonosovning moddalarning tuzilishi haqidagi ta'limotini qo'llab quvvatladi va 1811 yilda quyidagi qonunini kashf etdi. Bu qonun quyidagicha ta'riflanadi:

Teng hajmda bir xil sharoitda (bir xil harorat va bosimda) olingan turli xil gazlarning molekulari soni o'zaro teng bo'ladi.



Amadeo Avogadro (1776-1856)

Normal sharoit (n.sh) bir xil harorat ya'ni 0°C , 273K va 32°F va bir xil bosim $101,325\text{ kPa}$, 760 mm Hg ustuni yoki 1 atm bosim.

Berselius va uning tarafdorlari Avogadro qonuniyatini e'tirof etmadilar. 1860 yildagi kimyogarlar halqaro s'yezdidan keyin bu gipoteza (uning o'limidan so'ng) Avog'adro qonuni deb tan olindi.

Avogadro qonunidan uchta xulosa kelib chiqadi:

- 1) oddiy gazlarning (O_2 , H_2 , Cl_2 , N_2) molekulari ikki atomdan iborat;
- 2) normal sharoitda 1 mol miqdordagi gaz 22,4 l hajmni egallaydi;
- 3) bir xil sharoitda olingan ikki gaz masofalari orasidagi nisbat shu gazning molekulyar massalari orasidagi nisbatga teng.

2.4. Ekvivalentlar qonuni

1792 yilda V.Rixter elementlar muayyan miqdorlardagina o'zaro birika oladi, degan fikrni aytdi va bu miqdorlarni «birikuvchi miqdor»lar deb atadi.



V.Rixter (1762-1807)

Moddalar o'zaro ma'lum massa miqdorlarda birikadi. Masalan, 49 g sulfat kislota 12 g magniy bilan reaksiyaga kirishganda 1g vodorod ajralib chiqadi. Sulfat kislota o'rniga 36,5 g xlorid kislota olinsa ham o'shancha miqdorda vodorod ajralib chiqadi. Magniyning o'rniga alyuminiy olganda, 1g vodorod ajralishi uchun 9 g alyuminiy kerak bo'ladi. Demak, 49 g sulfat kislotaning qiymati 36,5g xlorid kislota qiymatiga, 12g magniy qiymati 9 g alyuminiy qiymatiga teng. 1814 yilda Valloston kimyoga *ekivalent* degan tushunchani fanga kiritdi. Ekvivalent so'zi «teng qiymatli» degan ma'noni anglatadi. Dalton elementlar muayyan miqdorlardagina o'zaro birika oladi, degan fikrni aytdi va bu miqdorlarni «birikuvchi miqdor»lar deb atadi.

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

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

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

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

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

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

$$E_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{M}{2} = \frac{34}{2} = 17$$

$$E_{\text{H}_3\text{BO}_3} = \frac{M}{3} = \frac{62}{3} = 20,667$$

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

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

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

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

$$E_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M}{6} = \frac{342}{6} = 57$$

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

Elementlar (moddalar) bir-biri bilan o'zining ekvivalentlariga proporsional miqdorlarda birikadilar (yoki reaksiyaga kirishadilar).

Bu qonunni quyidagi tenglama shaklida ifodalash mumkin:

$$\frac{m_a}{m_b} = \frac{E_a}{E_b}$$

2.5. Karrali nisbatlar qonuni

Bu qonunni Ingliz olimi Dj.Dalton 1804 yilda moddaning tuzilishi haqidagi atomistik tasavvurlarga asoslanib karrali nisbatlar qonuni ta'rifladi:

Agar ikki element o'zaro birikib bir necha birikma hosil qilsa, elementlardan birining shu birikmalardagi ikkinchi elementning bir xil massa miqdoriga to'g'ri keladigan massa miqdorlari o'zaro kichik butun sonlar nisbatida bo'ladi.



Djon Dalton (1766-1844)

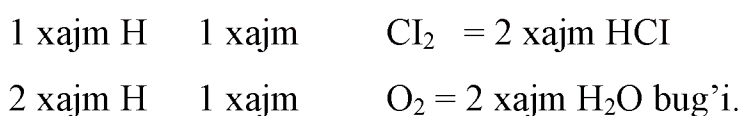
Dalton metan (CH_4) va etilen (C_2H_4) gazlarining tarkibini analiz qildi: meten tarkibida 75% uglerod va 25% vodorod bo'lib, unda 1 massa qism vodorodga 3

massa qism uglerod to'g'ri keladi. Etilen tarkibida esa 85,7% uglerod va 14,3% vodorod bor, unda 1 massa qism vodorodga 6 massa qism uglerod to'g'ri keladi. Demak, bu birikmalarda 1 massa qism vodorodga to'g'ri keladigan uglerod miqdorlari o'zaro 3:6 yoki 1:2 nisbatda bo'ladi.

2.6. Hajmiy nisbatlar qonuni

Gey-Lyussak xajmiy nisbatlar qonunini kashf etgan. Bu qonun quyidagicha ta'riflanadi:

Bir xil bosim, bir xil temperaturada o'zgarmas sharoitda reaksiyaga kirishadigan gazlarning xajmlari bir - biriga va reaksiyada sodir bo'ladigan gazlarning xajmlariga butun sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi.



Ideal gaz qonunlari

Gazlarni past bosim sharoitida bir jinsli sistemalar deb qarash mumkin, chunki gaz molekulasining massasi zarrachalararo masofalarga nisbatan juda kichik bo'lgani uchun uning hamma qismida kimyoviy tarkib va massa, harorat va bosim bir xil bo'ladi. Molekulalar orasidagi o'zaro ta'sir kuchini va molekulalarning real hajmi hisobga olinmaydigan gaz **ideal gaz** deb ataladi. Gazlar haqidagi asosiy qonunlar ideal gazlar uchun chiqarilgan. Gazning holati asosan harorat (T), bosim (P) va hajm (V), bilan xarakterlanadi.

Boyl-Mariott qonuni o'zgarmas haroratda o'zgarmas gaz massasining hajmi va bosimi orasidagi o'zaro bog'lanishni ifodalaydi; Agar n.sh.da P_0 va V_0 bilan gazning dastlabki bosim va hajmi, P_1 va V_1 bilan gazning oxirgi bosim va hajmi ishoralansa, **Boyl-Mariott** qonuni quyidagicha ifodalanadi: ***o'zgarmas haroratda ma'lum gaz massasining hajmi uning bosimiga teskari proporsional bo'ladi.***

$$\frac{P_0}{P_1} = \frac{V_1}{V_0} \quad (t = const) \text{ yoki } P_1 V_1 = P_0 \cdot V_0 \quad \text{yoki } PV = const.$$

Gazlarga oid **Gey-Lyussak** qonuniga muvofiq, ***o'zgarmas bosimda ma'lum miqdordagi gazning hajmi uning absolyut haroratiga to'g'ri proporsional bo'ladi, ya'ni:***

$\frac{V}{T} = const$ ($T = 273.15 + t$) absolyut temperatura yoki

$$V = V_0 \left(1 + \frac{1}{273.15} \cdot t \right); P = P_0 \left(1 + \frac{1}{273.15} \cdot t \right)$$

Avogadro qonuniga ko'ra, bir xil harorat va bir xil bosimda turli gazlarning baravar hajmlaridagi molekular soni bir – birinikiga teng bo'ladi. Avogadro qonunidan quyidagi xulosa kelib chiqadi: istalgan gazning bir mol miqdoridagi molekular soni doimiy kattalik bo'lib $N_A = 6.02 \cdot 10^{23}$ ga teng va bu son **Avogadro soni** deyiladi. Boyle-Mariott, Gey-Lyussak qonunlarini Avogadro qonuni bilan birlashtirib, ideal gazning holat tenglamasi keltirib chiqarilgan. Ideal gazning holatlariga oid Klapeyron tenglamalari ma'lum. Ular quyidagicha ifodalanadi: Klapeyron tenglamasi o'zgarmas miqdor (gaz uchun $\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$) dan iborat:

Mendeleev-Klapeyron tenglamasi

$$PV = n \cdot R \cdot T$$

bu erda: R - universal gaz doimiysi, uning qiymati $PV=nRT$ tenglama quyidagi ifodalarni quyib topiladi:

$n=1$ mol; $P=1$ atm; $V=22,414$ l. $T=273,15^0$ u holda

$$R = \frac{P \cdot V}{nT} = \frac{1 \cdot 22.414}{1 \cdot 273.15} = 0.08205 \frac{l \cdot atm}{grad (mol \cdot K)}$$

yoki $R = 0.08205 \frac{l \cdot atm}{grad (mol \cdot K)}$, bu erda K –Kelvin gradusi.

Bu tenglamada R - 1mol gaz uchun 1^0 qizdirilganda kengayib bajariladigan ish. Shuning uchun R turli energiya o'lchov birliklarida turli qiymatlarga ega. Ideal gaz tenglamasi yordami bilan faqat gazning bosimi, harorati va hajmigina emas, balki uning molekulyar massasini ham topish mumkin. n mol gaz uchun Mendeleev – Klapeyron tenglamasi

$$PV=nRT$$

shaklini oladi: bu yerda n -gazning mol miqdorlari soni. Bu sonni topish uchun gazning massasi (m) uning molekulyar massasi (M) nisbatiga teng bo'lishi kerak.

U vaqtda Mendeleev-Klapeyron tenglamasi quyidagicha yoziladi:

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

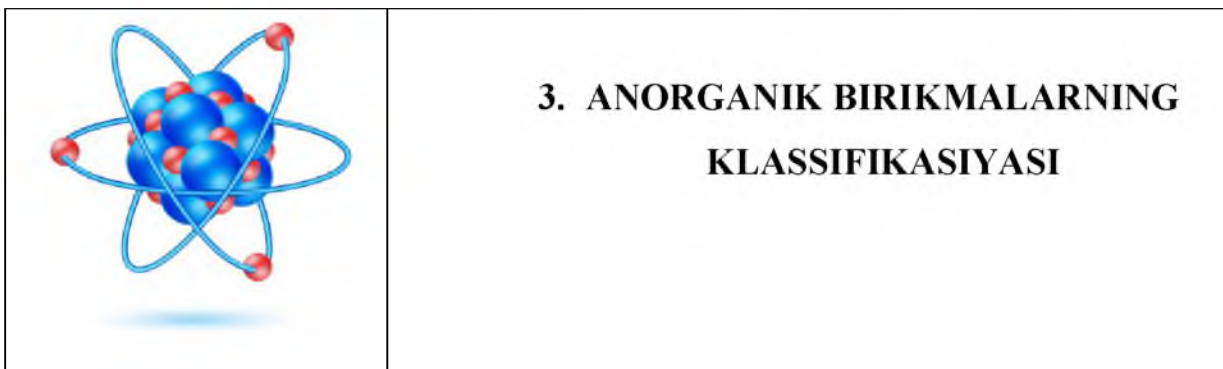
Bundan molekulyar massani topish mumkin:

$$M = \frac{mRT}{PV}$$

Agar m, T, P, V lar ma'lum bo'lsa, yuqoridagi tenglamadan foydalanib, gazning molekulyar massasini hisoblab topish mumkin.

Takrorlash uchun savollar

1. Modda massaning saqlanish qonunini tajriba asosida tushuntiring.
2. Tarkibning doimiylik qonunini ta'riflang va uni misollar bilan tushuntiring.
3. Bertolidlar va daltonidlar deb nimaga aytiladi?
4. Avogadro soni qanday topiladi va uning qonunini ta'riflang.
5. Ideal va real gazlar deb nimaga aytiladi, ularga misollar keltiring.



Hammasizga ma'lumki barcha moddalar ikki guruhga bo'linadi:

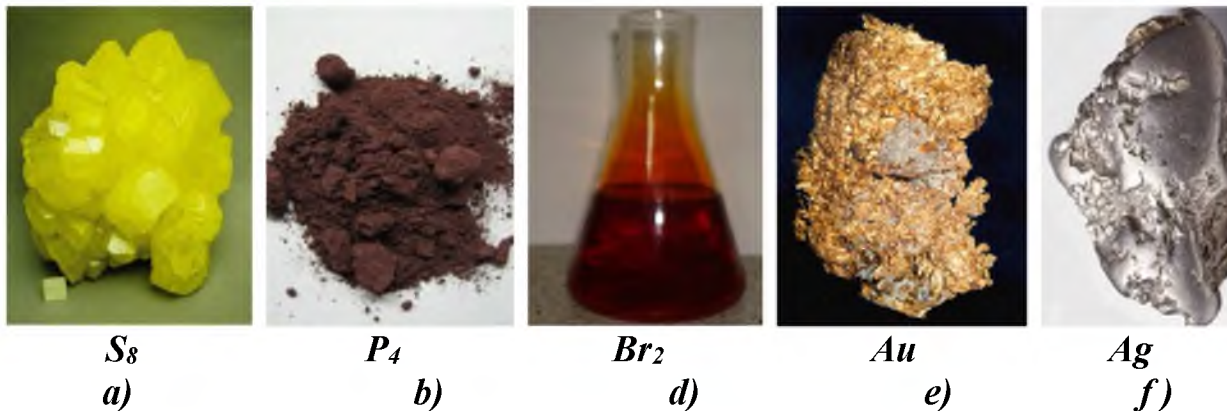
- 1) **oddiy**
- 2) **murakkab**

Oddiy moddalar molekulasi bir xil element atomlaridan hosil bo'lgan moddalar. 400 dan ortiq oddiy moddalar fanda ma'lum.

Masalan: O_3 – ozon, S_8 – oltingugurt, Fe – temir, Au – oltin P_4 – fosfor O_2 , kislorod, Ag-kumush, I_2 ,-yod va h.z. Oddiy moddalar metallar va metalmaslarga bo'linadi.

Metalmalar- bog'lanmaydigan, yaltirroq bo'lmagan, issiqlik va elektrni deyarli o'tkazmaydigan moddalar. Hammasi bo'lib davriy sistemada 22 ta element atomi metalmas, shundan 11 tasi (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) odatdagi sharoitda gaz, 1 tasi suyuqlik (Br_2), 10 tasi (B, C, Si, P, As, S, Se, Te, I_2 , At_2) qattiq moddalar.

Oddiy moddalar- molekulasi bitta element atomidan tuzilgan modda. Masalan, P_4 . Ular ikki xil bo'ladi: metallar va metalmaslar



3.1-rasm. Oddiy moddalar: a) oltingugurt; b) fosfor; d) brom;

e) oltin; f) kumush .

Murakkab moddalar (yoki kimyoviy birikmalar)- molekulasida xar xil atomlar (kimyoviy elementlar) dan tuzilgan modda.

Masalan, H_2O , $NaCl$, $C_{12}H_{22}O_{11}$, $CaCO_3$.



a) $CaCO_3$



b) $C_{12}H_{22}O_{11}$



d) H_2O



e) $NaCl$

3.2- *rasm.* Murakkab moddalar: a) bo'r; b) saxaroza; d) suv; e) osh tuzi kristallari.

Anorganik modda

Oddiy	Metallar
	Metalmaslar
Murakkab	Oksidlar
	Asoslar
	Kislotalar
	Tuzlar

Anorganik birikmalarni quyidagicha tavsiflash mumkin: Oksidlar, asoslar, kislotalar va tuzlar

3.1. Oksidlar, nomlanishi, olinish usullari va xossalari

Oksidlar – biri kislород bo'lgan ikki elementdan iborat murakkab modda. Oksidlar ikkiga bo'linadi: Tuz hosil qiladigan va tuz hosil qilmaydigan-indifferent (befarq).

Tuz hosil qiladigan oksidlar 3 xil bo'ladi. Asosli, Kislotali va amfoter(3.1-jadv.)

3.1- jadval

OKSIDLARNING TURLARI	
Tuz hosil qilmaydigan	Indifferent CO, H ₂ O, NO, N ₂ O, SiO
Tuz hosil qiladigan	Asosli -Ishqoriy va ishqoriy yer metall oksidlari va +1,+2 oksidlanish darajasini namoyon etgan metallar Na ₂ O; K ₂ O; MgO; CaO; FeO;CuO
	Amfoter (oksidlanish darajasi +3, +4 bo'lgan metallar). ZnO; BeO; Al ₂ O ₃ ; Cr ₂ O ₃ ; SnO ₂ PbO ₂
	Kislotali -metalmas oksidlari va +5 dan +7 gacha bo'lgan metallarSO ₂ ; SO ₃ ; P ₂ O ₅ ; Mn ₂ O ₇ ; CrO ₃ , Cl ₂ O ₇ , MnO ₃

Oksidlarning nomlanishi

Agar element bir necha xil oksid xosil qilsa, ularning nomini atashda avval element nomi aytiladi, so'ngra qavs ichida rim raqami bilan elementning shu oksiddagi valentligi ko'rsatiladi-da, defies qo'yilib, oksid so'zi qo'shib aytiladi. Masalan: FeO –temir (II) – oksid, Fe₂O₃ – temir (III) – oksid, SO₂ – oltingugurt (IV) –oksid, SO₃ -oltingugurt (VI) – oksid, Cl₂O₅ - xlor (V) - oksid va xokazo. Oksidlarni grek sonlari bilan aytish ham mumkin: PbO₂ -qo'rg'oshin dioksid, NO – azot monoooksod, NO₂ – azot dioksid.

SO₃ - sulfat anhidrid (sulfat kislotaga muvofiq keladi), N₂O₅ - nitrat anhidrid (nitrat kislotaga muvofiq keladi).

Ba'zi oksidlar alohida nomlanadi: SO₂ – sulfit gazi, CO₂ – karbonat anhidrid va hokazo. Misol tariqasida azotning barcha oksidlari nomini yozamiz va qavs ichida eski nomini keltiramiz:

N₂O – azot (I)- oksid

NO – azot (II)- oksid (azot oksid)

N₂O₃ – azot (III) – oksid (nitrit anhidrid)

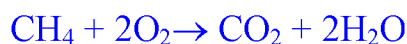
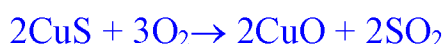
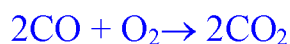
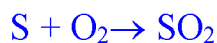
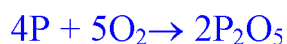
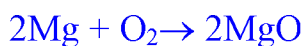
NO₂ – azot (IV) – oksid, azot dioksid (azot to'rt oksid)

N₂O₄ - azot (IV) – oksidning dimeri (azot qo'sh oksid)

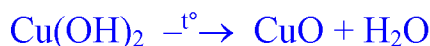
N₂O₅ – azot (V) - oksid (nitrat anhidrid, azot besh oksid)

Olinish usullari

Oddiy va murakkab moddalarning kislorod bilan ta'siridan:



Kislorodsaxlagan murakkab modda (asos, kislota, tuz) larning qizdirilganda parchalanishi:



3.2. Asoslar. ularning nomlanishi, olinishi va xossalari

Asoslar – Metall atomining bir yoki bir necha gidroksidlar bilan ta'siridan hosil

bo'lgan murakkab moddalar (elektrolitik dissosiasiya nazariyasiga binoan asoslar dissosialanganda metall kationi (yoki NH_4^+) va gidroksid – anionlarini hosil qiladigan murakkab modda.

3.2- jadval

Oksidlarning kimyoviy xossalari

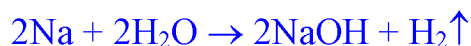
Asosli oksidlar	Kislotali oksidlar
Suv bilan ta'sirlashadi	
Ishqorlar xosil bo'ladi: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$	Kislota xosil bo'ladi: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$
Kislota yoki asoslar bilan ta'sirlashadi:	
Kislotalar bilan tuz va suv hosil qiladi. $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{-t^\circ} \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{HCl} \xrightarrow{-t^\circ} \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Asoslar bilan tuz va suv hosil qiladi $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Amfoter oksidlarning ta'sirlashuvi	
Kislotalar bilan asoslar kabi: $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Asoslar bilan kislota kabi: $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $(\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4])$
Asosli oksid va kislotalioksidlar bir biri bilan ta'sirlashadi	
$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$	
Oddiy moddagacha qaytariladi:	
$3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{C} \rightarrow 2\text{P} + 5\text{CO}$	

Klassifikatsiyasi

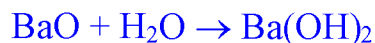
1. Suvda eriydigan (ishqorlar)- LiOH , NaOH , KOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$,
2. Suvda erimaydigan – $\text{Cu}(\text{OH})_2$ $\text{Ni}(\text{OH})_2$ $\text{Cr}(\text{OH})_2$ $\text{Co}(\text{OH})_2$
3. Amfoter asoslar- $\text{Be}(\text{OH})_2$ $\text{Al}(\text{OH})_3$ $\text{Zn}(\text{OH})_2$ $\text{Cr}(\text{OH})_3$ $\text{Pb}(\text{OH})_4$

Olinish usullari va xossalari

Aktiv metallar (ishqoriy va ishqoriy er metallari)ning suv bilan ta'siridan:



Aktiv metall oksidlarining suv bilan ta'siri:



Tuzlarning suvli eritmalarini elektroliz qilib:

**3.3-jadval****Asoslarning kimyoviy xossalari**

Ishqorlar	Suvda erimaydigan asoslar
Indikator ta'siri.	
lakmus – ko'k metiloranj - sariq fenolftalein – pushti	—
Kislotali oksidlar bilan.	
$2\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3$	—
Kislotalar bilan (neytrallanish reaksiyasi)	
$\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Tuzlar bilan almashinish reaksiyasi	
$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{KOH} + \text{BaSO}_4\downarrow$ $3\text{KOH} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KNO}_3$	—
Termik parchalanishi.	
—	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{-t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

3.3. Kislotalar, olinishi va xossalari

Kislotalar – Dissosialanganda vodorod kationi va kislota qoldig'i anionidan iborat murakkab moddalar.

Klassifikasiyasi

Tarkibi bo'yicha: kislородli va kislородsiz.

Vodorod soniga qarab bir-, ikki-, uch, to'tr asosli.

3.4-jadval

Kislородli va kislородsiz kislotalarning formulalari

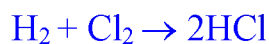
Kislородsiz:	Tuzlar nomi	
HCl – xlorid kislota	Bir asosli	Xlorid
HBr – bromid kislota	Bir asosli	Bromid
HI – yodid kislota	Bir asosli	Yodid
HF – ftorid kislota	Bir asosli	Ftorid
H ₂ S – sulfid kislota	Ikki asosli	Sulfid
Kislородli:		
HNO ₃ – nitrat	Bir asosli	Nitrat
H ₂ SO ₃ – sulfit	Ikki asosli	Sulfit
H ₂ SO ₄ – sulfat	Ikki asosli	Sulfat
H ₂ CO ₃ – karbonat	Ikki asosli	Karbonat
H ₂ SiO ₃ – silikat	Ikki asosli	Silikat
H ₃ PO ₄ – ortofosfat	Uch asosli	Ortofosfat
H ₃ BO ₃ – borat	Uch asosli	Borat
H ₄ P ₂ O ₇ – pirofosfat	To'tr asosli	Pirofosfat

Kislotalarning olinish usullari

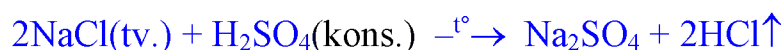
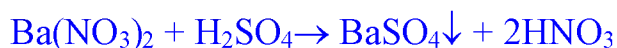
Kislotali oksidlarning suv bilan ta'siridan (kislород saqlagan kislotalar):



Vodorod va metalmaslarning ta'siridan xosil bo'lgan maxsulotni suvga yuttirishidan (kislordsiz kislotalar):



Tuzlarning kislotalar bilan ta'siridan



Kislotalarning kimyoviy xossalari

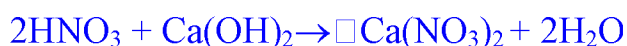
Indikatorlar ta'siri.

lakmus – **qizil**

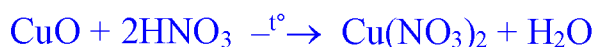
fenolftalein- rangsiz

metiloranj – **lola rang**

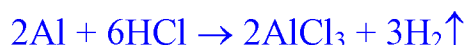
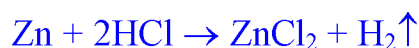
1. Asoslar bilan reaksiyaga kirishadi Bu Neytrallanish reaksiyasi deyiladi:



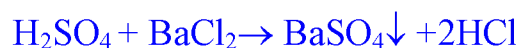
2. Asosli oksidlar bilan:



3. Metallar bilan:



4. Tuzlar bilan (almashinish reaksiyalari), bu reaksiyalarda cho'kma yoki gaz hosil bo'ladi:



3.4. Tuzlar, klassifikatsiyasi, olinishi va xossalari

Tuzlar – Metall atomi va kislota qoldig'idan iborat murakkab moddalar.

Klassifikatsiyasi

TUZLAR

O'rta

Nordon

Asosli

Qo'sh

Aralash

Kompleks

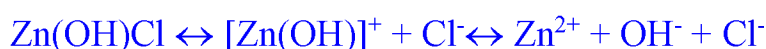
O'rta. Dissosiasilanganda faqat metall kationi (yoki NH_4^+) hosil qiladi



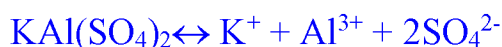
Nordon. Dissosiasilanganda metall kationi (yoki NH_4^+), vodorod ionini va kislota qoldig'i anionini hosil qiladi.



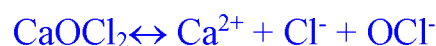
Asosli. Dissosiasilanganda metall kationi, gidroksid anionini va kislota qoldig'i hosil qiladi.



Qo'sh. Dissosiasilanganda ikkita kation va 1 ta anion hosil qiladi.



Aralash. Dissosiasilanganda 1 ta kation va ikkita anion hosil qiladi.



Kompleksli. Murakkab kation yoki anionlardan iborat.



Kompleks tuzlar

Tuzilishi



$\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$ – Tashqi sfera

$\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$ – Ichki sfera

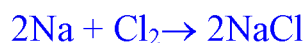
$K_4[Fe(CN)_6]$ – Kompleks xosil qiluvchi (markaziy atom)

$K_4[Fe(CN)_6]$ – Koordinasion son

$K_4[Fe(CN)_6]$ – Ligand

Olinish usullari

1. Metall va metallmaslarning o'zaro ta'siri bilan:



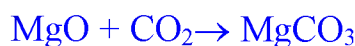
2. Metallarning kislota bilan:



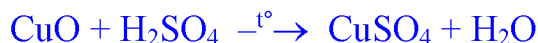
3. Metallarning aktivligi kamroq bo'lgan tuzlari bilan



4. Asosli va kislotali oksidlarning o'zaro ta'siridan:



5. Asosli oksidning kislota bilan



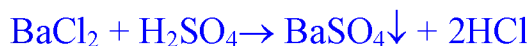
6. Asoslarning kislotali oksid bilan



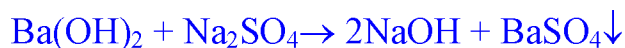
7. Asoslarning kislota bilan:



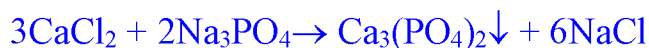
8. Tuzlarning kislota bilan:



9. Asoslarning tuzlar eritmalari:



10. Ikki xil tuz eritmalari



Tuzlarning kimyoviy xossalari

1. Termik parchalanadi.

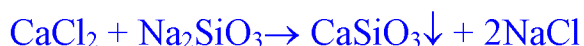
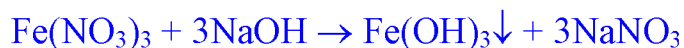
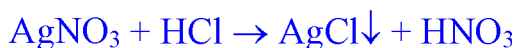




2. Hidrolizga uchraydi.



3. Kislotalar, asoslar va boshqa tuzlar bilan almashinishi.

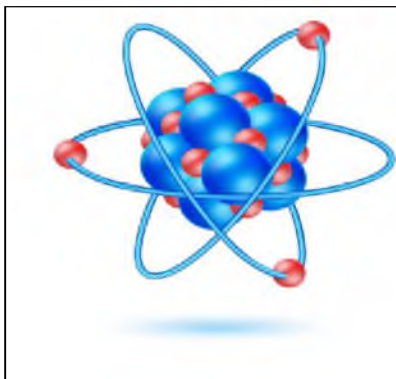


4. Oksidlanish -qaytarilish reaksiyalari.



Takrorlash uchun savollar

1. Indifferent oksidlar qanday oksidlar? Misollar keltiring.
2. Asoslarning rangi indikatorlarni qanday o'zgartiradi?
3. Sanoatda Kislordsiz kislotalar qanday olinadi?
4. Asoslar qaysi sohalarda ishlatiladi?
5. O'zbekistonda qanday tuzlar olinadi va qayerlarda yirik konlari mavjud?



4.ATOM TUZILISHI. KVANT SONLAR

4.1. Atomning yadro modeli

Atom yunoncha soʻz boʻlib “boʻlinmas” degan maʼnoni anglatadi. Fanda uzoq vaqt atom boʻlinmas, degan fikr ilgari surib kelingan. 1819 yildan atomning murakkab sistema ekanligini rus olimi M.G. Pavlov ilgari surdi. Element atomini har qanday sharoitda ham qandaydir boshqa element atomiga aylantirib boʻlmaydi, deb hisoblangan. Biroq XIX asr oxiriga kelib atomlar murakkab tarkibga ega ekanligi va atomlar oʻzaro bir-biriga aylana olishi aniqlandi. Bu 1897 yilda ingliz fizigi D.J. Tomson elektronni kashf etilishi bilan isbotlandi.

Elektron elementar zarracha boʻlib, tabiatda mavjud boʻlgan eng kichik manfiy elektr zaryadi ($1,602 \cdot 10^{-19}$ Kl) ga ega. Uning massasi $9,11 \cdot 10^{-31}$ kg ga teng, vodorod atomi massasidan deyarli 2000 marta kichikdir. Elektronlar istalgan elementlardan ajratib olinishi mumkinligi aniqlandi. Elektronlar metallarda tok oʻtkazuvchilar vazifasini bajaradi, koʻpchilik moddalar qizdirilganda, yoritilganda yoki rentgen bilan nurlantirilganda oʻzlaridan elektronlar chiqaradi. Maʼlum boʻlishicha elektronlar hamma elementlarning atomlarida boʻladi. Elektronlar manfiy zaryadlangan boʻlib, atomlar elektr zaryadiga ega emas, yaʼni ular elektroneytraldirlar. Demak, atomlarda elektronlardan tashqari qandaydir boshqa zarrachalar – musbat zaryadlangan zarrachalar boʻlishi kerak. Boshqacha aytganda, atomlar murakkab tuzilishiga ega boʻlib, yanada mayda struktura birliklaridan tashkil topgan. Atomning murakkab tuzilishini aniqlashda radioaktivlikning ochilishi muhim qadam boʻldi.

Dj. Tomson modeli bo'yicha *atom* o'zining hajmi bo'yicha bir tekis taqsimlangan musbat zaryadlar va bu zaryadlar orasida tebranuvchi elektronlardan iboratdir. Atomning ichki tuzilishini aniqroq tekshirish maqsadida E. Rezerford α - zarrachalarni yupqa metall plastinkalarda tarqalishi bo'yicha bir qator tajribalar o'tkazdi. Rezerford radioaktiv moddadan chiqqan α - zarrachalar yo'liga kichik teshikli diafragma qo'yib, shu teshikchadan o'tgan bir tutam α - zarrachalarni oltin, platina, mis plastinkalardan o'tkazdi. α - zarrachalarning ko'pchiligi o'z yo'nalishini o'zgartirmay plastinkadan o'tib ketdi. Zarrachalarning oz qismigina kichik burchak hosil qilib burildi, taxminan 8 ming α - zarrachalarning bittasigina chetga otildi.



Djozef Tomson (1856-1940)



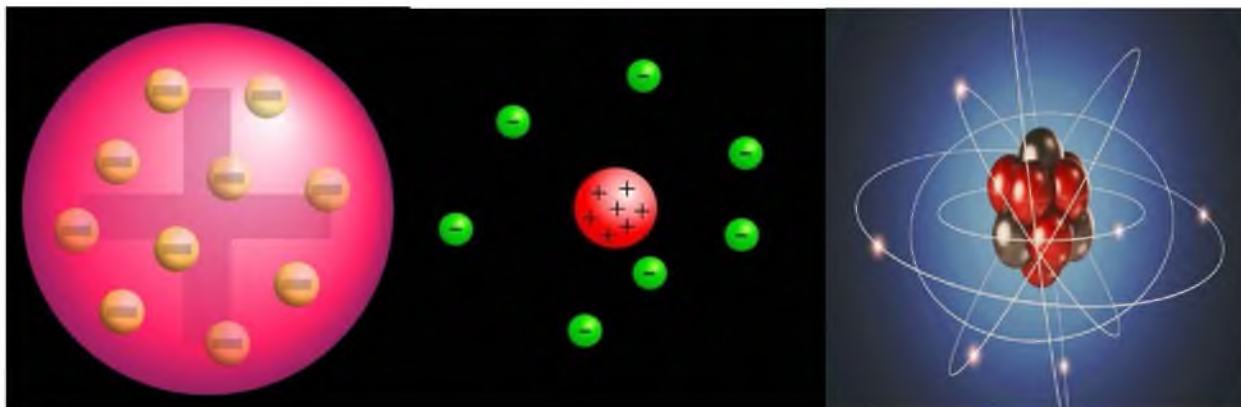
Ernest Rezerford (1871-1937)

Rezerford bu zarralarning maxsus ekranga urilganda chaqnashini mikroskop orqali ko'rdi. Demak, metall atomini fazoda egallagan ko'p qismida og'ir zarrachalar yo'q, unda faqat elektronlar bo'lishi mumkin. Ma'lumki, elektronlarning massasi α - zarracha massasidan deyarli 7500 marta kichikdir, shu sababli elektronlar bilan to'qnashganda α -zarrachalarning harakat yo'nalishi o'zgarmaydi. α -zarrachalarning burchak ostida burilishi yoki ularning keskin orqaga qaytishiga sabab atomning asosiy massasiga ega bo'lgan og'ir yadroning borligidir. Yadro atomning juda kichik hajmini egallaydi, shuning uchun α - zarrachalar u bilan kam to'qnashadi. Yadro musbat zaryadga egadir, shuning uchun undan musbat zaryadli α - zarrachalar itariladi.

1911 yilda Rezerford yuqoridagi mulohazalari asosida, atomning yadro modeli deb ataluvchi atomning tuzilish sxemasini taklif qiladi. Uning fikricha, atomning markazida atomning massasidan iborat musbat zaryadli yadro bo'lib, uning atrofida manfiy zaryadli zarrachalar – elektronlar aylanadi. Yadroning musbat zaryadi soni elektronlar soniga teng, shuning uchun atom elektroneytraldir. Yadroning o'lchami atom o'lchamidan kichik bo'lib, atomning diametri 10^{-10} m, yadroning diametri esa 10^{-15} - 10^{-14} m atrofidadir. Elektronlarning aylanishi natijasida vujudga keladigan markazdan qochma kuch bilan elektronlarning qarama-qarshi zaryadlangan yadroga elektrostatik tortilish kuchi doim muvozanatda bo'ladi.

4.2. Elementlarning atom spektrlari

Rezerford nazariyasi atomning barqarorligini tushuntirib bera olmadi. Elektron musbat zaryadlangan yadro atrofida aylanish davrida tebranma harakat qiluvchi elektr zaryadlariga o'xshash elektromagnit energiyasini yorug'lik to'lqinlari shaklida tarqatadi. Nur tarqatishi hisobiga elektron o'z energiyasining bir qismini yo'qotadi. Natijada markazdan qochma kuch bilan elektronning yadroga elektrostatik tortilish kuchi o'rtasidagi muvozanat buziladi. Demak, muvozanatni tiklash uchun elektron yadroga yaqinroq joyda aylana boshlashi kerak. Shunday qilib, elektron uzluksiz elektromagnit energiyasini tarqatib, spiral bo'yicha harakat qilib yadroga yaqinlashib boradi.



a)

b)

d)

4.1-rasm. Atom modellari: a) Tomson; b) Rezerford; d) Nils Bor.

Elektron o'z energiyasini tamom qilib, yadroga qo'shilib ketishi va atom buzilishi kerak. Bu xulosa atomning buzilmay, uzoq mavjud bo'lishi nazariyasiga ziddir. Ikkinchidan, Rezerford modeli atomlar spektrlarining xarakteri to'g'risidagi noto'g'ri xulosalarga olib kelardi. Qizdirilgan qattiq va suyuq jismlar tomondan tarqatilgan yorug'likni shisha yoki kvarts prizma orqali o'tkazilsa, ekranda kamalakning hamma rangini o'zida tutuvchi rangli yo'l –yaxlit spektr hosil qilishini eslab ko'raylik. Bu hodisa qizigan qattiq yoki suyuq jismlarning nurlanishi har xil chastotaga ega bo'lgan elektromagnit to'lqinlardan iborat ekanligi bilan tushuntiriladi. Har xil chastotadagi to'lqinlar prizma tomonidan bir xil sindirilmaydi va ekranning turli joylariga tushadi.

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

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

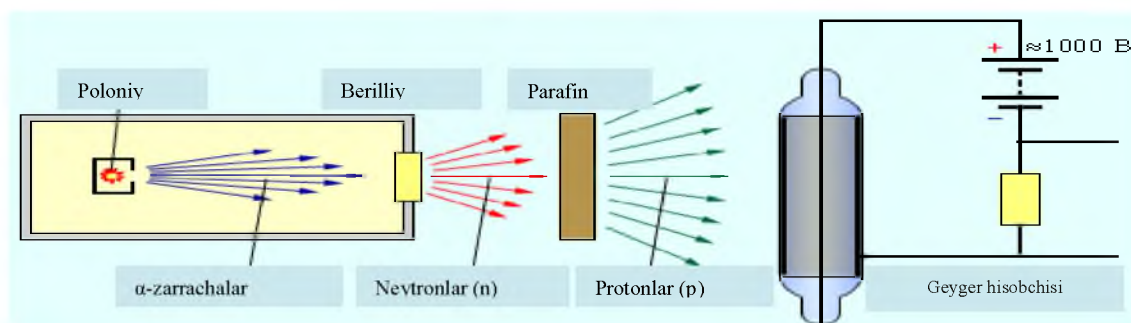
4.3. Atom yadrosining tuzilishi. Izotoplar

Hozirgi zamon tasavvurlariga ko'ra, atom yadrosi proton va neytronlardan iborat. Bu zarrachalar umumiy nom bilan nuklonlar (lotincha *nuclius* - yadro) deb ataladi. Proton elementar zarracha bo'lib, massasi 1,00728 u.b. ga teng va absolyut miqdori jihatdan elektron zaryadiga teng bo'lgan musbat zaryadga ega (4.1-jadv).

Atomning tarkibi zaradi va massalari

Zarracha	Zaryad	Massa:	
		Kg	u.b.
Proton	+1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,00728
Neytron	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,00867
Elektron	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	0,000549

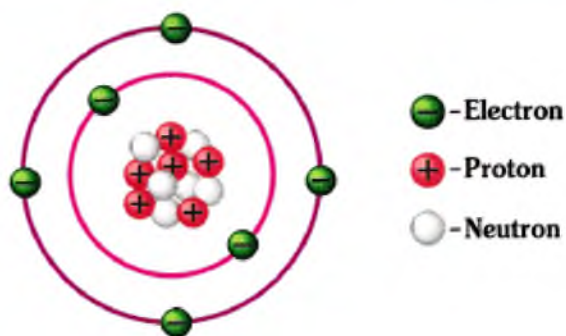
Neytron ham elementar zarracha bo'lib, uning elektr zaryadi yo'q, massasi 1,00867 u.b. ga teng. Protonni *p* bilan, neytronni *n* bilan ifodalash qabul qilingan.



4.2- rasm Neytronni tajribalar asosida polloniya ajratib olish

1932 yilda ingliz fizigi Jems Chadvik neytronni tajribalar asosida kashf qildi. U berilliy metallini alfa nurlar bilan bombardimon qilib, proton massasidan kattaroq bo'lgan va juda yuqori energiyaga ega bir zarracha borligini va uning elektr zaryadsiz ekanligini aniqladi. Uni Neytron deb atadi.

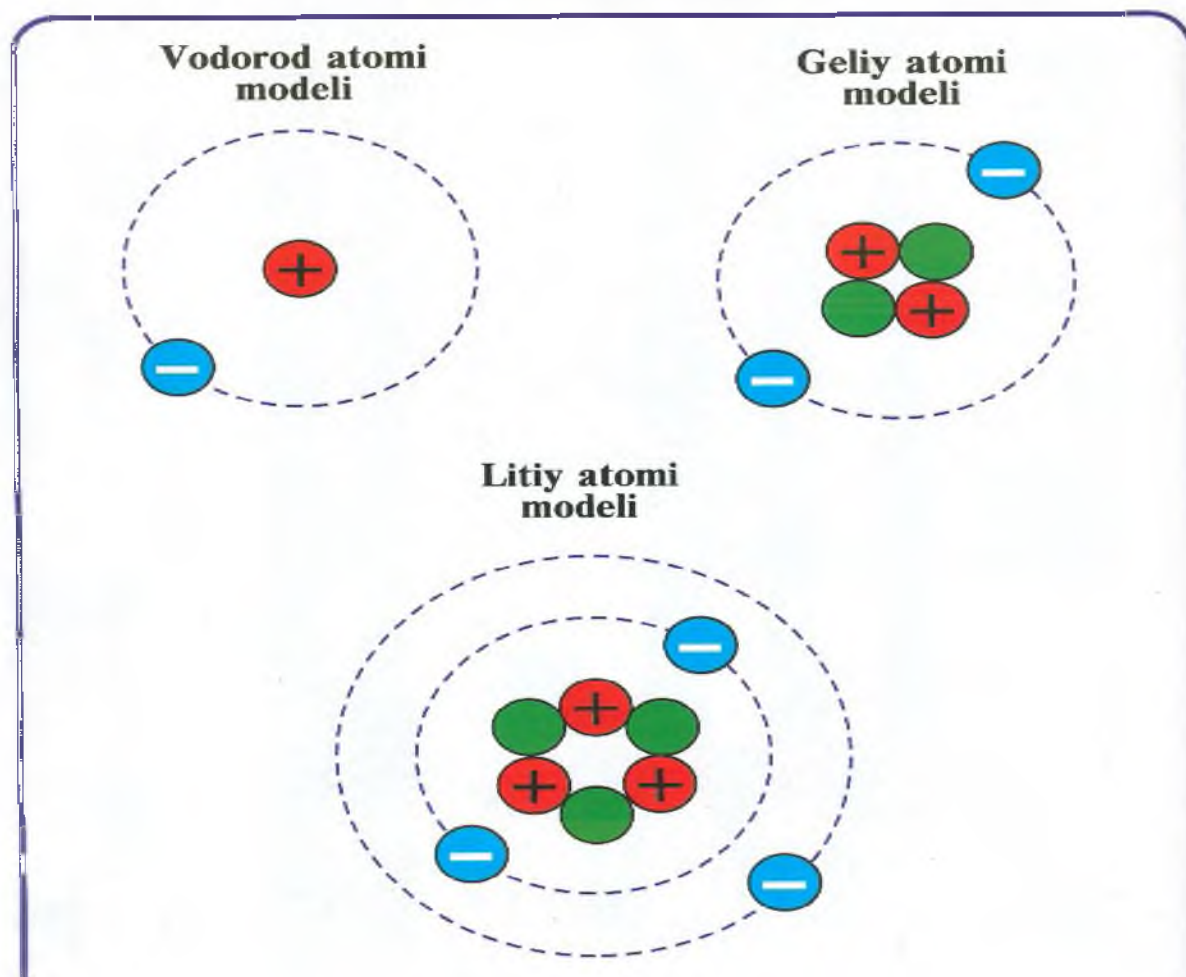
Atom yadrosidagi proton va neytronlar soni yig'indisi atom (yadro) ning massasoni deb yuritiladi. Atomning massa soni taxminan elementning atom massasini ifodalaydi.



4.3-rasm. ^{12}C atomining tuzilishi 6ta-elektron, 6ta proton va 6 ta neytron sonlari

Yadro o'zining o'lchami jihatidan atom o'lchamidan ming marta kichik va juda yuqori zichlikka ega bo'lishi bilan farqlanadi: 1sm^3 yadro moddasi 10^{11} kg keladi. Agar 1 ta bug'doy doni, faqat yadro moddasidan tashkil topgan bo'lganda edi, uning og'irligi 100 ming tonnaga teng bo'lar edi. Atom yadrosidagi protonlar soni yadroning musbat zaryadlari soniga teng, ya'ni elementning tartib nomeriga teng; binobarin neytronlar soni atomning massa sonidan elementning tartib nomerining ayirmasiga tengdir.

Atom modellari



4.4- rasm. Vodorod - H^1 geliy va Litiy Lining elektron, proton va neytron sonlari

Yadroni tashkil qiluvchi zarrachalar o'rtasida 2 kuch o'zaro ta'sirlashadi: musbat zaryadlangan protonlarning o'zaro itarilish elektrostatik kuchlari va yadro tarkibiga kiruvchi hamma zarrachalar o'rtasidagi o'zaro tortishish kuchlari (bu kuchlar yadro kuchlari deb yuritiladi). Yadrodagi kuchlar nihoyatda kichik masofadagina (10^{-15} m) o'z ta'sirini ko'rsatadi. Har qaysi nuklon faqat o'ziga yaqin qo'shni bir necha nuklonlargagina ta'sir ko'rsatadi. Atom yadrosini tashkil etuvchi zarrachalar orasidagi masofa juda kichik bo'lganda, yadro kuchlarini tortish qobiliyati, bir xil zaryadlar hosil qiladigan itarilish kuchidan yuqori bo'ladi va yadrolarning barqarorligini ta'minlaydi.

Atom yadrosining massasi taxminan yadroni hosil qiluvchi proton va neytronlarning massalari yig'indisiga tengdir. Proton va neytronlar massasining aniq qiymatlari asosida hisoblab chiqarilgan yadrolar massalari bilan shu yadrolarning tajriba yo'li bilan topilgan massalari qiymatlari orasida farq kelib chiqadi. Masalan, 2 ta proton va 2 neytrondan tashkil topgan geliy yadrosining massasi quyidagicha hisoblab chiqariladi:

$$2 \cdot 1,00728 + 2 \cdot 1,00867 = 4,03190 \text{ u. b.}$$

Tajriba yo'li bilan topilgan geliy yadrosining massasi 4,0026 u. b. teng, ya'ni taxminan yuqorigi qiymatdan 0,03 u. b. ga kamdir. Demak, yadro massasi uni tashkil etuvchi hamma zarrachalarining massasi yig'indisidan kichik bo'lib chiqadi. Bu hodisa *massa defekti* deb nom olgan.

Eynshteyn tenglamasi $E=m \cdot c^2$ ga muvofiq massa bilan energiya o'rtasida ma'lum bog'lanish bo'lib, massa o'zgarishiga mutanosib ravishda energiya o'zgaradi. Agar atomlar yadrosining hosil bo'lishida massa sezilarli kamaysa, bir vaqtning o'zida ko'p miqdorda energiya ajralib chiqadi.

Geliy atomi yadrosining hosil bo'lishidagi massa defekti 0,03 u. b. ni tashkil etadi, 1 mol geliy atomlari hosil bo'lishidagi massa deffekti $0,03 \text{ g} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$ nitashkil etadi. Eynshteyn tenglamasiga muvofiq bu $3 \cdot 10^{-5} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = 2,7 \cdot 10^{12} \text{ j}$ ga teng. Bu miqdordagi energiya DneproGES elektrostansiyasining 1 soat ichida ishlab chiqaradigan energiyasi miqdoriga tengdir .

Yadroning proton va neytronlardan hosil bo'lishida ajralib chiqadigan energiya qiymati yadroning bog'lagnish energiyasi deb ataladi va yadroning barqarorligini xarakterlaydi, ya'ni ajralib chiqadigan energiya miqdori qancha ko'p bo'lsa, yadro shunchalik barqaror bo'ladi. Har bir elementning hamma atomlari yadrolari bir xil zaryadga ega bo'ladi, ya'ni yadro teng sondagi protonlarni saqlaydi. Lekin bu atomlar yadrolaridagi neytronlar soni har xil bo'lishi mumkin.

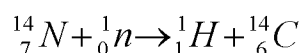
Bir xil yadro zaryadiga ega bo'lgan, lekin har xil sondagi neytronlarni tutuvchi atomlar izotoplar (grekcha «izos» – bir xil «topos» – joy) deb ataladi. Masalan, tabiiy xlor massa sonlari 35 va 37 ga teng bo'lgan izotoplardan iborat, magniyning massa sonlari 24,25 va 26 ga teng bo'lgan tabiiy izotoplari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

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

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

Kosmonavtikada ^{238}Pu , ^{232}Cm ^{244}Cm izotoplari asosida ishlaydigan issiqlik energiyasi generatorlari qo'llaniladi.

Uglerodning radoaktiv izotopi (^{14}C) organik moddalar orasidagi reaksiyalarning mexanizmini, aniqlashda, barcha sohalarda keng miqyosda tekshirishlar olib borishda ishlatiladi. ^{14}C izotopning yarim yemirilish davri 5600 yildir. U past energiyali β -nurlarni chiqarib parchalanadi. Uglerodning bu izotopi havoning ustki qavatlarida azotning neytronlar bilan to'qnashuvi natijasida hosil bo'ladi:



Bu yadro reaksiyasining borishiga kosmik nurlar yordam beradi. Hosil bo'lgan $^{14}_6\text{C}$ kislorod bilan birikib, $^{14}_6\text{CO}_2$ ni hosil qiladi. Hosil bo'lgan karbonat anhidrid uglerodning asosiy izotopi bo'lgan $^{12}_6\text{C}$ hosil qilgan uglerod (IV)-oksid

bilan birgalikda biologik jarayonlarda ishtirok etib o'simliklarga yutiladi; shuning uchun ham o'simlikda ma'lum darajada radioaktivlik xususiyati namoyon bo'ladi. Agar o'simliklarning biologik rivojlanish jarayoni to'xtatilsa, uning radioaktivligi kamaya boradi va 5600 yildan keyin o'simlikning radioaktivlik quvvati ikki marta pasayadi. Shunga asoslanib, arxeologlar yerdan topiladigan qazilma, organik qoldiqlarning radioaktivligini o'lchash asosida ularning «yoshini» aniqlaydilar.

4.4. Tabiiy va sun'iy radioaktivlik. Yadro reaksiyalari

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

Radioaktiv yemirilish jarayoni turli izotoplarda har xil tezlik bilan boradi. Radioaktiv element yemirilganda uning miqdori kamayib, u yangi elementga aylanadi.

Vaqt birligida yemirilgan atomlar soni element miqдорiga proporsionaldir. Bu qonun radioaktiv yemirilish qonunidir. *Olingan miqdorning yarmi yemirilishi uchun ketgan vaqt izotopning yarim yemirilish davri deb ataladi.*

Radioaktiv yemirilish jarayoni turli izotoplarda har xil tezlik bilan boradi. Radioaktiv element yemirilganda uning miqdori kamayib, u yangi elementga aylanadi. Mariya Skladovskaya Kyuri 1903 yilda radiy elementini sintez qiladi.



Mariya Skladovskaya Kyuri

1911 yilda Nobel mukofoti laureati sovrindori bo'ladi

Olima 0,1g Ra ni 3 yil davomida laboratoriyada sintez qiladi. Yana bir radiaktiv elementni kashf etadi. Va polloniy deb ataydi. Polloniy so'zining ma'nosi O'zi tug'ilib o'sgan shahar (Polsha) nomi bilan ataydi.

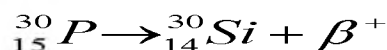
Mariya Skladovskaya Kyuri

1911 yilda Nobel mukofoti laureati sovrindori bo'ldi Olima 0,1g Ra ni 3 yil davomida laboratoriyada sintez qiladi. Yana bir radiaktiv elementni kashf etadi va polloniy deb ataydi. Polloniy so'zining ma'nosi O'zi tug'ilib o'sgan shahar nomi bilan ataydi.

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

1933 yilda Iren Kyuri va Frederik Jolio Kyuri ba'zi yengil elementlar bor, magniy, alyuminiy α -zarrachalar bilan bombardimon qilinganda pozitronlar (pozitron e^+ -elementar zarracha bo'lib, uning massasi elektron massaga teng, ammo musbat elektr zaryadiga ega, elektron va pozitron zaryadlarining absolyut miqdorlari bir xil) ajralib chiqishini kuzatdilar. Avval alyuminiyga α -nurlar ta'sir ettirib radioaktiv fosfor hosil qilinadi: ${}_{13}^{27}Al + {}_2^4He \rightarrow {}_{15}^{30}P + {}_0^1n$

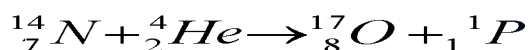
Bunda neytron ham ajralib chiqadi, so'ngra hosil bo'lgan beqaror radioaktiv fosfor pozitron chiqarish bilan yemirilib, kremniyning barqaror izotopiga aylanadi:



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

Yadrolarning elementar zarrachalar (neytronlar, protonlar) yoki boshqa yadrolar (masalan α -zarrachalar yoki deyttronlar 2_1D) bilan o'zaro ta'sirlashuvi yadro reaksiyalar deyiladi.

Birinchi sun'iy yadro reaksiyasi 1919 yilda Rezerford tomonidan amalga oshirilgan edi; azot atomlariga α -zarachalar oqimini ta'sir ettirib, kislrod izotopi ${}^{17}_8O$ ni hosil qilgan edi



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

4.5. Yorug'likning kvant nazariyasi. Nils Bor nazariyasi

1900 yilda nemis olimi M.Plank o'zining kvant nazariyasini taklif etdi. Bu nazariyaga ko'ra atom va molekulalar nurni kichik porsiyalar holida yutadi va o'zidan chiqaradi. Nurning eng kichik yutilish porsiyasi *kvant* deb ataladi va u Plank tenglamasi bilan ifodalanadi:

$$E = h \cdot \nu$$

E - energiya kvanti;

h - Plank doimiysi, universal konstanta bo'lib, uning son qiymati $6,624 \cdot 10^{-34}$

Joul·sek ga teng; ν - tebranish chastotasi ($\nu = \frac{c}{\lambda}$);

c - yorug'lik tezligi; λ - to'lqin uzunligi.

1905 yilda Eynshteyn fotoelektrik effekt hodisasini analiz qilish natijasida nur energiyasi porsiya bilan yutilar va chiqarilar ekan, demak nur energiyasi kvantlardan iborat bo'lishi kerak, degan fikrga keldi. Nur energiyasining eng kichik ulushi kvantni *foton* deb atadi. Bir foton energiyasi $h\nu$ ga teng.

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

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



Albert Eynshteyn (1879-1955)



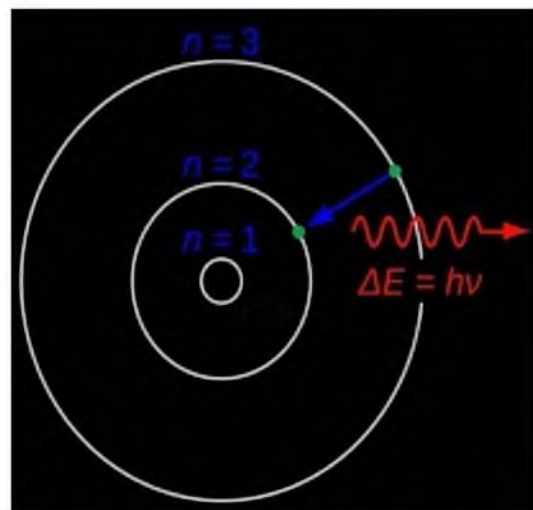
Nils Bor (1885-1962)

Nils Bor 1913 yilda vodorod atomining tuzilish nazariyasini taklif etdi. U o'z nazariyasini yaratishda atomning yadro modeliga asoslandi va o'z nazariyasi asoslarini postulatlar holida ta'rifladi:

Nils Borning I postulati. **Elektron yadroatrofida hohlagan orbitada emas, balki faqat kvantlangan, ya'ni ma'lum energiya darajasiga muvofiq keladigan orbitalar bo'ylab harakat qiladi. Bu orbitalar barqaror (statsionar) yoki kvant orbita deb ataladi.**

N. Borning II postulati. **Elektron barqaror orbitalar bo'ylab aylanganda elektromagnit energiya tarqatmaydi. Elektron bir barqaror orbitadan boshqa orbitaga sakrab o'tganda nurlanish jarayoni sodir bo'ladi va bir kvant energiya chiqariladi.** Aksincha harakat qilganda esa energiya yutiladi (4.5-rasm). Bu energiyaning miqdori atomning dastlabki va oxirgi holatlari energiyalari orasidagi ayirmaga tengdir. Bor bu postulat asosida vodorod atomining tuzilishini tusuntirdi. Yadro atrofida aylanayotgan elektron energiyasi orbitaning radiusiga bog'liq bo'ladi. Yadroga yaqin orbitada joylashgan elektron kam energiyaga ega bo'ladi (bu atomning normal holati deb yuritiladi).

Elektronni yadrodan uzoqroq orbitaga o'tkazish uchun elektronning musbat zaryadlangan yadroga tortilish kuchini yengish kerak buning uchun energiya sarf qilish talab qilinadi. Bu jarayon yorug'likning kvanti yutilishi natijasida amalga oshiriladi. Bunday o'tish vaqtida atomning energiyasi oshadi, atom qo'zg'algan holatga o'tadi.



4.5-rasm. N.Borning atom modeli

Elektronning uzoq orbitadan yadroga yaqinroq orbitaga o'tishi esa atom energiyasining kamayishiga olib keladi, energiyaning bo'shagan qismi elektromagnit nurlanish kvanti holida ajralib chiqadi. Agar atomning elektroni yadrodan uzoqroq orbitada joylashgan holatdagi boshlang'ich energiyasini E_2 bilan, elektronning yadroga yaqin orbitada joylashgan holatidagi, ya'ni atomning oxirgi holatdagi energiyasini E_1 bilan belgilasak, unda elektronning sakrab o'tishi vaqtida tarqaladigan kvant energiyasi quyidagicha bo'ladi:

$$E = E_2 - E_1$$

Plank tenglamasidagi E miqdorini bu tenglamaga qo'ysak:

$$h\nu = E_2 - E_1$$

hosil bo'ladi. Bundan

$$\nu = \frac{E_2 - E_1}{h}$$

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

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

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

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

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

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

$$E = mc^2.$$

Oxirgi ikki tenglamadan:

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

kelib chiqadi. Bu yerdan

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

ni keltirib chiqaramiz.

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

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

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

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

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

Luide Broylning elektronda to'lqin xossalari borligi to'g'risidagi mulohazalari 1927 yildayoq tajribalarda tasdiqlandi. AQSHda K.L. Devisson va L.X. Djermer, Angliyada J.P. Tomson va Rossiyada P.S. Tartakovskiyalar bir-birlariga bog'liq bo'lmagan holda o'tkazilgan eksperimentlarda elektronlar oqimining difraksion panjaralar (metall kristallari foydalanilgan) bilan o'zaro ta'siri natijasida xuddi rentgen nurlarining kristall panjaralar bilan ta'sirlashuvida kuzatilganidek difraksion kartina kuzatildi, bu tajribalarda elektron to'lqin xossasini namoyon qildi, to'lqin uzunligida Broyl tenglamasi bo'yicha hisoblangan miqdorga aynan teng bo'lib chiqdi.

Shunday qilib, elektronlarga fotonlardagi kabi, korpuskulyar to'lqin dualizmi xosdir. Shu sababli elektron harakatini aniq trayektoriya bilan xarakterlash mumkin emas. Elektron atom hajmining har qaysi joyida bo'lishi mumkin, lekin elektronning yadro atrofidagi fazoning hamma joyida bo'lish ehtimolligi birdek emas, normal holatdagi vodorod atomida elektronni yadrodan taxminan $0,53 \text{ \AA}$ uzoqlikda atomning boshqa joylaridagiga qaraganda tez-tez uchratish mumkin. Demak, elektronning bu joyda bo'lish ehtimolligi kattadir. Xulosa qilib aytganda, orbita elektron harakatlanadigan oddiy yo'l emas, balki elektronning bo'lish ehtimolligi eng yuqori bo'lgan fazoviy o'rindir.

Yadro atrofida fazoda elektronlarning bo'lib turish sohasini quyuq va siyrak soha, ya'ni elektron bulut deb qarash mumkin, uning shakli orbitaldir. (Endilikda orbital termini orbita termini o'rnida ishlatiladi va atom elektronning harakati o'ziga xos harakat ekanligini bildiradi).

4.6. Kvant sonlar

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

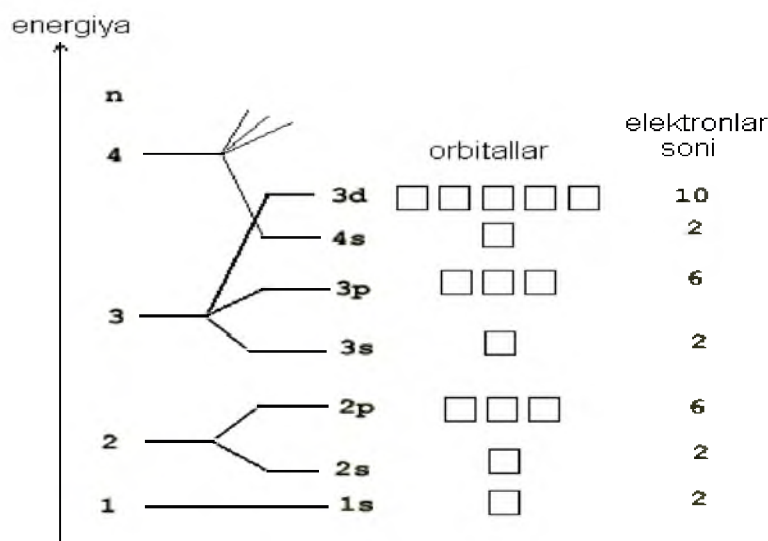
1. Bosh kvant soni (n) atom yadrosining elektromagnit maydonidagi energetik pog'onalarni xarakterlaydi. Bosh kvant soni elektron energiyasining kattaligini ko'rsatadi. Bosh kvant sonlari o'zaro teng bo'lgan bir necha elektron atomda elektron qavatlarni yoki ma'lum energetik pog'onani hosil qiladi. Bu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

Elektron energiyasi oshadi

Bosh kvant soni qiymatlari - 1 2 3 4 5 6 7

Harf belgisi - K L M N O P Q Atomdagi elektron

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



4.6- rasm. Elektron orbitalarda elektronlar soni

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

$$N = 2n^2$$

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

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

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

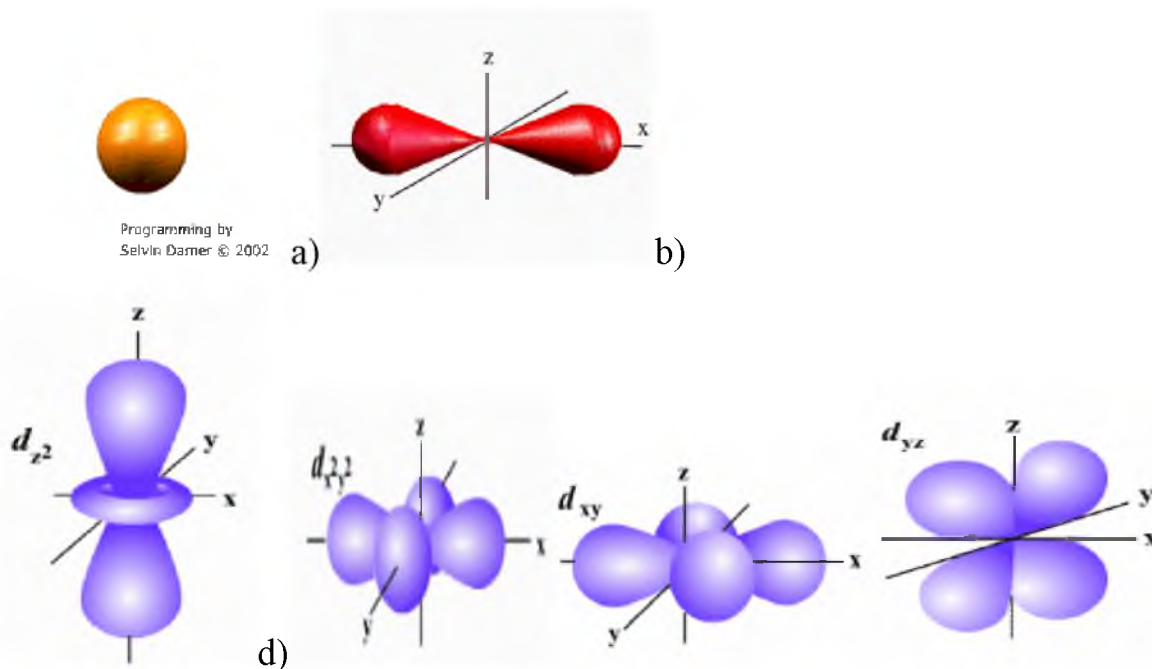
3 – qavatda (M qavatda) = $2 \cdot 3^2 = 18$ elektron va hokazo bo'ladi.

2. Orbital kvant soni (l) tushunchasi fanga 1916 yilda A.I.Zommerfeld tomonidan kiritilgan. Energetik pog'onachalarni xarakterlaydi. Ayni qavat elektronlari bir-biridan o'zlarining energiyalari bilan farq qilib, bir yoki bir necha orbital yoki pog'onachalarni hosil qilishi mumkin, bu orbitallar o'z shakllari bilan bir-biridan farq qiladi. Energetik pog'onachalar ham harflar bilan belgilanadi.

Energetik pog'onachaning belgisi $s p d f g h$

Orbital kvant soni elektron orbitalining shaklini tasvirlaydi (4.6-rasm).

Orbital kvant soni 0 dan $n - 1$ gacha bo'lgan butun sonlar bilan ifodalanadigan qiymatlarga ega bo'ladi. Masalan, $n = 1$ bo'lsa, orbital kvant soni qiymati nol ($l = 0$) bo'ladi; $n = 2$ bo'lsa, $l = 0; 1$ ga teng, $n = 3$ bo'lsa, l ning qiymati 0, 1 va 2 ga teng bo'ladi.



4.7-rasm. a) s; b) p; d) d- orbitallarning fazoviy shakllari.

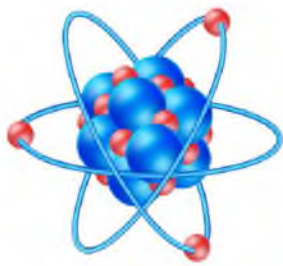
Ayni qavatdagi elektronning orbital kvant soni qanchalik katta bo'lsa, uning energiyasi shunchalik katta qiymatga ega bo'ladi.

3. Magnit kvant soni (m_l) elektron orbitallarining fazodagi holatini, ya'ni ma'lum magnit maydoniga nisbatan qanday burchak bilan joylashganini ko'rsatadi. Magnit kvant sonning qiymatlari $-l$ dan $+l$ gacha bo'laoladi. Shunday qilib l ning turli qiymatlaridan n ning mumkin bo'lgan turlicha qiymatlari kelib chiqadi. Chunonchi s - elektronlar ($l = 0$) uchun m_l ning qiymati 1 ta ($m_l = 0$); p -elektronlar ($l = 1$) uchun m_l ning 3 xil qiymati bo'ladi ($-1, 0, +1$); d -elektronlar $l = 2$ uchun m_l 5 xil qiymatlarga ega bo'ladi ($-2, -1, 0, +1, +2$) va hokazo. Agar n val o'zgarmasa, turli m_l ga ega bo'lgan orbitallar bir xil energiya qiymati bilan xarakterlanadi; masalan uchinchi pog'onaning 5 ta orbitallari bir-biridan energetik jihatdan emas, faqat fazoda joylanishi bilan farqlanadi (4.51-rasmda elektronlarning orbitallari tasvirlangan).

4. Spin kvant soni (m_s). Ilgari vaqtlarda uni elektronning o'z o'qi atrofida aylanishini xarakterlovchi kvant soni deb hisoblanar edi, endilikda m_s ni maxsus kvant mexanik miqdor deb qaraladi. Elektron o'z o'qi atrofida ikki tomonga aylanishi mumkin. Shuning uchun elektronning spin kvant soni faqat 2 qiymatga ega: $+\frac{1}{2}$ va $-\frac{1}{2}$. Bu grafik shaklda bir-biriga nisbatan qarama - qarshi tomonga yo'nalgan strelkalar bilan ko'rsatiladi: \uparrow yoki \downarrow . Bir xil yo'nalishdagi spinga ($\uparrow\uparrow$) ega bo'lgan elektronlar parallel, qarama-qarshi yo'nalishdagi spinga ($\uparrow\downarrow$) ega bo'lganlari antiparallel elektronlar deb hisoblanadi. Atomdagi elektronning n, l, m_l kvant sonlarining ma'lum qiymatlari bilan xarakterlanadigan holati atomning elektron orbitali deb ataladi. To'rtala kvant sonlari (n, l, m_l va m_s) elektronning atomdagi holatini to'liq ifodalaydi. Ko'p elektronli atomlarda elektron holatini aniqlashda V. Pauli prinsipi muhim ahamiyatga egadir.

Takrorlash uchun savollar

1. Atom yadrosidagi proton va neytronni kim kashf qilgan?
2. Izoton deb nimaga aytiladi. Misollar keltiring.
3. Orbital kvant soni s.p.d.f nimani anglatadi?
4. Kleychkovski qoidasini misollarda izohlab bering.
5. 116, 117, 118 elementlar kim tomondan va qanday sintez qilindi?



**II-bob. D.I.MENDELEYEVNING KIMYOVIY
ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI VA DAVRIY
QONUNI**

**5.KIMYOVIY ELEMENTLARNING DAVRIY
SISTEMASI**

*Ilmni fursat bo'lganda o'rganish kerak. Chunki
ilm zarur paytda fursat topilmaydi.*

5.1.Davriy sistemaning kelib chiqish tarixi

XVIII asr oxirida 25 ta element ma'lum edi. XIX asrning boshida yana 19 ta element kash etildi. 1812 yilda Berselius elementlarni metallar va metalmaslarga ajratdi. 1829 yilda Iogann Debereyner uchtadan o'xshash elementlarning guruhini tuzdi va ularni *triadalar* deb atadi.

Jadval 5.1.

Iogann Debereyner uchtadan triadalar

Li	O	F
Na	S	Cl
K	Se	Br

Keyinchalik 1862 yilda Yulius Lotar Meyer tetradalar guruhini tuzdi. 1864 yilda Aleksandr Reyn NyuLends valentlik asosida elementlarning oktavalari qatorini yaratdi.

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
----	----	---	---	---	---	---	----

D.I.Mendeleyevdan avval olib borilgan bu urinishlarning hech birida elementlar orasida uzviy bog'lanish borligi topilmadi. D.I.Mendeleev o'sha zamonda ma'lum bo'lgan barcha elementlarni ularning atom massalarini ortib borishi tartibida bir qatorga joylashtirdi va elementlarning xossalari ma'lum oraliqlarda, ya'ni davriy takrorlanishini aniqladi. Mendeleev kashf etgan bu qonun davriy qonun deb yuritildi, uni Mendeleev quyidagicha ta'rifladi: "Oddiy

jismlarning xossalari, shuningdek elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlarning atom massalariga davriy ravishda bog'liq bo'ladi". D.I.Mendelev davriy qonunni kashf etishda elementlarning atom massa qiymatlari hamda ularning fizik va kimyoviy xossalarga e'tibor berdi.

Kimyoviy elementlarning bir-biriga o'xshashligi va farqi asosida kimyoning muhim qonunlaridan biri yotishini D.I.Mendeleyevgacha hech kim kashf eta olmadi. Chuqur ilmiy bashorat va taqqoslashlar asosida 1869 yilda D.I.Mendeleyev tomonidan qilingan bu kashfiyot kimyoda yangi davrni boshlab berdi.

D.I.Mendeleyevning kimyoviy elementlar davriy sistemasi

Davr- lar	Uqtar- lar	ELEMENTLAR GURUHLARI										Uqtar- lar																	
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII																				
1	1	H VODOROD 1,008						(H)					He GELIY 4,003																
2	2	Li LITIY 6,941	Be BERILLY 9,012	B BOR 10,811	C UGLEROD 12,011	N AZOT 14,007	O KISLOROD 15,999	F FTOR 18,998					Ne NEON 20,179																
3	3	Na NATRIY 22,990	Mg MAGNIY 24,305	Al ALUMINIY 26,981	Si KREMIY 28,085	P FOSFOR 30,974	S OLTINGUGUK 32,064	Cl XLOR 35,453					Ar ARGON 39,948																
4	4	K KALIY 39,098	Ca KALSIY 40,078	Sc SKANDIY 44,956	Ti TITAN 47,88	V VANADIY 50,942	Cr XROM 51,996	Mn MARGANES 54,938	Fe TEMIR 55,847	Cu KOBALT 63,546	Ni NIKKEL 58,69																		
5	5	Zn MIS 65,38	Ga RUX 69,723	Ge GALLIY 72,63	As GERMANIY 74,922	Se MISHIYAK 78,96	Br SKLEN 79,904							Kr KRIPTIN 83,80															
6	6	Rb RUBIDIY 85,468	Sr STRONSIY 87,62	Y ITTRIY 88,906	Zr SIRKONIY 91,224	Nb NIOBIY 92,906	Mo MOLIBDEN 95,94	Tc TEKNETSIY 98,906	Ru RUBIDIY 101,07	Rh RHOZIY 101,07	Pd PALLADIY 106,36																		
7	7	Ag KUMUSH 107,868	Cd KADMIY 112,411	In INDIY 114,818	Sn QALAY 118,710	Sb SURMA 121,757	Te TELUR 127,60	I YOD 126,905						Xe KSENON 131,30															
8	8	Cs SEZIY 132,905	Ba BARIY 137,327	La* LANTAN 138,905	Hf GAFNIY 178,49	Ta TANTAL 180,948	W VOLFRAM 183,84	Re RENIY 186,207	Os OSMIY 190,23	Ir IRIDIY 192,22	Pt PLATINA 195,084																		
9	9	Au OLGIN 196,967	Hg SIMOB 200,59	Tl TALLIY 204,384	Pb QO'RG'OSHIK 207,2	Bi VISMUT 208,980	Po POLONIY [209]	At ASTAT [210]						Rn RADON [222]															
10	10	Fr FRANSIY [223]	Ra RADIY [226]	Ac** AKTIY [227]	Rf REZEFORDIY [261]	Du DUBNIY [262]	Rg RIBORIY [263]	Bh BORIY [264]	Hs XANNIY [265]	Mt MEYTERIY [266]	Ds DARMSHADTIY [267]																		
11	11	Rg [268]	Uub [269]	Uut [270]	Uuq [271]	Uup [272]	Uuh [273]	Uus [274]						Uuo [275]															
* LANTANOIDLAR 58-71																													
<table border="1" style="width:100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td>Ce SERIY 140,12</td> <td>Pr PRAZIIDIY 140,908</td> <td>Nd NEODIY 144,24</td> <td>Pm PROMETIY [145]</td> <td>Sm SAMARIY 150,36</td> <td>Eu YEVROPIY 151,964</td> <td>Gd GADOLINIY 157,25</td> <td>Th TERBIY 158,905</td> <td>Dy DISPROZIY 162,50</td> <td>Ho GOLIY 164,930</td> <td>Er ERBIY 167,26</td> <td>Tm TULIY 168,934</td> <td>Yb ITTERBIY 173,054</td> <td>Lu LUTETSIIY 174,967</td> <td></td> </tr> </table>															Ce SERIY 140,12	Pr PRAZIIDIY 140,908	Nd NEODIY 144,24	Pm PROMETIY [145]	Sm SAMARIY 150,36	Eu YEVROPIY 151,964	Gd GADOLINIY 157,25	Th TERBIY 158,905	Dy DISPROZIY 162,50	Ho GOLIY 164,930	Er ERBIY 167,26	Tm TULIY 168,934	Yb ITTERBIY 173,054	Lu LUTETSIIY 174,967	
Ce SERIY 140,12	Pr PRAZIIDIY 140,908	Nd NEODIY 144,24	Pm PROMETIY [145]	Sm SAMARIY 150,36	Eu YEVROPIY 151,964	Gd GADOLINIY 157,25	Th TERBIY 158,905	Dy DISPROZIY 162,50	Ho GOLIY 164,930	Er ERBIY 167,26	Tm TULIY 168,934	Yb ITTERBIY 173,054	Lu LUTETSIIY 174,967																
** AKTIINOIDLAR 90-103																													
<table border="1" style="width:100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td>Th TORIY 232,038</td> <td>Pa PROTAKTINIY 231,036</td> <td>U URAN 238,029</td> <td>Np NEPTUNIY 237,048</td> <td>Pu PLUTONIY 244</td> <td>Am AMERIY [243]</td> <td>Cm KYURIY [247]</td> <td>Bk BERKLIY [247]</td> <td>Cf KALIFORNIY [251]</td> <td>Es EINSHTEINIY [252]</td> <td>Fm FERMIY [257]</td> <td>Md MENDELEVIY [258]</td> <td>(No) NOBOLIY [259]</td> <td>(Lr) LOURENSIY [260]</td> <td></td> </tr> </table>															Th TORIY 232,038	Pa PROTAKTINIY 231,036	U URAN 238,029	Np NEPTUNIY 237,048	Pu PLUTONIY 244	Am AMERIY [243]	Cm KYURIY [247]	Bk BERKLIY [247]	Cf KALIFORNIY [251]	Es EINSHTEINIY [252]	Fm FERMIY [257]	Md MENDELEVIY [258]	(No) NOBOLIY [259]	(Lr) LOURENSIY [260]	
Th TORIY 232,038	Pa PROTAKTINIY 231,036	U URAN 238,029	Np NEPTUNIY 237,048	Pu PLUTONIY 244	Am AMERIY [243]	Cm KYURIY [247]	Bk BERKLIY [247]	Cf KALIFORNIY [251]	Es EINSHTEINIY [252]	Fm FERMIY [257]	Md MENDELEVIY [258]	(No) NOBOLIY [259]	(Lr) LOURENSIY [260]																

5.1.-rasm. D.I.Mendeleyevning davriy sistemasi

Davriy qonunga asoslangan kimyoviy elementlar klassifikatsiyasi kimyoviy elementlar xossalari o'rganish va moddalarning tuzilishi haqidagi ta'limotning yanada rivojlanishida juda ham muhim rol o'ynadi.



D.I.Mendeleyev (1834-1907)

D.I.Mendeleyev birinchi bo'lib, hamma kimyoviy elementlar orasida qonuniy bog'lanish borligini kashf etdi. Elementlar sistematikasiga asos qilib ularning nisbiy atom massalarini oldi. U o'sha zamonda ma'lum bo'lgan barcha elementlarni ularning atom massalari ortib borishi tartibida bir qatorga joylashtirdi va elementlarning xossalari ma'lum oraliqlarda, ya'ni davriy takrorlanishini aniqladi. D.I.Mendeleyev kashf etgan bu qonun davriy qonun deb yuritildi, uni Mendeleyev quyidagicha ta'rifladi: *“Oddiy jismlarning xossalari, shuningdek elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlarining atom massalariga davriy ravishda bog'liq bo'ladi”*. D.I.Mendeleyev davriy qonunni kashf etishda elementlarning atom massa qiymatlari hamda ularning fizik va kimyoviy xossalari e'tibor berdi. Elementlarning davriy sistemasida elementlarning kimyoviy va ba'zi fizik xossalari davriy ravishda o'zgaradi. Davriy ravishda o'zgaradigan, ya'ni bir necha elementdan keyin qaytariladigan kimyoviy xossalar quyidagilardan iborat:

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

Elementlarning quyidagi fizik xossalarida davriylik uchraydi:

1) atom hajmlari 2) atom va ionlarning radiuslari 3) optik spektrlari 4) ionlanish potentsiallari 5) suyuqlanish va qaynash haroratlari va boshqalar. Lekin elementlarning yadro zaryadlari, atom massalari, atom issiqlik sig'imlari davriy ravishda o'zgarmaydi. Bu xossalar elementlarning davriy bo'lmagan xossalari

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

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

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

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

5.2. Elementlarning davriy sistemasi

D.I.Mendeleyev davriy sistemasining birinchi variantini 1869 yilda tuzdi. Bu sistemada 63 ta element bo'lib, ular 19 ta gorizontal va 6 ta vertikal qatorga joylashtirilgan edi. Bu variant uzun davrli variant hisoblanadi. Xossalari ketma-ketlikda o'zgaradigan elementlarning qatori, masalan, litydan neongacha yoki natriydan argongacha bo'lgan sakkiz elementdan iborat qatorlar Mendeleyev tomonidan davrlar deb ataldi. Agar bu ikki qatorni birini tagiga ikkinchisini yozsak, unda elementlar quyidagicha joylashishi mumkin:

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

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

Hamma elementlarni qatorlarga taqsimlab va elementlarni xossalari va hosil qiladigan birikmalarning tipiga qarab bir qator tagiga ikkinchisini joylashtirib, Mendeleev elementlar davriy sistemasi deb atalgan jadvalni tuzdi. (5.1-rasm).

1871 yilda D.I. Mendeleevning yaratgan davriy sistemasining ikkinchi varianti e'lon qilindi. U o'nta gorizontal qatorlar va sakkizta vertikal ustunlar yoki guruhlardan iborat bo'lib qisqa davrli varianti hisoblanardi. Mendeleev o'xshash elementlar joylashgan vertikal qatorlarni guruh deb, ishqoriy metallardan galogengacha bo'lgan elementlarning har qaysi gorizontal qatorini davr deb atadi.

Birinchi qatorda faqat ikki element – vodorod va geliy joylashgan. Bu ikki element birinchi davrni tashkil etadi. Ikkinchi va uchinchi qatorlar biz yuqorida ko'rib chiqqan elementlardan tashkil topgan bo'lib, har birida sakkiztadan element bo'lgan ikki davrni hosil qiladi. Uchala davr kichik davrlar deb yuritiladi. 4, 5, 6, va 7 davrlar katta davrlar deyiladi. 4, 5 va 7 davrlarning har qaysisi ikki qatordan tuzilgan. 7 davr tugallanmagan davrdir. Birinchi davrdan boshqa hamma davrlar ishqoriy metall bilan boshlanib, inert gaz bilan tugaydi. Katta davrlarda elementlarning soni ko'p bo'lganligi uchun bir elementdan ikkinchi elementga o'tganda elementlarning xossalari kichik davrdagilarga nisbatan bir muncha sust o'zgaradi. Katta davrlar juft va toq qatorlarga ega. Har qaysi katta davrda elementlarning xossalari ishqoriy metallardan inert gazga o'tgan sayin ma'lum qonuniyat bilan o'zgarib boradi, bundan tashqari elementlarning xossalari har bir juft qator ichida va har bir toq qator ichida ham ma'lum ravishda o'zgaradi. Elementlarning kislorodga nisbatan yuqori valentligi bir elementdan ikkinchi elementga tekis o'zgarib boradi. Lekin davr o'rtasida valentlik maksimumga yetib birdan ikkiga tushadi, so'ngra davr oxiriga qarab yana oshib boradi. Katta davrlarning juft qator elementlari faqat metallar bo'lib, metallik xususiyati chapdan o'ngga borgan sayin pasayadi. Toq qatorlarda chapdan o'ngga borish bilan metallik xossalari yanada zaiflashib, metallmaslik xossalari kuchayadi.

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

Jadvalning veritikal ustunlarida guruhlar joylashtirilgan. Guruhlar asosi yoki bosh (A) va yonaki yoki qo'shimcha (B) guruhchalarga bo'lingan. Jadvalda bunday guruhlarining soni 8 ta bo'lib, guruh nomeri rim raqamlar bilan ko'rsatilgan. Birinchi guruhga kiruvchi elementlarning umumiy R_2O formulaga to'g'ri keladigan oksidlarni hosil qiladi, ikkinchi guruh elementlari RO , uchinchi guruh elementlari R_2O_3 formulaga to'g'ri keladigan oksidlarni hosil qiladi va hokazo. Shunday qilib, har bir guruhdagi elementlarning yuqori valentligi ba'zi cheklanishlarni hisobga olmaganda guruh nomeriga to'g'ri keladi.

2 va 3 davr elementlarini D.I.Mendeleyev tipik elementlar deb atadi. Har qaysi guruh ikkita guruhchaga bo'linadi. Tipik elementlarga ega guruhcha asosiy guruhcha nomi bilan yuritildi. Katta davrlarning toq qatorlari elementlari esa yonaki qo'shimcha guruh (B)deb ataldi.

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

Elementlarning xossalari (atom massasi, valentliklari, kimyoviy birikmalarining asos yoki kislotalilik xususiyatlari va hokazolar) davriy sistemada davr ichida ham, guruh ichida ham ma'lum qonuniyat bilan o'zgaradi. Binobarin, har qaysi element davriy sistemada o'z o'rniga ega va bu o'rin o'z navbatida ma'lum xossalar majmuasini ifodalaydi va tartib nomeri bilan xarakterlanadi. Shu sababli

agar biror elementning davriy sistemada tutgan o'rnini ma'lum bo'lsa, uning xossalari haqida to'la fikr yuritish mumkin. Kimyoviy elementning davriy sistemadagi o'rniga qarab, uning elektron tuzilishini aniqlash mumkin. Buning uchun quyidagi qonuniyatlarni bilish kerak.

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

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

3. IIIB – VIIB guruhlarining qo'shimcha guruhcha elementlari hamda VIIB guruhning qo'shimcha guruhidagi 3 ta element (Fe, Ru, Os) ning atomlaridagi tashqi energetik pog'onaning *s*-pog'onachasidagi va tashqidan oldingi energetik pog'onaning *d*-pog'onachasidagi elektronlarning umumiy soni guruh soniga teng. Masalan reniy 6-davr VIIB guruhining qo'shimcha guruhchasida joylashgan, uning valent qavatlarining elektron konfiguratsiyasi $5d^5 6s^2$ dir.

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

5.3. Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati

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

Mendeleyev o'z davriy qonuni asosida elementlar davriy sistemasini tuzganda hali ko'pgina elementlar noma'lum edi. Mendeleyev o'z davriy

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

1875 yilda fransuz kimyogari *Lekok de Buabodron* ekaalyuminiy xossalari namoyon qiluvchi galliyni (Fransiyaning qadimiy nomi sharafiga atalgan) kashf qildi. 1879 yilda *L.F.Nilson* ekabor xossalari ega bo'lgan skandiyni kashf etdi. 1886 yilda Germaniyada *K.A.Vinkler* ekasilitsiy xossalari o'zida namoyon qiluvchi germaniyni kashf etdi. D.Mendelleyev Ekasilitsiyning 1871 yilda aytgan xossalari 1886 yilda kashf qilingan germaniy xossalari bilan solishtirilgan: Galliy, skandiy va germaniyni kashf etilishi davriy qonunning buyuk tantanasi bo'ldi.

5.2.jadval

Ekasilitsiy va germaniyni xossalari

Ekasilitsiyning xossalari	Germaniyni xossalari
Ekasilitsiy Es suyuqlanuvchan metall, kuchli issiqlik ta'sirida uchuvchan Atom massasi 72 ga yaqin Zichligi 5,5 g/sm ³ atrofida Oksidi oson qaytariluvchan Oksidining zichligi 4,7 g/sm ³ ga yaqin EsCl ₄ suyuqlik, 90 °C atrofida qaynashi kerak, uning zichligi 1,9 g/ sm ³ ga yaqin	Germaniy Ge – kulrang metall 936 °C da suyuqlanadi, undan yuqori haroratda uchuvchan Atom massasi 72,59 gateng Zichligi 20 ⁰ C 5,35 g/sm ³ gateng Oksidi ko'mir yoki vodorod yordamida metallgacha oson qaytariladi Oksidining zichligi 18 ⁰ C 4,703 g/ sm ³ ga teng GeCl ₄ suyuqlik, 83 °C atrofida qaynaydi, uning zichligi 18 °C da 1,88 g/ sm ³ ga teng

Davriy sistema ba'zi bir elementlarning valentligi va atom massasini aniqlashda katta rol o'ynadi. Masalan, berilliy elementi uzoq vaqtgacha alyuminiy atomi deb hisoblanib, uning oksidi formulasi Be_2O_3 holida yozilgan. Berilliy oksidining bu formulasi va foiz tarkibi asosida berilliyning atom massasi 13,5 ga teng deb hisoblanar edi. Davriy sistemaga binoan berilliy jadvalda faqat 1 ta o'rinni egallaydi, bu o'rin Mg ning yuqorisida bo'lishi kerak. Uning oksidi formulasi esa BeO bilan ifodalanishi kerak. Berilliyning atom massasi oksid formulasi asosida 10 ga teng. Bu xulosa uning atom massasini berilliy xlorid bug'ining zichligi asosida aniqlash bilan tezda tasdiqlandi. Davriy sistema ba'zi bir elementlarning atom massalarini to'g'rilash uchun turtki bo'ldi. Hozirda ham davriy qonun kimyoning yo'naltiruvchi prinsiplaridan biri hisoblanadi. Davriy qonunga asoslanib, keyingi o'n yilliklarda davriy sistemadagi urandan keyingi trasuran elementlar sun'iy yo'l bilan hosil qilindi. Ulardan biri 101- element bo'lib, unga Mendelleyeviy deb nom berildi.

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

Pauli tamoyili

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

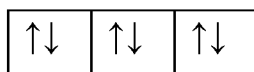
Bir orbitalda joylashgan qarama-qarshi yo'nalishli spinga ega bo'lgan elektronlar, qandaydir orbitalda joylashgan yolg'iz elektron juftlashmagan elektron deb ataladi.

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

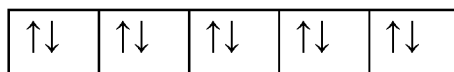
$m_e = 0$ ga teng bo'ladi. Binobarin s -pog'onachada 1 ta orbital bo'ladi. Orbitalni katak holda ifodalash mumkin.

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

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



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



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

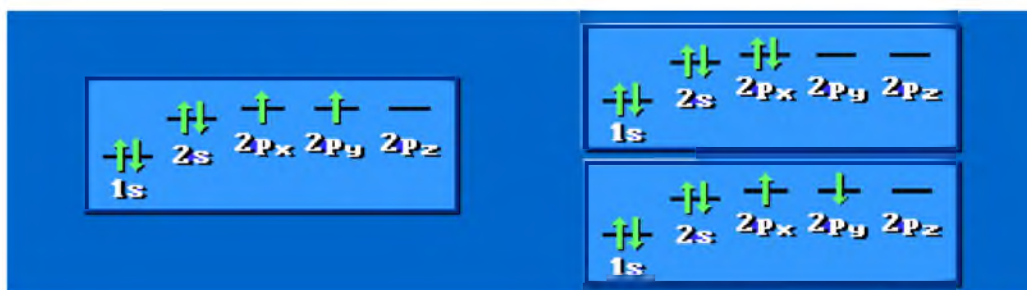
Birinchi energetik pog'ona (K-qavat, $n = 1$) da faqat s -pog'onacha bo'ladi, ikkinchi energetik pog'ona (L-qavat, $n = 2$) s - va p -pog'onachalardan tashkil topgan va hokazo.

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

Elektron qavatlarining ketma-ket elektronlar bilan to'lib borishi tartibi, ya'ni ularning orbitalarda qanday joylashishi masalasi muhimdir. Atomda elektronlar Xund qoidasiga binoan joylashadi. *Qo'zg'almagan atomdagi elektronlarning spinlari yig'indisining absolyut qiymati maksimal bo'ladi.*

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

Xund qoidasiga binoan atomning spinlari yig'indisining maksimal qiymati atomning qo'zg'almagan holatiga to'g'ri keladi, ya'ni atomning mumkin bo'lgan kam energiyaga ega bo'ladigan holatni ifodalaydi. Elektronlarning bundan boshqa har qanday taqsimlanishi atomning energiyasi yuqoriroq bo'lishiga, atomning qo'zg'algan, beqaror holatda bo'lishigaolib keladi. Masalan azot atomning elektron tuzilishini quyidagi formula bilan ifodalash mumkin: $1s^2 2s^2 2p^3$.



5.2.-rasm. Uglerod atomi yacheykada qatsimlanishi 1(a) sxema to'g'ri keladi.

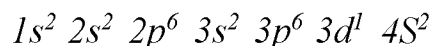
Rasmdagi formulaga C elektronlarning yacheykalarda taqsimlanishini ko'rsatuvchi 3 ta sxema keltirilgan: Qo'zg'almagan atom orbitallarning elektronlar bilan to'lish tartibi quyidagicha: avval eng kam energiyali orbital, so'ng energiyasi ko'proq bo'lgan orbital to'ladi. Atom elektron orbitallarning to'lish tartibining bosh vaorbital kvant sonlari qiymatlariga bog'liqligini *V.M.Klechkovskiy* o'rgangan.

Klechkovskiy bu ikkala kvant soni qiymatining yig'indisi ($n+l$) oshishi bilan elektron energiyasi ham oshishini aniqladi va quyidagi birinchi qoidani kashf etdi:

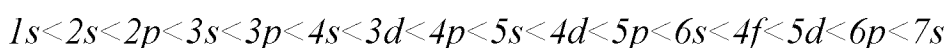
Atom yadrosining zaryadi oshib borganda elektronlar oldin bosh vaorbital kvant sonlari yig'indisi ($n+l$) ning qiymati kichik bo'lgan orbitalni to'ldiradi, so'ngra bu qiymat katta bo'lgan orbitalni to'ldiradi. Masalan, kaliy va kalsiy atomlarning elektron tuzilishi bu qoidaga to'g'ri keladi: 3 *d*-orbital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

Agar ikki orbital uchun $n+l$ yig'indi bir xil qiymatga ega bo'lsa, Klechkovskiyning ikkinchi qoidasi kuchga kiradi: *$n+l$ yig'indi bir xil bo'lganda orbitallarning to'lib borishi bosh kvant soni n ning qiymatini oshib borishi*

tartibida bo'ladi. Masalan, skandiy atomida $n+l$ yig'indining qiymati bir xil bo'lgan 3 ta orbitalardan qaysi oldin elektronlar bilan to'lishi kerak? 3 d -orbital ($n=3, l=2$) uchun $n+l$ qiymat 5 ga, 4 p -orbital uchun ham ($n=4, l=1$) 5 s -orbital ($n=5, l=0$) uchun ham 5 ga teng. Klechkovskiyning ikkinchi qoidasiga muvofiq avval 3 d -pog'onacha ($n=3$) so'ng 4 p -pog'onacha ($n=4$) va oxirida 5 s -pog'onacha ($n=5$) elektronlar bilan to'lishi kerak. Natijada skandiy atomining elektron tuzilishi quyidagi formulaga to'g'ri keladi:



Qo'zg'almagan atom elektronlarning joylanishi quyidagi tartibda bo'ladi:



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

Atom va ionlarning o'lchamlari

Atomlarning elektron bulutlari aniq chegaraga ega bo'lmaydi. Agar oddiy kristalidagi atomlarni bir-biriga tegib turgan shar shaklida deb hisoblasak, ikki shar markazlari orasidagi masofani, atom radiusining ikkilanganiga teng, deb qabul qilish mumkin. Masalan, mis kristallari yadrolari orasidagi eng kichik masofa 0,256 nmga teng, demak, mis atomi radiusi shu qiymatning yarmisiga ya'ni 0,128

nmga teng. Yadro bilan kuchsiz bog'langan tashqi elektron qavatdagi elektronlar atomdan ajralishi va boshqa atomlarga birikishi va ularning tashqi elektron qavatiga joylashishi mumkin. Bir yoki bir necha elektronlarini yo'qotgan atomlar musbat zaryadlangan zarrachalarga, ortiqcha elektronlarni biriktirib olgan atomlar esa manfiy zaryadlangan zarrachalarga aylanishi mumkin. Hosil bo'lgan zaryadlangan zarrachalar ionlar deb nomlanadi.

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

Ionlanish potentsiali. Elektronga moyillik. Nisbiy elektromanfiylik

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

Ionlanish energiyasini elektr maydonida tezlashtirilgan elektronlar yordamida atomlarni bombardimon qilish yordamida aniqlash mumkin. Atomlarni ionlash uchun yetarli darajada elektronlarni tezlatish uchun ketadigan maydonlarning kuchlanishi ayni element atomining *ionlash potentsiali* deb ataladi va volt (V) lar yoki elektronvolt (eV) larda ifodalanadi.

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

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

Masalan, ftorning elektronmanfiyligi $EM = 17,42 + 3,62 = 21,04$ eV, litiyning elektronmanfiyligi $EM = 5,09 + 0,84 = 5,93$ eV ga teng. Elementlarning metallik va metallmaslik xossalarini taqqoslab ko'rish uchun R.Malliken va L.Poling elektronmanfiylikning nisbiy qiymatlaridan foydalanishni taklif qildilar. Buning uchun litiyning elektromanfiyligi 1 deb qabul qilingan. Ayni elementning nisbiy elektronmanfiyligini topish uchun uning elektronmanfiylik qiymatini litiy elektronmanfiyligiga nisbati olinadi. Masalan, ftorning nisbiy elektromanfiyligi $21,04 : 5,9 = 4$ ga tengdir. Ayni elementning turli valent holatlari uchun elektromanfiylikning qiymati bir xil bo'lmaydi. Masalan, marganesning oksidlanish darajasi +2, +4 va +7 ga oshganda, uning nisbiy elektronmanfiyligi mutanosib ravishda 1,4, 2,1 va 2,5 ga teng bo'ladi.

**Elementlarning atom va ion radiuslari, ionlanish energiyasi,
elektronga moyiligining o'zgarish qonuniyatlari**

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

5.2 a) -jadval

Quyida ba'zi elementlarning atom radiuslari (nm da):

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

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

Bitta guruhchada yadro zaryadining oshishi bilan atom radiuslari kattalashib boradi. Bitta guruhchada bir xil miqdordagi yadro zaryadga ega bo'lgan ionlarning radiusi yadro zaryadining ortishi bilan kattalashadi. Buni quyidagi keltirilgan 5.2-jadvalda ko'rish mumkin (ion radiuslari nm da berilgan):

5.2 b) -jadval

Ayrim guruh elementlarining ion radiuslari, (nm)

I guruh	Li ⁺ 0,068	Na ⁺ 0,098	K ⁺ 0,133	Rb ⁺ 0,149
II guruh	Be ⁺² 0,034	Mg ⁺² 0,074	Ca ⁺² 0,104	Sr ⁺² 0,120
VI guruh	O ²⁻ 0,136	S ²⁻ 0,182	Se ²⁻ 0,193	Te ²⁻ 0,211
VII guruh	F ⁻ 0,133	Cl ⁻ 0,18	Br ⁻ 0,196	I ⁻ 0,220

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

Elektronlarning ionlanish energiyasi va elektronga moyillik qiymatlarining davr va guruhchalar bo'yicha o'zgarishini ko'rib chikaylik. Davriy sistemaning bitta guruhchasi bo'yicha ionlanish energiyasi yadro zaryadi ortishi bilan kamayib boradi. Bu elementning metallik xossalarning ortib borishini ko'rsatadi. Buni quyidagi 5.3. jadvaldan ko'rish mumkin.

5.3- jadval

Ba'zi guruhcha elementlari atomlarining ionlanish energiyasi (V)

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

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

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

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

Elektronga moyillikning son qiymati elementning tartib nomeri, davriy sistemadagi o'rni, elektronlar bilan to'lib boruvchi pog'onachaga (bu pog'onacha

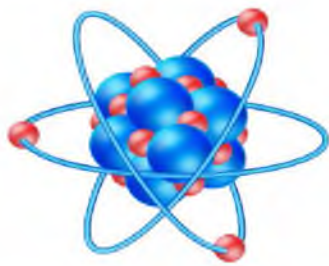
tugallanishiga yaqin bo'lsa, element atomining elektronga moyilligi yuqori bo'ladi) hamda boshqa omillarga bog'liq bo'ladi.

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

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

Takrorlash uchun savollar

1. D.I.Mendeleyev davriy qonunga qanday ta'rif bergan? Davriy qonunning hozirgi zamon ta'rifi qanday?
2. Davr deb nimaga aytiladi?
3. Davrlarda elementlarning taqsimoti bir xildami?
4. Pauli prinsipi qanday ta'riflanadi?
5. Kleychkovski qoidasi nimani isbotlab beradi?



6. KIMYOVIY BOG'LANISH NAZARIYASI

6.1. Kimyoviy bog'lanishning umumiy tavsifi

Atomlarning o'zaro ta'siri natijasida ular o'rtasida kimyoviy bog'lanish vujudga kelib, barqaror ko'p atomli sistemalar, molekulyar ion, kristallar hosil bo'lishi mumkin. Kimyoviy bog'lanish qanchalik mustahkam bo'lsa, uni uzish uchun shunchalik ko'p energiya sarf bo'ladi.

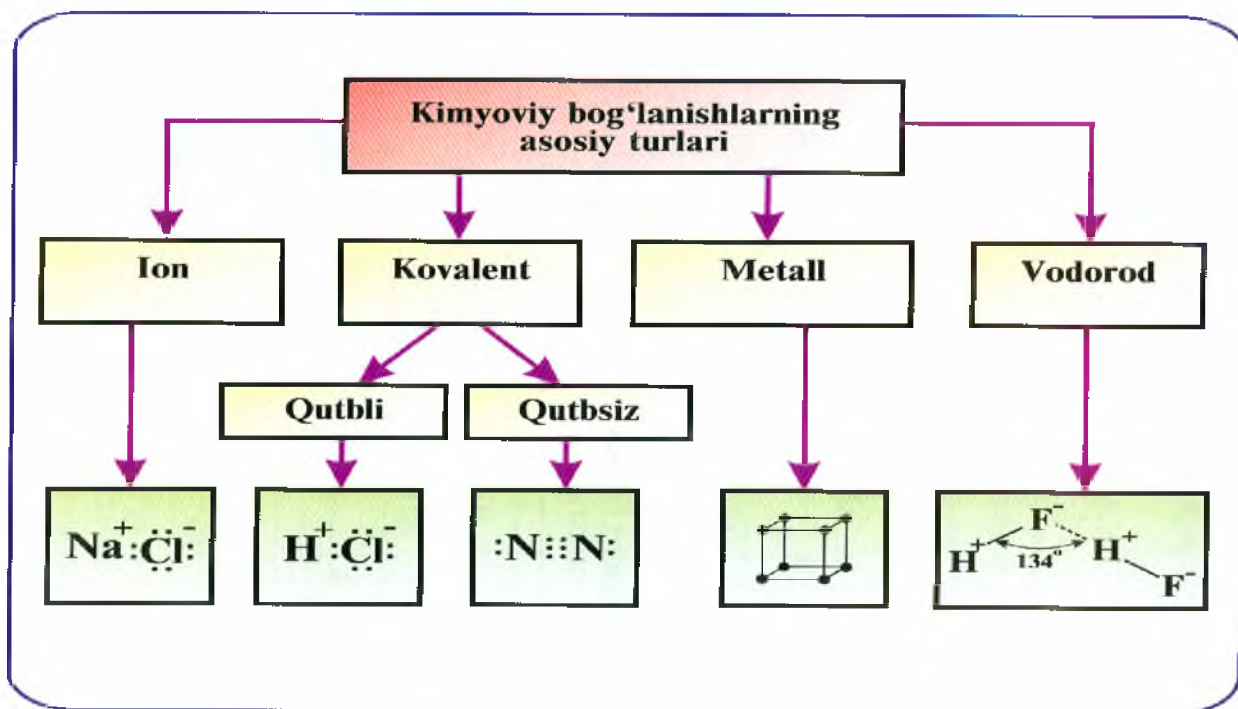
1916 yilda amerikalik, J.Lyuis kimyoviy bog'lanish bir vaqtning o'zida ikkala atomga tegishli bo'ladigan elektron juftlarining hosil bo'lishi hisobiga vujudga keladi, degan fikr bildirdi. Bu g'oya hozirgi zamon kovalent bog'lanish nazariyasiga asos bo'ldi.

Shu yilning o'zida nemis olimi V.Kossel quyidagi fikrni bildirdi: o'zaro ta'sir etuvchi ikki atomdan biri elektron berib, ikkinchisi elektron biriktirib oladi, bunda birinchi atom musbat zaryadlangan ionga, ikkinchisi esa manfiy ionga ayylanib qoladi; hosil bo'lgan qarama-qarshi zaryadli ionlarning o'zaro elektrostatik tortilishi barqaror birikma hosil bo'lishiga olib keladi. Bu fikr ion bog'lanish haqidagi hozirgi zamon tassavurlarini yaratilishiga olib keldi.

Kimyoviy bog'lanishning 4 ta turlari mavjud (6.1-rasm).

- 1) ion
- 2) kovalent
- 3) metall
- 4) vodorod

Kimyoviy bog'lanish turlari



6.1-rasm. Kimyoviy bog'lanishning turlari

6.2. Kovalent bog'lanish

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

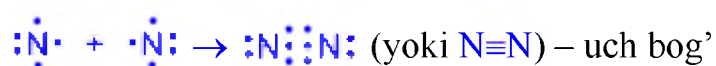
1927 yilda V. Geytler va F. London vodorod molekulasidagi yadrolararo masofa va bog'lanish energiyasi qiymatlarini hisoblab chikdilar va bu qiymatlar eksperimental topilgan qiymatga juda yaqin chikdi. Natijada vodorod

molekulasidagi kimyoviy bog'lanish ikkala atomga tegishli bo'lgan qarama-qarshi yo'nalishdagi spinga ega elektron jufti hosil bo'lishi natijasida vujudga keladi.

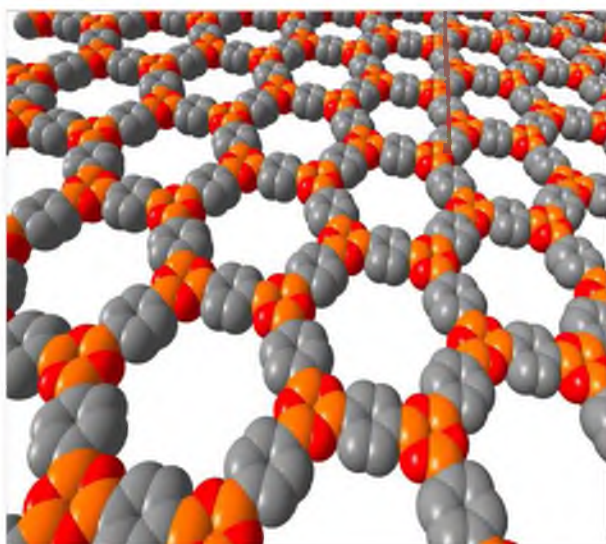
Ikkala atom uchun umumiy bo'lgan elektronlar atomlarning kimyoviy simvollari orasiga joylashtirilgan nuqtalar bilan ko'rsatiladi; qo'shbog' va uch bog'lar esa mutanosib ravishda ikki yoki uch juft umumiy nuqtalar bilan ifodalanadi. Masalan vodorod molekulasining hosil bo'lishini quyidagi sxema bilan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



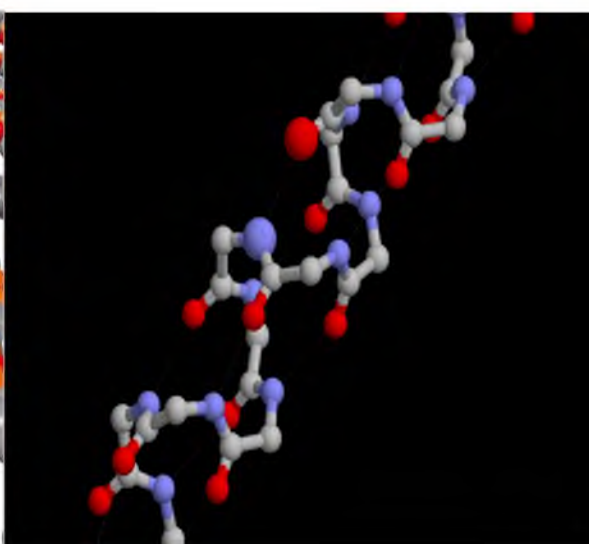
Azot molekulasining hosil bo'lish sxemasi:



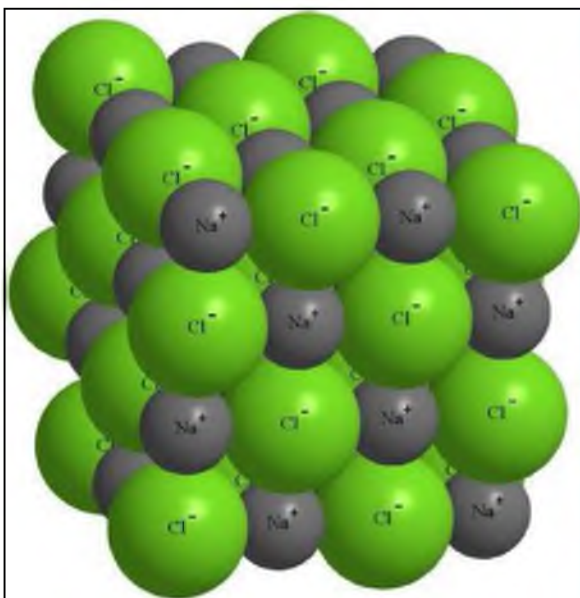
Ikki azot atomining birikib, molekula hosil qilishida uch juft elektronlar umumiy bo'lib qoladi (uch bog'); shu sababli har bir atomning tashqi qavatida sakkiz elektron joylashgan, ya'ni qavat barqaror konfiguratsiyaga ega. Ba'zi murakkab moddalar – ammiak, suv, uglerod (VI)-oksid va metanning molekulari tuzilishini quyidagi sxemalar bilan ifodalash mumkin.



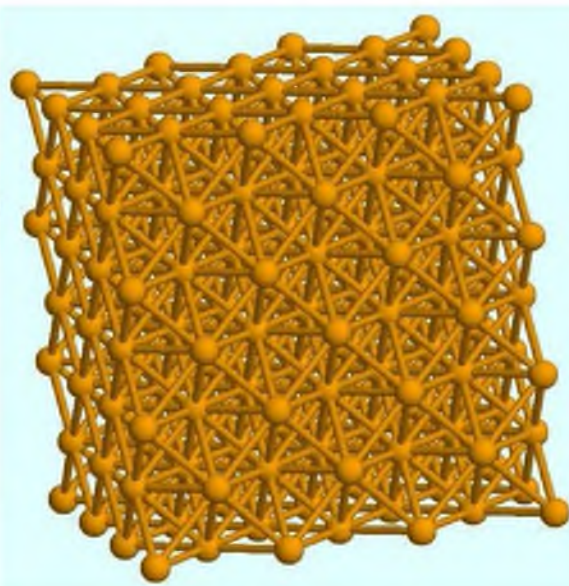
a)



b)



d)



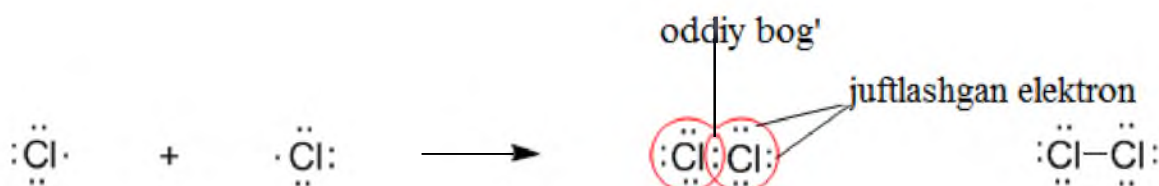
e)

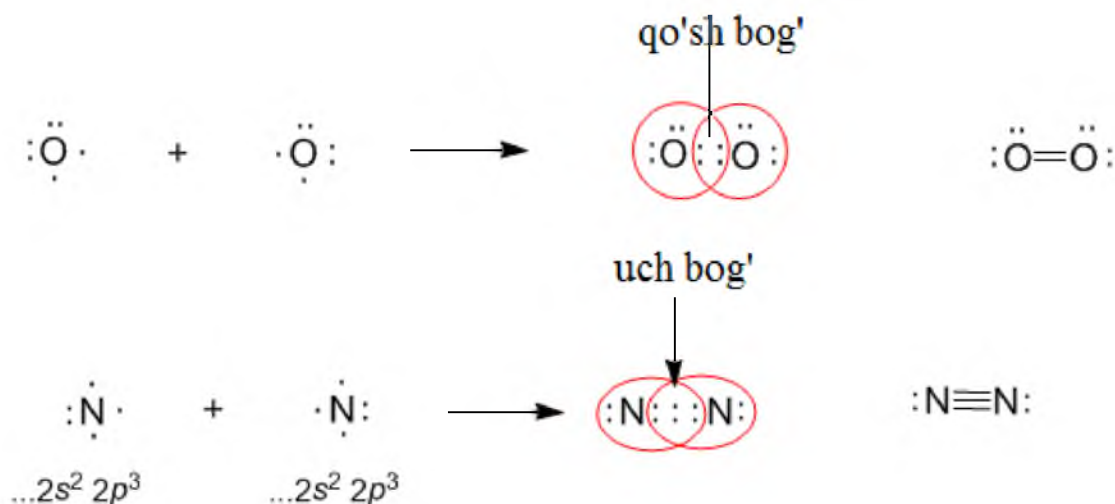
6.2-rasm. Kovalent (a) vodorod (b) ion (d) metall (e) bog'lanishning tuzilishlari

Ayni elementlar atomlarini boshqa atomlar bilan bog'lovchi umumiy elektron juftlar soni yoki boshqacha aytganda atomni hosil qilgan kovalent bog'lari elementning ayni birikmadagi kovalentligi deb ataladi. Masalan, azotning N_2 va NH_3 molekularidagi kovalentligi 3 ga, kislorodning H_2O va CO_2 molekularidagi kovalentligi 2 ga, uglerodning CO_2 va CH_4 molekularidagi kovalentligi 4 ga teng.

6.3. Qutbsiz va qutbli kovalent bog'lanish

Agar ikki atomli molekulula bir element atomlaridan tuzilgan bo'lsa, masalan, Cl_2 , O_2 , N_2 molekulari (6.3.rasm) kovalent bog'lanishni hosil qiluvchi umumiy elektron juftlarining har bir elektron buluti fazoda ikkala atom yadrolariga nisbatan simmetrik taqsimlanadi. Bunday hollarda kovalent bog'lanish qutbsiz yoki gomeopolyar bog'lanish deb ataladi.





6.3-rasm. Cl_2 , O_2 , N_2 molekularida kovalent bog'lanishdagi elektron juftlari
Agar ikki molekula har xil element atomlaridan tashkil topgan bo'lsa, umumiy elektron buluti atomlardan biri tomon siljigan bo'lib, zaryadlar assimetrik taqsimlangan bo'ladi. Bunday kovalent bog'lanishga qutbli yoki geteropolyar bog'lanish deb ataladi.

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

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

Masalan, vodorod xlorid molekulasidagi umumiy elektron jufti elektromanfiyroq bo'lgan xlor atomi tomon siljigan bo'lib, xlor atomida effektiv manfiy zaryad vujudga keladi, vodorod atomida esa absolyut qiymati jihatdan teng bo'lgan effektiv musbat zaryad paydo bo'ladi. Demak, xlorid kislotasi molekulasida qutbli molekula hisoblanadi.

6.4. Kovalent bog'lanishning hosil bo'lish yo'llari va xossalari

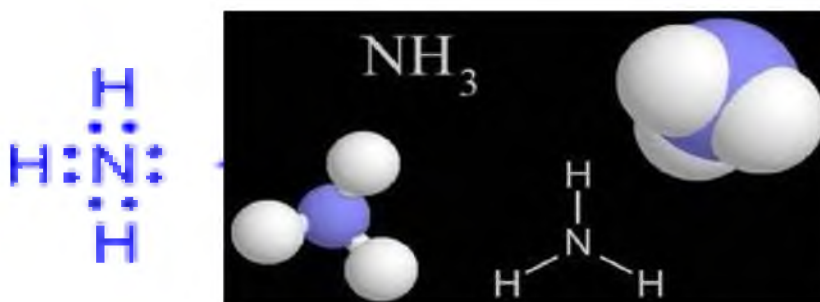
Kovalent bog'lanishni hosil qiluvchi umumiy elektron jufti qo'zg'almagan atomlardagi juftlashmagan elektronlardan hosil bo'ladi. Bu holat masalan, H_2 , HCl , Cl_2 kabi molekularning hosil bo'lishida kuzatiladi. Bunda har bir atom 1 ta juftlashmagan elektronga ega, shunday ikki atomning o'zaro ta'siri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

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

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

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

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

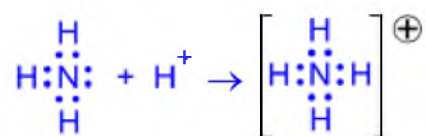


6.4-rasm. Azotatomining 8 tashqi elektronidan 6 tasining 3 ta kovalent bog'i

Azot atomining 6 tasi 3 ta kovalent bog' hosil qilib, ular ham azot uchun, ham vodorod uchun umumiy hisoblanadi. Lekin ikkita elektron faqat azot atomiga

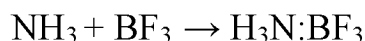
tegishli va taqsimlanmagan elektron juftini tashkil qiladi. Shunday elektron juftlar ham tashqi elektron qavatida bo'sh orbital bo'lgan boshqa atomlar bilan kovalent bog' hosil qilishda ishtirok etishi mumkin. Bunday bo'sh *s*-orbital vodorod ioni H^+ da bor: $\square H^+$

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



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

Tajriba yo'li bilan ammoniy ionidagi to'rttala N-H bog'lar teng qiymatli ekanligi aniqlandi. Demak, donor-akseptor kovalent bog'lanish o'z xossalari jihatidan o'zaro ta'sir etuvchi atomlarning juftlashmagan elektronlari hisobiga vujudga keladigan kovalent bog'dan farq qilmaydi. Donor-akseptor bog'lanish ikki xil molekula orasida ham yuzaga chiqishi mumkin. Masalan, ammiak bilan bor ftorid orasida donor-akseptor bog'lanishning hosil bo'lishi quyidagi tenglamada ko'rsatiladi.



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

Kovalent bog'lanishning to'yinuvchanlik, yo'naluvchanlik, karralilik kabi xossalari bor. Vodorod molekulasini H_2 ga yana bitta vodorod atomining qo'shilishi va H_3 molekulasining hosil bo'lishi mumkin emas. Ayni atom hosil qilinishi mumkin bo'lgan kovalent bog'larning soni chegaralangan. Bu son valent orbitallarning umumiy soni bilan belgilanadi.

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

Kovalent bog'lanishning hosil bo'lishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlarning valent elektron bulutlarining bir-birini qoplashi natijasidir. Bunday qoplash faqat elektron bulutlarning o'zaro ma'lum yo'nalishidagina yuz beradi, qoplash sohasi o'zaro ta'sir etuvchi atomlarga nisbatan ma'lum bir yo'nalishda joylashgan bo'ladi. Boshqacha aytganda kovalent bog'lanish yo'naluvchanlik xossasiga egadir. Masalan, vodorod molekulasida (6.5 a-rasm) atomlar s -elektron bulutlarining qoplanishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlar yadrolarining bog'lovchi to'g'ri chiziq (ya'ni bog' o'qi) yaqinida yuz beradi. Bunday kovalent bog'larga σ -bog' deyiladi. σ -bog' hosil bo'lishida bog' o'qiga ko'ndalang joylashgan p -elektronlar ham ishtirok etishi mumkin. Chunonchi HF molekulasidagi kovalent σ -bog' vodorod atomi $1s$ bulutini fluor atomi $2p$ -elektron buluti qoplashi natijasida vujudga keladi (6.5 b-rasm). F_2 molekulasidagi kimyoviy bog'lanish ham σ -bog'dir, bu bog'ni 2 ta fluor atomining $2p$ -elektron bulutlari hosil qilgan (6.5d-rasm).

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

6.5. Atom elektron orbitallarining gibridlanishi

Atom orbitallarining gibridlanishi haqidagi tassavurlarga muvofiq turli orbitallarga mansub elektronlar ishtirokida kimyoviy bog'lanish hosil bo'ladi, bu elektronlarning bulutlari bir-biriga ta'sir ko'rsatib, o'z shakllarini o'zgartiradi, natijada turli orbitallarining o'zaro qo'shilishi, ya'ni gibridlangan orbitallar hosil bo'ladi. 6.5-rasmda s -orbital bilan p -orbitaldan hosil bo'lgan ikkita sp -gibrid orbitallarining sxematik shakli keltirilgan.



Programming by
Selvin Damer © 2002



Programming by
Selvin Damer © 2002



Programming by
Selvin Damer © 2002

6.5- rasm a) H_2 molekulasidagi σ -bogʻ; b) HF molekulasidagi σ -bogʻ; d) F_2 molekulasidagi σ -bogʻ.

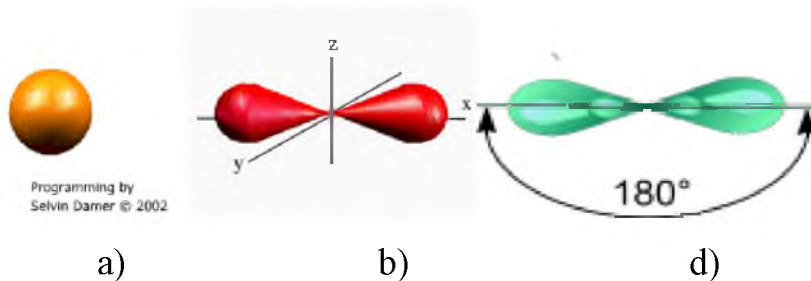


Programming by
Selvin Damer © 2002

6.6-rasm π -bog hosil boʻlishida p -elektron bulutlarining qoplanish sxemasi.

p -gibrid orbitallarda elektron bulutining zichligi yadroning bir tomonida kattaroq boʻlib, ikkinchi tomonida kichikroqdir. Gibrid orbitallar oʻzining kattaroq qismi bilan boshqa atomlarning elektron bulutlarini koʻproq qoplaydi. Gibridlanish natijasida elektron bulutlar tamomila simmetrik shaklni oladi.

Bitta s -orbital bitta p -orbital bilan qoʻshilganda hosil boʻladigan ikkita gibrid orbital 6.7-rasmda koʻrsatilganidek, bir-biriga qarama-qarshi yoʻnalishda joylashgan boʻlib, molekulaning chiziqli yoʻnalishiga sabab boʻladi.

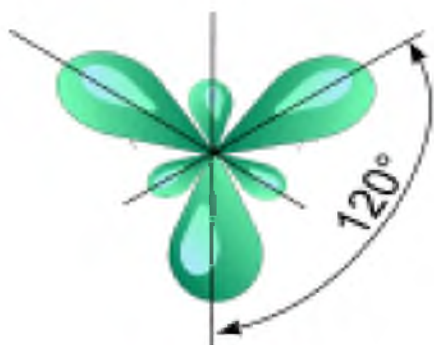


6.7- rasm. s (a) va p (b) –orbitallardan hosil boʻlgan sp -gibrid (v) orbitalning shakli

Masalan, BeF_2 molekulasining hosil boʻlishida sp -gibridlanish kuzatiladi va gibrid orbitallar orasidagi burchak 180° ga teng boʻladi. Hosil boʻladigan gibrid orbitallar soni doimo gibridlanishga ishtirok etadigan dastlabki gibrid

orbitallarning soniga teng bo'ladi. Chunonchi bitta s - va ikkita p -orbitallarning gibridlanishi (sp^2 -gibridlanish) sababli uchta teng qiymatli sp^2 -orbitallar hosil bo'ladi. Bunda gibrid orbitallar bir-biriga nisbatan 120° li burchak hosil qilib joylashgan bo'ladi (6.7-rasm).

sp^2 -gibridlanish asosida hosil bo'ladigan molekulaga misol qilib, BF_3 molekulasini olishi mumkin. Agar gibridlanishda 1ta s - va 3 ta p -orbital ishtirok etsa unda sp^3 gibridlanish yuz berib, 4 ta gibridlangan sp^3 -orbitallar hosil bo'ladi, ular bir-biriga nisbatan $107^\circ 5'$ burchak ostida joylashgan bo'ladi. Bunday gibridlanish metan CH_4 , suv H_2O molekulalarida hosil bo'ladi (6.9-rasm).



6.8-rasm. sp^2 – gibrid orbital-shakli.



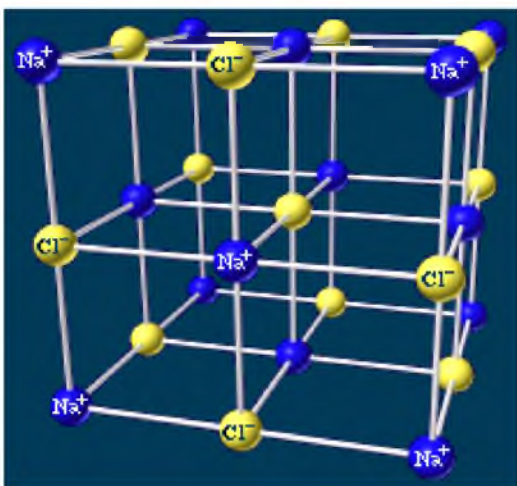
6.9 - rasm. sp^3 – gibrid orbital shakli.

6.6. Ion bog'lanish

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

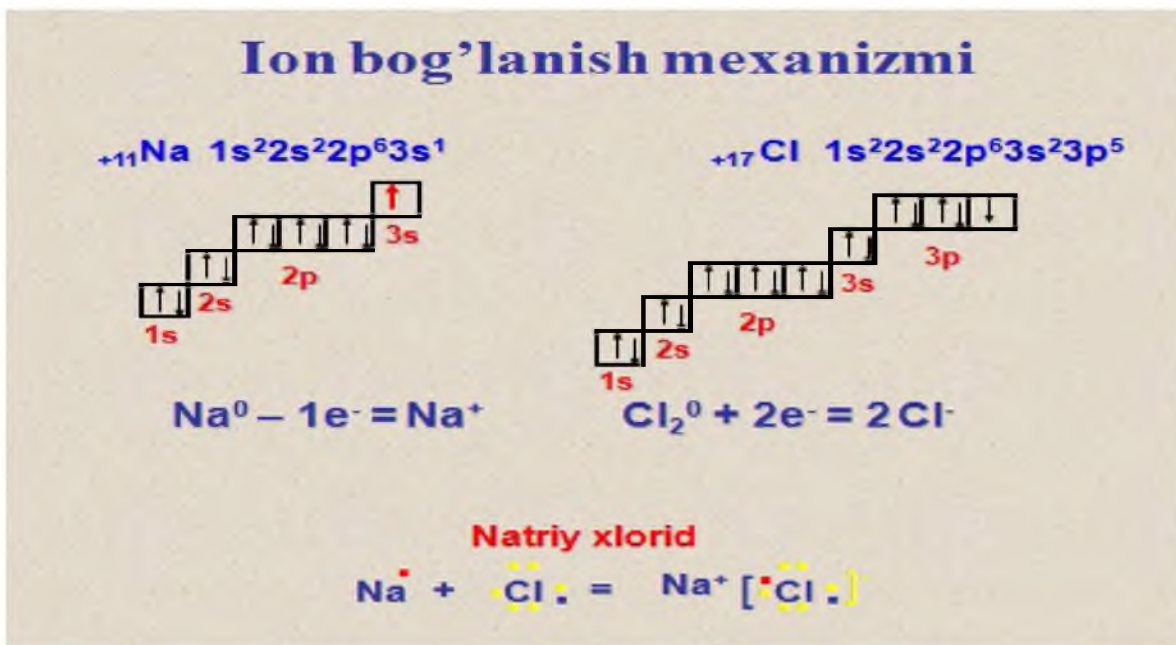
Oddiy ionlar, ya'ni 1 ta atomdan hosil bo'lgan ionlar (masalan, Na^+ , K^+ kationlari, F^- , Cl^- anionlari) yoki murakkab ionlar, yoki ikki va undan ortiq atomlardan hosil bo'lgan ionlar (NH_4^+ kationi, OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-} anionlar) bo'lishi mumkin. Ion bog'lanishli tipik birikmalar qatoriga ishqoriy metallarning

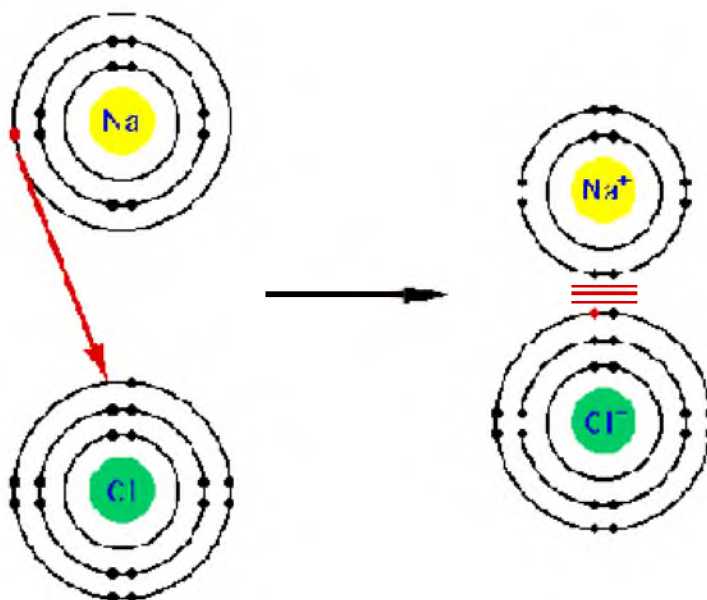
galogenidlari, masalan CsCl, NaCl, NaF, KCl, NaCl, CsF va boshqalar kiradi. Ion bog'lanishni natriy xlorid misolida ko'ramiz (6.10-rasm): Ion bog'lanish kovalent bog'lanishdan yo'naluvchanlik xossasini namoyon qilmasligi bilan farq qiladi. Agar har bir ionni zaryadlangan shar deb qaralsa, ionning kuch maydoni fazoda hamma yo'nalishlar bo'yicha tekis tarqaladi ya'ni ion o'ziga qarama-qarshi zaryadli boshqa ionni har qanday yo'nalishda ham bir tekisda tortadi.



6.10-rasm. NaCl ning ionli kristall panjarasi, kubsimon.

Demak, ion bog'lanish yo'naluvchanlik xossasini namoyon qilmaydi. Agar manfiy va musbat ion o'zaro birikkan bo'lsa, manfiy ion boshqa musbat ionlarni tortish xossasini yo'qotmaydi





6.11-rasm. Ion bog'lanishni NaCl misolida

. Shuningdek, musbat zaryadli ion yonida bitta manfiy ion bo'lishiga qaramay yana manfiy ionlarni o'ziga tortaveradi. Demak, ion bog'lanish, kovalent bog'lanishdan farq qilib, *to'yinuvchanlik xususiyatiga* ega emas. Ion bog'lanishda yo'naluvchanlik va to'yinuvchanlik xossalarini yo'qligi ionli molekulalarning assotsilanishiga ya'ni, ularning bir-biri bilan birikishiga imkon beradi.

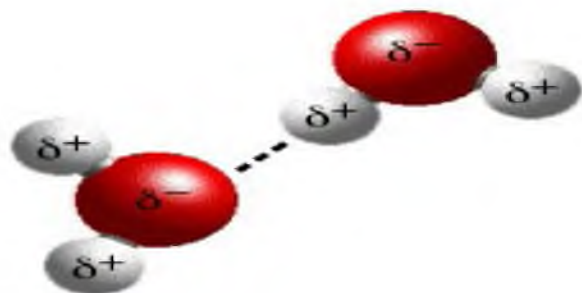
6.7. Vodorod bog'lanish. Molekulalararo ta'sir kuchlar

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

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

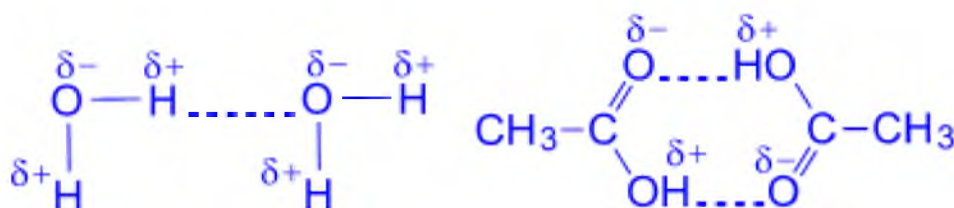
Odatda ayni guruhchadagi elementlarning bir xil tipdagi birikmalari qatorida suyuqlanish va qaynash haroratlari elementning atom massasi ortishi bilan ko'tariladi. HCl – HBr – HJ, va H₂S – H₂Se – H₂Te qatorlarda bu bog'lanish

kuzatiladi. Lekin H_2O va HF ning qaynash haroratlari aksincha yuqori bo'lib chiqdi. 1880 yilda Vodorod bog'lanish tushunchasini fanga M.A. Il'inskiy va N.I. Beketovlar kiritishgan.

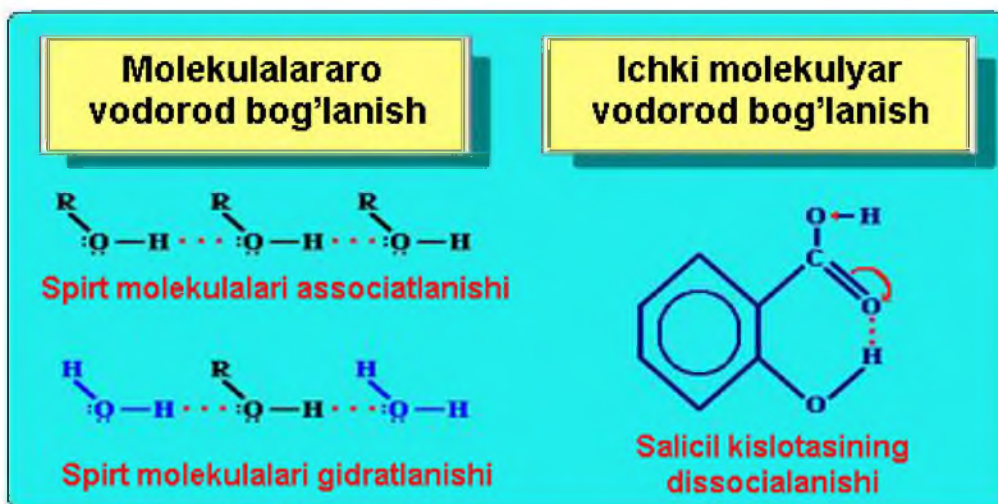


6.12-rasm. Suv molekulasidagi vodorod bog'lanish

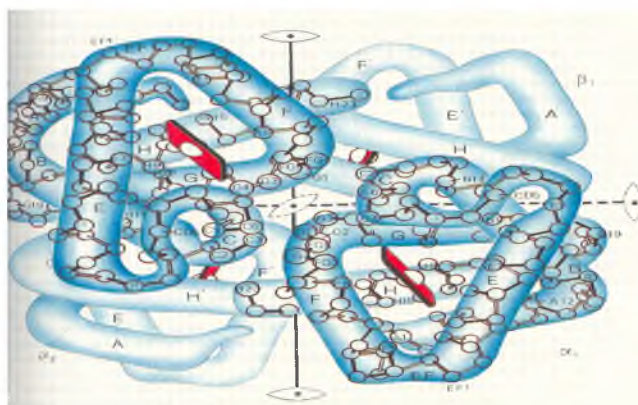
Elektr manfiyligi yuqori bo'lgan atom bilan bog'langan vodorod atomining shunday xususiyati borki, u boshqa elektr manfiyligi yuqori shunday atom bilan yana bitta kimyoviy bog' hosil qilaoladi. Ana shu bog'lanish *vodorod bog'lanish* deb ataladi. Masalan, H_2O , CH_3COOH , HF da vodorod atomi elektroni kislorod, fluor atomiga yaqin joylashganligi tufayli shartli ravishda vodorod atomi musbat zaryadga ega bo'lib qoladi. Boshqa fluor atomining juft elektronlari vodorod ionini o'ziga tortadi, natijada vodorod atomi ikki tomondan bog'lanib qoladi:



(bu yerda punktir chiziq bilan vodorod bog'lanish ko'rsatilgan). Vodorod bog'lanishning energiyasi odatdagi kovalent bog'lanish energiyasi (250-400 kJ/mol) dan ancha kichikdir.



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



6.13- rasm. Oqsil molekulasining to'rtlamchi strukturasiidagi vodorod bog'lanish

6.8. Metall bog'lanish

Metallarning suyuqlanish va qaynash haroratining yuqoriligi, ularni issiqlikning va elektr tokining yaxshi o'tishi, bolg'lanish, yassilanish kabi xossalar ularning eng muhim fizik xossalaridir. Metallarning kristall panjaralarining tuzilishini, ularning fizik xossalarini o'rganish ularda kimyoviy bog'lanishning o'ziga xos bo'lgan turi mavjudligini ko'rsatdi.

Metallarning kristall panjara tugunlarida metall atom ioni joylashgan. Bu atom - ionlar panjara hosil bo'lishida har bir metall atomidan bir yoki bir nechta elektronlarni chiqishi natijasida hosil bo'ladi. Erkin holdagi elektronlar esa xuddi gaz molekulari singari kristall panjaraning bo'shliqlarida erkin harakat qiladi. Bu elektronlarning harakati gaz molekularining harakatini eslatgani uchun ular

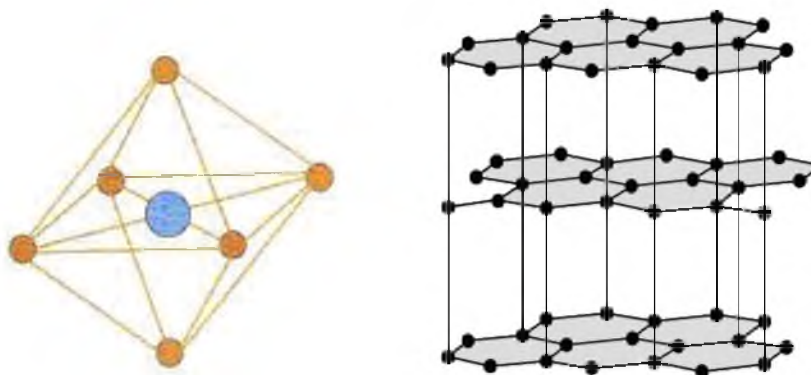
elektron gaz deyiladi. Kristall panjaraning tugunlaridagi metall atom ionlari bilan elektronlar o'rtasida yuzaga keladigan tortishuv kuchlari *metall bog'lanish* deyiladi.

Metall bog'lanish kuchli bo'lib, u asosan barcha metallarning xossalari belgilab beradi. Metallarda erkin valent elektronlar bilan tushuntiriladi.

Qattiq moddalarning tuzilishi

Ko'pchilik moddalar qattiq holatda kristall tuzilishi ega. Har bir modda odatda, aniq shakldagi kristallarni hosil qiladi. Masalan, natriy xlorid kub shaklida, achchiktosh, olmos oktaedr shaklida, grafit, natriy nitrat prizma shaklida kristallanadi (rasm-6.14.).

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



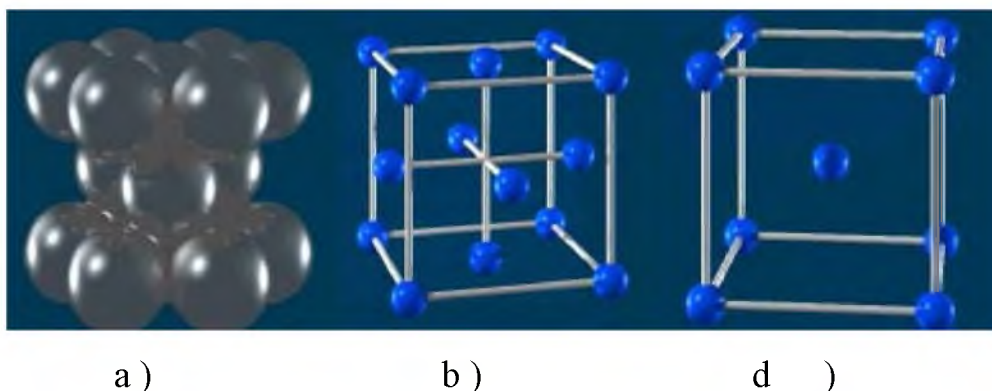
6.14 -rasm. NaCl ning ion va grafitning atom kristal panjaralari

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

Atom panjaralar tugunlarida atomlar joylashgan bo'lib, ular bir-birlari bilan kovalent bog' orqali bog'langan bo'ladi.

Ion panjaralar tugunlarida navbatma-navbat musbat va manfiy zaryadlangan ionlar joylashgan. Ionlar bir-birlari bilan elektrostatik tortilish kuchlari orqali bog'langan bo'ladi. (6-15.rasm). Molekulyar panjaralarning tugunlarida molekulalar joylashgan bo'ladi. Ular bir-birlari bilan molekulalararo kuchlar bilan bog'langandir. Masalan oltingugurt, fluor, suv. Atom panjaralar tugunlarida atomlar joylashgan bo'lib, ular bir-birlari bilan kovalent bog' orqali bog'langan bo'ladi.

Metall panjaralar tugunlarida metall atomlari o'rnashgan bo'lib, ular orasida bu atomlar uchun umumiy bo'lgan elektronlar erkin harakat qiladi.



6.15- rasm. Metall kristall panjaralar:
a- kobalt; b-mis; d-xrom;

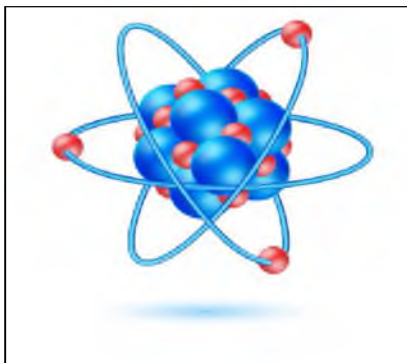
Molekulyar va atom panjaralar kovalent bog'lanishdagi moddalarga, ion panjaralar ionli birikmalarga, metall panjaralar metallar va ularning qotishmalariga xosdir. Atom panjaraga ega bo'lgan moddalar nisbatan kamdir. Ularga o'lmos, kremniy va ba'zi anorganik moddalar kiradi. Bu moddalar yuqori qattqlikka ega ekanligi bilan xarakterlanadi. Ular qiyin suyuqlanuvchan va amaldaxech qanday erituvchilarda erimaydi, chunki bunday moddlar mustahkam kovalent bog'lanishga egadir. Molekulyar panjaraga ega bo'lgan moddlar juda ko'p. Ularga metallmaslar (uglerod va kremniydan tashqari), ion bog'lanishda bo'lmagan hammaorganik birikmalar va ko'pgina anorganik moddalar kiradi. Molekulalararo ta'sir kuchlar kovalent bog'lanish kuchlaridan ancha kuchsiz, shu sababli molekulyar kristallar uncha mustahkam bo'lmaydi, oson suyuqlanuvchan va uchuvchidir. Ion panjaralar hosil qiluvchi moddlar ko'pchilik tuzlar va oz miqdordagi oksidlar

kiradi. Ion panjarali moddalar mustahkamligi jihatdan atom panjarali moddalardan keyinda turadi, lekin molekulyar panjarali moddalardan ustun turadi. Ionli birikmalar nisbatan yuqori suyuqlanish haroratiga ega bo'lib, uchuvchanligi ko'pchilik holarda kam bo'ladi. Shunday qattiq jismlar borki, ularning sinig'ida hech qanday kristall belgisi ko'rinmaydi. Masalan, oddiy shisha sindirib ko'rilsa, unda hech qanday kristall ko'rinmaydi, moddalarning bunday holatiga amorf holati deyiladi.

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

Takrorlash uchun savollar

1. Ion bog'lanish nima va uning xususiyatlari qanday?
2. Kovalent bog'lanishning xossalarini tushuntiring.
3. Donor-akseptor mexanizm bo'yicha kovalent bog'lanish hosil bo'lishga misollar keltiring.
4. Vodород bog'lanish qanday hosil bo'ladi?
5. δ va π bog'lanish qanday hosil bo'ladi. Misollar bilan tushuntiring.



**III-bob. KIMYOVIY JARAYONLARDAGI
ASOSIY QONUNIYATLAR KIMYOVIY
KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT
7. MODDANI ICHKI ENERGIYASI.
TERMOKIMYO. GESS QONUNI.**

7.1. Termokimyoning asosiy tushunchalari

Kimyoviy reaksiyalar energiya chiqishi yoki energiya yutilishi bilan boradi. Ko'pincha bu energiya issiqlik holida ajraladi yoki yutiladi.

Har xil moddalarning o'zaro ta'sirlashuvi natijasida issiqlik ajralib chiqishi bu moddaning reaksiyagacha ma'lum miqdordagi energiyaga ega bo'lganliklarini bildiradi. Moddalardagi energiyaning kimyoviy reaksiyalar vaqtida ajralib chiqadigan bunday yashirin shakli moddaning *ichki energiyasi* deb ataladi.

Kimyoviy o'zgarishlarda molekullardagi energiyaning bir qismi ajralib chiqadi. Reaksiya vaqtida ajralib chiqayotgan issiqlik (reaksiyaning issiqlik effekti) miqdorini o'lchash yo'li bilan moddalarning ichki energiyasini aniqlash mumkin. Ba'zi bir reaksiyalarda nur energiyasining ajralishi yoki yutilishi kuzatiladi. Reaksiyalar vaqtida yorug'lik ajralib chiqsa, ichki energiya issiqlik energiyasi orqali nur energiyasiga aylanadi. Masalan, ko'mir yonganda issiqlik ajralib chiqadi, bu issiqlik hisobiga ko'mir cho'g'lanadi va yorug'lik tarqatadi. Lekin shunday jarayonlar ham borki, ularning sodir bo'lishida ichki energiya bevosita nur energiyasiga aylanadi. Bu jarayon sovuq nurlanish yoki *lyuminetsensiya* deb nomlanadi.

Termokimyo– moddalarning bir agregat holatdan ikkinchisiga o'tishini va kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlarini o'rganadigan sohadir.

Kimyoviy jarayonlar vaqtida sistemaning ichki energiyasi va entalpiyasi (ΔH) o'zgaradi. Bu vaqtda issiqlik yutilishi yoki chiqishi mumkin. Yutilgan yoki chiqarilgan energiya miqdori reaksiyaning issiqlik effekti deyiladi.

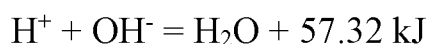
Kimyoviy reaksiya issiqlik chiqishi bilan borsa – *ekzoterlik*, issiqlik yutilishi bilan borsa – *endoterlik* deyiladi. Reaksiyaning issiqlik effektini tajriba yo’li bilan kimyoviy tenglamaga ko’ra nazariy hisoblash mumkin. Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti (ishorasi hisobga olingan holda) ko’rsatilishi bilan yozilgan tenglamaga termokimyoviy tenglama deyiladi. Termokimyoviy tenglama 1 mol modda uchun yoziladi. Ma’lumki, bir moddaning turli agregat holatlarda va kristallik modifikasiyalarda bo’lishi, uning ichki energiyasini turlicha bo’lishini ta’minlaydi. Bu esa issiqlik effektida o’z ifodasini topadi. Shuning termokimyoviy tenglamaalarda moddalarning agregat holatlari ko’rsatiladi.

Neytrallanish issiqligi

Bir gramm-ekvivalent kislota bir gramm –ekvivalent asos bilan o’zaro ta’sir etganda ajralib chiqadigan issiqlik miqdori neytrallanish issiqligi deb ataladi; bu moddalarning xiliga bog’liq emas. Kuchli kislotaning kuchli asos bilan neytralanish issiqligi 57,32 kJga teng.



Bu reaksiyalarning hammasida ham gidroksil ionlari vodorod ionlari bilan birikib H_2O hosil bo’ladi:



7.2. Gess qonuni

Reaksiyalarning issiqlik effektlari hosil bo’ladigan moddaning 1 moliga nisbatan hisoblanadi. Oddiy moddalardan bir mol birikma hosil bo’lganida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu birikmaning *hosil bo’lish issiqligi* deyiladi.

Issiqlik effektlarini reaksiya tenglamalariga kiritish mumkin. Ajralib chiqqan yoki yutilgan issiqlik miqdorini ko’rsatadigan kimyoviy tenglamalar termokimyoviy tenglamalar deb ataladi.

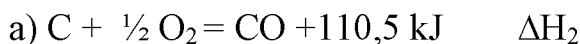
Termokimyoyo qoidasiga ko’ra reaksiya vaqtida issiqlik ajralib chiqsa, reaksiyaning issiqlik effekti musbat (+), issiqlik yutilsa (–) ishora bilan yoziladi.

Termodinamika qoidasiga muvofiq esa reaksiya vaqtida issiqlik ajralib chiqsa, issiqlik effektini manfiy (–) ishora bilan, issiqlik yutilsa musbat (+) ishora bilan koʻrsatiladi. Reaksiyaning issiqlik effekti ΔH uning termokimyoviy issiqlik effekti Q_p ning manfiy ishora bilan olingan qiymatiga tengdir:

$$\Delta H = -Q_p$$

Reaksiyaning issiqlik effektini hisoblash prinsipini 1840 yilda G.I. Gess aniqlagan boʻlib, u quyidagicha taʼriflanadi:

Reaksiyaning issiqlik effekti jarayonning oraliq bosqichlariga bogʻliq boʻlmay, moddalarning dastlabki va oxirgi holatlariga bogʻliqdir. Masalan, karbonat angidrid CO_2 ikki usulda hosil qilingan, birinchi usul quyidagi ikki bosqichdan iborat:



ikkala tenglamaning yigʻindisi:



Bu tenglamalardan koʻrinib turibdiki, 12 g grafit bilan 16 g kislorodning birikishidan hosil boʻlgan 28 g CO 16 g kislorodda yondirilganda yoki 12 g grafit 32 g kislorod bilan toʻgʻridan-toʻgʻri biriktirilgandagi karbonat angidridning hosil boʻlish issiqligi bir xil qiymatga teng. Bu qonun *reaksiya issiqliklari yigʻindisi qonuni* deyiladi. Demak, ayrim bosqichlarning issiqlik effektlari yigʻindisi umumiy jarayonning issiqlik effektiga tengdir:

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

Gess qonuni faqat oʻzgarmas bosim yoki oʻzgarmas hajmdagina oʻz kuchini saqlab qoladi. Gess qonuni tajribada qilib koʻrilmagan kimyoviy reaksiyaning ham issiqlik effektini hisoblab chiqarishga imkon beradi. Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effektini topish uchun reaksiya mahsulotlarinig hosil boʻlish issiqliklari yigʻindisidan reaksiya uchun olingan moddalarning hosil boʻlish issiqliklari yigʻindisini ayirib tashlash kerak:

$$\Delta H_p = \sum \Delta H_{\text{max.s.}} - \sum \Delta H_{\text{dast.mod}}$$

ΔH_p – reaksiyaning issiqlik effekti,

$\sum H_{\max}$ – reaksiya mahsulotlarining hosil bo'lish issiqliklari yig'indisi,

$\sum H_{\text{dast. mod.}}$ – dastlabki moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisi.

7.3. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti

Har xil jarayonlardagi energiya boshqa turda energiyaga aylanishi mumkin. Masalan shamolning energiyasi, suv harakatdagi energiyasi elektr energiyaga aylanadi yoki kimyoviy energiya issiqlik, yorug'lik, elektr energiyasiga aylanish mumkin. Turli xil energiyalarning bir-biriga aylanish qonunlarini *termodinamika* o'rganadi. Kimyoviy jarayonlarda har xil energiyalarning bir-biriga aylanishini kimyoviy termodinamika o'rganadi.

Termodinamika grekcha “terme” issiqlik, “dinamik” kuch so'zlaridan kelib chiqqan. Termodinamika asosida 3 ta qonun kelib chiqqan. Bu qonunlardan kelib chiqqan xulosalar turmushda, fanda texnikada tasdiqlanib kelmoqda. Birinchi marta S.Karno tomonidan termodinamikaning ikkinchi qonuni 1824 yilda ta'riflangan, keyingisi 1842 yilda R.Meyer tomonidan va uchunchi qonun 1906 yilda V.Nernst tomonidan kashf qilingan.

Agar reaksiya o'zgarmas bosimda olib borilsa, ajralib chiqqan yoki yutilgan issiqlik reaksiyaning *o'zgarmas bosimdagi issiqlik effekti* deb ataladi va Q_p bilan belgilanadi. Reaksiya o'zgarmas hajmda olib borilganda esa uning issiqlik effekti Q_v bilan belgilanadi va u reaksiyaning *o'zgarmas hajmdagi issiqlik effekti* deb yuritiladi.

Reaksiyaning o'zgarmas bosim Q_p va o'zgarmas hajmdagi (Q_v) issiqlik effektini aniqlash uchun termodinamikaning birinchi qonuni (energiyaning saqlanish va bir turdan ikkinchi turga o'tishi) dan foydalanamiz. Bu qonun qiyidagicha ta'riflanadi: *Sistemaga berilgan issiqlik miqdori Q uning ichki energiyasining o'zgarishi (U) va sistemaning tashqi kuchlar ustidan bajargan ish A ga sarf bo'ladi:*

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

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Kimyoviy reaksiyalar asosan, o'zgarmas bosim sharoitida olib boriladi. Bunday sharoitda sistema tashqi bosimga qarshi kengayish ishini bajaradi. Bu ishni quyidagicha hisoblash mumkin. Har qanday mexanik ish F kuchning Δl masofa ko'paytmasiga teng: $A = F\Delta l$. Bosim P ga teng bo'lganda F kuchni topish uchun P ni sirt kattaligi S ga teng ko'paytiramiz:

$$F = P \cdot S$$

Agar bu ifodani $A = F \cdot \Delta l$ ga qo'ysak,

$$A = P \cdot S \cdot l \quad \text{yoki} \quad A = P\Delta V$$

kelib chiqadi. Bunga termodinamikaning birinchi qonuni tadbiiq etilsa, va

$$Q_p = \Delta U + P\Delta V, \quad \Delta U = U_2 - U_1 \quad \text{va} \quad \Delta V = V_2 - V_1$$

ekanligi nazarga olinsa

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

bo'ladi. Bu ifodani yana quyidagicha yozish mumkin:

$$Q_p (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1)$$

Agar $U + PV$ ni H bilan belgilasak,

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

kelib chiqadi. Bu tenglamadagi H termodinamik funksiya bo'lib, entalpiya (grekcha «qizdiraman» so'zidan olingan) deb ataladi. Reaksiyaning o'zgarmas bosimdagi issiqlik effekti sistema o'zgarishi (ΔH) ga tengdir: $Q_p = \Delta H$

7.4. Termodinamikaning ikkinchi qonuni

Termodinamikaning birinchi qonuni u yoki bu prosessda energiya balansining yuzaga keltirish imkonini beradi. Biroq prosesslar qanday yo'nalishda va qanday chegaragacha davom etishini aniqlab bermaydi. Bu masalalarga termodinamikaning qonuni to'la javob bera oladi.

Tabiatda sodir bo'ladigan hodisalarni kuzatishda shu narsa ma'lum bo'ldiki ko'pchilik hodisalarda tartibga intilish (masalan, ikkita vodorod atomi o'zaro birikib bitta H_2 molekulasini hosil qiladi) va tartibsizlikka intilish xollari yuz

beradi.(masalan, suvning bug'lanishi, muzning sovuqda bug'ga aylanishi, diffuziya va erish xossalari); ko'p hodisalar o'z-o'zicha, ma'lum yo'nalishda sodir bo'ladi. Bu hodisalar qaytmas tarzda sodir bo'ladi. Ular teskari tomonga bormaydi.

Demak o'z-o'zicha boruvchi jarayonlarning o'ziga xos xususiyatlaridan biri ularning qaytmasligidir. Bundan shunday xulosa chiqarish mumkinki, berk sistemada erkin energiya- o'z-o'zicha minimumga intiladi, chunki minimal energiyaga ega bo'lgan xolat moddaning eng barqaror holatini tashkil etadi.

Vodorodning ikki atomi o'zaro birikib bir molekulasining hosil qilganida ham sistemaning energiyasi minimal qiymatga erishadi. Shu sababli ximiyaviy proseslarning o'z-o'zicha yo'nalishini xarakterlovchi termodinamikaning II konunini G.Lyuis quyidagicha ta'riflashni taklif qildi: *o'z holiga tashlanib qo'yilgan qanday sistema o'z holatini maksimal extimollikka ega bo'lgan yo'nalish tomon o'zgaradi. Sistemaning eng yuqori ehtimollikka ega bo'lgan holatda eng kam tartibni kasb etadi.* Bundanda sistema nixoyatda tartibsiz xolatda bo'ladi. Sistemaning tartibsizligi darajasini xarakterlovchi xususiyat uning entropiyasi bo'lib, ayni holat yoki u yohud bu modda mavjudligining termodinamik extimolliigi logarifmiga proporsional ravishda o'zgaradi. L.Bolsman tenglamasiga muvofiq:

$$S = R \ln W = 8,31 \cdot 2,30 \lg 2 = 5,6 \text{ Joul/molK.}$$

Termodinamikada qaytmas jarayonlar bilan bir qatorda qaytar jarayonlar xam mavjud, suyuqliklarning bug'lanishi, ximiyaviy birikmalarning dissosilanishini misol keltirish mumkin. Qaytar jarayonlarda berk sistemaning entropiyasi o'zgarmay qoladi: $\Delta S = 0$. Ideal toza kristal moddaning entropiyasi absolyut nolga teng bo'ladi.

«Entropiya» tushunchasi Klauzius tomonidan kiritilgan bo'lib, grekcha «o'zgarish» degan ma'noni bildiradi. Entropiyaning birligi 1J/molK dir. Entropiya jismda qancha foydasiz energiya borligini ko'rsatuvchi kattalik bo'lib, jismning holatiga bog'liq funksiya.

Ikkinchi qonunning ikkita klassik ta'rifi ma'lum.

R. Klauzius ta'rifiga ko'ra bajaradigan ishi faqat issiqlikni sovuq jismdan issiq jisimga o'tkazishdan iborat bo'lgan mashinani aylanma protsess yordami bilan yaratish mumkin emas.

Kelvin (Uilyam Tomson) ta'rifiga ko'ra issiqlikni biror rezervuardan (issiqlik manбайдan) olib uni sovutgichsiz, ekvivalent miqdor ishga aylantiradigan mashinani aylanma proses yordamida tuzish mumkin emas. 3) Ikkinchi qonun «energiyaning minimumga intilish prinsipi» tarzida ta'riflanadi: ayni sharoitda sistemaning energiyasi minimal qiymatga ega bo'lganidagina sistema barqaror muvozanat holatni egallaydi. 4) Lyuis ta'rifiga muvofiq, o'z holiga tashlanib qo'yilgan har qanday sistema o'z holatini maksimal ehtimollikka ega bo'lgan yo'nalish tomon o'zgartiradi. 5) Ikkinchi qonun entropiya tushunchasi asosida quyidagicha ta'riflanadi: izolyasiyalangan sistemada faqat entropiya oshib boradigan jarayonlarga uz-uzicha sodir bo'la oladi va jarayon entropiya ayni sharoit uchun maksimal qiymatga erishguncha davom etadi.

6) Termodinamikaning II qonuni uchun matematik ifoda differensial formada

$$dS = \frac{dq}{T}, \text{ integral formada } \Delta S = \frac{q}{T} \text{ dan iborat.}$$

7.5. Kimyoviy reaksiyalarning yo'nalishi

Ma'lum sharoitlarda har bir kimyoviy reaksiya ma'lum yo'nalishda o'z-o'zicha boradi. Tabiiy jarayonlarning sodir bo'lishida ikki kuch ta'sir etishi mumkin:

- 1) har qanday sistema o'zining energiya zapasini kamaytirishga, ya'ni jarayon davomida issiqlik chiqarishga intiladi. Bunday jarayonda entalpiya o'zgarishi manfiy ($\Delta H < 0$) bo'ladi;
- 2) sistema eng yuqori tartibsizlikka o'tishga intiladi. Bu intilish harorat va entropiya o'zgarishi ΔS ga bog'liq. Entropiya moddada yuz berishi mumkin bo'lgan va uzluksiz o'zgarib turadigan holatlarni xarakterlovchi juda muhim funksiyadir.

Modda tartibli holatdan tartibsiz holatga o'tganda uning entropiyasi oshadi. Masalan, suyuqlik bug' holatiga o'tishda, kristall modda suvda eriganda

sistemaning entropiyasi oshadi. Agar bug' kondensatlanib, suyuq yoki kristall holatga o'tsa, moddaning entropiyasi kamayadi.

Agar modda bir holatdan ikkinchi holatga o'tganida uning energiya zapasi o'zgarmasa ($\Delta H = 0$ bo'lsa), bunday jarayon entropiya o'zgarishiga bog'liq bo'ladi va u entropiyaning ortishi tomonga yo'naladi ($\Delta S > 0$ bo'ladi). Agar sistemaning tar-tibsizlik darajasi o'zgarmasa ($\Delta S = 0$ bo'lsa), jarayonning yo'nalishi entalpiyaning kamayishi tomon ($\Delta H < 0$) boradi. Kimyoviy jarayon bo'layotgan sistemada bir vaqtning o'zida ham entalpiya, ham entropiya o'zgarishi mumkin. Bunday hollarda o'zgarmas bosimdagi jarayonlar sistema *izobar potensialining o'zgarishi* bilan amalga oshadi. Bu o'zgarish ΔG bilan ifodalanadi va quyidagi formuladan topiladi:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Agar biror jarayon borishi mumkin bo'lsa, unda ΔG ning o'zgarishi noldan kichik bo'ladi: $\Delta G < 0$. Demak, reaksiya mobaynida G ning qiymati kamayadigan jarayonlargina o'z-o'zidan sodir bo'lishi mumkin. Ayni sharoitda borishi mumkin bo'lmagan jarayonlar uchun: $\Delta G > 0$ dir.

Gibbs energiyasi (izobar potentsiali) tenglamasi

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

ΔH va ΔS bir-biriga qarama-qarshi intilishlarni ifodalaydi, ya'ni ΔH sistemaning tartibsizlik darajasini kamaytirishga, $T\Delta S$ - tartibsizlik darajasini oshirishga intiladi. $\Delta G = 0$ bo'lganida entalpiya faktori uning entropiya faktoriga teng bo'ladi:

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

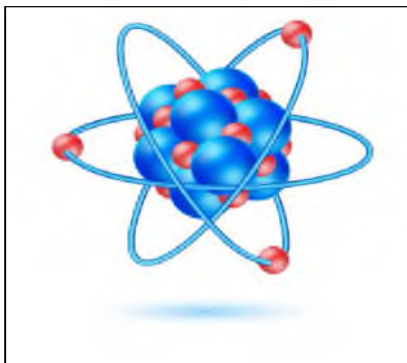
Bu sharoitda sistema muvozanat holatiga keladi. O'z-o'zicha sodir bo'ladigan reaksiyalar uchun $\Delta G < 0$ dir. Bunda 3 ta muhim holat bo'lishi mumkin:

- 1) ΔH ham, $T\Delta S$ reaksiyaning borishiga yordam beradi: buning uchun $\Delta H < 0$ va $\Delta S < 0$ bo'lishi kerak. Bunda asosiy vazifani entalpiya bajaradi.
- 2) Reaksiyaning borishiga faqat ΔH yordam beradi. Buholda ΔH katta manfiy qiymatga ega bo'ladi: $\Delta H < 0$.
- 3) $\Delta H < 0$ bo'lib, entropiya faktori ΔH dan ancha katta bo'lganida ham reaksiya

o'z-o'zicha borishi mumkin. Demak, ekzotermik reaksiya entalpiya faktorining kamayishi, entropiya faktori $T \Delta S$ ning ortishini "bosib ketadi".

Takrorlash uchun savollar

1. Neytrallanish issiqligi nima?
2. Gess qonunining ta'rifi va uning matematik ifodasi.
3. Reaksiyaning issiqlik effekti nima?
4. Entropiya tushunchasini tushuntirib bering.
5. Termodinamika qonunlarini ta'riflab bering.



8. KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT

8.1. Kimyoviy reaksiya tezligi

Kimyoviy jarayonlar tezligi haqidagi ta'limot **kimyoviy kinetika** deyiladi. Kimyoviy reaksiyalar turli xil tezliklarda boradi. Ulardan ba'zilari sekundning bir necha ulushlar ichida batamom tugaydi (portlash reaksiyalari), boshqalari minutlar, soatlar, kunlar davomida amalga oshadi; shunday reaksiyalar ham ma'lumki, ularning borishi uchun bir necha yil va o'n yillar kerak bo'ladi. Bitta reaksiyaning o'zi bir sharoitda, masalan, yuqori haroratda tez, boshqa sharoitda masalan, sovuqda sekin borishi mumkin. Bunda bir xil reaksiyaning tezligi orasidagi farq juda katta bo'lishi mumkin.

Gomogen sistemada boradigan va geterogen sistemada boradigan reaksiyalar bir-birlaridan farq qiladi. Modda yoki moddalar yig'indisiga kimyoda sistema deyiladi. Sistemalar **gomogen** va **geterogen** sistemalarga bo'linadi.

*Bir xil fazadan tashkil topgan sistema **gomogen** sistema deb ataladi.* Gomogen sistemaga misol qilib hohlagan gazlar aralashmasini, masalan, azot bilan kislorod aralashmasini, bir necha moddalarning bitta erituvchidagi eritmasini, masalan, natriy xlorid, magniy sulfat, azot va kislorodning suvdagi eritmasini olish mumkin. Ikkala holda ham sistema bir xil fazalardan tashkil topgan.

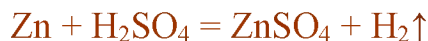
*Har-xil fazadan tashkil topgan sistemaga **geterogen** sistema deb ataladi.* Geterogen sistemaga quyidagilarni misol qilib olish mumkin: muzli suv, cho'kmasi bo'lgan to'yingan eritma va hokazo.

Gomogen sistemada reaksiya sistemaning butun hajmi bo'yicha ketadi. Masalan, sulfat kislotaga natriy tiosulfat eritmasi aralashtirilsa, butun hajmi

bo'yicha oltingugurt hosil bo'lib, eritmaning loyqalanishi kuzatiladi:



Agar reaksiya geterogen sistemada borsa, sistemani tashkil etuvchi fazalari sirtidagina reaksiya amalgaoshadi. Masalan, metallning kislotada qisman erishi:



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

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

$$v_{gomog} = \frac{\Delta n}{\Delta \tau}$$

Geterogen reaksiyaning tezligi

$$v_{geterog} = \frac{\Delta n}{S\Delta \tau}$$

shaklda ifodalanadi.

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

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

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

demak

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

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

Kimyo sanoatida moddalarni ishlab chiqarish apparatlarining o'lchami va unumdorligi, hosil qilinadigan mahsulot miqdori reaksiyaning tezligiga bog'liq. Kimyoviy reaksiyalardan amalda foydalanilganda reaksiyalarning turli sharoitlarda qanday tezlikda borishi, reaksiyaning istalgan tezligiga erishish uchun sharoitni qanday o'zgartirish kerakligini bilish muhimdir. Kimyoviy reaksiyaning tezligi quyidagi omillarga bog'liq:

1. Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga;
2. Konsentratsiya (**massalar ta'sir qonuni**);
3. Harorat;
4. Bosim;
5. Katalizator;
6. Sirt yuzasiga;
7. Hajm, erituvchi va bosh.

8.2. Massalar ta'siri qonuni

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

P.Vaage tomonidan taklif etilgan bo'lib, massalar ta'siri qonuni deb ataladi va quyidagicha ta'riflanadi:

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



reaksiyaning tezligi bu qonunga muvofiq quyidagicha ifodalanadi:

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

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

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

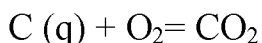
Massalar ta'siri qonunini azot (II)-oksidning oksidlanish reaksiyasi uchun qo'llab ko'raylik:



shu reaksiya tezligining matematik ifodasi:

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

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



uchun massalar ta'siri qonuni quyidagicha yoziladi:

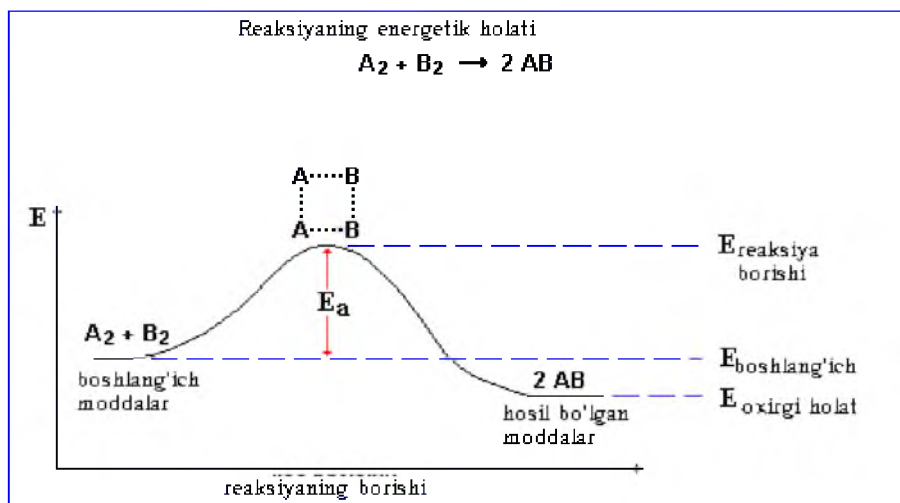
$$v = k^1 \cdot \text{const}[O_2] = k \cdot [O_2]$$

bundan

$$k = k^1 \cdot \text{const}$$

8.3. Reaksiya tezligiga harorat ta'siri

Kimyoviy reaksiyalarning ro'y berishining asosiy sharti reaksiyada ishtirok etuvchi zarrachalarning o'zaro to'qnashishidir. Lekin, zarrachalar o'rtasida sodir bo'ladigan to'qnashishlar natijasida reaksiya boravermaydi. Reaksiyaning borishi, ya'ni yangi molekulalarning hosil bo'lishi uchun avval dastlabki modda molekulalari atomlari orasidagi bog'larni uzish yoki susaytirish kerak. Bunga ma'lum miqdorda energiya sarf etiladi. Agar to'qnashuvchi molekulalar bunday energiyaga ega bo'lmasa, to'qnashish effektiv bo'lmaydi yangi molekula hosil bo'lmaydi. Agar to'qnashuv energiyasi bog'lanishlarni bo'shashtirish yoki uzishga yetarli bo'lsa, atomlar qayta guruhlanishi va yangi modda molekulalari hosil bo'lishi mumkin. Molekulalarning to'qnashishi natijasida yangi modda hosil bo'lishi uchun zarur bo'lgan qo'shimcha energiya *reaksiyaning aktivlanish energiyasi* deb ataladi. Aktivlanish energiyasi kJ/mol bilan ifodalanadi. Aktivlanish energiyasiga ega bo'lgan molekulalar *aktiv molekulalar* deb yuritiladi. Harorat ko'tarilishi bilan aktiv molekulalar soni ortadi va reaksiya tezligi ortadi. Bu ortish reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti bilan xarakterlanadi. Harorat har $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ ga o'zgarganda reaksiya tezligining necha marta o'zgarishini ko'rsatuvchi son *reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti* deb ataladi.



8.1-rasm. A_2+B_2 reaksiyaning energetik holati

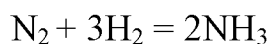
Harorat o'zgarishi bilan reaksiyaning tezligi quyidagicha o'zgaradi.

$$V_{t_{oxir}} = V_{t_{bosh}} \gamma^{\frac{t_{oxr} - t_{bosh}}{10}}$$

$V_{t_{bosh}}$ – reaksiyaning boshlang'ich tezligi $V_{t_{oxr}}$ – reaksiyaning oxirgi tezligi; γ – reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti; t_{bosh} – boshlang'ich harorat; t_{oxr} – oxirgi harorat.

Harorat har 10 °C ga o'zgarganda reaksiya tezligi 2-4 marta ortadi. Bu qonunni birinchi marta Vant-Goff aniqlagan. Reaksiyaning harorat koeffitsiyenti har xil reaksiyalar uchun turlichadir. Uning qiymati ko'pchilik reaksiyalar uchun 2 va 4 oralig'ida bo'ladi. Harorat koeffitsiyenti 2,9 ga teng bo'lsa, haroratni 0°C dan 100 °C ga ko'tarilishi natijasida reaksiya tezligi $2,9^{10}$ marta, ya'ni 50000 marta ortadi. Har xil reaksiyalarning aktivlik energiyasi turlichadir. Ba'zi reaksiyalarning aktivlik energiyasi kam ba'zilarniki esa yuqoridir. Agar aktivlik energiyasi juda kam (40 kJ/mol dan kam) bo'lsa, reaksiyaga kirishuvchi moddalar zarralari o'rtasidagi to'qnashuvlar natijasida kimyoviy reaksiyalar sodir bo'ladi. Bunday reaksiyalarning tezligi yuqori bo'ladi. Misol sifatida eritmadagi ionlar o'rtasidagi reaksiyalarni olish mumkin. Tajribaning ko'rsatishicha bunday reaksiyalar bir daqiqada boradi, ya'ni tezlik bir daqiqaga teng.

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



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

8.4. Katalizator

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

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

Gomogen katalizda katalizator va reaksiyaga kirishuvchi moddalar bitta fazani (gaz yoki eritma) tashkil etadi. Geterogen katalizda esa katalizatorning o'zi mustaqil fazani tashkil etadi. Vodorod peroksidning suvli eritmada katalitik parchalanishi gomogen katalizga misol bo'ladi. MnO_4^{2-} , $Cr_2O_7^{2-}$ ionlar vodorod peroksidning katalitik parchalanishiga sababchi bo'ladi.

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

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

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

Agar reaksiya tezligi katalizatorlar ishtirokida sekinlashsa, bunday katalizga manfiy kataliz deyiladi. Reaksiyaning tezligini sekinlashtiruvchi moddalar *ingibitorlar* deb ataladi. Masalan, temir korroziyasini sekinlashtirish uchun anilin, sulfit kislota eritmasiga glitserin, etil spirt va qalay (II)–xlorid qo'shilsa, sulfitning havo kislorodi ta'sirida oksidlanishi, HCl sintezi O_2 ta'sirida keskin pasayib ketadi.

A v t o k a t a l i z. Kimyoviy reaksiyaning molekularidan biri ta'sirida katalitik tezlashishidir. Masalan, protonlar (H^+) murakkab efirlarning gidrolizini tezlashtirishi mumkin. Avtokatalizda bu protonlar hosil bo'lgan mahsulotning

dissotsilanishi hisobiga hosil bo'ladi. Masalan, etilatsetatning gidrolizlanish mahsuloti – sirka kislota proton (gidroksoniy ioni) lar hosil qilib dissotsilanadi:



Hosil bo'lgan protonlar gidroliz reaksiyasini tezlashtiradi.

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

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

8.5. Qaytmas va qaytar reaksiyalar

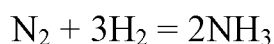
Kimyoviy reaksiyalarni ikki guruhga bo'lish mumkin: qaytmas va qaytar reaksiyalar. Qaytmas reaksiyalar bir yo'nalishda boradigan reaksiyalarga qaytmas reaksiyalar deyiladi. Qaytmas reaksiyada ko'p miqdorda issiqlik ajraladi, gaz modda, cho'kma yoki kam dissosiasiyalanadigan modda hosil bo'ladi. Qaytmas reaksiyalar oxirigacha, ya'ni o'zaro reaksiyaga kirishuvchi moddalardan biri batamom sarf bo'lguncha boradi. Masalan, rux bilan konsentrlangan nitrat kislota o'rtasidagi o'zaro ta'sirni olaylik:



Nitrat kislotaning miqdori yetarli bo'lsa, reaksiyada rux butunlay erib bo'lgach tugaydi. Agar rux nitrat eritmasi orqali azot (IV)-oksid o'tkazilsa, nitrat kislota va

rux hosil bo'lmaydi, ya'ni bu reaksiya teskari yo'nalishda bormaydi. Demak, rux bilan nitrat kislotaning o'zaro ta'siri qaytmas reaksiyadir.

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



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

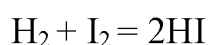
Qaytar reaksiyalar tenglamalarida tenglik ishorasi o'rniga strelka qo'yiladi; bu strelkalar reaksiyani to'g'ri va teskari tomonga borishini ifodalaydi.

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

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

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

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



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

$$v_1 = k_1 \cdot [H_2] \cdot [I_2]$$

$$v_2 = k_2 \cdot [HI]^2$$

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

$$k_1[H_2][I_2] = k_2[HI]^2$$

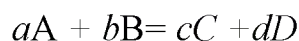
to'g'ri va teskari reaksiyalar tezlik konstantalarining bir-biriga nisbati ham konstanta hisoblanadi:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

U ayni reaksiyaning muvozanat konstantasi K deb ataladi:

$$\frac{k_1}{k_2} = K = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Umumiy qaytar reaksiyaning muvozanat konstantasi quyidagicha:



$$k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d$$

$$K_p = k_1/k_2 = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

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



reaksiyaning muvozanat konstantasi:

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

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

Muvozanat konstantasi K ning qiymati qanchalik katta bo'lsa, reaksiyaning unumi shunchalik ko'p bo'ladi. Shu sababli reaksiyalarning muvozanat

konstantasini bilish kimyo va kimyoviy texnologiya uchun muhim ahamiyatga egadir.

8.6. Kimyoviy muvozanat. Le-Shatel'ye tamoyili

Agar reaksiya sharoiti o'zgarsa, sistema muvozanat holatidan chiqadi, ya'ni to'g'ri va teskari jarayonlarda bir xil o'zgarish bo'lmaydi. Muvozanatning buzilishiga reaksiyaga kirishuvchi moddalardan birining konsentratsiyasi o'zgarishi, bosim va haroratning o'zgarishiga sabab bo'ladi (**Le-Shatelye tamoyili**).

Agar muvozanatda turgan sistemaga qandaydir ta'sir ko'rsatilsa, muvozanat ta'sirini kamaytiruvchi yo'nalish tomon siljiydi. Bu qoidaga **Le-Shatelye tamoyili** deyiladi. Bu tamoyil 1884 yilda fransuz olimi Le-Shatelye tomonidan ta'riflangan.



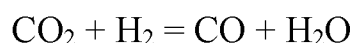
Le-Shatelye (1850-1936)

Uning tamoyili faqat kimyoviy muvozanatga tadbiiq qilinmay, u har xil fizik kimyoviy muvozanatlarga ham taalluqlidir. Qaynash, kristallanish suyuqlanish jarayonlarida sharoitning o'zgarishi bilan muvozanatning siljishi Le-Shatelye tamoyili asosida boradi.

Har bir faktor ta'sirini alohida ko'rib chiqamiz:

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

Masalan:



tenglama bilan ifodalangan muvozanatdagi sistemaga CO_2 qo'shimcha qo'shilsa,

sistema CO₂ konsentratsiyasini kamaytirishga intiladi, ya'ni muvozanat o'ng tomonga siljiydi. Aksincha, agar CO₂ning miqdorini kamaytirsak, sistema uni ko'paytirishga intiladi, ya'ni muvozanat chap tomonga siljiydi;

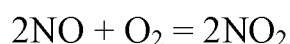
2) Harorat o'zgarganda ko'pchilik kimyoviy reaksiyalarning muvozanati siljiydi. Harorat ko'tarilganda muvozanat endotermik reaksiya yo'nalishi tomon, harorat pasaysa, muvozanat ekzotermik reaksiya yo'nalishi tomon siljiydi. Chunonchi, ammiak sintezi ekzotermik reaksiya hisoblanadi:



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

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

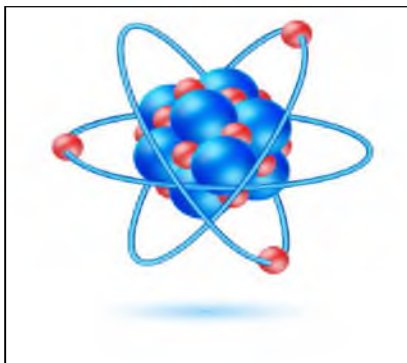
3) Gaz moddalar ishtirok qiladigan va umuman hajmi o'zgaradigan sistemalarida kimyoviy muvozanat bosim o'zgarishi bilan siljiydi.



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

Takrorlash uchun savollar

1. Kimyoviy reaksiya tezligi konstantasining fizikaviy ma'nosi qanday?
2. Nima uchun haroratning ortishi bilan reaksiya tezligi ortadi?
3. Qanday reaksiyalar qaytar va qaytmas reaksiyalar deyiladi?
4. Gomogen va geterogen kataliz nima?
5. Kimyoviy muvozanat nima? Le-Shatelye tamoyilini tushuntiring?



IV-bob. SUV. ERITMALAR. ELEKTROLIT ERITMALAR.
9. SUV. ERITMA KONSENTRATSIYASINI IFODALASH USULLARI

9.1. Suv. Tabiatda suv. Suvning fizik va kimyoviy xossalari

Suv planetamiz yuzasini 70 % ni tashkil etadi. Uning umumiy hajmi 1 mlrd. 345 mln km³ (1m³ 1 mlrd. tonnaga teng). Shundan 1mlrd. 137 mln. km³ yoki 94,1% shoʻr, ichishga yaroqsiz suv boʻlib, dengiz va okeanlarda toʻplangan. Muzliklardagi (quruqlikning 11 % muzliklardan iborat) suv 24 mln. km³ yoki 1,6 % dir. Koʻl va daryolar suvi 231,2 ming km³, atmosfera suvlari 14 ming km³, yer osti suvlari 75 ming km³. Yerda ichishga yaroqli suv miqdori 4-5 mln. km³ yoki 0,3% dir. Muzliklardagi suvni ham qoʻshib hisoblaganda 2% ga yaqin. Hozirgi kunda yer shari aholisining 1/3 qismida ichimlik suvi tanqis boʻlib turibdi.

Suv xalq xoʻjaligining barcha sohalarida, jumladan, kimyo sanoatida ham keng qoʻllaniladi. Buning sababi suvda koʻpgina foydali xossalari (universal erituvchi ekanligi, rangsiz, hidsiz, taʼmsiz, zaharsizligi, issiqlik sigʻimining kattaligi va boshqala) borligidandir. Suv kimyo sanoatida turli maqsadlarda ishlatiladi. Masalan: erituvchi sifatida yuvish ishlarida, ashyolarni flotasiyalashda, isitish, sovoʻtish maqsadlarida, issiq almashtirish jarayonlarida hatto xom ashyo, reagent (masalan: sulʼfat, nitrat, fosfat, kislotalarini, ishqor va asoslarni ishlab chiqarishda, vodorod olishda, gidroliz va gidratlash reaksiyalarida va boshqalarda) sifatida ishlatiladi.

Suvning eng yirik isteʼmolchilaridan biri kimyo sanoatidir. Shuning uchun ham kimyo korxonalarini suv manbaʼlariga yaqin joylarda quriladi. Masalan: ayrim kimyoviy mahsulotlarni 1 tonnasini ishlab chiqarish uchun quyidagicha suv sarflanadi, m³/t: alyuminiy 1500, poʻlat 270, nikelʼ 400, viskoza ipagi 1200, sintetik kauchuk 1600, kapron 2500, nitrat kislota 200, sulʼfat kislota 50, ammiak

1000, fosfor 1500 m³/t, faqat bitta kapron zavodi 120 ming kishi yashaydigan shahar ta'minotiga sarflanadigan suvga teng miqdorda suv sarflaydi.

Hozirgi paytda ishlab chiqarish ehtiyoji uchun, chuchuk suvning umumiy miqdoridan 40% ga yaqini sarflanmoqda. Shuning uchun ham yer sharining ba'zi joylarida ichimlik suvi tanqisligi kuzatilmoqda. Buni oldini olish, kimyo korxonalariga suv sarfiyotini kamaytirish uchun ishlab chiqarishni yopiq sistemaga o'tkazish, ishlatilgan suvni oqizib yubormay, tozalab qayta ishlatish. Ishlab chiqarish texnologiyasini takomillashtirish, suvdan kam foydalanuvchi texnologiya yaratish, suv bilan sovutish sistemalarini havoda sovutish, sistemalariga o'tkazish lozim.

Tabiiy suvlar kelib chiqishiga qarab uch qismga bo'linadi:

1. atmosfera suvlari.
2. yer usti suvlari (daryo, ko'l, dengiz va okean suvlari).
3. yer osti suvlari.

Atmosfera suvlari – yomg'ir va qor suvlari bo'lib, tarkibida begona aralashmalari kamligi bilan xarakterlanadi. Uning tarkibida tuzlar bo'lmaydi. Asosan, suvda erigan gazlar (O₂, CO₂, H₂S, azot oksidlari, oltingugurtning kislorodli birikmalari organik moddalar) bo'ladi.

Yer usti suvlari – daryo, ko'l, dengiz, okean suvlari bo'lib tarkibida D.I. Mendeleev davriy sistemasidagi barcha elementlarni uchratish mumkin. Dunyo okeani suvida 5 – 10¹⁶ t. tuz yerigan holda bo'ladi. Agar buncha tuzni yer shari yuzasiga bir tekisda yozib chiqilsa, 45 m qalinlikda tuz qatlami bilan qoplangan bo'lur edi. Dengiz va okean suvlarida 23-10¹⁵ t – Cl, 83-10¹² t -Br, 8-10⁹ t - I , 16-10¹⁴ t - Mg 48-10¹³ t – K, 1-10¹⁰ t – Au, 28-10⁸ t - Li , bor. 800 mln tonna molibden, 300 mlrd. t. toriy, 20 ming t. radiy, 164 mln. t. kumush bor. Shuning uchun ham keyingi yillarda dengiz va okean suvlaridan turli elementlar, tuzlar ajratib olinmoqda. Hozirgi kunda kimyo sanoati har yili dengiz suvlaridan 200 mln. t. dan ko'proq osh tuzi olinmoqda. Bundan tashqari ko'plab boshqa elementlar: kaliy, magniy, brom, uran, oltin, temir rudasi, qalay va boshqalar ajratib olinmoqda. (1990 yilda dengiz suvidan 2250 t. uran ajratib olindi.)

Yer osti suvlari – artezian, buloq, quduq suvlari bo'lib, uning tarkibi, u suv to'plagan yoki chiqayotgan joyning tuprog'i va tog' jinslarining tarkibi tuzilishiga bog'liq bo'ladi. U suv tuproq qatlamlaridan fil'trlanib o'tganligi tufayli juda tiniq bo'ladi. Tarkibida organik moddalarning qoldiqlari uchramaydi. Kimyo sanoati uchun yirik xom ashyo manba'si bo'lgan minerallasgan yer osti suvlaridan turli kimyoviy birikmalar ajratib olishdi. Masalan: osh tuzi va undan soda ishqor olinadi. Yana brom va yod hamda ularning turli birikmalari ajratib olinadi.

Suv tarkibidagi barcha begona aralashmalar disperslik darajasiga qarab uchga bo'linadi:

1. Dag'al dispers aralashmalar, zarrachalarning diametri 100 nm. dan katta.
2. Kolloid dispers aralashmalar, zarrachalarning diametri 1-100 nm. gacha.
3. Molekulyar dispers yoki chin eritmalar, zarrachalarning diametri 1 nmdan kichik.

Dag'al dispers va kolloid aralashmalar mineral yoki organik moddalar bo'lib ular, asosan turli alyumosilikatlar, silikatlar, gidratlangan silikat kislota, ishqoriy yer metall karbonatlari, metallarning asosiy tuzlari (asosan temirning tuzi), o'simliklarning parchalanish mahsulotlari, planktonlar va boshqalardan iborat bo'ladi.

Suvlar ishlatilish sohasiga qarab, sanoat va ichimlik suvlariga bo'linadi. Ichimlik suvlariga alohida talablar qo'yiladi (bakteriyalar bilan ifloslanganlik darajasi, ta'mi, hidi, rangi). Masalan: umumiy bakteriyalar miqdori 1ml. suvda 100 tadan oshmasligi kerak. Shundan ichak tayoqchasi 1 l. suvda uchtdan ko'p bo'lmasligi kerak. Umumiy tuzlar miqdori 1000 mg/l. dan oshmasligi talab qilinadi.

Sanoat suvlariga bakteriyalar bilan ifloslanganligi (oziq-ovqat va ba'zi biokimyoviy sanoat tarmoqlaridan tashqari) muhim ahamiyatga ega emas. Begona qo'shimchalarning chegaraviy miqdori ishlab chiqarishning harakteriga qarab turlicha bo'ladi.

9.2. Eritmalar haqida tushuncha

Bizning dunyoni tashkil qilgan deyarli barcha gazlar, suyuqliklar va qattiq moddalar kimyoviy birikma holida emas, balki ikki yoki bir necha moddalarning fizik aralashmalaridir. Masalan, shisha va sovun kabi sintetik moddalar, tabiiy dengiz suvi va tuproq kabi murakkab moddalar tarkibidagi aralashmalar 50 dan ortiq bo'ladi. Hatto oddiy bakteriyalar tarkibida 5000 xil modda aralashmalari bo'ladi. Gomogen aralashma-tarkibiy qismlarini bir biridan ajratib bo'lmaydigan, bir-biri bilan chegaralanmagan ikki yoki bir necha moddalar eritmasidan tashkil topgan bir fazali sistema. Geterogen aralashma- ikki yoki undan ko'p fazaga ega sistema. Dispers sistemalar – bu bir-birida bir tekis taqsimlangan kamida ikki komponentdan tashkil topgan sistema. Dispers sistema komponentlari: -dispersion muhit va -dispersion faza.

Dispers sistemalar, dispersion faza zarrachalarining o'lchamiga bog'liq quyidagicha klassifikasiyalanadi:

9.1-Jadval

CHin eritmalar	Kolloid eritmalar		Dag'al dispers sistemalar (suspensiya, emulsiya...)
10^{-8}	10^{-7}	10^{-5}	Zarracha ulchami
	10	1000	sm
	1	100	o
			A
			nm

Dispers sistemalar har xil bo'ladi, chunki ularning fazolari moddalarning uch agregat holatining istagan holatida bo'lishi mumkin. Dag'al dispers sistemalar 2 xil bo'ladi: Suspensiyalar va emulsiyalar. Dispersion muhiti suyuq dispers faza qattiq bo'lsa suspensiya (masalan loyqa suv), suyuq suyuq bo'lsa emulsiya deyiladi (Masalan sut). Dispersion muhit gaz bo'lgan dispers sistemalar aerzollar deb ataladi. Bulut, chang va tutunlar aerzollarga misol bo'ladi (jadval).

Kolloid eritmalar (grekcha soʻzdan colla- yelim idos- oʻxshash) yoki zollar deb ultramikroskop yordamida payqaladigan zarrada kichik boʻlgan dispers sistemalariga aytiladi.

Blarga misol, kraxmal kleysteri, yelimlar tuxum oqsili, jelatina va qon plazmasi (rasm)

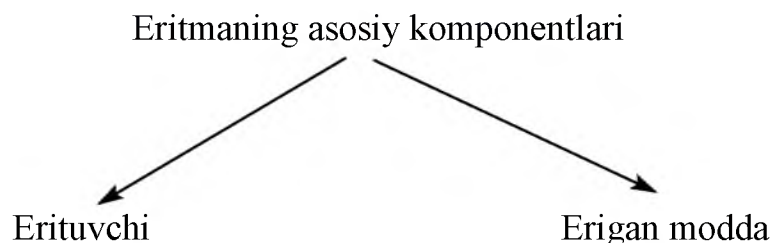


9.1-rasm. Kolloid moddalar a)qon plazmasi, b)jelatinadan marmelad, d)yelimlar.

Eritma - chinakam gomogen sistema. Ikki yoki bir necha komponentdan iborat qattik yoki suyuq gomogen sistema eritma deb ataladi. Oʻz agregat holatini eritmaga oʻtkazadigan modda erituvchi hisoblanadi. Har qanday eritma erituvchi va eruvchi moddalardan iborat boʻladi. Moddalar chegarasiz eriganida eritmada erigan moddaning foiz miqdori 0 % dan 100 % gacha boʻladi. Bunday hollarda eruvchi va erituvchi orasidagi ayirma yuqoladi. Bulardan istaganimizni erituvchi deb qabul qilishimiz mumkin.



Chin eritmalar – bu molekulyar yoki ion dispers sistemalar



$$m_{(\text{eritma})} = m_{(\text{erituvchi})} + m_{(\text{eruvchi modda})}$$

Eritma hajmi erituvchi va eruvchi modda hajmlariga teng emas.

$$V_{(\text{eritma})} = V_{(\text{erituvchi})} + V_{(\text{eruvchi modda})}$$

9.3. Eritmalar konsentratsiyasi va ularni ifodalash usullari

Erituvchida maʼlum ogʻirlik miqdorida yoki maʼlum hajmda erigan modda miqdori eritmaning konsentratsiyasi deyiladi. Eritmaning konsentratsiyasini bir necha usulda ifodalash mumkin.

1. Foiz konsentratsiya;
2. Molyar konsentratsiya;
3. Normal konsentratsiya;
4. Molal konsentratsiya;
5. Titr.

1. Erigan modda miqdori eritmaning umumiy miqdoriga nisbatan foiz hisobida ifodalanadi. Eritma konsentratsiyasini foiz bilan ifodalash uchun 100 g eritmada boʻlgan eruvchi modda miqdori hisoblanadi.

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

bu yerda $C\%$ - eritmaning konsentratsiyasi, a -erigan modda ogʻirligi, v -erituvchining ogʻirligi. Eritma konsentratsiyasini mol-foizlar bilan ifodalash uchun 100 mol eritmada boʻlgan eruvchi moddaning mollyar soni hisoblanadi.

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

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 molekular 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 miqdori g/mol soni bilan ifodalanishiga molyar konsentrasiya deyiladi va C_M xarfi bilan belgilanadi. Agar 1 litr eritmada 1 mol modda erigan bo'lsa 1M, 2mol moda erigan bo'lsa 2M eritma deyiladi. Molyar konsentrasiya quyidagi formula bilan ifodalanadi:

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

bunda C_M – molyar konsentrasiya;

m - erigan moddaning grammlarda ifodalangan massasi

M – Erikan moddaning molekulyar massasi

V – eritmaning millilitrda ifodalangan hajmi

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

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

bunda C_n – normal konsentrasiya

m – erigan moddaning grammlarda ifodalangan massasi

E – erigan moddaning gr-ekv

M – eritmaning ml da ifodalangan hajmi

4. Molal eritma deb 1000 kg erituvchida erigan moddaning miqdori garm-ekvivalentlar soni bilan ifodalanishiga normal konsentrasiya deyiladi va C_m xarfi bilan belgilanadi.

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

bunda C_m – molyal konsentratsiya;

m - erigan moddaning grammlarda ifodalangan massasi

M – Erituvchining massasi

V – eritmaning millilitrda ifodalangan hajmi

5. Titr deb- Bir millilitr eritma tarkibidagi erigan moddaning grammlarda ifodalangan miqdoriga eritmaning titri deyiladi.

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

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

Titrlashda normal eritmalardan foydalanish kerak.

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

bunda V_1 – birinchi eritmaning hajmi

N_1 – shu eritmaning normalligi

V_2 – ikkinchi eritmaning hajmi

N_2 – uning normalligi

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

$$M_{\text{gaz}} = k p_{\text{gaz}}$$

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

p - gaz bosimi, k - proporsionallik koeffitsiyenti

Gazlar aralashmasi eritilganda har qaysi gaz mustaqil ravishda eriydi, ya'ni bir gazning erishiga aralashmadagi boshqa gazlar hech qanday halal 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 P bosimda eriy oladigan gaz hajmi gazning eruvchanlik koeffitsiyenti deyiladi.

Temperatura ko'tarilganda gazning suyuqlikda eruvchanligi kamaya boradi, chunki gazning suyuqlikda erishi kupincha issiqlik chiqarish bilan boradi. Suyuqliklarning suyuqliklarda erishida uch hol bo'lishi mumkin:

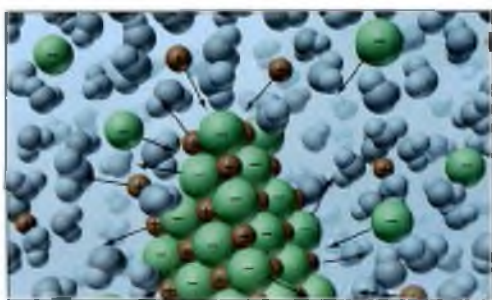
1. Suyuqliklar o'zaro istalgan nisbatda aralashadi (masalan, suv bilan spirt);

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 o'zgarganda kam o'zgaradi. Erish nihoyatda katta (1000 atm) bosim qo'lanilgandagina ko'paya boshlaydi.

Qattiq jismning suyuqlikda eruvchanligi o'zgarmas bosimda t ularning tabiatiga bog'liq, lekin qattiq modda eriganda issiqlik ajralib chiqsa, bu moddaning eruvchanligi temperatura ortishi bilan kamayadi va aksincha.

9.4 Moddalarning eruvchanligi



Qattiq modda erituvchiga tushirilganda uning ionlari yoki molekulari erituvchi molekularining qutblariga tortilishi natijasida erish protsessi boshlanadi. Erish vaqtida erish protsessiga qarshi kristallanish protsessi ham sodir bo'ladi.

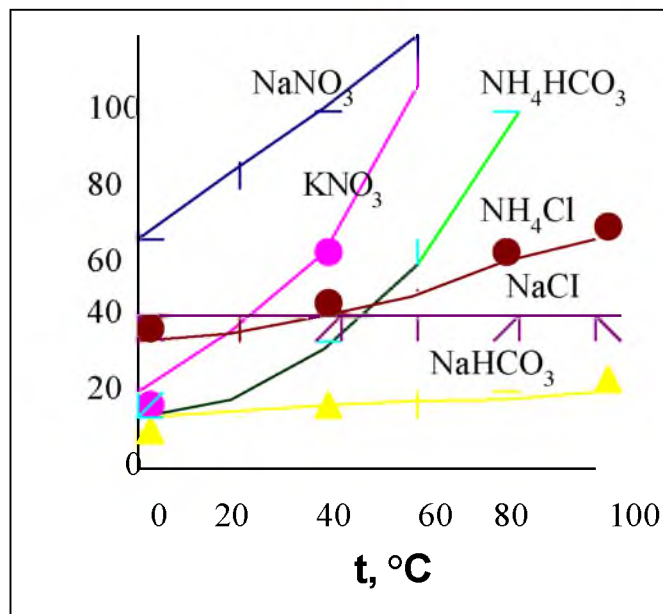
Eritmaga o'tgan zarrachalar qattiq jism sirt bilan uchrashganda qattiq jismga tortilib, qaytadan krisstallanadi. Demak, bu yerda ikki qarama qarshi proses boradi. Dastlab, erish protses tezlashadi. Ma'lum vaqt o'tgandan keyin ikkala protsess tezliklari bir-biriga teng bo'lib qoladi, ya'ni bir sekundda necha molekula eritmaga o'tsa, shuncha molekula qaytadan krisstallanadi. U vaqtda erigan modda bilan erimay qolgan modda orasida dinamik muvozanat qaror topadi, eritma to'yingadi. Shunday qilib, erimay qolgan modda bilan cheksiz uzoq vaqt birga mavjud bo'la oladigan, ya'ni muvozanatda turadigan eritma to'yingan eritma deyiladi. Moddaning biror erituvchida eriy olish xususiyati shu moddaning eruvchanligi deyiladi. Moddalarning eruvchanligi eruvchi moddaning va erituvchining tabiatiga, hamda temperatura va bosimga bog'liq. Ayni moddaning ma'lum temperaturada 100 gr erituvchida erib to'yingan eritma hosil qiladigan og'irlik miqdori uning eruvchanlik koeffitsiyenti (yoki eruvchanligi) S deyiladi.

Nazariy jihatdan olganda mutlaqo erimaydigan moddalar bo'lmaydi. Hatto oltin va kumush ham juda oz darajada bo'lsa ham suvda eriydi. Yuqoridagi eruvchanlik

diagrammasida absissalar o'qiga t° , ordinatalar o'qiga 100 gr suvda erigan modda miqdori qo'yilgan.

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

Modda	Eruvchanligi
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	200 gr
NaCl	35 gr
H_3BO_3	5 gr
CaCO_3	0.0013 gr
AgJ	0.13

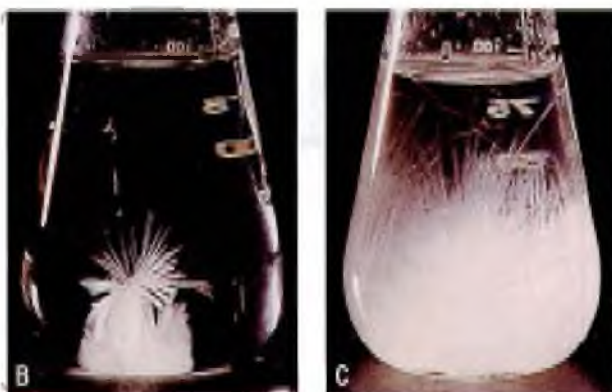


9.5-rasm. Moddalarning eruvchanlik diagrammasi

Diagrammaning chizigida yotuvchi har qaysi nuqta to'yingan eritma konsentrasiyasini, chiziq tepasidagi soxa o'ta to'yingan eritmalar sohasini, chiziqning tagidagi soxa to'yingan eritmalar sohasini ko'rsatadi (9.2.rasm).

$$S = \frac{m_{\text{erigan modda}}}{100\text{g eritma}} \quad S(\text{NaCl})=31 \quad 20^{\circ}\text{C}$$

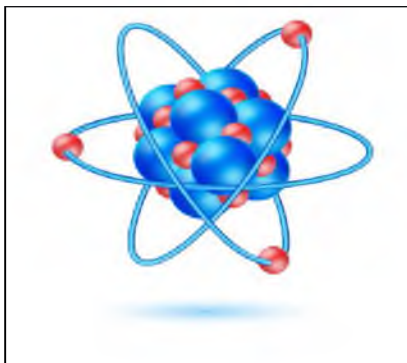
To'yingan eritma ehtiyotlik bilan sovutilganida o'ta to'yingan eritma hosil bo'lishi mumkin, lekin o'ta to'yingan eritma barqaror sistema emas.



9.4- rasm. To'yingan va o'ta to'yingan eritmalar

Agar o'ta to'yingan eritmaga eruvchi moddaning kichkina kristali kiritilar ekan, sistema to'yingan eritmaga aylanib ketib, erigan moddaning ortiqcha miqdori eritmada ajralib chiqadi. Ba'zi hollarda eruvchanlik diagrammasida chiziqning sinishi ko'rsatiladi.

Shunday qilib, eruvchanlik diagrammasini o'rganish orqali eritmada borayotgan kimyoviy jarayonlar haqida to'g'ri xulosa chiqarish mumkin. Eritmalarning xossalriga eritmadagi diffuziya, osmos hodisalari, eritmalarning bug' bosimi, muzlash va qaynash t° lari kiradi.



10. SUYULTIRILGAN ERITMALARNING XOSSALARI. OSMOTIK BOSIM. F.RAUL QONUNLARI

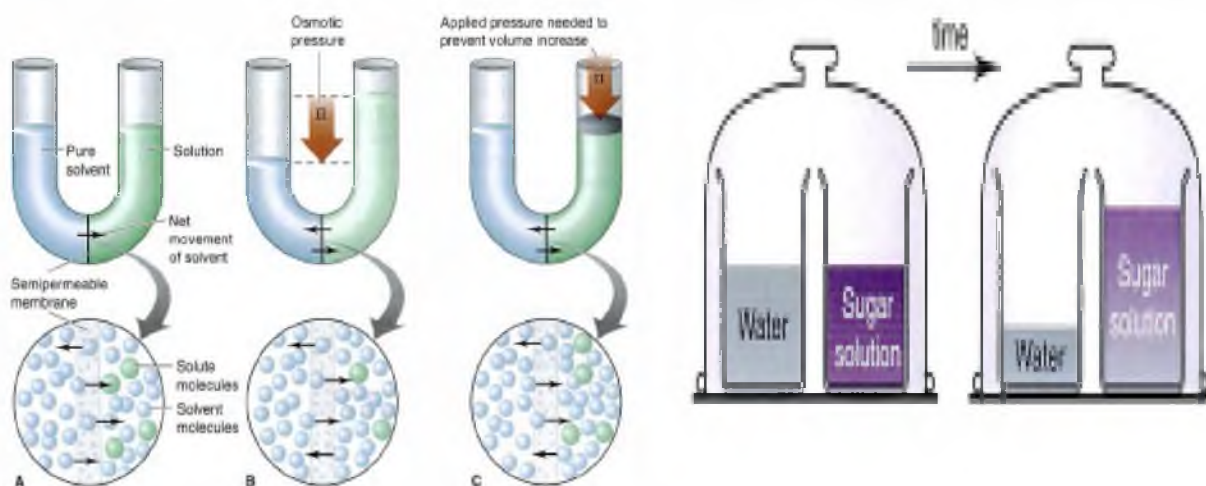
10.1. Eritmaning Osmotik bosimi

Bir modda zarrachalarining ikkinchi modda ichida o'z-o'zicha bir tekisda taqsimlanish protsessi diffuziya deyiladi. Agar konsentrasiyasi kuproq eritma olib, uning ustiga suv quysak, erigan modda zarrachalari suvga o'ta boshlaydi, borib-borib eritma butun idish ichida bir xil konsentrasiyaga erishadi. Eritmalarda diffuziya hodisasini puxta o'rganish natijasida tubandagi qonuniyatla rchiqarilgan.

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 ham yengiladi: har qanday og'ir tuz eritmasi ustiga suv solsak, og'ir zarrachalar yuqoriga ko'tariladi;

4. Diffuziya hodisasida ikkala modda zarrachalari bir-birining orasiga kirishadi. Agar erituvchi bilan eritma o'rtasiga yarim utkazgich parda qo'ysak, bu parda orqali erituvchi zarrachalari eritmaga o'tib uni suyultiradi erituvchi zarrachalarining yarim o'tkazgich parda orqali eritmaga o'tish protsessiga osmos deyiladi.

Osmos hodisasi natijasida har bir eritma ma'lum osmotik bosimga ega bo'ladi (10.1rasm).



10.1- rasm. Osmos hodisasining koʻrinishlari

Suyultirigan eritmalarda bugʻ bosimini kattaligi erigan moddaning konsentrasiyasiga va absolyut temperaturaga proporsional boʻladi, bu bogʻlanishni **Vant-Goff** gazlarning holati tenglamasiga oʻxshash tenglama bilan ifodalaydi.

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

bunda: P_{osm} - eritmaning osmotik bosimi;

C - eritmaning molyar konsentrasiyasi; R - gazlarning universal doimiysi;

T - absolyut harorat.

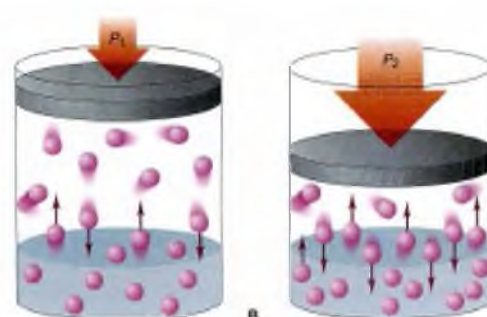
Eritmaning molyar konsentrasiyasi m/MV ga teng boʻlgani uchun, bu ifodani C oʻrniga qoʻysak, Vant-Goff tenglamasi quyidagi koʻrinishga toʻgʻri keladi:

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

bunda M-erigan moddaning molekulyar massasi. m - erigan moddaning grammlarda ifodalangan massasi; V - eritmaning litrda ifodalangan hajmi. T- harorat.

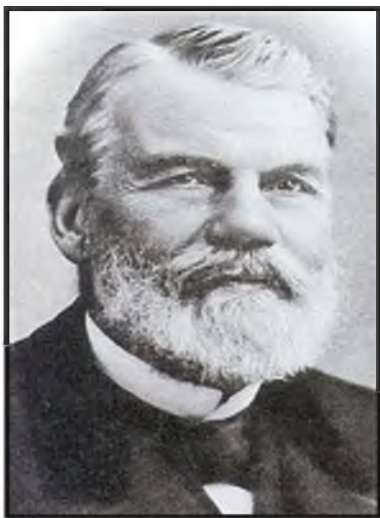
10.2 Raul qonunlari

Berk idishdagi suyuqlik yuzasidagi boʻshliqda suyuqlikning bugʻlanish va bugʻlangan suyuqlikning kondensatlanishi orasida muvozanat vujudga keladi. Suyuqlik bilan



muvozanatda bo'lgan bug' to'yingan bug' deyiladi. To'yingan bug'ning idish devoriga beradigan bosimi shu suyuqlikning to'yingan bug' bosimi deyiladi.

To'yingan bug' bosimi temperaturaga bog'liq bo'lib, ayni moddaning xarakterli xususiyati hisoblanadi.



Fransua Mari Raul (1830- 1901)

Suyuqlikda uchuvchan bo'lmagan 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. **F.Raul** 887 yilda juda ko'p tajribalar o'tkazib, quyidagi qonunni ta'rifladi: **elektrolitmas moddalarning suyultirilgan eritmalarida o'zgarmas temperaturada bug' bosimining pasayishi ma'lum miqdordagi erituvchida erigan moddaning massasiga to'g'ri proporsional bo'lib, modda tabiatiga bog'liq emas.**

Eritma ustidagi bug' bosimining nisbiy pasayishi erigan modda mollar sonining erituvchi va eruvchi moddalar mollar soni yigindisining nisbatiga son jihatdan teng bo'ladi.

$$\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{n_1}{n_1 + n}$$

bunda ΔP - eritma yuzasida toza erituvchini bug' bosimining pasayishi, P_0 - toza erituvchining bug' bosimi; n_1 - erigan moddaning mollar soni, n - erituvchi moddaning mollar soni

10.3. Qaynash va muzlash temperaturari

Eritmalar toza erituvchilarga nisbatan yuqoriroq temperaturada qaynaydi va pastroq temperaturada muzlaydi. *Erituvchi bilan eritmaning qaynash temperaturalarini orasidagi farqni eritmaning qaynash temperaturasining ko'tarilishi, muzlash temperaturalarini orasidagi farqni esa eritmaning muzlash temperaturasining pasayishi deyiladi.*

1000 g erituvchida 1 mol modda eritilishidan hosil bo'lgan eritma muzlash temperaturasining pasayishi ayni erituvchi uchun uzgarmas qiymatga ega bulib, uni shu erituvchining *krioskopik konstantasi* (Kk) deyiladi.

Qaynash temperaturasining ko'tarilishi ham o'zgarmas qiymatga ega bo'lib, uni erituvchining *ebulioskopik konstantasi* (Ke) deyiladi. Suv uchun $Ke=0.52^{\circ}$; $Kk=1.86^{\circ}$

Suyultirilgan eritmalar qaynash temperaturasining ko'tarilish yoki muzlash temperaturasining pasayishi Eritmaning molyar konsentrasiyasiga to'g'ri proporsional bo'ladi (Raul qonuni).

$$\Delta t_{\text{muz}} = Kk \cdot C \qquad \Delta t_{\text{qay}} = Ke \cdot C$$

bunda Δt_{muz} - eritma muzlash temperaturasining pasayishi

Δt_{qay} - eritma qaynash temperaturasining ko'tarilishi, C- eritmaning molyar konsentrasiyasi

Eritmaning molyal konsentrasiyasi ifodaga teng. Shuning uchun

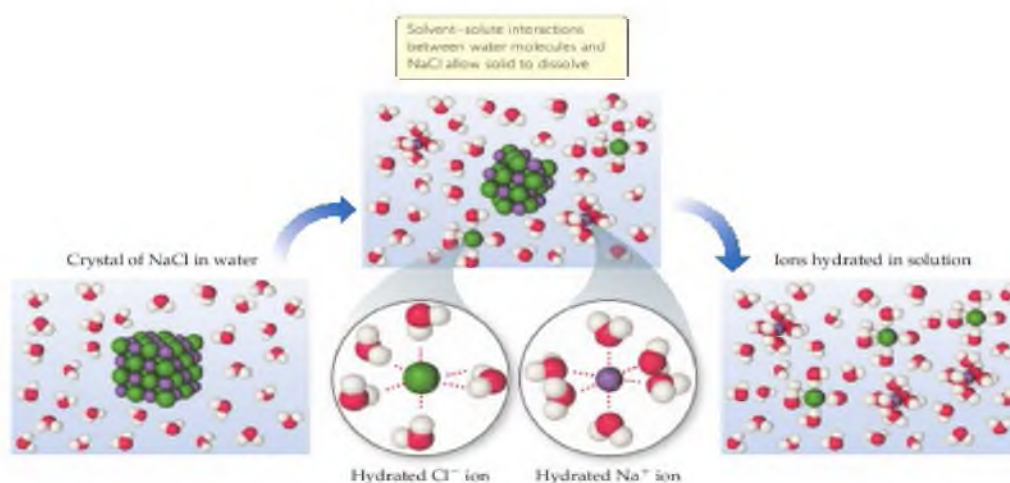
$$\Delta t_{\text{muz}} = Kk \cdot 1000$$

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

Bu tenglamalardan foydalanib, eritmaning qaynash temperaturasining ko'tarilish yoki muzlash temperaturasining pasayishini, erigan moddaning molekulyar massasini, erituvchi moddalarning miqdorini, hamda erituvchining krioskopik va ebulioskopik konstantalarini hisoblash mumkin.

Geterogen sistema ham bir komponentdan iborat bo'lishi mumkin, lekin gomogen sistemadek bir fazali bo'lmaydi. Masalan: muz, suv va bug'. Demak, bu sistema bir komponentli uch fazali geterogen sistema bo'ladi. Shakar eritmasi olinsada, uning tagida erimay qolgan kristallari bo'lsa ikki fazali, ikki komponentli

geterogen sistema bo'ladi. Shakar kristallari qattiq faza, eritma esa suyuq faza bo'ladi. Bir necha qattiq moddalar aralashmasi bir necha qattiq fazalari bo'lgan geterogen sistemalaridir.

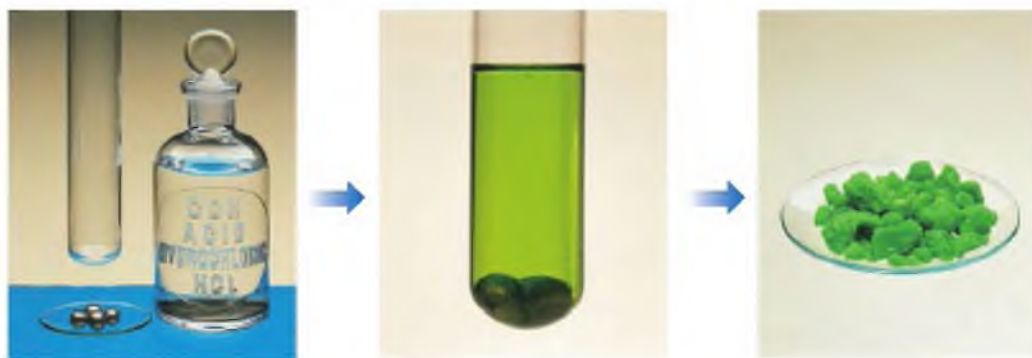


10.2- rasm. Osh tuzi va suv molekularining o'zaro ta'siri

«Ikki yoki bir necha komponentlardan tashkil topgan bir jinsli gomogen sistemaga eritma deyiladi» Suvli eritmalar asosan ikki komponentlardan iborat. Bunda suv erituvchi, erigan modda esa ikkinchi komponentdir.

10.1-jadval

Moddalar	Massasi % xujayra- dagi	Turlari soni	Molekulal ar soni
Suv	70.0	1	$5 \cdot 10^{10}$
Ionlar	1.0	20.0	-
Qandlar	3.0	20	$3.0 \cdot 10^8$
Aminokislotalar	0.4	100	$5.0 \cdot 10^7$
Yog'lar	2.0	50	$3.0 \cdot 10^7$
Nukleotidlar	0.4	200	$1.0 \cdot 10^7$
Boshqa uncha katta bo'lmagan molekulalar	0.2	~200	-
Makromolekulalar (oqsillar, polisaxaridlar)	23	~500	$6 \cdot 10^6$



10.3- rasm. Kimyoviy birikmalarning umumiy ko'rinishi

Eslatamiz: aralashma quyidagi tavsiflar bilan xarakterlanadi: uning tarkibi o'zgarishi mumkin; u o'zida komponent xossalarini saqlab qoladi.

Eritma bu gomogen sistema ya'ni u bir fazadan tashkil topgan. Geterogen aralashma ikki va undan ortiq fazadan tashkil topgan.

Betondagi toshlar yoki shampanidagi pufakchalar ikkala sistema ham bevosita geterogen ekanligini ko'rsatadi. Ammo tutun va sut ikkala komponentning juda kichkina zarrachalaridan tashkil topgan geterogen sistemadir va shuning uchun gazlar ko'rinmaydi. Eritmalarning tutunlardan farqi shundaki ularda barcha zarrachalar individual atomlar ionlar yoki molekulalardan iborat.

Moddalar chegarasiz eriganda eritmada erigan moddaning foiz miqdori 0 dan 100% gacha bo'ladi. Bunday hollarda eruvchi va erituvchi orasidagi ayirma yo'qoladi. Bulardan istaganimizni erituvchi deb qarashimiz mumkin. Masalan suv + spirt, suv + HNO_3 , agarda dispres sistemadagi ikkala modda bir agregat holatda bo'lsa erituvchi vazifasini ko'p miqdorda olingani bajariladi.

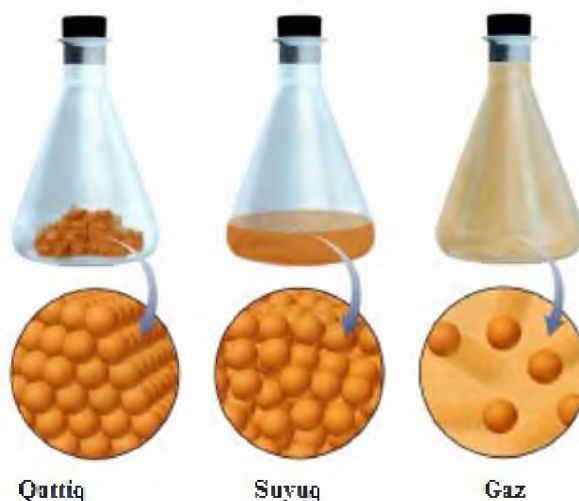
Lekin juda ko'pchilik moddalar ayni haroratda ma'lum chegara qadar eriydi. Masalan: uy haroratda osh tuzining suvdagi eritmasi 36,5% dan oshmaydi.

Xuddi shuningdek 20°C da HNO_3 ning eruvchanligi ham 25% ni tashkil qiladi.

Eritmalarning fizik xossalari erigan modda miqdori ortishi bilan o'zgaradi. Ko'pincha eritma hosil bo'lganida hajmiy va energetik o'zgarishlar yuz beradi. Eritmalar jonli va jonsiz tabiatda, fan va texnikada katta rol o'ynaydi. Hayvon va o'simlik organizmidagi fiziologik protsesslar, ko'pchilik sanoat jarayonlari asosan eritmalarda sodir bo'ladi.

Eriydigan moddalar erituvchida eritma hosil qilish bilan eriydi, bunda erituvchi asosiy komponent hisoblanadi. Shunday hollar boʻladiki ikkala modda bir – birida istalgan nisbatda eriydi, u holda eriydigan modda va erituvchi terminlari oʻz maʼnosini yoʻqotadi. Erituvchining fizikaviy holati eritmaning fizikaviy holatini belgilaydi. eritmalar

1. Gazsimon
2. Suyuq
3. Qattiq (rasmda koʻrsatilgan) boʻladi (10.4 rasm).



10.4 -rasm. Qattiq, suyuq va gaz moddalarning molekulyar koʻrinishi

Eritilgan moddaning eruvchanligi (S) – bu berilgan temperaturada, erituvchining 100 gramm massasidagi uning maksimal erigan massasi toʻyingan eritma hosil qilib turli eriydigan moddalar bitta erituvchining oʻzida turlicha eruvchanlikka ega:

• Natriy xlorid (NaCl), $S=39,12\text{g}/100\text{g H}_2\text{O}$, 100°C da

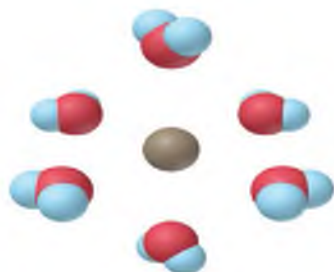
Kumush xlorid (AgCl), $S=0,0021/100\text{ g suvda }100^\circ\text{ da}$

Eruvchanlik miqdoriy termin ammo yoki konsentrlangan yoki suyultirilgan tushunchalari eritilgan moddaning nisbiy miqdorini aks ettiruvchi sifatliy xarakterga ega. Ayrim hollarda erigan modda bir erituvchida erishi mumkin ammo boshqa erituvchida erimaydi. Bu xodisaning sababi erituvchidagi erigan moddadagi yoki ular orasidagi nisbiy molekulalararo oʻzaro taʼsir kuchlari yotadi.

Juda yaxshi qoida sifatida oʻxshash moddalar oʻxshashlarida yaxshi qutbli modda qutbli erituvchida yaxshi qutbsiz erituvchida yomon eriydiʼ qoidasi yotadi

ya'ni molekulararo o'zaro ta'sir kuchlari turlari o'xshash bo'lgan moddalar bir – birida eriydi.

Shunday qilib erituvchidagi va erigan moddadagi molekulararo o'zaro ta'sir kuchlari turlarini bilgan holda ularning bir – birida eruvchanligini ya'ni eritma hosil qilishga moyilligi haqida taxmin qilish mumkin.



Ion-dipol



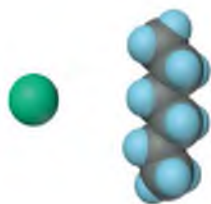
Vodorod bog' (10-40)

Metanol va suv $\text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$



Dipol-dipol(5-25) Etanal va xloroform $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

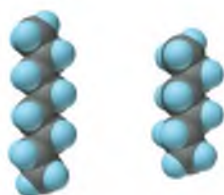
+ CHCl_3



Ion-induktiv dipol Xlor va geksan Cl_2 C_6H_{14}



Dipol- induktiv dipol suv va ksenon $\text{H}_2\text{O} + \text{Kr}$



Dispersion oktan va geksan $\text{C}_8\text{H}_{18} + \text{C}_6\text{H}_{14}$

10.6- rasm. Eritmalardagi molekulararo o'zaro ta'sir kuchlari

Kuchlar turlari, ularning kamayish tartibida joylashtirilgan (qavs ichida molekulararo o'zaro ta'sir kuchlari kDj/molda keltirilgan).

Eritmalardagi molekulararo kuchlar

Toza moddalardagi barcha molekulararo o'zaro ta'sir kuchlari ham shuningdek eritmalarda amalga oshiriladi (10.6 – rasm)

1. Ion – dipoli o'zaro ta'sir kuchlari ionli birikmalarni suvda eritish bilan hosil bo'ladi. Bunda bir vaqtning uzida quyidagi hodisalar sodir bo'ladi:

- Tuz suvda eriganda u ionlarga dissotsilanadi va ionlar qarama qarshi zaryadlangan suv dipollariga tortiladi. Bu o'zaro ta'sir kuchlariga nisbatan kattadir shuning uchun kristall parchalanadi. (ya'ni eriydi)

- Gidrat qobiqlarining hosil bo'lishi: metall ionlari eritmada bo'lganda u suv molekulari bilan o'raladi va vodorod bog'lar hosil bo'lishi hisobiga solvat qobiqlari hosil bo'ladi: bunda ion ulchamiga bog'liq ravishda gidrat qobig'iga suv molekulari soni turlicha masalan; Li^+ ionlariga o'xshashlari uchun – suv molekulari soni 4 ta Na^+ va F^- ga o'xshash ionlar turida 6 tadan suv molekulari bo'ladi.

2. Vodorod bog'lari suv molekulari (uning kislorod atomi) va o'z tarkibida H va O ya'ni $-\text{OH}$, $-\text{COOH}$, $-\text{NH}_2$ va boshqalar kabi ion–induksion dipol tipdagi funksional guruxlar tutgan organik va biologik moddalar (spirtlar karbon kislotalar aminlar) orasida hosil bo'ladi.

3. Dipol – dipoli o'zaro ta'sir kuchlari dioxlormetan (CH_2Cl_2) tipidagi polyar erituvchilarda eritilgan propanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$) tipidagi polyar molekular orasida sodir bo'ladi.

4. Ion – induksiyalangan dipol tipidagi o'zaro ta'sir kuchlari zaryadlangan ion yonida turgan qutbsiz molekulaning elektron pog'onachasini siljitish hisobiga sodir bo'ladi va qizil qon to'qimalarini hosil qiladi.

5. Dipol induksiyalangan dipol o'zaro ta'siri qutbli molekula qutbsiz molekulaning elektron bulutini siljitish hisobiga sodir bo'ladi. bu kuchlar ion – induksiyalangan

ta'sir kuchlariga nisbatan kuchsiz. Atmosferadagi O_2 , N_2 va nodir gazlarning suvda eruvchanligi chegaralangan xususan bu kuchlarning paydo blishi bilan bog'liq.

6. Dispersion kuchlar o'zaro ta'siri o'z ulushini barcha eritmalar hosil bo'lishiga sarflaydi ammo ular neft va gazolin tipidagi qutbsiz moddalar eritmalaridagi molekulalararo o'zaro ta'sir kuchlari hisoblanadi.

Suyuq eritmalar keng tarqalgan va muhim ahamiyatga ega. Suv keng tarqalgan erituvchidir, ammo shuningdek juda qutblidan qutbsizgacha bo'lgan boshqa ko'pgina erituvchilar ham mavjud.

“O'xshash moddalar o'xshashlarida eriydi” qoidasining qullanilishi. Bu qoidaning mazmuni shundan iboratki agar eritilgan modda va erituvchining molekulalararo o'zaro ta'sir kuchlari bir xil tabiatga ega bo'lsa u holda ularni aralashtirilganda eritma hosil bo'ladi.

Masalan: • Tuz suvda eriydi chunki tuzning eritmadagi ionlari bilan suvning dipol xarakterdagi molekulalari orasidagi ion–dipol o'zaro ta'sir kuchlari va suv molekulalaridagi vodorod bog'lari kuchlariga ekvivalent miqdorda almashinadi.

- Tuzlar geksanda (C_6H_{14}) erimaydi chunki ion – induksiyalangan dipol tipidagi ionlar va geksan molekulalari orasidagi kuchsiz o'zaro ta'sir kuchlari tuzning o'zidagi kuchli ionlararo o'zaro ta'sir kuchlari va geksanning o'zidagi dispersion o'zaro ta'sirning o'rnini bosa olmaydi.

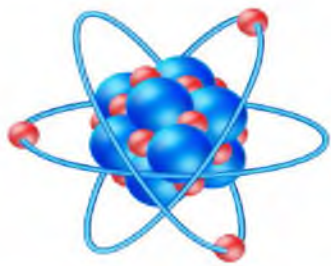
- Yog` suvda erimaydi chunki eritmadagi kuchsiz dipol–induksiyalangan dipol tipidagi kuchsiz molekulalararo o'zaro ta'sir kuchlari suv molekulalari orasida hosil bo'ladigan kuchli vodorod bog'lanish va geksanda hosil bo'ladigan dispersion kuchlar o'rnini bosa olmaydi.

- Yog` geksanda eriydi chunki eritmadagi dispersion kuchlar yog'dagi va geksandagi dispersion kuchlarga o'xshash bo'ladi.

Takrorlash uchun savollar

1. Dispers sistema, dispers faza va dispersion muhit tushunchalarini izohlang.
2. Dispers sistemalar qanday klassifikasiyalanadi?
3. Eruvchanlik koeffitsenti nima?

4. Erish jarayonining mexanizmini tushuntiring.
5. Qanday eritmalarga toyinmagan to'yingan, va o'ta to'yingan eritmalar deyiladi?
6. Genri qonunining mohiyatini tushuntiring.



11. ELEKTROLITIK ERITMALAR VA DISSOTSIATSIYA NAZARIYASI

11.1. Elektrolitik dissotsiatsiya. Dissotsiatsiyalanish jarayoni

Moddalarning suvdagi eritmaları elektr tokini o'tkazish va o'tkazmasligiga qarab, elektrolitlar va elektrolitmaslarga ajralatildi.

Elektrolitlar– suvdagi eritmaları va suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazadigan moddalardir.

Noelektrolitlar – eritilgan holatda ham, suyuqlantirilgan holatda ham elektr tokini o'tkazmaydigan moddalardir.

Kislotalar, asoslar va tuzlar sinflariga kiruvchi hamma moddalar elektrolitlar hisoblanadi. Elektrolitmaslarga juda ko'pchilik organik moddalar misol bo'la oladi (spirtlar, efirlar, ketonlar, qand va boshqalar).

Elektrolitlarning elektr o'tkazuvchanligi ulardagi molekulalar va kristallardan musbat va manfiy zaryadlangan ionlarning hosil bo'lishiga bog'liq.

Eritmalarda zaryadlangan zarrachalar mavjudligini 1818 yilda T.Grotgus aniqlagan. Suvli eritmaların elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini 1887 yilda S.Arrenius kashf etdi.



Svante Arrhenius (1859-1927)

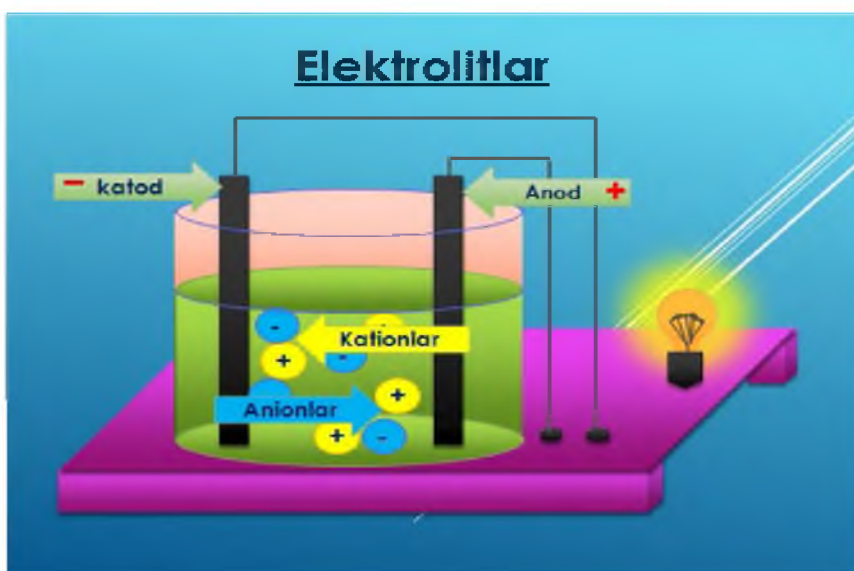
*Elektrolitlarning eritmalarida va suyuqlanmalarda ionlarga ajralish jarayoni **elektrolitik dissotsiatsiya** deb ataladi.*

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasining asosiy prinsiplari quyidagilardan iborat.

1. Elektrolit molekulari suvda eriganda musbat va manfiy zaryadlangan ionlarga dissotsialanadi. Ionlar bitta atom hamda bir necha atomlardan hosil bo'lishi mumkin. Oddiy ionlarga Na^+ , Cu^{2+} , Cl^- ; murakkab ionlarga SO_4^{2-} , MnO_4^- , NH_4^+ misol bo'lishi mumkin.

2. Dissotsiatsiya jarayoni qaytar jarayondir. Dissotsiatsiya oxirigacha bormay sistemada dinamik muvozanat vujudga keladi. Bunda dissotsiatsiya tezligi teskari jarayon, ya'ni molekularlarning hosil bo'lish jarayon tezligiga tenglashib qoladi.

3. Suvli eritmalarida ionlar tartibsiz (xaotik) harakatda bo'ladi. Agar elektrolit eritmasiga tok manbaiga ulangan elektrodlar tushirilsa, ionlar ma'lum bir yo'nalishda harakatlanadi, ya'ni musbat zaryadli ionlar katodga, manfiy zaryadli ionlar esa anodga tomon yo'naladi. Shu sababli musbat ionlar *kationlar*, manfiy zaryadli ionlar *anionlar* deyiladi.



11.1- rasm. Elektrolitlarning suvli eritmada ionlarga ajralishi

Arrenius nazariyasi eritmalardagi hodisalarning hamma murakkab tomonlarini hisobga olmadi. Uning fikricha ionlar bir-biriga o'zaro ta'sir etmaydi, elektrolit eritmaları ideal gazlarga o'xshaydi, ya'ni ularning hamma xossalari zarrachalarning soni bilan xarakterlanadi, zarrachalarning kimyoviy xossasiga bog'liq emas.

Arrenius ionlarni erituvchi molekulalariga bog'liq bo'lmagan erkin zarrachalar deb hisobladi. Arrenius nazariyasi Mendeleyevning eritmalar gidratlari nazariyasi, ya'ni erituvchi moddalar molekulalari bilan erituvchi molekulalari o'rtasidagi o'zaro ta'sir to'g'risidagi tassavurlarga teskari edi. Ikkala nazariya o'rtasidagi qarama-qarshilikni hal etishda I.A.Kablukovning xizmatlari katta bo'lib, u birinchi marta ionlarning gidratatsiyasi to'g'risidagi fikrni bildiradi. Bu g'oya elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini mukamallashtirishda muhim ahamiyatga ega bo'ldi. Arrenius va Mendelev nazariyalarini birlashtirdi.

Moddalarning tuzilishiga qarab, ularning dissotsiatsiyasi ham turlicha bo'ladi. Suvli muhitda gidratlangan ionlarning hosil bo'lishi quyidagi ikki mexanizm bo'yicha boradi:

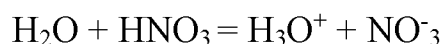
1. *Ion tuzilishdagi kristallarning eritmada dissotsiatsiyasi (animasiya).*

Natriy xlorid NaCl kristallari suvga tushirilganda kristallar yuzasidagi Cl⁻ ionlarga suvning qutbli molekulalari o'zining musbat zaryadlangan tomoni, Na⁺ ionlarga esa manfiy tomoni bilan elektrostatik tortiladi (ion-dipol o'zaro ta'sir). Ionlarning suv dipollari bilan bunday o'zaro ta'siri natijasida kristallning ionlari o'rtasidagi o'zaro bog'lanish bo'shashadi va ular eritmada gidratlangan ionlar holida o'tadi.

I.A.Kablukovning tekshirishlari natijasida tuzning ion kristall bog'lanishlarini uzish yoki molekulalarni parchalash uchun zarur bo'lgan energiya eruvchi modda molekulalarining erituvchi molekulari bilan o'zaro ta'sirlashishi natijasida hosil bo'ladi.

Suv molekularining elektrolit ionlari bilan birikishidan ajraladigan gidratlanish energiyasi tuz kristallaridagi elektrostatik bog'lanishni buzishga yetarli miqdorda bo'ladi. Demak, erishda ion bog'lanishdagi birikmalarning kristall panjarasi buziladi va asta sekin kristall eriy boshlaydi.

2. *Qutbli tuzilishdagi moddalarning erishidagi dissotsiatsiyasi.* Qutbli molekullarning (masalan HCl) suv bilan o'zaro ta'siri natijasida (dipol-dipol o'zaro ta'sir) dipollararo bog'lanish vujudga kelib, eruvchi modda molekulasi qutblanadi. Natijada eruvchi modda ionli holatga o'tadi va ionlarga parchalanadi. Qutbli molekuladan hosil bo'lgan ionlar ham gidratlanadi. Bunda vodorod ionlari H^+ (ya'ni proton) suv molekulasi bilan mustahkam bog'lanib gidroksoniy ionlari H_3O^+ ni hosil qiladi. Chunonchi nitrat kislotasi HNO_3 suvda eriganda boradigan jarayonni quyidagicha ifodalash mumkin:



Elektrolitlarning dissotsiellanishi natijasida erkin ionlar hosil bo'lmay, balki bu ionlarning erituvchi molekulari bilan hosil qilgan birikmalari vujudga keladi. Bunday birikmalar umumiy qilib ionlarning solvatlari deyiladi. Dissotsilanish tenglamasi yozilganda, odatda ionlarning formulalari yozilib, ularning gidrat yoki solvatlari formulasi ko'rsatilmaydi, chunki ionlar bilan bog'langan erituvchi molekulari soni eritmaning konsentratsiyasi va boshqa sharoitlarga bog'liq holda o'zgaradi.

Ko'pchilik gidratlangan ionlar rangsiz bo'ladi, masalan, K^+ , Na^+ , NH_4^+ , Ca^{2+} , NO_3^- , SO_4^{2-} , OH^- , H^+ va boshqalar. Lekin ba'zi ionlar gidratlangan holatda rangli bo'ladi, masalan Cu^{2+} ($Cu^{2+} \cdot 4H_2O$) ko'k rangli, $Cr^{3+} \cdot 6H_2O$ yashil rangli, CrO_4^{2-} sariq rangli, MnO_4^- pushti rangli va hokazo.

Erituvchi molekullarining qutbliligi ion va molekulyar tuzilishdagi moddalarning dissotsiellanishi uchun imkon beradi. Suvdan tashqari, qutbli molekullardan tashkil topgan boshqa suyuqliklar ham (etil spirti, ammiak, chumoli kislotasi va boshqalar) ionlashtiruvchi erituvchilar hisoblanadi. Bu suyuqliklarda erigan tuzlar, kislotalar va asoslar ionlarga parchalanadi.

Erituvchilar ichida suv o'zining yuqori ionlashtirish xususiyati bilan ajralib turadi. Suvning yuqori dielektrik doimiyligi ($20^\circ C$ da 80,4) har-xil zaryadli ionlar o'rtasidagi elektrostatik o'zaro ta'sirni keskin kamaytiradi va molekullarning ionlarga parchalanishiga olib keladi. Suvda dissotsilanuvchi moddalar qutbsiz molekullardan iborat erituvchilar (benzol, toluol) da ionlarga parchalanmaydi,

masalan, HCl molekulasi suvda yaxshi dissotsilanadi, benzolda ionlarga parchalanmaydi.

11.2. Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar

Elektrolitlarning eritmada dissotsialanishi qaytar jarayondir. Dissotsiatsiyaga teskari jarayon *molekulyarizatsiya* deyiladi. Elektrolit eritmalarida harakatchan muvozanat holat paydo bo'ladi, ya'ni ionlanish tezligi molekulyarizatsiya tezligiga tenglashadi. Bunda dissotsilanmagan molekullar kontsenratsiyasi bilan eritmada gidratlangan ionlar konsentratsiyalari o'rtasida ma'lum miqdoriy nisbat vujudga keladi (har bir holat uchun o'ziga xos). Bu nisbat *ionlanish darajasi yoki elektrolitik dissotsiatsiya darajasi* (grekcha α - harfi bilan belgilanadi) deyiladi.

Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi eritilgan elektrolit molekullarining qancha qismi ayni eritmada dissotsilangan holatda bo'lishini ko'rsatadi.

Dissotsiatsiya darajasi quyidagicha ifodalanadi:

$$\alpha = \frac{x}{n} \quad \text{yoki} \quad \frac{x}{n} \cdot 100\%$$

x – elektrolitning eritmada erkin gidratlangan ionlari mollar soni, n – eritish uchun olingan elektrolitning umumiy mollar soni.

Dissotsiatsiya darajasi qiymati 1 ning ulushlari yoki protsentlarda ifodalanadi.

Elektrolit to'liq dissotsialansa, $\alpha = 1$ yoki 100 % bo'ladi.

Dissotsiatsiya darajasiga bir qancha omillarga ta'sir qiladi. Yuqorida ko'rsatilgandek, erituvchining dielektrik doimiyligi yuqori qiymatga ega bo'lsa, dissotsiatsiya jarayoni yaxshi boradi, demak dissotsiatsiya darajasining qiymati ortadi. Eritmadagi moddalarning dissotsiatsiya darajasi elektrolit konsentratsiyasi va haroratga bog'liq. Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasiga ko'ra elektrolitning konsentratsiyasi qancha kam bo'lsa, dissotsiatsiya darajasi shuncha yuqori bo'ladi.

Harorat ko'tarilishi bilan ionlanish darajasi oshadi. Dissotsiatsiya jarayonida yuz beradigan kimyoviy bog'larning uzilishi energiya sarf bo'lishi bilan boradi, ya'ni dissotsiatsiya jarayoni endotermik xarakterga ega. Shu sababli Le-Shatelye prinsipiga muvofiq eritma haroratining oshishi elektrolit ionlanish darajasini

oshishiga olib keladi.

Dissotsiatsiya darajasiga bog'liq holda elektrolitlar **kuchli** va **kuchsiz** elektrolitlarga bo'linadi.

Kuchli elektrolitlar 30% dan ko'proq ionlarga to'liq dissotsilanadi. Kuchli elektrolitlarga deyarli hamma tuzlar kiradi, kuchli kislotalardan HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HBr , HCl , HI , HMnO_4 , H_2SeO_4 va asoslardan KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ kiradi.

Kuchsiz elektrolitlar ionlarga qisman parchalanadi. Kuchsiz elektrolitlarga H_2O , H_2O_2 , ko'pchilik organik kislotalar, ba'zi bir kuchsiz anorganik kislotalar, masalan, H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_2SO_3 , HCN , HNO_2 , H_3BO_3 va asoslardan NH_4OH , ishqoriy va ishqoriy yer metallardan tashqari barcha asoslar misol bo'ladi.

11.3. Kuchli elektrolitlar nazariyasi

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasiga ko'ra kuchli elektrolitlar eritmada ionlarga to'liq dissotsiyalanadi, lekin amalda bir vaqtning o'zida molekula hosil bo'lish jarayoni boradi, shuning uchun ham hech vaqt to'liq dissotsiyalanish kuzatilmaydi. Kuchli elektrolitlarning dissotsiatsiya darajasi $\alpha = 30\% - 100\%$ ga teng bo'ladi.

Tuz kristallari ionlardan tuzilgan bo'lib, tuz eriganda uning "taylor" ionlari bir-biridan ajraladi. Ammo hosil bo'lgan zarrachalarning erkin harakat qilishiga ionlar o'rtasidagi tasir qiluvchi elektrostatik kuchlar to'sqinlik qiladi. Eritmada bo'lgan har bir ion qarama-qarshi zaryadga ega bo'lgan ionlar bilan qurshalgan bo'lib, "ion atmosferasi" yoki ion buluti vujudga keladi. Bunda ionlardan har biri o'z navbatida boshqa ion atmosferasining markazi bo'lib qoladi. Masalan, NaCl ionlaridan ion atmosferasi vujudga keladi, shuningdek har bir Na^+ ionni atrofida Cl^- ionlari guruhlanadi.

Agar eritma orqali o'zgarmas tok o'tkazilsa, markaziy ion va ion buluti o'zaro qarama-qarshi yo'nalishda harakat qiladi. Bu markaziy ionning harakatlanishining sekinlashuviga olib keladi, demak vaqt birligi ichida eritmadan o'tadigan ionlar soni kamayadi, ya'ni eritmaning elektr o'tkazuvchanligi pasayadi.

Eritmaning konsentratsiyasi qanchalik yuqori bo'lsa, eritmaning elektr

o'tkazuvchanligi shunchalik kam bo'ladi, demak, elektrolitning dissotsiatsiya darajasi ham shunchalik kamayadi:

H₂SO₄ ning konsentratsiyasi, C (mol/l) 0,005; 0,05; 0,5; 5.

Dissotsiatsiya darajasi, α (%) 79; 58; 51; 18.

Dissotsiatsiya darajasining kamayishi molekullarning hosil bo'lishi bilan emas balki ion atmosferasining sekinlashtiruvchi ta'sirining kuchayishi bilan tushuntiriladi.

Kuchli elektrolitlarning elektr o'tkazuvchanligini o'lchash orqali aniqlanadigan dissotsiatsiya darajasi *effektiv dissotsiatsiya darajasi* deb yuritiladi.

Eritmadagi ionlar holatini belgilash uchun aktivlik deb ataluvchi kattalikdan foydalaniladi.

Ionlarning aktivligi deganda, shu ionning kimyoviy reaksiyalarga effektiv kirishadigan konsentratsiyasi tushiniladi.

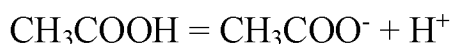
Ionning aktivligi a uning konsentratsiyasi C ning aktivlik koeffitsiyenti f ga ko'paytirilganiga teng:

$$A = f \cdot C$$

Aktivlik koeffitsiyenti f elektrolit eritmasidagi har xil o'zaro ta'sirlar yig'indisidan kelib chiqadigan kattalikdir. Aktivlik koeffitsiyenti dissotsiatsiya darajasiga o'xshash, eritma suyultirilishi bilan oshib, uning qiymati 1 ga yaqinlashadi. Elektrolit eritmasi cheksiz suyultirilganda ionlar aktivligi a ionlarning eritmadagi umumiy miqdori C ga teng ($a=C$) bo'lib qoladi.

11.4. Dissotsiatsiyalanish konstantasi

Kuchsiz elektrolitlar eritmasidagi ionlar o'rtasida vujudga keladigan muvozanatga massalar ta'siri qonunini qo'llab, muvozanat konstantasini chiqarish mumkin. Masalan, sirka kislota eritmasidagi ion muvozanati quyidagi tenglama bilan yoziladi:



Bu sistema uchun muvozanat konstantasi:

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

Elektrolitlar eritmasidagi ion muvozanatiga muvofiq keladigan konstanta *ionlanish konstantasi* yoki *elektrolitik dissotsiatsiya konstantasi* deyiladi. Bu konstanta kuchsiz elektrolitlarda eritmaning konsentratsiyasiga bog'liq bo'lmay, haroratga, elektrolit va erituvchining tabiatiga bog'liqdir. Dissotsiatsiya konstantasi qiymati asosida kislota va asos kuchi haqida xulosa chiqarish mumkin. Bu konstanta qiymati qanchalik kichik bo'lsa, ayni elektrolit shunchalik kuchsiz (ya'ni kimyoviy aktivligi shunchalik past) bo'ladi. Masalan, sirka kislota ($K = 1,74 \cdot 10^{-5}$) taxminan chumoli kislota ($K = 1,8 \cdot 10^{-4}$) dan 10 marta kuchsiz, lekin sianid kislotadan ($K = 5,0 \cdot 10^{-10}$) bir necha marta kuchlidir (11.5-jadval).

Ikkita ionga dissotsilanuvchi kuchsiz elektrolit konsentratsiyasi C (mol/l) va dissotsiatsiya darajasi α bilan ifodalansa, har bir ionning konsentratsiyasi $C \cdot \alpha$ ga, dissotsilanmagan molekulalarning konsentratsiyasi $1 - \alpha$ ga teng bo'ladi. Shularni hisobga olib kuchsiz kislota HA ning dissotsiatsiya konstantasini quyidagicha yozish mumkin:

$$HA = H^+ + A^-$$

$$K_{\text{ion}} = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{C_{\alpha} \cdot C_{\alpha}}{C(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot C$$

Bu tenglama *Ostvaldning suyultirish qonuni* tenglamasidir.

Dissotsiatsiya darajasi eritma suyultirilishi bilan oshib boradi. Kuchsiz elektrolitning dissotsilanish tezligi bilan muvozanat qaror topadi. Eritmaning suyultirilishi dissotsiatsiyaga to'sqinlik qilmaydi, lekin ionlarning to'qnashib molekulalarni hosil qilishi kamayib boradi. Juda kam dissotsilanadigan elektrolit eritmalari uchun Ostvaldning suyultirish qonuni tenglamasi soddalashadi, α ning qiymati juda kichik bo'lganligi uchun maxrajdagi α nolga tenglashtirilsa, tenglama quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

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

Bu tenglama ionlanish konstantasi K , eritmaning konsentratsiyasi C (mol/l) va

elektrolitik dissotsiatsiya darajasi α o'rtasidagi miqdoriy bog'lanishni ko'rsatadi.

Kislotalar dissotsilanganda H^+ ionlari hosil bo'ladi, bu ionlar kislotalarga quyidagi muhim xossalarni beradi:

- a) nordon tam;
- b) ular asoslar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuzlarni hosil qiladi;
- v) indikatorlar rangini o'zgartiradi (11.1-jadval).

Kislotalar dissotsilanganda H^+ ionlar (aniqrog'i gidroksoniy H_3O^+ ionlar) dan boshqa kationlar hosil bo'lmaydi. Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi nuqtai nazaridan kislotalar suvli eritmalarda dissotsilanganda gidratlangan vodorod ionlarini hosil qiluvchi elektrolitlar hisoblanadi. Asoslar dissotsilanganda gidroksid OH^- ionlari hosil bo'lib, ular quyidagi asosiy asos xossalarini hosil qiladi:

- a) bu ionlar kislotalar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuzlarni hosil qiladi;
- b) indikatorlar rangini o'zgartiradi;
- v) o'ziga xos «sovun» mazasiga ega.

11.1-jadval

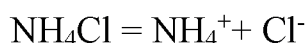
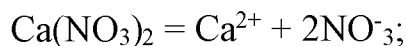
Turli muhidda indikator rangi				
Nomi	Kislotali $[H^+] > [OH^-]$ $pH < 7$	Neytral $[H^+] = [OH^-]$ $pH = 7$	Ishqoriy $[OH^-] > [H^+]$ $pH > 7$	
Lakmus	Qizil	Pushti	Ko'k	
Fenolftalein	Rangsiz	Rangsiz	Malina	
Metilorang	Lola rang	Sabzi rang	Sariq	
	0 1 2 3	4 5 6	7	8 9 10
	Kuchli kislitali	Kuchsiz kislotali	neytral	kuchsiz ishqoriy
	←			→
	Kislotali muhit ortadi			Asosli muhit ortadi

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi nuqtai nazaridan asoslar eritmalaridagi

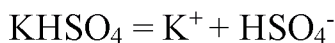
droksid ionlarini hosil qiluvchi elektrolitlardir. Asoslarning kuchi kislotalarning kuchi kabi dissotsiatsiya konstantasi miqdori bilan belgilanadi. Asosning dissotsiatsiya konstantasi qiymati qancha yuqori bo'lsa, asos shunchalik kuchli bo'ladi.

Tuzlar dissotsilanganda H^+ ionlardan farq qiluvchi musbat ionlar va gidroksid ionlardan farq qiluvchi manfiy ionlarni hosil qiluvchi elektrolitlardir. Barcha tuzlarning suvdagi eritmalari uchun umumiy bo'lgan ionlar bo'lmaganligi uchun tuzlar umumiy xossaga ega emas.

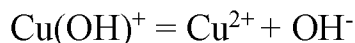
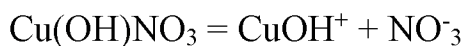
O'rtatuzlar dissotsilanganda metall kationlari (yoki ammoniy kationi) va kislota qoldig'i anionlari hosil bo'ladi:



Nordon tuzlar dissotsilanganda eritma metall kationlari, H^+ ionlari va kislota qoldig'i anionlari hosil bo'ladi:



Asosli tuzlar dissotsilanganda kislota qoldig'i anionlari, metall ioni va gidroksidli murakkab kationlar hosil bo'ladi. Bu kationlar ham o'z navbatida dissotsilanishi mumkin. Shuning uchun asosli tuz eritmasida OH^- ionlari bo'ladi:



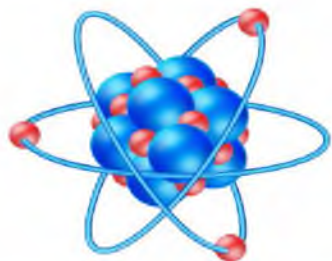
Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi kislotalarning umumiy xossalarini ularning eritmalaridagi H^+ ionlarga, asoslarning umumiy xossalari esa ularning eritmalaridagi gidroksid ionlarga bog'liq deb tushuntiradi. Lekin bu mulohaza doimo to'g'ri hisoblanmaydi, chunki kislota va asoslar ishtirokida boradigan shunday kimyoviy reaksiyalar ma'lumki, ular uchun elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini qo'llash mumkin emas. Masalan, tarkibida gidroksid guruh bo'lmagan, lekin asos xossalarini namoyon qiluvchi moddalar ma'lum, jumladan, ammiak kislotalar bilan reaksiyaga kirishib tuzlarni hosil qiladi:



Suvsiz muhitda boradigan reaksiyalarni o'rganish kislota vaasoslar to'g'risidagi umumiyroq tasavvurlarni yaratilishigaolib keldi. Kislota vaasoslar haqidagi hozirgi zamon nazariyalaridan biri 1923 yilda Daniya olimi Brensted va ingliz olimi T.Louri tomonidan yaratilgan protolitik nazariya hisoblanadi. Bu nazariyaga muvofiq kislota proton donori, ya'ni protonni beruvchi zarracha hisoblanib, asos esa proton aktseptoti, ya'ni protonni biriktirib oluvchi zarrachadir.

Takrorlash uchun savollar

1. Elektrolitik dissotsatsiyaga ta'rif bering.
2. Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasining asosiy prinsiplari nimalardan iborat?
3. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar deb nimaga aytiladi?
4. Kuchli elektrodlar nazariyasini izohlang.
5. Dissotsiatsiyalanish konstantasi qanday aniqlanadi?

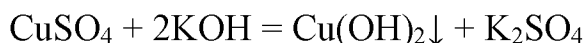


12. ELEKTROLIT ERITMALARDA IONLI REAKSIYALAR. SUVNING DISSOTSITSIYASI. TUZLARNING GIDROLIZI

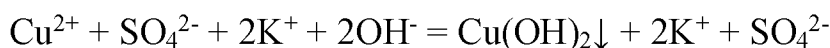
12.1. Ionli reaksiyalar

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasiga binoan kislota, asos va tuzlar eritmalari orasidagi reaksiya dissotsilanishdan hosil bo'lgan ionlar ishtirokida boradi. Elektrolit eritmalaridagi almashinish reaksiyalari kuchsiz elektrolitlar, yomon eruvchi va gaz mahsulotlar hosil bo'lgandaginaoxirigacha boradi. Bunday reaksiyalar qatoriga cho'kma, gaz moddalar hosil qilish bilan boradigan va neytrallanish reaksiyalari kiradi:

a) Mis (II)- sulfat eritmasiga kaliy gidroksid eritmasi qo'shilsa, mis (II) – gidroksid cho'kmasi hosil bo'ladi:



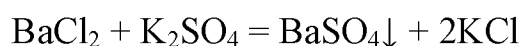
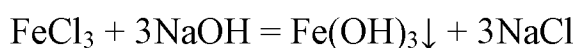
Bu tenglama molekulyar formadagi tenglama deb yuritiladi. Uni ionli shaklda ham ifodalash mumkin:



Bu reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdiki, reaksiya faqat mis va gidroksid ionlari o'rtasida borib, boshqa ionlarda o'zgarish bo'lmaydi. Bu tenglamaning ikki tomonidagi bir xil ionlarni tashlab yozsak, qisqartirilgan ion-molekulyar shakldagi tenglama kelib chiqadi:



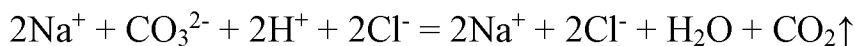
Cho'kma hosil qilish bilan boradigan reaksiyalardan suvda erimaydigan asos hamda tuzlarni olishda foydalanish mumkin:



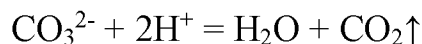
b) Gaz moddalar hosil bo'lishi bilan boradigan reaksiyalarga karbonatlarni, masalan kaliy karbonatni kislotalar bilan o'zaro ta'sirlashuvidan karbonat anhidrid ajralib chiqishini ko'rsatish mumkin:



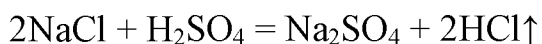
Bu tenglama ionli shaklda quyidagicha bo'ladi:



Qisqartirilgan ion-molekulyar shaklda quyidagicha bo'ladi:

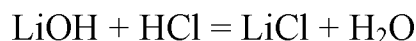


Gaz hosil qilish bilan boradigan reaksiyalar asosida ba'zi kislotalarni olishda foydalanish mumkin:

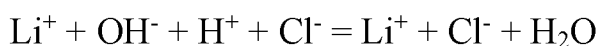


Hosil bo'lgan vodorod xloridni suvda eritib, xlorid kislotani olish mumkin.

v) Neytrallanish reaksiyasiga kislota vaasoslarning o'zaro ta'sirlashuvi natijasida boradigan neytrallanish reaksiyasini ko'rsatish mumkin:



U ion-molekulyar shaklda quyidagicha:



qisqartirilgan ion-molekulyar formada esa quyidagicha yoziladi:



Binobarin neytrallanish reaksiyasida gidroksid ionlari vodorod ionlari bilan birikib, suv molekulasini hosil qiladi. Neytrallanish reaksiyalari natijasida tuzlar olinadi.

12.2.Suvning dissotsiatsiyasi

Toza suv juda kuchsiz elektrolit hisoblanadi. Suv kam darajada bo'lsa ham ionlarga parchalanadi:



Suvning dissotsiatsiya darajasi uy haroratida juda kichik qiymatga ega: $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-16}$, ya'ni suvning 5556000000 molekulasidan faqat bittasi ionlashgan holatda bo'ladi. Suvning dissotsiatsiya darajasi juda kichik bo'lishiga qaramay, 1 litr suvdagi H^+ ionlarining soni $6 \cdot 10^{-16}$ ga tengdir. Suv kuchsiz elektrolit, uning

dissotsiatsiya konstantasi quyidagicha yoziladi:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (t = 22^0 C)$$

Dissotsilanmagan suv molekularining konsentratsiyasini suvning 1 litridagi umumiy konsentratsiyasiga teng deb olish mumkin, ya'ni:

$$[H_2O] = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ (mol/l)}$$

Bunda suvning dissotsiatsiya konstantasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{55,56} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ bundan}$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = (1,8 \cdot 10^{-16}) \cdot (55,56) = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$$

Vodorod va gidroksid ionlarning konsentratsiyalarini ko'paytmasi faqat suv uchun emas, balki kislota, asos va tuzlarning suvli eritmaları uchun ham konstanta hisoblanadi. Bukattalik suvning *ion ko'paytmasi* deb ataladi va K_{H_2O} bilan belgilanadi.

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l} \quad (t^0 = 22^0 C).$$

Vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari bir xil bo'lgan eritmalar neytral eritmalar deb ataladi. Neytral muhit uchun $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$.

Kislotali muhitda $[H^+] > [OH^-]$, ishqoriy muhitda esa $[H^+] < [OH^-]$.

12.3. Vodorod ko'rsatkich

Muhit reaksiyasini miqdoriy jihatdan ifodalash uchun, odatda, H^+ ionlari konsentratsiyasi o'rniga uning manfiy ishora bilan olingan o'nli log'arifmidan foydalaniladi. Bu qiymat *vodorod ko'rsatkich* deb ataladi va pH bilan ifodalanadi:

$$pH = -\lg[H^+]$$

Masalan, agar $[H^+] = 10^{-4} \text{ mol/l}$ bo'lsa, $pH = 4$ bo'ladi. Neytral eritmalarda $[H^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$ $pH = 7$, kislotali eritmalarda $pH < 7$, ishqoriy eritmalarda $pH > 7$ bo'ladi. Eritma muhiti qandayligini (kislotalimi, ishqoriymi yoki neytralni) aniqlash uchun indikatorlardan foydalaniladi. Indikatorlar o'z rangini H^+ ionlar konsentratsiyasiga bog'liq ravishda o'zgartiruvchi maxsus reaktivlardir. Ko'p ishlatiladigan indikatorlar jumlasiga lakmus, metiloranj, fenolftalein kiradi.

Ko'pchilik biologik jarayonlar kuchsiz kislota, neytral va kuchsiz ishqoriy muhitda borib, ularning pH qiymatlari 4-8 oralig'ida bo'ladi. Qishloq xo'jaligi ekinlarining normal rivojlanishi va ulardan doimo yuqori hosil olish uchun tuproq eritmasining muhiti ma'lum pH ga ega bo'lishi kerak. $pH < 4$ kichik bo'lganda tuproq eritmasida H^+ , alyuminiy, temir, marganes va boshqa ionlar o'simliklar uchun zararli konsentratsiyada to'planadi, $pH > 8$ dan oshganda o'simliklar uchun zararli gidroksid OH^- ionlari hosil bo'ladi.

12.4. Tuzlarning gidrolizi

Toza suvda vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari teng bo'ladi, ya'ni $pH = 7$ ga teng. Agar suvda tuz eritilsa, suvning dissotsilanish muvozanati vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari o'zgarishi hisobiga buzilishi mumkin va $pH = 7$ dan o'zgaradi. pH ning o'zgarishi tuz molekulalarining gidrolizga uchrashini bildiradi.

Tuz ionlari bilan suv o'rtasida boradigan o'zaro ta'sir reaksiyalariga tuzlar gidrolizi deb aytiladi.

Agar gidroliz mahsulotlari eruvchan bo'lsa, jarayon qaytar bo'ladi. Gidroliz natijasida ba'zan oson uchuvchan va yomon eruvchi moddalar hosil bo'lishi mumkin. Bu hollarda reaksiya qaytmas bo'lib, oxirigacha boradi.

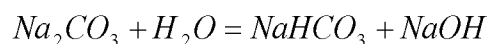
Uch xil tuzlar gidrolizlanadi.

1. Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar
2. Kuchsiz kislota va kuchli asosdan
3. Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar

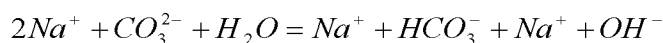
Kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchramaydi; bu holda neytrallanish reaksiyasi (gidrolizga teskari bo'lgan jarayon) borib, suv hosil bo'ladi:



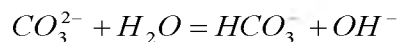
1) Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizi. Misol sifatida natriy karbonat Na_2CO_3 (kuchli asos NaOH va kuchsiz kislota H_2CO_3 dan hosil bo'lgan) gidrolizini ko'ramiz:



Bu tenglama ion molekulyar shaklda quyidagicha yoziladi:

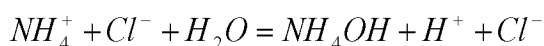
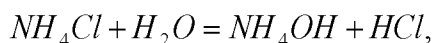


uning qisqartirilgan shakli:

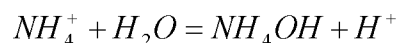


Demak, tuzning anioni gidrolizga uchraydi va reaksiya natijasida gidroksil OH⁻ ionlar hosil bo'ladi. Binobarin, kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlarning suvdagi eritmalari ishqoriy muhitga ega bo'ladi.

2) Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizida asosan tuz kationi reaksiyaga kirishadi. Masalan, ammoniy xlorid NH₄Cl ni gidrolizini olaylik:

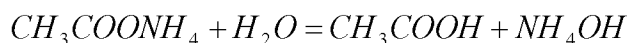


Tenglama qisqartirilgan shaklda quyidagicha bo'ladi:

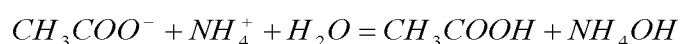


Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda eritmada vodorod ionlari to'planadi va shu sababli eritma kislotali muhitga ega bo'ladi.

3) Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizida tuzning ham kationi, ham anionlari suv bilan ta'sirlashadi, masalan:



tenglama ion-molekulyar holda quyidagicha yoziladi:

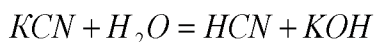


Tuz eritmasining muhiti yo kislotali (agar gidroliz natijasida hosil bo'lgan asos kislotaga nisbatan kuchsiz bo'lsa), yoki ishqoriy (agar asos kislotaga nisbatan kuchliroq bo'lsa), yoxud neytral (agar hosil bo'lgan asos va kislota bir xil kuchda bo'lsa, ya'ni ularning ionlanish konstantasi amalda bir-biriga teng bo'lsa) bo'ladi.

Barcha ko'rib chiqilgan hollarda eritmada tuzlarning hammasi gidrolizga uchramaydi, faqat bir qismi gidrolizlanadi. Eritmada tuz bilan gidroliz mahsulotlari o'rtasida muvozanat vujudga keladi. Moddaning gidrolizga uchragan qismi

gidroliz darajasi deb ataladi.

Gidrolizni xarakterlovchi miqdorlardan biri gidroliz konstantasidir.



Bu reaksiyaning gidroliz konstantasi quyidagicha yoziladi

$$K_{\text{gidr}} = \frac{[HCN] \cdot [KOH]}{[H_2O]}$$

Gidroliz konstantasi ayni tuzning gidrolizlanish qobiliyatini xarakterlaydi; K_{gidr} ning qiymati qancha katta bo'lsa, gidroliz shuncha yaxshi boradi.

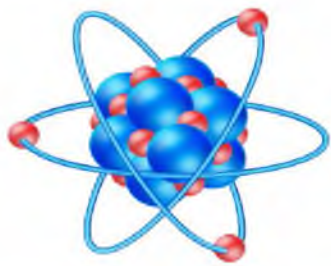
Gidroliz darajasi (h harfi bilan belgilanadi) bir qancha faktorlarga bog'liq. Chunonchi eritma suyultirilganda ayni tuzning gidrolizlanishi kuchayadi va gidroliz darajasi oshadi. Masalan, Na_2CO_3 ning 1 n li eritmasida $h_{\text{gidr}} = 4,5\%$ ga teng, uning 0,001 n li eritmasida esa $h_{\text{gidr}} = 34\%$ ga teng.

Eritma harorati oshirilganda gidroliz darajasi ham oshadi. Chunki isitilgan suvning dissotsiatsiya darajasi oshadi, shu sababli H^+ va OH^- ionlari bilan o'zaro ta'sirini kuchaytiradi, binobarin tuz gidrolizi kuchayadi, bu esa gidroliz darajasining oshishiga olib keladi.

Yog'ochni qayta ishlash sanoati hamda qishloq xo'jaligi chiqindilarini gidrolizlab, etil spirt, glyukoza va boshqa moddalar olinadi. Yog'larning gidrolizi, sovun pishirish va glitserin olishning asosini tashkil etadi. Gidroliz asosida texnikada ichimlik va sanoat suvlari tozalanadi.

Takrorlash uchun savollar

1. Dissotsiatsiya mexanizmini tushuntiring?
2. Dissotsiatsiya darajasi deb nimaga aytiladi? U eritmaning konsentratsiyasiga qanday bog'liq?
3. Aktivlik koeffitsiyenti nima? Dissotsiatsiya konstantasi deb nimaga aytiladi?
4. Amfoter elektrolitlar nima? Misollar keltiring.
5. Elektrolitik dissotsiatsiya nuqtai nazaridan kislotalar, asoslar va tuzlarga ta'rif bering.

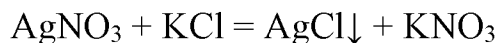


V-bob. OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI.

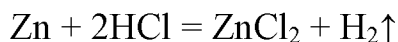
13. OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI VA ULARNING TURLARI

13.1. Oksidlanish– qaytarilish reaksiyalari

Hamma kimyoviy reaksiyalarni ikki guruhga bo'lish mumkin. Birinchi guruh reaksiyalarda o'zaro ta'sir etuvchi moddalar tarkibiga kiruvchi element atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarmaydi. Bu guruhga almashinish, birikish va ajralish reaksiyalari kiradi:

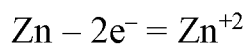


Ikkinchi guruh reaksiyalariga bir yoki bir necha elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradigan reaksiyalar kiradi:



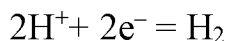
Bu reaksiyada ruxning oksidlanish darajasi 0 dan +2 gacha, vodorodniki +1 dan 0 gacha o'zgaradi.

Elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalarni *oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar yoki redoks reaksiyalar* (lotinchareductio – qaytarilish va oxydatio – oksidlanish) deb ataladi. Yuqoridagi reaksiyalarda rux atomlari musbat zaryadlangan ionlarga aylanadi, uning oksidlanish darajasi 0 dan +2 gacha ortadi:



Elementning oksidlanish darajasi ortishi bilan boradigan elektron berish jarayoni *oksidlanish* deb yuritiladi.

Rux tomonidan berilgan elektronlar vodorod ionlari tomonidan qabul qilinadi; vodorodning oksidlanish darajasi +1 dan 0 gacha kamayadi:



Elementning oksidlanish darajasi pasayishi bilan boradigan elektron biriktirib olish jarayoni *qaytarilish* deyiladi. Demak, bu reaksiyada ruxoksidlanadi, vodorod esa qaytariladi.

13.2. Oksidlovchilar va qaytaruvchilar

Tarkibida qaytariluvchi element bo'lgan moddalar *oksidlovchilar*, oksidlanuvchi element saqlovchi moddalar *qaytaruvchilar* deyiladi. Oksidlovchilar tarkibidagi element o'z oksidlanish darajasini pasaytiradi, qaytariluvchilar tarkibidagi element o'z oksidlanish darajasini oshiradi. Oksidlovchilar elektronlarning akseptori (lotincha *acceptor* – qabul qiluvchi), qaytaruvchilar elektronlarning donori (lotincha *donor* – beruvchi) hisoblanadi.

Muhim oksidlovchilar:

1. Oddiy moddalar: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2 , S. Kimyoviy reaksiyalar vaqtida bu moddalar elektronlar biriktirib olib, manfiy zaryadlangan zarrachalarni hosil qiladi.

2. Murakkab moddalar: kislorodli kislotalar H_2SO_4 , HNO_3 va ularning tuzlari; $KMnO_4$ (kaliy permanganat), $K_2Cr_2O_7$ (kaliy bixromat); xlorning kislorodli kislotalari ($HClO$, $HClO_3$, $HClO_4$) va ularning tuzlari (gipoxloridlar, xloratlar va perxloratlar); ba'zi kislotalarning anhidridlari, masalan, CrO_3 xrom (VI)-oksid, Mn_2O_7 marganes (VII)-oksid, O_3 ozon, vodorod peroksid, metallarning peroksidlari (Na_2O_2 , CaO_2) va boshqalar.

3. Metallarning yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan ionlari, masalan, Fe^{3+} , Au^{3+} , Cu^{2+} , Sn^{2+}

Muhim qaytaruvchilar:

1. Metallar, ayniqsa, ishqoriy metallar (Li, Na, K, va boshqalar) va ishqoriy - yer metallari (Ca, Sr, Ba).

2. Vodorod, uglerod (koks), uglerod (II)-oksid CO

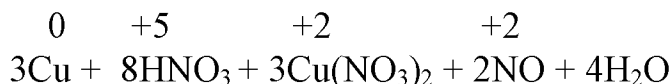
3. Kislorodsiz kislotalar va ularning tuzlari; gidridlar tarkibidagi vodorod ioni H^- (NaH , KH , CaH_2 va boshqalar).

Ba'zi moddalar sharoitga qarab ham oksidlovchi ham qaytaruvchi vazifasini bajarishi mumkin (masalan, HNO_2 , H_2SO_3).

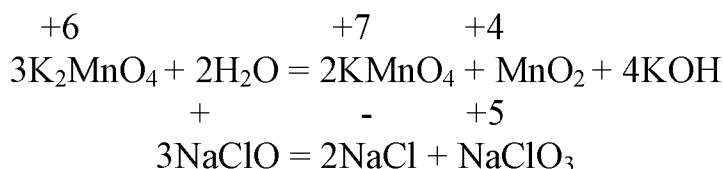
13.3. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarining klassifikatsiyasi

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini 4 guruhga bo'linadi.

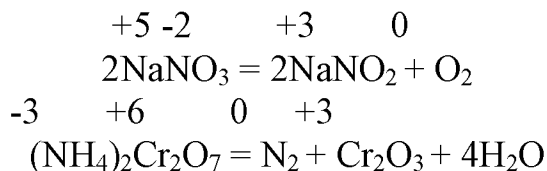
1. Atomlararo yoki molekulararo boradigan oksidlanish qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda elektronlarning almashinishi atomlar, molekular yoki ionlar o'rtasida boradi, masalan



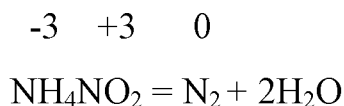
2. O'z-o'zidan oksidlanish, o'z-o'zidan qaytarilash (dispropor-iyalanish) reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda bitta element atomlari yoki ionlarning oksidlanish darajasi bir vaqtning o'zida ortadi va kamayadi. Bunda boshlang'ich modda turli xil birikmalarni hosil qiladi, ulardan birida atomlarning oksidlanish darajasi yuqori, ikkinchisida esa past bo'ladi. Bunday reaksiyalar molekulasida oraliq oksidlanish darajasiga ega bo'lgan atomlar mavjud bo'lgan moddalarda sodir bo'ladi.



3. Ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalar jumlasiga bitta molekuladagi turli atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar kiradi. Bunda musbat oksidlanish darajasi kattaroq bo'lgan atom, oksidlanish darajasi kichikroq bo'lgan atomni oksidlaydi, masalan:



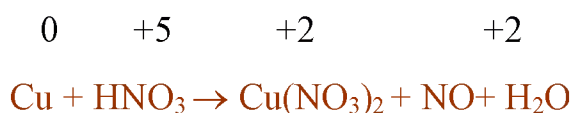
4. Bir molekula tarkibidagi oksidlanish darajasi turlicha bo'lgan atomlar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida qatnashib oksidlanish darajasi bir xil bo'lgan holatga o'tishi mumkin. Bunday reaksiyalarni sinproporsiya reaksiyalari deb aytiladi. Masalan:



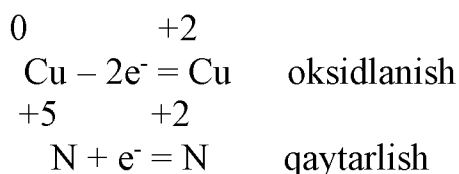
13.4. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarini tenglashtirish

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzishning ikkita usuli qo'llaniladi – elektron balans va ion-elektron (yarim reaksiyalar) usuli.

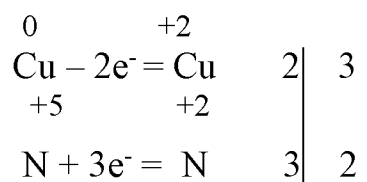
1. **E l e k t r o n b a l a n s u s u l i .** Bu usuldan foydalanganda tenglama tuzish avvalo reaksiyada ishtirok etadigan oksidlanish darajalari o'zgaradigan elementlarning oksidlanish darajalarini hisoblashdan boshlanadi. Misning suyultirilgan nitrat kislota bilan o'zaro ta'siri quyidagi sxema bilan ifodalanadi:



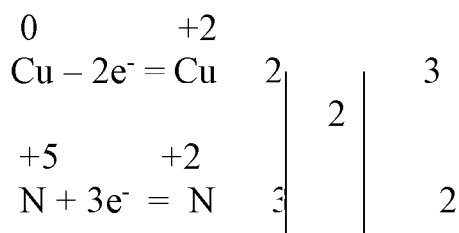
Oksidlanish darajalarini bilgan holda elektron berish va biriktirib olish (oksidlanish va qaytarilish) jarayonlari elektron tenglamalar holida yoziladi.



Elektron balans usulida asosiy bosqich elektronlar balansini tuzishdan, ya'ni oksidlanish reaksiyasida yo'qotilgan elektronlar soniga qaytarilish reaksiyasida biriktirib olingan elektronlar sonini tenglashtirishdir. Buning uchun yo'qotilgan va biriktirib olingan elektronlar miqdori uchun eng kichik ko'paytma topiladi:

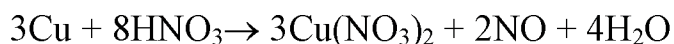


Topilgan ko'paytmaning berilgan va biriktirib olingan elektronlar miqdoriga taqsim qilishdan kelib chiqqan sonlarni oxirgi vertikal chiziq orqasiga yoziladi. Bu sonlar tenglama tuzishdagi stexiometrik koeffitsiyentlar hisoblanadi:

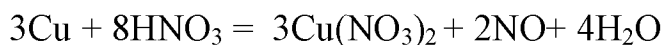


Koeffitsiyentlar yordamida tenglamaning chap va o'ng qismlarida qaytaruvchi

hamdaoksidlovchi atomlarining soni tenglashtiriladi:



So'ngra boshqa element atomlari soni tenglashtiriladi va nihoyat oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi quyidagi tenglama holiga keladi:



2. E l e k t r o n - i o n l i (y a r i m r e a k t s i y a l a r) u s u l. Bu usul ion yoki molekularlarning reaksiyada qanday o'zgarishga uchrashini ko'rsatuvchi ionli tenglamalar (yarim reaksiyalar tenglamalari) ni tuzish va bu tenglamalari bitta molekulyar oksidlanish-qaytarilish tenglamasiga birlashtirishdan iborat. Quyidagi reaksiyaga elektron-ionli usul yordamida koeffitsiyentlar tanlashni ko'rib chiqaylik:



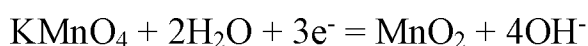
Bu reaksiyada yod va permanganatning ionlari o'zgarishga uchraydi:



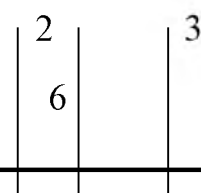
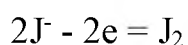
Yod ionining oksidlanish va permanganat ionning qaytarilish yarim reaksiyalari tenglamalari tuziladi. 1 mol J_2 ning 2 mol J^- iondan hosil bo'lishini hisobgaolib, birinchi yarim reaksiyaning tenglamasi (yod ionining oksidlanishi) yoziladi:

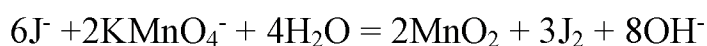


1 mol MnO_4^- ionning 1 mol MnO_2 ga qaytarilishida 2 mol atomar kislorod 2 mol suv bilan (neytral muhitda) bog'lanib, 4 mol OH^- ionlarni hosil qiladi. Zaryadlar tengligini hisobgaolib, ikkinchi yarim reaksiya (permanganat ionining qaytarilishi) tenglamasi yoziladi:

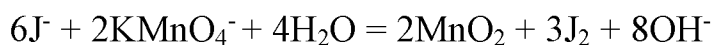


Berilgan va biriktirilgan elektronlar soni teng bo'lganligiga qarab eng kichik umumiy ko'paytma topiladi. Bu ko'paytma 6 ga teng bo'lganligi uchun qaytaruvchining yarim reaksiyasidagi ion, molekula va elektronlar 3 koeffitsiyentga ko'paytiriladi va qaytaruvchi oksidlovchining yarim reaksiyalarining chap va o'ng qismlariga qo'shiladi:

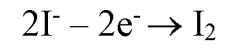
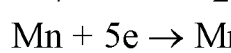
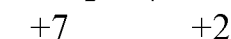
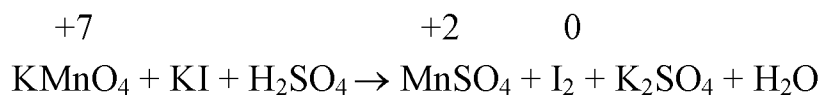




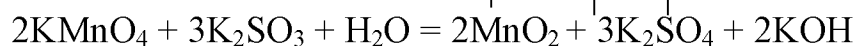
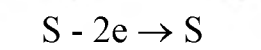
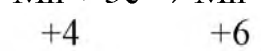
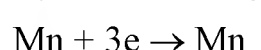
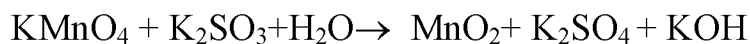
Reaksiyada o'zgarmay qoladigan kaliy va natriy kationlarini hisobgaolgan holda oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining molekulyar tenglamasi yoziladi:



Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida muhit muhim ahamiyatga ega. Muhitning ta'siri masalan, KMnO_4 ning qaytarilish xarakterida yaqqol namoyon bo'ladi. Kislotali muhitda MnO_4^- ion Mn^{2+} iongacha, neytral muhitda MnO_2 gacha, ishqoriy muhitda MnO_4^{2-} (yashil rang) iongacha qaytariladi. KMnO_4 ning kislotali muhitida qaytarilishi:

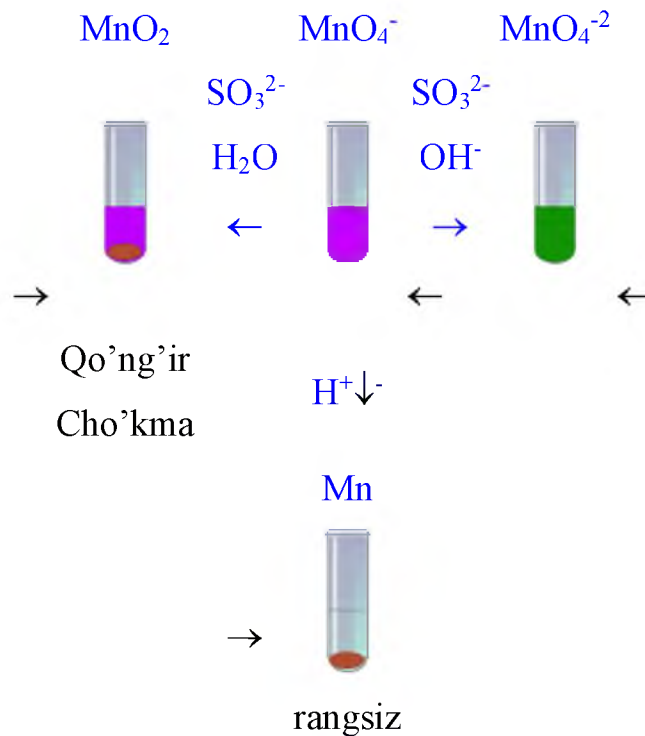
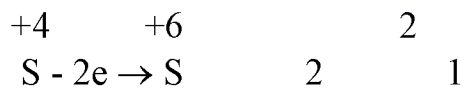


KMnO_4 ning neytral muhitda qaytarilishi:



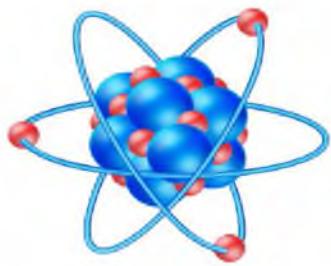
Kaliy permanganatning ishqoriy muhitda qaytarilishi:





Takrorlash uchun savollar

1. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari boshqa kimyoviy reaksiya-lardan nima bilan farq qiladi?
2. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari nazariyasining mohiyati nimada?
3. Oksidlanish–qaytarilish reaksiyalari qanday klassifikatsiyalanadi?
4. Disproporsiya va sinproporsiya reaksiyalarini tushuntiring.
5. Oksidlanish –qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini elektron-balans va yarim reaksiyalar usulida tuzishga misollar keltiring.



VI-bob. METALLAR. EKTROKIMYO.

14. METALLAR. ULARNING UMUMIY XOSSALARI VA OLINISH USULLARI

14.1. Metallarning tabiatda uchrashi

Kimyoviy elementlarning 80% ni metallar tashkil qiladi. Ko`pchilik metallar odatdagi sharoitda tugunchalarida ionlagan va elektroneytral zarrachalar, metall kristallari orasida esa erkin zarracha-elektronlar joylashgan elektronlar doimiy harakatda bo`ladi. Ionlar esa bir qadar tebranma harakatda bo`ladi. Metallarning fizikaviy xossalari ularning ana shu ichki tuzilishidan kelib chiqadi.

14.2. Metallarning fizik va kimyoviy xossalari

Metallar birinchi tur o`tkazgichlardir. Ularda elektrni erkin elektronlar tashiydi. Tartibsiz harakatda bo`lgan erkin elektronlar batartib – bir tomonga harakatlanishi uchun juda kichik elektr potentsiali kifoya. Shu sababli, metallar elektr tokini yaxshi o`tkazadi. Elektronlarning batartib - bir tomonlama harakatiga to`sqinlik qiluvchi faktorlar metallarning elektr o`tkazuvchanligini pasaytiradi.

Masalan: Haroratning ko`tarilishi bilan ionlarning tebranma harakati kuchayadi va ular ichida elektronlarning harakatlanishi qiyinlashadi. Shu sababli, Haroratning ko`tarilishi bilan metallarning elektr o`tkazuvchanligi pasayadi. Metallar absolyut nol haroratiga yaqin haroratida (ma`lum haroratdan so`ng) o`ta katta elektr o`tkazuvchanlikka ega bo`ladi, bu holda ularning elektr o`tishiga qarshiliklari deyarli yo`q darajada bo`ladi.

Metallardagi turli qo`shimchalar ham elektronlarning harakatiga to`sqinlik qiladi. Shu sababli, metallarda qo`shimcha ko`paygan sari, bu metallning elektr o`tkazuvchanligi pasayadi.

Metallar issiqlikni ham yaxshi o'tkazadi. Buning asosiy sababi quyidagilardir. Bir tomondan, qo'shni ionlar orasida ikkinchi tomondan esa ion bilan elektronlar orasida energiya almashinish jarayon sodir bo'lib turadi.

Metall tayoqchanning bir uchini qizdirish natijasida, tayoqchanning ana shu uchidagi ionlarning tebranishi kuchayadi, ionlar katta energiyaga ega bo'lib qoladi. Bu ionlar ortiqcha energiyani qo'shni ionlarga beradi va natijada, qo'shni ionlar ham kuchli tebrana boshlaydi. Bu jarayon tayoqchanning ikkinchi uchiga tez yetib keladi va nihoyat hamma ionlar bir xil tebrana boshlaydi.

Energiya almashinish jarayoni juda tez boradigan jarayon bo'lganligi uchun, tayoqchanning bir uchidagi issiqlik tezda ikkinchi uchiga yetib keladi. Ionlar orasidagi elektronlarda ham ana shunday hol yuz beradi. Eng yaxshi o'tkazuvchilar: kumush-59, mis-54, oltin-40, alyuminiy-27.

Metallar solishtirma og'irligiga ko'ra: engil, solishtirma og'irligi $d=5 \text{ kg/m}^3$ dan kichik va og'ir, solishtirma og'irligi $d=5 \text{ kg/m}^3$ dan katta, metallarga taqsimlanadi. Yengil metallarga litiy $d=0,53 \text{ kg/m}^3$, kaliy $d=0,86 \text{ kg/m}^3$, natriy $d=0,97 \text{ kg/m}^3$, magniy $d=1,7 \text{ kg/m}^3$, alyuminiy $d=2,7 \text{ kg/m}^3$ va hokazo. og'ir metallarga osmiy $d=22,5 \text{ kg/m}^3$, platina $d=21,5 \text{ kg/m}^3$, oltin - $d=19 \text{ kg/m}^3$, temir - $d=7,87 \text{ kg/m}^3$, qo'rg'oshin- $d=11,3 \text{ kg/m}^3$ va hokazo.

Metallar suyuqlanish haroratiga (t_c) qarab yengil va qiyin suyuqlanuvchi metallarga taqsimlanadi. Yengil suyuqlanuvchi metallarga simob $t_c=-39^0\text{S}$, seziy $t_c=+28,5^0\text{C}$, litiy $t_c=181^0\text{C}$, kaliy $t_c=63,6^0\text{C}$, natriy $t_c=98^0\text{C}$, qalay $t_c=232^0\text{C}$, qo'rg'oshin $t_c=328^0\text{C}$, magniy $t_c=651^0\text{C}$ va hokazo, ya'ni suyuqlanish harorati 800^0C dan kichik bo'lgan metallar.

Suyuqlanish harorati (t_c) 800^0C dan katta bo'lgan metallar qiyin suyuqlanuvchi, ularga volfram $t_c=3383^0\text{C}$, osmiy $t_c=2270^0\text{C}$, platina $t_c=1770^0\text{C}$, xrom $t_c=1875^0\text{C}$, oltin $t_c=1060^0\text{C}$, temir $t_c=1539^0\text{C}$ va boshqalar misol bo'la oladi.

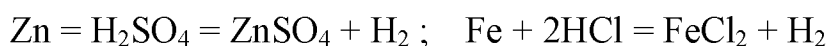
Metallning o'ziga xos xususiyatlaridan biri ularning bolg'alanuvchanligidir. Metallar elastik bo'ladi. Buning sababi ham ularning yuqorida aytib o'tilgan ichki tuzilishidir. Metallarning elastikligi ionlar qatlamining boshqa ionlar qatlamiga nisbatan oson surilishi mumkinligidan kelib chiqadi.

Metallarning o`ziga xos yana bir xususiyati ularning yaltiroqligidir.

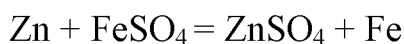
Qora metallarga temir va uning qotishmalari, rangdor metallarga esa qolgan hamma metallar kiradi.

Metallarning qaytarish xossalari kuchlidir. Metallar birikma hosil qilganda manfiy zaryadlanmaydi, chunki ular o`zlari elektron beradi. Elektron berish xususiyatiga ko`ra metallar aktivlik qatoriga joylashadi va u quyidagi ko`rinishga ega: Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Ag, Hg, Pt, Au.

Vodorod elektron berish xususiyatiga ko`ra metallarni aktivlik qatoriga joylashgan. Bu qatorda vodoroddan oldinda joylashgan metallar uni birikmasidan siqib chiqaradilar. Masalan:

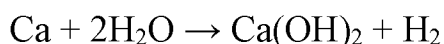
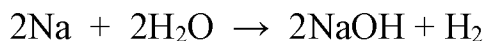


hamda bu qatorda chapda joylashgan metall o`ngda joylashgan metallni birikmasidan siqib chiqaradi



Metallarning kislorod bilan hosil qilgan birikmalari oksidlardir. Metallar vodorod bilan reaksiyaga kirishib, gidridlarni hosil qiladi. Masalan, NaH, TiH₂ gidridlarda vodorod manfiy zaryadlanadi.

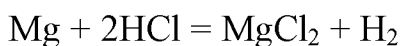
Metallarning suvga ta`sir qilish xarakteri ularning ahamiyatli kimyoviy xossalardan biridir. Ko`pchilik metallar suvdan vodorodni siqib chiqaradi.



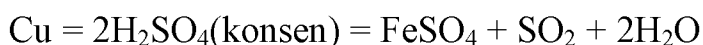
Ishqoriy va ishqoriy yer metallari suv bilan shiddatli ravishda reaksiyaga kirishadi, boshqa metallar qizdirilgandagina suvga ta`sir etadi.

Qariyb hamma metallar kislotalardan vodorodni siqib chiqaradi, bunda metallning o`zi oksidlanadi va kislota hamda metallning tabiatiga qarab quyidagi mahsulotlar hosil bo`ladi.

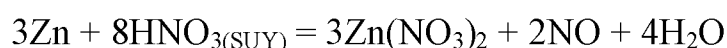
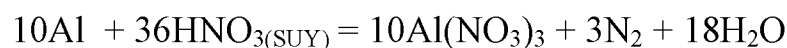
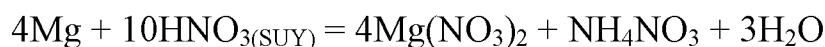
1. Kislordsiz va suyultirilgan sulfat kislotalarning metallarga ta'siri: bu kislotalarda aktivlik qatorida vodorodgacha, qo'rg'oshindan tashqari, joylashgan barcha metallar erib, tuz va erkin vodorodni hosil qiladi. Masalan:



2. Konsentrlangan sulfat kislotalarda aktivlik qatorida kumushgacha joylashgan, quyidagi metallardan alyuminiy, temir, xrom, qo'rg'oshindan tashqari barcha metallar erib, sulfat tuzlarini, sulfat angidridniva suv molekulasini hosil qiladi, bunda kislotaldagi oksidlanish darajasi +6 bo'lgan oltingugurt atomi oksidlovchi vazifasini o'taydi. Masalan:



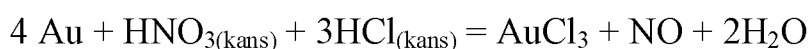
3. Suyultirilgan nitrat kislotalarda nodir metallardan tashqari barcha metallar erib, nitrat tuzlar hamda kislotalning konsentratsiyasiva metallning aktivligiga ko'ra quyidagi NH_4^+ , N_2 , N_2O , NO birikmalarni va suv molekulasini hosil qiladi. Bunda kislotaldagi oksidlanish darajasi +5 bo'lgan azot atomi oksidlovchi vazifasini o'taydi va uning qaytarilishi metallning aktivligiga bog'liq, metall qancha aktiv bo'lsa, azot atomi shuncha kuchli qaytariladi. Masalan:



4. Konsentrlangan nitrat kislotalarda platina, oltin, alyuminiy, temir, xromlardan tashqari barcha metallar erib, nitrat tuzlarini, azot (IV) oksidini va suv molekulasini hosil qiladi.

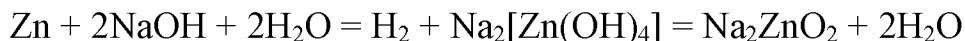


5. Oltin va platina zar suvida eriydi. Zar suvi bu bir hajm konsentrlangan nitrat kislota va uch hajm konsentrlangan xlorid kislotalardan yangi tayyorlangan aralashma eritmasi. Bu kislotalar aralastirilganda xlor atom holida ajralib chiqadi va metallni oksidlaydi.





Ruh, alyuminiy, qalay singari amfoterlik xossalari bor metallar ishqor eritmalari bilan ham reaksiyaga kirishadi. Reaksiya natijasida tuz bilan vodorod hosil bo`ladi.



14.3 Metallarning olinish usullari

Aksariyat metallar tabiatda oksid, sulfat, sulfid, karbonat va boshqa birikmalar holida uchraydi. Sanoatda metallar ana shu birikmalardan ajratib olinadi. Sanoatda metallar ajratib olish uchun ishlatiladigan tabiiy minerallar ruda deyiladi.

Sanoatda rudalardan metallarni ajratib olish bilan shug`ullanadigan soha metallurgiya deb ataladi. Rudadan metallar bir necha xil usul bilan ajratib olinadi.

Qaytarish usuli. Bunda oksid xolidagi ruda qaytariladi.

Qaytaruvchi sifatida ko`mir yoki CO dan foydalanadi va unga karbotermiy deyiladi.



Qaytaruvchi sifatida ajratib olinishi kerak bo`lgan metallga qaraganda aktivroq metall yoki metalloid ishlatilishi ham mumkin.

Mg, Al, Si

Bunday usul ayniqsa AL ishlatilsa, Alyuminotermiya – Metallotermiya deyiladi.

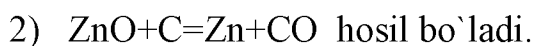
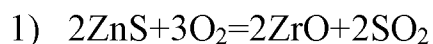


14.4. Sulfidlardan metall olish

Sulfidlardan metall ajratib olish 2 bosqichdan iborat.

Birinchi bosqichda metall sulfidi kuydiriladi va metall oksidi olinadi.

Ikkinchi bosqichda oksid qaytariladi.

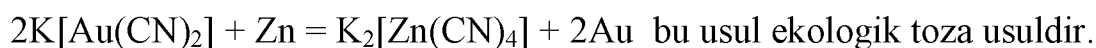
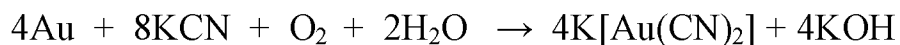


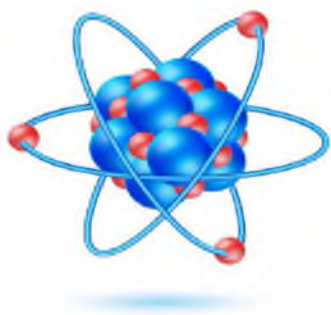
Rudani bekorchi jinslardan tozalash flotatsiya deb ataladi.

Flotatsiya chanlarda o`tkaziladi. Ruda chanlarga solinadi suv bilan to`ldiriladi, so`ngra suvli eritmaga ko`pik hosil qiladigan modda (flotoreagent) qo`shiladi va aralashtiriladi. Bekorchi jinslar chan tagiga cho`kadi. Foydali qismi ko`piklarga yopishib, suyuqlik betida yig`iladi va u qismi alohida yig`ib olinadi.

Gidrometallurgiya usulida asosan rudaning tarkibidagi kerakli metallni kislotaga yoki ishqor eritmasida eritib, tuz eritmasi holatiga o`tkaziladi va so`ngra bu eritmani elektroliz qilinadi, yoki aktiv metall yordamida eritmadagi metall qaytariladi.

Elektroliz jarayonida metall katodda ajralib chiqadi. Masalan: Respublikamizda oltin asosan qum bilan aralashma holida uchraydi. Oltinni olish uchun avval aralashma qumdan tozalanadi so`ng kaliy sianid tuzining suvli eritmasi va atomlar kislorod yordamida eritmaga kompleks birikma holida o`tkaziladi, so`ngra eritmaga rux qo`shilib oltin qaytariladi. Bu jarayonning reaksiyasi quyidagicha:





**15. ELEKTROKIMYO. GALVANIK
ELEMENTLAR NAZARIYASI. ELEKTROLIZ.
FARADEY QONUNLARI. AKKUMLYATORLAR.
METALLAR KORROZIYASI. TUZLAR
ERITMALARI VA SUYUQLANMALARINI
ELEKTROLIZI.**

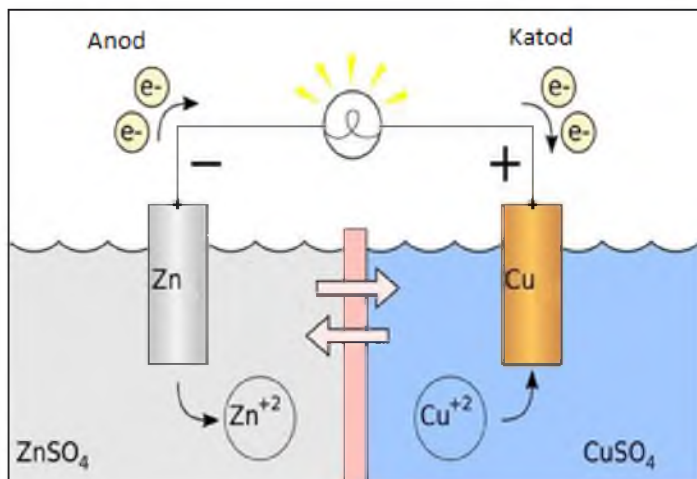
15.1. Galvanik elementlar

Kimyoviy reaksiya natijasida elektr toki hosil qiladigan asbob-uskunalar galvanik elementlar deb ataladi. Galvanik element hosil qilish uchun bir-biriga tegib turgan (yoki bir-biri bilan elektrolitli sifon orqali tutashtirilgan) ikki elektrolit eritmasiga ikki xil metall tyshirilib, ularning uchlari tashqi zanjir orqali bir-biriga ulanadi. Ikkala elektrod birgina metallardan yasalgan bo'lishi ham mumkin va, aksincha, ikki xil metall birgina elektrolit eritmasiga tyshirilishi ham mumkin.

Volta mis va ruxli plastinkalarni sulfat kislotaga tushirib, mis plastinkani rux plastinkaga tegizganida elektr toki hosil bo'lgan (Volta elementi). Bu galvanik elementning *elektr yurituvchi kuchi* (EYUK) dastlabki paytda 1 voltga yaqin bo'ladi, keyin bu elementning musbat qutbi bo'lgan misda vodorod ajralib chiqishi (qytblanish) sababli uning EYUKi tezda pasayib ketadi. Yakobi va Daniel yaratgan elementni tayyorlash uchun mis sulfat eritmasiga mis plastinka rux sulfat eritmasiga rux plastinka tushirilib, eritmalar bir-biri bilan elektrolitli sifon orqali birlashtiriladi (14.1.rasm).

Elektrodlar galvonometrqa ulanadi. Galvanik elementlarda elektr tok hosil bo'lishi haqidagi nazariyaning mohiyati quyidagicha: agar biror metall suvga (yoki ayni metall ioni eritmasiga) tushirilsa, metall sirtidagi ionlar suvning qutbli molekulalariga tortiladi va metall sirtidan uzilib gidratlangan holda eritmaga o'ta

boshlaydi



14.1.- rasm. Mis-ruxli galvanik element (Yakobi -Daniel elementi)

Buning natijasida musbat zaryadlanadi, eritma esa musbat zaryadlanadi. Metallda hosil bo'lgan manfiy zaryad metalldan eritmaga o'tgan musbat ionlarni o'ziga torta boshlaydi. Sistema muvozanat holatiga keladi; vaqt birligi ichida metalldan qancha ion eritmaga o'tsa, huddi o'shancha ion eritmadan metallga o'tadi. Metalldan eritmaga o'tgan musbat ionlar metall sirti yaqinida joylashib, metalldagi manfiy ionlar bilan birgalikda qo'sh elektr qavat hosil qiladi. Buning natijasida metall bilan eritma orasida ma'lum qiymatga ega bo'lgan potentsiallar ayirmasi vujudga keladi. Bu qiymat metallning elektrod potentsiali deb ataladi va E harfi bilan ifodalanadi.

Elektrod potentsial qiymati metallning xossalariga, eritmadagi ayni metall ionlari konsentratsiyasiga va temperaturaga bog'liq bo'ladi. Bu bog'lanish Nernst formulasi bilan ifodalanadi:

$$E = E_0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg C$$

Bunda R -universal gaz konstantasi, T -absolyut temperatura, C -eritmadagi metall ionlari konsentratsiyasi, F -Faradey soni (96500 kulon), n -metallning valentligi; 20⁰C uchun Nernst formulasi quyidagicha yoziladi:

$$E = E_0 + \frac{0,058}{n} \lg C$$

Agar $C=1\text{g-ion/l}$ bo'lsa $E=E^0$ bo'ladi. Demak, ionlarining konsentratsiyasi 1g-ion/lga teng bo'lgan metall tuzi eritmasiga o'sha metall tushirilsa, metallning elektrod potentsiali E^0 ga teng bo'ladi. E^0 ayni metallning normal elektrod

potentsiali deb yuritiladi. Metallning normal elektrod potentsialini o'lchash uchun metall o'zining biror tuzi 1g-ion/l eritmasiga tushiriladi, so'ngra normal potentsiali ma'lum bo'lgan ikkinchi elektrod bilan birlashtirilib, bu ikki elektroddan galvanik element hosil qilinadi va uning elektr yurituvchi kuchi o'lchanadi. So'ngra elektr yurituvchi kuchning qiymatidan foydalanib, noma'lym normal elektrod potentsiali hisoblanadi, chunki galvanik elementning elektr yurituvchi kuchi musbat va manfiy elektrod potentsiallar ayirmasiga teng: $E=E_1-E_2$. bu erda E - galvanik elementning elektr yurituvchi kuchi, E_1 -musbat elektrod potentsiali, E_2 -manfiy elektrod potentsiali.

Elektrod potentsialini alohida aniqlash mumkin emas, uni faqat boshqa biror elektrodga nisbatan o'lchash mumkin. Normal elektrod potentsiallarni o'lchashda normal vodorod elektrod potentsiali shartli ravishda nolga teng deb qabul qilinadi. Normal vodorod elektrod tayyorlash uchun sulfat kislotaning suvdagi 1 M eritmasiga sirti g'ovak platina bilan qoplangan platina elektrod tushirilib, eritma orqali 1 atm bosimda toza vodorod berib turiladi. Platinaga yutilgan vodorod molekulari uning sirtida qisman atomlarga ajralib, $H_2 \leftrightarrow 2H$ muvozanat qaror topadi; platina bilan eritma chegarasida esa $H \leftrightarrow H^+ + e$ muvozanat qaror topadi, yig'indi tenglama $H_2 \leftrightarrow 2H^+ + 2e$ dan iborat. Platina bu yerda faqat o'tkazuvchilik rolini bajaradi. Shuning uchun vodorod bilan to'yingan platinani vodorod elektrod deb qabul qilish mumkin. Vodorod elektrod uchun Nernst formulasi quyidagicha yoziladi:

$$E = E_0 + \frac{0,058}{1} \lg[H^+]$$

Vodorod elektroddan boshqa standart elektrodlar (masalan, kalomel elektrod, xingidron elektrod) dan ham foydalanish mumkin. Amalda qo'llaniladigan normal kalomel elektrod potentsialini 0,282 B ga teng. Masalan, ruxning normal elektrod potentsialini aniqlash uchun $ZnSO_4$ ning $[Zn] = 1$ g-ion/l li eritmasiga rux plastinka tushirilib, bu elektrodni normal kalomel elektrod bilan birlashtirib,



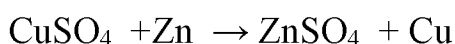
dan iborat galvanik element hosil qilinadi. Bu elementning elektr yurituvchi kuchi 1,042 B ga tengligi tajribada aniqlangan.

$E = E_1 - E_2$ ga asoslanib $1,042 = 0,282 - E_x^0$ ni yozamiz. Bundan $E_x^0 = 0,282 - 1,042 = -0,76$ B kelib chiqadi. Demak, ruxning normal elektrod potentsiali - 0,76 B ga teng. Boshqa metallarning normal elektrod potentsiallari ham shu usulda topilgan. Agar metallarni normal elektrod potentsiallari o'sishi tartibida bir qatorga joylashtirsak, metallarning quyidagi elektrokimyoviy kuchlanishlar qatoriga (bu qatorni N.N. Beketov tuzgan) ega bo'lamiz:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au, Pt.

Bu qatorda turgan metallardan galvanik element yaratsak, "noasl" metall manfiy qutbni (katodni) va "asl" metall musbat qutbni (anodli) tashkil qiladi. Masalan, Yakobi-Daniel elementi: $Zn/ZnSO_4 \parallel CuSO_4 / Cu$ da mis musbat qutb (katod), rux-manfiy qutb (anod) bo'ladi.

Elektronlar ruxdan chiqib tashqi zanjir orqali misga boradi va eritmadagi Cu^{2+} ionlari bilan birikib, Cu atomlarini hosil qiladi (misga tashqi zanjirdan elektronlar keladi, shuning uchun ham u katod). Katodda mis cho'kadi. SO_4 ionlar sifon (yoki diafragma) orqali o'tib Zn^{2+} ionlari bilan birikadi. Bu elementda boradigan ximiyaviy protsessning yig'indi tenglamasi:



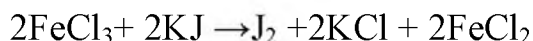
dan iborat. Rux eriydi, mis cho'kadi. Uning hisobiga elektr toki hosil bo'ladi. Bunday reaksiyalarning hammasida ham asl metall qaytariladi, noasl metall esa oksidlanadi. Binobarin, u o'zidan tashqi zanjirga elektronlar berib anod vazifasini o'taydi.

15.2. Oksidlanish - qaytarilish potentsiali

Moddalarning eritmalaridagi oksidlovchilik va qaytaruvchanlik xossalarini miqdoriy jihatdan xarakterlash uchun ularning elektrod potentsiallari yoki oksidlanish - qaytarilish potentsiallari qiymatidan foydalaniladi. Ayni moddaning elektrod potentsiali qancha kichik qiymatga ega bo'lsa, u shuncha qaytaruvchilik xossasini namoyon qiladi va aksincha u qancha katta qiymatga ega bo'lsa, shuncha kuchli oksidlovchilik xossaga ega bo'ladi. Misol tariqasida:

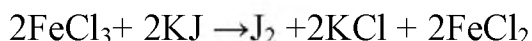


Prosessalarni ko'rib chiqaylik. Bu yerda biz ikkita oksidlanish-qaytarilish juftiga egamiz. Biri $F_2 / 2F^-$, ikkinchisi $H_2 / 2H^-$, ularning normal elektrod potentsiallari $E_1 = 2,85V$, $E_2 = -2,23V$. Sistemaning oksidlanish-qaytarilish potentsiali qanchalik katta bo'lsa, moddaning oksidlangan formasi shunchalik kuchli oksidlovchi xossaga ega bo'ladi degan qoidaga asoslanib, F_2 juda kuchli oksidlovchi, H_2 esa kuchli qaytaruvchi bo'ladi degan xulosaga kelamiz. Oksidlanish-qaytarilish potentsiallari qiymatlaridan foydalanib, birinchidan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari qaysi yo'nalishda borishini oldindan ayta olamiz; ikkinchidan oksidlanish-qaytarilish potentsiallariga muvozanat konstantasini hisoblay olamiz. Agar oksidlovchi juftning normal elektrod potentsialini ayirganimizda hosil bo'ladigan ayirma (ya'ni shu sistemadan tashkil topgan galvanik elementning elektr yurituvchi kuchi) musbat qiymatga ega bo'lsa, berilgan oksidlanish-qaytarilish reaksiya chapdan o'ngga tomon bora oladi. Masalan:



reaksiyani ko'rib chiqaylik.

Bu reaksiyada ikkita oksidlanish-qaytarilish juftlari ishtirok etadi: biri Fe^{3+}/Fe^{2+} jufti bo'lib, uning oksidlanish-qaytarilish normal potentsiali $E_1 = 0,771V$; ikkinchisi $J_2/2J$ jufti, uning potentsiali $E_2 = 0,54V$ ga teng. Ular orasidagi ayirma $E_1 - E_2 = 0,771 - 0,54 = 0,231V$ musbat qiymatga teng. Shuning uchun



Reaksiya amalga osha oladi. KJ oksidlanadi; $FeCl_3$ qaytariladi, lekin $FeCl_3$, KBr ni oksidlay olmaydi, chunki $Br_2/2Br$ juftining oksidlanish-qaytarilish normal potentsiali $1,07V$ ga teng.

Fe^{3+}/Fe^{2+} bilan $Br_2/2Br$ juftining normal potentsiallari orasidagi ayirma manfiy qiymatga ega:

$$0,771 - 1,07 = -0,30V$$

Demak reaksiya chapdan o'ngga bora olmaydi.

Endi oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarning muvozanat konstantasini hisoblab topish uchun zarur bo'lgan formulani keltiramiz

$$\lg K = \frac{(E_0 - E'_0)}{0,058}$$

Bu yerda E_0 va E'_0 – reaksiyada ishtirok etgan oksidlanish- qaytarilish juftlarining normal potenciallari, K - muvozanat konstantasi, n - qaytaruvchidan oksidlovchiga o'tgan elektronlar soni.

Takrorlash uchun savollar

1. Elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori deb nimaga aytiladi
2. Elektrolizda anodda va katodda qanday jarayon boradi?
3. Tuzlarning suyuqlanmalari va suvdagi eritmalarining elektrolizini tushuntiring.
4. Metallarni olishning qanday usullari mavjud ?
5. Galvanik elementlar deb nimaga aytiladi?
6. Elektrod potenciallari deb nimaga aytiladi?
7. Oksidlanish –qaytarilish potentsiali nima?
8. Nernst formulasini mohiyatini tushuntiring
9. Yakobi-Daniel elementi qaysi metallardan iborat. Nega aynan ular tanlangan?

15.3. Elektroliz haqida tushuncha

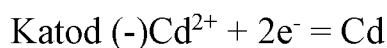
Elektroliz – bu elektr toki taʼsirida elektrolit eritma yoki suyuqlanmalarda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayonidir. Maʼlumki har qanday elektrolit eritmasi kation va anionlardan tashkil topgan. Ular eritmada tartibsiz harakatda boʻladi. Agar ana shunday eritmaga musbat va manfiy elektrodlar tushirilsa eritmada ionlar harakati maʼlum tartibga kiradi. Anionlar anodga kationlar katodga tomon harakat qiladi. Kationlar katodga borib undan elektron oladi, anionlar esa aksincha ortiqcha elektronlarni anodga beradi. Katodda qaytarilish, anodda oksidlanish jarayoni roʻy beradi.

Elektroliz maxsus qurilmalar - elektrolizyor yoki elektrolitik vannalarda olib boriladi. Elektrolit suyuqlanmasi yoki eritmasining zarrachalari (ionlari) katodda elektronlar biriktirib olib, qaytariladi. Anodda zarrachalar elektronlar berib oksidlanadi.

Tuzlarning suyuqlanmasi elektrolizi sifatida CdCl_2 suyuqlanmasining elektrolizini olish mumkin. Suyuqlanmada tuz ionlarga dissotsilanadi:

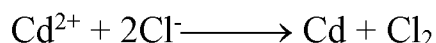


Katodda kadmiy kationlari qaytariladi, anodda esa xlor ionlari oksidlanadi:



Ikkala yarim reaksiyalarni qoʻshib yozamiz:

elektroliz



Tuzlarning suvdagi eritmalarining elektrolizida eritmada tuz ionlaridan tashqari suvning dissotsilanishidan hosil boʻladigan H^+ va OH^- ionlarining boʻlishi ham hisobga olinadi.

Katodda elektrolit va vodorod kationlari zaryadsizlanadi. Anodda esa elektrolit va gidroksid ionlari zaryadsizlanadi. Suv molekullari elektrokimyoviy oksidlanishi yoki qaytarilishi mumkin. Elektrodlardagi elektrolizda kimyoviy jarayonlarning borishi elektrokimyoviy sistemalarning elektrod potentsiallarining nisbiy qiymatiga bogʻliq.

Tuzlarining suvdagi eritmalarida boradigan katod jarayonlarida vodorod ionlarining qaytarilish potentsiali qiymatini hisobga olish kerak. Bu potentsial vodorod ionlari konsentratsiyasiga bog'liq:

$$E = E_0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg[H^+] = E_0 + \frac{2,3 \cdot 8,31 \cdot 298}{1 \cdot 96500} \lg[H^+] = E_0 + 0,059 \lg[H^+]$$

Vodorod elektrodning potentsiali $E_0 = 0$ ga tengligini va $\lg[H^+] = -pH$ ekanligini hisobga olsak:

$$E = 0,059 \cdot pH$$

Tuzlarning neytral eritmaları uchun $pH = 7$ ga tengligi uchun

$$E_{H_2} = 0,059 \cdot 7 = -0,41 \text{ V.}$$

Katodda:

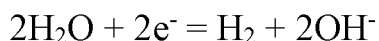
- 1) Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metallning elektrod potentsiali $-0,41 \text{ V}$ ga nisbatan musbat (aktivlik qatorida bu kationlar vodoroddan keyin keladi) bo'lsa, elektrolitning neytral eritmasidan katodda metall ajralib chiqadi.
- 2) Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metallning elektrod potentsiali $-0,41 \text{ V}$ ga nisbatan manfiy qiymatga ega bo'lsa (aktivlik qatorida Li^+ dan Al^{+3}), katodda metall emas, balki suv molekullari qaytarilib, vodorod ajraladi, bu metal ionlari eritmada o'zgarmasdan qoladi.
- 3) Agar metallning elektrod potentsiali $-0,41 \text{ V}$ ga yaqin bo'lsa, (Al^{+3} dan Pb^{+2}) katodda bir vaqtning o'zida metall kationi ham, vodorod ham ajraladi, ko'pincha metall va vodorod birgalikda qaytariladi.

Anodda:

- 1) Agar eritmada kislorodsiz kislotalarning anionlari Cl^- , Br^- , S^{2-} , J^- lar bilan birga suv molekullari mavjud bo'lsa, anodda kislorodsiz kislotalarning anionlari oksidlanadi.
- 2) Agar eritmada kislorodli kislotalarning anionlari SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , NO_3^- lar bilan birga suv molekullari mavjud bo'lsa, u holda anodda suv molekullari oksidlanadi.

Kislotali eritmalaridan vodorodning elektrokimyoviy ajralishi vodorod ionlarining zaryadsizlanishi hisobiga bo'ladi. Neytral va ishqoriy eritmalarda suv

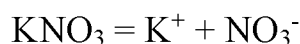
elektrokimyoviy qaytariladi:



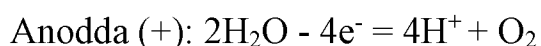
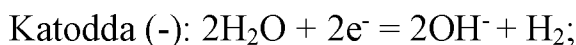
Elektroliz jarayoni anod materialiga qarab, inert anod bilan bo'ladigan elektroliz vaaktiv anod bilan bo'ladigan elektrolizga bo'linadi. Oksidlanmaydigan materialdan (grafit, platina) yasalgan anod *inert anod*, oksidlanadigan materialdan yasalgan anod *faol anod* deb yuritiladi.

Tuzlar eritmalarining elektrolizini misollarda ko'ramiz.

1) KNO_3 eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



$E^0 = -2,93 \text{ V}$ bo'lib, K^+ kationlar katodda qaytarilmaydi. NO_3^- anionlari suvli eritmalarda oksidlanmaydi. Katod vaanodda suv molekulasi qaytariladi va oksidlanadi.



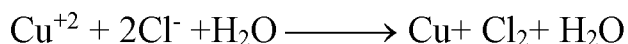
CuCl_2 eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



Misning standart elektrod potentsiali $E_{0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}} = 0,34 \text{ V}$ bo'lganligi uchun katodda faqat mis kationlari qaytariladi, anodda esaxlorid ionlari oksidlanadi:



elektroliz



2) Tuz eritmalarining aktiv anod qo'llanilgandagi elektrolizi. Bunday elektroliz jarayonida anod materiali oksidlanadi (eriydi). Aktiv elektrodlar sifatida mis, nikel, kobalt, kadmiy, kalay kabi metallar ishlatiladi. Misol sifatida kadmiy sulfatning suvdagi eritmasini kadmiydan tayyorlangan elektrodlar ishtirokidagi elektrolizini ko'rib chiqamiz. Kadmiyning normal (standart elektrod potentsiali $E_{0_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}} = -0,40 \text{ V}$ ga teng bo'lganligi uchun katodda kadmiy ionlari ham, suv molekullari ham qaytariladi, anodda esa kadmiy oksidlanadi (eriydi):





Binobarin, anodning erishidan hosil bo'lgan kadmiy ionlari katodda qaytarilib, kadmiy metalli holida ajraladi.

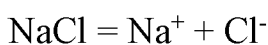
Elektrolizni amalga oshirish uchun elektrolit eritmasiga yoki suyuqlanmaga tushirilgan katod elektrodga o'zgaras tok manbaining manfiy qutbini va anod elektrodga musbat qutbini ulash kerak.

Katod elektrodda elektrolitni musbat zaryadlangan ionlari elektron qabul qilib, zaryadsizlanadi. Qaysi ionning oldin zaryadsizlanishi eng avval metallarning kuchlanishlar qatorida vodorodga nisbatan joylanishiga, metall ionining konsentratsiyasiga va ayrim hollarda elektrod materialiga bog'liq bo'ladi?

Bir xil sharoitda kam aktiv metallar ionlari ya'ni kuchlanishlar qatorida vodoroddan keyin joylashgan metall engil zaryadsizlanadi va metallarning kuchlanish qatorida vodorodgacha joylashgan metallarning ionlari qiyin zaryadsizlanadi.

Suvli eritmalarda elektrolitning kationi va suvning H^+ ion konsentratsiyalari bir xil sharoitda bo'lmaydi. Bu esa, suvli eritmalarda vodoroddan aktiv metallar ionlarining qaytarilishiga olib keladi. Suvli eritmalarda juda aktiv kuchlanishlar qatorida alyuminiy gacha bo'lgan metallar ionlari qaytarilmaydi.

1 – Misol. Osh tuzi – NaCl suvli eritmasining elektroliz jarayoni

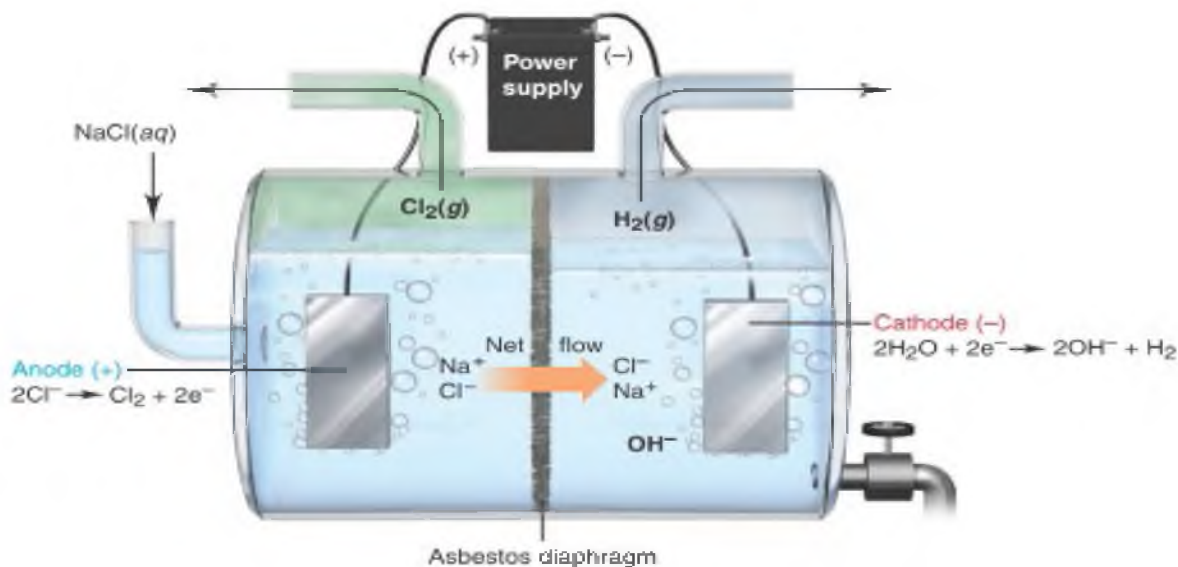
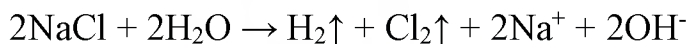


Katod	(-)	$2\text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{Na} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2$	Qaytarilish jarayoni. Ishqoriy muhit.
Anod	(+)	$2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$	Oksidlanish jarayoni. Neytral muhit.

Katodda vodorod ajralibchiqadiva muhitishqoriy, anodda esa xlor ajralibchiqadiva muhitneytralbo'ladi (rasm).

Demak, NaCl tuzining eritmasi elektroliz qilinganda katodda suv molekullari qaytariladi, anodda xlor ionlari oksidlanadi. Elektroliz mahsuloti sifatida vodorod

va xlor gazlari hosil bo‘ladi. Eritmada esa Na^+ va OH^- ionlari qoladi, eritma kuchli ishqoriy uhitga ega bo‘ladi:



15.1. rasm.Osh tuzining suvli eritmasining elektroliz sxemasi

2–Misol. Kaliy xlorid tuz suyuqlanmasining elektroliz sxemasi:

Suyuqlanma holatda kristall panjaradagi ionlar orasidagi bog‘lanish susayadi, shuning uchun



katodda kaliy, anodda xlor ajralib chiqadi. Agarda suyuqlanmada bir nechta kation bo‘lsa, metallarning kuchlanish qatoriga qarab qaysi metall ioni oldin qo‘rg‘oshin ioni, keyin rux ioni oldin qaytarilishini aytish mumkin. Masalan, suyuqlanmadam K^+ , Zn^{2+} , Pb^{2+} kationlari bo‘lganda oldin qo‘rg‘oshin ioni, keyin rux ioni va oxiri kaliy ioni qaytariladi.

3-misol. Kaliy sulfat K_2SO_4 tuzining suvli eritmasining elektroliz jarayoni.



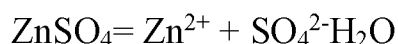
Katod	(-)	$2K^+ + 2H_2O + 2e = 2K^+ + 2OH^- + H_2\uparrow$	Qaytarilish jarayoni. Muhit ishqoriy.
Anod	(+)	$2SO_4^{2-} + 2H_2O - 4e = 4H^+ + 2SO_4^{2-} + O_2\uparrow$	Oksidlanish jarayoni. Muhit kislotali.

Katodda vodorod qaytarilib ajralib chiqadi va muhit ishqoriy, anodda esa kislorod ajralib chiqadi va muhit kislotali bo`ladi. Bu misolimizda suvning o`zi oksidlanib, o`zi qaytariladi, natijada vodorod va kislorod ajralib chiqadi.

Keltirilgan misollardan ko`rinib turibdiki, katodda ishqoriy metallar ionlari qaytarilmasdan ularning o`rniga suvning vodorod H^+ ionlari qaytariladi. Agar anodda kislorodli kislota qoldig`i bo`lsa, anod elektrodda ham suvning o`zi elektron berib oksidlanadi.

Agar eritmada standart oksidlanish potentsiali vodorodnikidan kichik, lekin Al nikidan katta bo`lgan kationlar (Al^{+3} dan Pb^{+2} gacha) bo`lsa, u holda katodda bir vaqtning o`zida qisman ham vodorod ionlari va asosan metall kationlari qaytariladi. Masalan:

4-misol. Rux sulfat $ZnSO_4$ tuzi suvli eritmasining elektroliz jarayoni.



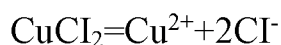
Katod	(-)	$Zn^{2+} + 2e = Zn^0$
Anod	(+)	$4H_2O - 4e = O_2 + 4H^+ + 2H_2O$ yoki $2HOH - 4e = O_2 + 4H^+ + SO_4^{2-}$

Katodda rux va vodorod ioni qaytariladi, anodda kislorod ajralib chiqadi.

15.4. Eriydigan anodli elektrod yordamida suvli eritmalar elektrolizi

Eruvchan anodli elektrodlar – bular elektroliz jarayonida yemiriladigan, ya`ni eritmaga ionlar holida o`tadigan elektrodlardir. Masalan eriydigan misli, anod elektrod yordamida, mis (II) xlorid $CuCl_2$ eritmasi orqali elektr tok o`tkazilsa, katodda mis ajralib chiqadi, anodda esa xlor ionlari zaryadsizlanmaydi, demak, bunda xlor ajralib chiqmaydi. Bunday holda mis atomlari Cl ionlariga qaraganda o`z elektronini oson beradi. Natijada anodning o`zi eriydi, ya`ni mis anoddan Cu^{2+} ionlar holida eritmaga o`tadi. Shu bilan birga katodda Cu^{2+} ionlari qaytarilib,

neytral atomga aylanishi sababli, eritmadagi Cu^{2+} ionlar konsentratsiyasi o'zgarmaydi. CuCl_2 eritmasining anod sifatida mis ishlatilgandagi elektrolizini quyidagi sxema bilan ifodalash mumkin.



Katod (-) $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}^0$ qaytarilish jarayoni

Anod (+) $\text{Cu}^0 - 2e = \text{Cu}^{2+}$ oksidlanish jarayoni

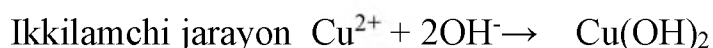
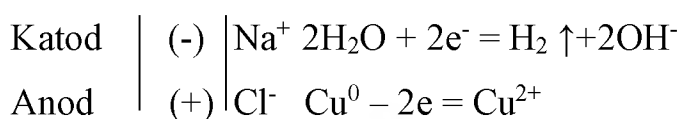
Eruvchan anoddan foydalaniladigan elektroliz juda toza metallar olish uchun ishlatiladi. Bunda elektroliz jarayoni tozalanayotgan metall tuzining eritmasida olib borilishi kerak.

Tuzlarning eritmalarini elektrolizlab anodda mis, rux, kadmiy, nikel, kobalt, marganes va boshqa metallar olinadi.

Eriydigan anod yordamida elektroliz jarayoni metallni boshqa metall bilan qoplashda keng qo'llaniladi. Masalan, nikellashda katodda qoplanishi kerak bo'lgan narsa anodda nikel elektrodlar olib, ikkalasini nikel tuzining eritmasiga tushiradilar va tok o'tkazadilar. Tok o'tkazilganda nikel erib anoddan eritmaga ion holda o'tib, elektrod yuzasida qaytariladi. Bunday qoplash metodiga galvanostegiya deyiladi. Shu usul bilan metallar yuziga zar yuritiladi, kumushlanadi va hokazo.

15.5. Elektrolizdagi ikkilamchi jarayonlar

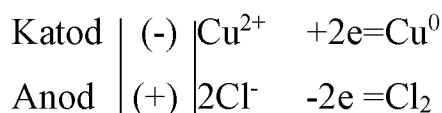
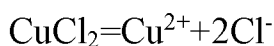
Elektrolizda birlamchi va ikkilamchi jarayonlarni bilish kerak. Birlamchi – asosiy protsess bu bevosita elektroddan elektron qabul qilish yoki elektron berish va ikkilamchi- qo'shimcha jarayon - bubirlamchi jarayon mahsuloti, elektr toki ishtirokisiz, elektrolit yoki elektrod moddasi bilan birikishi. Bunday ikkilamchi jarayonni biz osh tuzining suvli eritmasini mis elektrod yordamida elektroliz jarayonlarida ko'rib chiqaylik. Elektroliz sxemasini yozsak: $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$



Katodda H^+ ionlari Na^+ ionlariga nisbatan yengil qaytariladi. Chunki $E_{\text{H}_2/\text{H}^+} < E_{\text{Na}/\text{Na}^+}$

Anod elektrod (Cu) erib eritmada OH^- ionlari bilan to'qnashib $\text{Cu}(\text{OH})_2$ holda cho'kmaga tushadi, bu esa ikkilamchi jarayondir.

Elektrolizda ikkilamchi jarayon bormasligi uchun elektrodlarda ajralib chiqayotgan moddalar mustaqil yashay oladigan formada bo'lishi kerak. Masalan, Grafit elektrod yordamida mis xlorid CuCl_2 tuzining suvli eritmasi elektroliz jarayoni, ikkilamchi jarayoni bormaydi.



Kimyoviy aktiv metallarni (natriy, kaliy, magniy va boshqalar) ni olishda ikkilamchi jarayon bormasligi uchun elektroliz jarayoni suvsiz muhitda tuzlarning suyuqlanmalarida olib boriladi. Alyuminiy esa suyuqlantirilgan kriolit (kriolit – mineral tarkibi $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$) ishtirokida aluminiy oksid Al_2O_3 eritmasini elektroliz qilib olinadi.

15.6. Elektrolizda polyarizatsiya hodisasi

Elektroliz jarayonida ko'pincha elektrolizyorda o'tkazilayotgan ishchi tok kuchi tashqi EYuK hisobiga o'z - o'zidan asta-sekin kamayadi. Elektroliz sekinlashadi va hattoki to'xtab ham qoladi. Bu elektrodlardagi polyarizatsiya natijasidir. Polyarizatsiyaning asosiy turlari kimyoviy va konsentratsion polyarizatsiyadir.

a) Kimyoviy polyarizatsiya – elektrodning holatiga bog'liqdir.

Elektrodlarda elektroliz mahsulotlarining adsorbsiyalanishi natijasida elektrodlar yuzasining kimyoviy tabiati o'zgaradi. Bu esa elektrodni o'zining asosiy elektrokimyoviy vazifasidan tashqari, qarama-qarshi funksiyani bajarishgaolib keladi. Masalan, ko'p elektrolitlarning suvli eritmalarini elektrolizda katod elektrod yuzasida adsorbsiyalanadigan vodorod ajralib chiqadi va natijada vodorod elektrod hosil bo'ladi, katod elektrod materiali esa «astar» vazifasini o'taydi: ($\text{H}_2/2\text{H}^+$) esa anod vazifasini o'taydi. O'z navbatida elektrolizyorning anodida kislorod ajralib chiqish ($2\text{HOH}-4e=4\text{H}^++\text{O}_2$) jarayoni boradi, ajralib

chiqqan kislorod elektrod yuzasida adsorbtsiyalanadi, ya'ni kislorod elektrod hosil bo'ladi. Bu yangi elektrod ichki galvanik elementni katod elektrod vazifasini o'taydi. Bunday zanjirning EYuK ishchi tokka qarama-qarshi yo'nalgan bo'ladi.

b) Konsentratsion polyarizatsiya – elektroliz vaqtida elektrodlar yaqinida elektrolit konsentratsiyasi o'zgaradi. Elektrodlar yaqinida elektrolit konsentratsiyasi o'zgarishi natijasida vujudga keladigan polyarizatsiya konsentratsion polyarizatsiya deyiladi.

Demak, elektroliz elektrokimyoviy jarayon bo'lib sanoatda rudalar tarkibidan sof metallarni ajratib olishda ishlatiladi. Metall va boshqa buymlar sirtini nodir metallar bilan qoplashda ham elektroliz usulidan foydalaniladi.

15.7. Faradeyning birinchi qonuni

Elektroliz jarayonining miqdoriy tomoni ingliz olimi Faradey tomonidan kashf qilingan.

Elektroliz jarayonida elektrodlarda ajralib chiqayotgan moddalar miqdori elektrolitdan o'tgan elektr miqdoriga to'g'ri proporsionaldir.

$$m = K \cdot Q \text{ yoki } = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot Z}{96500k}$$

bu yerda, m - modda miqdori, K - proporsionallik koeffitsienti, moddaning elektrokimyoviy ekvivalenti ham deyiladi, Q – elektrolitdan o'tgan elektr miqdori (kulonda). I – tok kuchi, Z- tokni o'tish vaqti.

K – elektrokimyoviy ekvivalent – elektrolitdan bir sekund davomida bir amper tok kuchi yoki bir kulon elektr toki o'tganda ajralib chiqqan modda miqdori.

Faradeyning ikkinchi qonuni

Har xil kimyoviy birikmalardan bir xil miqdorda elektr toki o'tganda, elektrodlarda ekvivalent miqdori modda ajralib chiqadi.

Bir gramm – ekvivalent istalgan modda ajralib chiqishi uchun elektrolitdan 96500 kulon elektr o'tkazish kerak. Bu konstanta Faradey soni deyiladi. Faradey qonunining matematik ifodasi:

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

bunda; m – qaytarilgan yoki oksidlangan moddaning miqdori; e – moddaning gramm ekvivalenti, Q – elektr miqdori, kulon.

Kuchi 1A bo'lgan tok sekundiga 1 kulon elektr o'tishiga muvofiq kelishi ma'lum bo'lsa, quyidagicha yozish mumkin.

$$m = \frac{e \cdot I \cdot T}{96500},$$

bu yerda I – tok kuchi, T – tok o'tish vaqti, sek.

Faradey qonunlarini bilgan holda quyidagilarni hisoblash mumkin:

1. Elektr miqdoriga qarab ajralib chiqargan modda miqdorini;
2. Ajralib chiqan modda miqdoriga va tokni elektrolitdan o'tish vaqtiga qarab tokning kuchini;
3. Berilgan tok kuchida qancha vaqtda ma'lum miqdor modda ajralishi.

1 - misol Mis sulfat CuSO_4 eritmasidan 10 minut davomida kuchi 4 amper tok o'tkazilganda katodda qancha mis ajralib chiqadi?

Yechish. Eritmadan o'tgan tok miqdorini aniqlaymiz.

$$Q = I T$$

Bu yerda, I – tok kuchi, amper; T – vaqt, sek. da.

Masalaning shartiga ko'ra $I = 4\text{A}$, $T = 10$ min yoki 600 sek.

Bu yerdan $Q = I T = 4 \cdot 600 = 2400$ kulon.

Misning ekvivalenti ($A_{\text{Si}}=63, 54$) $63, 54 : 2 = 31, 77$ ga teng.

Izlanayotgan misning miqdori:

$$m = \frac{31,77 \cdot 2400}{96500} = 1,975 \text{ g.}$$

2-misol. Normal sharoitda 5, 6 l vodorod olish uchun kuchi 10 A bo'lgan elektr tokni kislota eritmasidan qancha vaqt o'tkazish kerak?

Yechish: 5, 6 l vodorod olish uchun kislotadan o'tgan elektr miqdorini aniqlaymiz.

Normal sharoitda 1 gramm – ekvivalent vodorod 11, 2 l hajm egallagan uchun

$$Q = \frac{96500 \cdot 5,6}{11,2} = 48250 \text{ kulon .}$$

Tokning eritmadan o'tish vaqtini aniqlaymiz:

$$T = \frac{48250}{10} = 4825 \text{ sek yoki } 1 \text{ soat } 20 \text{ min } 25 \text{ sek.}$$

3-misol. Kumush tuzi eritmasidan 10 minut davomida elektr toki o'tkazilganda 1 g kumush ajralib chiqqan bo'lsa, tokning kuchi qanday?

Yechish: kumushning gramm – ekvivalenti $E_{Ag} = 107,9$ g. teng. Bir gramm kumush ajralib chiqishi uchun eritmadan

$$96500 : 107,9 = 894 \text{ kulon tok o'tishi kerak.}$$

Bu yerdan tok kuchi $I = \frac{894}{10,60} = 1,5a$

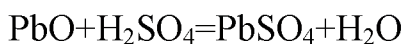
15.8. Akkumulatorlar

Elektrolizda elektrodlardagi jarayonlar, galvanik elementlarda boradigan jarayonlarga qarama-qarshidir. Bu esa tashqi elektr energiyani o'zida kimyoviy energiyaga aylantirib to'playdigan va kerakli vaqtda yana elektr energiyasiga aylantirib beradigan elektrokimyoviy sistemani tuzishga imkon beradi. Bunday yengil qaytar galvanik sistemalar akkumulyatorlar deyiladi. Shunday qilib, akkumulyatorlar – ikkilamchi elektr energiyasining manbaidar.

Har qanday qaytar galvanik sistema akkumulator sifatida ishlatilishi mumkin. Lekin, bunday sistemalarning hammasi kerakli natijani bermaydi. Amalda akkumulyator sifatida ishlatiladigan galvanik sistemalar bir-biridan elektrodning va elektrolit eritmaning tabiatlari bilan farq qiladi. Amalda eng ko'p kislotali (qo'rg'oshinli) va ishqoriy (temir-nikelli, kadmiy-nikelli) akkumulatorlar keng qo'llaniladi.

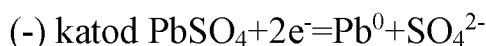
15.9. Kislotali (qo'rg'oshinli) akkumulyatorlarning ishlash sxemasi

Kislotali akkumulyatorlar panjara shaklidagi qo'rg'oshin plastinkadan iborat bo'lib, panjaraning oralari qo'rg'oshin oksidi PbO ning suvda qorilgan pastasi bilan to'ldiriladi. Plastinkalar – sulfat kislotaning H_2SO_4 25-30% li eritmasiga (akkumulyatorning ishlash sharoitiga qarab kislotaning konsentratsiyasi o'zgarishi mumkin) tushiriladi. Bir oz vaqt o'tgandan keyin qo'rg'oshin oksid sulfat kislotada erib, plastinka yuzasida qo'rg'oshin sulfat tuzini hosil qiladi.



Qo'rg'oshin sulfat tuzi sulfat kislotada erimagani uchun elektrod yuzasida qoladi, shuning uchun elektrolit sifatida sulfat kislota xizmat qiladi.

Akkumulyatorni zaryadlash uchun, ya'ni kimyoviy energiyani to'plash uchun qo'rg'oshin plastinkaning bir uchini o'zgaras elektr manbaining musbat qutbiga, uchinchi manfiy qutbiga ulab, sistemadan tok o'tkazamiz akumulyatorning manfiy qutbida (katodda) qo'rg'oshin qaytariladi:



Anodda qo'rg'oshin oksidlanib, to'rt valentli holatga o'tadi.

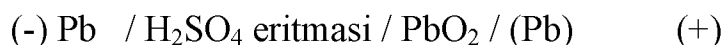


Bu ikki reaksiya tenglamasining yig'indisi quyidagi ko'rinishga ega:

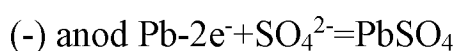


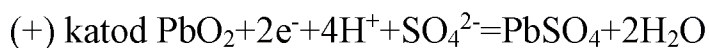
akkumulyator zaryadlanganda sulfat kislota hosil bo'lib, suv reaksiyasiga kirishadi. Demak, eritmada sulfat kislota konsentratsiyasi ortadi. Akkumulyatorning zaryadlanish jarayoni suv elektroliz bo'lguncha, ya'ni katodda vodorod, anodda esa kislorod ajrala boshlaguncha (bu hodisa «akkumulyatorning qaynashi» deyiladi) davom ettiriladi.

Shunday qilib akkumulyator zaryadlanganda bir elektronda oksidlovchi xossaga ega bo'lgan qo'rg'oshin (IV) oksidi PbO_2 va ikkinchi elektrodda PbO_2 ga nisbatan qaytaruvchi xossaga ega bo'lgan qo'rg'oshin Pb hosil bo'ladi. Bu ikki moddaning valentlik holatlari o'rtasida farq bo'lgani uchun ular orasida potentsiallar ayirmasi hosil bo'ladi. Shuning uchun anodda hosil bo'lgan oksidlovchi PbO_2 katodda hosil bo'lgan toza g'ovak qo'rg'oshin bilan birga galvanik juft hosil qiladi.



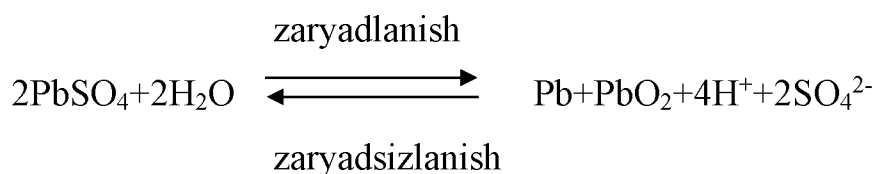
Zaryadlangan akkumulyator plastinkalarini o'zaro tutashtirsak, qo'rg'oshin bilan qoplangan plastinkadan, qo'rg'oshin (IV) oksidi bilan qoplangan plastinkaga elektronlar oqa boshlaydi ya'ni elektr toki hosil bo'ladi. Akkumulyator zaryadsizlanganda galvanik element vazifasini o'taydi va uning elektrodlarida quyidagi jarayonlar boradi :





Akkumulyator zaryadsizlanganda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayonlarini umuman quyidagicha yozish mumkin: $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{SO}_4^{2-} = 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Akkumulyator zaryadsizlanganda suv hosil bo'lib, vodorod H^+ va SO_4^{2-} ionlari sarf bo'ladi, natijada sulfat kislotasi konsentratsiyasi eritmada kamayadi. Kislotasi konsentratsiyasining o'zgarishi akkumulyatorning zaryadlanish darajasini ko'rsatadi.

Akkumulyatorning zaryadlanish va zaryadsizlanish jarayonlarini solishtirsak, bu ikki jarayon qarama-qarshi ekanligini ko'rish mumkin. Shuning uchun ikkala jarayonni quyidagi bir tenglama bilan ifodalash mumkin:



Qo'rg'oshinli akkumulyatorni E Yu K biroz katta.

Qo'rg'oshinli akkumulyatorlar ko'p afzalliklarga ega. Bu akkumulyatorlar ancha og'ir va yetarli darajada pishiq emas. Shu sababli, qo'rg'oshinli akkumulyator, asosan, statsionar holatlarda ishlatiladi.

15.10. Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi

Elektroliz sanoatning turli tarmoqlarida keng qo'llaniladi. Kimyo sanoatining elektrolizdan ko'pgina moddalarni olishda, masalan, vodorod, kislorod, alyuminiy, ftor, xlor, perxlorat kislotasi, kaliy permanganat va ko'pgina boshqa anorganik va organik birikmalarni olishda foydalaniladi.

Metallurgiyada elektrolizdan metallarni olish va ularni tozalashda foydalaniladi. Masalan, tuzlarning suvdagi eritmalarini elektroliz qilib, rux, kadmiy, marganes, nikel va qalay olinadi. Texnik metallarni elektrolitik tozalab, yuqori tozalikka ega bo'lgan metallar olishda elektroliz qo'llaniladi. Texnik metallarni elektroliz qilishda elektrorafinatsiya (eruvchan anod ishlatish) usuli qo'llaniladi. Masalan, tozalanishi kerak bo'lgan texnik mis plastinkasi mis (II)-sulfat eritmasi to'ldirilgan elektrolizyorga solinadi va plastinka tok manbaining

musbat qutbiga ulanadi, mis anod vazafasini bajaradi. Katod sifatida tozalangan mis (anod) mis Cu^{2+} kationlarni hosil qilib eriydi, bu kationlar katodda qaytariladi. Katodda toza metall (elektrolitik mis) ajraladi.

Misdan tashqari elektrorafinatsiya usuli bilan nikel, kobalt, qo'rg'oshin, kumush, oltin kabi metallar qo'shimchalardan tozalanadi. Elektroliz yordamida buyumlar yuzasi xrom, nikel, rux, kadmiy, mis kabi metallar bilan qoplanadi. Bu qoplamalar buyumlarni korroziyadan ximoyalaydi va ularga dekorativ ko'rinish beradi. Elektroliz usullarining sanoatda qo'llanilish sohalari to'xtovsiz o'sib bormoqda. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari biologik jarayonlarda juda katta ahamiyatga ega. Fotosintez, nafas olish, ovqat hazm qilish jarayonlari oksidlanish-qaytarilish reaksiyalaridan iboratdir.

Texnikada ham oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari muhim ahamiyatga ega. Masalan, metallurgiya sanoati oksidlanish - qaytarilish reaksiyalariga asoslangan. Bu reaksiya yordamida tabiiy birikmalardan metallar ajratib olinadi.

15.11. Kimyoviy korroziya

Metall atrofidagi muhit bilan kimyoviy reaksiyaga kirishib, elektr toki hosil qilmay oksidlanishiga kimyoviy korroziya deyiladi.

Metallarning kimyoviy yemirilishiga olib keladigan muhit agressiv muhit deyiladi. Agressiv muhitga: havo yonishi natijasida hosil bo'lgan gazlar, tarkibida oltingugurt bo'lgan benzin va boshqalar misol bo'la oladi.

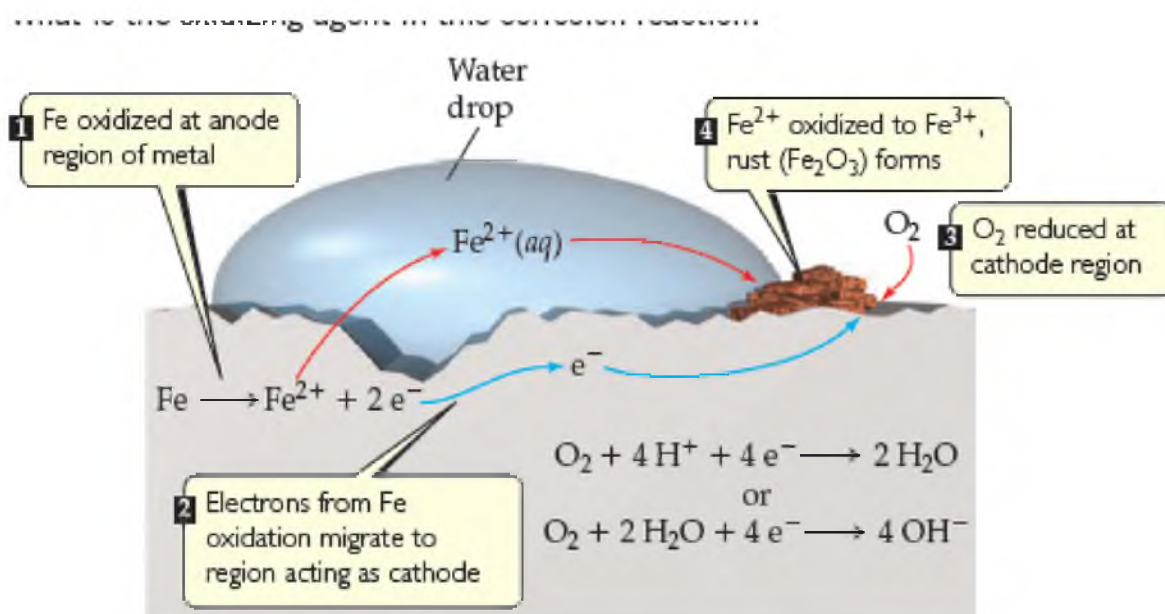
Kimyoviy korroziya o'z navbatida gazli va suyuqli korroziyaga ajraladi:

a) Gazli kimyoviy korroziyada gazlar havo kislorodi ko'mirning yonish mahsulotlari bilan oksidlanadi. Korroziya jarayoni uy yoki yuqori haroratda borishi mumkin. Gazli muhitda past harorati borishi mumkin. Gazli muhitda past haroratda korroziya metall yuzasiga yutilishi – xemosorbsiya yotadi. Bunda ko'p metallarda juda ingichka metall oksid pardasi hosil bo'ladi va bu parda metallni keyingi oksidlanishidan saqlaydi.

Nikel, xrom, mis va shunga o'xshash metallarda juda ingichka bo'lib metallni tashqi ko'rinishini o'zgartirmaydi. Bunday pardalarning qalinligi tahminan 10 -

15A° boʻladi. Pardalar qalinligi 50 – 100 va undan ortiq angstrom boʻlganda metallning tashqi koʻrinishi oʻzgaradi, yaʼni metall oʻziga xos yaltiroqlikni yoʻqotadi. Magniy, alyuminiy, qoʻrgʻoshinlarda hosil boʻlgan oksid pardaning qalinligi 200 – 400 Å ga boradi, shuning uchun bu metall ular oksidlarining rangini egallaydi. Oksid pardaning qalinligi harorat koʻtarilishi bilan ortadi.

Oksid pardalarini himoya qilish xossasi metall va pardaning tuzilishiga bogʻliq. Masalan, suvsiz temir (III) oksidi Fe_2O_3 temirning oʻziga oʻxshash kub tuzilishiga ega. Shuning uchun u temirni keyingi korroziyadan saqlay oladi, lekin nam havoda hosil boʻlgan zang temir oksidining gidratidan $Fe_2O_3 \cdot H_2O$ iboratdir, va rombik tuzilishga ega. Temir zangining kristall panjaralarida mana bunday farq temirni keyingi emirilishida saqlay olmaydi (18.1rasm).



15.2. Rasm- Atmosfera sharoitida korroziya jarayoni

Korroziya jarayonining davom yetishi hosil boʻlgan oksid mahsulotlarining xossalriga bogʻliq boʻladi. Masalan ruh oʻzining kuchlanishi qatorida joylanishiga qarab temirga nisbatan ancha faol, shuning uchun ham u havoda temirga nisbatan yengil oksidlanishi kerak. Haqiqatan ham shunday boʻladi, lekin amalda temirni zanglashdan saqlash uchun rux bilan qoplaydilar. Chunki ruhlangan temir atmosfera sharoitida korroziyaga chidamli. Bu esa rux oksidining ZnO metall yuzasini tashqi muhitdan germetik qoplash bilan tushuntiriladi.

Zich himoya oksid pardani temirdan ham past jarayonida hosil qilish mumkin. Buning uchun temirga kuchli oksidlovchilar (masalan nitrat kislotasi) ta'sir ettiriladi. Natijada temir passivlashadi. Passivlangan temir suyultirilgan nirtat kislotasi bilan reaksiyaga kirishmaydi. Xuddi shunday Al, Cr, Ti, zanglamaydigan po'latni passivlash mumkin. Kimyoviy suyuqlik ishtirokidagi korroziya – tok o'tkazmaydigan suyuq muhitdagi metall korroziyasi. Neft, benzin, kerosin, moylovchi yog'lar ishtirokida kimyoviy korroziya kuchayadi.

15.11.1. Elektrokimyoviy korroziya

Suv, nam, suvli eritmalar ishtirokida sistemada elektr toki hosil bo'lib boradigan korroziyadir. Elektrokimyoviy korroziya ikki xil bo'ladi:

- a) galvanokorroziya;
- b) elektrokorroziya.

Galvanokorroziya o'z – o'zidan galvanik zanjir hosil bo'lib boradigan korroziya.

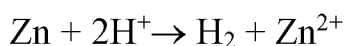
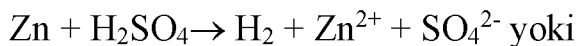
Elektrokorroziya tashqi elektr manbai ta'sirida boradigan korroziya.

Tabiiy sharoitda metallarning texnik vazifalarida ishlatishda galvanokorroziya ko'p uchrab turadi.

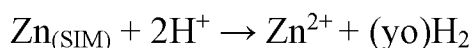
Elektrokimyoviy korroziya nazariyasi rus olimlarining bir qancha ishlari asosida yuksaldi. 20 asr boshlarida V.A.Kistyakovskiy (1865-1953) metallar passivligini parda (plyonka) nazariyasi, 1913 yilda akademik L.V.Piserjevskiy elektrodlar potensialining gidrat nazariyasini yaratdi va o'sha yili N.A.Izgarishev (1884-1956) elektrolit eritmalaridagi metallar yuzasida elektrokimyoviy jarayonlar borishini ko'rsatadi.

N.A.Izgarishev tajribasiga asosan metallarning kislotalarda erish jarayoni umuman boshqa ko'rinishiga ega. Agar sulfat kislotali idishga toza ruh tashlasak, vodorod ajralib chiqishi sezilmay, xuddi reaksiya bormaganday bo'ladi. Reaksiya davom etmasligining sababi shundaki eritmaga o'ta boshlagan ruh ionlari Zn^{2+} gidratlanadi va ruh parchasini musbat zaryadlangan ionlar qavati qurshab oladi, ya'ni qo'sh elektr qavati hosil bo'ladi. Bu qavat vodorod ionlarining ruh

yuzasining juda yaqin kelishiga va undan elektronlar olishiga imkon bermaydi, buning natijasida rux erimay qo'yadi.



Agar rux yuzasiga qandaydir kam faol metallni, masalan, mis sim yoki grafit sterjin tekkizsak, u vaqtda metallar tegishgan joyda vodorod shiddatli ajralib chiqayotganligini kuzatish mumkin. Elektronlar ruhdan misga va undan vodorod ioniga o'tadi, rux esa eritmaga yangidan-yangi ionlar yuborib oksidlanadi, eriydi. Bu reaksiyani quyidagicha yozish mumkin



Demak quyidagi sxema bilan ishlaydigan galvanik element hosil bo'ladi.

Sulfat kislota eritmasida ruhning erishi:

a) – toza rux: b) – mislangan rux.

Bu ko'rib chiqilgan elektrokimyoviy korroziya – metallning anod oksidlanishiga misoldir. Xuddi shu prinsipda temir po'latning korroziya jarayoni boradi. Agar temirning tarkibida uglerod qo'shimcha bo'lsa, temir anod oksidlanib, uglerod esa katod astar vazifasini o'tadi.

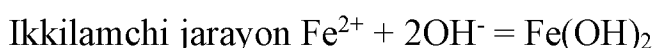
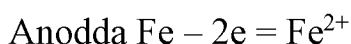
Korroziyalanayotgan temir yuzasidagi mikrogalvanik elementlarning ishlash prinsipi ham xuddi shunday, tabiiy sharoitda metall yuzasida yutilgan – adsorbsiyalangan suv natijasida hosil bo'lgan «namlarda» elektrolit vazifasini o'taydi va bu elektrolitda atmosfera gazlari O_2 , SO_2 va boshqalar eriydi. Uglerod (IV) oksidining CO_2 erishi H^+ ionlar konsentratsiyasining ortishiga olib keladi.



Korroziyalanishda ikkilamchi mahsulot sifatida $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – cho'kmasi hosil bo'ladi va u havo kislorodi bilan oksidlanib, zangni hosil qiladi.

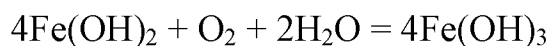


Elektrodlarda quyidagi jarayonlar bo'ladi:

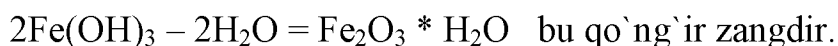


Katodda $2\text{HOH} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

Temir (II) gidroksidi hosil bo'lishida temir yuzasida oq dog' «oq zang» hosil bo'ladi, so'ngra u oksidlanib:



$\text{Fe}(\text{OH})_3$ qo'ng'ir gidroksiddir, so'ngra u qisman degidratatsiyalanadi:



Korroziyalanish asosida esa mikrogalvanik elementlar yotadi.

Mikrogalvanokorroziya – bunday korrozion elementda elektrodlar bir-biridan farq qilib qurollanmagan ko'z bilan ko'zatish mumkin bo'ladi. Masalan, ruhlangan temirning korroziyalanishidan ruh faol metall bo'lgani uchun u anodda oksidlanib ion holatga o'tadi: $\text{Zn} - 2e = \text{Zn}^{2+}$.

Temir ruxga nisbatan kam faol metall bo'lgani uchun katod vazifasini bajaradi:

Katodda $2\text{HOH} + 2e = \uparrow\text{H}_2 + 2\text{OH}^-$; ikkilamchi jarayon

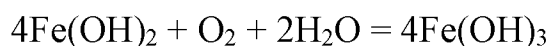
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2$. Korrozion galvanik juft Zn^{2+}/Fe ishlashi natijasida rux yemiriladi. Rux elektronlari hisobiga temir korroziyalanmaydi.

Temir – qalay Fe/Sn galvanik juftning ish jarayonini ko'rib chiqaylik. Bu holda temir qalayga nisbatan kimyoviy faolroq metall bo'lgani uchun temir – anod, qalay katod vazifasini o'taydi.

Anoddagi reaksiya: $\text{Fe}^0 + 2e = \text{Fe}^{2+}$

Katoddagi reaksiya: $2\text{HOH} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

Ikkilamchi jarayon: $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2$ so'ngra temirni oksidlanish jarayoni:



Demak bunday galvanik juftning ishlashi natijasida temir oksidlanib (yemirilib), qalay o'zgarishsiz qoladi. Amalda bunday korroziyalar ruhlangan va qalaylangan temirning korroziyalanishida uchraydi.

Korroziya metall yuzasida borgani uchun uning yuzasi butun qoplanganda korroziya bormaydi. Agar qoplangan yuzada tiralish, darz hosil bo'lsa, korroziyaga sharoit yaratiladi. Temirni qalay bilan qoplashga katod qoplash, rux

bilan qoplashga anod qoplash (himoya qilish) deyiladi. Anodli qoplanishni protektorli himoya qilish ham deyiladi.

15.11.2. Korroziya tezligi

Korroziya tezligi (K) bir soatda bir kvadrat metr yuzadan yemirilgan grammlar soni bilan ifodalanadi. Masalan, temirning suvdagi korroziya tezligi $K=0.05\text{g/sm}^2$ soat bo'lsa va bir tekisda borsa, bir yil davomida 0.1 mm chuqurlikkacha boradi.

Korroziya tezligini elektrokimyoviy polyarizatsiya jarayoni chegaralaydi. Katodli va anodli konsentratsion polyarizatsiyatdan tashqari anodli polyarizatsiya, himoya parda hosil bo'lishi bilan amalga oshiriladi. Shuning uchun korroziyaga qarshi kurashda depolyarizatorlar ishlatiladi. Masalan, eritmada vodorod H^+ ionlar konsentratsiyasini oshirish metall yemirilishini tezlatadi, gidroksid OH^- ionlar konsentratsiyasini oshirish esa Fe, Mg va shunga o'xshash metallarning korroziyasini sekinlashtiradi.

Oddiy galvanik elementlarda korroziyaga qarshi kurashda tok kuchini oshiradilar. Anod elektrodda metallning yemirilishi qancha sekin borsa, korroziya tezligi shuncha kichik bo'ladi.

ANOD JARAYON. Agar elektrod atrofida qiyin eriydigan modda hosil bo'lsa, u metallni korrozion muhitdan ajratuvchi himoya pardasi hosil bo'lishga olib keladi, masalan, ishqoriy muhitda temirning korroziyalanishida anodda qiyin eruvchi gidratlangan temir oksididan iborat bo'lgan himoya pardasi hosil bo'ladi. Bu esa korroziya jarayonini to'xtatadi.

Qo'rg'oshin esa suyultirilgan sulfat kislotada qiyin eriydigan parda hosil bo'lgani uchun juda oz korroziyalanadi.

KATOD JARAYONI. Katoddan elektronlarning olinishi qancha sekin bo'lsa, anoddagi metall yemirilishi shuncha sekin boradi. Katod elektrod yuzasida elektronlarning elektrolit ionlari bilan bog'lanishiga katod depolarizatsiya deyiladi.

ATMOSFERA KORROZIYALANISHI – atmosfera sharoitida metallarning atmosferada o'z - o'zidan oksidlanishi amalda eng ko'p tarqalgandir

Oksidlanish mexanizmi quyidagicha: metallni atmosferada nam havoni adsorbsiyalanishi natijasida ingichka suyuqlik parda (elektrolit) hosid bo`ladi. Toza va quruq havoda korroziya juda sekin boradi (suv – kuchsiz elektrolit). Atmosferada O_2 , asosan SO_2 bo`lishi korrozion jarayoni tezlatadi. Masalan, temir yo`lga yaqin joylashgan simlarga nisbatan kam xizmat qiladi. Hozirgi vaqtda po`lat – aluminiy simlar ko`p qo`llaniladi. Chunki ular tokni po`latga nisbatan yaxshi o`tkazadi va aluminiy simga nisbatan ancha mustahkam. Bunday simlar korroziyaga chidamli, chunki havodagi mayda kristall holdagi tuzlar ayniqsa Cl^- ionlari korrozion faoldir.

YER OSTI KORROZIYASI. Bu elektr toki ta`sirida elektrokimyoviy korroziya jarayonidir. Masalan, elektr temir yo`l yaqiniga joylashtirilgan yer osti quvur truboprovodlarida “daydi toklar” hisobiga boradigan korroziyadir.

Relsni ulangan joylarida yaxshi kontakt bo`lmasligi relsning qarshiligini oshirishi va rels yaqinidagi nam yerning elektrni yaxshi o`tkazishi natijasida yer osti truboprovodga yaqin joylashgan rels uchastkasi katod (K), truboprovod uchastkasi esa anod (A) bo`ladi. Elektroliz jarayoni borib, truboprovod korroziyalanib anod vazifasini o`taydi. Yerda katoddan anodga, relsdan truboprovodga qarab anionlar (A^-) harakat qiladi. So`ngra elektr toki relsni qandaydir uchastkasiga qaytadi (truba orqali).

Endi o`rnatilgan yer osti suv quvurlarining biror qismi – katod (K_2) rels yangi biror qismi anod (A_2) vazifasini o`taydi va natijada rels korroziyalanadi. Tuproqdagi anionlar truboprovoddan relsga qarab harakat qiladi. Daydi toklar yo`nalishini sxemada punktir chiziq bilan ko`rsatilgan va anionlar yo`nalishiga teskaridir.

15.11.3. Korroziyadan saqlanish metodlari

Korroziyadan saqlanish usullaridan biri metallni korrozion muhitda izolatsiya qilish. Buning uchun metall yuzasi moylanadi, loklar, moylar hamda korroziyaga chidamli rux va qalay bilan galvanostegiya usuli bilan qoplanadi – metallni metall bilan qoplashni ikki katod hamda anodli qoplashga ajratadilar.

Anodli qoplamaga temirni ruh bilan qoplash misol bo`la oladi. Bu misolda himoya qiluvchi metall ruh himoyalalanuvchi temirdan faolroq bo`lgani uchun qoplama yuzasi buzilganda galvanik element hosil bo`ladi va bu elementda anod ruh yemiriladi, katod temir esa rux to`liq yemirilib bo`lmaguncha yemirilmaydi.

Biror metall buyumni uning metalidan passivroq metall bilan qoplashga katod qoplama deyiladi. Bu holda qoplama yuzasi buzilganda himoyalalanuvchi metall korroziyalanadi. Temir uchun mis, qalay, qo`rg`oshin, kumush bilan qoplash bunga misol bo`ladi.

Protektorli himoya

Protektorli himoya usulida metall buyumga uning metalidan faolroq metallni sim bilan tutashtiradilar bunda galvanik juft hosil bo`ladi. Bu galvanik elementda protektor – anod, himoyalalanuvchi metall buyum – katod bo`ladi. Bunday usul bilan kemalarning dengiz suvida turadigan qismi, yer osti truboprovodlarda ishlatiladigan buyumlar himoya qilinadi.

Kimyoviy himoya usuli

Korroziyaga chidamli metall birikmasi (plenka) hosil qilish uchun himoya qilinuvchi metall yuzasi kimyoviy ishlanadi. Bunday himoya plyonka metall buyumlarni issiq holda temir va marganes digidrofosfat eritmalari bilan ishlanganda hosil bo`ladi va bunday metod fosfotizatsiya deyiladi. Amalda kimyoviy fosfatlash uchun temir va marganesning digidrofosfat eritmalari $\text{Fe}((\text{OH})_2\text{PO}_4)$, $\text{Mn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ preparat «Majef» ishlatiladi. Buyum majef tuzi bilan ishlanganda uning yuzasida fosfat va gidrofosfatlar ajraladi FeHPO_4 , $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$, MnHPO_4 , $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$.

Polyak kimyogarlari 1974 y elektrotexnik buyumlar va kimyoviy apparatlar uchun haroratiga chidamli poliefir qoplama ishlab chiqdilar. Bunday qoplama 150°C haroratda 25 kv/mm gacha bo`lgan kuchlanishga chidamlidir. Bu qoplama quyidagicha olinadi: tereftalat kislotaning poliefiri kremniy (IV) oksidi SiO_2 bilan aralashtirib qizdiriladi. So`ngra sovitilib, metall yuzasida elektrostatik changlatilib qoplanadi.

Elektrohimoia usuli

Elektrohimoyada himoyalanuvchi metall tashqi elektr toki manbaining manfiy qutbiga qo`shimcha elektrod esa musbat qutbiga ulanadi va elektrod anod polyarizatsiyalanadi. Yer osti korroziyada tashqi elektr toki manbaining musbat qutbi yerga ulanadi. Bunda kuchsiz tok ishlatib himoyalanayotgan metall korroziyasini to`xtatish mumkin.

Katodli himoya usuli yer osti qurilmalarini korroziyadan saqlashda ishlatiladi. Bu usul protektor himoya usulidan afzalliklarga ega. Agar protektorli himoyaning ta`sir etish radiusi taxminan 50 m ga teng bo`lsa, katodli himoyaning ta`sir etish radiusi 2900 m ga teng. Shuning uchun katta metall yuzlarini himoyalashda katod usuli qulaydir.

Elektrohimoya usulining protektor usulidan farqi shuki elektrolit muhitdagi himoyalanuvchi konstruksiya A tashqi elektr tok V manbaining katodiga ulanadi va bu muhitga tashqi o`zgarimas tok manbaining V anodiga ulangan eski metall (rels, balka) B tushiriladi.

15.12. Korroziya ingibitorlari

Korrozion faol muhitda metall yemirilishini sekinlashtiradigan moddalarga korroziya ingibitorlari deyiladi. Kislotali korroziya ingibitorlari metall yuzasida yaxshi adsorbsiyalanib, uning kimyoviy birikmasiga adsorbsiyalanmaydi. Ingichka adsorbsion parda metallni kislotali muhit ta`siridan saqlaydi. Metallning kimyoviy birikmasi himoyalanmay ingibitor bo`lgan kislotada eriydi.

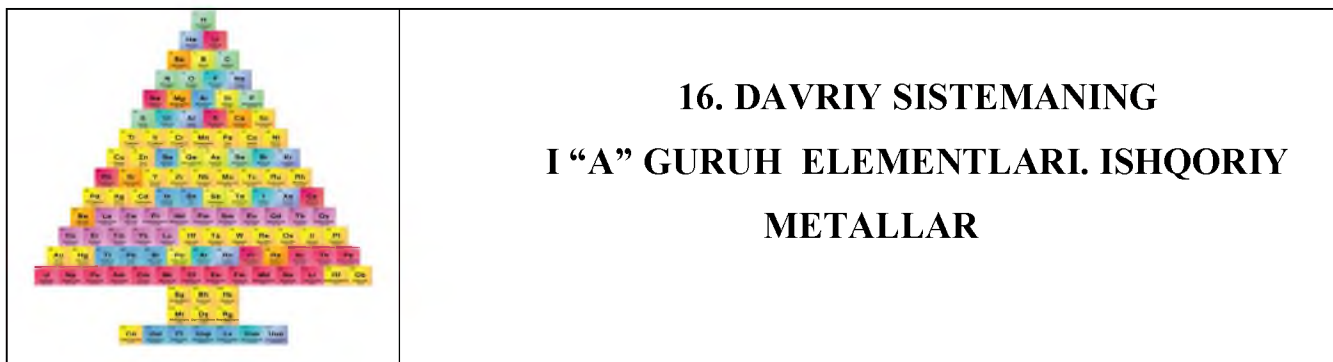
Ingibitor sifatida asosan aminlar, mochevina $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, tiomochevina - $\text{SC}(\text{NH}_2)_2$, sul`fitlar - SO_3^{2-} , aldegidlar - aminlar, xromatlar - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, fosfatlar - PO_4^{3-} , silikatlar - SiO_3^{2-} va boshqalar ishlatiladi.

Ingibitorlar qora metallarni kuyindi, zanglardan himoyaviy tozalashda keng qo`llaniladi.

Takrorlash uchun savollar

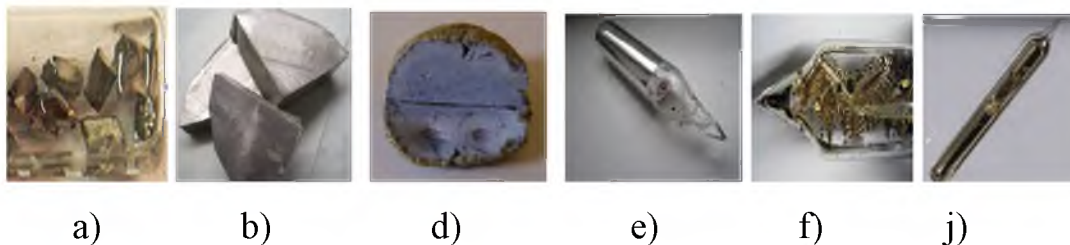
1. Elektrod potentsiallari deb nimaga aytiladi?
2. Oksidlanish –qaytarilish potentsiali nima?
3. Faradeyning 2 qonunining matematik ifodasi qanday?

4. Elektroliz qanday amaliy ahamiyatga ega?
5. Akkumulyatorlarning qanday xillari mavjud?
6. Elektrokimyoviy korroziya mohiyatini tushuntiring.
7. Elektrokimyoviy polyarizasiya hodisasini tushuntiring.
8. Korroziyaga qarshi kurash choralari qanday? Protektorli va elektohimoya usullar farqini tushunting.
9. Korroziya ingibitorlariga misollar keltiring.
10. Galvonokorroziya nima va uning ahamiyati qanday?



16.1. Birinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika

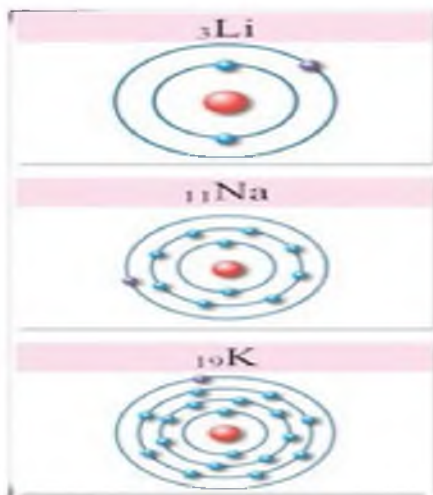
Davriy sistemaning birinchi guruhning bosh guruhchasi -ishqoriy metallar deb nomlanadi. Bu asosiy guruhchaga litiy -Li, natriy-Na, kaliy-K, rubidiy-Rb, seziiy-Cs va fransiy-Fr elementlari kiradi (1.1-rasm).



16.1- rasm – Ishqoriy metallarning tashqi ko’rinishi:

a) Li; b) Na; d) K; e) Rb; f) Cs; j) Fr.

Ishqoriy metallar atomlarining energetik pog’onalari elektronlarning taqsimlanishi quyidagicha: Li – $1s^2 2s^1$, Na[Ne] – $3s^1$, K[Ar] – $4s^1$, Rb[Kr] – $5s^1$, Cs[Xe] – $6s^1$.



Ishqoriy metallar atomlari o’zining tashqi elektron qavatidagi yagona elektronini osonlik bilan yo’qotib, oksidlanish darajasi + 1ga teng bo’ladi. Ularning qaytaruvchanlik xossasi litiydan fransiyga tomon kuchayadi, chunki elektron qavati soni ortib, sirtqi qavatdagi elektron yadrodan borgan sari uzoqlashadi, ya’ni valent elektronning yadroga tortilish kuchi zaiflashib boradi, natijada kuchli qaytaruvchi bo’ladi.

16.2- rasm Litiv, natriy va kalivning elektronlari

Bir elektronni yo'qotish oson bo'lgani uchun ular tabiatda hamisha birikma holda uchraydigan faol metallardir. Ularning hammasi yengil, yumshoq, kumushday oq, hatto yaltiroqdir. Fransiy suyuq metall.

17.1-jadval

Ishqoriy metallarning fizikaviy xossalari

Element-ning nomi	Element ning tartib raqami	Nisbiy atom massasi	Suyuqlanish harorati, °C	Qaynash harorati, °C	Zichligi, g/sm ³
Litiy Li	3	6,94	180,5	1340	0,534
Natriy Na	11	22,99	97,9	883	0,986
Kaliy K	19	39,09	63,5	759	0,856
Rubidiy Rb	37	85,48	39,3	688	1,532
Seziy Cs	55	132,91	28,5	672	1,90
Fransiy Fr	87	223	20	690	1,87

Rubidiy va seziy havoda o'z-o'zidan yonib ketadi. Bu elementlarning oksidlari Me_2O gidridlari MeH gidroksidlari esa $MeOH$ formula bilan ifodalanadi. Metallar orasida ishqoriy metallar eng yuqori kimyoviy faollikni namoyon qiladilar, ular metallarning elektrokimyoviy kuchlanish qatorida qatorning boshlanishida joylashadilar. Ishqoriy metallarning aksariyat tuzlari suvda yaxshi eriydi, ulardan natriy va kaliy muhim ahamiyatga ega.

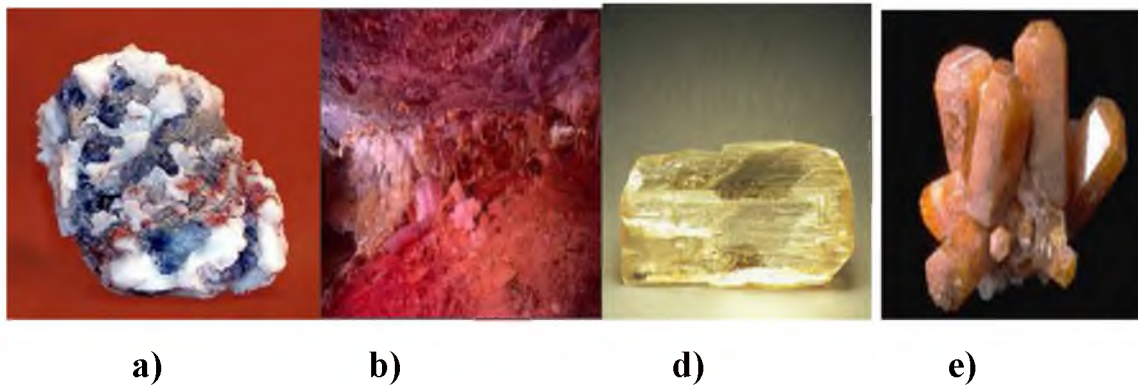
16.2. Natriy, tabiatda uchrashi, fizik va kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi



Na- Natriyning atom massasi 22,99 ga teng. Uning atom radiusi 0,189 va ion radiusi 0,098 nm ga teng bo'lib, ionlanish energiyasi esa, 5,14 eV ga teng.

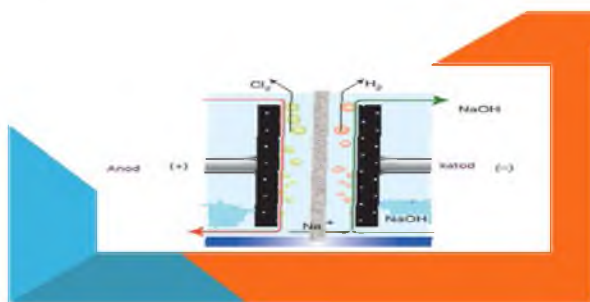
Tabiatda uchrashi: Natriy tabiatda ko'p tarqalgan element, u yer po'stlog'ining 2,64% ini tashkil qiladi. Quyoshda va yulduzlarda ham natriyning

borligi aniqlangan. Natriy minerallari qatoriga NaCl galit yoki toshtuz, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ mirabilit yoki glauber tuzi, Na_3AlF_6 kriolit, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ -bura, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ -soda, $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ -silvinit, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 3\text{K}_2\text{SO}_4$ -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.

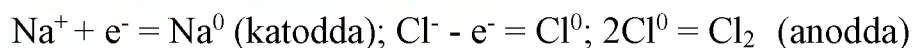


16.3-rasm- a)NaCl galit yoki toshtuz; b)Na₂SO₄·H₂O mirabilit yoki glauber tuzi; d)Na₃AlF₆ kriolit; e) NaCl KCl silvinit.

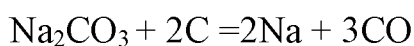
Natriy boshqa elementlar bilan birga silikat va alyumosilikatlar tarkibida, o'simliklarda, inson va hayvonlar organizmida, shuningdek, dengiz va tuzli ko'l suvlarida ko'p miqdorda uchraydi. Natriy osh tuzi suyuqlanmasining elektrolizi yo'li bilan olinadi. Katod va anod bo'shlig'i diafragma bilan ajratilgan bo'ladi, natriyning musbat ioni katoddan elektron biriktirib oladi ya'ni neytral atomga aylanadi. Natriyning neytral atomlari katodda suyuqlangan metall holida yig'iladi. Anodda xlor ionlari elektronlarini beradi, ya'ni oksidlanish sodir bo'ladi va gaz holida erkin xlor ajralib chiqadi. Bu jarayonlarni quyidagicha tasvirlash mumkin (1.3-rasm).



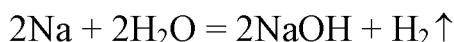
16.4-rasm. Natriy xlor- osh tuzi suyuqlanmasining elektrolizi yordamida Na olish jarayoni
 $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$



Natriy olish uchun soda bilan ko'mir aralashmasini qattiq qizdirish kerak:



Hosil qilingan natriy kerosin ostida yoki berk metall idishlarda saqlanadi. Natriy yumshoq pichoq bilan oson kesiladigan yengil metall, kub shaklida kristallanadi. Natriy bug'ini alangani sariq tusga kiritadi. Natriy kimyoviy xossalari jihatidan juda aktiv havoda tez oksidlanadi, fluor va xlor atmosferasida uy haroratida alanganadi. Qizdirilganda brom, yod, oltingugurt, vodorod va boshqa moddalar bilan reaksiyaga kirishadi shuningdek, suv bilan reaksiyaga kirishib, vodorodni ajratib chiqaradi:

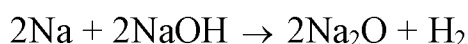


Yonib ketgan ishqoriy metallni suv sepib o'chirib bo'lmaydi, balki uning ustidan kalsinatsilangan soda kukuni sepish kerak.

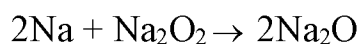
Natriy oksid Na_2O suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishib, o'yuvchi natriy hosil qiladi.



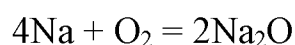
Natriy havoda yonganda asosan, natriy peroksid Na_2O_2 (va juda oz miqdorda Na_2O) hosil bo'ladi, Na_2O bevosita yo'llar bilan olinadi:



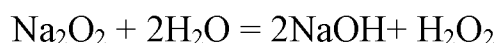
yoki



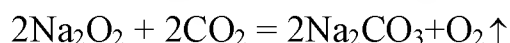
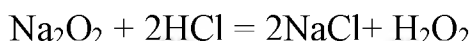
Agar natriy 180°C haroratda ozroq miqdorda kislorod bilan oksidlansa Na_2O hosil bo'ladi



Natriy peroksid Na_2O_2 sarg'ish kukun holdagi modda. Unga suv ta'sir ettirilganda ishqor va vodorod peroksid hosil bo'ladi:

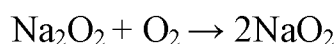


Agar reaksiya qizdirish bilan olib borilsa, vodorod peroksidning parchalanishi natijasida kislorod ajralib chiqadi. Vodorod peroksid Na_2O_2 ga suyultirilgan kilota (H_2SO_4) ta'sir ettirib olinadi, natriy peroksid esa havodagi karbonat angidrid bilan reaksiyaga kirishadi:



Shu sababli Na_2O_2 nafas olish apparatlarida havoni regenerasiyalab kislorod ajratib chiqarish uchun foydalaniladi. Na_2O_2 gazlamalar, suyak, soch va boshqalarni oqartirish uchun ishlatiladi.

Natriy giperoksid NaO_2 yuqori (300 atm) bosimda va 500°C da kislorod bilan Na_2O_2 ning o'zaro ta'siridan hosil bo'ladi:

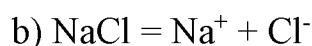
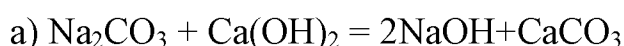


bu moddaga suv ta'sir ettirilsa quyidagi reaksiya boradi.



Natriy gidrid NaH ni olish uchun natriy vodorod atmosferasida qizdiriladi. NaH oq tusli qattiq moddadir, uning tarkibidagi vodorod manfiy bir oksidlanish darajasiga ega. Agar natriy gidrid suyuqlantirilib elektroliz qilinsa, vodorod anodga va natriy esa katodga boradi.

Natriy gidroksid NaOH o'yuvchi natriy yoki kaustik soda deyiladi. U oq tusli qattiq moddadir. Uni laboratoriyada olish uchun natriy yoki natriy peroksid suvda eritiladi. Texnikada sodani kaustiklash va osh tuzining suvdagi eritmasini elektroliz qilish usuli bilan olinadi:

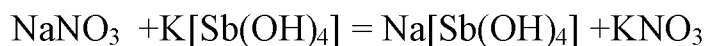


Katodda: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}^0 \rightarrow \text{H}_2$ Anodda $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = 2\text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}_2$

Natriy gidroksidning suvdagi eritmasi kuchli ishqordir, terini kuydiradi, ko'zga tushsa ko'r qiladi, shuning uchun u bilan ishlashda nihoyatda ehtiyot bo'lib ishlash lozim.

Ishlatilishi: Natriy gidroksid sovun tayyorlashda, to'qimachilik va ko'pchilik sanoatida, organik moddalar olishda, neftni tozalashda, viskoza usulda sun'iy ipak hosil qilishda, kimyo laboratoriyalari va boshqa ko'pgina sohalarda ishlatiladi.

Natriyning barcha tuzlari suvda yaxshi eriydi, $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_4]$ esa suvda erimaydi. Analitik kimyoda ana shu birikmani hosil qilish yo'li bilan Na^+ ioni topiladi.



NaCl oziq-ovqat sanoatida va soda ishlab chiqarishda ishlatiladi. Soa ishlab chiqarishning 2 usuli mavjud. Solve va Leblan usullari.

Sol've usulida

Bundan tashqari Natriy xlorid, gidrokarbonat, nitrat, arsenat, bromid, yodid, sulfat va silitsidlari tibbiyotda, shuningdek Na_2CO_3 shisha ishlab chiqarishda ishlatiladi.

16.3. Kaliy, tabiatda uchrashi, muhim birikmalari, fizik va kimyoviy xossalari, ishlatilishi



K- Kaliyning atom massasi 39,09 ga teng, Tabiatda uchraydigan izotoplarning massa sonlari 39, 40 va 41 ga teng bo'lib, yer po'stlog'ining 2,6% ini tashkil qiladi. Atom radiusi 0,236, ion radiusi 0,133 nm, ionlanish energiyasi 4,34 eV ga teng.

Tabiatda uchrashi: Kaliy faol bo'lganligidan tabiatda faqat birikmalar holida (eng muhimlari dala shpati, slyuda) bo'lib, ularning nurashidan suvda eriydigan tuzlar hosil bo'ladi. Kaliy, karnalit, silvin va silvinit tarkibida xam uchraydi. Rubidiy, seziiy va fransiy elementlari kaliy guruhchasini tashkil qiladi. Bularning kimyoviy xossalari natriy va litiynikidan farq qilishga sabab ularning atom tuzilishlariga bog'liq. Kaliy tuzlari tuproqqa yaxshi shimilgani sababli ko'pgina daryo va dengiz, ko'l suvlariga bo'lolmaydi (kaliy tuzlari dengizda 0,038%, natriy tuzlari esa 3,5% gacha bo'ladi).

Kaliy ham natriy kabi suyuqlantirilgan KCl yoki KOH ni elektroliz qilib olinadi. 1807 yilda ingliz olimi **G.Devi ilk marta** KOH ni elektroliz qilib olgan.

Kaliy yumshoq va yengil metall, kuchli qaytaruvchi, suv bilan reaksiyasi vaqtida ajralib chiqqan vodorod yonib ketadi. Havoda kaliy tez oksidlanadi, xlor va ftorda o'z-o'zidan yonib ketadi, suyuq bromda esa portlaydi. Kaliy juda ko'p metallar bilan intermetall birikmalar (KSn_2 , KSn kabi) ni hosil qiladi. Kaliyni

kesish vaqtida ham qattiq portlash sodir bo'lishi mumkin, shu sababli nihoyatda ehtiyot bo'lish lozim (1.4-.rasm).



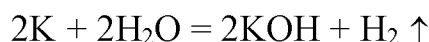
16.5-rasm. Kaliningy kerosin ostida saqlanishi

Kaliy shu'lalantirilsa o'zidan elektron chiqargani uchun fotoelementlar tayyorlashda ishlatiladi.

Kaliy gidrid (KH) hosil qilish uchun kaliy vodorod atmosferasida 200⁰C gacha qizdiriladi. Kaliy gidrid juda faol, oq kristall modda, zichligi 1,52 g/sm³ ga teng, havoda yonadi, suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi, kuchli qaytaruvchi. Kaliy kislorod bilan oksid K₂O, peroksid K₂O₂, giperoksid KO₂ va ozonid KO₃ hosil qiladi. Kaliy havoda yonganda K₂O₂ va KO₂ larning aralashmasi hosil bo'ladi, ular suv va kislotalar ta'sirida parchalanadi. O'yuvchi kaliyga ozon ta'sir ettirilsa, KO₃ hosil bo'ladi:



Kaliyning kislorodli birikmalari (ayniqsa KO₃) kuchli oksidlovchilardir. Kaliy gidroksid KOH kaliyning suv bilan juda shiddatli reaksiyasidan hosil bo'ladi:



Kaliy gidroksid texnikada KCl yoki KOH ning suvdagi eritmasini elektroliz qilish yo'li bilan olinadi, shuningdek K₂CO₃ ga ohak ta'sir ettirib ham olinadi. O'yuvchi kaliy rangsiz kristall modda, 410⁰C da suyuqlanadi, qizdirilganda parchalanmay bug'lanadi. Havodan o'ziga nam tortadi, suvda juda ko'p issiqlik chiqarish bilan eriydi, eng kuchli ishqor, dissotsilanish darajasi qariyb 100% ga teng KOH havodagi nam va CO₂ bilan tez reaksiyaga kirishadi, shuning uchun u berk idishlarda saqlanadi. Texnikada o'yuvchi kaliy sovun tayyorlashda, laboratoriyalarda moddalarni quritishda ishlatiladi. Kaliy tuzlarining ko'pi suvda yaxshi eriydi, tuzlari esa alangani gunafsha tusga kiritadi. KHC₄H₄O₆ va K₃[Co(NO₂)₆] tuzlari suvda erimaydi, analitik kimyoda, ko'pincha shu tuzlarning hosil bo'lishiga qarab, kaliy topiladi. Kaliyning atsetat,

gidrotartrat, bromid, yodid kabi tuzlari tibbiyotda, K_2CO_3 shisha sanoatida ishlatiladi. Kaliy o'simliklar uchun nihoyatda zarur elementdir, shu sababli minerallardan to'g'ridan-to'g'ri o'g'it sifatida foydaniladi. Kaliyli o'g'itlar (ko'pincha KCl , KNO_3 , K_2SO_4) qishloq xo'jaligida va kaliy nitrat qora porox tayyorlashda ishlatiladi.

16.4. Rubidiy va seziy elementlari, ularning birikmalari, xossalari va ishlatilishi

Rubidiy - Rb 1861 yilda nemis kimyogarlari Robert Bunsen va Gustav Kirxhoff tomonidan spektroskopiya yordamida topilgan. Buning uchun ular Bunsen burneridan va ikki yil oldin ixtiro qilingan spektroskopdan hamda yog'ingarchilikning analitik usullaridan foydalanishgan. Ularning tadqiqot ob'ekti lepidolit mineralidir, uning namunasi Germaniyaning Saksoniya shtatidan olingan. Mineralidan boshladilar, ular xloroplatin kislotasi, H bilan ishlov berdilar H_2PtCl_6 , kaliy geksaxloroplatinatni cho'ktirish uchun, K_2PtCl_6 . Biroq, ular o'zlarining spektrini Bunsen burnerida yoqib o'rganganlarida, u o'sha paytda boshqa hech qanday elementga to'g'ri kelmaydigan emissiya liniyalarini namoyish etganligini angladilar. Ushbu yangi elementning emissiya spektri qizil mintaqada aniq belgilangan ikkita chiziqqa ega bo'lishi bilan tavsiflanadi. Shuning uchun ular uni "to'q qizil" degan ma'noni anglatuvchi "rubidus" nomi bilan suvga cho'mdirdilar. Keyinchalik Bunsen va Kirxgoff Rb ni ajratib olishga muvaffaq bo'lishdi. Rubidiy elementining tuzini aniqlash va ajratish uchun nemis kimyogarlari uni faqat metall holatiga keltirishlari kerak edi. Bunga erishish uchun ular ikki yo'l bilan harakat qilishdi: elektrolizni rubidiy xloridga surish yoki kamaytirish osonroq bo'lgan tuzni isitish. Shunday qilib, rubidiy metall tug'ildi.

Tabiatda uchrashi: Rubidiy - yer qobig'idagi eng ko'p tarqalgan 23-element, uning ko'pligi sink, qo'rg'oshin, seziy va mis metallari bilan taqqoslanadi. Tafsilot shundaki, uning ionlari keng tarqalgan, shu sababli u asosiy metall element sifatida biron bir mineralda ustunlik qilmaydi va uning rudalari ham kam.

Shu sababli rubidiy juda qimmat metall, hattoki oltindan ham ko'proqdir, chunki uni qazib olish jarayoni uning ekspluatatsiyasi qiyinligi sababli murakkabdir. Tabiatda, uning reaktivligini hisobga olgan holda, rubidiy o'z tabiiy holatida emas, balki oksid (Rb) sifatida topilgan $_2O$), xlor (RbCl) yoki boshqa anionlar bilan birga. Uning "erkin" ionlari Rb^+ Ular konsentratsiyasi 125 $\mu g / L$ bo'lgan dengizlarda, shuningdek issiq buloqlar va daryolarda uchraydi.

1% dan kam konsentratsiyadagi tarkibida bo'lgan yer qobig'ining minerallari orasida bizda: -Leucita, $K [AlSi_2Yoki_6]$ -Polucita, $CS (Si_2Salom_6NH_2Yoki$

-Karnalit, $KMgCl_36H_2Yoki$ -Zinvalval, $KLiFeAl (AlSi._)_3 Yoki_{10}(OH, F)_2$

-Amazonit, $Pb, KAlSi_3Yoki_8$

Rb - Yumshoq, kumushrang kulrang metall. U shunchalik silliqki, u sariyog'ga o'xshaydi. Odatda shisha ampulalarga qadoqlanadi, uning ichida inert atmosfera hukmron bo'lib, uni havo bilan reaksiyadan himoya qiladi.

Seziy -(Caesium, lot. "caesium"-“moviy”)-Cs, kimyoviy elementlar davriy jadvalining I guruh elementi, tarix raqami 55, atom massasi 132,905. Tabiatda Cs ning yagona barqaror izotopi mavjud Cs^{133} . Sun'iy radiofaol izotoplari olgan (15 dan ziyod), ulardan eng barqarori Cs^{137} ($T_{0,5} = 33$ yil). Elementning electron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$.

1860-yilda R.Bunzen va G.Kirxgof tomonidan Dyurkgeyma (Germaniya) mineral suvlar tarkibini spektral usul bilan tadqiq qilish jarayonida ochilgan. Metall holatidagi Cs ni birinchi bo'lib K.Setterberg 1882-yilda suyuqlangan seziy sianidini elektroliz qilib ajratib olgan.

Tabiatda uchrashi: Yer qobig'idagi massa bo'yicha miqdori $7 \cdot 10^{-4}\%$. Dunyodagi umumiy rudalari zahirasi 180 ming tonna (seziy oksidiga nisbatan), ammo ular juda tarqoq holda joylashgan. Ishlab chiqarish sanoati juda toza seziy kimyoviy elementiga ehtiyoj sezadi (99,9-99,999% darajasida), va bu masala kamyob metallar metallurgiyasi oldida turgan eng og'ir vazifalaridan biridir. Seziyni kerakli tozalik darajasida olish uchun vakuumli rektifikatsiya qilish talab

etiladi, metallokeramik filtirlarda mexanik qo'shimchalardan tozalanadi, getterlar bilan qizdirib, vodorod, azot, kislorod qoldiqlari yo'qotiladi va bu ko'p bosqichli kristallizatsiya jarayoni bilan amalga oshiriladi. Seziy ancha faol va konteynerli materiallarga nisbatan agressiv va u maxsus idish va sharoitda saqlashni, masalan, maxsus shishali idishlarda argon yoki vodorod atmosferasida saqlashni talab etadi (odatdagi turdagi laboratoriya shishalarini seziy yemiradi).

Seziyning minerallari orasidan pollutsit $(Cs,Na)[AlSi_2O_6]_nH_2O$ (22-36% Cs_2O), seziyli berill (vorobevit) $Be_2CsAl_2(Si_6O_{18})$ va avogadrit $(KCs)BF_4$ keng tarqalgan. Oxirgi ikki mineral tarkibida 7,5% gacha seziy oksidi mavjud bo'ladi.

Dunyoda seziyli rudani (pollutsit) qazib olish bo'yicha Kanada peshqadamlik qiladi. Bernik-Leyk konida 70% atrofidagi seziyning dunyoviy zaxirasi jamlangan. Pollutsit Mamibiya va Zimbabvedda ham qazib olinadi. Rossiyada uning eng katta konlari Kolsk yarim oroli, sharqiy Sayan va Zabaykaleda joylashgan. Pollutsit konlari Qozog'istonda, Mongoliyada va Italiyada (Elba ko'li) ham uchraydi, biroq ularning zaxirasi kam bo'lganligi sababli qazib olish yuqori iqtisodiy samara bermaydi. Dunyoda bugungi kunda seziy ishlab chiqarish miqdori yiliga 20 tonna atrofida.

Ishlatilishi: Seziy XX asr boshlarida uning minerallari va toza holatda olish imkonini beradigan texnologiya yaratilgandan keyin qo'llanila boshlanadi. Hozirgi vaqtda seziy va uning birikmalari elektronikada, radio-, elektro-, rentgenotexnikada, kimyo sanoatida, tibbiyotda, yadro energetikasida ishlatilmoqda.

Elektron chiqishining past ishi hisobiga seziy yuqori sezgir va kam inersion fotoelektrik priborlar - fotoelementlar, fotokuchaytirgichlar ishlab chiqarishda qo'llaniladi.

Seziy iodidi va bromidi maxsus optikada optik material sifatida ishlatiladi – infraqizil priborlar, qorong'uda ko'rish ko'zoynaklari va binokllari, dushmanni va ularning texnikasini to'siqlar orqali ko'rish uchun asboblari tayyorlashda ishlatiladi.

Elektrotexnikada seziy nur taratadigan trubkalar ishlab chiqarishda, sirkoniy yoki qalay bilan birikmalar (seziyning metatsirkonat va ortostannatlari)


ko'rinishida qo'llaniladi. Boshqa metall qatori, seziy yorituvchi gazorazryadli metallgalogenli lampalarni to'ldirishda ishlatiladi

Seziy sanoat kimyosida katalizator sifatida organik va noorganik sintezda o'z o'rnini topgan. Seziyning katalitik faolligi ammiak, sulfat kislotasi, butilspirti olishda, degidrogenlash reaksiyalarida va chumoli kislotasini olishda qo'llaniladi. Ammiakni katalitik olishda, butadien sintezida seziyni promotor sifatida qo'llash juda samarali hisoblanadi va ulkan iqtisodiy samara beradi. Ruteniy-seziy-uglerodli katalizator katta ahamiyatga egadir. Seziy kumushli katalizator ta'sirini promotrlaydi va etilenni epoksidlashda uning selektivligini oshiradi.

Seziy asosida yoqilg'i elementlari va o'ta yuqori energosig'imiga ega avtomobil akkmulyatorlari uchun qattiq elektrolit sifatida qo'llaniladi. Seziy asosida effektiv dori vositalari ara. difteriya, shok, shizofreniyani davolashda ishlatiladi.

Metall holdagi seziy bugungi kunda yangi va intensiv rivojlanib borayotgan energetik qurilmalar tayyorlashda ishlatiladi. Seziyli plazmalar MGD-generatorlar tayyorlashning muhim va ajralmas qismi hisoblanadi, ularning FIK 65-70% gachani tashkil etadi.

Seziy va uning qotishmalari yuqori issiqlik sig'imi, issiqlik o'tkazuvchanligi yuqori bo'lganligi sababli turli sohalarda, jumladan, 94,5% seziy va 5,5% natriyli qotishmasi 30°C ;mperaturada suyuqlanadi va u atom reaktorlarida hamda yuqori temperaturali turboenergetik qurilmalarda issiqlik tashuvchi sifatida ishlatiladi. Bundan tashqari, seziyning 12% natriy, 47 kaliy, -1% seziy tarkibli qotishmasi eng past rekord erish harorati - 78°C ni namoyon qiladi. Bu yana seziyning ishlatilish sohasini kengaytiradi.

	<p>17. DAVRIY SISTEMA II -A GURUH ELEMENTLARI. ISHQORIY YER METALLARI.</p>
---	---

17.1. Ikkiinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika

Davriy sistemaning ikkinchi guruhning asosiy guruhchasiga Be -berilliy, Mg- magniy, Ca- kalsiy, Sr- stronsiy, Ba- bariy va Ra- radiy (radiaktiv) elementlari kiradi.

Asosiy guruhcha elementlari bir-biridan xossalari bilan nihoyatda farq qiladi. Ular atomlarining sirtqi qavatida ikkitadan elektron bo'lib, qaytaruvchilik xossalari ishqoriy metallarnikiga qaraganda kuchsizroq ifodalangan. Kalsiy, stronsiy va bariy *ishqoriy-yer metallar* deb ataladi, ular yengil metallardir, faqat radiy radioaktiv xossaga ega bo'lgan og'ir metalldir. Yer qobig'ida Ca ning 6 ta, Sr ning 4 ta, Ba ning 7 ta barqaror izotopi bor. Bulardan eng ko'p tarqalganlari ^{40}Ca (96,97%), ^{88}Sr (8,56%), ^{138}Ba (71,66%) dir.

Bu elementlar suyuqlanish harorati vaqatligining yuqoriligi bilan ishqoriy metallardan farqlanadi, ularning faolligi kalsiydan bariyga tomon ortib boradi.

Berilliy va magniy gidroksidlari suvda qiyin eriganligi tufayli suv bilan sekin reaksiyaga kirishadi. Ishqoriy-yer metallari havo kislorodi va azoti bilan birikib, MeO va Me_3N_2 tipdagi birikmalarini hosil qiladi. Bu guruh elementlarining peroksidlari Me_2O_2 ishqoriy metallarnikiga qaraganda barqarordir. Bu elementlar oksidlarining suv bilan birikishi va gidroksidlarining suvda erishi va ishqor xossasi berilliydan bariyga tomon ortib boradi. $\text{Be}(\text{OH})_2$ amfoter gidroksid, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ kuchsiz asos, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ kuchli asos, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ esa suvda yaxshi eriydigan kuchli ishqordir. Ishqoriy-yer metallar aktiv metallmaslar bilan oddiy sharoitda

reaksiyaga kirishadi. Reaksiya natijasida issiqlik ajralib chiqadi, ya'ni ekzotermik reaksiya sodir bo'ladi. Bu elementlar vodorod bilan MeH_2 tipdagi gidridlarni hosil qiladi, ko'pgina tuzlari, sulfat, karbonat, fosfat va ftoridlari suvda amalda eriydi; xlorid, bromid, yodid va nitratlari yaxshi eriydi.

17.2. Berilliy, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi

Be - berilliyning atom massasi 9,013 ($Z = 4$) ga teng. Tabiatda uning barqaror bitta izotopi ma'lum. Sun'iy yo'l bilan esa ^7Be , ^8Be , ^{10}Be izotoplari olingan.

Vokelen 1793 yilda berill mineralida berilliy borligini aniqlagan bo'lsa, uni 1827 yilda Vyoler berilliy xloridni kaliy bilan qaytarib Be olishga erishdi.

Tabiatda uchrashi: Berilliy erkin holda uchramaydi, ba'zi bir nodir silikatlar va alyumosilikatlar holida uchraydi. Uning sanoat ahamiyatiga ega bo'lgan minerali berill $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ bo'lib, tarkibidagi qo'shimchalariga qarab, oq, sariq, pushti, zangori, yashil tusli bo'ladi, sof yashil zumrad, zangori akvamarin ranglarigina qimmatbaho toshlar jumlasiga kiradi (17.1-rasm).



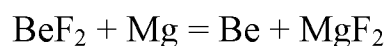
a)



b)

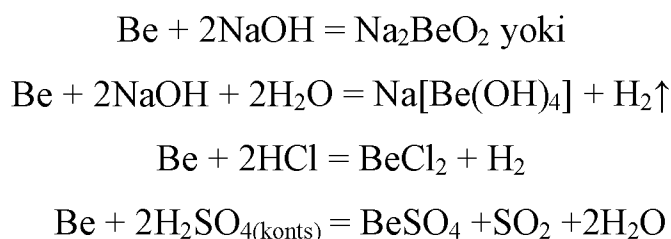
17.1-rasm- Berilliy saqlagan minerallar: a) berill-sof zumrad, b) akvamarinlar

Olinishi: Metall berilliy olish uchun suvsiz suyultirilgan berilliy xlorid elektroliz qilinadi. Bu usulning kamchiligi shundaki, suvsiz berilliy xlorid olish uchun ko'p issiqlik sarf bo'ladi. AQSH da berilliy olish uchun BeF_2 850°C da magniy bilan qaytariladi.



Fizik-kimyoviy xossalari: Berilliy o'z xossalari bilan ikkinchi guruh elementlaridan farq qiladi. Masalan, BeCl_2 kuchliroq gidrolizlanadi, buning sababi shundaki, berilliyning ion radiusi magniyning ion radiusidan qariyb ikki marta kichik.

Yaxlit berilliy suv va havo ta'siriga chidamli, uning sirtida zich oksid parda hosil bo'ladi, bu parda metallning kimyoviy aktivligini ancha pasaytiradi. Berilliy oddiy sharoitda galogenlar bilan bir oz qizdirganda reaksiyaga kiradi, ko'proq qizdirilganda esa kislorod, azot va ko'pgina metallmaslar bilan oson birikadi. U kislota va ishqorlarda eriydi, shu sababli amfoter xossaga ega:

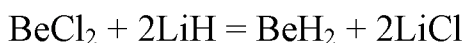


Ishqorlarning suvli eritmalarida berilliy natriy gidroksoberillatni hosil qiladi. Bu berilliy uchun xarakterlidir.

Berilliy o'zining amfoterligi bilan ikkinchi guruh metallaridan farq qiladi. Uning bu xossasi xuddi alyuminiyning o'xshaydi. Berilliy changlari nihoyatda zaharli bo'lib, organizmdagi ba'zi fermentlar tarkibidagi magniyning o'rnini olib, organizmni ishdan chiqaradi.

Berilliy rentgen nurlarini nihoyatda kam yutadi. Ba'zi nav po'latlar berilliy bilan qoplanadi, bunda po'lat sirti qattiq va mustahkam bo'ladi, issiqqa chidaydi va gazlar ta'sirida korroziyalanmaydi. Be ko'p metallar bilan qotishmalar hosil qiladi. Ba'zi metallar bilan berilliy intermetall birikmalar – *berillidlar* hosil qiladi. Berilliyning bir qator d – elementlar bilan hosil qilgan intermetall birikmalari (TiBe_{12} , NbBe_{13} , TaBe_{12} , MoBe_{12}) mavjud, bu birikmalar hatto 1200-1600°C gacha qizdirilganda oksidlanmaydi. Misga ozgina berilliy qo'shilsa, uning mustahkamligi va kimyoviy barqarorligi ortadi, lekin misning issiqlik va elektr o'tkazuvchanligi pasaymaydi. Berilliyli bronzadan mashinalarning muhim qismlari va sifatli prujinalar tayyorlanadi. Samolyotsozlikda ishlatiladigan alyuminiy va magniy qotishmalariga ham berilliy qo'shiladi.

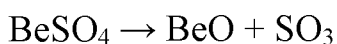
Muhim birikmalari: *Berilliy gidrid* BeH_2 ni hosil qilish uchun berilliy xloridning efirdagi eritmasiga litiy gidrid ta'sir ettirish lozim. Berilliy vodorod bilan bevosita birikmaydi



Berilliy gidrid qattiq polimer modda, kuchli qaytaruvchi, suv ta'sirida parchalanib, vodorod ajralib chiqadi.

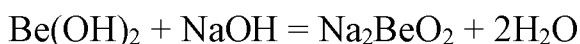
Berilliy ba'zan atom reaktorlarida ishlatiladi, bunda u reaktorlarda atomning parchalanishni sekinlashtiruvchi modda sifatida qo'llaniladi.

Berilliy oksidi BeO ni olish uchun berilliy oksidlantiriladi yoki berilliy sulfat parchalantiriladi:



Berilliy oksidi amfoter oksid bo'lganligi uchun u asosli oksidlar va kislotali oksidlar bilan suyuqlantirilganda reaksiyaga kirishadi. BeO olov bardosh modda bo'lgani uchun Zr, Cr, U kabi metallarni suyuqlantirishda ishlatiladigan tigel va naylarni tayyorlashda o'tga chidamli material sifatida foydalaniladi.

Berilliy gidroksid $\text{Be}(\text{OH})_2$ ni olish uchun BeO ni suvga ta'sir ettirish kerak, u suvda deyarli erimaydi, unda amfoterlik xossalari bor:



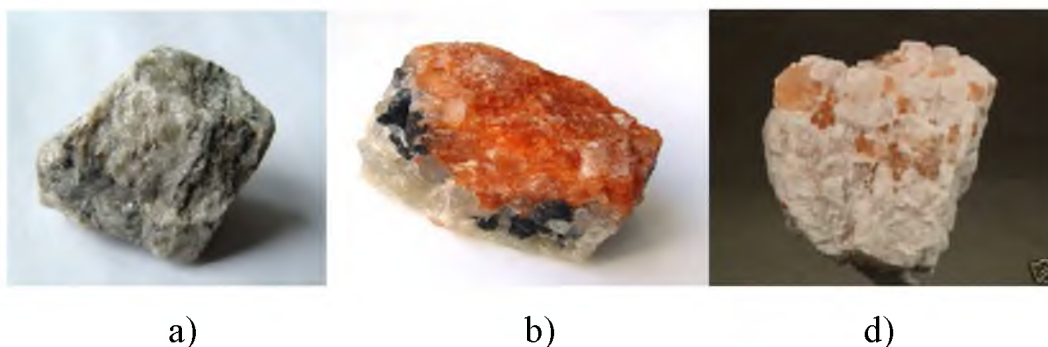
Berilliy nitrid Be_3N_2 , karbid Be_2C , sulfid BeS ba galogenid BeG_2 lar mavjud. Berilliyning xlorid, fluorid, karbonat va sulfatlari suvda yaxshi eriydi, umuman tuzlari odatdagi haroratda gidrolizlanadi, ular shirin mazali, ammo juda zaharlidir. Shuning uchun berilliy va uning tuzlari bilan ishlashda texnika xavfsizligi qoidasiga qattiq rioya qilish kerak.

17.3. Magniy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim

birikmalari, ishlatilishi

Magniyning atom massasi 24,32 ($Z = 12$) ga teng. U tabiatda ko'p tarqalgan metallardan biri bo'lib, Yer po'stlog'ining 2%ga yaqinini tashkil qiladi. Magniyning ^{24}Mg (78,6%), ^{25}Mg (10,11%), ^{26}Mg (11,29%) kabi tabiiy va uchta sun'iy izotopi bor.

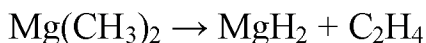
Tabiatda uchrashi: Tabiatda magniy silikatli, karbonatli va xloridli minerallar holida uchraydi, shuningdek dengiz suvida (~4%) magniy tuzlari bo'lib, suvning taxirligi shu tuzdandir. Magniy o'simliklardagi xlorofill tarkibiga kiradi va fotosintezda ishtirok etadi. Magniy yetishmasa, odam vahayvonlarda turli kasalliklar paydo bo'ladi. Buning sababi organizmdagi ko'pgina biokimyoviy jarayonlarda magniy qatnashadi. Oq karlik yulduzlar asosan magniydan iborat ekanligi aniqlangan. **Magniy dolomit** $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, **magnezit** MgCO_3 , **karnalit** $\text{CaCl}_2 \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ tarkibida uchraydi.



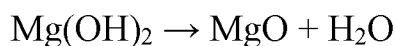
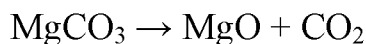
17.2-rasm- a) $\text{Ca Mg}(\text{CO}_3)_2$ **dolomit**; b) $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - **karnalit**; d) MgCO_3 - **magnezit**

Olinishi: Magniy suyultirilgan MgCl_2 ni yoki karnalit ($\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) ni $\sim 750^\circ\text{C}$ da elektroliz qilish yo'li bilan olinadi. Bundan tashqari u metallotermik usulda va magniy oksidini yuqori haroratda ko'mir bilan qaytaribham olinadi. Juda toza magniy olish uchun texnik magniy vakuumda bir necha marta sublimatlanadi. Magniy kumushdek oqva yengil metall, havoda oksidlanadi va oksid pardani hosil qiladi. Magniy havoda $550\text{-}600^\circ\text{C}$ gacha qizdirilsa, ko'zni kamashtirarli darajada oq shu'la bilan yonadi. Magniy sovuq suv bilan deyarli reaksiyaga kirishmaydi, qaynoq suv va suyultirilgan kislotalarga ta'sir etib, vodorodni ajratib chiqaradi. Magniy qizdirilgan metallmaslar va ayrim metallar bilan reaksiyaga kirishib, birikmalar hosil qiladi. Magniydan yengil qotishmalar (Al, Zn, Mn kabilar bilan) tayyorlanib, ular qattiq, puxta va korroziyaga chidamliligidan samolyotsozlik va avtomobilsozlikda ishlatiladi. Magniydan fotografiyada, pirotexnikada va shuningdek ba'zi sintez reaksiyalarda, rezina sanoatida, tibbiyotda foydalaniladi.

Muhim birikmalari: Magniy gidrid MgH_2 ni olish uchun magniy dimetil 175°C da parchalanadi:

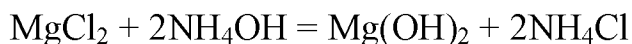
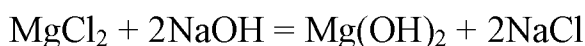


Magniy oksid MgO texnikada magniy karbonatni va laboratoriyada magniy gidroksidning parchalashidan olinadi:



MgO - 2800°C da suyuqlanadigan kristall modda bo'lib, undan o'tga chidamli idishlar, tigel va boshqa buyumlar tayyorlanadi. Magniy oksid suvda erimaydi, ammo kislotada va kislotali oksidlarda yaxshi eriydi.

Magniy gidroksid $\text{Mg}(\text{OH})_2$ suvda kam eriydigan o'rtacha kuchga ega bo'lgan asos, uning eruvchanlik ko'paytmasi (EK) $1,2 \cdot 10^{-12}$ ga teng. U quyidagicha olinadi:



Magniy xlorid MgCl_2 ko'mir bilan MgO aralashmasiga xlorni ta'sir ettirib olinadi, undan magnezial tsement tayyorlanadi, uni qipiq bilan aralashtirib, izolyatsiya materiali bo'lgan ksilolit olinadi. Magniy sulfat MgSO_4 tabiatda har xil minerallar shaklida uchraydi, eritmada esa kristallogidrat monogidrat $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (kizerit minerali) va heptagidrat ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) (taxir tuz minerali) holida kristallanadi. Suvda eriydi, tibbiyotda surgi dori sifatida, qishloq xo'jaligida o'g'it sifatida ishlatiladi. Magniy karbonat MgCO_3 tabiatda magnezit va dolomit ($\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$) holida uchraydi. MgCO_3 suvda oz eriydi, uning suvdagi eritmasiga ishqoriy metall karbonatlari ta'sir ettirilsa, $\text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ hosil bo'ladi, uning aniq tarkibi $3\text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ bo'lib, oq magneziya (tabiatda kam uchraydi) deb ataladi. Oq magneziya tibbiyotda, qog'oz va kauchuk sanoatida ishlatiladi.

17.4. Kalsiy va bariy tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari,

muhim birikmalari, ishlatilishi

Kalsiyning atom massasi 40,08 ($Z = 20$) ga teng. U tabiatda eng ko'p tarqalgan metallardan biri bo'lib, Yer po'stlog'ining taxminan 3% ini tashkil etadi.

Tabiatda uchrashi: Asosiy birikmalari ohaktosh, bo'r va marmar, shuningdek kalsit, dolomit ($MgCO_3 \cdot CaCO_3$), fosforit ($Ca_3(PO_4)_2$), flyurit, gips va turli silikatlaridir (2.3rasm).



a)

b)



d)

e)

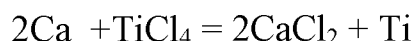
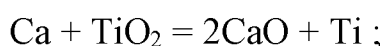
17.3-rasm . Kalsiyning muhim birikmalari: a) kalsit; b) dolomit; d) flyurit; e) gips.

Kalsiy o'simlik va hayvonlar organizmi uchun zarur element. Odam suyagining 25% da, qonda va turli to'qimalarda oz miqdorda kalsiy bo'ladi. Kalsiy suyuqlantirilgan $CaCl_2$ ni elektroliz qilib (ozroq CaF_2 qo'shiladi) olinadi.

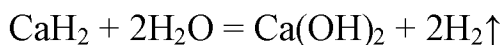
Kalsiy kumushdek oq metall bo'lib, havoda tez oksidlanadi. Shuning uchun kerosin ostida saqlanadi. Ochiq havoda qolsa, uning sirti oksid, peroksid, nitrid qavatlar bilan qoplanadi. Kalsiy birmuncha qattiq bo'lishiga qaramay yassilanuvchi metall, suv va kislotalardan vodorodni siqib chiqaradi. Kalsiy, stronsiy va bariy aktiv metallmaslar bilan odatdagi sharoitda birikadi. U kislorod bilan oksid CaO va peroksid CaO_2 , vodorod bilan gidrid, CaH_2 , azot bilan nitrid

Ca_3N_2 , uglerod bilan karbid CaC_2 , galogenlar bilan birikib, galogenid CaHal_2 larni hosil qiladi.

Metall holidagi kalsiyning ishlatilishi uning yuqori kimyoviy aktivligiga bog'liq, undan metall birikmalaridan (uran, xrom, sirkoniy, seziy, rubidiy kabi) metallarni qaytarishda, po'lat va ayrim qotishmalardagi kislorod va oltingugurtni yo'qotishda, organik suyuqliklarni suvsizlantirishda hamda vakuum asboblardagi qoldiq gazlarni yuttirishda foydalaniladi. Kalsiy faolligi past bo'lgan metallarning oksidlaridan va galogenidlaridan kislorodni va galogenlarni siqib chiqarib, qaytaruvchi xossasini namoyon qiladi.



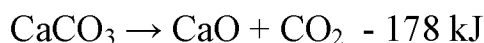
Muhim birikmalari: *Kalsiy gidrid* CaH_2 qattiq, kristall modda, suv ta'sirida $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ni hosil qiladi:



Bu reaksiya natijasida ko'p issiqlik ajralib chiqib, vodorod yonib ketadi.

CaH_2 ko'p miqdorda vodorod ajralib chiqarish xususiyatiga ega bo'lgani uchun vodorod ajratib olish uchun ishlatiladi, hamda undan kristallogidratdan suvni tortib oladigan juda samarali quritgich sifatida foydalaniladi.

Kalsiy oksid CaO ohaktoshning qizdirilishidan hosil bo'ladi:

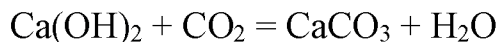


Reaksiyani o'ng tomonga yo'naltirish uchun CO_2 ning konsentratsiyasini kamaytirish yoki haroratini ko'tarish lozim. CaO nihoyatda o'tga chidamli, taxminan 2600°C da suyuqlanadigan oq modda, texnik CaO sarg'ish yoki bir oz kul rangroq bo'lib, so'ndirilmagan yoki kuydirilgan ohak deb ataladi. CaO binokorlikda, metallurgiyada, shisha ishlab chiqarishda va boshqa ko'pgina sohalarda ishlatiladi. Agar ohakka suv ta'sir ettirilsa, shiddatli reaksiya sodir bo'lib, ko'p issiqlik ajraladi, bunda suvning bir qismi bug'ga aylanadi:



Hosil bo'lgan $\text{Ca}(\text{OH})_2$ *so'ndirilgan ohak* deyiladi. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ oq kukun, suvda kam eriydi, (1 litr suvda 25°C – 1,56 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$) uning eritmasi esa kuchli asosdir.

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ ning tiniq eritmasi orqali CO_2 o'tkazilsa yoki eritma ochiq qoldirilsa, loyqalanib qoladi, demak, CaCO_3 hosil bo'ladi:



$\text{Ca}(\text{OH})_2$ ning to'yingan eritmasi *ohakli suv* deyiladi.

Kalsiy oksid suv bilan so'ndiriladi va binolarni oqlash uchun ishlatiladi. Bino devorlarida $\text{Ca}(\text{OH})_2$ havodagi CO_2 bilan birikib, CaCO_3 ga aylanadi. Agar $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ga qum aralashtirilib suvga qorilsa, g'isht terishda ishlatiladigan qorishma olinadi, bu qorishma qotganda CaCO_3 va CaSiO_3 hosil bo'ladi.

Kalsiy tuzlaridan CaCl_2 bilan $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ suvda yaxshi eriydi, CaSO_4 bilan CaSO_3 oz eriydi, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ va CaCO_3 amalda erimaydi.

Bariy (grek. "barys"-"og'ir"; lot. Barium) **Ba**, kimyoviy elementlar davriy jadvalining II guruh elementi, tartib raqami 56, atom massasi 137,33, ishqoriy yer metallariga tegishli. Tabiatda bariyning yettita barqaror izotoplari mavjud, massa sonlari 130, 132, 134-137 va 138(71,66%). Elementning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$.

Bariy BaO oksid ko'rinishida 1774-yilda shved kimyogari **K.Sheelee** tomonidan, metall holatidagi bariy birinchi marta 1808- yilda ingliz kimyogari G.Devi tomonidan ajratib olingan.

Tabiatda uchrashi: Bariyning yer qobig'idagi massa bo'yicha miqdori $5 \cdot 10^{-2}\%$. Erkin holatda uchramaydi. Muhim minerallari - barit BaSO_4 (og'ir yoki persid shpati) va viterit BaSO_3 .

Ishlatilishi. Metall holatidagi bariy, ko'p hollarda alyuminiy bilan qotishmasi gaziyutgich sifatida yuqori bosimli elektron qurilmalarda getter sifatida ishlatiladi.

Bariy oksidi, boshqa ishqoriy yer metallarining qattiq oksidlari kalsiy va stronsiy CaO. SrO bilan birgalikda katodlarni faol qavatini bilvosita nakallarini tayyorlashda ishlatiladi.

Bariy sirkoniy bilan birgalikda natriy, rubidiy, litiy, seziy, kaliyning suyuq metali issiqlik tashuvchi qotishmalariga metallurgiyada ularning quvur o'tkazgichlarga nisbatan agressivligini pasaytirish uchun qo'shiladi.

Bariy titanati keramik kondensatorlar ishlab chiqarishda dielektrik sifatida hamda pezoelektrik mikrofonlar va pezoelektrik taratgichlarda material sifatida ishlatiladi.

Bariy ftoridi optikada monokristallar (linza, prizma) sifatida ishlatiladi. Bariy peroksidi pirotexnikada oksidlovchi sifatida qo'llaniladi. Bariy nitrati va xlorati pirotexnikada alangani turli ranga bo'yash uchun (yashil olov) ishlatiladi.

Bariy xromati termokimyoviy usulda kislorod va vodorod olishda (Ok-Ridj sikli, AQSH) qo'llanilib kelinmoqda.

Bariy peroksidi mis oksidi va kamyob yer metallari bilan birgalikda yuqori o'tkazuvchan, suyuq azot temperaturasi va undan yuqorida ishlaydigan keramika sintezida ishlatiladi.

Bariy oksidi shishaning maxsus sortini pishirish uchun va uran steijenlari qatlamlarini qoplashda ishlatiladi. Shunday keng tarqalgan shishalar quyidagi tarkibga ega - (fosfor oksidi – 61%, BaO-32%, alyuminiy oksidi - 1,5%, natriy oksid - 5,5%). Atom sanoatida shisha tayyorlashda bariy fosfati qo'llaniladi.

Bariy ftoridi qattiq qutili ftorionli akkumulyator batareyalarida ftorid elektroliti komponenti sifatida ishlatiladi.

Bariy oksidi yuqori quvvatli mis oksidli akkumulyatorlarda faol massa komponenti sifatida ishlatiladi (bariy oksidi mis oksidi).

Bariy sulfati qo'rg'oshin-kislotali akkumulyatorlar ishlab chiqarishda manfiy elektrolarlarda faol massa kengaytirgichi sifatida qo'llaniladi.

17.5. Suv va Suvning qattiqligi

Suv planetamiz yuzasini 70 % ni tashkil etadi. Uning umumiy hajmi 1 mlrd. 345 mln km³ (1m³ 1 mlrd. tonnaga teng). Shundan 1mlrd 137 mln. km³ yoki 94,1% sho'r, ichishga yaroqsiz suv bo'lib, dengiz va okeanlarda to'plangan. Muzliklardagi (quruqlikning 11 % muzliklardan iborat) suv 24 mln. km³ yoki 1,6 % dir. Ko'l va daryolar suvi 231,2 ming km³, atmosfera suvlari 14 ming km³, yer osti suvlari 75 ming km³. Yerdagi ichishga yaroqli suv miqdori 4-5 mln. km³ yoki

0,3 % dir. Muzliklardagi suvni ham qo'shib hisoblaganda 2 % ga yaqin. Hozirgi kunda er shari aholisining 1/3 qismida ichimlik suvi tanqis bo'lib turibdi.

Suv xalq xo'jaligining barcha sohalarida, jumladan, kimyo sanoatida ham keng qo'llaniladi. Buning sababi suvda ko'pgina foydali xossalari (universal erituvchi ekanligi, rangsiz, hidsiz, ta'msiz, zaharsizligi, issiqlik sig'iminining kattaligi va boshqala) borligidandir. Suv kimyo sanoatida turli maqsadlarda ishlatiladi. Masalan: erituvchi sifatida yuvish ishlarida, ashyolarni flotasiyalashda, isitish, sovo'tish maqsadlarida, issiq almashtirish jarayonlarida hatto xom ashyo, reagent (masalan: sul'fat, nitrat, fosfat, kislotalarini, ishqor va asoslarni ishlab chiqarishda, vodorod olishda, gidroliz va gidratlash reaksiyalarida va boshqalarda) sifatida ishlatiladi.

Suvning eng yirik iste'molchilaridan biri kimyo sanoatidir. Shuning uchun ham kimyo korxonalarida suv manba'lariga yaqin joylarda quriladi. Masalan: ayrim kimyoviy mahsulotlarni 1 tonnasi ishlab chiqarish uchun quyidagicha suv sarflanadi: alyuminiy 1500, po'lat 270, nikel' 400, viskoza ipagi 1200, sintetik kauchuk 1600, kapron 2500, nitrat kislota 200, sul'fat kislota 50, ammiak 1000, fosfor 15 m³/t, faqat bitta kapron zavodi 120 ming kishi yashaydigan shahar ta'minotiga sarflanadigan suvga teng miqdorda suv sarflaydi.

Hozirgi paytda ishlab chiqarish ehtiyoji uchun, chuchuk suvning umumiy miqdoridan 40 % ga yaqini sarflanmoqda. Shuning uchun ham yer sharining ba'zi joylarida ichimlik suvi tanqisligi kuzatilmoqda. Buni oldini olish, kimyo korxonalariga suv sarfiyotini kamaytirish uchun ishlab chiqarishni yopiq sistemaga o'tkazish, ishlatilgan suvni oqizib yubormay, tozalab qayta ishlatish. Ishlab chiqarish texnologiyasini takomillashtirish, suvdan kam foydalanuvchi texnologiya yaratish, suv bilan sovo'tish sistemalarini havoda sovo'tish, sistemalariga o'tkazish lozim.

Tabiiy suvlar kelib chiqishiga qarab uch qismga bo'linadi:

- 1) atmosfera suvlari;
- 2) yer usti suvlari (daryo, ko'l, dengiz va okean suvlari);
- 3) yer osti suvlari.

Atmosfera suvlari – yomg'ir va qor suvlari bo'lib, tarkibida begona aralashmalari kamligi bilan xarakterlanadi. Uning tarkibida tuzlar bo'lmaydi. Asosan, suvda erigan gazlar (O_2 , CO_2 , H_2S , azot oksidlari, oltingugurtning kislorodli birikmalari organik moddalar) bo'ladi.

Yer usti suvlari – daryo, ko'l, dengiz, okean suvlari bo'lib tarkibida D.I. Mendeleev davriy sistemasidagi barcha elementlarni uchratish mumkin. Dunyo okeani suvida $5 - 10^{16}$ t. tuz yerigan holda bo'ladi. Agar buncha tuzni yer shari yuzasiga bir tekisda yozib chiqilsa, 45 m qalinlikda tuz qatlami bilan qoplangan bo'lur edi. Dengiz va okean suvlarida 23- 15^{15} t – Cl, 83- 10^{12} t -Br, 8- 10^9 t - I , 16- 10^{14} t - Mg 48- 10^{13} t – K, 1- 10^{10} t – Au, 28- 10^8 t - Li , bor. 800 mln tonna molibden, 300 mlrd. t. toriy, 20 ming t. radiy, 164 mln. t. kumush bor. Shuning uchun ham keyingi yillarda dengiz va okean suvlaridan turli elementlar, tuzlar ajratib olinmoqda. Hozirgi kunda kimyo sanoati har yili dengiz suvlaridan 200 mln. t. dan ko'proq osh tuzi olinmoqda. Bundan tashqari ko'plab boshqa elementlar: kaliy, magniy, brom, uran, oltin, temir rudasi, qalay va boshqalar ajratib olinmoqda.

Yer osti suvlari – artezian, buloq, quduq suvlari bo'lib, uning tarkibi, u suv to'plagan yoki chiqayotgan joyning tuprog'i va tog' jinslarining tarkibi tuzilishiga bog'liq bo'ladi. U suv tuproq qatlamlaridan fil'trlanib o'tganligi tufayli juda tiniq bo'ladi. Tarkibida organik moddalarning qoldiqlari uchramaydi. Kimyo sanoati uchun yirik xom ashyo manba'si bo'lgan minerallashtirilgan yer osti suvlaridan turli kimyoviy birikmalar ajratib olishdi. Masalan: osh tuzi va undan soda ishqor olinadi. Yana brom va yod hamda ularning turli birikmalari ajratib olinadi.

Suv tarkibidagi barcha begona aralashmalar disperslik darajasiga qarab uchga bo'linadi:

- 1) dag'al dispers aralashmalar, zarrachalarning diametri 100 nm. dan katta.
- 2) kolloid dispers aralashmalar, zarrachalarning diametri 1-100 nm. gacha.
- 3) molekulyar dispers yoki chin eritmalar.

Dag'al dispers va kolloid aralashmalar mineral yoki organik moddalar bo'lib ular, asosan turli alyumosilikatlar, silikatlar, gidratlangan silikat kislota, ishqoriy

yer metall karbonatlari, metallarning asosiy tuzlari (asosan temirning tuzi), o'simliklarning parchalanish mahsulotlari, planktonlar va boshqalardan iborat bo'ladi.

Suvlar ishlatilish sohasiga qarab, sanoat va ichimlik suvlariga bo'linadi. Ichimlik suvlariga alohida talablar qo'yiladi (bakteriyalar bilan ifloslanganlik darajasi, ta'mi, hidi, rangi). Masalan: umumiy bakteriyalar miqdori 1ml. suvda 100 tadan oshmasligi kerak. Shundan ichak tayoqchasi 1 litr suvda uchtdan ko'p bo'lmasligi kerak. Umumiy tuzlar miqdori 1000 mg/l. dan oshmasligi talab qilinadi.

Sanoat suvlariga bakteriyalar bilan ifloslanganligi (oziq-ovqat va ba'zi bioqimyoviy sanoat tarmoqlaridan tashqari) muhim ahamiyatga ega emas. Begona qo'shimchalarning chegaraviy miqdori ishlab chiqarishning harakteriga qarab turlicha bo'ladi.

Suvning sifati: tiniqligi, tozaligi, rangi, hidi, harorati, umumiy tuz miqdori, qattiqligi, oksidlanishi va reaksiyasi kabi fizik, kimyoviy xossalari bilan aniqlanadi.

Suvning tiniqligi uning qanchalik qalinlik qatlamida chillik yoki biror harf tasvirini vizual' yoki fotoelement yordamida ko'rib uni farqlash orqali aniqlanadi. Suvning tiniqligi unda dag'al dispers mexanik va kolloid zarrachalarning borligi va ularning miqdoriga bog'liq bo'ladi. Bu aralashmalar suv o'tkazish quvurlarini, uskunalarni ichiga cho'kib, uni tiqilib qolishiga, natijada mehnat unumdorligini kamayishiga yoki avariyalarga olib keladi, suvni ko'piklatib yuborishga, elektrolizyorlarning diafragmasini ifloslashga olib keladi.

Suvning tozaligi uning tarkibidagi har qanday begona aralashmaning soni va miqdori bilan harakterlanadi. Ular qanchalik kam bo'lsa, shunchalik toza hisoblanadi. Suvning tozaligi inson sog'ligi uchun muhim omil bo'lib, yechimini talab qilinadigan aktual muammo hisoblanadi.

Umumiy tuz miqdori suv, tarkibida mineral va organik aralashmalarning borligi bilan harakterlanadi. Uni aniqlash uchun 1 l. suvni bug'lantirilganda qolgan qoldiq o'zgarmas massaga kelguncha 110⁰ C haroratda qizdiriladi. Hosil

bo'lgan massa umumiy tuz miqdori bo'lib, u mg/l bilan o'lchanadi. Umumiy tuz miqdori bug'languncha qattiq qizdirilib, sovigach o'lchanadi, massalar orasidagi farqdan organik aralashma miqdori ham aniqlanadi.

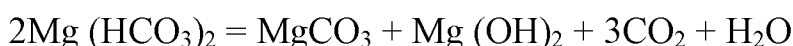
Suvning oksidlanishi uning tarkibida organik qo'shimchalarning borligi bilan harakterlanadi. Suvning oksidlanishi, 1 l suvni oksidlash uchun sarflangan KMnO_4 ning mg miqdori bilan aniqlanadi. Buning uchun 1 l suv olinib ortiqcha KMnO_4 bilan 10 minut davomida qaynatiladi.

Suvning reaksiyasi uni muhim – kislotalilik yoki ishqoriylik darajasi vodorod ionlarining konsentrasiyasi ya'ni pH bilan harakterlanadi. pH indikatorlar yordamida aniqlanadi. Agar pH – 6,5 – 7,5 oraligida bo'lsa, muhit neytral. pH 6,5 bo'lsa, muhit kislotali va pH 7,5 bo'lsa, muhit ishqoriy bo'ladi. Tabiiy suvning muhiti neytralga yaqin bo'ladi.

Suvning qattiqligi va uni umshatish

Suvning qattiqligi uning tarkibidagi kal'siy va magniy tuzlarining miqdori bilan harakterlanadi. Qattqlik 1 l (1 dm^3) suvda bo'lgan Ca^{2+} yoki Mg^{2+} ionlarining milligramm ekvivalent miqdori bilan harakterlanadi. Qattqlik birligi qilib 20,04 mg/l Ca^{2+} ioni yoki 12,16 mg/l Mg^{2+} ioni qabul qilingan ya'ni 1 l suvda 20,04 mg/l Ca^{2+} ioni yoki 12,16 mg/l Mg^{2+} ioni bo'lsa bunday suvning qattiqligi 1mg/ekv. ga teng bo'ladi.

Suvning qattiqligi uchga: muvaqqat doimiy va umumiy qattqlikka bo'ladi. Muvaqqat (karbonatli) qattqlik suvda kal'siy va magniy gidrokarbonatlarning borligi bilan harakterlanadi. Suv qaynatilganda ular suvda erimaydigan karbonatlarga aylanib cho'kmaga tushadi. Natijada suv yumshaydi.



Doimiy (karbonatsiz) qattqlik suvda kal'siy va magniyning gidrokarbonatlaridan boshqa barcha tuzlarining borligi bilan harakterlanadi. Ular suv qaynatilganda cho'kmaga tushmaydi.

Muvaqqat va doimiy qattqlik birgalikda umumiy qattqlikni hosil qiladi.


Tabiiy suv qattqligiga qarab quyidagi sinflarga bo'linadi:

Suvning qattqlik darajasi: 1 l suvda Ca^{2+} va Mg^{2+} ionlarining mg. -ekv. miqdori:

juda yumshoq 0 – 1,5; yumshoq 1,5 – 3; o'rtacha qattiq 3 – 6;
qattiq 6 – 10; juda qattiq 10.

Suvning qattqligi juda muhim ko'rsatkich bo'lib, suv qizdirilganda kal'siy va magniy karbonatlari cho'kib idish devorlarida cho'kindi (qasmoq) hosil qiladi. Kal'siy va magniy sul'fatlari esa, suv qaynatilganda cho'kmaga tushmaydi, ammo suvda eruvchanligi kam bo'lganligidan, suv bug'langanda o'ta to'yingan eritmaga aylanib idish devorlariga qattiq qatlam hosil qilib cho'kadi. U cho'kma issiqlikni yomon o'tkazganligidan (masalan, bug' qozonlarida 1 mm. qalinlikdagi qasmoq cho'kindi yoqilg'i sarfini 5 % gacha oshiradi) bug' qozonlarida va issiq almashtirgichlarda unumdorlikni keskin kamaytirib yuboradi. Undan tashqari bug' qozonlarning devori qattiq qizib ketadi, natijada po'lat oksidlanib o'z mustahkamligini yo'qotadi, kuyib teshiladi, hatto portlab ketadi. Qattiq suv ko'pgina texnologik jarayonlar uchun yaroqsiz hisoblanadi. Masalan: eritmalarni elektroliz qilishda sodani ammiakli (Sol've) usulida olishda, to'qimachilik, oziq-ovqat sanoatlari va boshqalarda.

Tabiiy suvni tozalamay foydalanib bo'lmaydi. Suv manba'laridan keladigan suvni sifatini yaxshilash, suvni tayyorlash deyiladi. Suvni tayyorlash bu suvning tarkibidagi begona aralashmalardan tozalash uchun kompleks operatsiyalarni qo'llashdan iboratdir.

	<p>18. DAVRIY SISTEMA III -A GURUH ELEMENTLARI</p>
---	---

18.1 Uchunchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika

Kimyoviy elementlar davriy sistemasining uchinchi guruh asosiy guruhchasiga B - bor, Al -alyuminiy, Ga-galliy, In- indiy va Tl-talliy elementlari kiradi.

III guruh asosiy guruhcha elementlari atomlarining sirtqi qavatida uchtadan elektron borligi tufayli birinchi va ikkinchi guruhdagi elementlariga qaraganda metallik xossalari ancha kuchsizroq ifodalangan. Ularning elektron konfigurasiyasi quyidagi:
 B-[He]2s² 2p¹; Al-[He]3s² 3p¹; Ga-[Ar]3d¹⁰ 4s 4p¹; In-[Kr] 4d¹⁰ 5s 5p¹;
 Tl-[Xe]4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s 6p;

Bu elementlar p – elementlar oilasiga mansub bo'lib, ularning oksidlanish darajasi + 3 ga teng bo'lib, faqat talliy +1 va +3 ga teng. Elementlarning gidroksidlarining asosli xossalari kuchayib boradi. Berilliy alyuminiyga o'xshagani kabi bor kremniyga o'xshab ketadi.

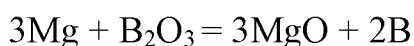
Ion radiuslarining kattalashuvi Al³⁺ dan keyin juda ham sustlashadi, natijada gidroksidlarning asosli xossalari ham sust o'sib boradi. TlOH ning kuchli asos (uning oksidlanish darajasi +1 ga teng) bo'lishiga sabab Tl ning atom radiusi ortgan sari s- elektronlar bilan p- elektronlar orasidagi energetik ayirma kuchaya boradi, ayni holda talliyning p- elektronlari valent elektronga aylanadi, ya'ni Tl⁺ ning katta radiusli va kichik zaryadli ekanligidir. Ammo indiy va galliyda bu hodisa sodir bo'lmaydi.

18.2. Bor, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi

Borning atom massasi 10,8 ($Z = 5$) ga teng. Bor tabiatda ikki xil izotop ko'rinishda uchraydi. Yer po'stlog'ida 0,005% ini tashkil etadi. Borni dastlab Gey-Lyussak va Tenar 1808 yilda borat angidridni natriy metali bilan qizdirib olishga muvaffaq bo'ldilar. Borning nomi arabcha “borak”, ya'ni “tanakor” so'zidan olingan. U dastlab “amorf” holatda hosil bo'ladi. Amorf borni metallarda eritib, kristall bor olinadi. Qattiqlik jihatidan bor olmosdan keyingi birinchi o'rinni egallaydi. Bor o'zining eng muhim birikmalari H₃BO₃ bilan Na₂B₄O₇ da va boshqa ko'pgina birikmalarida metallmasdir.

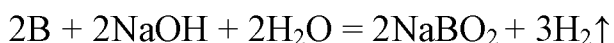
Tabiatda uchrashi: Bor neytronlarni yaxshi yutadi, shuning uchun yadro fizikasida ishlatiladi, uning 3 ta radioaktiv izotopi olingan. Bor tabiatda faqat birikmalar holida uchraydi. H_3BO_3 qaynoq buloqlarda va vulkanli joylarda bo'ladi. Bura $Na_2B_4O_7 \cdot H_2O$, asharit $MgHBO_3$ va datolit $2CaO \cdot B_2O_4 \cdot 2SiO_2 \cdot H_2O$ kabi minerallar bilan bir qatorda bor birikmalari neft suvlarida, nihoyatda oz miqdorda o'simlik va hayvon organizmlarida ham bo'ladi. Bor birikmalari dengiz va ko'l suvlarini tagiga cho'kadi.

Olinishi: Toza bor uning bromidini kvarts nayda $800-1000\text{ }^\circ\text{C}$ da vodorod bilan qaytarish orqali yoki bor galogenlarni volfram yoki tantalda $1300\text{ }^\circ\text{C}$ da parchalash yo'li bilan olinadi. Bor oksidi magniy bilan qaytarilganda qo'ng'ir amorf bor olinadi



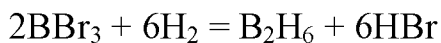
Boratlarini elektroliz qilish yo'li bilan ham bor olinadi. Bor $700\text{ }^\circ\text{C}$ da o't olib ketadi va yashil alanga berib yonadi. Bor $1300-2000\text{ }^\circ\text{C}$ da inert gaz atmosferasida ko'pchilik (ishqoriy metallardan boshqa) metallar bilan *boridlar* beradi.

Fizik-kimyoviy xossalari: Boridlarining umumiy formulasi M_xB_y , masalan: Mg_3B_2 . Bor galogenlar bilan ham shunday oson birikadi. Bor uglerod bilan birikib, nihoyatda qattiq karbid B_4C ni hosil qiladi. Suv borgan ta'sir etmaydi. Bor odatdagi haroratda havoda barqaror, ammo qattiq qizdirilsa, kislorod suv va kislotalar bilan reaksiyaga kirishadi. Yuqori haroratda xlor, oltingugurt, azot va metallar bilan birikadi. Borga konsentrlangan sulfat kislota (HNO_3 , H_2SO_4) va ishqorlar ta'sir etadi:



Bor juda qattiq qizdirilsa, CO_2 va SiO_2 dan uglerod va kremniyni qaytaradi. Bor alyuminiyda eritib sovitilsa, elektrni yaxshi o'tkazadigan yaltiroq kristall holdagi qotishmani hosil qiladi, borning qattiqligi olmosning qattiqligiga yaqin bo'ladi. Bor metallurgiyada rangli va qora metallar qotishmalarining tarkibiy qismi sifatida ishlatiladi. Po'latga 0,001-0,01% bor qo'shilsa, po'latning strukturasi va xossalari yaxshilanadi.

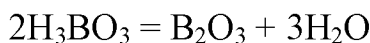
Muhim birikmalari: *Bor gidrid* lari tarkibi B_nH_{n+4} va B_nH_{n+6} tarkibli formulalar bilan ifodalanadi. Masalan, B_2H_6 diboran, B_4H_{10} tetraboran va hokazo. Bor gidridlari juda qo'lansa hidli moddadir. Bor bromidga past bosimda vodorod yuborilsa, diboran, magniy boridga suyultirilgan HCl ta'sir ettirilsa, tetraboran hosil bo'ladi.



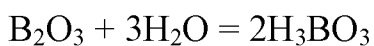
Bor gidridlari orasida eng muhimi B_4H_{10} – uchuvchan suyuqlik bo'lib, havoda alanganadi, suv ta'sirida gidrolizlanib, borat kislotani hosil qiladi. B_2H_6 gazsimon, B_4H_{10} , B_5H_9 , B_5H_{11} , B_6H_{10} - suyuq, $B_{10}H_{14}$ – qattiq

Bor karbidlari B_6C , B_4C , B_3C lar qattiqligi tufayli olmos o'rnida, B_4C esa reaktorlarning boshqarish sterjenlari tayyorlashda ishlatiladi. Bor nitrid BN yuqori bosimda olmosdan ham qattiqroq moddaga aylanadi, u yuqori haroratda yonmaydi va o'zgarmaydi (olmos esa yonadi).

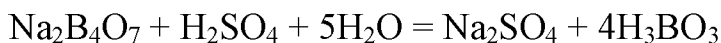
Borat anhidrid B_2O_3 borni kislorod bilan birikishidan hosil bo'ladi. Borat kislotani qizdirish yo'li bilan olinadi:



B_2O_3 juda qattiq, mo'rt, gigroskopik, o'tga chidamli bir oz taxir va shishasimon, $20\text{ }^\circ\text{C}$ da yumshaydigan moddadir. Suvda erib H_3BO_3 ni hosil qiladi:



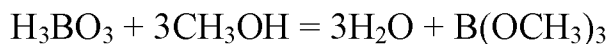
Borat kislota H_3BO_3 rangsiz, yaproqchalar shaklida kristallanib, suvda eruvchanligi harorati ortishi bilan ortadi. Borat kislota buraning qaynoq eritmasiga sulfat kislota ta'sir ettirish yo'li bilan hosil qilinishi mumkin:



H_3BO_3 nihoyatda kuchsiz kislota, suvsizlantirilganda metaborat HBO_2 , so'ngra tetraborat $H_2B_4O_7$ va nihoyat B_2O_3 hosil bo'ladi:

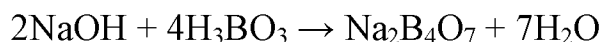


Borat kislotaning tuzlari, ya'ni ortoborat olinmagan, odatda H_3BO_3 dan tetraborat yoki metaboratlar olinadi. Borat kislota konsentrlangan H_2SO_4 ishtirokida spirtlar bilan uchuvchan efirlarni hosil qiladi:



H_3BO_3 ko'pchilikda oshlovchi modda sifatida, bo'yoqchilikda, shisha sanoatida, tibbiyotda turli dorilar tayyorlashda ishlatiladi va antiseptik moddalar sifatida yaralarga sepiladi, uning eritmasi bilan tomoq, ko'z chayiladi.

Bura borat kislotaga ishqor ta'sir ettirib olinadi:



Bu reaksiyada ishqor ortiqcha olinsa, natriy metaborat hosil bo'ladi:



Ishlatilishi: Bura issiqlikka chidaydigan maxsus optik shisha buyumlarga beriladigan sirni tayyorlashda ishlatiladi. Suyuqlangan bura metall oksidlari yaxshi eriganligidan u metall buyumlarni payvandlashda qo'llaniladi. Bura alangada suyuqlantirilib, unga tuzlar qo'shilsa, tiniq rangli munchoq hosil bo'ladi. Agar xrom, kobalt, oltin tuzlari qo'shilsa, munchoq yashil, ko'k va qizil rangga kiradi. Bor birikmalari mikroo'g'itlar tarkibiga kiradi, yerga o'g'it sifatida bor magniy aralashmasi (H_3BO_3 , MgO) va bura ishlatiladi.

18.3. Alyuminiy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi

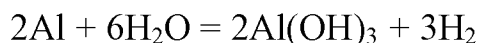


Alyuminiyning atom massasi 26,992 ($Z = 13$) ga teng. Tabiatda tarqalish jihatidan alyuminiy barcha metallar ichida birinchi, elementlar ichida uchinchi o'rinni egallaydi.

Tabiatda uchrashi: Alyuminiyning muhim minerallari: dala shpati $K[AlSi_3O_8]$, albit $Na[AlSi_3O_8]$, kalsiyli dala shpati $Ca[Al_2Si_2O_8]$. Uning texnik ahamiyatga ega bo'lgan minerallari boksit $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ va kriolit Na_3AlF_6 hisoblanadi. Ulardan tashqari nefelin $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$, korund Al_2O_3 va slyudalar ham alyuminiy minerallaridir. Korund juda qattiq tosh; yoqut, feruza kabi qimmatbaho toshlar ham tarkibida turli qo'shimchalar bo'lgan tipik korunddir.

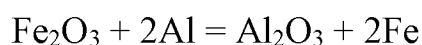
Olinishi: Alyuminiy hozirgi vaqtda Al_2O_3 suyuqlanmasini elektroliz qilish yo'li bilan olinadi. Bu jarayon elektr pechlarida $1000^\circ C$ da olib boriladi.

Alyuminiy kumush rang oq metall, elektr o'tkazuvchanligi yuqori, yengil, amfoter, havo suv ta'sirida juda puxta oksid pardani hosil qiladi. Metallning o'zi singari oksidi ham amfoter xossaga ega bo'lganligidan ishqorda eriydi, alyuminiyning o'zi ham ishqorda oson eriydi, bunda avval ishqor metallning zich oksid pardasini emiradi, so'ng alyuminiy suv bilan reaksiyaga kirishib, alyuminiy gidroksid va vodorod hosil bo'ladi:



Alyuminiy kukun holida havoda qizdirilganda yonadi. Alyuminiy deyarli barcha kislotalar bilan reaksiyaga kirishadi, konsentrlangan sovuq nitrat kislotada passivlashadi. Suyuqlantirilgan HNO_3 bilan qizdirilganda alyuminiy eriydi va azot monooksid hosil bo'ladi. Alyuminiy harorat ta'sirida galogenlar bilan reaksiyaga kirishib, galogenidlarni, $800^\circ C$ da azot bilan reaksiyaga kirishib, AlN ni, $1000^\circ C$ da oltingugurt bilan Al_2S_3 ni, $2000^\circ C$ da ko'mir bilan Al_4C_3 ni hosil qiladi.

Yuqori haroratda alyuminiy ba'zi metallarni ularning oksidlaridan ko'p issiqlik ajralib chiqarishi bilan siqib chiqaradi



Hosil bo'lgan temir shu issiqlik hisobiga suyuqlanadi va uni reaksiya olib borilayotgan tigelning tagidan chiqarib olinadi. Metallni bu usulda suyuqlantirib olish alyuminotermiya deyilib, texnikada juda keng ko'lamda qo'llaniladi.

Ishlatilishi: Alyuminiy juda yumshoq bo'lganligi sababli boshqa metallar bilan hosil qilgan qotishmalari holida ishlatiladi. Silumin (kremniy bilan), duralyuminiy (oz miqdordagi Mg, Fe, Cu, Mn bilan), magniy (Mg bilan) kabi qotishmalari yengil va mustahkamligi tufayli samolyotsozlikda, kemasozlikda, idish-tovoq ishlatishda, tibbiyotda esa dori tayyorlashda ishlatiladi. Temir va po'lat buyumlarning sirti alyuminiy bilan qoplansa, yuqori haroratda ham oksidlanmaydi. Alyuminiy elektrotexnikada simlar va alyuminiy to'g'rilagichlarni tayyorlashda, alyuminiy gardi (kumushga o'xshatib bo'yash), alyuminiy kukuni esa metallarni alyuminotermik payvandlashda ishlatiladi.

Alyuminiy xlorid AlCl_3 organik sintez sanoatida va ko'pchilik jarayonlarda katalizator vazifasini bajaradi. Alyuminiy sulfat $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ vodoprovod suvini tozalashda koagulyant sifatida, shuningdek qog'oz ishlab chiqarishda ishlatiladi. Alyuminiyli achchiq tosh $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ kuchli burishtiruvchi xossaga ega bo'lib, terini oshlashda, tibbiyotda esa qon to'xtatuvchi vosita sifatida ishlatiladi. Ultramarin (ko'k bo'yoq sinka) kir chayishda ishlatiladi.

18.4. Galiy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi

Galiy - Galiy, Gaily, belgisi - Ga (yunon. Galliya - Galliya, Franpiyaning eski nomi), (lot. Gallium) Ga - kimeviy elementlar davriy jadvalining III guruh elementi, tartib raqami 31, atom massasi 69,72. Tabiatdagi gallyning izotoplari ^{69}Ga (61,2%) va ^{71}Ga (38,8%) mavjud. Elementning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$.

Gallyning borligini 1871 yilda D.I.Mendeleyev tomonidan bashorat qilingan. 1875 yilda fransuz kimyogari Lekok de Buabodran tomonidan kashf qilingan va ajratib olingan.

Tabiatda uchrashi: Gallyning yer qobigidagi o'rtacha massa bo'yicha miqdori - 1,5-103%. Galiy tipik tarqoq element, u ikkilamchi geokimyoviy tabiatga ega. Galiy kristallokimyoviy xossalari jins hosil qiluvchi elementlar (Al, Fe va boshqa) ga yaqin bo'lganligi na ular bilan izomorfizm imkoniyati keng hamda, klark qiymatining birmuncha katta bo'lishiga qaramasdan katta to'plam hosil qilmaydi. Ko'p miqdordagi gally tarkibli minerallar: sfalerit (0-0,1 %), magnetit (0-0,003%),

kassiterit (0-0,005%), granat (0-0,003%), berill (0-0,003%), turmalin (0-0,01%), spodumen (0.001-0,07 %), flogopit (0,001-0,005%), biotit (0-0,1 %), muskovit (0-0,01%), seritsit (0-0,005 %), lepidolit (0,001-0,03 %), xlorit (0-0,001 %), dala shpati (0-0,01%), nefelin (0-0,1 %), gekmanit (0,01-0,07 %), natrolit (0-0,1 %). Galliy miqdori dengiz suvida 3-10-5 mg/l. Tabiatda juda kam yob minerallar tarkibida uchraydi - zengeita $\text{Ga}(\text{OH})_3$, gallita CuGaS_2 va boshqalar.

Fizik -kimyoviy xossalari: Galliy - och kulrang metall. Galliyning erishi suyuqlanish temperaturasidan past haroratda bir necha oy mobaynida bo'lishi mumkin. $t_{\text{suyuq}}=29,76^\circ\text{C}$, $t_{\text{qay}}=2205^\circ\text{C}$; suyuq holatida zichligi $6,0947 \text{ g/sm}^3$. Kristall holatidagi galliy bir nechta polimorf modifikatsiyaga ega, ammo termodinamik jihatdan faqat bittasi barqaror (I), va u ortorombik panjaraga ega: parametrlari $a = 4,5186 \text{ \AA}$, $b = 7,6570 \text{ \AA}$, $c = 4,5256 \text{ \AA}$. Galliyning boshqa modifikatsiyalari (β , γ , δ , ϵ) qayta sovutilgan disperslangan metallardan kristallanadi va beqaror hisoblanadi. Qattik galliy diamagnit, suyuq holatida kam paramagnit.

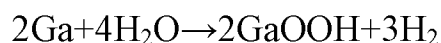
Galliyning kimyoviy xossalari alyumnniyga o'xshash, ammo galliy metalli reaksiyalari nisbatan past kimyoviy faolligi sabab sekin amalga oshadi. Xavoda metall yuzasida hosil bo'ladigan oksid qavati galliyning keyinchalik oksidlanishdan saqlaydi.

Galliy qaynoq suv bilan sekin ta'sirlashadi;

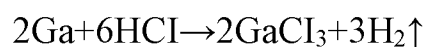


Qizdirilgan bug' bilan reaksiyasida (350°C) GaOOH (oksid gidrati yoki metagalliy kislotasi) hosil bo'ladi:

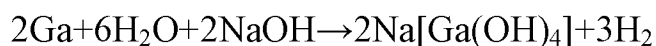
°t



Galliy mineral kislotalar bilan ta'sirlashib, vodorod na tuzni hosil qiladi:



Galliy ishqorlar bilan yoki natriy na kaliy karbonatlar reaksiyaga kirishib reaksiya mahsulotlari sifatida $\text{Ga}(\text{OH})_4$ va $\text{Ga}(\text{OH})_6^{3-}$ ionlari-gidroksogallatlar hosil bo'ladi:



Galliy galogenlar bilan ta'sirlashadi; xlor va brom bilan reaksiyasi xona xaroratida, fluor bilan -35°C temperagurada (20°C atrofida - alanganish bilan), yod bilan qizdirilganda ta'sirlashadi.

Galliy vodorod, uglerod, azot, kremniy va bor bilan ta'sirlashmaydi. Yuqori temperaturada galliy turli materiallarni yemirishi mumkin va u boshqa ixtiyeriy metall suyuqlanmasidan kuchlidir. Chunki grafit va volfram galliy eritmasi ta'siriga 800°C ga qadar bardoshlidir, alunl va berilliy oksidi BeO - 1000°C gacha, tantal, molibden va niobiy $400-450^{\circ}\text{C}$ gacha barqarordir. Ko'plab metallar bilan galliy, vismut hamda rux guruhchasi metallari skandiy, titanlardan tashqari gallidlarni hosil qiladi. Galliy gidrogallatlarni hosil qiladi va ionlarinnng barqarorligi qator bo'ylab pasayadi $\text{BH}_4 \rightarrow \text{AlH}_4 \rightarrow \text{GaH}_4$ BH_4 ioni suvli eritmalarda barqaror, AlN_4 va GaH_4 lar tez gidrolizlanadi.

19. DAVRIY SISTEMA IV-A GURUH ELEMENTLARI

19.1. To'rtinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika

Davriy sistemaning IV guruh elementlari C-uglerod, Si-kremniy, Ge-germaniy, Sn-qalay, Pb-qo'rg'oshin bosh guruhcha elementlaridir. Bosh guruhcha elementlarining sirtqi elektron qavatlarida 4 tadan elektron qabul qilishi yoki shuncha elektron yo'qotishi kerak. Bu elementlar elektromanfiy elementlar (kislород yoki galogenlar) bilan birikkanda elektronlarni yo'qotadi, elektromusbat elementlar bilan birikkanda esa elektronlarni qabul qiladi.

19.1 – jadval

Uglerod va kremniy metalmaslarining fizikaviy xossalari

Metalmas va nomi	Atom radiusi, nm	Ionlanish potentsiali, eV	Elektromanfiy- ligi	Birikmalarid a oksidlanish darajalari	Elektron tuzilishi	Birinchi ionlanish energiyasi, kD j
C – uglerod	0,077	11,3	2,5	$\pm 1; \pm 2; \pm 3; \pm 4$	[He]2s ² 2p 2	1086,4
Si – kremniy	0,117	8,2	1,8	$\pm 2; \pm 3; \pm 4$	[Ne]3s ² 3p 2	786,5

Bosh guruhcha elementlarida yuqoridan pastga tomon atom zaryadlari, elektronlar soni va atom radiusi ortib boradi, shuningdek, metallmaslik xossalari zaiflashib, metallik xossalari paydo bo'ladi. IV guruhning asosiy guruhcha elementlari o'z birikmalarida ikki xil +2, +4 ga teng oksidlanish darajasini namoyon qiladi.

Uglerod va kremniy metalmaslarining kimyoviy xossalari

Metal mas	Tartib №	Zichligi g/sm ³	Suyuqlanish harorati, °C	Qaynash harorati, °C	Allotropik ko'rinishi	Rangi
C	6	3,51 2,26	3730	4830	1.Olmos 2.Grafit 3.Karbin 4.Fulluren	- och-qora qop-qora kulrang
Si	14	2,33	1410 1420	2680	Kristal Amorf	To'q-jigar Qo'ng'ir

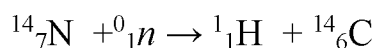
Ugleroddan qo'rg'oshinga o'tgan sayin, bu elementlarning +2 ga teng oksidlanish darajasiga ega. Bu ikki element o'zlarining ko'pchilik birikmalarida +4 ga teng oksidlanish darajasini namoyon qiladi.

Ge(OH)₂, Sn(OH)₂ va Pb(OH)₂ tarkibli gidroksidlar – amfoter birikmalar bo'lib, ularning asos xossalari Ge dan Pb ga tomon kuchayib boradi. Ge(OH)₂ ning eritmalarida kislota tarzida dissotsilanish kuchliroq ifodalangan bo'lib, Pb(OH)₂ eritmada, ko'proq asoslar kabi dissotsilanadi. To'rt valentli uglerod gidroksidi H₂CO₃ (karbonat kislota) nihoyatda kuchsiz kislotalardir. H₄SiO₄, H₂[Ge(OH)₆], H₂[Sn(OH)₆], H₂[Pb(OH)₆] tarkibli gidroksidlar yanada kuchsiz kislotalar hisoblanadi. Bu kislotalar o'z tarkibidagi suvni chiqarib osongina parchalanadi, lekin ularning tuzlari ancha barqaror moddalardir.

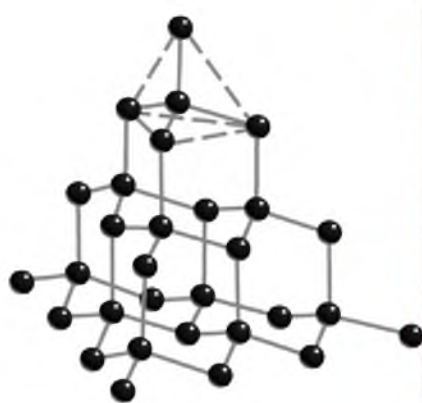
Ge⁺⁴, Sn⁺⁴ va Pb⁺⁴ ionlari o'zlarining tashqi qavatida 18 ta elektron bo'lgani uchun ularga muvofiq gidroksidlarning kislota xossalari C – Si – Ge – Sn – Pb qatorida nihoyatda sust o'zgaradi. Ge⁺⁴, Sn⁺⁴ va Pb⁺⁴ qatorida ion radiuslarining kattalashuvi nihoyatda sust boradi. Gidroksidlar xossalari sust o'zgarishi ana shunga bog'liqdir.

19.2. Uglerod, tabiatda uchrashi, allotropiyasi, fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi

Uglerodning C- atom massasi 12,0112 ($Z=6$) ga teng, elektron konfiguratsiyasi $1s^2, 2s^2, 2p^2$. Tabiiy uglerodning barqaror izotoplari: C(98,89%), ^{13}C (1,11%), ^{14}C izotop havoning ustki qavatlarida azotning neytronlar bilan to'qnashuvi natijasida kosmik nurlar ta'sirida hosil bo'ladi:



Tabiatda uchrashi: Uglerod tabiatda birikmalar, erkin holda va minerallar ko'rinishda, hayvon va o'simlik organizmidagi organik moddalar, ishqoriy va ishqoriy-yer metallarning tuzlari: bo'r, marmar, ohaktosh, dolomit $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ minerali, gidrokarbonatlar $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ va karbonat anhidrid, tabiiy suvlar tarkibida uchraydi. O'simlik va hayvon organizmlarining qoldig'i bo'lgan toshko'mir, torf, neft va tabiiy gaz asosiy qismi ugleroddan iborat. Erkin uglerodning uchta allotropik shakl o'zgarishi (olmos, grafit, karbin) ma'lum.



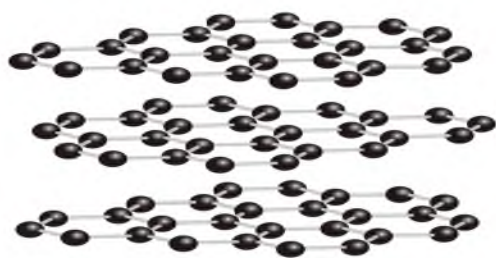
a)

b)

d)

5.1-rasm. Olmosning a) fazoviy tuzilishi; b) va d) ishlov berilgan ko'rinishlari

Olmos rangsiz, tiniq qattiq jism (uning qattiqligi Moos shkalasida 10 ga teng). Olmosning texnikadagi ahamiyati g'oyat kattadir. Issiqlik va elektr tokini kam o'tkazadi. Olmos kristallari atomli panjaraga ega bo'lib, kubik sistemaga kiradi va tetraedrik shaklda bo'ladi. Uning qattiqligi atomlari orasidagi kuchli bog'lanishdan va kristall panjarasining mustahkamligidandir. Olmosga kislota ham, ishqor ham ta'sir qilmaydi. Olmos havoda $860-1000^\circ\text{C}$ da, kislorodda $720-800^\circ\text{C}$ da yonadi. Kislorodsiz joyda olmos 1800°C qizdirilsa, grafitga aylanadi.



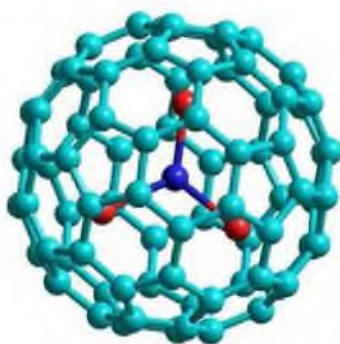
a)



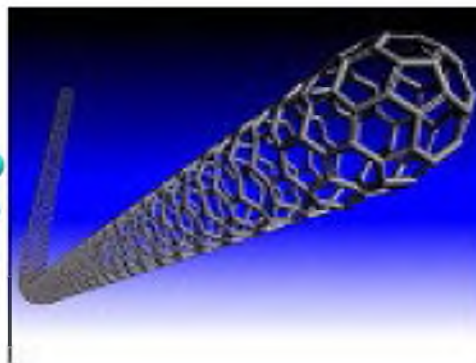
b)

19.2-rasm. Grafitning a) fazoviy tuzilishi; b) tabiiy ko'rinishi.

Grafit kul rang tusli qattiq modda bo'lib, qo'l bilan ushlaganda xuddi yog'lik buyum kabi seziladi. Grafit silliq, yumshoq bo'lib, uning tuzilishida uglerod atomlari parallel tekisliklardagi muntazam oltiburchakning uchlariga joylashgan. Grafit bilan qog'ozga chizilganda qog'ozda izlar qoladi. Grafitdan qalam, elektrodlar, metallarni suyuqlantirish uchun tigellar, surkov moylari, qora bo'yoqlar tayyorlanadi. Sun'iy grafit olish uchun koks va qumdan tayyorlangan aralashma havosiz elektr pechlarida 2500-3000⁰S gacha 1-2 sutka davomida kuydiriladi.



a)



b)

19.3-rasm. Karbinning a) fazoviy tuzilishi; b) tabiiy ko'rinishi.

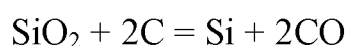
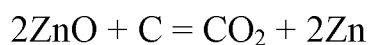
Karbin uglerodning uchinchi allotropik shakl o'zgarishi bo'lib, uglerodning chiziqli polimeridir. Birinchi marta 1960 yilda olingan, qora tusli kukun bo'lib, yarim o'tkazgich xossasiga ega, zichligi 1,9 – 2 g/sm³ ga teng barqaror modda. Tabiatda karbin Bavariyada uchraydi. Karbin- usulda olingan chiziqli polimer modda. Molekulada uglerod atomlari yoki yakkabog' va uchbog' oralatib yoki qo'sh bog'lar orqali bog'langan bo'ladi. $-C\equiv C-C\equiv C-C\equiv C-$ Qora kukun, yarim o'tkazgich xossaga ega.

Flyurenda - 60 dan ortiq uglerod atomlarining 20 ta oltiburchak va 12 ta besh burchakdan iborat ikosaedr shaklini hosil qiladi. Bunday molekulaning markazida uran atomi joylashishi mumkin.

Qurum amorf ko'mirning eng oddiy ko'rinishidir. Koks, suyak ko'miri, hayvon ko'miri ham amorf ko'mir hisoblanadi. Amorf ko'mirlar tabiatda uchramaydi, ular faqat sun'iy yo'llar bilan olinadi. Qurum qora bo'yoq, tush olishda va kauchukdan rezina buyumlar, amirkon teriga va grammofon plastinkalariga qo'shiladigan bo'yoq tayyorlashda ishlatiladi.

Yog'ochni quruq haydash yo'li bilan *pista ko'mir* olinadi, uni yuqori harorat suv bug'i bilan ishlash orqali aktivlangan ko'mir hosil qilinadi.

Koks toshko'mirni havosiz joyda qizdirish orqali olinadi. Uglerodning barcha allotropik shakl o'zgarishlari hech qanday erituvchida erimaydi, faqat kuchli oksidlovchilar bilan reaksiyaga kirishadi. Uglerod yuqori haroratda ko'pgina metallar, vodorod, kislorod, ftor, azot va boshqa bir qancha metallmaslar bilan birika oladi. Uglerodning birikmalari nihoyatda ko'p, buning sababi uglerodning metallar bilan ham, metallmaslar bilan ham birikishi va uglerod atomlarining o'zaro birika olish xususiyatiga ega ekanligidadir. Uglerodning metallar va metalmaslarga o'xshash ba'zi elektromusbat elementlar bilan hosil qilgan birikmalari karbidlar deb ataladi. Masalan, kalsiy karbid CaC_2 , alyuminiy karbid Al_4C_3 , kremniy karbid SiC va hokazo. Cho'g'langan ko'mir qaytaruvchi xossaga ega, ko'pgina oksidlaridan kislorodni tortib oladi:



Uglerodning vodorod bilan hosil qilgan birikmalari nihoyatda ko'p bo'lib, *uglevodorodlar* deb ataladi. Uglevodorodlarga metan CH_4 , etan C_2H_6 , etilen C_2H_4 , atsetilen C_2H_2 va boshqalar misol bo'la oladi. Uglevodorodlar va ularning xossalari soni juda ko'p va ular organika kursida o'rganiladi.

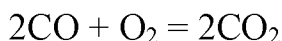
19.3. Uglerodning kislorodli birikmalari

Uglerod kislorod bilan bir necha xil birikmalarni hosil qiladi. Ulardan eng muhim uglerod (II)-oksid va uglerod (IV)-oksiddir.

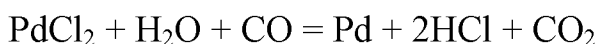
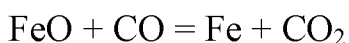
Uglerodli moddalar havo kam joyda yuqori haroratda chala yondirilganda uglerod (II)-oksid CO hosil bo'ladi.



CO juda zaharli, rangsiz, hidsiz gaz, uning normal sharoitdagi zichligi 1,25 g/l teng, CO $-191,5^{\circ}\text{C}$ da suyuq holatga aylanadi, -205°C da qotadi. U suvda yomon eriydi, ishqorlar bilan reaksiyaga kirishmaydi, ya'ni tuz hosil qilmaydi, lekin oksidlanadi:

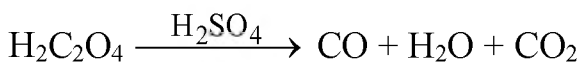
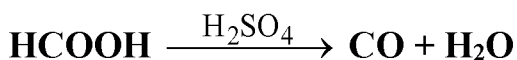


Uglerod (II) – oksid juda ko'p metallarning oksidlari va tuzlarini erkin metallga qadar qaytara oladi.

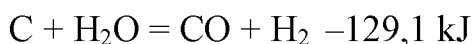


Uglerod (II)- oksid, qondagi gemoglobin bilan birikkanda gemoglobin o'zining kislorod yutish qobiliyatini yo'qotadi; natijada organizm zaharlanib qoladi. Shuning uchun tarkibida ozgina (0,1-0,01%) CO bo'lgan havo bilan nafas olgan kishi halok bo'ladi. Uglerod (II)- oksid bilan zaharlangan kishiga NH_4OH hidlanib, darhol toza havoga olib chiqish lozim, CO bilan ishlaganda bir litr havoda 0,02 mg dan ortiq is gazi bo'lmasligi kerak.

Laboratoriyada CO olish uchun chumoli yoki oksalat kislotaga konsentrlangan sulfat kislota ta'sir etiriladi:



Texnikada uglerod (II)-oksid ko'p miqdorda generator gazi, suv gazi va aralash gaz tarzida olinadi.



Suv gazi tarkibida 40% CO, 50% H_2 , 5% CO_2 , 4% N_2 va 1% boshqa gazlar bordir.

CO va vodorod organik sintez uchun, ya'ni ammiak, vodorod xlorid, sun'iy yoqilg'i, yuvish vositalari va boshqalarni olishda keng ko'lamda ishlatiladi.

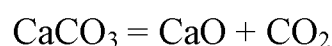


Uglerod (IV)-oksid CO₂ hayvonlarning nafas chiqarish jarayonidan yoqilg'ilarning yonishidan va turli organik moddalarning chirishidan hosil bo'ladi. Havo tarkibida 0,03% CO₂ mavjud, qaynash (sublimatlanish) harorati – 78,5⁰C . Uglerod(IV)-oksid juda sovutilganda qattiq qorsimon massaga aylanadi, u “quruq muz” deb ataladi. CO₂ tipik kislotali oksid bo'lib, shunday oksidlarga xos barcha xususiyatlarga ega.

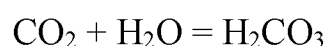
Laboratoriyada CO₂ olish uchun marmar CaCO₃ ga suyultirilgan xlorid yoki sulfat kislota ta'sir ettiriladi:



Texnikada ohaktoshni kuydirish va toshko'mirni kokslovchi zavodlarda olinadi:



Bu reaksiya natijasida asosan CaO va CO₂ hosil bo'ladi. CO₂ ning suvdagi eritmasi karbonat kislotaadir:



Karbonat kislota ikki negizli kuchsiz kislota bo'lib, ikki bosqichda dissotsilanadi:



Karbonat kislotaaning tuzlari karbonatlar, nordon tuzlari esa gidrokarbonatlar deb ataladi. Uning natriy, kaliy va ammoniy tuzlari va gidrokarbonatlari suvda yaxshi eriydi.



Natriy karbonat Na_2CO_3 Tarkibida 100-96% Na_2CO_3 bo'lgan mahsulot soda deb yuritiladi. Sodaning bir necha ko'rinishi bor: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ kristall holdagi soda, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, kristall-karbonat, Na_2CO_3 – kalsinatsilangan soda, Na_2CO_3 ning kukuni suvsiz soda deb ataladi.

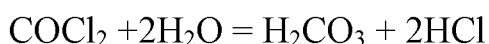
Tarkibida faqat gidrokarbonatlar bo'lgan suvning qattiqligi *muvaqqat qattiqlik* deb ataladi. Bunday suv qaynatilgach, karbonatlar cho'kmaga tushadi, natijada suv yumshaydi:



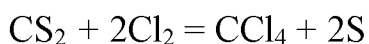
Tabiiy suvlarda kalsiy va magniyning sulfatlari, xloridlari kabi tuzlar bo'lsa, suvni qaynatish bilan ulardan qutulib bo'lmaydi. Shuning uchun ham bunday qattiqlik *doimiy qattiqlik* deyilib, bu qattiqlik turli kimyoviy yo'llar bilan yo'qotiladi.

Uglerodning oltingugurtli, azotli va galogenlar bilan hosil qilgan birikmalaridan amaliy ahamiyatga ega bo'lganlari uglerod disulfid CS_2 , sianid kislota HCN , rodanid kislota HSCN va uglerod(IV)-ftorid CF_4 , uglerod (IV)-xlorid CCl_4 lardir.

COCl_2 (fosgen) – rangsiz, juda zaharli, bo'g'uvchi gaz. Fosgenni karbonat kislotaning xlor anhidridi deb qaraladi:

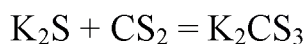


Tetraxlormetan CCl_4 – rangsiz suyuqlik, suvda erimaydi, kimyoviy jihatdan passiv modda. Bu modda metan yoki CS_2 ga xlor ta'sir ettirish yo'li bilan olinadi:

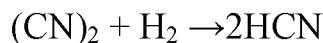
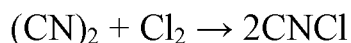


Tetraxlormetan smolasimon moddalar uchun erituvchi sifatida, tibbiyotda, o't o'chirishda ishlatiladi

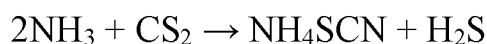
Uglerod (IV)-sulfid CS_2 – o'ziga xos hidli, rangsiz suyuqlik. U juda tez alanganadi.



Tsian yoki disian (CN)₂ – achchiq bodom hidiga o'xshash o'tkir hidli, rangsiz, zaharli gaz. U suvda, spirtida va efirda yaxshi eriydi. Kimyoviy reaksiyalarda oksidlovchi va qaytaruvchi xossalari namoyon qiladi:



Rodonid kislota HSCN moysimon juda uchuvchan suyuqlik bo'lib, HCl kabi kuchli kislota. Erkin rodonid kislota suyultirilgan eritmadagina mavjud. Bu kislota ammonyli tuzi ammiak va uglerod(IV)-sulfididan olinadi:

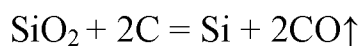


Ishlatilishi: Uglerod va uning birikmalari turli sohalarda keng miqyosda ishlatiladi. Aktivlangan ko'mir katta sirt yuzaga ega bo'lganligi sababli adsorbent, metallurgiyada qaytaruvchi sifatida, kimyo sanoatida, harbiy ishda va boshqa sohalarda keng qo'llaniladi. Is gazi metanol ishlab chiqarishda, karbonat anhidrid atmosferasi bakteriyalarning va mog'or zamburug'larining o'sishini sekinlashtiradi shuning ushuncha tez buziladigan mahsulotlarni saqlashda ishlatiladi. Soda, shisha, sovun, to'qimachilik, bo'yoqchilik va boshqa sohalar uchun zarur mahsulot bo'lib, ultramarin, xrompik, bura, fosfatlar, eruvchan shisha kabi moddalarni olishda, bug' qozonlar uchun ishlatiladigan suvni yumshatishda qo'llaniladi. Natriy gidrokarbonat NaHCO₃ ichimlik soda nomi bilan tibbiyotda va sun'iy xamirturush sifatida ishlatiladi.

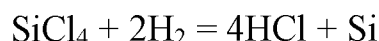
19.4. Kremniy, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi

Kremniyning atom massasi 28,09 (Z =14) ga teng. Kremniyning barqaror izotoplari: ²⁸Si(92,3%), ²⁹Si(4,7%) va ³⁰Si(3,09%). Kremniy og'irlik jihatidan yer po'stlog'ini taxminan 27% ini tashkil etadi, tabiiy qum kremniy (IV)- oksid, tuproq esa silikat kislota tuzidir. Shuningdek, tog' jinslari va minerallar ham silikat kislota tuzlaridan iborat. Organizm uchun uglerod qanday ahamiyatga ega bo'lsa, yer po'stlog'i uchun kremniy ham shunday ahamiyatga ega. Kremniyning elektron konfiguratsiyasi KL 3s²3p².

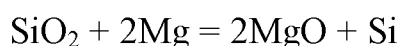
Tabiatda silikatlar ko'rinishda uchraydi: albit $\text{Na}_2\text{O}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 6\text{SiO}_2$, ortoklaz $\text{Al}_2\text{O}_3\cdot\text{K}_2\text{O}\cdot 6\text{SiO}_2$, kaolin $\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 2\text{SiO}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$, kaliyli slyuda $\text{K}_2\text{O}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 6\text{SiO}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$, asbest $3\text{MgO}\cdot 2\text{SiO}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$, kvarts $(\text{SiO}_2)_n$. Kremniyning kristall va amorf allotropik shakl o'zgarishlari ma'lum. Texnikada qumni yuqori haroratda koks bilan qaytarish orqali kristall kremniy olinadi:



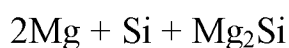
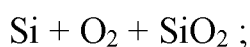
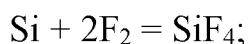
Yarim o'tkazgichlar sanoati uchun kerak bo'ladigan toza kremniy olish uchun tozalanmagan kremniyga xlor ta'sir ettiriladi, natijada SiCl_4 hosil bo'ladi. Olingan modda uchuvchan bo'lgani uchun u fraksion haydash orqali tozalanadi va vodorod bilan qaytariladi:



Laboratoriyada kremniy (IV)-oksidga magniy qo'shib qizdirilsa, amorf kremniy hosil bo'ladi:



Amorf kremniy qo'ng'ir kukun, uning kimyoviy faolligi kristall kremniynikiga qaraganda birmuncha katta. U odatdagi haroratda fluor bilan 400°C da kislorod va suyuqlanmalarda metallar bilan reaksiyaga kirishadi:



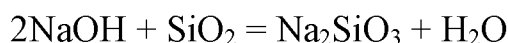
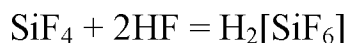
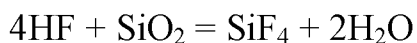
Kristall kremniy metall kabi yaltiroq qattiq mo'rt modda, suyuqlangan metallarda oson erib, qotishmalarni hosil qiladi. Kremniyning alyuminiy bilan hosil qilgan qotishmasi *silumin*, uning temir bilan hosil qilgan qotishmasi *ferrosilisiy* deyiladi. Kremniy issiqlik va elektr tokini yaxshi o'tkazadi. Kristall kremniy anchagina inert modda bo'lib, kimyoviy reaksiyalarga qiyin kirishadi.

Kremniy suyuqlantirilgan metallarda eriydi, asta-sekin sovitilganda, oktaedrik panjara hosil qilib kristallanadi, oksidlanish darajasi -3 , $+2$ va $+4$. Past haroratda u kimyoviy jihatdan inert hisoblanadi. Gaz holdagi vodorod fluorid bilan oddiy sharoitda, vodorod xlorid va vodorod bromidlar bilan esa $400-500^{\circ}\text{C}$ reaksiyaga kirishadi. Kremniy galogenlar, vodorod va uglerod bilan birikib tegishli kremniy galogenidlar, silanlar va karbid (**karborund**) hosil qiladi. Oltinugurt va azot bilan ($600-1000^{\circ}\text{C}$ da) ham birikadi. Bor bilan SiB_4 va SiB_6 kabi birikmalari ma'lum.

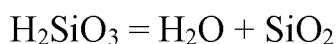
19.4.1. Kremniyning kislorodli birikmalari

Kremniy (IV)- oksid juda toza kristall holatda *tog' billuri* degan mineral holida uchraydi, unga sariq gil qo'shimchalari aralashmagan bo'lsa, oq rangli, boshqa qo'shimchalar aralashgan bo'lsa, turli rangli (qimmatbaho toshlar) bo'ladi. Qattiq SiO_2 ning yirik kristallari *tog' xrustali* deyiladi. Kremniy (IV)- oksid turli tog' jinslari tarkibining 43% ini, umuman olganda yer po'stlog'ini 50% dan ko'prog'ini tashkil qiladi. Amorf SiO_2 ba'zi suv o'simliklari va dengizda yashovchi mayda jonivorlar (diatomitlar) ning qoldiqlari bo'lib, *infuzoriya tuprog'i* deb ataladi.

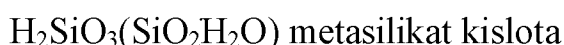
Kremniy (IV)- oksid SiO_2 ning suyuqlanish harorati 1713°C ga teng, u suvda, turli kislotalarda erimaydi, faqat HF va ishqor eritmasida asta-sekin eriydi. Uni ishqorlar bilan aralashtirib qizdirilsa, silikat kislota tuzlari – metall silikatlar hosil bo'ladi:

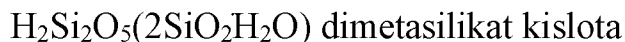
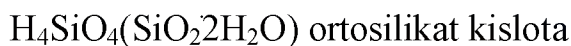


Silikat kislota juda kuchsiz va beqaror bo'lib, uning umumiy formulasi $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ holda ifodalanadi. U suvda deyarli erimaydi, lekin osonlik bilan kolloid eritmalar hosil qiladi. Qizdirilganda asta-sekin parchalanadi:



Silikat kislota kolloid va iviq cho'kma holida olinadi. Uning meta-, orto-, dimeta- va poli- shakllari mavjuddir:



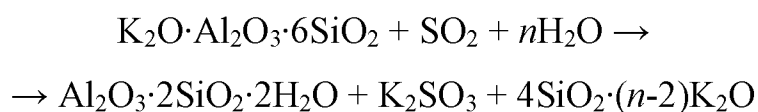


Silikat kislota ikki negizli kislota, uning tarkibidagi suvning ko'p qismi ajratib olinsa, g'ovak qattiq **silikogel** hosil bo'ladi.

Kolloid sistemalar *zol* deb ataladi. Agar sistemaning dispers muhiti gaz bo'lsa, zol aerazol, muhit suyuqlik bo'lsa, zol liozol, muhit suv bo'lsa, zol gidrozol, muhit spirt bo'lsa, zol alkozol deyiladi. Gellar, ya'ni gel kolloid eritmalar muhitga qarab, gidrogel, alkogel va hokazo deyiladi. Gel vaqt o'tishi bilan suvi ajrab, suyuq faza qoladi, bunga *sinerezis* deyiladi. Erituvchidan ajralgan gelga erituvchi ta'sir ettirilsa, ba'zan yana kolloid (elim kauchukni benzindagi eritmasi) eritma hosil bo'ladi. Silikogel sanoatda neft gazlari tarkibidagi benzinni shimdirib olish va mineral moylarni tozalashda ishlatiladi, ko'pgina ishlab chiqarishlarda katalizatorlarni shimdirish uchun ishlatiladi.

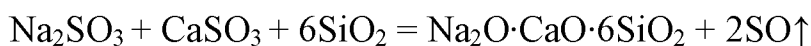
Silikat kislotaning tuzlari, ya'ni silikatlar tabiatda ko'p uchraydi. Ularning tarkibida alyuminiy oksid bo'lsa, ular alyumosilikatlar deyiladi. Tuproq, tog' jinslari va minerallarning ko'pchiligi silikatlar jumlasiga kiradi.

Silikatlar havo, ayniqsa, havo tarkibidagi karbonat angidrid va suv ta'sirida doimo emirilib turadi:

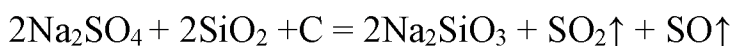


Dala shpatining nurashidan kaolin qum hosil bo'ladi. Kaolin (tuproq) asosiy qurilish materiali bo'lib, undan g'isht va sement tayyorlanadi, tozasidan esa chinni va sopol idishlar yasaladi.

Shisha tiniq amorf modda bo'lib, uni ishlab chiqarishda soda Na_2CO_3 ohaktosh CaCO_3 va qum SiO_2 xom ashyo sifatida ishlatiladi. Deraza va butilka shishasi $\text{Na}_2\text{O}\cdot\text{CaO}\cdot 6\text{SiO}_2$ tarkibga ega. Maxsus shishalarni olishda xom ashyoga turli elementlarning oksidlari qo'shiladi. Shisha hosil qilish uchun xom ashyo aralashmalari yuqori haroratda (1400°C) qizdiriladi.



Na_2SO_3 ning o'rniga Na_2SO_4 ishlatilsa, aralashmaga ko'mir ham qo'shib qizdiriladi:

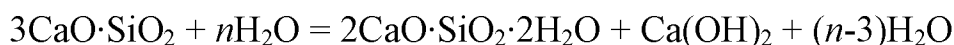


Sodaning bir qismi o'rniga potash K_2CO_3 ham qo'shish mumkin. Bunda laboratoriya idishlari tayyorlash uchun ishlatiladigan shisha olinadi. Qum, potash va qo'rg'oshin oksiddan xrustall shisha olinadi, undan optik buyumlar va xrustall idishlar yasashda foydalaniladi. Sanoatda shisha tola ishlab chiqariladi, undan elektrotexnikada va o't o'chiruvchilar kiyimi hamda teatr pardalari uchun lozim bo'lgan materiallar olishda foydalaniladi. Shisha paxta issiqlikni izolyatsiyalovchi moddadir, undan qog'oz orqali filtrlab bo'lmaydigan kuchli kislota va ishqorlarni filtrlashda foydalaniladi.

Bizda shishaga rang berish usullari mukammal ishlab chiqilgan. Marganes birikmalari shishani binafsha rangga, kobalt birikmalari ko'k rangga kiritadi. Shisha massasida kolloid zarrachalar holida tarqalgan oltin shishaga yorug' rang beradi va hokazo. Qo'rg'oshin birikmalari shishaga tog' billurining yaltiroqligiga o'xshash yaltiroqli beradi.

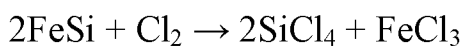
Sement juda muhim qurilish materiali bo'lib, tuproq va ohaktoshdan $1400\text{-}1600^\circ\text{C}$ da tayyorlanadi. Sement tarkibiga asosan silikatlar (CaO , SiO_2 , Al_2O_3 , Fe_2O_3) kiradi.

Agar sement quyuc bo'tqa hosil bo'lguncha suv bilan aralashtirib, ma'lum vaqt havoda qoldirilsa, u qotib qoladi:

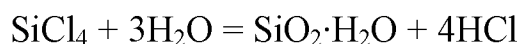


Bunday sementni avvalgi holiga qaytarib bo'lmaydi. Sementning qotish jarayoni uzoq davom etadi va u bir oy o'tgandan keyingina haqiqiy puxtalikka erishadi.

Kremniy galogenlar bilan oson reaksiyaga kirishadi. Kremniy galogenidlar- dan SiCl_4 bilan SiF_4 muhim ahamiyatga ega. SiCl_4 quyidagi reaksiyalar asosida olinadi:



SiCl_4 $-57\text{ }^\circ\text{C}$ da qaynab, $-68\text{ }^\circ\text{C}$ da qotadigan rangsiz suyuqlik, zichligi $-1,5237\text{ (}^\circ\text{C)}$. Suvda tez gidrolizlanadi:



Ishlatilishi: Silikogel ko'pgina gazlarni, bug'larni, moddalarni shimib (adsorbsiyalash)da ishlatiladi. Kremniy Sement maydalangan tosh yoki shag'al, suv bilan aralashtirilsa, qurilish materiali hisoblangan beton olishda xam qo'llaniladi. Beton juda mustahkam bo'lib, suvga, o'tga, issiq va sovuqqa chidamli bo'ladi. U radioaktiv nurlanishlarni susaytiradi. Agar sement ko'pik hosil qiluvchi modda bilan aralashtirilsa, g'ovak beton olinib, bunday beton tovush o'tkazmaydigan material hisoblanadi. Agar po'lat sinch ustidan beton quyilsa, temir-beton hosil bo'ladi, bundan uy-joy qurilishlarida foydalaniladi.

19.5. Germaniy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi

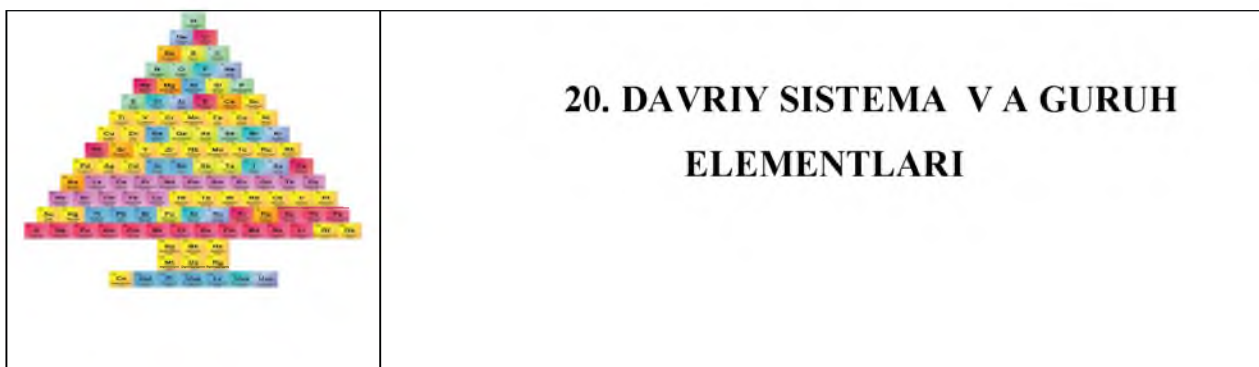
Germaniy- Germaniy belgisi-Ge. Kimyoviy elementlar davriy jadvalining IV guruh elementi (lot. Germaniumum), tartib raqami 32, atom massasi 72,59. Tabiatda germaniy massa sonlari qo'yidagicha bo'lgan to'rtta barqaror izotopdan tashkil topgan 70(20,52%), 72(27,43%), 73(7,76%), 74(36,54%), va 76(7,76%). Tarqoq elementlarga tegishli. Elementning electron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$. Germaniy 1886-yilda K.A. Vinkler tomonidan Frayberg (Germaniy) argirodit mineralida kashf qilingan

Tabiatda uchrashi: Yer qobig'ida umumiy miqdori massa bo'yicha $1,5 \cdot 10^{-4}\%$, ya'ni surma, kumush, vismutning miqdoridan ko'proq. Germaniy yer qobig'ida oz miqdori sabab va boshqa keng tarqalgan elementlar bilan geokimyoviy bog'liqlik natijasida, o'zining kam sonli minerallar hosil qilishi, boshqa minerallar kristall panjarasiga kirish orqali aniqlangan. Shuning uchun germaniy elementining o'z minerallari deyarli kam uchraydi. ularning barchasi sulfotuzlardir: germanit $\text{Cu}_2(\text{Cu}, \text{Fe}, \text{Ge}, \text{Zn})_2(\text{S}, \text{As})_4$ (6,2-10,2%Ge), Argirodit. Ag_8GeS_6 (3,65-7%Ge), konfildit $\text{Ag}_8(\text{Sn}, \text{Ge})\text{S}_6$ (2% Ge) renierit $\text{Cu}_3(\text{Fe}, \text{Ge}, \text{Zn})(\text{S}, \text{As})_4$ (5,46-7,80%), plyumbogermanit $(\text{Pb}, \text{Ge}, \text{Ga})_2\text{SO}_4(\text{OH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (8,18%) va boshqalar. Kamyob minerallar: ultrabazit, ranerit, franfeitlardir.

Germaniyning asosiy massasi yer qobig`ida ko`p sonli tog` jinslari va nokerak glinalar ko`rinishida tarqalgan. Germaniyning dengiz suvidagi konsentratsiyasi $6 \cdot 10^{-5}$ mg/l.

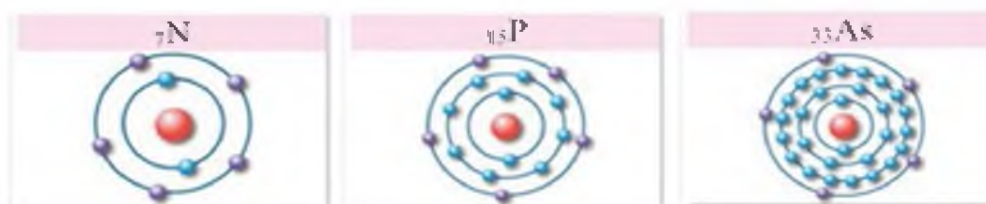
Fizik -kimyoviy xossalari: Kompakt germaniy metallarga xos yarqirashga ega bo`lgan kumushsimon rangdagi modda. Zichligi $5,33 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=937^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qaynash}}=2690^{\circ}\text{C}$. Germaniy kb: $c_p=0,31^{0-100}$; $C_p^0=23,4$; $S^0=31,1$; $\Delta H_{\text{suyuq}}=37,0$; $\alpha=600^{959}$; $p=0,01^{1414}$; $0,1^{1588}$; 1^{1802} ; 10^{2074} ; 100^{2430} ; Germaniy yarim o`tkazgich hossasiga ega, mo`rt. U havo, suv, O_2 , xlorid kislotasi va suyultirilgan H_2SO_4 ta`siriga chidamli, kons. H_2SO_4 bilan sekin ta`sirlashadi, zar suvi va HNO_3 bilan ta`sirlashib 700°C tempraturadan yuqori havoda GeO_2 qadar oksidlanadi. Germaniy O_2 yoki CO_2 ishtirokida GeO va GeO_2 larga qadar oksidlanadi. S bilan $600-700^{\circ}\text{C}$ tempraturada GeS $1000-11000^{\circ}\text{C}$ - GeS_2 , Se bilan – C 500°C Tempraturada GeSe hosil qiladi. N_2 , Si, H_2 va C bilan ta`sirlashmaydi. Germaniy organik birikmalar hosil qiladi.

Germaniy O`zbekistonda ko`mir konlarida, ya`ni Sharg`un va Angren ko`mir konlari tarkibida mavjud.



20.1. Beshinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika

Davriy sistemaning V guruhidagi azot, fosfor, mishyak (6.1– jadv.), surma, vismut bosh guruhcha elementlari bo'lib, vanadiy, niobiy, tantal yonaki guruhcha elementlaridir.



20.1-rasm. Azot fosfor va mishyak atomining elektron tuzilishi

Davriy sistemaning V guruhni uch guruhchaga bo'lib o'rganish ancha qulay:

- 1) *Tipik* elementlar – azot va fosfor;
- 2) *Mishyak* –guruhchasi elementlari – mishyak, surma va vismut;
- 3) *Vanadiy* guruhchasi elementlari – vanadiy, niobiy va tantal haqidagi ma'lumotlar bayon etiladi.

20.1 – jadval

Azot guruhchasi metalmaslari tavsifiy xossalari

Metalmas va nomi	Atom radiusi, nm	Ionlanish potentsiali, eV	Elektromanfiyligi	Birikmalari da oksidlanish darajalari	Elektron tuzilishi	Birinchi ionlanish energiyasi, kDj
N – azot	0,074	14,5	3,0	$\pm 1; \pm 2; \pm 3; +4; +5$	$[\text{He}]2s^2 2p^3$	1402,3
P – fosfor	0,110	10,5	2,1	$+1; \pm 3; +5$	$[\text{Ne}]3s^2 3p^3$	1011,8

As – mishyak	0,121	9,8	2,0	$\pm 3; +5$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^3$	947
--------------	-------	-----	-----	-------------	------------------------------	-----

Asosiy guruhcha elementlarining xossalari azotdan vismutga o'tilganda keskin o'zgaradi. Azot – odatdagi sharoitda reaksiyaga faol kirishmaydigan barqaror gaz. Fosfor azot kabi barqaror emas, balki reaksiyaga tez kirishadigan qattiq holatdagi metallmasdir. Fosforning metallik ko'rinishi ham ma'lum

20.2 – jadval

Azot guruhchasi metalmaslari fizikaviy xossalari

Metal -mas	Tartib raqami	Zichligi, g/sm ³	Suyuqlanish harorati, °C	Qaynash harorati, °C	Allotropik ko'rinishi	Rangi
N	7	0,88(s)	-210	-196	-	-
P	15	1,82 -	44,2 -	281 -	oq fosfor qizil fosfor	Oq Qizil
As	33	5,7 4,70 2,08	815 (bosim ostida)	613 haydaladi	Kulrang mishyak Qora mishyak Sariq mishyak	Kulrang Qora Sariq

Mishyakdan vismutga o'tilganda metallik xossalar shu qadar kuchayib ketadiki, hatto surma bilan vismutni yarim metallar deb qarash mumkin. Elementlarning metallik xossalari ortishi bilan ularning nisbiy elektrmanfiyliklari kamayib boradi.

Azot, fosfor, mishyak, surma va vismut atomlarining sirtqi qavatida beshtadan ($s^2 p^3$) elektron bo'ladi. Bu guruhchada P, As, Sb, Bi atomlari reaksiya vaqtida o'zlarining bir elektronini d- pog'onachalarga o'tkazib, kovalentliklarini 5 ga etkazadi. Azot esa $2s^2 2p^3$ elektronlarini 3d pog'onachaga o'tkaza olmaydi, chunki buning uchun juda katta energiya talab qilinadi. HNO_3 da azot to'rtta kovalent va bitta ion (jami bo'lib beshta) bog'lanish namoyon qiladi: u o'zining bir elektronini kislorod atomiga beradi; natijada kislorod manfiy, azot esa musbat zaryadlanadi:

Bu guruhcha elementlarining +5 ga teng oksidlanish holatdagi gidroksidlari (HNO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 , $\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$) da element atomining koordinatsion soni azotdan surmaga o'tganda 3 dan 6 ga qadar ortadi, chunki surma atomining kovalent radiusi nisbatan katta bo'lganligi uchun atrofiga oltita kislorod atomi joylana oladi. Bu birikmalarning oksidlovchilik xossalari quyidagicha: HNO_3 nitrat kislota kuchli oksidlovchi, lekin ortofosfat kislota H_3PO_4 hech qanday oksidlash xossalarini namoyon qilmaydi. Arsenat kislota H_3AsO_4 va stibat kislota $\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ lar kislotali muhitda ma'lum darajada oksidlovchi moddalardir. Besh valentli vismut birikmalari kislotali va ishqoriy muhitda kuchli oksidlovchi xossasini namoyon qiladi.

V- guruhda asosiy guruhcha elementlarining +3 valentlik holati azotdan vismutga o'tgan sayin mustahkamlana boradi. Elementlarning +3 valentli holatiga muvofiq keladigan gidroksidlarining asosli xarakteri azotdan vismutga o'tgan sari kuchayadi. +3 valentlik holatdagi As, Sb va Bi birikmalarining qaytarish xossalari As dan Bi ga o'tgan sayin kamayib boradi.

20.2. Azot, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi.

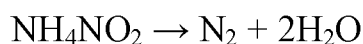
Azot- N atom massasi 14,0067 ($Z = 7$) ga teng. Tabiatdagi uning 2 ta barqaror izotoplari ^{14}N (99,6%) va ^{15}N (0,365) bor. Elektron konfiguratsiyasi $2s^2 2p^3$.

Azotning mavjudligini 1772 yilda D. Rezerford aniqladi. 1774 yilda Lavuaze bu elementga «azot» deb nom berdi va uning mustaqil element ekanligini isbotladi. Azot tabiatda erkin va birikma holda uchraydi. Erkin azot N_2 molekula holda, asosan, atmosferada, Chili selitrasi (NaNO_3), hind selitrasi (KNO_3) va oqsil tarkibida uchraydi.

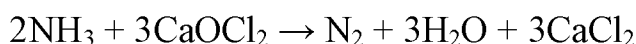
Tabiatda uchrashi: Azotning eng katta manbai havo bo'lganligi sababli uni havodan olish mumkin. Buning uchun avval havoni quritib nam yo'qotiladi; karbonat angidrit esa kalsiy gidroksid yoki ishqor eritmasiga yuttiriladi; shu tariqa tozalangan havo cho'g'langan mis ustidan o'tkazilganda mis kislorodni o'ziga birlashtirib oladi, azot va inert gazlar esa ajralib qoladi. Texnikada azot olish uchun

suyuq havoni fraksiyalab haydash usulidan foydalaniladi. Suyuq havo asosan azot va kisloroddan iborat. Azotning qaynash harorati – 195,8⁰C bo'lib, kislorodniki (-183⁰ C) dan pastdir; binobarin, suyuq havodan avval azot, olish uchun keyin kislorod bug'lanadi.

Olinishi: Laboratoriyalarda toza azot olish uchun ammoniy xlorid va natriy nitritning to'yingan eritmaları aralashmasi qizdiriladi:



Azot ammiakni xlorli ohak bilan oksidlash natijasida olinadi:

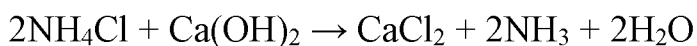


Fizik-kimyoviy xossalari: Odatdagi sharoitda azot rangsiz va hidsiz gaz. Azot suyuq va qattiq holatlarda ham rangsiz. Azotning kritik harorati juda past (-149,9⁰ C); uni suyuq holatga aylantirish ancha qiyin. Azotning qaynash harorati – 195,8⁰C, qotish harorati - 210⁰ C ga teng. Azot suvda juda oz (hajm jihatidan 2%) eriydi. Azot kimyoviy reaksiyalarga kirishmaslik jihatidan inert gazlardan keyin birinchi o'rinda turadi; lekin ba'zi metallar (masalan, litiy) bilan salgina qizdirganda birikib nitridlar (litiy nitrid Li₃N) hosil qiladi.

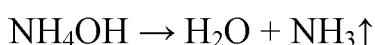
Azot, kalsiy, alyuminiy va kremniy bilan faqat yuqori haroratda reaksiyaga kirishadi. Og'ir metallar (titan, sirkoniy, xrom, niobiy, tantal, toriy, uran) ham azot bilan nitridlar hosil qiladi; lekin bu nitridlar (ayniqsa, toriy nitrid) suvda gidrolizlanmaydi.

Ammiak NH₃, gidrazin N₂H₄ va azid kislota NH₃ azotning vodorodli birikmalaridir. Gidroksilamin NH₂OH ham azotning vodorodli birikmalari qatoriga kiradi.

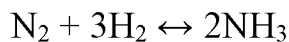
Muhim birikmalari: **Ammiak** NH₃ tabiatda oqsil moddalarning chirishidan hosil bo'ladi. Ammoniy tuzlariga kuchli asoslar ta'sir etganida ham ammiak hosil bo'ladi; masalan:



Ammiakli suv – novshadil spirtni qizdirish yo'li bilan ham (laboratoriyada) olinadi.



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

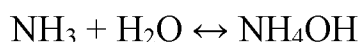


Ammiak o'ziga xos o'tkir hidli, rangsiz gaz. Uning kritik harorati nihoyatda yuqori (+ 132 °C) bo'lganligi sababli u juda osonlik bilan suyuq holatga o'tadi. Ammiakning qaynash harorati – 33,4°C, qotish harorati - 78°C ga teng.

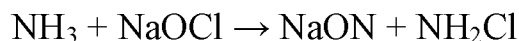
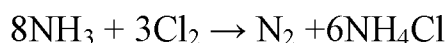
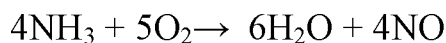
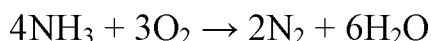
0°C da 1 l suvda 1150 l, 20°C da esa 700 l NH₃ eriydi. 25% li ammiak eritmasining zichligi 0,9 g/sm³ ga teng. Harorat ko'tarilganda ammiakning suvda eruvchanligi kamayadi; eritma qaynatilganda ammiak eritmadan batamom chiqib ketadi. NH₃ molekulasida uchburchakli piramida shakliga ega ekanligi aniqlangan. Ammiak molekulasidagi azot piramida cho'qqisida turadi. Ammiak 20°C haroratda 8,5 atmosfera bosimida suyuq holatga o'tadi. Suyuq ammiak rangsiz suyuqlik bo'lib, elektr tokini o'tkazmaydi.

1. Ammiak molekullari metallarning tuzlari bilan birikib, *ammiaklar* hosil qiladi.

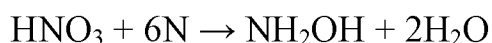
2. Ammiakning suvdagi eritmasi asos xossasiga ega; uni *ammoniy gidroksid* deb ataladi.



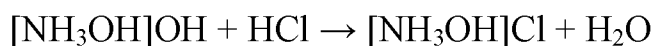
3. Ammiak kislotalar, kislorod va xlor bilan turlicha reaksiyaga kirishadi:



Gidroksilamin NH₂OH ammiak molekulasidagi bir vodorod atomining OH guruhga almashinish mahsulotidir. Gidroksilamin nitrat kislota eritmasini simob yoki qo'rg'oshin katod yordamida elektroliz qilish orqali olinadi; bu vaqtda katodda azot qaytariladi:

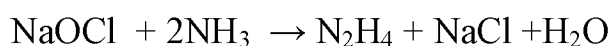


Gidroksilamin 33,1⁰ C da suyuqlanadigan rangsiz kristall modda; 100⁰ C dan yuqorida portlab parchalanadi. Gidroksilamin molekulasida xuddi ammiakdagi kabi erkin (band bo'lmagan) elektron jufti borligi sababli, u suvda eritilganda suvdan o'ziga bir protonni tortib olib, kuchsiz asos xossalarini namoyon qiladi. Natijada gidroksilamin gidrati NH₂OH·H₂O hosil bo'ladi. Bu asos kislotalar bilan reaksiyaga kirishib tuzlar hosil qiladi:

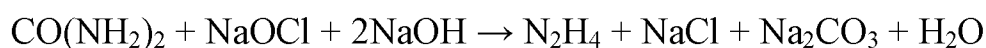


Gidroksilaminda azotning oksidlanish darajasi – 1 ga teng. Gidroksilamin va uning hosilalari qaytaruvchilar hisoblanadi.

Gidrazin N₂H₄– ammiakning chala oksidlanish mahsuloti bo'lib, nihoyatda katta amaliy ahamiyatga ega. N₂H₄ da azotning oksidlanish darajasi – 2 ga teng. Gidrazin hosil qilish uchun ammiak 50 atm bosimda 180⁰ C da natriy gipoxloritga ta'sir ettiriladi:

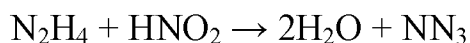


Gidrazinning suyultirilgan eritmalarini olish uchun ishqoriy muhitda natriy gipoxloritni karbamid bilan 100⁰ C da qizdiriladi:

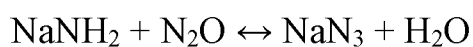


Toza gidrazin +1,4⁰C qotadigan va 113,5⁰ C da qaynaydigan suyuqlik.

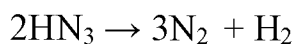
Azid kislota HN₃ (azot-imin) gidrazinning nitrit kislota bilan reaksiyasidan hosil bo'ladi:



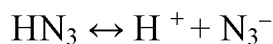
Azid kislota – 80⁰ C da qotadigan va + 36⁰ C da qaynaydigan o'tkir hidli rangsiz suyuqlik; u kuchsiz kislota hisoblanadi. Texnikada uning natriyli tuzi olinadi. Buning uchun natriy amidi azot (I) – oksid bilan birgalikda 190⁰ C gacha qizdiriladi:



Azid kislota 300⁰ C dan yuqorida kuchli portlab parchalanadi:

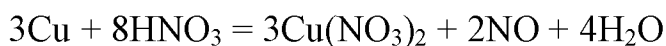


Lekin azid kislota suvdagi suyultirilgan eritmaları barqaror bo'lib, eritmadagi HN₃ quyidagicha dissotsilangan bo'ladi:

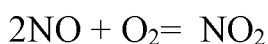


20.3. Azotning kislorodli birikmalari, olinishi, xossalari va ishlatilishi

Azot (I)-oksid N_2O – hozirgi vaqtda tibbiyotda, aerosol va ko'pik hosil qiluvchi moddalar ishlab chiqarishda qo'llaniladi. Azot (II)-oksid suvda yomon eruvchi rangsiz va zaharli gaz. Laboratoriyada uni suyultirilgan nitrat kislotani mis yoki temir ishtirokida qaytarib olinadi.

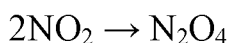


Azot (II) – oksid kislorod bilan reaksiyaga kirishib, azot (IV) – oksidga aylanadi:



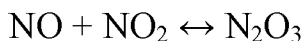
Azot (IV)-oksid NO_2 – qo'ng'ir rangli gaz, zaharli, hidi kishini bo'g'adi.

Past haroratda o'zidan-o'zi dimerlanadi:



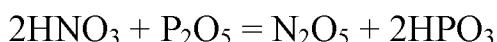
N_2O_4 – sharoitga qarab suyuq va qattiq holda ham bo'lishi mumkin. Azot dioksid monoksidni platina katalizatori ishtirokida oksidlab yoki metallar nitratlarini termik parchalab olinadi. Nitrat kislotasi olishda xomashyo, suyuq raketa yoqilg'isi uchun oksidlovchi sifatida, neft mahsulotlaridan oltingugurtni ajratishda va organik birikmalarni katalitik oksidlashda ishlatiladi.

Azot (III)-oksid N_2O_3 azotning (II)-oksidi bilan (IV)-oksidi aralashmasini sovitish orqali olinadi:

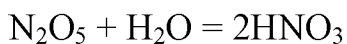


Suv bilan birikib, nitrit kislotani hosil qilganligi uchun u nitrit anhidrid deb ataladi.

Azot (V)-oksid N_2O_5 ni nitrat kislotaga fosfor (V)-oksidni ta'sir ettirib olinadi:



N_2O_5 rangsiz kristall modda, suvga juda o'ch, beqaror, ba'zan portlash bilan parchalanadi. Kuchli oksidlovchi, suv bilan birikkanda nitrat kislotani hosil qiladi.

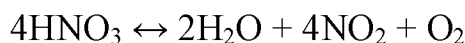
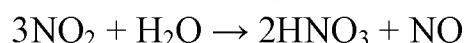
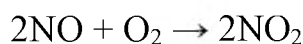
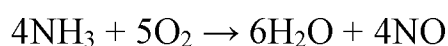


Nitrit kislota HNO_2 suyultirilgan eritma holida mavjud bo'la oladi. Tuz va efirlari nitritlar deyiladi. Kuchsiz kislota, beqaror, parchalanganda nitrat kislota, azot oksid va suv hosil qiladi.



Nitrat kislota HNO_3 rangsiz suyuqlik, suvdan 1,5 baravar og'ir, 86°C da qaynaydi. Suv bilan aralashganda azeotrop va kristallogidratlar hosil qiladi. Kuchli oksidlovchi, boshqa moddalarni oksidlanganda azotning oksidlanish darajasi +4,+3,+2,+1 va -3 gacha o'zgaradi.

Nitrat kislota ammiakni havo kislorodi yordamida 750°C da oksidlab olinadi.



Nitrat kislota oltingugurt, fosfor va uglerod bilan o'zaro ta'sir etib, sulfat kislota, fosfat kislota va karbonat angidrid hosil qiladi.

Bir hajm nitrat kislota va uch hajm xlorid kislota bilan aralashmasi "zar suvi" deb yuritiladi. U o'zida oltin, platina va boshqa metallarni eritadi.

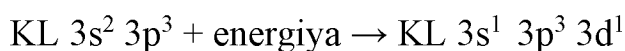
Nitrat kislota tuzlari bilan nitratlari asosan oq rangli kristallar bo'lib, suvda yaxshi eriydi. Natriy, kaliy, kalsiy, bariy va ammoniy nitratlar selitrallar deb ham yuritiladi.

Plastik massalar sanoatida, dori-darmonlar ishlab chiqarishda, bo'yoqchilikda, portlovchi moddalar, azotli va kompleks o'g'itlar tayyorlashda keng qo'llaniladi.

20.4. Fosfor, tabiatda uchrashi, allotripiyasi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi



Fosfor P ($Z = 15$) atom massasi 30,9738; elektron konfiguratsiyasi $KL3s^23p^3$. Tabiatda fosfor faqat yagona izotop ^{31}P holida uchraydi. Erkin fosforni dastlab XII asrda yashagan A. Bexil (Bashir) siydikdan olgan. Keyinchalik 1669 yilda alximik Brand oq fosfor olishga muvaffaq bo'lgan. «Fosfor» grekcha so'z bo'lib «yorug'lik tashuvchi» demakdir. Fosforning element ekanligini Lavuazye isbot qilgan. Sheyeli 1771 yilda fosforni suyakdan ajratib olish usulini kashf qilgan. Fosfor aktiv metallmas. Fosfor atomi III davrning boshqa elementlari atomlari kabi o'zining elektron orbitallarini quyidagicha gidridlay oladi:



Demak, fosforning kovalentligi 3 va 5 ga teng bo'lishi mumkin.

Fosforning oksidlanish darajalari +5, +3, +1, 0 va -3 ga teng. Eng barqaror birikmalarida fosfor besh valentlidir. Fosforning koordinasion sonlari 4 va 6 ga teng. Masalan; PH_4Cl , H_3PO_4 , $K[PF_6]$.

Fosforning valentligi -3 ga teng bo'lgan birikmalari u qadar barqaror emas; bu jihatdan fosfor azotdan keskin farq qiladi.

Tabiatda uchrashi: Fosforning eng muhim minerallari fosforit $Ca_3(PO_4)_2$ va apatitlar: $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(OH)_2$ – gidroksil apatit, $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ – ftorli apatit hamda $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaCl_2$ xlorli apatitdir. Ftorli apatitda ftorning o'zni qisman xlorga almashina oladi. Odam organizmida 0,5 – 0,8 % ga qadar fosfor bo'ladi.

Fosfor inson organizmining harakatlanish, oziqlanish, ko'payish, nafas olish va fikrlash faoliyatida faol ishtirok etadi. Shuning uchun akad.A.E.Fersman fosforni « hayot va tafakkur elementi » deb atagan. Tuproqda fosforning miqdori (P_2O_5 hisobida) 0,05 – 0,2% ga qadar bo'ladi.

Erkin fosfor kalsiy fosfatni qum ishtirokida elektr pechda ko'mir bilan qaytarish orqali olinadi:



Hosil bo'lgan fosfor bug'lari suv ichida oq fosfor shaklida kondensatlanadi.

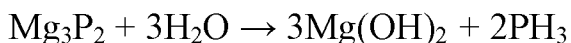
Fosforning uchta allotropik shakl o'zgarishlari: oq, qizil va qora fosforlar ma'lum. Ularning har biri polimer moddalar bo'lib hozirgi vaqtda fosforning 14 ta modifikatsiyasi aniqlangan.

Oq fosfor suyuq holatda ham, qattiq holatda ham P_4 tarkibli tetraedr shaklidagi molekularlar hosil qiladi. P – P bog'lanishning uzunligi 2,21 E ga teng; oq fosforning zichligi $1,8 \text{ g/sm}^3$, suyuqlanish harorati 44°C , qaynash harorati 281°C . Oq fosfor havoda tez oksidlanib, alanganadi. Shuning uchun uni suv ichida saqlanadi. Oq fosfor juda zaharli. U juda sekinlik bilan qizil fosfora aylanadi.

Qizil fosfor oq fosforni 400°C da bir soat davomida qizdirish natijasida olinadi. Qizil fosfor suyuq holatga aylanmasdan bug'lanib ketadi, uning bug'lari sovuq sirtida kondensatlanib oq fosfor hosil qiladi. Qizil fosforning zichligi $2,4 \text{ g/sm}^3$; 260°C da alanganadi, CS_2 da erimaydi. Havoda barqaror, suv ichida saqlanmaydi.

Qora fosfor oq fosforni $220 - 370^\circ\text{C}$ da juda yuqori bosim ostida sakkiz kun qizdirish natijasida olinadi. Uning zichligi $2,7 \text{ g/sm}^3$; 490°C da alanganadi. CS_2 da erimaydi; elektr tokini o'tkazadi (oq va qizil fosfor esa tok o'tkazmaydi).

Ikkinchi guruhdagi s- elementlarning fosfidlari E_3P_2 tarkibga ega; ulardagi kimyoviy bog'lanish ion – kovalent xarakterda bo'ladi, bu birikmalar *tuzsimon fosfidlardir*. Ular suv bilan ta'sirlashganda gidrolizga uchraydi; masalan:



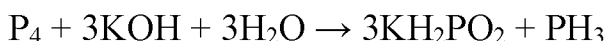
I guruhning s- elementlar fosfidlari E_3P va E_2P tarkibli bo'lib, ular suv va kislotalar ta'siridan parchalanadi.

Katta davrlarning d- elementlari EP, E_2P , E_3P tarkibli fosfidlar hosil qiladi.

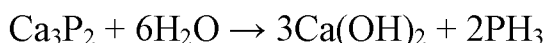
20.5. Fosforning vodorodli birikmalari

Fosforning uchta gidridi bor. Fosfin PH_3 (gaz), difosfin P_2H_4 (suyuqlik) va P_2H_6 yoki P_{12}H_6 (qattiq).

Gazsimon fosfin PH_3 ni dastlab Jan-Jandr olgan.



PH_3 ni kalsiy fosfidga suv ta'sir ettirish bilan ham olish mumkin:



Fosfin PH_3 – rangsiz, sasigan baliq hidli juda zaharli gaz. Uning qaynash harorati – 85°C , suyuqlanish harorati – 133°C . Fosfinda P – H bog'lanish energiyasi 322 kJ/mol ga teng. Fosfin molekulasi piramida shaklida bo'ladi, $98,7^\circ\text{C}$ ga teng. Nihoyatda toza fosfin o'z-o'zicha alangalanmaydi; uning tarkibida juda oz miqdorda P_2H_4 yoki P_4 ning borligi PH_3 ning havoda alangalanishini ta'minlaydi. Havo bilan fosfin portlovchi aralashmalar hosil qiladi.

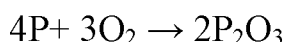
Fosfin suyuq holatda assotsiyalanmaydi (ammiak esa assotsiyalanadi). Fosfinning suvdagi eritmalari na asos va na kislota xossalariga ega. Lekin fosfin kuchli kislotalar bilan reaksiyaga kirishib fosfoniy tuzlarini hosil qiladi. Masalan, PH_4Cl , PH_4J . Fosfin kuchli qaytaruvchi hisoblanadi.

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 dimer hollarda, ya'ni P_4O_6 va P_4O_{10} shaklida mavjud. Bulardan tashqari yana P_2O_4 tarkibli oksid ham ma'lum. Bu moddada fosforning oksidlanish darajasi +4 ga teng.

20.6. Fosforning kislorodli birikmalari

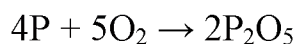
Fosfor kislorod bilan P_2O_3 , P_2O_4 , P_2O_5 oksidlarni hosil qiladi, fosforning bu oksidlardagi oksidlanish darajasi +3, +4, +5 ga teng.

Fosfor (III)-oksid P_2O_3 fosforning havoda sust oksidlanishi natijasida hosil bo'ladi. Fosfor (III) – oksid 22°C da suyuqlanadigan rangsiz qattiq modda;



Hosil bo'lgan tiniq P_2O_3 tezda oksidlanib P_2O_5 ga aylanadi. Fosfor (III)-oksid xuddi oq fosfor kabi nihoyatda zaharli moddadir. Suv bilan birikib, fosfit kislota H_3PO_3 ni hosil qiladi.

Fosfor (V)-oksid P_2O_5 fosforning kislorod mo'l bo'lgan sharoitda yonishidan hosil bo'ladi.

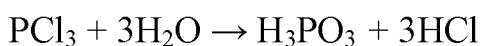


U rangsiz nihoyatda gigroskopik modda bo'lib, 1 atm bosimda 360°C da sublimatlanadi. Uni boshqa aralashmalardan tozalashda shu xossasidan foydalaniladi. Fosfor (V)-oksid namni yutuvchi vosita sifatida ishlatiladi.

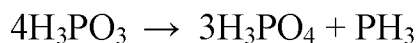
Fosfor (III)- va fosfor (V)-oksidlarning formulalari P_4O_6 va P_4O_{10} ekanligi aniqlandi va ular shunday tarkibga ega ekanligi isbotlangan bo'lsa-da, ko'pincha qulaylik uchun P_2O_3 va P_2O_5 holida yoziladi.

Fosforning bir necha xil kislotasi ma'lum. Ulardan faqat 5 tasini qarab chiqamiz.

Fosfit kislota H_3PO_3 fosfor (III)-oksid P_4O_6 kislotasidir. Bu kislotani hosil qilish uchun fosfor (III)- xloridning gidrolizidan foydalaniladi:



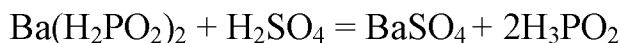
Fosfit kislota 70,1°C da suyuqlanadigan rangsiz kristall modda. Fosfit kislota kuchsiz kislotalar qatoriga kiradi. H_3PO_3 qaytaruvchi xossaga ega. H_3PO_3 qizdirilganda, parchalanib ortofosfat kislota va fosfin hosil qiladi:



Fosfit kislota molekulasida uchta vodorod atomi bo'lishiga qaramay, bu kislota ikki asosli kislotaadir.

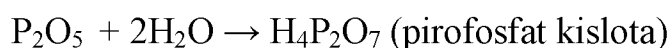
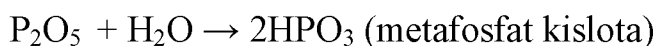
Gipofosfit kislota H_3PO_2 ; uning molekulyar tuzilishi

Gipofosfit kislota anioni $H_2PO_2^-$ da fosfor atomi shakli bir oz o'zgargan tetraedr markazida, ikkita kislorod va ikkita vodorod atomlari tetraedr cho'qqilarida turadi. Erkin gipofosfit kislota bariy gipofosfitning sulfat kislota bilan o'zaro ta'siridan olinadi:



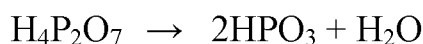
Gipofosfit kislota kuchli qaytaruvchi modda hisoblanadi. U nihoyatda zaharli.

Fosfat angidrid suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi. Bir molekula P_2O_5 bilan necha molekula suv birikishiga qarab uch xil fosfat kislota olinishi mumkin:

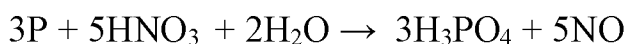




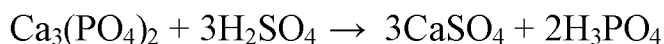
Bular ichida suvga eng boyi va eng muhimi **ortofosfat kislota**dir. Bu kislota 42⁰C da suyuqlanadigan, havoda yoyilib ketadigan qattiq modda; uning zichligi $d = 1,88 \text{ g/sm}^3$. H_3PO_4 qizdirilsa, kislotadan suv chiqib ketib, avval pirofosfat kislota, keyin metafosfat kislota hosil bo'ladi:



Laboratoriyada fosfat kislota olish uchun erkin holatdagi fosfor 32% li nitrat kislota eritiladi:



Texnikada:



Fosfat kislota uch xil tuz hosil qiladi. Masalan: KH_2PO_4 – kaliy digidro-fosfat (yoki birlamchi fosfat); K_2HPO_4 – kaliy gidrofosfat (yoki ikkilamchi fosfat); K_3PO_4 – kaliy fosfat (yoki uchlamchi fosfat).

Gidrofosfatni qizdirish natijasida pirofosfat olish mumkin, masalan:



Ishlatilishi: Fosfor va uning birikmalat turli sohalarda qo'llaniladi. Qizil fosfor soatsozlikda, fosfatlar mineral o'g'itlar (oddiy superfosfat, qo'sh superfosfatlar) ishlab chiqarishda, metallsimon fosfidlar esa elektr tokini o'tkazadigan kimyoviy inert moddalar hisoblanadi. Ular yarim o'tkazgich xossasiga ega.

Fosfor fosfat kislotalar olishda, metall qotishmalari tayyorlashda va gugurt sanoatida keng qo'llaniladi. Uning o'nlab xil birikmalari mineral va mikroo'g'itlar ishlab chiqarishda, polimerlar sanoatida ishlatiladi. Fosfor va uning birikmalari biologik sistemalarda katta rol o'ynaydi. Fosfor RNK va DNK dagi fosfat guruhlari tarkibida bo'lib, u oqsil sintezi va nasl informatsiyasini saqlashda ishtirok etadi.

20.7. Mishyakning tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi

Mishyak (Arsenicum) As-kimyoviy elementlar davriy jadvalining V guruh elementi, tartib raqami 33, atom massasi 74,9216. Tabiatda As bitta barqaror

izotopdan tashkil topgan As^{73} . Sun'iy radiofaol izotoplardan nisbatan muhimlari: As^{73} ($T_{0.5} = 76$ kun), As^{74} ($T_{0.5} = 17.5$ kun) va As^{76} ($T_{0.5} = 26.8$ soat). Elementning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$. Mishyak insonga ma'lum bo'lgan juda qadimiy kimyoviy elementlardan biridir. Mishyak sulfidlari As_2S_3 va As_4S_3 mos ravishda auripigment (“arsenik”) va realgar deb nomlanadigan birikmalar greklar va rimliklarga ma'lum bo'lgan. Bu moddalar zaharlidir. Mishyak tabiatda erkin holatda uchraydigan elementlardan biridir. Uni osongina birikmalar tarkibidan ajratish mumkin. Shu sababli tarix bu elementni kim yaratganligini bilmaydi. Ko'plar bu holatni alkimyogar Buyuk Albert (1250-yil atrofida) nomi bilan bo'lashadi. Paratsels asarlarida ham arsenikning tuxum po'stlog'i bilan ta'sirdan olish reaksiyalari yozilgan. 1789-yilda A.Lavuaze margimush *arsenic* nomi bilan kimyoviy elementlar qatoriga qo'shadi. Ko'plab tarixchilar margimush metalini ancha ilgari olinganini ta'kidlashadi, ammo u tabiiy simobning boshqa turi sifatida bilgan.

Tabiatda uchrashi: Mishyak-tarqoq element. Yer qobig'idagi massa bo'yicha miqdori $1,7 \cdot 10^{-10}\%$. Dengiz suvida $0,003 \text{ mg/l}$. Bu element tabiatda ayrim holatlarda erkin ko'rinishda ham uchraydi. Mishyak tarkibli 200 ga yaqin minerallar ma'lum. Oz konsentratsiyada, ko'p hollarda qo'rg'oshinli, misli va kumushli rudalar tarkibida ham bo'ladi. Yetarli miqdorda uning ikkita minerali tarqalgan sulfidlar ko'rinishida (oltingugurt bilan binary bog'lanishli): pushti-qizil shaffof realgar AsS va limonrang-sariq auripigment As_2S_3 . Minerallari ichida: margimushli kolchedan $FeAsS$ (46,0% As); lellingint $FeAs_2$ (72,8% As); realgar As_4S_4 (70,1% As); auripigment As_2S_3 (61,0% As), skorodit $FeAsO_4$ (27-36% As) tabiatda keng tarqalgan keng tarqalgan. Mishyakning ko'p qismi margimush tarkibli oltinli, qo'rg'oshin-ruxli, mis kolchedanli va boshqa rudalarda uchraydi.

Asosiy sanoatdagi mishyak minerali-arsenopirit $FeAsS$. Ulkan mis-margimushli konlar Gruziyada, Markaziy Osiyoda va Qozog'istonda, AQSHda, Shvetsiyada, Norvegiyada va Yaponiyada, margimush-kobaltli-Kanadada, margimush-qalayli-Boliviya va Angliyada joylashgan. Bundan tashqari, oltin-margimushli konlar AQSH va Fransiyada ham mavjud. Rossiyada esa

margimushning ko'p sonli konlari Yakutiya, Ural, Sibir, Zabaykaleya va Chukotkada joylashgan. Bundan tashqari, oltin-margimushli konlar AQSH va Fransiyada ham mavjud. Rossiyada esa margimushning ko'p sonli konlari Yakutiya, Ural, Sibir, Zabaykaleya va Chukotkada joylashgan.

Ishlatilishi: Mishyak mayda birikmalari tayyorlanadigan qo'rg'oshin qotishmalarini legirlash uchun ishlariladi, chunki bu mayda birimalarni bashnya usulida quydirishda qo'rg'oshin va mishyak birikmasini quyishda qat'iy sferik tuzilishga ega bo'ladi, bundan tashqari, qo'rg'oshinning qattiqligi va mustahkamligi bir necha marta oshadi.

Juda yuqori tozalikdagi mishyak (99,9999%) qator zarur va muhim yarim o'tkazgichli materiallar-arsenidlar (masalan, galliy arsenidi) va boshqa rux aldamasi kristall panjarasi kabi yarim o'tkazgichli materiallar tayyorlashda ishlatiladi.

Mishyak sulfidli birikmalari-auripigment va realgar-yozuvda rang sifatida va dermatologik sohada tanada soch tanalarini yo'qotishda ishlatiladi.

Pirotexnikada realgarning oltingugurt va selitra bilan yonishida hosil bo'ladigan realgar “yunon” yoki “hind” olovini olishda (yonganda yorqin oq alanga hosil bo'ladi) foydalaniladi.

Mishyakning ayrim birikmalari organik birikma hosil qilib, ular harbiy harakat mobaynida zaharlovchi moddalar sifatida ishlatiladi, masalan, lyuizit birikmasi.

XX asrning boshlarida kakodilning ayrim mahsulotlari, masalan, salvarsanni sifilisni davolash uchun ishlatishgan, vaqt o'tishi bilan bu preparatlar tibbiyotda mishyak tarkibli effektiv farmatsevtik dorilar bilan qo'llanilishdan chiqarilgan.

Ko'plab mishyakli birikmalardan biri kamqonlikka va qator og'ir kasalliklarga qarshi oz miqdorda ishlatiladi, chunki u klinik ta'sir o'tkazib organizmning qator spetsifik funktsiyalariga ta'sir etadi, shu jumladan, qon paydo bo'lishiga. Noorganik birikmalaridan arsenat angidridi tibbiyotda tish texnikasida pilyul va amaliyotda pasta dorivor modda sifatida ishlatiladi. Bu preparatni jargon tilde “mishyak” deb nomlashgan va stomatologiyada aynan og'rigan tish nerini o'ldirish uchun

ishlatishgan. Hozirgi kunda (2015-yildan) mishyak preparatlari tish texnikasida toksik ta'sir tufayli nihoyatda kam qo'llaniladi. Mishyakning birikmalari elementar nisbatan keng qo'llaniladi. As_2O_3 shishaga rang berishda, terini konservatsiyasida hamda mishyakli preparatlar olish uchun xomashyo sifatida ishlatiladi. Natriy arsenat, kalsiy arsenat va arsenit, shveynfurt yashili $Cu(C_2H_3O_2)_2 \cdot 3Cu(AsO_2)_2$ insektitsid sifatida ishlatiladi. Magniy arsenide lyuminofor sifatida lyuminessent lampalar tayyorlashda ishlatiladi.

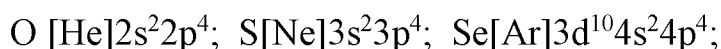


21. DAVRIY SISTEMANING VI- A GURUH ELEMENTLARI

21.1. Oltinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika

Elementlar davriy sistemasida VI A guruh elementlari – bosh guruhchaga O- kislород, S- oltingugurt, Se- selen, Te -tellur, Po- poloniy kiradi.

Bosh guruhcha elementlarining sirtqi elektron qavatlarida 6 tadan elektron bo'lib, atomlarning elektron tuzilishi quyidagicha:



Sirtqi qavatlarini barqaror holga keltirish, ya'ni 8 elektronli qavat hosil qilish uchun ular faqat ikkitadan elektron qabul qiladi. Demak, bosh guruhcha elementlarining eng yuqori manfiy valentligi ikkiga tengdir. Bosh guruhcha elementlarining metalmaslik xossalari galogenlarga qaraganda zaifroq. Ularning musbat valentliklari to'rt va oltiga teng.

Oltinugurt, selen, tellur elementlarining gidridlari H_2S , H_2Se , H_2Te qaytaruvchi moddalar bo'lib, ularning bunday xossalari H_2S dan H_2Te ga o'tgan sayin kuchayib bordi.

H_2S - H_2Se – H_2Te qatorida chapdan o'ngga borgan sayin bu moddalarning kislotali xossalari kuchayib boradi, chunki ionlarning radiuslari $\text{S} \rightarrow \text{Te}$ ga o'tganda kattalashadi.

Bu elementlarning +6 valentligiga muvofiq keladigan gidroksidlari H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_6TeO_6 tarkibiga ega. Bundan ko'ramizki, selendan tellurga o'tilganda markaziy ionning koordinasion soni 4 dan 6 ga qadar o'zgaradi. Buning sababi shundaki, ionlarning radiusi S^{6+} - Se^{6+} - Te^{6+} qatorida chapdan o'ngga o'tgan sayin kattalashib boradi.

H_2SO_4 va H_2SeO_4 kuchli kislotalar. Selenat kislota sulfat kislota qaraganda bir oz kuchsiz kislota hisoblanadi; tellurat kislota H_6TeO_6 bularga qaraganda yanada kuchsiz, chunki Te^{6+} ionning radiusi S^{6+} va Se^{6+} ionlaridan radiuslaridan bir muncha katta. SO_3 , SeO_3 , TeO_3 tarkibli oksidlar kuchli oksidlovchilar qatoriga kiradi. Ularning oksidlash xususiyati sulfat kislota dan tellurat kislota ga o'tgan sayin kuchayib boradi.

Bu elementlarning +4 valentli holatlariga muvofiq keladigan gidroksidlarning umumiy formulasi H_2EO_3 bo'lib, ular o'rtacha kuchdagi kislotalardir. (H_2SO_3 , H_2SeO_3 , H_2TeO_3); sulfit kislota H_2SO_3 dan tellurit kislota H_2TeO_3 ga o'tgan sayin bu moddalarning kislotali xossalari kuchsizlanib boradi: hatto tellurit kislota amfoterlik xossani ham namoyon qiladi; uning qaytarish xossasi ham kuchsiz ifodalangan. H_2SO_3 kuchli qaytaruvchi bo'lgani holda H_2TeO_3 oksidlovchidir.

21.2. Kislod, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy

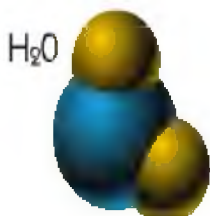
xossalari, ishlatilishi

Kislod – *O* tartib raqami $Z = 8$, atom massasi 16. Kislod molekulasini ikki atomdan (O_2), Kislod faol elementdir. U ko'pgina elementlar bilan birikmalar hosil qiladi va bu jihatdan ftorga o'xshaydi. Kislod atomining tuzilishi $1s^2 2s^2 2p^4$, demak, ikkita toq elektronlar hisobiga uning kovalentligi 2 ga teng (sp^2 - bog) bo'ladi. Bundan tashqari kislod atomi yana ikkita elektron juftining donori bo'la oladi.

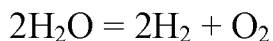
Tabiatda uchrashi: Yer qobig'ining taxminan yarmisini kislod tashkil etadi. Kislod eng ko'p uchraydigan elementdir. Havoning og'irlik jihatidan 20,9 %i kisloddan iborat. Suvning 88,89 %i kisloddir. Tuproq, qum, turli tog' jinslari, ko'pchilik minerallarning tarkibida kislod bo'ladi. O'simlik, hayvon organizmdagi oqsillar, uglevodlar, yog'lar – bularning hammasi kislodli birikmalardir. Odam gavidasining taxminan 65 %i kisloddan iborat.

Yonish va nafas olish jarayonlarida havoning bir qismi ishtirok etishini qadimdagi olimlar ham aytib o'tgan edilar.

Olinishi: 1772 yilda shved olimi Sheele kislodni birikmalardan ajratib oldi. Lavuaze esa kislodning xossalarni mukammal tekshirdi.

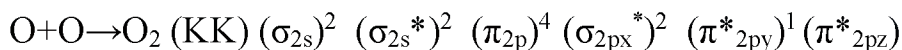


Suv elektroliz qilinganda vodorod bilan bir qatorda kislorod ham ajralib chiqadi:



Vodorod katodga tomon, kislorod esa anodga tomon boradi. Ikki hajm vodorod yig'ilganda bir hajm kislorod chiqadi. Texnikada toza vodorod va toza kislorod ana shu usul bilan olinadi. Kimyo sanoatida kislorod, ko'pincha, havodan olinadi, chunki havodan olingan kislorod arzon tushadi. Havodan kislorod ajratib olish uchun, dastavval, havo yuqori bosimda siqilib, suyuq holatga o'tkaziladi. Suyuq havodan avval azot bug'lanadi, chunki uning qaynash harorati kislorodnikidan pastroqdir. Bu yo'l bila olingan kislorodga ozroq inert gazlar aralashgan bo'ladi. Laboratoriyada kislorod kaliy xlorat (bertole tuzi) KClO_3 dan olinadi. Bu tuz qizdirilganda avval suyuqlanadi, so'ngra parchalanib, kaliy xlorid KCl hamda kislorod hosil qiladi. Reaksiya katalizator – marganes (IV)-oksid MnO_2 ishtirokida olib boriladi, tuz ancha past haroratda parchalanadi: $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

Fizik-kimyoviy xossalari: Kislorod rangsiz va hidsiz gazdir. Uning atom og'irligi 15,9984, suyuqlanish harorati $t_c = -219^0$, qaynash harorati $t_{qay} = -183^0$. Normal sharoitda 11 kislorod 1,43 g keladi. 100 hajm suvda 0^0 da 5 hajm, 20^0C da 3 hajm kislorod eriydi. Kislorodning suvda eruvchanligi azotnikidan ortiq, shuning uchun suvda kislorod miqdori azot miqdoridan ko'proq bo'ladi. Suvda erigan kislorod miqdori suvda yashaydigan hayvonlarning hayot kechirishi uchun yetarlidir. Suyuq va qattiq kislorod ko'kimtir tusda bo'ladi. Kislorodning ikki allotropik shakli bor, bular kislorod va ozondir. Demak, uning eng yuqori kovalentligi 4 ga teng (bunda sp^3 –gibridlanish ro'y beradi). Kislorodning kovalentligi uchga ham teng bo'la olishi mumkin (sp^2 –bog' va sp^3 – bog'). Lekin ko'pchilik birikmalarda kislorodning valentligi -2 ga teng. Kislorod qattiq holatda (va suyuq holatda) 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 toq elektron bo'ladi:



Kislorod ba'zi elementlar bilan esa qizdirilganda birikadi. Kislorodning inert gazlardan boshqa barcha elementlar bilan hosil qilgan birikmalar ma'lum. Moddalarning kislorod bilan tez birikishi *yonish* deb, sekin birikishi esa *oksidlanish* deb ataladi.

Kislorodni sinab ko'rish uchun gaz oqimiga yoki ichida kislorod bo'lgan idishga uchi yallig'lanib turgan cho'p kiritiladi, cho'pning o't olib ketishi kislorod borligidan darak beradi.

Kislorodning O^{16} , O^{17} , O^{18} izotoplari ma'lum. Bular 99,76%, 0,04%, 0,2% nisbatda uchraydi. O^{14} , O^{15} , O^{19} radioaktivdir.

Nafas olish jarayoni organizmda organik moddalarning kislorod bilan birikishidan iborat. Nafas olinganda, havo kislorodi o'pkada qonning gemoglobin bilan birikib, qon bilan birga organizmning hamma joyiga tarqaladi. Bu qon *arterial qon* deb ataladi. Kislorodning gemoglobin bilan hosil qilgan birikmasi *oksigemoglobin* deb ataladi. Qonning tiniq qizil tusda bo'lishi ana shu modda borligidandir. Organizmda kislorod oksigemoglobindan oson ajralib, organik moddalarni oksidlaydi va gemoglobin vena qoni tarkibida o'pkaga qaytariladi. Organizmda uglerodning oksidlanish mahsuloti (CO_2) vena qoni bilan birga o'pkaga keladi va havoga chiqarib yuboriladi. Bir sutkada bir odam 13000 l havo nafas oladi.

O'simliklar havodan, asosan, CO_2 ni oladi. Bu jarayonda kislorod ajralib, havoga chiqib ketadi. CO_2 dan organik modda hosil bo'lganda quyosh nuri shu organik moddada kimyoviy (potensial) energiyaga aylanadi. Bu jarayon *fotosintez* deb ataladi. Kislorod kimyo sanoatida tobora ko'p ishlatilmoqda. Metallar suyuqlantirib olishda va po'lat ishlab chiqarishda kisloroddan foydalaniladi. So'nggi vaqtlarda domna pechlariga ham kislorod haydaladigan bo'ldi. Kislorod – vodorod, kislorod-atsetilen alangalari avtogen payvandlashda (metallarni qirqish, ulash, suyuqlantirish kabi ishlarda) ko'p ishlatiladi. Kisloroddan tibbiyotda, aviatsiyada, suv osti ishlari va suv osti kemalarida foydalaniladi.

Suyuq kislorodning ko'mir kukuni va boshqa moddalar bilan aralashmasi portlovchi modda sifatida ishlatiladi va *oksilikvitlar* deb ataladi. Oksilikvitlar tunellar ochish va ruda konlari qazishda ishlatilishi mumkin. Suyuq kislorod reaktiv dvigatellarda ishlatiladi.

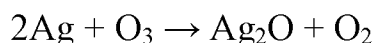
Ozon. O_3 n kislorodning ikkinchi allotropik shaklidir; ozonning molekulasida uch atom kislorod bo'ladi. Ozon oz miqdorda havoda uchraydi. Kuchli yashin vaqtida ba'zi organik moddalarning, masalan, daraxt smolasining chirishidan ham ozon chiqadi, shuning uchun qarag'ayzor havosida ozon ko'p bo'ladi.

1840 yilda prof. Shenbeyn elektrostatik mashina ishlayotgan vaqtida yoqimsiz hid paydo bo'lganini payqadi. U hidga sababchi gaz ozon (O_3) ekanligi aniqlandi («ozon» so'zi grekcha «hidli» so'zidan olingan), (10-30 km balandlikda ultrabinafsha nurlar ta'sir etganda kisloroddan hosil bo'ladi: $3O_2 \rightarrow 2O_3 - 289,4\text{kJ}$)

Umuman ozon atomar kislorod hosil bo'ladigan jarayonlarda (peroksidlar parchalanganda, suv radiolizga uchraganda va boshqa hollarda) hosil bo'ladi.

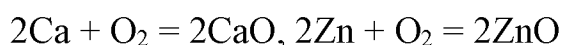
Laboratoriyada ham elektrsizlash yo'li bilan ozon olish mumkin. Shu usulda ozon olish uchun ishlatiladigan asbob *ozonator* deb ataladi.

Ozon ta'sirida (oltin va platinadan tashqari) barcha metallar oksidlanadi; ammiak nitrat va nitrit kislotalar aralashmasiga aylanadi, spirt yonib ketadi, rezina emiriladi, ozonning kumushga va kaliy yodid eritmasiga ta'sirini quyidagi tenglamalar bilan ko'rsatish mumkin:

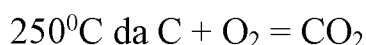
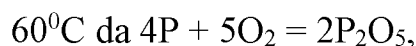


Toza kislorodni dastavval 1772 yilda Sheyele, keyin 1774 yilda Pristli ajratib olgan edilar. Uni havo tarkibiga kirishini birinchi bo'lib Lavuazye aniqladi va kislorod deb nom berdi.

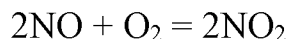
Ko'pgina metallar bilan uy haroratida birikadi.



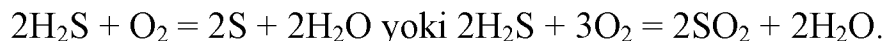
metallmaslar bilan kislorod qizdirganda birikadi.



Ko'pgina murakkab moddalar bilan ham reaksiyaga kirishadi. Masalan, oddiy sharoitda



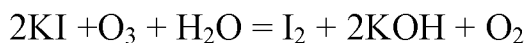
qizdirganda



Keyingi paytlarda kimyoning yangi sohasi plazmokimyo tarmog'i maydonga keldi. Bunda metan va kislorod plazma oqimiga yuboriladi, qaysiki unda harorat bir necha 1000 gradus bo'ladi.

Bunda olingan moddalar (CH_4 va O_2) quyidagi atom, molekula yoki ionga aylanadi. CH_3 , CH_2 , CH , C , C_2 , C_3 , CO , O , O_2^+ qaysiki ular juda kuchli reaksiya qobiliyatlidir. Ular o'zaro bir-biri bilan reaksiyaga kirishib turli xildagi moddalarni hosil qiladi. Masalan: formaldegid, SO , suv va boshqalar. Yuqorida keltirilgan misollarda kislorod oksidlovchi vazifasini o'taydi.

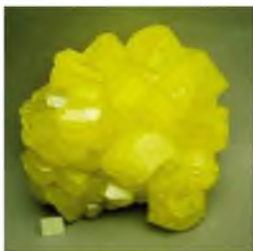
Ozon yanada kuchliroq oksidlovchi bo'lganligi uchun KI-eritmasidan yodni siqib chiqaradi.



Kislorod bu reaksiyani bermaydi.

Kislorodning boshqa elementlar bilan birikishidan hosil bo'ladigan mahsulotlar *oksidlar* deb ataladi.

21.3. Oltinugurt, tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi



Oltinugurt S-ning atom massasi 32,064 ($Z = 16$) ga teng, uning tabiiy izotoplarining massa sonlari 32, 33, 36 ga teng.

Tabiatda uchrashi. Oltिंगugurt tabiatda faqat birikmalar holda emas, balki tug'ma holda (erkin holda) ham uchraydi. Tug'ma oltिंगugurtни vulkanik kelib chiqish xarakteriga ega deb hisoblaydilar. Oltिंगugurt asosan tug'ma konlarida suyuqlantirib olinadi. Masalan: FeS_2 (temir kolchedani) ZnS (rux aldamsi) va H_2S -dan (Orenburg va Muborak gaz oltिंगugurti zavodlari) olinadi. Cu_2S , PbS -mis yaltirog'i va qo'rg'oshin yaltirog'idan ham olinadi.

Sulfat kislotaning ba'zi tuzlari ham tabiatda ko'p tarqalgan. Masalan: CaSO_4 -gips minerali ba'zi joylarda tog'-tog' bo'lib yotadi. MgSO_4 esa dengiz suvlarida bo'ladi va suv ta'mini taxirroq qiladi. O'simlik va hayvonlarda bo'ladigan moddalarda ham bo'ladi. Yer po'stlog'ida oltिंगugurtning umumiy miqdori 0,1% dir. Dunyoda hozirgi vaqtda 18 mln.t. dan ham ortiq oltिंगugurt olinmoqda.

Toza tabiiy oltिंगugurt qattiq, sariq rangli kristall modda bo'lib uning zichligi $2,07 \text{ g/sm}^3$, suyuqlanish harorati $112,8^\circ\text{C}$ ga teng. Suvda erimaydi, ammo CS_2 da benzolda ancha yaxshi eriydi. Odatdagi tayoqcha oltिंगugurt rombik oltिंगugurt deb ataladi, u oktaedr shakliga ega.

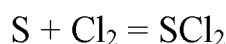
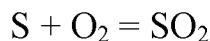
Agar suyuq oltिंगugurt sekinlik bilan sovitsa, u monoklinik oltिंगugurtga aylanadi. Uni xossalari rombik oltिंगugurtdan farq qiladi.

Suyuqlantirilgan oltिंगugurt - qaynash haroratigacha qizdirilib sovuq suvga jildiratib quyilsa u yumshoq, rezinaga o'xshash jigar rang massaga aylanadi. Bu massani ip qilib cho'zish mumkin. oltिंगugurtning bu modifikatsiyasi plastik oltिंगugurt deb ataladi. Plastik oltिंगugurt bir necha soatdan keyin yana mo'rt bo'lib, sekinlik bilan rombik oltिंगugurtga aylanadi.

Agar oltिंगugurt qaynash haroratigacha qizdirilsa unda qiziq o'zgarishlar bo'ladi. oltिंगugurt $112,8^\circ\text{C}$ da suyuqlanib harakatchan sariq suyuqlikka aylanadi. U yanada qizdirilsa quyush boradi 250°C da shunday quyushadiki, hatto probirka to'ngarilganda ham ancha vaqt to'ngarmaydi. 300°C dan yuqori haroratda yana harakatchan suyuqlikka aylanadi ammo rangi qoraligicha qoladi. Nihoyat $444,6^\circ\text{C}$ da qaynab sariq bug' hosil qiladi. Bug' sovutilsa teskari jarayon sodir bo'ladi.

Oltinugurt - tipik metalmasdir. Oltinugurt ko'pgina metallar bilan Fe, Zn va boshqalar ba barcha metalmaslar bilan birikadi. Oltinugurt kislorod bilan birikib 2 xil oksid hosil qiladi. SO_2 va SO_3 eng muhimlaridir. H_2SO_3 va H_2SO_4 ni anhidridlaridir. Oltinugurt vodorod bilan H_2S bo'lib uni suvdagi eritmasi kislotali xossaga ega.

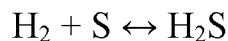
Oltinugurt kislorod va xlor bilan reaksiyaga kirishganda qaytaruvchi rolini o'taydi.



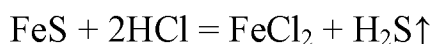
Metallar bilan birikkanda oksidlovchi rolini o'taydi.

$\text{Hg} + \text{S} = \text{HgS}$ simob bilan uy haroratida oltinugurt reaksiyaga kirishadi, bu laboratoriyada simob to'kilganlarini yo'qotish uchun foydalaniladi. (simob zaharli bug'lanadi).

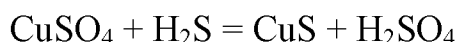
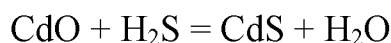
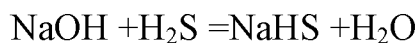
Oltinugurt qizdirganda vodorod bilan birikadi:



Amalda H_2S quyidagicha olinadi:



Vodorod sulfid H_2S - rangsiz, zaharli, palag'da tuxum hidli, gaz moddadir. 60°C da qaynaydi. Bir hajm suvda uch hajm H_2S eriydi. U kuchli tipik qaytaruvchidir, suvdagi eritmasi kuchsiz kislotaadir. Sulfid kislota asoslar, asosli oksidlar va tuzlar bilan sulfidlar hosil qiladi.



Agar temir(III)-xlorid eritmasiga vodorod sulfid eritmasini qo'shsak, erkin oltinugurt ajralib chiqadi:

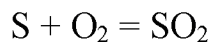


21.4. Oltinugurtning oksid, kislota va tuzlari

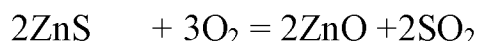
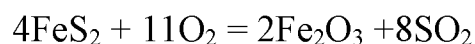
Oltinugurtning SO , SO_2 , SO_3 kislorodli birikmalari olingan.



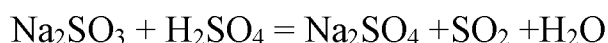
- SO_2 –gaz, rangsiz, bo`g`uvchi, o`tkir hidli oltingugurtni O_2 da yoqib olinadi



yoki sulfidlarni kuydirganda hosil bo`ladi

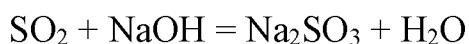


Laboratoriyada quyidagi usullarda olinishi mumkin

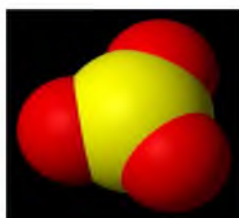
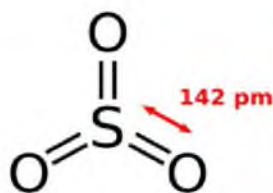
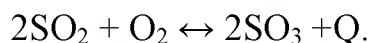


Oltingugurt (IV)-oksid rangsiz gazdir, o`tkir hidli suvda yaxshi eriydi. 1 hajm suvda 40 hajm SO_2 eriydi. Suvdagi eritmasi H_2SO_3 sulfit kislota bo`lib, bu kuchsizdir. Ikki qator tuzlar hosil qiladi.

Sulfid angidrid asosli oksid va asoslar bilan reaksiyaga kirishadi:



SO_2 va H_2SO_3 hamda uning tuzlari ham qaytaruvchi ham oksidlovchidir. Uning tuzlari Na_2SO_3 va NaHSO_3 fotografiyada ko`p qo`llaniladi. SO_2 asosan SO_3 – sulfat angidrid olish uchun ishlatiladi.

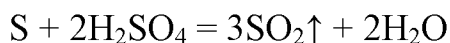
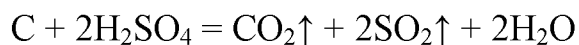


SO_3 – suvda erib, H_2SO_4 hosil qiladi

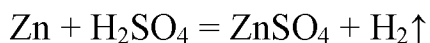


H_2SO_4 – sanoatda ikki xil usul kontakt yoki nitrozilsulfatli usul bilan olinadi. Konsentrlangan H_2SO_4 96,5%li bo'lib, zichligi 1.84 g/sm^3 ga teng. H_2SO_4 og'ir moysimon suyuqlik bo'lgani uchun uni kuporos moyi ham deb ataladi. 78% H_2SO_4 asosan o'g'it ishlab chiqarish uchun ishlatiladi. Laboratoriyada kislotalar, fosforli o'g'it, sulfat ammoniy o'g'it, dori preparatlari sintezlash uchun, o'simlik moy va yog'larini tozalash uchun ishlatiladi. H_2SO_4 suvni yutuvchi modda bo'lgani uchun gazlarni quritish va neft mahsulotlarini tozalashda foydalaniladi.

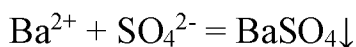
Konsentrlangan H_2SO_4 bilan metallar reaksiyaga kirishsa u SO_2 gacha qaytariladi.



Suyultirilgan H_2SO_4 vodorod ajratib chiqaradi.



Sulfat tuzlari orasida eng yomon eriydigan BaSO_4 dir. Bu reaksiya SO_4^{2-} ionlarini topishda foydalaniladi.



Ishlatilishi: Oltinugurt va uning birikmalari xalq xo'jaligida ko'p ishlatiladi. Oltinugurt kuli bog'larda daraxtlarni zararkunandasiga qarshi kurashda juda ko'p ishlatiladi. Rezina sanoatida kauchukni rezinaga aylantirish jarayonida ishlatiladigan eng muhim materialdir (vulkanlashda). Tarkibida juda ko'p oltinugurt bo'lgan kauchuk yaxshi elektr izolyatori bo'lgan modda – ebonit hosil qiladi. Oltinugurt qora porx gugurt, mushaklar (ko'k buyoq) – ultrolmarin SS_2 va boshqa moddalar hosil qiladi. Oltinugurtga boy mamlakatlarda H_2SO_4 ishlab chiqarishda ishlatiladi. Tibbiyotda ba'zi kasalliklarni davolashda ishlatiladi (teri kasalligida).

21.5.Selen, tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi

Selen. Selen (Se)-(Selenium) kimyoviy elementlar davriy jadvalining VI guruh elementi, tartib raqami 34, atom massasi 78,96. Oltita barqaror izotoplari mavjud: Se^{74} (0,87%), Se^{76} (9,02%), Se^{77} (7,58%), Se^{78} (23,52%), Se^{80} (49,82%), Se^{82} (9,19%). Sun'iy yo'l bilan ko'plab radiofaol izotoplari olingan, ulardan amaliy ahamiyat kasb etadiganlari Se^{75} ($T_{1/2} = 121$ kun). Elementning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

1817-yilda Berselius tomonidan sulfat kislotasi sanoati chiqindilaridan olingan.

Tabiatda uchrashi: Selenning yer qobig'idagi massa bo'yicha miqdori 500 mg/t. Selenning asosiy geokimyoviy xossalari uning ion radiusining oltingugurt ion radiusi bilan yaqinligi aniqlanadi. Selen 37 ta mineral hosil qiladi, ularning ichida eng muhimlari: ashavalit $FeSe$, berselianit $CuSe$, xalkomenit $CuSeO_3 \cdot 2H_2O$, klaustalit $PbSe$, timannit $HgSe$, guanaxuatit xastit $COSe_2$, platinit va ular turli sulfidlari bilan assotsiyalanadi, ayrim hollarda kassiterit bilan assotsiyalanadi. Selen kam hollarda erkin uchraydi. Uning sulfidli konlari sanoat miqyosidagi ahamiyatga ega. Selen kimyoviy element sifatida uning sulfidlardagi miqdori 7 dan 1 10 g/t gacha bo'ladi. Selenning konsentratsiyasi dengiz suvida $4 \cdot 10^{-6}$ (f mg/l.) O'zbekistonda yirik konlardan bo'lgan Qolmaqir, Sariq cho'qqi (Toshkent viloyati) mis va molibden zaxiralariga boy polimetall rudali konlarda selen, tellur va reniylar bilan birga uchraydi. Bundan tashqari selen Surxondaryo viloyatining Xandiza va Jizzax viloyatining Uchkulach konlarida ham uchraydi.

Fizik-kimyoviy xossalari: Selen — to'q-kulrang, qo'ng'ir rangga moyil modda. $t_{suyuq} = 217^{\circ}C$, $t_{qaynash} = 657^{\circ}C$, zichligi $4,807 \text{ g/sm}^3$ (293K da). Amaliy muhim xossasi sifatida uning yorug'lik ta'sirida elektr o'tkazuvchanlik xossalari kattalashganidir. Suyuq selen ham yarim o'tkazgich xossasini namoyon qiladi. Qattiq selen bir nechta allotropik modifikatsiyaga ega:

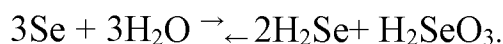
– kulrang selen (y-Se, «metallselen») — nisbatan barqaror modifikatsiya geksagonal kristall panjarali; – qizil kristall selen — uchta monoklinik modifikatsiya: to'q sariq-qizil a-Se, to'q-qizil p-Se, qizil y-Se;

— qizil amorf selen;

— qora shishasimon selen.

Kulrang selen qizdirilganda kulrang suyuqlik beradi, keyinchalik qizdirilganda bug'lanib jigarrang bug'larni hosil qiladi. Birdaniga sovutilganda selen bug'lari kondensatsiyalanadi va yana suyuqlanib, qizil allotropik modifikatsiyaga o'xshab qoladi.


Selen amorf va mayda dispers tuzilishli kimyoviy faol hisoblanadi. Qizdirilganda havoda yonib (moviy alanga rangi bilan) SeO_2 ni hosil qiladi. F_2 , Cl_2 va Br_2 bilan xona haroratida ta'sirlashadi. Yod bilan birgalikda suyuqlanadi, ammo bunda yodidlar hosil bo'lmaydi. 200°C temperaturadan yuqorida 1--12 bilan ta'sirlashadi, H_2Se hosil qiladi. Qizdirilganda barcha metallar bilan birikmalar hosil qiladi. Suv bilan qizdirilganda ta'sirlashadi:



Xlorid va suyultirilgan sulfat kislotalar bilan selen ta'sirlashmaydi. Se (VI)ga qadar oksidlaydi. Selen alyuminiy kukuni bilan ishqoriy muhitda ta'sirlashadi:



Konsentrlangan H_2SO_4 da selen sovuqda eriydi, yashil eritmani hosil qiladi, polimer kationlar Se_8^{2+} tarkibli birikma hosil bo'ladi, u saqlab qo'yilganda sariq rangli eritmaga Se_4^{2+} o'tadi. HNO_3 da qizdirilganda H_2SeO_3 gacha oksidlanadi, ishqorlarning konsentrlangan eritmalarida erib selenid va selenat (IV)larni hosil qiladi, kislorod ishtirokida poliselenidlar Na_2Se_4 ga qadar qizil jigarrangli eritmalarini hosil qiladi. Selen ishqoriy metallar sulfidlari va polisulfidlarida erib tioselenidlarni hosil qiladi. Na_2SO_3 eritmasida yoki KCN bilan qizdirilganda tegishli ravishda Na_2SSeO_3 yoki KCNSe larni hosil qiladi.

	<h2>22. VODOROD VA UNING TABIATDA UCHRASHI . SUV. SUVNI XOSSALARI.</h2>
---	---

22.1. Vodorod uning tabiatda uchrashi va umumiy xarakteristikasi

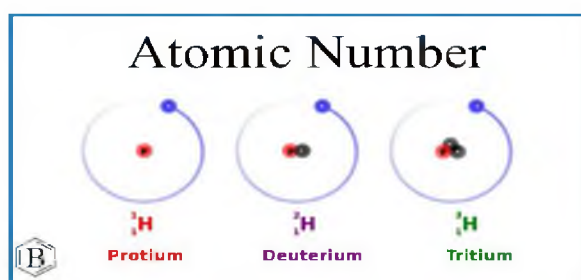


Kashf qilinishi. Olovdan suv hosil bo'ladi degan fikr noto'g'riga o'xshaydi, lekin bu aniq dalildir. Buni birinchi marta ingliz olimi Genri Kavendesh tomonidan taklif qilindi. U yopiq idishdagi rangsiz, hidsiz, ta'msiz gazni yonuvchi havo deb atadi, u yonganda suv hosil bo'ladi. Dastlab Kavendesh olingan natijaga ishonmadi.

Lekin yonuvchan gaz yongandan keyin faqat suv hosil bo'lgan edi.

U rangsiz hidsiz, bug'latilganda esa hech qanday qoldiq hosil qilmadi. Kavendeshgacha ingliz olimi J.Pristli yonuvchan havoning portlashidan nam hosil bo'lishini kuzatdi, lekin bunga diqqatini qaratmadi. 1660 yilda yonuvchan havoni ingliz kimyogari, fizik va faylasuf Prasels sulfat kislotasiga temir ta'sir ettirish yo'li bilan oldi, lekin uni idishga yig'a olmadi.

1783 yil fransuz olimi Antuan Loran Lavuaze, Kavendesh kashfiyotini yana bir marta amalga oshirib ko'rdi. U yonuvchan havoning yonishidan faqat suv hosil bo'lishini ko'rdi. Lavuaze suvdan arzon usul bilan vodorod olish mumkinligini tushuntirdi. Yonuvchan gaz yonib suv hosil qilganligi uchun uni "vodorod" deb atadi. Vodorodning ilmiy nomi "Hydrogenium", grek tilidan tarjima qilinganda (hidor- suv, genao- hosil qilaman) degan ma'noni anglatadi. Demak, vodorod so'zi uning



xossasidan ya'ni suv hosil qilishidan kelib chiqan. Vodorod atomining massasi hamma elementlar massasidan kichik bo'lganligi uchun D.I.Mendeleyev davriy sistemasining birinchi o'rnida joylashgan. Vodorodni XVI asrning birinchi yarmida Paratsels kashf etgan. 1766-yilda Genri Kevindish vodorod xossalarini aniqlab boshqa gazlardan farqi borligini aytdi. Unga "*yonuvchan havo*", "*suv yaratuvchi*" degan nom bergan. Lavuaze 1783-yil vodorodni suvdan birinchi bo'lib ajratib oldi va suvni vodorod va kisloroddan iborat ekanligini isbotladi. Vodorodning izotopini H 1934-yilda Rezerford, Olifant, Xartek kashf etgan tabiatda atmosferaning yuqori qatlamida kosmik nurlar Protium Deuterium neyronlarning azot atomlariga ta'sir etishidan hosil bo'ladi va yomg'ir bilan yerga tushadi.

Vodorodning birinchi izotopini (H^1) 1766 Genri Kavendish, ikkinchi izotopini (H^2) 1932 G.Yuri va uchinchi izotopini (H^3) 1934 M.Olifamta kashf etgan.

Tabiatda uchrashi: Yerdagi vodorodning asosiy qismi birikmalar holida uchraydi. Yer qobig'ining 1% ini tashkil etadi. Erkin holda tabiatda juda oz miqdorda uchraydi, asosan atmosferaning yuqori qavatlarida, ba'zan vodorod vulqon otilganda



neft qazib olishda boshqa gazlar bilan birga chiqadi. Vodorod birikmalari juda ko'p tarqalgan vodorod barcha o'simlik hayvon moddalarida bo'ladi. Koinotda eng ko'p tarqalgan element. Uning 3 ta izotopi tabiatda quyidagi miqdorda uchraydi: H^1 (99,985 %), H^2 (0,015 %), H^3 (o'ta og'ir vodorod uning yerdagi miqdori 2 kg) vodorod galogenlarga o'xshagan xossani namoyon qilganligi uchun 17-gruppada ham joylashtirilgan. U plazma holida Quyosh va yulduzlar tarkibining 70 % ini tashkil etadi. Odam organizmida 1% gacha bo'ladi. Vodorod atomining yadrosi-protonning spini molekula hosil qilishda ikki vaziyatda-bir-biriga parallel holda (uni para-

holat, belgisi $n\text{-H}_2$) va qarama-qarshi yo'nalgan spinli holat (orto-vodorod $o\text{-H}_2$) da bo'lishi mumkin. Bunday vodorod molekulari bir-biridan o'zlarining magnit, optik va termik xususiyatlari bilan farq qiladi. Oddiy sharoitda vodorod molekulari 75% $o\text{-H}_2$, dan va 25 % miqdori $p\text{-H}_2$ dan tashkil topgan. $o\text{-H}_2$; jarayonida 1,42 kJ issiqlik ajralib chiqishi $p\text{-H}_2$ shakl turg'unroq bo'lishidan darak beradi. Bu jarayonning muvozanati ba'zi katalizatorlar (aktivlangan ko'mir, ba'zi metallarning oksidlari va gidroksidlari. masalan, siyrak-yer elementlarining gidroksidlari) ishtirokida qaror topadi. Demak, vodorod elementi uchun bu ikki xildan tashqari uchinchi xil allotropik shakl ko'rinish-atomar vodorodni ham qo'shish kerak.

Vodorodning ayrim xossalari:

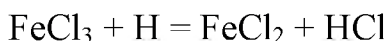
Vodorodning kimyoviy belgisi:	H
Molekulyar formulasi	H_2
Atomining ionlanish energiyasi	13,60 eV
Atom radiusi	0,046 nm
Molekula atomlari yadrolari orasidagi masofa	0,074 nm

22.2. Vodorodning xossalari, olinishi va ishlatilishi

Vodorod molekulari juda mustahkam, kam qutblanuvchan, engil va harakatchan kichik molekuladir. SHu sababli nihoyatda past haroratda ($-259,1^\circ\text{C}$) suyuqlanadi va ($-252,6^\circ\text{C}$) qaynaydi. Vodorod suv va organik erituvchilarda juda kam eriydi. Lekin ba'zi metallarda ko'p eriydi. (1 hajm palladiyda 900 hajm vodorod eriydi). Qattiq vodorod geksogonal kristall panjaraga ega. Vodorod molekulasi 2000°C dan yuqorida atomlarga parchalana boshlaydi: $\text{H}_2=2\text{H}$. Molekulyar vodorodni elektr razryaddan o'tkazish natijasida atomar vodorod hosil bo'ladi. Atomar vodorod faol bo'lib, u o'z elektronini boshqa element atomining elektroni bilan juftlashtirishga juda moyildir. Atomar vodorod bevosita fosfor, oltingugurt, mishyak va hatto simob bilan birikadi. Mis, vismut, qo'rg'oshin va kumush oksidlari atomar vodorod ta'sirida qaytariladi.

Agar temir(III)-xlorid FeCl_3 eritmasiga xlorid kislotaga qo'shib, eritmaga bir bo'lak rux tashlasak, ajralib chiqayotgan vodorod temir (III)-xloridni tez orada

temir (II)-xlorid FeCl_2 ga aylantiradi; buni, eritmaning sariq rangi o'zgarib, temir (II)-xloridga xos bo'lgan yashil rangga o'tishidan bilsa bo'ladi:



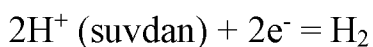
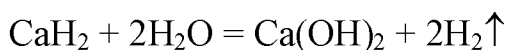
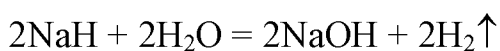
Gaz holatidagi vodorod (masalan, gazometrdagi vodorod), FeCl_3 eritmasi orqali o'tkazilsa, yuqoridagidek reaksiya bo'lmaydi. Vodorodning bu erda namoyon bo'ladigan o'ziga xos faolligining sababi shuki, vodorod kimyoviy birikmadan «ajralib chiqish vaqtidagina», ya'ni hali vodorod atomlari molekula bo'lib birikishiga o'zgarmagan paytidagina FeCl_3 ga ta'sir eta oladi, deb faraz qilish mumkin. O'tgan asrdayoq bayon etilgan fikrning to'g'riligi $\text{a t o m a r v o d o r o d}$ deb ataluvchi va H_2 molekularidan emas, balki vodorodning alohida-alohida atomlaridan iborat vodorodni erkin holda hosil qilib, uning reaksiyaga kirisha olish o'rganilgandan keyin bilvosita yo'l bilan isbot etildi.

Odatdagi sharoitda vodorod faol bo'lmasa ham, yuqori haroratda ko'pgina elementlar bilan birikadi. U fluor bilan birikadi, yorug'lik ta'sirida xlor bilan birika oladi ($\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl}$), isitilganda kislorod ($2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$) va boshqa ko'pgina elementlar bilan reaksiyaga kirishadi. Vodorod metallmaslar bilan kovalent bog'lanib, qutbsiz va qutbli birikmalarni hosil qiladi. Masalan, H_2S , H_2O , NH_3 , CH_4 va hokazo.

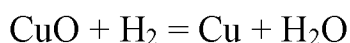
Vodorod metallar bilan birikishda bitta elektronni olib, manfiy ionga aylanadi:



Gidridlar beqaror bo'ladi va suv ta'sirida parchalanadi:



Gidridlar harakteri jihatidan galogenidlar va tuzlarga o'xshaydi. Vodorod yuqori haroratda hatto birikmalardagi kislorodni ham biriktiriboladi:



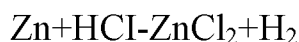
Bu vodorodning qaytarish xossasidir. Vodorodning biror modda bilan birikishiga –

gidrogenlanish deyiladi.

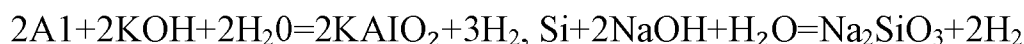
22.3. Vodorodning olinishi

Vodorod olinadigan asosiy manba suvdur. Suv elektroliz qilinadi va suvga natriy, kaliy, kalsiy kabi metallar ta'sir ettirilsa, vodoroddan tashqari shu metallarning gidroksid va oksidlari ham hosil bo'ladi. Laboratoriya sharoitida rux metalini suyultirilgan xlorid (1:1) yoki sulfat (1:5) kislotalarga ta'sir ettirib, vodorod olinadi.

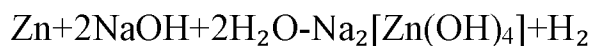
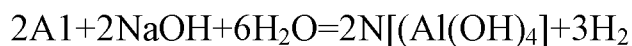
Labaratoriyada olinishi: kislotalarga metal ta'sir ettirib;



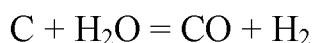
Al yoki Si ga ishqor eritmasi ta'sir ettirib:



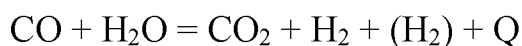
Amfoter metallarni ishqorlar eritmalariga ta'sir ettirib:



Sanoatda olinishi .vodorod olish uchun turli usullardan foydalaniladi. **K o n v e r s i o n** u s u l d a cho'g'langan ko'mir qatlami ustidan suv bug'i o'tkaziladi.



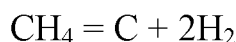
Bu aralashma suv gazi deyiladi va cho'g'langan ko'mir ustidan o'tkazilsa, CO konversiyalanadi:



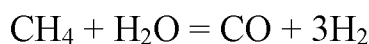
Reaksiya mahsuloti 20 atmosfera bosimda suv bilan yuvilib, CO₂ dan tozalanadi.

So'nggi yillarda vodorod olinadigan manba metan gazidir. Metan tabiiy gazlar bilan neftni qayta ishlash natijasida hosil bo'ladigan gazlar tarkibida bo'ladi. Metandan vodorod olishning turli usullari bor:

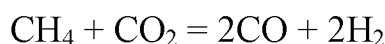
a) metanni termik parchalash usuli:



b) metan bilan suv bug'ining o'zaro ta'sirlashuvi :



v) metanga CO₂ yoki CO bilan suv bug'i aralashmasini ta'siri:



g) metanni asetilen hosil bo'lguncha parchalash:



Agar vodorod hosil bo'lishi bilan ishlatilmasa, u katta bosim ostida po'lat balonlarga solinib kerakli joylarga yuboriladi.

22.4. Vodorodning ishlatilishi

Aerostatlarni vodorod bilan tuldirishda shu usuldan foydalaniladi. Vodorod kimyo sanoatida keng qullaniladi. Vodorod suyuqlanish harorati yuqori bo'lgan metallarni oksidlaridan ajratib olishda, ammiak sintez qilishda, suyuq o'simlik yog'laridan qattiq yog hosil qilishda, metil spirt olishda vaboshqa maqsadlar uchun ishlatiladi. Atom texnikasidagi termoyadro reaksiyalarida ham vodorodning izotoplari ishtirok etadi. Vodorod juda past va juda yuqori haroratlarni hosil qilish uchun ishlatiladi. Atomar vodorod yonganda 3000°C hosil bo'ladi. Agar vodorod alangasida ortiqcha miqdor kislorod berilsa $2500\text{-}3000^{\circ}\text{C}$ ga yaqin temperatura hosil bo'ladi, shu tufayli undan motor yoqilg'isi sifatida, hamda maxsus gorelkalarda yoqib yuqori temperatura olinadi va bundan metallarni qirqishda va payvandlashda hamda kvarsni suyuqlantirishda foydalaniladi. Vodorod gidridlash reaksiyalarida va kimyoviy sintezda ko'pgina sanoat uchun ahamiyati katta bo'lgan muhim mahsulotlar ammiak (NH_3), metanol (CH_3OH), vodorod xlorid (HCl), benzin, sorbit (glyukozadan) yuqori spirtlar, sintetik kauchuk ishlab chiqarilishida ishlatiladigan butandiol-1,2, qattiq yog'lar aerostatlari to'ldirishda ishlatiladi.

Vodorod xalq xo'jaligining turli sohalarida qo'llaniladi

Hozirgi paytda deyteriy turli dorivor moddalarning farmakokinetikasini tekshirishda radioaktiv nishon sifatida qo'llaniladi. Shu maqsadda o'zidan a-zarrachalar tarqatadigan tritiy ham ishlatiladi. Tritiy organizmdagi suvning umumiy miqdorini aniqlashda kerak bo'ladi. Ayniqsa fermentlar mexanizmini tekshirishda, turli kasalliklarni tahlil qilishda foydalaniladi.

22.5. Suv va Suvning qattiqligi

Suv planetamiz yuzasini 70 % ni tashkil etadi. Uning umumiy hajmi 1 mlrd. 345 mln km^3 (1m^3 1 mlrd. tonnaga teng). Shundan 1mlrd 137 mln. km^3 yoki 94,1% sho'r, ichishga yaroqsiz suv bo'lib, dengiz va okeanlarda to'plangan.

Muzliklardagi (quruqlikning 11 % muzliklardan iborat) suv 24 mln. km^3 yoki 1,6 % dir. Ko'l va daryolar suvi 231,2 ming km^3 , atmosfera suvlari 14 ming km^3 , yer osti suvlari 75 ming km^3 . Yerdagi ichishga yaroqli suv miqdori 4-5 mln. km^3 yoki 0,3 % dir. Muzliklardagi suvni ham qo'shib hisoblaganda 2 % ga yaqin. Hozirgi kunda er shari aholisining 1/3 qismida ichimlik suvi tanqis bo'lib turibdi.

Suv xalq xo'jaligining barcha sohalarida, jumladan, kimyo sanoatida ham keng qo'llaniladi. Buning sababi suvda ko'pgina foydali xossalari (universal erituvchi ekanligi, rangsiz, hidsiz, ta'msiz, zaharsizligi, issiqlik sig'imining kattaligi va boshqalar) borligidandir. Suv kimyo sanoatida turli maqsadlarda ishlatiladi. Masalan: erituvchi sifatida yuvish ishlarida, ashyolarni flotasiyalashda, isitish, sovo'tish maqsadlarida, issiq almashtirish jarayonlarida hatto xom ashyo, reagent (masalan: sul'fat, nitrat, fosfat, kislotalarini, ishqor va asoslarni ishlab chiqarishda, vodorod olishda, gidroliz va gidratlash reaksiyalarida va boshqalarda) sifatida ishlatiladi.

Suvning eng yirik iste'molchilaridan biri kimyo sanoatidir. Shuning uchun ham kimyo korxonalarida suv manba'lariga yaqin joylarda quriladi. Masalan: ayrim kimyoviy mahsulotlarni 1 tonnasini ishlab chiqarish uchun quyidagicha suv sarflanadi: alyuminiy 1500, po'lat 270, nikel' 400, viskoza ipagi 1200, sintetik kauchuk 1600, kapron 2500, nitrat kislota 200, sul'fat kislota 50, ammiak 1000, fosfor 15 m^3/t , faqat bitta kapron zavodi 120 ming kishi yashaydigan shahar ta'minotiga sarflanadigan suvga teng miqdorda suv sarflaydi.

Hozirgi paytda ishlab chiqarish ehtiyoji uchun, chuchuk suvning umumiy miqdoridan 40 % ga yaqini sarflanmoqda. Shuning uchun ham yer sharining ba'zi joylarida ichimlik suvi tanqisligi kuzatilmoqda. Buni oldini olish, kimyo korxonalariga suv sarfiyotini kamaytirish uchun ishlab chiqarishni yopiq sistemaga o'tkazish, ishlatilgan suvni oqizib yubormay, tozalab qayta ishlatish. Ishlab chiqarish texnologiyasini takomillashtirish, suvdan kam foydalanuvchi texnologiya yaratish, suv bilan sovo'tish sistemalarini havoda sovo'tish, sistemalariga o'tkazish lozim.

Tabiiy suvlar kelib chiqishiga qarab uch qismga bo'linadi:

- 1) atmosfera suvlari;
- 2) yer usti suvlari (daryo, ko'l, dengiz va okean suvlari);
- 3) yer osti suvlari.

Atmosfera suvlari – yomg'ir va qor suvlari bo'lib, tarkibida begona aralashmalari kamligi bilan xarakterlanadi. Uning tarkibida tuzlar bo'lmaydi. Asosan, suvda erigan gazlar (O_2 , CO_2 , H_2S , azot oksidlari, oltingugurtning kislorodli birikmalari organik moddalar) bo'ladi.

Yer usti suvlari – daryo, ko'l, dengiz, okean suvlari bo'lib tarkibida D.I. Mendeleev davriy sistemasidagi barcha elementlarni uchratish mumkin. Dunyo okeani suvida $5 - 10^{16}$ t. tuz yerigan holda bo'ladi. Agar buncha tuzni yer shari yuzasiga bir tekisda yozib chiqilsa, 45 m qalinlikda tuz qatlami bilan qoplangan bo'lur edi. Dengiz va okean suvlarida $23-15^{15}$ t – Cl, $83-10^{12}$ t -Br, $8-10^9$ t - I , $16-10^{14}$ t - Mg $48-10^{13}$ t – K, $1-10^{10}$ t – Au, $28-10^8$ t - Li , bor. 800 mln tonna molibden, 300 mlrd. t. toriy, 20 ming t. radiy, 164 mln. t. kumush bor. Shuning uchun ham keyingi yillarda dengiz va okean suvlaridan turli elementlar, tuzlar ajratib olinmoqda. Hozirgi kunda kimyo sanoati har yili dengiz suvlaridan 200 mln. t. dan ko'proq osh tuzi olinmoqda. Bundan tashqari ko'plab boshqa elementlar: kaliy, magniy, brom, uran, oltin, temir rudasi, qalay va boshqalar ajratib olinmoqda.

Yer osti suvlari – artezian, buloq, quduq suvlari bo'lib, uning tarkibi, u suv to'plagan yoki chiqayotgan joyning tuprog'i va tog' jinrlarining tarkibi tuzilishiga bog'liq bo'ladi. U suv tuproq qatlamlaridan fil'trlanib o'tganligi tufayli juda tiniq bo'ladi. Tarkibida organik moddalarning qoldiqlari uchramaydi. Kimyo sanoati uchun yirik xom ashyo manba'si bo'lgan minerallashtirilgan yer osti suvlaridan turli kimyoviy birikmalar ajratib olishdi. Masalan: osh tuzi va undan soda ishqor olinadi. Yana brom va yod hamda ularning turli birikmalari ajratib olinadi.

Suv tarkibidagi barcha begona aralashmalar disperslik darajasiga qarab uchga bo'linadi:

- 1) dag'al dispers aralashmalar, zarrachalarning diametri 100 nm. dan katta.
- 2) kolloid dispers aralashmalar, zarrachalarning diametri 1-100 nm. gacha.

3) molekulyar dispers yoki chin eritmalar.

Dag'al dispers va kolloid aralashmalar mineral yoki organik moddalar bo'lib ular, asosan turli alyumosilikatlar, silikatlar, gidratlangan silikat kislota, ishqoriy yer metall karbonatlari, metallarning asosiy tuzlari (asosan temirning tuzi), o'simliklarning parchalanish mahsulotlari, planktonlar va boshqalardan iborat bo'ladi.

Suvlar ishlatilish sohasiga qarab, sanoat va ichimlik suvlariga bo'linadi. Ichimlik suvlariga alohida talablar qo'yiladi (bakteriyalar bilan ifloslanganlik darajasi, ta'mi, hidi, rangi). Masalan: umumiy bakteriyalar miqdori 1ml. suvda 100 tadan oshmasligi kerak. Shundan ichak tayoqchasi 1 litr suvda uchtdan ko'p bo'lmasligi kerak. Umumiy tuzlar miqdori 1000 mg/l. dan oshmasligi talab qilinadi.

Sanoat suvlariga bakteriyalar bilan ifloslanganligi (oziq-ovqat va ba'zi bioqimyoviy sanoat tarmoqlaridan tashqari) muhim ahamiyatga ega emas. Begona qo'shimchalarning chegaraviy miqdori ishlab chiqarishning harakteriga qarab turlicha bo'ladi.

Suvning sifati: tiniqligi, tozaligi, rangi, hidi, harorati, umumiy tuz miqdori, qattiqligi, oksidlanishi va reaksiyasi kabi fizik, kimyoviy xossalari bilan aniqlanadi.

Suvning tiniqligi uning qanchalik qalinlik qatlamida chillik yoki biror harf tasvirini vizual' yoki fotoelement yordamida ko'rib uni farqlash orqali aniqlanadi. Suvning tiniqligi unda dag'al dispers mexanik va kolloid zarrachalarning borligi va ularning miqdoriga bog'liq bo'ladi. Bu aralashmalar suv o'tkazish quvurlarini, uskunalarni ichiga cho'kib, uni tiqilib qolishiga, natijada mehnat unumdorligini kamayishiga yoki avariyalarga olib keladi, suvni ko'piklatib yuborishga, elektrolizyorlarning diafragmasini ifloslashga olib keladi.

Suvning tozaligi uning tarkibidagi har qanday begona aralashmaning soni va miqdori bilan harakterlanadi. Ular qanchalik kam bo'lsa, shunchalik toza hisoblanadi. Suvning tozaligi inson sog'ligi uchun muhim omil bo'lib, yechimini talab qilinadigan aktual muammo hisoblanadi.

Umumiy tuz miqdori suv, tarkibida mineral va organik aralashmalarning borligi bilan harakterlanadi. Uni aniqlash uchun 1 l. suvni bug'lantirilganda qolgan qoldiq o'zgarmas massaga kelguncha 110⁰ C haroratda qizdiriladi. Hosil bo'lgan massa umumiy tuz miqdori bo'lib, u mg/l bilan o'lchanadi. Umumiy tuz miqdori bug'languncha qattiq qizdirilib, sovigach o'lchanadi, massalar orasidagi farqdan organik aralashma miqdori ham aniqlanadi.

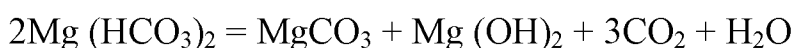
Suvning oksidlanishi uning tarkibida organik qo'shimchalarning borligi bilan harakterlanadi. Suvning oksidlanishi, 1 l suvni oksidlash uchun sarflangan KMnO₄ ning mg miqdori bilan aniqlanadi. Buning uchun 1 l suv olinib ortiqcha KMnO₄ bilan 10 minut davomida qaynatiladi.

Suvning reaksiyasi uni muhim – kislotalilik yoki ishqoriylik darajasi vodorod ionlarining konsentrasiyasi ya'ni pH bilan harakterlanadi. pH indikatorlar yordamida aniqlanadi. Agar pH – 6,5 – 7,5 oraligida bo'lsa, muhit neytral. pH 6,5 bo'lsa, muhit kislotali va pH 7,5 bo'lsa, muhit ishqoriy bo'ladi. Tabiiy suvning muhiti neytralga yaqin bo'ladi.

22.6. Suvning qattiqligi va uni yumshatish

Suvning qattiqligi uning tarkibidagi kal'siy va magniy tuzlarining miqdori bilan harakterlanadi. Qattiqlik 1 l (1 dm³) suvda bo'lgan Ca²⁺ yoki Mg²⁺ ionlarining milligramm ekvivalent miqdori bilan harakterlanadi. Qattiqlik birligi qilib 20,04 mg/l Ca²⁺ ioni yoki 12,16 mg/l Mg²⁺ ioni qabul qilingan ya'ni 1 l suvda 20,04 mg/l Ca²⁺ ioni yoki 12,16 mg/l Mg²⁺ ioni bo'lsa bunday suvning qattiqligi 1mg/ekv. ga teng bo'ladi.

Suvning qattiqligi uchga: muvaqqat doimiy va umumiy qattiqlikka bo'ladi. Muvaqqat (karbonatli) qattiqlik suvda kal'siy va magniy gidrokarbonatlarning borligi bilan harakterlanadi. Suv qaynatilganda ular suvda erimaydigan karbonatlarga aylanib cho'kmaga tushadi. Natijada suv yumshaydi.



Doimiy (karbonatsiz) qattqlik suvda kal'siy va magniyning gidrokarbonatlaridan boshqa barcha tuzlarining borligi bilan harakterlanadi. Ular suv qaynatilganda cho'kmaga tushmaydi.

Muvaqqat va doimiy qattqlik birgalikda umumiy qattqlikni hosil qiladi.

Tabiiy suv qattqligiga qarab quyidagi sinflarga bo'linadi:

Suvning qattqlik darajasi: 1 l suvda Ca^{2+} va Mg^{2+} ionlarining mg. -ekv. miqdori:

juda yumshoq 0 – 1,5; yumshoq 1,5 – 3; o'rtacha qattiq 3 – 6;

qattiq 6 – 10; juda qattiq 10.

Suvning qattqligi juda muhim ko'rsatkich bo'lib, suv qizdirilganda kal'siy va magniy karbonatlari cho'kib idish devorlarida cho'kindi (qasmoq) hosil qiladi. Kal'siy va magniy sul'fatlari esa, suv qaynatilganda cho'kmaga tushmaydi, ammo suvda eruvchanligi kam bo'lganligidan, suv bug'langanda o'ta to'yingan eritmaga aylanib idish devorlariga qattiq qatlam hosil qilib cho'kadi. U cho'kma issiqlikni yomon o'tkazganligidan (masalan, bug' qozonlarida 1 mm. qalinlikdagi qasmoq cho'kindi yoqilg'i sarfini 5 % gacha oshiradi) bug' qozonlarida va issiq almashtirgichlarda unumdorlikni keskin kamaytirib yuboradi. Undan tashqari bug' qozonlarning devori qattiq qizib ketadi, natijada po'lat oksidlanib o'z mustahkamligini yo'qotadi, kuyib teshiladi, hatto portlab ketadi. Qattiq suv ko'pgina texnologik jarayonlar uchun yaroqsiz hisoblanadi. Masalan: eritmalarni elektroliz qilishda sodani ammiakli (Sol've) usulida olishda, to'qimachilik, oziq-ovqat sanoatlari va boshqalarda.

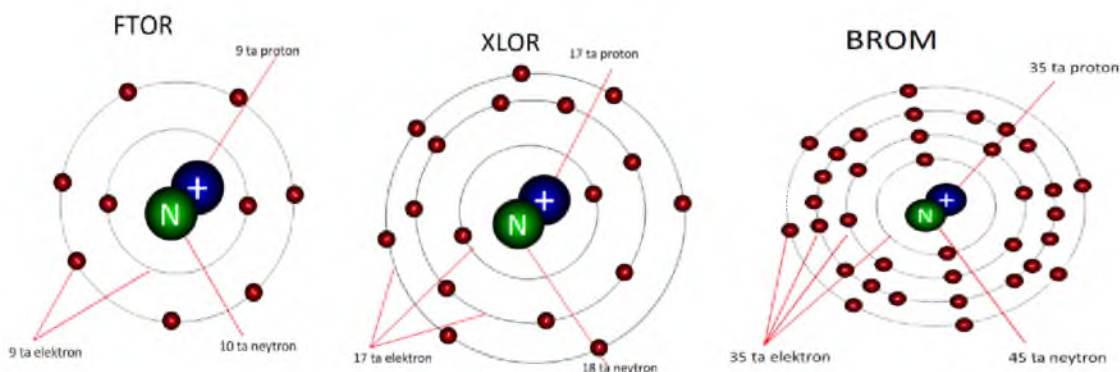
Tabiiy suvni tozalamay foydalanib bo'lmaydi. Suv manba'laridan keladigan suvni sifatini yaxshilash, suvni tayyorlash deyiladi. Suvni tayyorlash bu suvning tarkibidagi begona aralashmalardan tozlash uchun kompleks operatsiyalarni qo'llashdan iboratdir.

23. DAVRIY SISTEMANING VII -A GURUH ELEMENTLARI. GALOGENLAR.

23.1. Yettinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika

VII guruhning asosiy guruhchaga galogenlar F- ftor , Cl -xlor, Br -brom, J -yod va At- astat, Tc- tannesin kiradi.

VII guruh elementlari atomlarining sirtqi qavati va sirtqi qavatidan oldingi qavati tuzilishiga ko'ra quyidagi uch guruhchaga bo'linadi:



VII guruhning tipik elementlari guruhchasi (ftor, xlor; 2) brom guruhchasi (brom, yod, astat); 3) marganes guruhchasi (marganes, texnesiy va reniy).

Galogen so'zi yunoncha «galos» (tuz) va «genodos» (tug'diruvchi) so'zlaridan kelib chiqqan. Galogen atomlarining sirtqi qavatida ettitadan elektron (ns^2np^5) bo'ladi. SHu sababli galogen atomi o'ziga yana bitta elektron biriktirib olib, o'zining sirtqi qavatini sakkiz elektronli (s^2p^6) oktet konfigurasiyaga o'tkazishga intiladi.

Galogenlarning hammasi ham erkin holatda kuchli oksidlovchilar bo'lib, ayniqsa ftor bizga ma'lum bo'lgan barcha oksidlovchilar orasida eng kuchligi

hisoblanadi. Galogenlar guruhchasining birinchi a'zosi fluor boshqa galogenlardan qisman farq qiladi. U faqat -1 ga teng bo'lgan oksidlanish darajasiga ega. Uning kislorodli birikmasi F_2O da ham fluorning oksidlanish darajasi -1 dir. Shuning uchun F_2O ning nomi *kislorod florid* deb yuritiladi. Fluorning vodorodli birikmasi vodorod fluorid $-H_2F_2$ suvda yaxshi eriydigan suyuqlik. Vodorod fluorid suvdagi eritmasida ikki bosqichda ionlarga ajraladi. Uning birinchi bosqichi xuddi o'rtacha kuchdagi kislotalarning ionlarga ajralishidek bo'lib, ikkinchi bosqichi esa kuchsiz kislotalarning dissosilanishi kabi. Shu sababli fluorid kislotani o'rtacha kuchdagi kislotalar qatoriga kiritish mumkin.

Xlor, brom va yod o'zlarining ko'pchilik birikmalarida -1 ga teng oksidlanish darajasini namoyon qiladi. HCl , HBr va HJ ning suvdagi eritmalari kuchli kislotalar bo'lib, HCl dan HJ ga o'tgan sayin kislotaning kuchi ortib boradi, chunki $Cl^- - Br^- - J^-$ qatorida chapdan o'ngga o'tgan sayin ionning zaryadi o'zgarmagani holda radiusi kattalasha boradi. Shu sababli HCl , HBr , HJ ning qaytaruvchilik xossalari ham HCl dan HJ ga tomon kuchayib boradi. Xlor, brom va yod o'z birikmalarida $+1$ dan $+7$ ga qadar oksidlanish darajalarni ham namoyon qila oladi.

23.1- jadval

VIIA guruhcha elementlarining xossalari

Xossalari	Fluor	Xlor	Brom	Iod	Astat
Elementning tartib raqami	9	17	35	53	85
Nisbiy Atom massasi	19	35,5	80	127	210
Valent elektronlar konfiguratsiyasi	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$	$6s^2 6p^5$
Yer qobig'idagi miqdori,	$2,7 \cdot 10^{-2}$	$4,5 \cdot 10^{-2}$	$1,6 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-5}$	
Atomning kovalent radiusi	18,988	35,453	79,909	126,904	
Zichligi g/cm^3	0,02899	1,693	3,214	3,1023	4,940
Suyuqlanish harorati $^{\circ}C$	-219,7	-101	-7,2	113,6	244
Qaynash harorati $^{\circ}C$	-188,2	-34,1	59,82	184,35	309
$E^0(E^0_2 + 2e = 2E^-) V$	2,87	1,36	1,07	0,54	
NEM	4,1	3,0	2,8	2,5	2,2

Jadvaldan ko'rinishicha, F-Cl-Br-I-At qatorida chapdan o'ngga o'tgan sari g alogen atomlarining radiuslari kattalashadi, ionlanish energiyalari nisbiy elektromanfiylik qiymatlari kichiklashadi, elementlarning metalmaslik xossalari zaiflashib boradi.

Ularning muhim gidroksidlari quyidagilardan iborat:

+ 1 uchun	HClO, HBrO, HIO
+ 5 uchun	HClO ₃ , HBrO ₃ , HIO ₃
+ 7 uchun	HClO ₄ , HBrO ₄ , H ₅ IO ₆

Bu yerda keltirilgan gorizontaal qatorda kislotalarning kuchi kamayadi, vertikal qatorda esa ortib boradi. Keyingi holat ayniqsa xlorning kislородli kislotalarida kuchli ifodalangan, chunonchi HClO₄ nihoyatda kuchli kislota; HJO – amfoter xossalarini namoyon qiladi.

23.2. Ftor va uning birikmalari, tabiatda uchrashi, olinishi

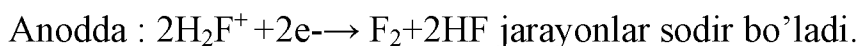
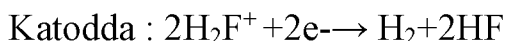
Ftor - F Z =9; atom massasi 19; elektron konfiguratsiyasi: 1s²2s²2p⁵ yoki K 2s²2p⁵. Ftorning o'z birikmalaridagi elektrovalentligi – 1 ga teng. Ftor atomining maksimal kovalentligi 4 ga teng, ya'ni sp³ – gibridlanish ro'y beradi; bu kovalentlik faqat kristall holatdagi ftoridlardagina namoyon bo'ladi.

Tabiatda uchrashi: Ftorning ahamiyatga sazovor minerallari kalsiy flyuorit CaF₂ (plavik shpat) va kriolit Na₃AlF₆ dir. Tarkibida ftor bo'lgan minerallardan apparatlar Ca₅(PO₄)₃(Cl,F)₂ni ham ko'rsatib o'tish mumkin.

Olinishi: Ftor nihoyatda kuchli elektromanfiy element bo'lib, deyarli barcha moddalar bilan birikishga moyilligi katta bo'lganligi uchun uni erkin holatda ajratib olish uzoq vaqt amalga oshmadi. Ftor olish uchun xlor olishda qo'llanilgan kimyoviy usul (ya'ni vodorod ftoridga MnO₂ ta'sir ettirish)- samarasiz bo'lib chiqdi, chunki HF ni MnO₂ oksidlay olmadi.

Hozirgi vaqtda ftor olish uchun 217⁰S suyuqlanadigan KF·2HF tarkibli tuzdan foydalaniladi. Bu usul laboratoriya va texnika uchun katta ahamiyatga ega. Erkin ftor hosil bo'lishi uchun HF +KF ning evtetik aralashmasi yoki oson suyuqlanuvchan KHF₂, KH₂F₃ tarkibli asidokomplekslari elektroliz qilinadi.

Elektrolizni po'lat elektrliziylarda amalga oshiriladi. Katod bilan anod bir-biridan diafragma bilan ajratilgan bo'lib, anodda ftor, katoda vodorod ajralib chiqadi. Aslida elektrolizda KHF_2 emas, HF ishtirok etadi; chunki u: $3\text{HF} \leftrightarrow \text{H}_2\text{F}^+ + \text{HF}_2^-$ tenglamasiga muvofiq dissosilanadi:



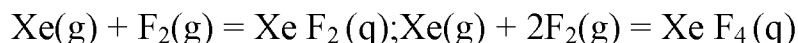
Ftorni gazsimon (yoki suyuq) holatda bosim ostida ballonlarda saqlanadi; shu holda bir joydan boshqa joyga olib boriladi.

Fizik- kimyoviy xossalari: Ftor och sariq-yashil tusli, o'tkir hidli gaz, nafas yo'li shilliq pardalarini achitadi va nafasni bo'g'adi. Ftor – 188°S da och sariq tusli suyuqlikka aylanadi, -220°C da qattiq holatga o'tadi. Uning havoga nisbatan zichligi 1,32. Demak, erkin ftor F_2 molekullardan iborat. Past haroratda monoklinik panjara hosil qilib kristallanadi, yuqori haroratda kubsimon panjarali modifikatsiyasiga aylanadi.

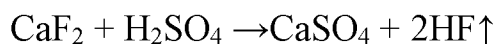
Ftorni suvda eritib bo'lmaydi, chunki u suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishib ketadi. $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HF} + \text{O}$

Ftor benzol, xlorofrom kabi erituvchilarda eriydi. Ftor eng kuchli metalmas va eng kuchli oksidlovchi; u juda ko'p moddalarni oksidlay oladi;

Kislorod va azot ftor bilan bevosita birikmaydi; qolgan barcha elementlar bilan muvofiq reaksiyon sharoitida bevosita birikadi. Ftor vodorod bilan hatto qorong'ida ham shiddatli reaksiyaga kirishadi. – 250°S da bu reaksiya portlash bilan boradi. Ftor barcha elementlar bilan, hatto nodir gazlar bilan reaksiyaga kirishadi, masalan:

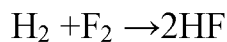


Vodorod ftorid. Agar plavik shpat CaF_2 ga kons.sulfat kislota H_2SO_4 ta'sir ettirilsa, gazsimon vodorod ftorid hosil bo'ladi.



Vodorod ftorid shishaga ta'sir etadi, shuning uchun bu reaksiya platina yoki qo'rg'oshindan yasalgan idishlarda o'tkaziladi.

Ftor vodorod bilan nihoyatda shiddatli ravishda birikadi:



Toza vodorod ftorid 19,5 S dan past haroratda rangsiz, havoda kuchli ravishda tutaydigan suyuqlik; 19,5 S dan yuqorida esa rangsiz, nihoyatda o'tkir hidli va zaharli gaz. Vodorod ftorid suvda yaxshi eriydi, bunda taxminan 40 % li **plavik kislota** hosil bo'ladi. Bu kislota ichki va tashqi sirtlari parafin bilan koplangan shisha idishlarda saqlanadi.

Vodorod ftorid zaharli modda, agar qo'lga tomsa, uzoq vaqt tuzalmaydigan yara hosil qiladi. Vodorod ftoridning suvdagi eritmasi o'rtacha kuchdagi kislota xossasiga ega. Plavik kislota shishani emiradi: bu vaqtda shisha tarkibidagi SiO_2 plavik kislotada erib, gazsimon kremniy (IV)-ftorid SiF_4 hosil qiladi: $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow \uparrow\text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

SiF_4 suv tomchisi ta'sir etsa, gidrolizlanib ortosilikat kislota hosil qiladi: $\text{SiF}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4 + 4\text{HF}$

Vodorod ftorid SiF_4 bilan reaksiyaga kirishib vodorod geksasilikat kislota hosil qiladi: $2\text{HF} + \text{SiF}_4 \rightarrow \text{H}_2[\text{SiF}_6]$

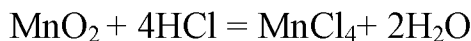
Ishlatilishi: Olinadigan erkin ftorning asosiy miqdori texnika uchun zarur bo'lgan ftor-organik birikmalar tayyorlash uchun ishlatiladi. Zamonaviy sovitgichlarda sovuq muhit hosil qilish uchun (ammiak o'rnida) freon CF_2Cl_2 ishlatiladi. Vinilxlorid $\text{CH}_2=\text{CHF}$ va tetraftor $\text{CF}_2=\text{CF}_2$ (teflon) sun'iy polimerlar olishda monomer sifatida ham qo'llaniladi.

23.3.Xlor, tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi

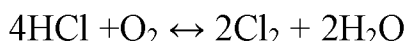
Xlor. Cl. Tartib raqami $Z=17$. Atom massasi 35,45. Elektron konfiguratsiyasi: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ yoki KL $3s^2 3p^5$. Xlori 1774 yili Sheele xlorid kislotaga MnO_2 ni ta'sir ettirish yo'li bilan kashf etgan. Faqat 1810 yilda Devining xizmatlari tufayli, xlor kimyoviy element sifatida tanildi. (yunoncha "xloros" – sarg'ish-yashil).

Xlor tabiatda keng tarqalgan. U tabiatda birikma holda bo'ladi. Masalan: NaCl – galit yoki osh tuz, KCl * NaCl – silvinit, KCl*MgCl₂*6H₂O – karnallit, KCl – silvin, MgSO₄*KCl*3H₂O – kainit

Olinishi. Laboratoriyada xlor, asosan, xlorid kislotaga oksidlovchilar ta'sir ettirish yo'li bilan olinadi. Oksidlovchi sifatida ko'pincha MnO₂ ishlatiladi. Reaksiya vaqtida avval marganes (IV) – xlorid hosil bo'ladi, bu modda beqaror bo'lganligi uchun MnCl₂ bilan Cl₂ ga ajraladi.



Vodorod xlorid havo kislorodi bilan 400⁰C da faqat katalizator pempzaga joylangan CuCl₂ ishtirokidagina oksidlanadi:



Texnikada xlor faqat osh tuzining suvdagi eritmasini elektroliz qilish yo'li bilan olinadi, ya'ni

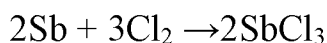
anodda xlor ($2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2$)

katodda vodorod ($2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$) ajraladi va eritmada NaOH hosil bo'ladi.

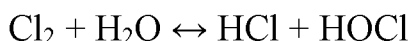
Fizik va kimyoviy xossalari. Xlor sarg'ish-yashil tusli gaz. Uy haroratida bir hajm suvda 2,3 hajm xlor eriydi. Xlorning suvdagi eritmasi "xlorli suv" dan 8⁰S dan past haroratda Cl₂*8H₂O va Cl₂*6H₂O tarkibli xlor gidratlari ajratib olinishi mumkin.

Xlor atomining sirtqi elektron qavati ftornikidan boshqacha tuzilishga ega. Uning sirtqi qavatida d – pog'onacha mavjud va bu pog'onacha elektronlar bilan band emas: 3s²3p⁵ Shunga ko'ra xlorning valentligi +1, +3, +5, +6 va +7 bula oladi.

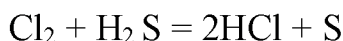
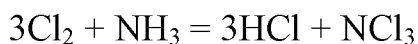
Xlor kuchli oksidlovchi. Ko'pchilik metalmaslar va metallar xlor bilan birikadi.



Xlor suv va ishqor eritmasi bilan disproporsiyalanish reaksiyasiga kirishadi:



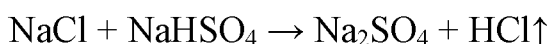
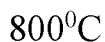
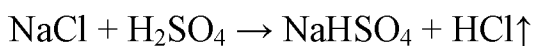
Ba'zi gidridlar bilan ham reaksiyaga qatnashadi:



Vodorod xlor atmosferada yonib, oq tusli vodorod xlorid gaziga aylanadi.



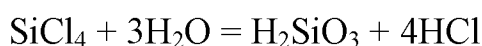
Vodorod xlorid. Vodorod xlorid olishning qadimiy usuli – osh tuziga kons. sulfat kislota ta'sir ettirib olishdir. Reaksiya ikki bosqichda boradi:



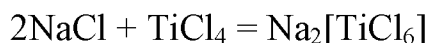
Vodorod xlorid odatdagi sharoitda gaz. Uning suvdagi (37,29% li) eritmasi kuchli kislota bo'lib, *xlorid kislota* deb aytiladi.

Xlorid kislota eritmasi past haroratda sovutilsa, $\text{HCl}\cdot\text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl}\cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl}\cdot 3\text{H}_2\text{O}$ tarkibli kristallogidratlar hosil bo'ladi.

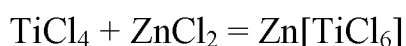
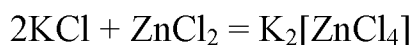
Vodorod xloridni turli usullar bilan hosil qilingan ECl_x tarkibli xlorid birikmalari ma'lum. Bu birikmalar asos, amfoter va kislota xossasiga ega. Asosli xloridlar gidrolizga uchramaydi, kislotali xloridlar to'liq gidrolizlanadi:



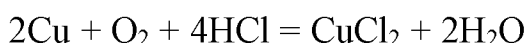
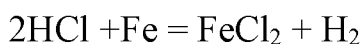
Asos xossasiga ega bo'lgan xloridlar kislotali xloridlar bilan reaksiyaga kirishib, kompleks birikmalar hosil qiladi. Kompleks birikmalar hosil bo'lishida asosli xloridlar donor vazifasini, kislotali xloridlar esa akseptor vazifasini bajaradi:



Amfoter xloridlar kislotali va asosli xloridlar bilan birikib, kompleks birikmalar hosil qiladi.



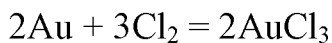
Xlorid kislota ko'pchilik metallar bilan reaksiyaga kirishadi, masalan:



3 mol HCl va 1 mol HNO₃ (konsentrlangan eritmalari) aralashmasi («zar suvi» yoki «shoh arog'i») da nodir metallar ham eriydi; bu eritmada quyidagi muvozanat sistema qaror topadi:



unda oltinning eritmaga o'tishi quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:

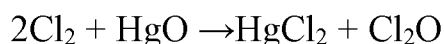


Metall xloridlari – xlorid kislota tuzlaridir. Ko'pchilik metallarning xloridlari suvda yaxshi eriydi. Lekin kumush xlorid AgCl, mis (I) -xlorid CuCl, simob (I) -xlorid Hg₂Cl₂, talliy (I) - xlorid TlCl, ko'rg'oshin (II) –xlorid PbCl₂ yomon eriydi.

Xlorning kislorodli birikmalari. Xlor bilan kislorod bevosita birikmaydi. Lekin bilvosita yo'llar bilan xlorning quyidagi oksidlari olingan: Cl₂O; ClO₂; Cl₂O₆; (yoki ClO₃); Cl₂O₇

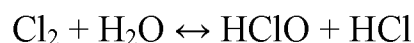
SHuningdek, Cl₂O va ClO₂ parchalanganda oraliq mahsulot sifatida ClO hosil bo'lishi ham isbot qilingan.

Cl₂O – xlor (I) – oksid, kuruk simob (II) –oksid O⁰S da xlor yuborish yo'li bilan hosil qilinadi:

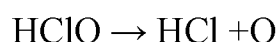


Cl₂O – sarg'ish qo'ng'ir gaz, u beqaror modda, portlaydi.

NaClO – natriy gipoxlorit. Gipoxloritlarga muvofiq keladigan kislota gipoxlorit kislota (HClO), xloritlarga muvofiq keladigan kislota xlorit kislota (HClO₂) deyiladi. Gipoxlorit kislota HClO xlorning gidrolizi natijasida hosil bo'ladi.



Gipoxlorit kislota parchalanib, atomar kislorod chiqarib turadi:

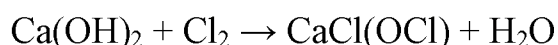


SHu sababli nam xlor oqartirish xossasiga ega bo'ladi. Gipoxloritlarni olish uchun ishqor eritmalariga xlor ta'sir etdiriladi, masalan:



Bu reaksiya natijasida hosil bo'lgan suyuqlik *Laborak suvi* deyiladi. U oqartirish maqsadlari uchun ishlatiladi. Kaliy gidroksid eritmaga xlor yuborilishidan hosil

bo'lgan suyuqlik *Javel suvi* deb ataladi (u ham matolarni oqartirish uchun ishlatiladi) Ohak eritmasi to'yingunicha xlor yuborilsa, xlorid va gipoxlorit kislotalarning aralash tuzi hosil bo'ladi:

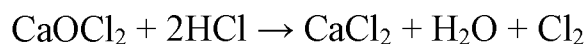


xlorli ohak

Umuman olganda xlorli ohak tarkibida (kamida) uchta modda bo'ladi:



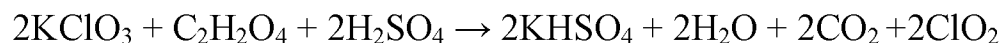
Xlorli ohak kislotalar bilan reaksiyaga kirishganda xlor erkin xolda ajralib chiqadi:



Xlorli ohak matolarni oqartirish va dezinfeksiya maqsadlari uchun ishlatiladi.

Xloritlar faqat kislotali muhitdagina kuchli oksidlovchi bo'la oladi; gipoxloritlar esa har qanday muhitda ham oksidlash xossalarini namoyon qilaveradi. Xloritlarni qizdirgan vaqtda yoki zarb ta'siridan kuchli portlab parchalanadi: $2\text{NaClO}_2 \rightarrow \text{NaClO} + \text{NaClO}_3$

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



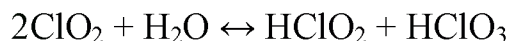
Bu reaksiyada hosil bo'ladigan karbonat angidrid xlor (IV)- oksidni suyultirib, uning portlab ketishiga yo'l quymaydi. ClO_2 - sarg'ish-yashil tusli, o'tkir hidli gaz, u qutbli modda bo'lgani uchun reaksiyaga kirishishi kuchli, havoda o'z-o'zidan shiddatli portlaydi, kuchli oksidlovchi. Ishqorlar bilan xlorit va xloratlar hosil qiladi:



Texnikada xlor (IV)- oksid olishda qaytaruvchi sifatida sulfid angidrid qo'llaniladi:



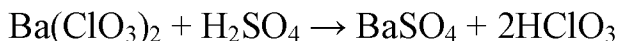
Suv bilan esa xlorit kislota eritmalarini hosil qiladi:



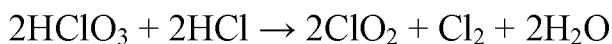
Qaynoq ishqor eritmasiga xlor yuborish yo'li bilan bertole tuzi KClO_3 olinadi:



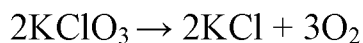
Xlorat kislota hosil qilish uchun bariy xloratga sulfat kislota ta'sir ettiriladi:



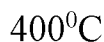
Xlorat kislota o'zining ko'p xossalari bilan nitrat kislota HNO_3 ni eslatadi; xususan, xlorat kislotaning xlorid kislota bilan aralashmasi xuddi zar suvi singari nihoyatda kuchli oksidlovchi hisoblanadi:



Xlorat kislota tuzlari – metall xloratlar MeClO_3 odatdagi haroratda barqaror, suvda yaxshi eriydigan rangsiz moddalar bo'lib qizdirilganda (katalizator ishtirokida) kislorod ajratib parchalanadi:

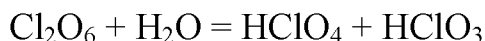


Katalizatorsiz qizdirilganda esa parchalanish quyidagicha boradi:

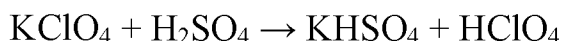


KClO_3 birdaniga qizdirilsa portlaydi, hozirgi vaqtda KClO_3 va NaClO_3 , KCl va NaCl eritmalarini elektroliz qilish yo'li bilan olinadi.

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

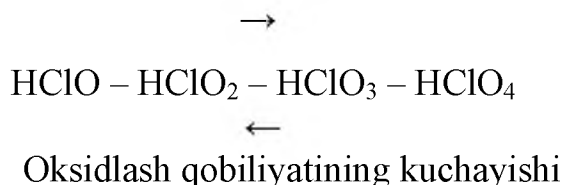


Cl_2O_7 rangsiz moysimon suyuqlik; uning qaynash harorati 83°S perxlorat kislotadan suvni fosfat angidrid bilan yo'qotish orqali olinadi:



Perxlorat kislota suv bilan bir necha gidratlar hosil qiladi, masalan: $\text{HClO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{HClO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{HClO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$; Ishqoriy metallarning va

ishqoriy-er metallarning perxloratlari gidrolizlanmaydi, lekin metalmaslarning perxloratlari, masalan, JClO_4 gidrolizlanadi. Xlorning kislorodli kislotalarining kuchi xlorning oksidlanish darajasi ortishi bilan ortadi, lekin ularning oksidlash qobiliyati xlorning oksidlanish darajasi ortgan sayin kamayadi: Kislota kuchining ortishi



Bu qatorda chapdan o'ngga tomon kislotalarning barqarorligi ham ortadi.

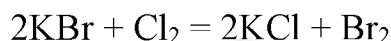
23.4. Brom, tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi



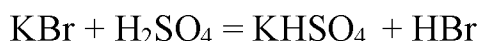
Brom. *Br.* $Z=35$; tabiiy izotoplarning massa sonlari 79 va 81 bromning elektron konfiguratsiyasi $KLM 4s^2 4p^5$. Brom 1826 yilda Ballar tomonidan kashf etilgan.

Tabiatda uchrashi: Brom tuz konlarining ustki qavatlarida brom karnallit $\text{KBr} \cdot \text{MgBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ holida uchraydi. NaBr va KBr dengiz suvida va tuz konlarda topiladi. Ba'zi neft konlaridan chiqadigan suvlarda bir oz miqdorda brom birikmalari uchraydi. Bromning massa klarki $1,6 \cdot 10^{-4} \%$.

Olinishi: Brom olishning eng arzon usuli bromidlarga xlor ta'sir ettirishdir. Bunda xlor bromidlardan bromni siqib chiqaradi; masalan:



Hosil bo'lgan brom suv bug'i bilan birga chiqib ketadi; bromga aralashib qolgan xlorni yo'qotish uchun uni yana bir marta kaliy bromid eritmasidan o'tkazib, so'ngra bug'latiladi. Xlor olishda qo'llanilgan reaksiyalardan foydalanib brom ham olish mumkin. Masalan, laboratoriyada brom MnO_2 bilan KBr aralashmasiga kons.sulfat kislota ta'sir ettirish yo'li bilan olinadi.



Fizik-kimyoviy xossalari. Bromning eng muhim fizik xossalari quyidagilardan iborat: molekula tarkibi Br_2 ; qaynash harorati $58,8^\circ\text{S}$; muzlash harorati $7,3^\circ\text{S}$; solishtirma massasi (20°S da) $3,14 \text{ g/sm}^3$; eruvchanligi 100 g suvda 20°S da 3,55 g brom eriydi.

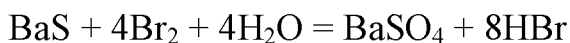
Brom odatdagi sharoitda shotut rangli suyuq metalmas bo'lib, uning bug'lari o'tkir yoqimsiz hidlidir. Brom bug'lari shillik pardalarni qichitadi. Suyuq brom teriga tushsa, uzoq vaqtdan keyin tuzaladigan yaralar hosil qiladi. Brom suvi sovitilganda $\text{Br}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ tarkibli kristallgidrat ajralib chiqadi (-10°S dan pastda).

Bromning elektronga moyilligi xlornikidan kichik; shu sababli brom bilan bo'ladigan reaksiyalar sustroq boradi. Masalan, brom vodorod bilan faqat qizdirilganda yoki katalizator ishtirokida reaksiyaga kirishadi: $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$

Brom vodorod sulfid bilan quyidagi tenglamaga muvofiq reaksiyaga kirishadi:

$$\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = 2\text{HBr} + \text{S}$$

Bromli suv bariy sulfidni bariy sulfatga aylantiradi:

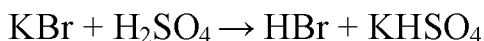


Brom neytral sharoitda oltingugurtni ham oksidlab, sulfat kislotaga aylantira oladi: $\text{S} + 3\text{Br}_2 + 4\text{H}_2\text{O} = 6\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$

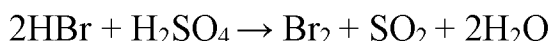
Brom fosfor bilan birikib PBr_3 ni hosil qiladi; PBr_3 gidrolizga uchraganida H_3PO_3 va HBr hosil bo'ladi: $\text{PBr}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{HBr}$

927°S da Br_2 molekulalarining 2,1 % atomlarga parchalaniladi.

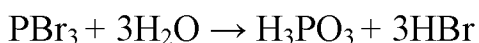
Vodorod bromid. Vodorod bromid vodorod bilan bromning bevosita birikishidan hosil bo'ladi. SHuningdek, kaliy bromidga sulfat kislotaga ta'sir ettirish yo'li bilan ham vodorod bromid olinishi mumkin:



Lekin bu reaksiya uchun qo'llaniladigan H_2SO_4 konsentratsiyasi u qadar yuqori bo'lmasligi (uning solishtirma massasi 1,4 ga teng bo'lishi) kerak. Aks holda hosil bo'ladigan vodorod bromid oksidlanib brom ajrala boshlaydi:

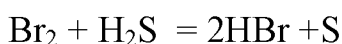


Olingan eritmani fraksiyalab haydash orqali HBr ning konsentrasiyasi 48% gacha etkazish mumkin. Vodorod bromid olish uchun asosan PBr_3 gidrolizidan foydalaniladi:



Brom fosfor bilan aralastirilganda rangsiz suyuqlik PBr_3 hosil bo'ladi. Bu modda suvda nihoyatda shiddatli gidrolizlanib yuqorida yozilgan reaksiya ro'y beradi.

Bromli suvga H_2S yuborilganida ham HBr hosil bo'ladi:



Vodorod bromid o'tkir hidli rangsiz gaz; havoda xuddi HCl kabi tutaydi. Vodorod bromid suvda juda yaxshi eriydi (10^0 S da 1 hajm suvda 600 hajm). Uning suyuqlanish va qotish haroratlari u qadar past emas. Vodorod bromid suv bilan azeotrop aralashma hosil qiladi; uning tarkibida 48% HBr bo'lib, 760 mm. sim.ust. bosimda 126^0 S da qaynaydi.

Vodorod bromid ancha barqaror; 800^0 S da parchalana boshlaydi.

Vodorod bromidning suvdagi eritmasi juda kuchli kislota. U metallarga, metall oksidlariga va gidroksidlarga xlorid kislota kabi ta'sir etadi.

Bromid kislota tuzlari - metall bromidlar suvda yaxshi eriydi: faqat ba'zi og'ir metallarning bromidlari (masalan, $AgBr$ va $PbBr_2$) suvda oz eriydi. Ishqoriy metallarning bromidlari tibbiyotda qo'llaniladi.

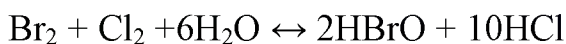
Kislorodli birikmalari. Brom oksidlari qiyin hosil bo'ladigan moddalar bo'lib, ular nihoyatda beqaror. Hozirgacha bromning quyidagi oksidlari olingan: BrO_2 - brom dioksid, Br_2O - dibrom oksid va BrO_3 - brom trioksid.

Bromning kislorodli kislotalari ikkita: $HBrO$ - gipobromit kislota va $HBrO_3$ - bromat kislota.

Gipobromit kislota bromning suv ta'sirida parchalanganida oz miqdorda hosil bo'ladi. $Br_2 + H_2O \leftrightarrow HBrO + HBr$

Muvozanatdagi sistemadan HBr ni yo'qotish uchun bromli suvga simob (II)-oksid qo'shiladi: $2Br_2 + HgO + H_2O \rightarrow HgBr_2 + 2HBrO$

Bu kislota boshqa usullar bilan ham olinishi mumkin:



Hosil bo'lgan HBrO eritmasini va qumda 30° S da bug'latish bilan gipobromit kislota konsentrasiyasi 6% ga etkaziladi.

Gipobromit kislota tuzlari metall gipoxloritlar kabi hosil bo'ladi.

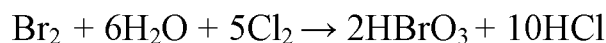
Gipobromitlar beqaror moddalar bo'lib, xuddi gipoxloritlar kabi qizdirganda disproporsiyaga uchraydi, masalan:



Bu reaksiya natijasida hosil bo'ladigan KBrO₃ (kaliy bromat) katta ahamiyatga ega. Texnikada KBrO₃ xuddi KClO₃ kabi elektroliz yo'li bilan olinadi.

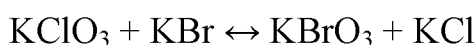
Bromat kislota HBrO₃ bariy bromatga suyultirilgan sulfat kislota ta'sir ettirib olinadi.

Bundan tashqari, bromli suvga xlor yuborilganida ham bromat kislota hosil bo'ladi:



Bromat kislota faqat suvdagi eritmada barqaror modda; uning kislota kuchi xlorat kislota qidan birmuncha pastroq, lekin HClO₃ ga qaraganda HBrO₃ ancha barqaror, uning suvdagi konsentrasiyasini 50% ga etkazish mumkin.

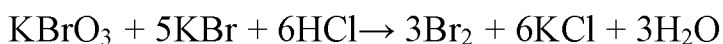
Xloratlarga bromidlar ta'sir ettirilganida ham bromatlar hosil bo'ladi, masalan:



Bu reaksiyaning chapdan o'ngga siljishiga sabab, shuki galogenlarning tartib raqami ortishi bilan ularning kislorod biriktirish qobiliyati ortib boradi.

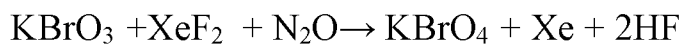
Bromat kislota o'zi hech qayerda ishlatilmaydi, lekin uning tuzlari oksidlovchi sifatida qo'llaniladi.

Bromatlar bilan bromidlar orasida kislotali muhitda boradigan reaksiya diqqatga sazovordir:

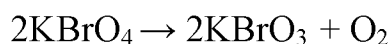


Bu reaksiyada hosil bo'ladigan brom qaytaruvchilar miqdorini aniqlashda qo'llaniladi. Bu metod analitik kimyoda *bromatometriya* nomi yuritiladi.

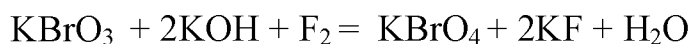
1968 yilda *perbromatlar* ham olindi. Birinchi marta o'tkazilgan reaksiya tenglamasi:



Perbromat kislota HBrO_4 faqat eritmalardagina ma'lum, uni vakuumda 80% li xolgacha konsentrlash mumkin. Qizdirilganda parchalanadi, juda kuchli kislota, eritmalarda ham kuchli oksidlovchi.



Perbromat tuzlari suvda yaxshi eriydi, oksidlovchilik xossalari kislotasinikidan zaifroq. Ularni olish uchun NaBrO_3 yoki KBrO_3 ni ishqoriy sharoitda fluor bilan oksidlanadi:



Ishlatilishi: Brom kimyo laboratoriyada organik moddalarni hosil qilishda katta ahamiyatga ega. Tarkibida brom bo'lgan ba'zi dorilar (masalan, bromural) tibbiyotda ishlatiladi. Kumush bromid fotoplyonkalar tayyorlashda, brom suvi esa oksidlovchi sifatida ishlatiladi.

23.5. Yod, tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi

Yod. $Z=53$; atom massasi 126,9. Atom tuzilishi $KLM 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$.

Yodni fransuz olimi Kurtua 1811 yili dengiz o'simliklari kulini tekshirish natijasida kashf etdi. Yodning mustaqil element ekanligini esa 1813 yilda Gey-Lyussak isbot qildi va yod nomi berishni taklif etdi.

Yod odatda brom bilan birga uchraydi. Chili selitrasining ba'zi qatlamlarida 0,1% ga qadar natriy yodat NaJO_3 bo'ladi.

Yodning tabiatda tarqalganligi katta ahamiyatga ega. Yod birikmalari organizmda modda almashinuvini yo'lga solib turishda muhim rol o'ynaydi. Organizmda yod etishmay qolganda endemik bo'qoq deb ataladigan kasallik vujudga keladi.

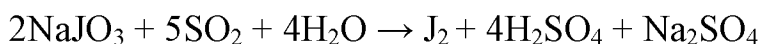
Dengiz suvida yod juda oz miqdorda uchraydi, shunga qaramasdan, dengizda o'sadigan ba'zi suv o'tlari (dengiz karami - laminariya) yod tuzlarini o'zida to'playdi. Kuchli bo'ron vaqtlardagi to'lqinlar bu o'tlarni qirg'oqqa chiqarib

tashlaydi, so'ngra bu o'tlar quritib yoqiladi, ularning kulidan 2% ga qadar yod tuzlari olinadi.

Olinishi: Yodidlarga xlor ta'sir ettirish yo'li bilan yod olish mumkin:

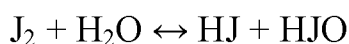
$$\text{MeJ}_x + \text{Cl}_2 = \text{MeCl}_x + \text{J}_2$$

Chili selitrasidan NaNO_3 kristallanganda ortib qoladigan eritma tarkibida natriy yodat bo'ladi. Bu eritmadan yod olish uchun eritmaga SO_2 yuboriladi (yoki H_2SO_3 ning tuzlari qo'shiladi). Bu vaqtda natriy yodat yodga qadar qaytariladi:



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

Fizik-kimyoviy xossalari: Yod odatdagi haroratda qo'ng'ir tusli rombik, metall yaltiroqligiga ega bo'lgan kristall modda, lekin u yaxshi bug'lanadi. Yodning bug' bosimi $113,7^\circ\text{C}$ da 400 mm sim.ust. bosimiga etadi. Yod bug'lari ikki atomli molekulalardan iborat. Yod molekulalarning atomlarga ajralishi 927°S da 13% ga etadi. Yod suvda juda oz eriydi; bu vaqtda yodning oksidlanish darajasi) dan +1 va - 1 ga qadar o'zgaradi:



Yodning gidrolizlanish konstantasi kichik: $K = 5 \cdot 10^{-13}$

Lekin yod molekulalari qutbsiz bo'lganligi sababli yod organik erituvchilarda (spirt, benzol, efir, xloroform kabi erituvchilarda) yaxshi eriydi. Yod bilan erituvchi orasida o'zaro ta'sir borligi tufayli eritmalarning rangi binafsha yoki qo'ng'ir tusli bo'ladi. Agar bu o'zaro ta'sir kuchsiz bo'lsa, (masalan, CCl_4 da), eritma binafsha tusga kiradi. O'zaro ta'sir kuchliroq bo'lsa, (masalan, atsetonda) eritma qo'ng'ir tusni egallaydi. Agar suvga KJ yoki HJ qo'shilsa, unday suvda yod yaxshi eriydi, chunki KJ_3 (yoki HJ_3) tarkibli kompleks birikma hosil bo'ladi. bu yerda hatto KJ_9 tarkibli birikma hosil bo'lishi mumkin. Odatda yodning spirtidagi 10% li eritmasi tibbiyotda qo'llaniladi. Yod kraxmalga ta'sir etganda kraxmal to'q ko'k rangga kiradi. Qizdirilganda esa bu ko'k rang yo'qolib ketadi.

Kimyoviy jihatdan yod oksidlovchilar jumlasiga kiradi, lekin uning oksidlash xossalari xlor va bromnikiga qaraganda kuchsizroq ifodalangan.

F – Cl – Br – I – At qatorida chapdan o'ngga tomon elementlarning elektronga moyilligi kamaya boradi. shunga ko'ra erkin holatdagi galogenlarning oksidlash potentsiali $F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2 - At_2$ qatorida chapdan o'ngga tomon kamayadi.

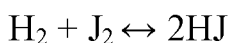


$F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2 - At_2$ qatorida chapdan o'ngga tomon galogenlarning qaytaruvchi sifatida xossalari kuchayadi; binobarin, agar brom nitrat kislotani NO ga qadar qaytargan bo'lsa, yod hatto sulfat kislotani SO_2 ga qadar qaytaradi:

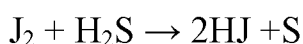


Yod o'z birkmalarida -1, +1, +3, +5, va +7 ga teng oksidlanish darajalariga ega bo'ladi.

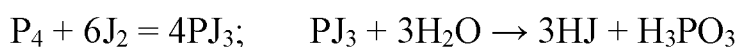
Vodorod yodid. Vodorod bilan yod yuqori haroratda birikadi:



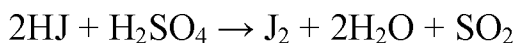
Vodorod yodidning suvdagi eritmasi hosil qilish uchun kukun qilib maydalangan yodga vodorod sulfid ta'sir ettirish mumkin:



Lekin vodorod yodid olishda eng ko'p qo'llaniladigan usul fosfor (III)-yodid gidrolizidir:



Ammo yodidlarga kons.sulfat kislotaga ta'sir ettirib HJ olib bo'lmaydi, chunki hosil bo'lgan vodorod yodid oksidlanib qoladi:



Vodorod yodid rangsiz, nam havoda tutaydigan gaz, suvda juda yaxshi eriydi. Odatdagi haroratda 1 hajm suv 410 hajm HJ gazini eritadi. Hosil bo'lgan eritma *yodid kislotasi* nomi bilan yuritiladi. U kuchli kislotalar qatoriga kiradi. Bu kislotaga qizil fosfor ishtirokida saqlanadi.

Vodorod yodid kislotasi tuzlari – *metall yodidlari* qaytaruvchi xossalari namoyon qiladi. Kaliy yodid hatto kuchsiz oksidlovchi nitrat kislotasi HNO_2 ta'siridan J_2 ga qadar oksidlanadi.

Ishqoriy metallar, ishqoriy-er metallar va ko'pchilik boshqa metallarning yodidlari suvda yaxshi eriydi. Kumush yodid AgJ yomon eriydi, PbJ_2 esa qaynoq suvda yaxshi eriydi, lekin sovuq suvda yomon eriydi.

Kislorodli birikmalari. Yodning J_2O , J_2O_5 tarkibli ikkita oksidi ma'lum, J_2O_5 yodning yagona barqaror oksidi hisoblanadi. U ekzotermik birikma. 300°S qizdirilganda yod bilan kislorodga ajraladi.

Uning solishtirma massasi $4,8 \text{ g/sm}^3$. J_2O_5 olish uchun yodat kislota – HJO_3 ni $180 - 200^\circ\text{S}$ da qizdirish kerak.

Yodning kislorodli kislotalari: gipoyodit kislota HJO , yodat kislota HJO_3 va peryodat kislota HJO_4 lardir. Yana peryodat kislota ikkita ko'rinishi bor: H_3JO_5 ($\text{HJO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) va H_5JO_6 ($\text{HJO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Bular turlicha nomlanadi, masalan, HJO_4 ni *metaperyodat kislota*, H_3JO_5 ni *mezoperyodat kislota* va H_5JO_6 ni *ortoperyodat kislota* deb yuritiladi. Meta va mezoperyodat kislotalar beqaror moddalar bo'lib, ortoperyodat kislota erkin xolda rangsiz, havoda yoyilib ketadigan (suyuqlanish harorati 130°S bo'lgan) kristall moddadir. Peryodat kislota tuzlari ichida ortoperyodatlar (M_5JO_6) eng barqaror bo'lib, metaperyodatlar (MJO_4) esa qizdirilganda ko'pincha portlab parchalanadi.

Gipoyodit kislota va uning tuzlari – gipoyoditlar (MeJO) juda beqaror moddalar bo'lib, osonlik bilan yodatlar (MeJO_3) ga utadi.

Lekin gipoyoditlar (MeJO) toza gipoyodit kislota qaraganda barqarorroq moddalardir; agar yodga ishqorlar ta'sir ettirilsa, avval gipoyoditlar hosil bo'ladi, so'ngra ular yodatlarga ajraladi; masalan:



Gipoyodid kislota va uning tuzlari oksidlovchilardir.

Gipoyodid kislota kuchsiz kislota bo'lib, u amfoter xossaga ega.

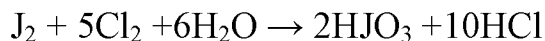
HClO – HBrO – HJO qatorida moddaning barqarorligi va oksidlash xossasi chapdan o'ngga tomon zaiflashadi.

Yod (V)- oksid J_2O_5 ga muvofiq keladigan kislota yodat kislota HJO₃ dir.

Uni hosil qilish uchun yodga HNO₃ yoki xlorli suv ta'sir ettirish kerak:



yoki



keyingi reaksiya muvozanatini o'ng tomonga siljitish uchun reaksiyon aralashmadan HCl ni chiqarib yuborish kerak, buning uchun kumush oksid qo'shib HCl ni AgCl holida cho'ktiriladi.

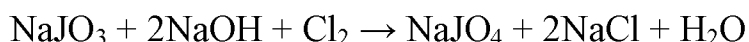
Agar yodga xlorat kislota eritmasi ta'sir ettirilsa ham yod oksidlanib HJO₃ ga o'tadi: $J_2 + 2HClO_3 \rightarrow Cl_2 + 2HJO_3$

Bu tenglamadan ko'ramizki, yodning musbat valentlik namoyon qilish qobiliyati kuchli bo'lganligi uchun u HClO₃ tarkibidagi xlorni siqib chikaradi.

Yodat kislota suvda yaxshi eriydigan rangsiz kristallar holida olinishi mumkin. Yodat kislota tuzlari MeJO₃ xuddi bromatlar (MeBrO₃) va xloratlar (MeClO₃) kabi neytral va ishqoriy eritmalarda oksidlovchi xossalari ko'rsatmaydi. Yonuvchi modda bilan aralastirilganda tashqi kuch ta'sirida yodatlar portlaydi.

HClO₃ – HBrO₃ – HJO₃ qatorida moddaning barqarorlik darajasi chapdan o'ngga tomon kuchayadi; lekin oksidlash ta'siri va kislota kuchi chapdan o'ngga tomon pasayadi.

Ortoperyodat kislota hosil qilish uchun avval uning tuzlari olinadi. Buning uchun masalan, natriy yodat ishqoriy muhitda oksidlanadi:




So'ngra NaJO₄ ga sulfat kislota ta'sir ettirilib H₅JO₆ olinadi. H₅JO₆ o'z tarkibidagi beshta vodorodni metalga almashtirishi mumkin. Uning Ag₅JO₆ va Pb₅(JO₆)₂ tarkibli tuzlari olingan.

Ortoperyodat kislota qizdirilganda metaperyodat kislota HJO₄ hosil bo'ladi.

Atom massasi ortishi bilan galogenlarning elektrmanfiyligi kamayishi sababli peryodat kislota tuzlari barqaror moddalardir.

Binobarin, HClO_4 dan ko'ra HJO_4 barqarordir.

	24. DAVRIY SISTEMANING VIII -A GURUHCHASI ELEMENTLARI
---	--

24.1. Sakkizinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika

VIII guruhning asosiy guruhchaga inert gazlar (nodir gazlar) He- geliy, Ne - neon, Ar -argon, Kr –kripton, Xe-ksenon va Rn-radon kiradi.

VIII guruh elementlari atomlarining sirtqi qavatida 8 ta elektroni mavjud:

24.2. Geliy tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi

Geliy (lot. "helium"), belgisi He, inert gazlarga tegishli bo'lgan, davriy jadvalning VIII guruh kimyoviy elementi; tartib raqami 2, atom massasi 4,0026; rangsiz va hidsiz gaz. Tabiatdagi geliy 2 ta o'zgarmas doimiy izotoplardan tashkil topgan: ^3Ne va ^4Ne (tarkibda ^4He ning miqsoni yuqori). Elementning elektron konfiguratsiyasi $1s^2$. Geliy 1868 yilda fransuz astronomi J.Jansen va ingliz astrofizigi N.Loker tomonidan quyosh toji spektrida kashf etilgan; 1895 yilda ingliz olimi U.Ramzay tomonidan kleveit mineralidan birinchi bo'lib ajratib olingan.

Tabiatda uchrashi: Geliyning atmosferadagi miqdori hajm bo'yicha - $5,27 \cdot 10^{-4}\%$, massa bo'yicha $7,24 \cdot 10^{-5}\%$. Geliyning atmosferadagi, litosferadagi va gidrosferadagi ko'lami $5 \times 10^{14} \text{ m}^3$. Koinotda eng ko'p tarqalgan elementlardan biri bo'lib, vodoroddan H_2 keyin ikkinchi o'rinda turadi. Bundan tashqari, minerallar: kleveit, monatsit, torianit tarkibida ham geliy bo'ladi.

Ishlatilishi: Gaz holatidagi geliy quyidagi holatlarda qo'llaniladi: metallarni payvandlashda, kesishda va eritishda himoya muhiti sifatida, raketa yoqilg'isini bir joydan ikkinchi joyga haydashda, yarim o'tkazgichli materiallar ishlab chiqarishda; oziq-ovqat mahsulotlarni konservatsiyalashda; vakuum texnikasida yadro reaktorlarida issiqlik tashuvchi sifatida; Yuqori bo'lmagan zichligi va yonmasligi hisobiga direjabl (havo shari) va aerostatlarni to'ldirishda ishlatiladi. Suyuq He dan - eksperimental fizikada sovituvchi agent sifatida, o'lchov va hisoblash texnikasi uchun yuqori o'tkazgichli materiallar tayyorlashda, yuqori o'tkazgichli magnitlarda ishlatiladi.

Inertligi sababli geliy metallarni eritishda, kesishda payvandlashda himoya atmosferasini hosil qilishda ham ishlatiladi. Geliy boshqa inert gaz-argonga nisbatan past elektr o'tkazuvchidir, shuning uchun geliy atmosferasidagi elektr yoy yuqori temperatura beradi, bunda elektr yoyi yordamida payvandlash tezligi oshadi. Yuqori issiqlik o'tkazuvchanligi, uning kimyoviy inertligi va neytronlar bilan kamdan-kam yadro reaksiyasiga kirishish qobiliyati geliyning atom reaktorlarini sovutish uchun ishlatish imkonini beradi. Suyuq geliy Yerdagi eng sovuq suyuqlik va u har xil turdagi tadqiqot ishlarini amalga oshirishga xizmat qiladi. Radiofaol minerallar absolyut yoshini aniqlash usullari geliyning miqdorini aniqlashga asoslangan. Geliyning qonda yaxshi erimasligi uning sun'iy havoning tarkibiy qismi sifatida ishlatish imkonini beradi va u suv osti g'ovvoslariga nafas olish uchun beriladi (azotning geliyga almashtirilish kessonli kasalliklarni oldini oladi). Kelgusida koinot raketalar kabinalari atmosferasida geliyning qo'llanilish imkoniyati o'rganilmoqda.

24.3. Neon tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi

Neon- (grek. "neos" - "yangi", lot. Neon) Ne, kimyoviy elementlar davriy jadvalining VIII guruh elementi inert gazlarga tegishli; tartib raqami 10, atom massasi 20,179. Tabiatdagi neon uchta izotopdan tashkil topgan ^{20}Ne (90,92% hajm bo'yicha), ^{21}Ne (0,257%), ^{22}Ne (8,82%). Elementning elektron konfiguratsiyasi $1S^22S^22P^6$. Neonni ingliz kimyogarlari Uilyam Ramzay (1852-

1916), va Moris Travers (1872-1961), 1898 yilda havoni fraktsiyalab spektral usul yordamida ochishgan.

Tabiatda tarqalishi: Yer yuzida neon bir xil miqdorda taqsimlanmagan, ammo tarqalishi bo'yicha barcha elementlar orasida beshinchi o'rinda turadi. U massa bo'yicha qarayb 0,13% ni tashkil etadi. Neonning ko'proq konsentratsiyasi quyoshda va boshqa qaynoq yulduzlarda, gazli tumanliklarda, tashqi planetalar atmosferasida-Yupiterda, Saturnda, Uranda, Neptunda kuzatiladi. Lo'plab yulduzlar atmosferasida neon vodorod va geliydan so'ng uchinchi o'rinda turadi. Atmosferada neonning miqdori hajm bo'yicha $1,82 \cdot 10^{-3}\%$ ni, yer qobig'ida $7 \cdot 10^{-5}$ g/t ni tashkil etadi.

Fizikaviy xossasi: Neon – bir atomli, rangsiz, hidsiz gaz, tsuyuq -248,520S, tqaynash 245,930S; qattiq xoldagi zichligi 1,444 g/sm³ (24,66 K), t suyuq xoldagi 1,24 g/sm³ (25,0 K), gaza 0,90035 kg/m³ (273 K, 0,1 MPa). Neon kb. tkr = -228,70; Rkr = 2,73; Rkr = 0,484; $Sr^0 = 20,79$; $S^0 = 146,22$; $\Delta H^0 = 0$; $\Delta G^0 = 0$; $\Delta H^0_{\text{suyuq}} = 0,33$; $\Delta H^0_{\text{bug'}}$ = 1,79; $\varepsilon = 1,0001270$; P= 1-257,3; 10-254,7; 100-251,0; s (ml) = 1,230; 1,1625; 0,9874; eruvchanligi: et. 3,8115 ml, 4,1725 ml, met. 4,1315 ml, 4,4425 ml, ats. 4,315 ml, 4,825 ml, bzl. 2,5415 ml, 2,8825 ml.

Kimyoviy xossalari: Neon kimyoviy inertdir. Kimyoviy inertligi bo'yicha faqatgina geliy u bilan bellasha oladi. Hozircha birorta valent birikmasi olinmagan. Hatta klatrat deb nomlanuvchi neonning suvli ($\text{Ne} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$), gidroksionli va boshqa moddalar bilan birikmalarini (boshqa inert gazlar-radonning, ksenonning va hatto argonning o'xshash birikmalari ma'lum) olish va saqlash juda qiyindir.

Biroq optik spektrometriya usullari yordamida neonning Ne^+ , $(\text{NeAr})^+$, $(\text{NeH})^+$, va $(\text{HeNe})^+$ ionlari mavjudligi tasdiqlangan.

Olinishi: Neon suyuq havo tarkibidan ikki bosqichli reaktifikatsiyalovchi qurilmalar yordamida olinadi. Gaz holatdagi neon va geliy yuqori bosimda kolonkaning tepa qismi-kondensatar bug'latgichda to'planadi, u yerdan 0,55 MPa bosim atrofida N_2 bilan sovitilayotgan deflegmatorning truba qismiga uzatiladi. Deflegmatordan boyitilgan Ne va He aralashmasi N_2 dan tozalash uchun faol ko'mirli adsorbentga yo'naltiriladi, unda qizdirilgandan so'ng gazgol'derga tushadi (

Ne + Ne miqdori 70% gacha), gazlar aralashmasini ajratish darajasi 0,5-0,6 N₂ oxirgi tozalashni, hamda Ne va Ne aralashmasini ajratish yoki selektiv adsorbtsiya bilan suyuq azot temperaturasida, yoki bo'lmasa, kondensatsion usulda-suyuq N₂ yoki neon yordamida amalga oshiriladi (dastlab 700°C temperaturada SiO yordamida N₂ qo'shimchalardan tozalanadi. Natijada, 99,99% tozalikdagi neon (hajm bo'yicha) olinadi.

Ishlatilishi: Suyuq neon kriogen qurilmalarda sovutgich sifatida ishlatiladi. Avvallari neon sanoatda inert muhit sifatida ishlatilgan bo'lsa ham, undan arzon argon ma'lum bo'lgan. Neon va neon-geliyli aralashma gazli lazerlarda ishchi muxiti sifatida yorug'likning gazorazryadli manbalari, indikator lampalar va kuchlanishlar barqarorizatori, sovutuvchi agent sifatida past temperaturali texnikada qo'llaniladi.

Neonli lampalarni signal maqsadida mayoqlarda va aeradromlarda ishlatiladi, chunki ularning qizil rangli tumanlarda juda kuchsiz tarqalib, ajralib turadi.

24.4. Argon va kriptonning tabiatda uchrashi, ishlatilishi

Argon (grek. argos - "faoliyatsiz" lot. Argon). Argon kimyoviy elementlar davriy jadvalining VIII guruh elementi, inert gazlarga tegishli, tartib raqami 18, atom massasi 39,948. Elementning elektron konfiguratsiyasi 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶. Tabiiy argon quyidagi izotoplardan tashkil topgan 36 Uilyam Ramzay (0,337% hajm bo'yicha), 38 (0,063%), 40 (99,600%), ya'ni boshqa yengil (1852-1916) elementlardan farqli ravishda eng og'ir izotopga ega. Argon J. Reley va U. Ramzay tomonidan 1894 yilda ochilgan.

Doktor Medanning taklifiga ko'ra (kashf qilingan yangi element haqida ma'ruza amalga oshirilgan yig'ilish rahbari), Reley va Ramzay yangi elementga «argon» (boshq. yunonchasiga ἀργός - dangasa, sekin, passiv deb nom berishgan.

Tabiatda uchrashi: Argon - havodagi tarkib miqdori jihatidan uchinchi, azot va kisloroddan so'ng turadi, yer atmosferada o'rtacha miqdori hajm bo'yicha 0,934 % va massa bo'yicha 1,288 %. Uning atmosferadagi zaxiralari 4·10¹⁴ t baholanadi. Argon - yer atmosferasida eng keng tarqalgan inert gaz, 1 m³ havoda 9,34 l argon

boʻladi (taqqoslash uchun: havoning oʻsha hajmida $18,2 \text{ sm}^3$ neon, $5,2 \text{ sm}^3$ geliy, $1,1 \text{ sm}^3$ kripton, $0,09 \text{ sm}^3$ ksenon boʻladi).

Litosferadagi argonning massa boʻyicha miqdori - $4 \cdot 10^{-6} \%$. Dengiz suvining har bir litrida $0,3 \text{ sm}^3$ argon, ichimlik suvida $5,5 \cdot 10^{-3} - 9,7 \cdot 10^{-5} \%$ argon bor. Dunyo okeanlaridagi uning miqdori $7,5 \cdot 10^{11} \text{ t}$, yerning ajralgan jinslarida - $16,5 \cdot 10^{11}$ tonnani tashkil etadi.

Ishlatilishi: Quyida argonning qoʻllanilish sohalari keltirilgan: argonli lazerlarda; choʻgʻlanma lampalarda, shisha xaltalarda ichki boʻshliqlarni toʻldirishda; payvandlashda (elektr, lazerli, kontaktli va boshqa) himoya muhiti sifatida metallarni (masalan, titan), hamda metallmaslarni; payvandlash va kesishda plazma hosil qiluvchi sifatida; oziq-ovqat sanoatida argon E938 oziq-ovqat qoʻshimchasi sifatida roʻyxatdan oʻtkazilgan; olov oʻchiruvchi modda sifatida oʻt oʻchirishning gazli qurilmalarida; tibbiyotda operatsiya vaqtida havo va kesiklarni tozalashda ishlatiladi, chunki argon xona haroratida kimyoviy birikmalarni hosil qilmaydi; Marsga sayohat vaqtida kosmik kema bortida yuz berishi mumkii boʻlgan yongʻinning oldini olish maqsadida Mars-500 tadqiqoti olib borilgan atmosferani tarkibiy qismiga kiritilgan, biroq qator kamchiliklarga ham ega: masalan, gazning yuqori narxi (bundan tashqari, argon uchun alohida sistema zarur); kimyoviy sintezda havoda barqaror boʻlmagan birikmalar uchun inert atmosferani hosil qilishda ishlatiladi.

Kripton (grek. "kryptos" - "yashirin"; lot. Krypton) Kripton (Kr) - kimyoviy elementlar davriy jadvalining VIII guruh elementi, inert gazlarga tegishli; tartib raqami 36, atom massasi 83,80. Tabiatdagi kriptoni havodan ajratilgan izotoplardan iborat ^{78}Kr (0,354% hajm boʻyicha), ^{80}Kr (2,27%), ^{82}Kr (11,56%), ^{83}Kr (11,55%), ^{84}Kr (56,90%), Kr (17,37%). ^{235}U va ^{238}U boʻlinishida radiofaol izotoplar hosil boʻladi, masalan, ^{85}Kr ($T_{1/2} = 10,6 \text{ g}$), u yadro portlashida ham hosil boʻladi. Elementning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.

1898 yilda ingliz olimi U.Ramzay va M.Travers suyuq havo tarkibidan aralashmani ajratgan (birlamchi kislorod, azot va argonni ajratib) va uning

tarkibidan spektral usul bilan ikkita gaz: kripton («yashirin») va ksenon («begona») ajratib olingan.

Tabiatda uchrashi: Atmosfera havosidagi hajm bo'yicha miqdori $1,14 \cdot 10^{-4}$ %, umumiy zahirasi $5,3 \cdot 10^3$ m³ dan iborat. 1 m³ havoda 1 sm³ atrofida kripton bo'ladi. Havo tarkibidan kriptonni ajratish ko'p energiya talab qiladi, chunki bir hajm kriptonni suyuq havodan rektifikatsiya qilib tarkibidan ajratish uchun million hajmdan ortiq havoni qayta ishlash kerak.

Ishlatilishi: Kripton gazorazryadli va rentgenli trubkalarni to'ldirishda ishlatiladi. Radiofaol izotopi ⁸⁵Kr Beta-nurlanish manbasi sifatida tibbiyotda, vakuum qurilmalarda kichik teshikchalarni topishda, detallar yemirilishini korroziyani nazorat qilish uchun izotop indikator sifatida ishlatiladi.

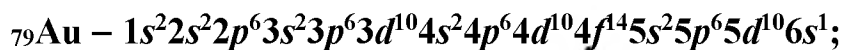
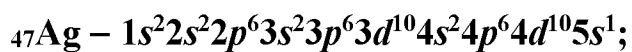
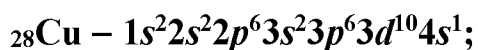
O'ta kuchli eksimer lazerlar (Kr-F) ishlab chiqarishda va kripton ftoridlari raketa yoqilg'isi oksidlovchisi sifatida taklif qilingan.



25. DAVRIY SISTEMANING I,II,III-B GURUHCHASI ELEMENTLARI

25.1. Birinchi guruhning yonaki guruhchasiga umumiy xarakteristika

I -B guruh elementlariga Cu- Mis, Ag-kumush va Au- oltin kiradi. Bu elementlar d elementlar bo'lib ularning tashqi energetik pog'onasida 1 ta toq elektroni mavjud. Elementning elektron konfiguratsiyasi $ns^1 nd^{10}$.



Oksidlanish darajalari: Cu - +1 va +2

Ag - +1 va +2

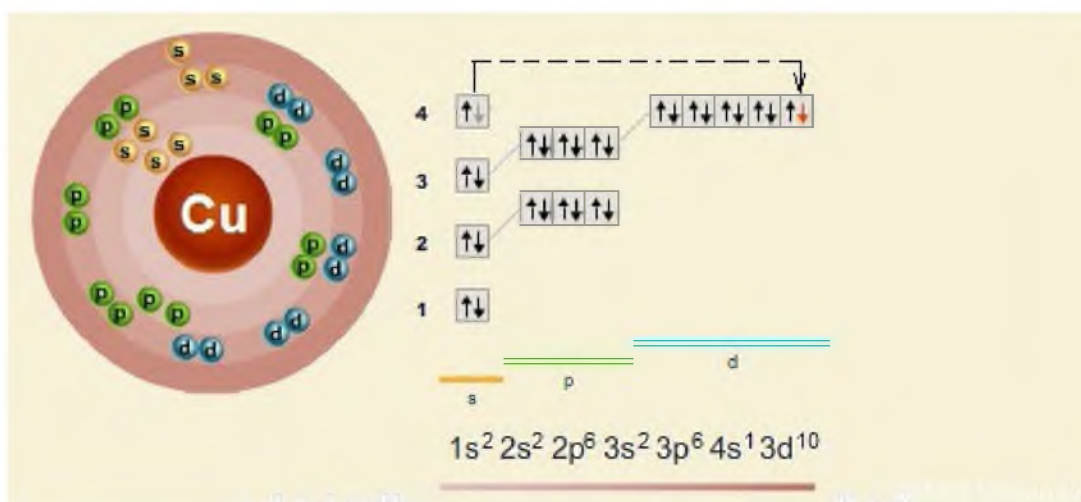
Au - +1, +2 va +3

I -B guruh elementlarining atom radiusi I A guruh elementlaridan ancha kichik bo'ladi. Shuning uchun mis, kumush, oltinlarning zichligi yuqori, erish harorati esa baland bo'ladi.

25.2. Mis tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi



Cu- Mis (lot. Cuprum- Kipr orolining nomidan), tartib raqami 29, atom massasi 63,546. kimyoviy elementlar davriy jadvalining I B guruh elementi.



25.1-rasm Mis atomining elektron tuzilishi va konfiguratsiyasi

Tabiatdagi mis ikkita barqaror izotopning aralashmasidan iborat ^{63}Cu (69,09%) va ^{65}Cu (30,91%). Texnik maqsadlar uchun inson tomonidan qo'llanila boshlangan birinchi metallardan biridir.

Tabiatda uchrashi: Misning yer qobig'idagi massa jihatdan o'rtacha miqdori – $(4,7-5,5) \cdot 10^{-3}\%$. Dengiz va ko'l suvlarida misning miqdori nisbatan past $-3 \cdot 10^{-7}\%$ (massa bo'yicha). Mis tabiatda erkin holda hamda birikmalar ko'rinishida ham uchraydi. Sanoatda ahamiyatga ega bo'lganlari xalkopirit hamda mis kolchedani nomi bilan ma'lum bo'lgan CuFeS_2 , xalkozin Cu_2S va bornitlardir Cu_5FeS_4 . Bular bilan birgalikda boshqa minerallar ham uchraydi: kovellin CuS , kuprit Cu_2O , azurit $\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$, Malaxit $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$, xrizokolla $\text{CuSiO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ayrim hollarda mis erkin holatda ham uchraydi, Misning konlari qatoriga – Udokan, Zabaykal o'lkasida, Jezkazgan, Qozog'iston, Markaziy Afrikadagi misli mintaq va Germaniyaning Mansfeldida, misli makonlar kiradi. Misning boshqa boy konlari Chili va AQSH da mavjud.

O'zbekistonda 900 ga yaqin mis ma'danli konlari mavjud, biroq bugungi kunda faqat 3 ta kon ishlatilib kelinmoqda va yana 2 ta kon Yoshlik-1 va Yoshlik-2 konlari ishga tushish arafasida (Toshkent viloyatida), u gidrotermal mis-parfironli formatsiyaga tegishli. Bu formatsiyani konlar va ma'danlari Markaziy Tyan-Shanda, ayniqsa, Qurama tog' tizmasiga tegishlidir. Uning asosiy namoyondalari Olmaliq hududida joylashgan, u yerda eksplutatsiya

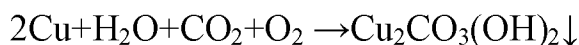
qilinadigan obyektlar joylashgan (Kolmaqfir, Yoshlik va Saria-Cho`qqi) va bir qator kichiklari (Baliqchi, Qorabuloq va boshqalar).

Fizik -kimyoviy xossalari: Mis-plastik, pushti-qizil metall, xarakterli metal yartirashiga ega. $t_{\text{suyuq}}=1083^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn.}}=2573^{\circ}\text{C}$; zichligi: $8,92\text{g/sm}^3$, 1100°C temperaturada suyuq $-8,36\text{g/sm}^3$, 200°C temperaturada $-8,32\text{g/sm}^3$.

Misning muhim va keng qo`llaniladigan xossalari – uning yuqori issiqlik o`tkazuvchanligi va past elektr qarshiligidir. Mis yumshoq, qovushqoq metal; diamagnit.

Kimyoviy faolligi yuqori emas. Quruq havoda xona haroratida deyarli oksidlanmaydi. Qizdirilgan mis oksid qavati hosil bo`lish hisobiga qorayadi. Kislorod bilan sezilarli ta`sirlashuvi 200°C temperatura atrofida boshlanadi.

Nam havoda mis oksidlanib, asosli mis (II) karbonatini hosil qiladi:



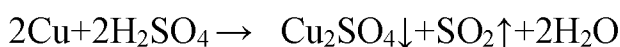
Konsentrlangan sovuq sulfat kislotasi bilan ham ta`sirlashadi:



Konsentrlangan qaynoq sulfat kislotan bilan ham ta`sirlashadi:

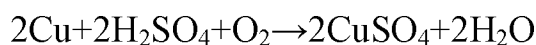


Suvsiz sulfat kislota bilan ham: 200°C

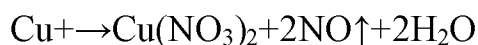


Suyultirilgan sulfat kislota, kislorod ishtirokida qizdirilganda ta`sirlashadi:

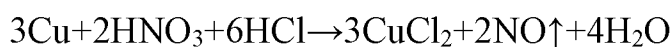
t°



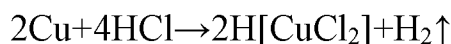
Konsentrlangan nitrat kislota bilan:



“Zar suvi” bilan:

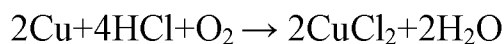


Konsentrlangan qaynoq xlorid kislotasi bilan:

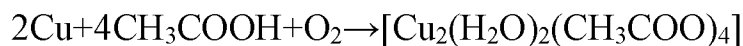


Gazli vodorod xlorid bilan $500-600^{\circ}\text{C}$ temperaturada kislorod ishtirokida:

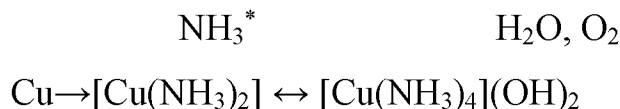
$500-600^{\circ}\text{C}$



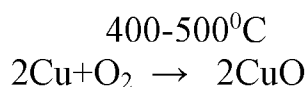
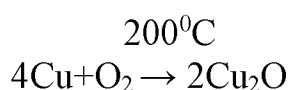
Hamda mis konsentrlangan sirka kislotasi bilan kislorod ishtirokida ta`sirlashadi:



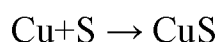
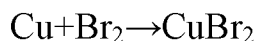
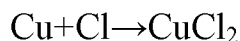
Mis ammoniyning konsentrlangan gidroksidida erib, ammiakatlarni hosil qiladi:



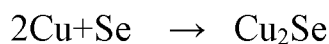
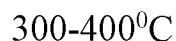
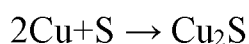
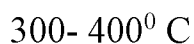
Mis kislorod tanqisligida 200°C temperaturada mis (I) oksidiga qadar va kislorod miqdorda ortiqcha bo`lganda 400-500°C temperaturada mis (II) oksidiga qadar oksidlanadi:



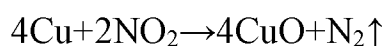
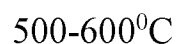
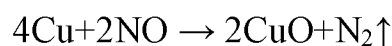
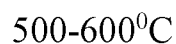
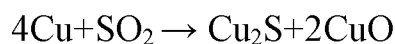
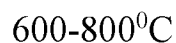
Mis kukuni xlor, oltingugurt (suyuq oltingugurtli uglerodda) va brom (efirda) bilan xona haroratida ta`sirlashadi:



300-400 ° C temperaturada oltingugurt va selen bilan ta`sirlashadi:

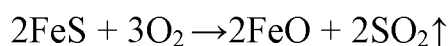
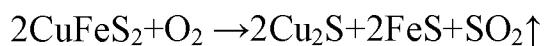


Metallmas oksidlari bilan:

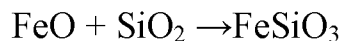


Mis kaliy sianidi bilan ta'sirlashib, kaliy (I), ishqor va vodorodni hosil qiladi. Toza mis tarkibli rudalardan va uning mineralaridan olinadi. Mis olishning asosiy usullari – pirometallurgiya, gidrometallurgiya va elektrometallurgiya usullaridir.

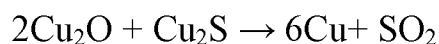
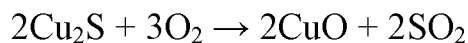
Pirometallurgiya usuli. Pirometallurgiya usuli misni birikma va boyitmalardan pechlarda eritish orqali olishga asoslangan, masalan, xalkopiritli xomashyo tarkibida 0,5 – 2,0% S bo'ladi. Boshlang'ich rudali ma'Danni boyitgandan so'ng boyitma olinadi, uning tarkibida o'rtacha oltingugurt 20 – 25% yuqori bo'lsa, 800 -900⁰ C temperaturada oksidlanishli kuydirishni amalga oshiriladi.



So'ngra kuydirilgan boyitmadan shteyn olish uchun pechda eritiladi. Eritmadagi temir oksidini ajratib olib bog'lash uchun kremnezem qo'shiladi:



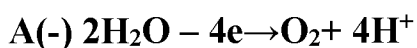
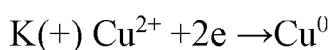
Hosil bo'lgan temir silikati shlak ko'rinishida erib, suyuq holda ajratib olinadi. Shteyn tubida qolgan sulfidlar qarishmasi FeS va Cu₂S lar iborat bo'lib bessemerli, ya'ni havo bilan konverterda purkash usuliga jo'natiladi. Buning uchun erigan suyuq shteyn konverterga quyiladi va unga havo purkaladi. Bunda qoldiq temir sulfidlari oksidgacha oksidlanadi va kremnezem yordamida silikat ko'rinishida shlakka o'tib jarayondan suyuq holda chiqariladi. Mis sulfide qisman oksidgacha oksidlanadi va sulfid oksid bilan o'zaro ta'sirlashib, keyin mis metalligacha qaytariladi:



Olingan xomaki mis tarkibida 95 – 98% Cu bo'ladi va uni anod pechiga suyuq holda quyadi. Anodli pechda dastlab olovli rafinatsiya, ya'ni olovli tozalash olib boriladi, olingan anod qotishmasi keyin elektrolit tozalash sifatida sulfat kislotani ishlatib elektroliz usulida qayta tozalanadi. Bu jarayon elektr vannada sulfat kislota yordamida elektroliz usuli bilan olib boriladi. Katodga yopishgan

elektrolitik mis juda yuqori tozalikka ega bo`ladi 99,99% va elektr o`tkazgich simlari elektrotexnik jihozlar hamda qotishmalar tayyorlash uchun ishlatiladi. Hidrometallurgik usul. Hidrometallurgik usul misni oksidli va aralash minerallarini suyultirilgan sulfat kislota yoki ammiak eritmasida eritilishiga asoslangan, olingan eritmada mis emir metali bilan siqib chiqariladi:

$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$ Elektroliz usuli Mis sulfat eritmasining elektrolizi quyidagicha boradi:



Asosiy xomashyo mis – sulfidi, ayrim hollarda mis tarkibli turli rudalar hisoblanadi. Tabiatdagi misli rudalar tarkibida mis miqdori yuqori emasligi sababli (0,35 – 1,2%) va ularning ko`p komponentligi misli ma`danlarni flotatsiya usulida boyitadi. Misning miqdori misli boyitmalarda 16-30% gacha bo`ladi. Umumiy keklardan qazib, keyin qayta ishlab olinadigan jami misning asosiy miqdori (85-88%) quyidagi bosqichlarda olinadi: boyitmani kuydirish, eritish, konvertorlash, rafinatsiyalash. Kuydirilganda oltingugurtning ortiqcha miqdori gaz shaklida texnologik gaz holiga o`tkaziladi, unda 5 – 8% SO₂ gaz tarkibida bo`ladi. Bu gaz keying bosqichda sulfat kislota ishlab chiqarish uchun ishlatiladi. Boyitma tarkibidagi qo`shimchalarning (Fe, Zn, As, Pb va boshqalar) bir qismi boyitmaga o`tib keying eritish va qayta ishlash mobaynida qayta tozalanib olinadi va jarayonga o`tkaziladi. Kuydirish mahsuloti bu kuyundi, u eritish pechlarida eritiladi (bunday pechlarga: KME, YAKEP, VP, Misubisi, Noranda, RTP, Oytkompo va boshqa eritish dastgohlari kiradi). Eritish jarayonida 2 ta suyuq faza hosil bo`ladi – Cu, Fe, rangli metallar sulfidlar eritmasi (shteyn: Cu 26 – 40%) va metal oksidlari va silikat eritmasi (shlak: 0,35-0,75% Cu). Shunday eritish dastgohlaridan biri avtogen jarayonlardir. Avtogen eritishning muhim ahamiyati – kislorodli mash`alli, yallig` va

akslantirish so`ng eritishdir. Shuningdek, elektr toki yordamida eritish, suyuq vannada eritish (Vanyukov pechi), “Noranda”, “Mitsubisi” va Outakumpo jarayonlari yordamida misli shteyn eritmasi olinadi. So`ng esa bu eritma konverterlashga yo`naltiriladi va FeS ni miqdoriy oksidlanishi maqsadida siqilgan havo purkalanadi va kvarqli flyus ishtirokida uni shlak holiga o`tkazadi. (1-bosqich), Cu_2S ni oksidlanishi ko`pchilik qo`shimchalardan oltingugurtni maksimal yo`qotish (2-bosqich) bilan bog`liqdir, u gaz holiga o`tkaziladi. Oxirgi mahsulot xomaki mis suyuq holda (98,5-99,3% Cu) olinadi. Xomaki mis olovda rafinatsiyalanadi, unda tozalash yuqori haroratda kislorodni katta miqdoriga moyilligiga asoslangan holda tozalanadi. Eritmaga havo purkalganda Cu, Fe, S, Zn, Pb va qisman Ni, As, Sb, Bi oksidlanib, miqdoriy shlakga o`tadi. Keyin kislorodni yo`qotish uchun Cu eritmasi qaytaruvchi bilan tiklanadi. Tayyor metal ($> 99,5\%$ Cu) elektroliz uchun qulay shaklga, anod holida quyiladi. Olingan qattiq quymalar anod holida elektrolizga jo`natiladi. Elektrolitik rafinatsiyalash o`zgarmas tokda, sulfat kislotali eritmada o`tkaziladi, elektroliz jarayonida qizdirilgan eritmaning uzluksiz aylanishi amalga oshadi, mis katodli asosga o`tadi, katod ham maxsus matrich vannada elektroliz qilib olinadi. Katodli mis (99,99% Cu) qayta eritilib va maxsus shaklda qolipga quyiladi. Qolmaqfir va Sariq cho`qqi koni rudalari qisman misli shlak bilan birga uch bosqichli maydalash tegirmonlariga tushadi. Keyinchalik zaldirli tegirmonga suv yordamida maydalashga yuboriladi va metal po`lat zaldir yordamida yanchiladi. Maydalangan mahsulot tasniflashga tushadi, u yerda yirik rudalar yana maydalashga yuboriladi, maydalari esa flotatsiya jarayoniga yuboriladi. Boyitma shixta tayyorlash jarayoniga borishdan oldin quyuqlashtirish va quritish jarayonlaridan o`tadi. Shixta o`ziga misli boyitma, ruxli klinker, ohaktosh, oltin tarkibli boyitma, ZIF boyitmalaridan iborat bo`ladi. Kislorod mash`alli eritish pechiga yuklanayotgan shixta namligining qoldiq miqdori 1 % dan past bo`lguncha quritiladi ($w-0,5\div 1\%$).

KMEP pechiga maxsus kislorod stansiyasidan texnik kislorod purkaladi, uning konsentratsiyasi (O_2) 96% ni tashkil etadi, YAQ eritish pechiga (OP), shuningdek, tabiiy gaz va texnologik kislorod, havo yuboriladi. KMEP (KFP)ning oqova texnologik gazi sulfat kislota olish uchun yuboriladi. Berilgan eritma agregatlarida shixtani eritganda ikkita suyuq mahsulot – shteyn va shlak. KMEP pechi shlagi tashlanma joyga to`planadi, keyinchalik esa mis boyitish fabrikasida (MOF-2) qayta ishlanadi. YAKEP shlagi ham tashlanma joyga yuboriladi. Eritish jarayonlarining oraliq mahsuloti misli boyitmalar (shteyn) konverterlashga yuborilib, xomaki mis konvertordan olinadi. Shlaklar suyuq holda aylanma material sifatida YAKEP quyiladi. Anodli pechda rafinatsiya (tozalash) jarayoni olib boriladi va unga qattiq mis tarkibli lomlar, skraplar yuklanadi.

Elektrolitik rafinatsiyalashda kimyoviy reagentlardan foydalaniladi, shuningdek, sulfat kislotasidan elektrolit tayyorlanadi va uch xil ko`rinishda mahsulot olinadi: ishlatilgan elektrolit mis to`tiyosi olishga ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) ishlatiladi, shlamdan oltin, kumush, selen va tellur olish uchun maxsus sexga yo`naltiriladi va katodli mis 99,99% Cu tayyor mahsulot sifatida olinib, sotuvga chiqariladi. Qotishmalari tarkibida Zn, Sn, Al, Ni, Fe, Mn, Si, Be, Cr, Pb, P va boshqa legirlovchi elementlar bo`ladi. Mis qotishmalari latun, bronza va mis- nikel qotishmalariga bo`linadi. Legirlovchi komponentlariga ko`ra mis qotishmalari yuqori elektr o`tkazuvchanlikka va issiqlik o`tkazuvchanlikka ega bo`lishi, plastic va mustahkam, antifraksion va korroziyabardosh bo`lishi mumkin.

Mis keying paytlarda tarkibida oltin bor qotishma sifatida ham keng qo'llanilmoqda. Unda mis 85%, rux 12%, qalay 2% va oltin 1% bo'lib, ko'pgina oltinli qotishmalar xalq xo'jaligining turli tarmoqlarida ishlatilmoqda. Neyzilber(65% mis), konstantan (59% mis), melxior (68% mis), oddiy bronza (90% mis), oddiy latun (60-70% mis) kabi qotishmalar xalq xo'jaligining ko'pgina tarmoqlarida ma'lum.

Ishlatilishi: Misli qotishma va turli birikmalari 50 dan ortiq mahsulotlarni o'z ichiga oladi. Jami ishlab chiqarishda misning 40% li turli qotishmalaridan foydalaniladi. Mis va ruxdan tayyorlangan latundan har xil misli uskunalar, quvur, soatlar mexanizmi va detallari tayyorlanadi, mis va qalay qotishmalaridan tayyorlangan bronzadan esa turli podshipniklar, halqalar va yuqori quvvatli transportlarning detallari tayyorlanadi. Elektrotexnikada elektr simlari tayyorlash uchun, metallurgiyada turli qotishmalar tayyorlash uchun va katalizator sifatida ham ishlatiladi: mis birikmalari qishloq xo'jaligi zararkunandalariga qarshi kurashda, mineral bo'yoqlar ishlab chiqarishda va boshqa maqsadlarda ishlatiladi. Mis elektr va issiqlik o'tkazuvchanligining yuqoriligi, elastikligi va korroziyabardoshligi uning ko'p sohalarda ishlatilishini belgilab beradi. Qazib olinadigan misning taxminan 50% I elektrotexnika sanoati ehtiyojlari uchun ishlatiladi. Alyuminiyli mis bronzalaridan asosan yuqori zangdan saqlovchi xususiyatga ega bo'lgan aviatsiya dvigatellarida, quvur va boshqa sohalarda qo'llaniladi.

Shuningdek, nikel va ruxli mis aralashmasidan tayyorlangan mis xlor qotishmasi uy-ro'zg'or buyumlari tayyorlashda, tibbiyotda, jarrohlik asboblari yasashda keng qo'llaniladi. Marganes, nikelli mis qotishmalari- nikelin va marganes kabi elektr qarshiligi yuqori bo'lgan qotishmalari elektrotexnikada ishlatiladi.

25.3. Kumush tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi



Kumush (Argentum) –Ag, kimyoviy elementlar davriy jadvalining I guruh elementi; tartib raqami 47, atom massasi 107,870, nodir metallar guruhiga mansub. Tabiatdagi Ag ning ikkita barqaror iziotopi mavjud: 107 (51,35%) va 109 (48,65%). Radiofaol izotoplardan Ag¹¹⁰ (T_{1/2}=253 kun) muhim hisoblanadi. Elementning elektron konfiguratsiyasi 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s¹ 4d¹⁰.

Tabiiy kumush eramizdan 3000 yil oldin Misr, qadimgi Fors o'lkasi va Xitoyda topilgan.

Tabiatda uchrashi: Yer qobig'idagi massa bo'yicha miqdori 7·10⁻⁶%. Uning maksimal konsentratsiyasi gil tuproqli Slanetslarda hosil bo'ladi, unda Kumush miqdori 1g/t gacha yetadi.

Nodir va rangli metallarning ma'lum bir miqdori tabiatda erkin holda uchraydi. Kumushning juda katta miqdori topilganligi ma'lum va rasman tasdiqlangan. Masalan, 1477- yilda “ muqaddas Georgiy” (Shneeberg konlaridagi Rudli tog'larda, Freyberg tog'laridan 40-45 km uzoqlikda) 20 tonnalik tabiiy sof holatdagi kumush topilgan. Daniyaning Kopengagen muzeyida 254 kg erkin holatdagi kumush, 1666-yilda Kongsberg Norvegiya konida topilgan. Katta bo'laklari yer yuzining turli kontinentlarda ham topilgan. Hozirgi vaqtda Kanada parlamenti binosida Kanadadagi Kobalt konidan topilgan 612 kiloli kumush plastinasi saqlanadi. O'sha kondan o'zining o'lchamlari bo'yicha “ kumush tratuar” nomini olgan, 30 m uzunlikka va 20 t og'irlikka ega bo'lgan sof holdagi kumush topilgan. Dengiz suvidagi konsentratsiyasi oltinnikiga nisbat yuqoridir (0,04 mkg/l atrofida yoki 0,004mkg/l, tegishli ravishda.

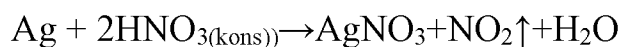
Kumushning 50 dan ortiq tabiiy minerali ma'lum. Ulardan 15-20 tasi sanoat ahamiyatiga ega, shu jumladan: kyustelit-izomorf oltin qo'shimchasi

boʻlgan (50% gacha), kongsberit – simob qoʻshimchasi boʻlgan (5%gacha), animikit – surma qoʻshimchasi boʻlgan (11% gacha), misli Ag (10% gacha mis) va electrum (Au Ag), Ag 15-50% boʻlgan birikmalardir. Ag keying keltirilgan minerallarning asosi hisoblanadi: argentite Ag_2S – pirargirit Ag_3SbS_3 , prustit Ag_3AsS_3 , stefanit Ag_5SbS_4 , polibazit $8(\text{Ag,Cu})_2\text{S}\cdot\text{Sb}_2\text{S}_3$, kerargirit AgCl , embolit $\text{Ag}(\text{Cl,Br})$, bromargirit AgBr , yodagirit AgJ . Ag oz miqdori koʻplab minerallar tarkibida ham uchraydi.

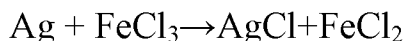
Fizik- kimyoviy xossalari. Ag – chiroyli oq rangli metal, metallar orasida eng yuqori elektr va issiqlik oʻtkazuvchanligi, hamda infraqizil va yorugʻlikning koʻzga koʻrinadigan sohasida yaxshi qaytaruvchilik qobiliyatiga ega. $T_{\text{suyuq}}=961,9^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2170^{\circ}\text{C}$, xona haroratidagi zichligi $10,50\text{g}/\text{sm}^3$.

Kumush kb: $C_r=0,235^{25}$; $C_r^0=25,4$; $S^0=42,55$; $\Delta H^0=0$; $\Delta G^0=0$; $\Delta H_{\text{suyuq}}=11,3$; $\Delta H_{\text{bug.}}=251,5$; $\eta=2,98^{1200}$; $\sigma=1140^{870-945}$; $r=0,01^{1028}$ $0,1^{1163}$; 1^{1330} ; 10^{1543} ; 100^{1825} .

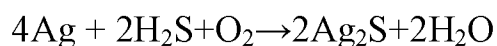
Kumush nodir metal hisoblanib, nisbatan past reaksiya qobiliyati bilan ajralib turadi, u xlorid va suyultirilgan sulfat kislotalarda erimaydi. Ammo oksidlanish muhitida nitrat, qaynoq konsentrlangan sulfat kislotasi hamda xlorid kislotasida erkin kislorod ishtirokida eriydi:



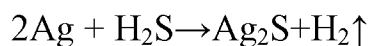
Temir xloridida eriydi va bu gʻadirlash uchun ishlatiladi:



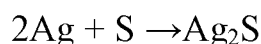
Kumush simobda oson erib, amalgama hosil qiladi (simob va kumushning suyuq qotishmasi). Kumush kislorod bilan yuqori temperaturalarda ham oksidlanmaydi, biroq ultrabinafsha nurlar taʼsirida kislorod yoki ozon bilan oksidlanib, yupqa qavat hosil qilishi mumkin. Nam havoda juda oz miqdordagi ikki valentli oltingugurt ishtirokida (vodorod sulfidi, tiosulfatlar, rezina) kam miqdorda eriydigan kumush sulfide quyqasi hosil boʻladi, kumush buyumlarning qorayishi bilan asoslanadigan:



Kislorod boʻlmaganda:



Xona haroratida galonlar kumush bilan passivroq ta'sirlashib, tegishli kumush galogenid himoya qavatini hosil qiladi. Xlor namlik ishtirokida 80°C temperaturada sezilarli darajada, quruq xlor- 300°C temperature atrofida, qizil cho'g' temperaturasida ftor bilan ta'sirlashadi. Oksidlovchilar bo'lmagan paytda odatdagi haroratda vodorod galogenidlar HCl, HBr, HI kumushga ta'sir etmaydi. Oltinugurt bilan qizdirilganda sulfidni hosil qiladi:



Kumush oltindan farqli ravishda, zar suvida xlorid qavati hosil bo'lishi hisobiga erimaydi.

Vodorod (H₂) va azot (N₂) bilan to'g'ridan to'g'ri ta'sirlashmaydi. Uglerod kumush bilan qizil cho'g' temperaturasida ta'sirlashadi. Qizil cho'g' temperaturasida kumush fosfor bilan ta'sirlashib, Ag₃P Tarkibli fosfidni hosil qiladi.

Birikmalarda nisbatan barqaror oksidlanish darajasi +1 hisoblanadi. Ammiak ishtirokida kumush (I) birikmalari suvda oson eriydigan kompleks [Ag(NH₃)₂]⁺ ni hosil qiladi. Kumush- sianidlar, tiosulfatlar bilan ham komplekslar hosil qiladi. Kumushni ruda tarkibidan ajratib olish maqsadida kompleks birikma hosil qilishi, kumush birikmalarining kam eriydigan xossalari uchungina qo'llaniladi. Yuqori oksidlanish darajalari (+2, +3) faqatgina kislorod (AgO, Ag₂O₃) va ftor bilan birikmalarida (AgF₂, AgF₃) kuzatiladi, bunday birikmalar kumush (I) birikmalariga ko'ra ancha beqarordir. *Olinishi:* Kumush toza sof holda asosan qo'rg'oshin va mis konsentratlarini pirometallurgik usulida qayta ishlash tufayli olinadi. Xomaki misdan elektr rafinirlash paytida cho'kmaga tushirib ajratib olinadi. Xomaki qo'rg'oshin tarkibidan esa rux yordamida ajratib olish mumkin. Eritilgan kumush tarkibli qo'rg'oshin konsentratiga kumushli alohida qavat hosil qilish uchun rux qo'shiladi. Kumush qo'rg'oshinga nisbatan ruxda yaxshiroq eriydi, shuning uchun asosiy qismi rux qavatiga o'tib, Ag₂Zn₃; yuza qismida 15-40% Ag, 60-70% Zn va 5% Pb tarkibli rux ko'piklari hosil qiladi. Rux ko'piklaridan

qo'rg'oshin bosimli suzish tufayli yuqori bosim ostida chiqariladi. Dunyoda jami kumushning 75% I qo'rg'oshin va mis sanoatidagi birikmalardan yo'ldosh usulida ajratib olinadi. Unda ko'p hollarda kumush oltin bilan birga birikma hosil qilib, ajratiladi. Sanoatda kumush tarkibli rudalar flotatsiya va gpavitatsiya usuli bilan boyitilib, konsentrat (boyitma) olinadi, so'ng sianid eritmasida eritiladi. Kumushga boy rudalarga ayrim korxonalarda osh tuzi qo'shilib xlorli kuydirish orqali sulfidlar kumush xlorid holiga o'tkaziladi. Sianid eritmasidan kumushni ajratib olish uchun rux yoki alyuminiy (kukuni) ishlatiladi. Avvaliga oksid holiga to'liq o'tkaziladi, so'ng tozalanadi va kumush olinadi. Qo'rg'oshin sanoatida reaktorlarda rux qo'shilib, kumush bilan birga kimyoviy birikma holiga o'tkaziladi. Pirometallurgiya yordamida rux bug'lantirilib, uchirib yuboriladi, qattiq holda qolgan kumush tozalashga jo'natiladi. Mis sanoatida ruda tarkibidagi kumush flotatsiya jarayonida 70-75% kumush boyitmaga so'ng 80-90% kumush eritish pechida misli shteynga o'tadi. Yuqori haroratdagi shteyn konvertor pechida havo bilan purkalganda undagi 85-92% kumush xomaki mis tarkibiga o'tadi, so'ng kumush xomaki misdan anodga, keying jarayonda elektroliz paytida shlamga cho'ktiriladi. So'ng shlam 1000°C temperatura atrofida eritilib, selen va tellur bug'lantirilib, haydaladi. Mo'ridan o'tgach, suzgichlarda ushlanadi. Eritish pechida Dore metalli, ya'ni oltin va kumush qotishmasi olinadi. Keyingi jarayon affinaj bo'lib, oltin kumushdan ajratiladi, unda kislotalar bilan qayta ishlanib, elektroliz usuli bilan sof kumush olinadi. Undan tashqari ayrim sanoat korxonalarida kumush rudasi asosan qo'rg'oshin rudalari bilan aralashgan holda bo'ladi. Shuning uchun tarkibida kumush bo'lgan rudalar suyuqlantirilib, usti ochiq vannalarda kislorod ta'sirida oksidlanadi.

Natijada qo'rg'oshin bilan eritmaga o'tgan aralashma yuzaga qalqib chiqadi, kumush esa oksidlanmay metal holida cho'kmaga tushadi. Bundan tashqari, eritilgan rudalarga rux ta'sir ettiriladi.

Kumush rux eritmasida qo'rg'oshindagiga qaraganda yaxshi erib, Ag_2Zn_2 holida cho'kmaga tushadi. Cho'kmadan distillyasiya jarayoni natijasida kumush

ajratib olinadi. Sulfidli rudalardan Ag ajratib olishda, eritmadagi suyuqlikka natriy sianid ta'sir ettirilib, hosil bo'lgan kumush kompleks birikmasini rux bilan tiklanib qaytariladi va metal ajratib olinadi. Ishlatilishi: Kumush boshqa metallarga nisbatan yuqori elektr o'tkazuvchanlikka, issiqlik o'tkazuvchanlikka va odatdagi sharoitda kislorod bilan oksidlanishga barqarordir. Shuningdek, u elektrotexnik buyumlarning kontaktlarini tayyorlashda (masalan, rele kontaktlari, lameli va boshq.) hamda ko'p qavatli keramik kondensatorlar ishlab chiqarishda ham qo'llaniladi. Kavsharlash suyuqliklari tarkibida: mis kumushli kavshar moddalar PSr-72, PSr-45 va boshqalar, juda muhim birikmalarni payvandlashda ishlatiladi, shu jumladan, turli tuman metallarni, yuqori miqdorda kumush tarkibli kavsharlashda zargarlik ishida, o'rta miqdordagilari-turli xil texnikada, kuchli aniqlikdagi o'chirgichlar (viklyuchatel)dan tortib suyuq raketa yoqilg'ilarida ham ishlatiladi. Qimmatbaho tosh sifatida zargarlik ishida (odatda, mis, ayrim holatlarda nikel va boshqa metallar bilan qotishmada) keng qo'llaniladi.

Tangalar, medullar, ordenlar va boshqa yubiley nishonlari, sovg'alar chekankasida va zarb etishda ishlatiladi.

Kumush galogenidlari va nitrati fotografiyada ishlatiladi, chunki u yuqori yorug'likda sezuvchanlikka ega. Yuqori elektro'tkazuvchanlik hisobiga va oksidlanishga bardoshlilik sababli quyidagi sohalarda ham qo'llaniladi;

- elektrotexnika va elektronikada, ma'suliyatli kontakt va yuqori chastotali zanjir o'tkazuvchilarda qoplamalar sifatida;

- yuqori qaytaruvchilik qobilyatiga ega bo'lgan oynalar uchun qoplama sifatida (odatda, oynalarda alyuminiy ishlatiladi).

- oksidlanish reaksiyalarida katalizator sifatida, masalan, metanoldan formaldegid ishlab chiqarishda, hamda etilendan epoksid olishda ko'p ishlatiladi.

- asosan suvni zararsizlantirish maqsadida dizenfeksiya vositasi sifatida ishlatiladi.

Cheklangan miqdorda tuzlar(kumush nitriti) va kolloid eritmalar ko`rinishida qo`llaniladi.

Kumushning qo`llanilish sohalari ham kengayib bormoqda va uning ishlatilishi – bu nafaqat qotishmalari, balki kimyoviy birikmalari ham keng qo`llanilmoqda.

Kumushning ma`lum bir miqdori kumush-ruxli va kumush-kadmiyli akkumulyator batareyalari ishlab chiqarishda ishlatiladi, ular o`ta baland energozichligiga va energosig`imiga ega bo`lib, kam miqdordagi qarshilik natijasida ham katta miqdorda tok berish qobiliyatiga va imkoniyatiga ega.

Kumush qo`shimcha (0,1-0,4%) sifatida qo`rg`oshinga maxsus qo`rg`oshinli akkumulyatorlarda musbat plastinkalarga tok ajralishi uchun qo`llaniladi(uzoq, ya`ni 10-12 yil ish muddatiga va kichik ichki qarshilikka ega). Kumush xloridi, xlor-kumushli-ruxli batareyalarda, hamda radarli ayrim yuza qismlarida ishlatiladi. Bundan tashqari, kumush xloridi, spektrning infraqizil sohasida shaffoflikni ta`minlashda ishlatiladi.

Kumush fluorid monokristallari 0,193 mkm to`lqin uzunligidagi lazer nurlari generatsiyasi uchun ishlatiladi.

Kumush atsetilenidi (karbid) kamdan kam holatlarda kuchli portlovchi modda detonatorlari sifatida ham qo`llaniladi.

Kumush fosfati maxsus shisha pishirishda, u esa nurlanish dozimetriyasida qo`llaniladi. Bunday shishaning taqribiy tarkibi: alyuminiy fosfati – 42%, bariy fosfati – 25%, kaliy fosfati – 25%, kumush fosfati – 8% lardan iboratdir.

Kumush permanganati, kristall qo`ng`ir-binafsha kukun bo`lib, u suvda eriydi va protivogazlarda ham ishlatiladi. Ayrim maxsus holatlarda, kumush quruq galvanic elementlarda (xlor-kumush elementi, brom-kumush elementi, yod-kumushli element) sistemalar ko`rinishida ishlatiladi.

1990-yildan boshlab to hozirgi vaqtgacha noan`anaviy tibbiyotda ko`plab kasalliklarni davolashda kolloid kumush qo`llanilib kelinmoqda.

25.4. Oltin tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy

xossalari, ishlatilishi



Oltin. (Aurum) Au - kimyoviy elementlar davriy jadvalining I guruh elementi, tartib raqami 79, atom massasi 196,9665, nodir metallar turkumiga kiradi. Tabiatda faqat bitta barqaror potopi uchraydi ^{197}Au . Elementning elektron tuzilishi: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$.

Oltin insoniyatga nafaqat eng qadimgi davrlardan maium, balki u insoniyatning o'z ehtiyojlari uchun foydalana boshlagan va kashf etilgan metallaridan eng birinchidir. Oltinni qadimdan Misrda (mil.avv. 4100-3900), Hindiston va Hindixitoyda (mil avv. 2000-1500) qazib olinganligi va undan turli buyumlar yasalganligi to'g'risida arxeologik ma'lumotlar mavjud.

Tabiatda uchrashi: Oltin yer qobigida massasiga ko'ra $4,3 \cdot 10^{-7}\%$ ni tashkil qiladi. Tabiatda 20 dan ortiq minerallari mavjud bo'lib, ularning asosiysi tug'ma oltin (elektrum, misli, palladiyli, Yismutli oltin va h.k.), tarkibida Ag bo'lgan (ozgina miqdordan 43% gacha) qattiq eritma hosil qiladi. Au kimyoviy birikmalari tabiatda kam uchraydi, bular asosan telluridlar - kalaverit AuTe_2 , krennerit $(\text{Au}, \text{Ag})\text{Te}_2$, silvanit AuAgTe_4 , petsit Ag_3AuTe_2 , mutmannit $(\text{Ag}, \text{Au})\text{Te}$, montbreyit Au_2Te_3 va h.k. Oltin asosan kvars, karbonatlar, pirit, arsenopirit, galenit, sfalerit, xalkopiritlar bilan birga uchraydi. Rudalarda esa 0,1-1000 mkm gacha hajmlardagi zarra shaklida, ba'zan bir necha o'n kilogrammgacha bo'lgan tug'ma holda uchraydi. Shuningdek, Cu, Fe, Pb tarkibli, ayrim hollarda platina guruhi metallari, Mn, Be va boshqalar qattiq eritma tarkibida bo'ladi.

O'zbekistonda ma'danli va oltin minerallari boigan 600 ga yaqin kon manbalari maium. O'zbekiston Respublikasi Davlat Geologiya fondi tomonidan 144 ta joy kadastr qilingan. Shundan bor-yo'g'i 12 tasida ishlab chiqarish yo'lga qo'yilgan, 16 tasida qidirish ishlari olib borilmoqda, 15 ta kon qidirib topilgan.

2017-yilgi ma'umot bo'yicha oltinning asosiy qazilma boyliklari joylashgan eng ahamiyatlilari, uchta geologik-iqtisodiy rayonlarda (GIR) joylashgan: Qizilqumda (Ko'kpatas, Muruntov, Muyutenboy, Balpantov, Bespantov, Omontaytov, Daugiztov, Ajibugut, Turboy, Oltintov, Aychim va boshqalar), Nurota-Samarqand yo'nalishida (Chormitan, Gujumsoy, Sarmish, Biransoy, Marjonbuloq, Oltinqazgan va boshqalar) va Toshkent viloyati atrofi (Qo'chbuloq, Qayrag'och, Qizilolmasoy, Oqturpoq, Qovuldi, Pirmurob, G'uzaksoy, Sartabutqon va h.k.).

O'zbekistondagi oltin ma'danlari joylashgan ro'yxatda haqli ravishda birinchi o'rinni eng katta qazilma boylik manbai bo'lgan Muruntov egallaydi. Bu konning ochilishi, qidirish ishlari va undan unumli foydalanish jarayonlari har doim geologlarda, tog'-konchilarida, texnologlarda va davlatning barcha ishbiarmonlariga qiziqish uyg'otib kelmoqda (2017-yil ma'umotlaridan). O'z tarkibiga GMZ-1,2 va 1995-yilda qurilgan GMZ-3, 2010 yil ishga tushirilgan GMZ-4 larni o'zida mujassam etgan Navoiy kon metallurgiya kombinatidan tashqari, qidirib topilgan konlar bazasida Angren va Chodak oltin ajratib oluvchi fabrikalar ham faoliyat ko'rsatmoqda.

Ishlatilishi: Oltin qazib oladigan sanoat korxonalarining zaxira ta'minoti turlicha baholash bo'yicha yuqori turadi. Respublikaning oltin ma'danlarining namoyon bo'lishi asosan uchta metallogenetik zonalarda konsentrlanadi: Kurama, Zarafshon-Turkiston va Janubiy Bo'kantog', qisman darajada Turkiston- Oloy va Zarafshon-Oloy hamda yana ozroq darajada Qatarmoy va Shimoliy Bo'kantog' tog'-kon zonalaridir.

Oltin-kvarsli GST (geologik sanoat turida)

Muruntov (Muruntov, Mutenboy, Besapantov)

Chormitan

Pirmurob (Pirmurob, Guzaksoy)

Oltin-sulfidli-kvarsli GST

Qizilolmasoy (Qizilolmasoy, Oqturpoq)

Qochbuloq (Qochbuloq, Qauldi, Qayrag'och)

Bolpantov

Marjonbuloq

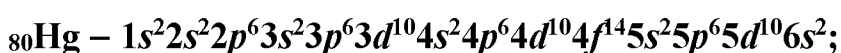
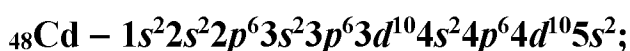
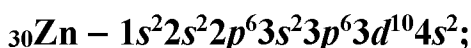
Sarmish (Sarmish, Biransoy)

Bulutxan (Bulutxan, Rabinjon, Qumtepa)

25.5. Rux tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy

xossalari, ishlatilishi

II -B guruh elementlariga Zn-rux, Cd- kadmiy, Hg- smob kiradi. Bu elementlar d elementlar bo'lib ularning tashqi energetik pog'onasida 2 ta elektroni mavjud. Elementning elektron konfiguratsiyasi $ns^2 nd^{10}$.



Oksidlanish darajalari: Zn - +2

Cd - +2

Hg - +2

25.6. Kadmiy va simob tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy

xossalari, ishlatilishi

Kadmiy.(yunon. Kadmeia-“ruxli ruda”; lot. Cadmium) Cd-kimyoviy elementlar davriy jadvalining II guruh elementi, tartib raqami 48, atom massasi 112,41. Tabiatdagi kadmiyning sakkizta izotopi mavjud: ${}^{106}\text{Cd}$ (1,22%), ${}^{108}\text{Cd}$ (0,88%), ${}^{110}\text{Cd}$ (12,39%), ${}^{111}\text{Cd}$ (12,75%), ${}^{112}\text{Cd}$ (24,07%), ${}^{113}\text{Cd}$ (12,26%), ${}^{114}\text{Cd}$ (28,85%) va ${}^{116}\text{Cd}$ (7,58%).

Elementning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$. Kadmiyni olim F.Shtromeyer 1817-yilda ochgan.

Tabiatda uchrashi: .Yer qobig'idagi miqdori massa bo'yicha $1,35 \cdot 10^{-5}\%$, dengiz suvida-0,11 mkg/l. Kadmiy og'ir ragli metallar guruhiga kiradi: u izomorf ko'rinishda ko'plab minerallar tarkibida bo'ladi va doimo rux mineralida mavjud bo'lib, uning 6 ta kadmiyli minerallari ma'lumdir. Deyarli kamyob minerallari grinokit CdS (77,8%Cd), xouliit (77,8%Cd), otavit CdCO_3 , montepoint CdO

(87,5%Cd), kadmoselit CdSe (47%Cd), ksantoxroit $\text{CdS}(\text{H}_2\text{O})_x$ (77,2%Cd) hisoblanadi. Kadmiyning asosiy massasi ko'p mineralarda (50 ziyod),, ayrim hollarda rux, qo'rg'onshin, mis, temir, marganes va simob sulfidlarida tarqalgan. Maksimal konsentratsiyasi rux minerallarida kuzatilgan, eng avvalo, sfalerit (5% gacha). Boshqa sulfidlarda, masalan, staninada kadmiyning miqdori-0,003-0,2%, galentida-0,005-0,02%, xalkopriitda-0,006-0,12%; bu sulfidlar tarkibidan sanoat miqyosida deyarli kadmiy ajratib olinmaydi, chunki bu iqtisodiy samara bermaydi. Tuproqda 0,06 mg/kg, gil tuproqda-0,3mg/kg kadmiy mavjud.

Ishlatilishi: Kadmiy qattiq kavsharlar komponenti sifatida (kumush, mis, rux asosidagi qotishmalar) ularning suyuqlanish haroratini pasaytirish maqsadida ishlatiladi. Ishlab chiqariladigan kadmiyning 10% atrofida oson suyuqlanadigan va zargarlik qotishmalari komponenti sifatida ishlatiladi. Kadmiyning oltin bilan qotishmasi yashil rangga ega. Ishlab chiqariladigan kadmiyning 40% va metallarga antikorrozion qoplamalar berishda ishlatiladi. Kadmiylash po'latli buyumlarni asosan dengiz suvida korroziyaga qarshi barqarorlik xususiyatini namoyon qiladi. Kadmiyning 20% miqdori kadmiyli elektrodlar va akkumulyatorlar tayyorlashda va u esa, o'z navbatida, akkumulyatorlar tayyorlashda ishlatiladi. Ishlab chiqariladigan barcha kadmiyning 20% noorganik pigment moddalar ishlab chiqarishda ishlatiladi (sulfidlar va selenidlar, aralash tuzlar, masalan, kadmiy sulfide-kadmiy limonli va boshqalardan).

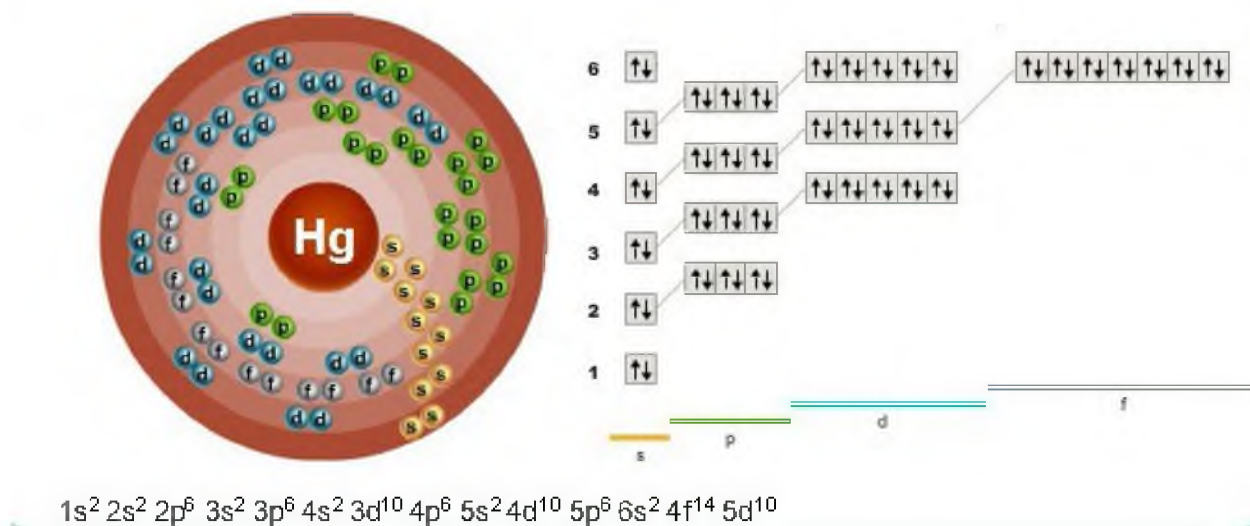
Kadmiy sulfid yuqori FIK qiymatga ega bo'lgan 10-16% li qobiqli quyosh batareyalari ishlab chiqarishda, hamda ajoyib termoelektrik material sifatida ishlatiladi. Kadmiy yarim o'tkazgich va lyuminofor materiallarda qo'shimcha component hisoblanadi. Kadmiy juda yaxshi issiqlik neytronlarini tutadi va shu sababli atom reaktorlarida neytronlardan himoyalani uchun himoya sterjenlari tayyorlashda ishlatiladi. Kadmiy fitoroborati muhim flyus, alyuminiy va boshqa metallar payvandlanishida ishlatiladi.

Kadmiyning issiqlik o'tkazuvchanligi nolga yaqin-metallar orasida eng yuqori, shu sababli kadmiy ayrim holatlarda kriogen texnikada ham ishlatiladi.

Simob tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi

Simob (lot. "Hydrargyrum", grek tilida "hedor" - "suv" va "argyros" - "kumush"). Hg – kimyoviy elementlar davriy jadvalining II guruh elementi bo'lib, tartib raqami 80, atom massasi 200,59 ni tashkil qiladi. Tabiiy simob 196, 198-202 va 204 massaa soni bilan ifodalanuvchi 7 ta barqaror izotoplar aralashmasidan iborat bo'lib, Hg^{200} (23,13%) va Hg^{202} (29,8%) keng tarqalgan hisoblanadi. Suniy radiofaol izotoplaridan Hg^{203} ($T_{1/2} = 46,9$ kun) va Hg^{205} ($T_{1/2} = 5,5$ min.) amaliy ahamiyatga ega.

Simob tarixiy davrlardan beri bizga ma'lum. Teofrastiig asarlarida miloddan 300 yil oldin bronzali hovonchada kinovarni sirka bilan ishqalab metall simobini olish to'g'risida aytib o'tilgan edi. Qattiq (mustahkam) simob birinchi marta 1759 yil Peterburgda M.P.Braun va M.V.Lomonosov tomonidan olingan.



25.3-rasm Simob atomining elektron tuzilishi va konfiguratsiyasi

Tabiatda tarqalishi. Yer qobig'idagi massa bo'yicha miqdori $7 \cdot 10^{-6}$ % ni tashkil etadi. Taxminan 30 ga yaqin simobli minerallar sanoat uchun muhim ahamiyatga ega: kinovar HgS va uniig boshqa turlari metatsinnabarit hamda kompleks simob sulfid va surmasi - livingstonit $\text{HgS} \cdot 2\text{Sb}_2\text{S}_3$.

Simob va surma O'zbekiston Respublikasi hududida rentabilli sanoat manbalari bo'lmaganlgn uchun qazib chiqarilmaydi. Sanoat miqyosidagi ob'ekt

bo'lishi mumkin bo'lgan bir qator ma'danli joylar topilgan. Janubiy Farg'ona yo'nalishida kelajakda imkoniyati bor bo'lgan 100 ta simobli va 10 ta surmali konlar- topilmalar aniqlangan. Ulardan eng ahamiyatlisi, gidrotermal kvarts (oltin)-antimonit (Kokpatas Navoiy viloyatidagi aholi punkti) kvarts-karbonatli (Miksli) kvarts- antikinovar (Karasu), dikkit-kimonit-kinovarli (SHutli) kiradi.

Ishlatilishi: Yuqori zaharliligi tufayli simob deyarli tibbiyotda dori-darmonlar sifatida siqib chiqarilgan. Uning birikmalari (shu jumladan, mertiolat) ayrim hollarda juda oz miqdorda vaksina uchun konservant sifatida ishlatiladi. Simobning o'zi faqatgina simobli tibbiyot termometrlarida ishlatilishi saqlanib kelinmoqda.

Biroq 1970 yilga qadar simob birikmalari tibbiyotda keng qo'llanilib, simob (I) xloridi (kalmel) - tinchlantiruvchi;

- merkuzal va promeran - kuchli siydik haydovchi sifatida keng qo'llanilib kelinmoqda.

Shunday voqealar ma'lum bo'lganki, qadimda ichaklar o'ralib qolganda kasalning oshqozoniga bir stakan simobni qo'yishgan. Qadimgi tabiblarni taxminicha, taklif qilingan davolash usulida o'zining og'irligi va harakatchanligi bilan, ichak bo'ylab harakatlanadi va og'irligi bilan uning o'ralib qolgan joyini to'g'rilaydi.

Kumush amalgamasini stomatologiyada tish plombalari materiali sifatida yorug'likda qotadigan materiallar chiqmaguncha qo'llanilib kelingan.

Texnikada simobni simobli termometrlar uchun asosiy ishchi tanasi sifatida qo'llashgan (asosan o'ta yuqori aniqlikda), chunki u keng diapazonga ega bo'lib, suyuq holatida bo'ladi, uning termik kengayish koeffitsienti deyarli temperaturaga bog'liq emas va nisbatan kichikroq issiqlik sig'imiga egadir. Simobning talliy bilan qotishmalari past temperaturali termometrlar uchun ishlatiladi.

Simob bug'lari bilan lyuminessent lampalar to'ldiriladi, chunki ch)tlanma razryadda uning bug'lari nur taratadi. Nur tarqalish spektrida simob bugi ko'p holatda ultrabinafsha nurdur, uni ko'rish nurlariga o'tkazish uchun, lyuminessent lampalari shishasining ichini lyuminofor bilan qoplashadi. Lyuminofordan tashqari

simobli lampalar ultrabinafsha manbasidir (254 nm) va shu sifatda qo'llaniladi. Bunday lampalarni ultrabinafsha nurlarni o'tkazadigan kvarsli shishalardan tayyorlashadi, shu sababi ularni kvarsli lampalar deb atashadi.

Simobli elektr lampalar (ignitronlar) kuchli rostlagich qurilmalarda, elektr o'tkazgichlarda, elektropayvandlash qurilmalarida, tortuvchi va kichik stansiya rostlagichlarida va shunga o'xshash o'rta tok kuchi 100 amperdagi va 5 kV gacha kuchlanishli rostlagichlar tayyorlashda ishlatiladi.

Simob va uning qotishmalari ma'lum bir holatda yonadigan germetik o'chirgichlarda qo'llaniladi. Tokning ayrim kimyoviy manbalarida (masalan, simob-ruxli), etalonli kuchlanish manbalarida (Vestonning Normal elementi) ishlatiladi.

Simob bundan tashqari ayrim holatlarda ishchi jism sifatida og'ir yuklamali gidrodinamik podshipniklarda ishlatiladi.

Simob ilgari dengiz suvida kema korpus qismini ko'karib buzilishidan saqlash uchun ayrim biotsid bo'yoqlar tarkibiga kirgan. Hozirda bunday tarkibdagi qoplamaning qo'llash taqiqlangan.

Simob (I) yodidi radiofaol nurlanish uchun yarim o'tkazgichli detektor sifatida ishlatiladi.

Simob (I) fulminati («qaldiraq simob») ilgaridan PM (portlovchi moddalar)ga turtki bo'ladigan detonator sifatida qo'llaniladi.

Simob (I) bromidi suvni termokimyoviy parchalanishida vodorod va kislorod (atom- vodorodli-energetika) olishda ishlatiladi.

Simobni seziy bilan qotishmasi yuqori samarador ishchi jism sifatida ion dvigatellarida ishlatiladi. XX asrning o'rtalarigacha simob keng ko'lamda barometr va manometrlarda ishlatilgan.

25.7. Uchinchi guruhning yonaki guruhchasi elementlari. Skandiy, ittriy va lantan

Skandiy (Scandium, Skandinavii sharafiga nomlangan) Sc – kimyoviy elementlar davriy jadvalining III guruh elementi; tartib raqami 21, atom massasi 44,96. Tabiatda faqatgina yagona izotopi Sc^{45} ma'lum. Sun'iy

radiofaol izotoplaridan Sc^{46} ($T_{1/2}=83,9$ kun) amaliy ahamiyatga ega. Elementning electron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$.

D.I.Mendeleyev tomonidan 1870-yilda oldindan aytilgan va shartli ravishda ekabor deb nomlangan. 1879-yilda shevd olimi L.F.Nilson tomonidan gadolinite mineralidan olingan erbiy guruhi kamyob elementlari ajratilishida ochilgan, birinchi bo`lib Skandinaviyada (shu yerdan uning nomlanishi) topilgan.

Fizikaviy xossalari. Sc - sariq tusli o`ziga xos xususiyatli kumushsimon metal. $T_{\text{suyuq.}}=1544^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn.}}=2836^{\circ}\text{C}$, 298K da zichligi $3,020 \text{ g/sm}^3$. Sc – yumshoq metal, toza holatida oson ishlanadi (kislrorod qo`shimchasi va boshqa metallmaslar bo`lmaganda). Uni prokatlash, shtampovkalash, bolg`alash va inert atmosferada payvandlash mumkin.

Skandiy geks. (α) yoki kb (β); $\rho=3,02^{25}$; $S^{\circ}=34,3$; $\Delta H^{\circ}=0$; $\Delta G^{\circ}=0$; $r=0,01^{1427}$; $0,1^{1597}$; 1^{1800} ; 10^{2160} ; 100^{2380} ;

Kimyoviy xossalari. Yetarli darajadagi kimyoviy faolligi bilan xarakterlanadi. Juda oson gazlarni yutib, ular bilan ta`sirlashadi. Havoda 20°C himoya qavati Sc_2O_3 bilan qoplanadi. Vodород bilan 450°C haroratda ta`sirlashib, ScH_2 gidridini hosil qiladi. Galogenlar bilan ta`sirlashib ScG_3 tipli birikmalar hosil qiladi. Azot bilan reaksiyasi 600°C temperaturadan yuqori temperaturada boshlanib, 800°C temperaturada yetarli tezlik bilan amalga oshadi va ScN hosil bo`ladi. Oltingugurt, selen va tellur bilan ta`sirlashishi ham yuqori temperaturada amalga oshib va 1000°C temperaturagacha qizdirilganda yakunlanadi.

Sc metallic suv bilan ta`sirlashmaydi va hatto qaynatilganda ham. Ammo HCl, H_2SO_4 , HNO_3 eritmalari bilan oson ta`sirlashadi. Sc metalliga suyultirilgan NaOH eritmasi kons. HNO_3 va HF (1:1) aralashmasi deyarli ta`sir qilmaydi.

Minerallar. Yer qobig`idagi miqdori massa bo`yicha 6-10⁻⁴%ni tashkil etadi. Odatda, to`q rangli intruziv jinsli minerallarning ko`pchiligida qandaydir aralashmalari sifatida uchraydi, (0,03 dan 0,0001% Sc_2O_3). Sc (>0,01 –

0,03%) ning yuqori miqdori postmagmatik hosil bo'lgan minerallarda-pegmatit va greyzenlarda (tantalo-niobatlar, kamyob elementlar, volframitlar, kassiteritlar, berillar, sirkonlarda) kuzatiladi. Sc ning "shaxsiy" minerallardan tortveytit $\text{Sc}_2\text{Si}_2\text{O}_7$ va steretitlar $\text{Sc}(\text{PO}_4)\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ma'lum.

Qotishmalari. Istiqbolli qotishmalari yaratilgan: issiqlikka bardoshli deformatsiyalanadigan qotishmalar sistemasi Mg-Sc-Y-Mg-Mn, konstruksion qotishmalar Sc-Cu-Al, Sc-Ti, Al-Mg-Sc. Alyuminiyli qotishmalarga qo'shiladi.

Olinishi. Sc olish uchun asosiy xomashyo bo'lib, volfram, qalay, uran va cho'yan ishlab chiqarish sanoati qoldiqlari hisoblanadi.

Volframitlarning gidro- va pirometallurgik qayta ishlashda Sc chiqindi va shlaklarda konsentratsiyalanadi. Ko'p hollarda volframitli qoldiqlar va undagi shlaklar 18-36%-li HCl bilan qizdirilganda ochiladi. Biroq Sc ni ajratish 85% dan oshmaydi. Sc to'liq erishi volframitli qoldiqlarni 220°C temperaturada sulfatizatsiya orqali amalga oshadi. Xloridli eritmalaridan 40-70% qo'shimchasi bo'lgan Sc oksalatini cho'ktiriladi. Sc ni 2-valentli metallar-Mn, Fe va boshqalar. KTM ajratish uchun asosan xloridli eritmalaridan Sc tiosulfat cho'ktiriladi va ikki o'rinda oksalat ajratiladi. Undan olingan skandiy oksidi 10% qo'shimcha tarkibida bo'lib, asosan, Zr va Th, ularni nitrat kislotali eritmada qiyin eriydigan yodatlar ko'rinishida ajratishadi. Yana skandiy oksalati olinadi va uni tayyor mahsulot holiga qadar kuydirishadi 99,9% li Sc_2O_3 (50% chiqish ko'rsatkichi). Boshqa bir texnologik sxema bo'yicha xlorid kislota eritmada skandiy kremneftoridi cho'ktiriladi, u faollangan ko'mir bilan xlorlanadi va toza ScCl_3 (0,01% dan qo'shimchasi bo'ladi) bilan haydashadi (chiqish ko'rsatkichi 65-75%). Kambag'al shlaklarni qayta ishlashda (~0,04% Sc) cho'ktirilgan skandiy kremneftoridi va oksalati xloridli eritmalarida tashuvchi (kalsiy birikmalari) bilan amalga oshiriladi. Ko'p miqdorda Fe, Mn va Al (volframli, qalayli, cho'yanli va ferritli sanoat qoldiqlari) tarkibida bo'lgan kambag'al xomashyo (<0,1% Sc_2O_3), H_2SO_4 bilan ta'sirlashib zarralar ochiladi. Sulfat kislotali eritma ammiak bilan neytrallnadi va xona haroratida ko'p miqdorda ammoniy karbonati yoki natriy karbonati

qo`shiladi. Asosiy qo`shimchalari Fe va Mn cho`kmaga tushadi, Sc bo`lsa eritmada konsentrlanadi, undan kislotali sharoitda gidroksid ko`rinishida ajratadi. Olingan oksid 40-70% Sc_2O_3 tarkibida bo`ladi Sc ni qo`shimchalardan to`liq tozalash rodanidli ekstraksiya, keyingi oksalatlar cho`ktirish bilan amalga oshiriladi (olinish darajasi 99,9%li Sc_2O_3 80-85%). Uranli xomashyo tarkibidan yo`l-yo`lakay ajratish ekstraksion usul orqali amalga oshadi. Sc metalini birinchi 1937-yilda litiy, kaliy va skandiy xloridlari suyuqlanmasini elektrolizi yordamida 700-800⁰C olishgan. Sc ruxli katodda g`ovaksimon ko`rinishda <98% tozalikda ajratiladi. Yuqori tozalikdagi kompakt metal (>99,5%) ni kalsiy-termik qaytarish orqali xlorid yoki ftoridini keyinchalik metal distillyatsiyasi yordamida yuqori vakuumda 1600-1700⁰C temperaturada olinadi.

Ishlatilishi: Sc_2O_3 yuqori tezlikdagi hisoblash mashinalarida past induksiyali yangi tipdagi ferrit Mn-Mg-sistemalarini tayyorlashda (HS-1, HS-2, HS-5, HS-8, HS-9 markali) ishlatiladi. Raketa va samolyotsozlikda konstruksion material bo`lishi mumkin. Sc va uning birikmalari yadro texnikasida (Sc, ScH_2 , ScC , ScN , boridlari), metallurgiyada, shisha va keramika sanoatida, kimyoviy ishlab chiqarishda (katalizatorlar), tibbiyotda keng qo`llaniladi.

25.8. Ittriy va Lantan, tabiatda uchrashi, xossalari va ishlatilishi

Ittriy (Itterbyu qishlog`i nomidan, Ytterbyv Shvetsiya; lot. Yttrium) Ittriy (Y)- kimyoviy elementlar davriy jadvalining III guruh elementi; tartib raqami 39, atom massasi 88,905; siyrak yer elementlar (SYE) vakillaridan biri. Tabiatdagi ittriyning yagona barqaror 89Y izotopi mavjud. Elementning electron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1$.

1794- yilda Yu. Gadolin itterbit minerali tarkibidan ushbu element oksidini ajratib olgan va uni ittriy deb nomlagan. Biroq 1843-yilda K. Mosander bu oksid Y, Er va Tb oksidlari aralashmasi ekanligini isbotlab berdi

va uning tarkibidan Y_2O_3 ajratib oldi. Metall holatidagi (toza) ittriyni 1828-yilda F. Vyoler birinchi bo'lib ajratib olgan.

Tabiatda uchrashi. Ittriyning yer qobig'idagi massa bo'yicha miqdori $2 \cdot 10^{-3}\%$. Ittriy - lantanning kimyoviy analogidir. Klarkdagi miqdori 26g/t, dengiz suvidagi miqdori 0,0003 mg/l. Ittriy lantanoidlar bilan birgalikda mineral xomashyo tarkibida bo'ladi. Tantalo-niobatlar ittriy guruhchasini, titanatlar va titano-tantalo-niobatlar seriy guruhchasi tarkibida uchraydi. Boshqa SYE lar bilan ksenotim YPO_4 , gadolinite $Y_2FeBe_2Si_2O_{10}$, fergyusonit, evksenit, brannerit, ittroparazit, ittroyfluorit, talenit, ittrialit va boshqa minerallarda uchraydi.

Ittriyning asosiy konlari Xitoy, Avstraliya, Kanada, AQSH, Indiya, Braziliya, Malayziyada joylashgan.

Fizikaviy xossalari. Ittriy och kulrang rangli metal. Ittriyning ikkita Kristal modifikatsiyasi mavjud: α -Y magniy tipidagi geksagonal panjarali ($a=3,6474 \text{ \AA}$; $s=5,7306 \text{ \AA}$; $z=2$; fazoviy guruhi $P6_3/mmc$), β -Y kubsimon hajmli markazlashgan α -Fe panjara tipidagi ($a=4,08 \text{ \AA}$; $z=2$; fazoviy guruhi $Im3m$), o'tish temperaturasi $\alpha \leftrightarrow \beta$ 1482° C , ΔH o'tish- $4,98 \text{ kDj/mol}$. $T_{\text{suyuq.}}=1528^\circ \text{ C}$, $t_{\text{qayn.}}=3320^\circ \text{ C}$, zichligi $4,45 \text{ g/sm}^3$. Ittriy geks.; $\rho=4,48^{20}$; $S_r=0,31^{50}$; $0,34^{400}$; $C_r=25,1$; $S^\circ=46,0$; $\Delta H^\circ=0$; $\Delta G^\circ=0$; $r=0,01^{1652}$; $0,1^{1847}$; 1^{2080} ; 10^{2470} ; 100^{2830} .

Ittriyni mexanik qayta ishlash boshqa shunga o'xshash siyrak metallarga nisbatan oson.

Kimyoviy xossalari. Ittriy havoda oksidlarning yupqa qavati bilan qoplanadi. Uning intensive oksidlanishi 760° C temperaturadan yuqorida boshlanadi. Metall qaynayotgan suvda havodagi kislorod bilan sekin oksidlanadi, mineral kislotalar bilan oson va sirka kislotasi bilan sekin ta'sirlashadi. U vodorod ftorid kislotasi ta'siriga nisbatan chidamli. Vodorod bilan $315-1540^\circ \text{ C}$ temperaturada ta'sirlashadi. 760° C temperaturada azot bilan birikib, nitridni hosil qiladi, qizdirilganda galogenlar, C, S, P lar bilan ta'sirlashadi.

Olinishi. Hozirgi kunda metal ittriy olish uchun konsentratdan ittriyni eritmaga o'tkazishning bir necha kislotali usullari mavjud. Bunda eritmaga 90% gacha ittriy o'tadi. Ittriy birikmalari ajralishi uchun, noyob yer minerali sulfat kislota yordamida parchalanadi va 10-40⁰ C haroratda sulfat va xlorid natriyning suvli eritmaları bilan ekstraksiya qilinadi. Suyuq faza avvaliga qattiq fazadan ajratiladi, suyuq fazaga noyob yer minerallaridan 4-7 marta kata hajmdagi sulfat yoki xlorid natriy eritmasi 60⁰ C temperaturadan yuqori haroratda beriladi va hosil bo'lgan qattiq faza ajratib olinadi. Sulfat kislota ishtirokidagi jarayonning asosiy kamchiliklari jarayonning yuqori haroratda borishi, ko'p mehnat talab qilishi va energiya ko'p sarf bo'lishi hisoblanadi.

Shuningdek, ko'p tubli pechdan chiqqan mahsulot 30% xlorid kislota bilan 2,7 diametrli, 3m balandlikdagi chanali reaktorlarda aralashtirib ajratib olinadi. Gaz holdagi xlorni zararsizlantirish uchun chanlar havo so'rish tizimi bilan jihozlangan. Ittriy, bunda eritma tarkibiga o'tadi. Ushbu jarayonning kamchiligi oldindan mahsulot boyitilgan bo'lishi shartligi, ko'p tubli pechdagi jarayonlarda boradigan reaksiyalarda ko'p gaz holdagi xlarning ajralib chiqishidan iborat.

Keltirilgan barcha usullarda dastlabki mahsulot sifatida tarkibida 30-50% ittriy bo'lgan ksenotim, evksenit va gadolinite minerallari, tarkibidan 4% gacha ittriy mavjud bo'lgan monatsit, apatit va 0,2% gacha ittriy saqlagan bastnezit minerallari ishlatiladi. Ushbu ittriya boy minerallar kamyob bo'lib, ksenotim va evksenit minerallari bir necha yuz tonna, bastnezit va monatsit minerallari bir necha ming tonnagacha qayta ishlanadi. Ularning aniqlangan zaxiralari ham tabiatda ko'p emas. Shu o'rinda alohida qayd etish kerakki, ittriy boshqa minerallar tarkibida ham uchraydi, masalan, boksit tarkibida tahminan 0,001% mavjud, yillik qazib olish hajmi millionlab tonnani tashkil qiladi. Boksit minerallari hozirda alyuminiy ishlab chiqarish sanoatida glinozem olish uchun ham qayta ishlanadi. Boksitdan glinozem olishda mavjud ittriyning 90 foizi qizil chiqindi shlamlariga o'tadi. Natijada mazkur shlam tarkibida 0,003 gacha

ittriy hosil bo'ladi, ushbu qiymat xomashyo sifatida ishlab chiqarish sharoitlari uchun yetarli hisoblanadi. Biroq bugungi kunda qizil shlamlar amaliyotda qayta ishlanmaydi va o'nlab million tonnadan ortiq chiqindi uyumlarida to'planib yotmoqda.

Ishlatilishi: Ittriy ishlab chiqarishning barcha usullari tarkibi boy minerallar va konsentratlar uchun mo'ljallangan hamda boshqa qo'shimcha makrokomponentlarga ega rudalar uchun yaroqsizdir. U ba'zi uran, terbiy, niobiy va tantal rudalarini qayta ishlashda yo'ldosh element sifatida ham olinishi mumkin. Qotishmalari. Ni, Co, Cr, Nb va boshqa metallar asosida qotishmalari issiqlikka va o'tga bardoshlilikini oshiradi, W, Hf, Zr, Mo, Ta asosidagi qotishmalari va qiyin eriydigan metallarning mustahkamligini va plastiklik qobiliyatini oshiradi, titanli, misli qotishmalari mustahkamlikni oshiradi va ular aviatsiya texnikasida ishlatiladigan Mg va Al asosli qotishmalar tarkibiga kiradi. Elektronikada va radiotexnikada ittriyning La, Al, Zr lar bilan qotishmalari getterlar sifatida ishlatiladi.

Lantan (grek. "lanthano" - "sir tutmoq", lot. lanthanum) La, kimyoviy elementlar davriy jadvalning III guruh elementi, tartib raqami 57, atom massasi 138,9055; siyrak er metallariga mansub. Tabiatda lantanning ikkita barqaror izotopi mavjud ^{139}La (99,911%) va radiofaol La(0,089%; $T_{0.5} = 2 \cdot 10^{11}$ yil). Elemenning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1$. Lantan K. Mosander tomonidan 1839-yilda lantanli "yer" La_2O_3 ko'rinishida kashf etilgan.

Tabiatda uchrashi: Yer qobig'idagi massa bo'yicha miqdori $2,9 \cdot 10^{-3}\%$. Lantan Se va Nd bilan birgalikda olganda ularga nisbatan keng tarqalgan siyrak yer elementlariga (SYE) kiradi. Boshqa SYE lari bilan monatsit, bastnezit, doparit va apatit minerallar tarkibida uchraydi. Bu uning asosiy minerallari bo'lib, lantan ulardan ajratib olinadi.

Lantanning oksidi va boridi elektro-vakuimli lampalarda "qaynoq katod" materiali sifatida, ya'ni yuqori intensiv elektron oqimiga ega bo'lgan katod sifatida

ishlatiladi. LaB_6 kristallari elektron mikroskoplar uchun katodli nurlar manbai sifatida ham qo'llaniladi.

La ning ($\text{Ni}_{3.55}\text{Mn}_{0.4}\text{Al}_{0.3}\text{Co}_{0.4}\text{Fe}_{0.35}$) tarkibli birikmasi anod materiali sifatida nikel-metall- gidridli akkumulyatorlarda ishlatiladi. U AB_5 -tipidagi intermetallidni tashkil qiladi.

Toza lantan sof holda o'zining tannarxi yuqori bo'lganligi sababli deyarli ishlatilmaydi, uning o'rniga mishmetall-qotishmalari ishlatiladi: 20-45% lantan tarkibli qotishma. Mishmetall issiqlikka bardoshli va korrozion barqaror qotishma hisoblanadi.

Tipik Toyota Prius gibrid avtomobilini ishlab chiqarishga 10-15 kg lantan talab etiladi, bu yerda u akkumulyator tarkibiga kiradi.

Lantan karbonati dorivor preparat sifatida ishlatiladi va u Fosrenol deb nomlanadi. Tibbiyotda u fosfatning mo'l miqdorini yutishda giperfosfatemiyada ishlatiladi.

Lantan vodorodni yutish xossasiga ega. Bir hajm lantan o'zida 400 hajm vodorodni yutadi. Uning bu xossasidan vodorodli akkumulyatorlar tayyorlashda (metallgidridli vodorodning saqlanishi) va energiya saqlash tizimlarida ishlatiladi. Chunki vodorod erishi mobaynida, lantandan issiqlik ajralib chiqadi.

Ishlatilishi:Lantan - alyuminiyli, magniyli, nikelli va kobaltli qotishmalarga legirlovchi komponent, mishmetall komponenti, korrozion barqarorlik, tez kesadigan va issiqlikka bardoshli po'latlarning xossalarini yaxshilashda qo'llaniladi. LaNi_5 intermetallidi - istiqbolli vodorod akkumulyatori ishlab chiqarishda, lantan oksisulfid va alyuminati - lyuminofor ishlab chiqarish komponenti hisoblanadi.

Tarixda birinchi marta lantan gazokalil to'rlar sifatida ishlatilgan. Avstriyalik kimyogar Karl Auer fon Velsbax 60% magniy oksidi, 20% ittriy oksidi va 20% lantan oksididan iborat aralashmani ishlatdi va unga Actinophor deb nom berdi, 1885-yilda unga patent olindi. Yangi yorituvchi qurilma och yashil rang beradi.

Lantan va boshqa SYE tuzlari ko'mirli elektr yoyli lampalarda yoyning yorqinligini oshirish maqsadida ishlatiladi. Burchak yoyli lampalar

kinoproektorlarida ko'p ishlatiladi. Bularni ishlab chiqarishda 25% atrofida lantan birikmalari qo'shiladi. Suyuq lantan bilan suyuqlantirilgan urandan plutoniy ajratib olinadi.


Lantanning oz miqdordagi qo'shimchasi po'latning plastikligini va deformatsiyalanishini oshiradi. Lantanning molibdenga qo'shilishi uning qattiqligini kamaytiradi va temperatura o'zgarishiga ta'sirchanligini pasaytiradi.

Lantan ftoridi - lyuminoforlarning muhim komponentidir. Yevropiy ftoridi bilan aralashmada u ionsektiv elektrodlar kristall membranasida ishlatiladi. U bundan tashqari ZBLAN shishasi tarkibiga kiradi. U infraqizil nur diapazonida yorug'likni yaxshi o'tkazish koeffitsientiga ega va shu sababli tolali optikada qo'llaniladi.

Lantan (III) oksidi - maxsus shishalar, yuqori temperaturali keramika komponenti bo'lib, u lantanning boshqa birikmalarini ishlab chiqarishda qo'llaniladi.

Lantanning xlorid va bromidi ssintillyator sifatida yuqori yorug'lik ajralishida qo'llaniladi. Lantanning oksisulfidi va alyuminati lyuminiforlarda ishlatiladi. Lantanning ayrim birikmalari (va boshqa SYE), masalan, xloridlari va oksidlari turli katalizatorlar komponenti hisoblanib, shu jumladan, neft krekingida ham ishlatiladi.

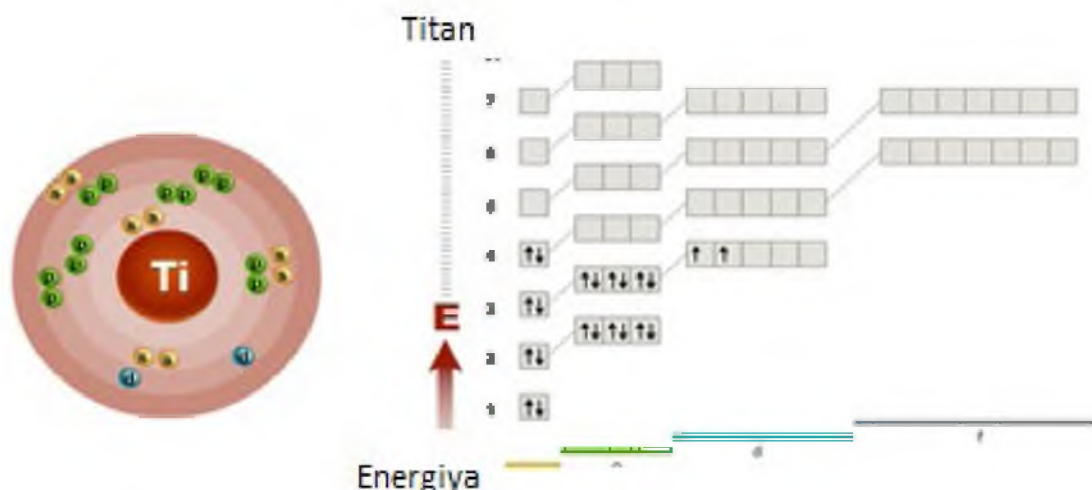
Lantan-bariyli usul radiometrik datirlash ayrim hollarda tog' jinslarini va foydali qazilmalar yoshini aniqlashda ishlatiladi.

	<h2>26.. DAVRIY SISTEMANING IV ,VB GURUHCHASI ELEMENTLARI</h2>
---	--

26.1. To'rtinchi guruhning yonaki guruhchasi elementlariga umumiy xarakteristika. Titan, tsirkoniy va Gafniy



26.1. Titan tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari . (Titanium) Ti - kimyoviy elementlar davriy jadvalining IV guruh elementi; tartib raqami 22, atom massasi 47,88; oraliq metallarga tegishli. Tabiatdagi Ti 5 ta barqaror izotop aralashmasidan tashkil topgan: 46 (7,99%), 47 (7,32%), 48 (73,99%), 49 (5,46%), 50 (5,25%).

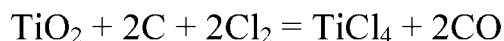


26.1-rasm Titan atomining electron tuzilishi va konfiguratsiyasi

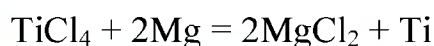
Radiofaol izotoplari ham ma'lum Ti: Ti^{45} ($T_{1/2} = 3,09$ soat), Ti^{51} ($T_{1/2} = 5,79$ min.) va boshqa. Elementning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$. Titanning kimyoviy element sifatida mavjud-ligini birinchi marta 1795 yilda

M.Klaprot tomonidan aytilgan; biroq tadqiqotlar uchun toza bo'lgan metallni faqatgina 1925 yilda Van-Arkel va Yan de Buru tomonidan Tl tetrayodidini cho'g'langan volfram simida parchalab olingan.

Olinishi



Hosil bo'lgan TiCl_4 bug'lari $850\text{ }^\circ\text{C}$ magniy bilan qaytarilib titan olinadi:



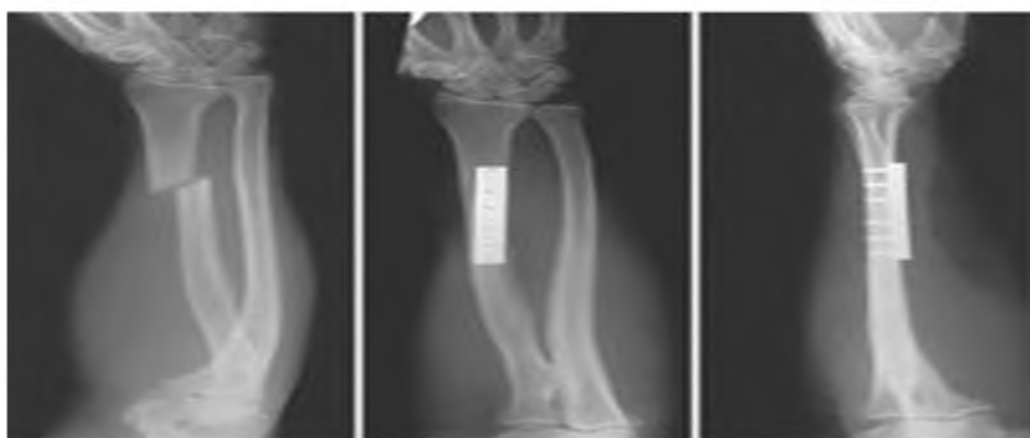
a)

b)

d)

26.2-rasm. Titanning a) titanomagnetit $\text{FeTiO}_3 \cdot n\text{Fe}_3\text{O}_4$, b) ilmenit FeTiO_3 , d) rutil TiO_2 birikmalari

Titan tantal kabi tirik organismga ta'sir etmaydi, shuning ushun xirurgiyada suyaklarni birlashtirish uchun foydalaniladi (15.3-rasm).



a)

b)

d)

26.3-rasm. Suyak singan joylari : oyoq suyagi b) bolder d) son suyagi titan metalli orqali biriktirish

Ishlatilishi: Kimyoviy mashinasozlikda juda keng qo'llaniladi; Ni va Co gidrometallurgiyasi jarayonida sulfatlar va xloridlar eritmasi zanglamaydigan

poʻlatni intensiv korroziyaga uchratadi. Shu sababli bu jarayon chidamli titanli qurilmalarda amalga oshiriladi. Radioelektronikada getter sifatida ishlatiladi. Oziq-ovqat va may- sharob sanoatida titanorganik kislotalar korrozion turgʻunligiga qarshi ishlatiladi. Titanli boʻyok ishlab chiqarishda, qogʻoz va boshqa sanoat sohalarida koʻllash istiqbolli sanaladi.

26.2. Tsirkoniy va gafniy tabiatda uchrashi, xossalari va ishlatilishi

Tsirkoniy (Zirconium, arab. "zerk" - "kimmatbaho tosh", yoki fors. "Zargun" - "oltin tosh") Zr - kimyoviy elementlar davriy jadvalining IV guruh elementi; tartib raqami 40; atom massasi 91,224. Tabiatda sirkoniyning quyidagi izotoplari mavjud: Zr ⁹⁰(51,46%), Zr ⁹¹(11,23%), Zr ⁹²(17,11%), Zr ⁹⁴ (17,40%) va Zr ⁹⁶ (2,80%). Sunʼiy olingan izotoplar Zr ⁹³(T_{1/2}=1,1·10⁶ yil) va Zr ⁹⁵ (T_{1/2} = 65 kun).

Elementning elektron konfiguratsiyasi 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d¹⁰4p⁶5 s²4d². Sirkoniy dioksid koʻrinishida birinchi boʻlib 1789 yilda nemis kimyogari M.G.Klaprot tomonidan sirkon mineralini analiz qilish natijasida aniqlangan. Sirkoniyning birinchi marta erkin holatda shved kimyogari Berselius tomonidan 1824 yilda olingan.

Tabiatda uchrashi: Yer qobigʻidagi massa boʻyicha miqdori 2·10⁻² %. Litosferada sirkoniy birikmalari keng tarqalgan. Turli maʼlumotlarga koʻra, sirkoniy klarki 170 dan 250 g/t gacha. Dengiz suvidagi konsentratsiyasi 5·10⁻⁵ mg/l. Tabiatda uning faqatgina kislorodli birikmalari, oksidlar va silikatlar mavjud. Sirkoniy tarqoq element boʻlishiga qaramasdan, 40 ga yaqin minerallari maʼlum, ular sirkoniy oksidlar va tuzlar koʻrinishida boʻladi. Asosan sirkon (ZrSiO₄) (67,1 % ZrO₂), badseleit (ZrO₂) va turli murakkab minerallar (evdialit (Na, Sa)₅(Zr, Fe, Mn)[O,OH,Cl][Si₆O₁₇] va bosh.). Yerdagi barcha konlariga sirkoniyga Hf yoʻldoshlik qiladi.

Barcha togʻ jinslarida uchraydi, asosan, granit va sienitda. Ginderson grafligida (Shimoliy Karolina shtati) pegmatitlarda uzunligi bir necha santimetr

boʻlgan sirkoniy kristallari topilgan, Madagaskarda ogʻirligi bir necha kilogrammgacha boʻlgan kristallari aniqlangan.

Nisbatan katta konlari AQSH, Avstraliya, Braziliya, Hindiston davlatlari hududida uchraydi.

Rossiyada, sirkoniyning er qobigʻidagi miqsorining 10% toʻrgʻi kelishini hisobga olsak (dunyoda, Avstraliya va JARdan keyin 3 oʻrinda turadi), asosiy konlari: Murmansk, Tomsk, Tambov, Nijegorod va Chita viloyatlarida joylashgan.

Ishlatilishi: Metall holatidagi sirkoniy konstruksion material sifatida yadro energetikasida qoʻllaniladi. Tsirkoniy elektrovakuum texnikasida getter sifatida, metallurgiyada legirlovchi element, kimyo sanoatida, mashinasozlikda, pirotexnikada ham ishlatiladi. Tsirkoniyning dioksidi va elementar sirkoniy olovbardosh keramika, emal va maxsus shishaning turli navlarini tayyorlashda qoʻllaniladi.

Sanoatda tsirkoniy XX asrning 30-yillarida qoʻllanila boshlandi. Yuqori tannarxi uning ishlatilish imkoniyatlarini cheklab qoʻygan. Shuning uchun ham tsirkoniyli likobcha, choynak piyolalar narxi nihoyatda qimmat.

Metallurgiyada ligerlovchi element sifatida ishlatiladi. Yaxshi nordonlashtiruvchi va deazotator, effektivligiga koʻra Mn, Si, Ti larni ortda qoldiradi. Poʻlatni tsirkoniy bilan legirlash (0,8 % gacha) ularning mexanik xossalarni va qayta ishlanishini oshiradi. Bundan tashqari, oz miqdordagi elektroʻtkazuvchanlik yoʻqotilganda mis va uning qotishmalarini mustahkam va issiqlikka bardoshli qiladi.

Tsirkoniy havodagi kislorod bilan deyarli tutun hosil qilmasdan yuqori tezlikda yonish qobiliyatiga ega (oʻz-oʻzidan alanganish temperaturasi 250°C). Bunda, metall yoqilgʻilari uchun eng yuqori temperatura hosil boʻladi (4650°C). Yuqori temperatura hisobiga hosil boʻladigan sirkoniy toʻrt oksidi sezilarli miqdordagi yorugʻlikni qaytaradi, bu holat pirotexnikada keng qoʻllaniladi (mushakbozlikda, feyrverklar ishlab chiqarishda), inson faoliyatining turli sohalarvda qoʻllaniladigan yorugʻlikning kimyoviy manbalarini ishlab chiqarishda (fakellar, yoritgich raketalar, yorugʻlik bombalari, bir martalik chaqnash lampalari

sifatida fotografiyada ishlatilgan). Kukunsimon sirkoniy oksidlovchilar bilan aralashmada (bertoliy tuzi) pirotexnikada signalli olov sifatida tutunsiz modda, qalldiroq simobning va ko'rg'oshin azidning o'rnida ishlatiladi.

O'ta o'tkazuvchanlikdagi qotishmasi 75% Nb va 25% Zr (4,2 K temperaturadagi yuqori o'tkazuvchanlik) 100 000 A/sm² qadar bo'lgan zo'riqish yukiga bardosh bera oladi.

Konstruksion material sifatida kislotaga chidamli bo'lib, kimyoviy reaktorlar, armaturalar, nasoslar tayyorlashda qo'llaniladi.

Tsirkoniy biologik muhitlarning ta'siriga o'ta barqaror va hatto titanning a'lo darajadagi biokelishuvli holatidan ham yaxshi, shu sababli suyakli, bo'g'imli va tishli protezlarni, hamda xirurgik instrumentlarni tayyorlashda ishlatiladi.

Stomatologiyada tsirkoniy (IV) oksidi asosidagi keramikali tish protezli buyumlarni tayyorlashda material hisoblanadi. Bundan tashqari, bioinertligi hisobiga bu material dental implantantlar tayyorlashda titanga alternativ sifatida xizmat qiladi.

Tsirkoniy yuqori kimyoviy barqarorligi hisobiga juda ajoyib gigienik xossalarga ega bo'lgan turli turdagi idishlarni tayyorlashda ishlatiladi.

Tsirkoniy to'rt oksidining $t_{\text{suyuq.}} = 2700^{\circ}\text{C}$ temperaturaga teng. Shuning uchun aynan sirkoniy (IV) oksididan olovga bardoshli materiallar ishlab chiqarishda foydalaniladi. Barqarorlashgan to'rt oksydi asosidagi olovga bardoshli materiallar metallurgiya sanoatida navlar, po'latni kuyishdagi to'xtovsiz stakanlar, kamyob, tarqoq elementlarni eritishga moslashgan tigel tayyorlashda ishlatiladi. Bundan tashqari, kermetlarda ishlatiladi - keramika metalli qavatlar, u yuqori qattqlik va ko'plab kimyoviy reagentlarga chidamli, qisqa muddatli qizdirilishga 2750°S temperaturagacha barqarordir. Sirkon to'rt oksid - emallarni singdiruvchi, ularga oq va shaffof rang beradi. Kubsimon modifikatsiya hisobiga, skandiy, ittriy, siyrak er elementlari bilan barqaror bo'lgan sirkoniy to'rt oksididan material olinadi. Ulardan biri fianit, fianit ulkan sindirish koeffitsientiga ega bo'lgan optik material sifatida (yassi linza) tibbiyotda (xirurgik instrumentlar), sintetik zargarlik toshlari sifatida, sintetik tolalar olishda va ayrim turdagi simlar olishda ishlatiladi.

Qizdirilganda sirkoniy to'rt oksidi tok o'tkazadi, bu holat juda yuqori temperaturada havoda barqaror bo'lib, qizdiriladigan elementlarni olishda ishlatiladi. Qizdirilgan sirkoniy qattiq elektrolit sifatida kislorod ionlarini o'tkazish xususiyatiga ega. Bu xossa sanoatdagi kislorod analizatorlarida ishlatish imkonini beradi.

Sirkoniy diboridi ZrB_2 - qiyin suyuqlanadigan birikma. Sirkoniy tetraxlorididan sanoatda sirkoniy diboridi olinadi:

$ZrCl_4 + 2 BBr_3 + 5 N_2 \rightarrow ZrB_2 + 4 HCl + 6 HBr$, Shuningdek, tsirkoniy metalidan:



Turli aralashmalarda tantal nitridi va kremniy karbidi bilan birga keskichlar ishlab chiqarishda material sifatida ishlatiladi. Sirkoniy karbidi (suyuqlanish temperaturasi 3530 °S).

Sirkoniy gidridi atom texnikasida neytronlarni samarador sekinlashtirgich sifatida ishlatiladi. Sirkoniy nitridi-keramik qavatlar uchun material, suyuqlanish temperaturasi 2990°C atrofida, zar suvida gidrolizlanadi. Stamotologiyada va zargarlik ishlarida keramik qavatlar sifatida ham ko'llanilishi mumkin.

Gafniy (lot. "Hafnia" - Kopengagen; lot. "Hafnium"). Hf - kimyoviy elementlar davriy jadval- ning IV guruh elementi, tartib raqami 72, atom massasi 178,49. Tabiatda gafniy 6 ta izotoidan tashkil topgan: 174 (0,18-0,20%), 176 (5,15-5,30%), 177 (18,39-18,55%), 178 (27,08- 27,23%), 179 (13,73-13,84%), 180 (35,07- 35,44%). SEElariga tegishli. Elementning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^2$.

Gafniy 1923 yilda D.Xeveshi va D.Koster - nazariy fizika instituti olimlari tomonidan (Kopengagen) sirkoniy katori rudalarini o'rganish natijasida kashf etilgan.

Tabiatda uchrashi: Gafniyning yer qobigidagi massa bo'yicha miqdori $(3-4) \cdot 10^{-4}\%$. O'zining individual minerallariga ega emas, izomorf ko'shimcha sifatida tsirkoniy minerallarida uchraydi. (Odatda $(ZrO_2 + HfO_2)$ massasiga nisbatan 1-2% ni tashkil etadi. Sirkoniyning ayrim minerallarida $(ZrSiO_4)$ gafniyning miqdori

ancha yuqori: gafniyli tsirkonda - 31% gacha, naegitda - 10% gacha, alvitda - 15% gacha, sirtolitda - 24% gacha, tortveytitda (Y, Sc) Si_2O_7 tsirkoniy va Hf qo‘shimchalar ko‘rinishida bo‘ladi, lekin unda Hf miqdori tsirkoniynikidan yuqoriroq bo‘ladi.

Xossalari: Metall holatidagi gafniydan, asosan, aerokosmik texnika, atom sanoati, maxsus optika uchun qotishmalar ishlab chiqariladi.

Atom texnikasida neytronlarni tutib qolish qobiliyatiga ko‘ra ishlatiladi va uning atom sanoatida, bu - boshqaruv sterjenlari ishlab chiqarishda, maxsus keramika va shisha (oksid, karbid, borid, oksokarbid, disproziy gafnati, litiy gafnati)lar ishlab chikarishda foydalaniladi. Gafniy diboridning muhim va afzallik tomoni shundaki, borning "yonishi" jarayonida undan oz miqdordagi gaz (geliy, vodorod) ajralib chiqishidir. Optikada gafniy oksidining qo‘llanilishining asosiy sababi temperaturaga barqarorligi (suyuqlanish temperaturasi 2780°S) va nurni sindirish ko‘rsatkichining juda yuqoriligi hisoblanadi.

Gafniy bilan legirlangan titan qotishmalari olinadi, gafniy bilan legirlangan nikelning qotishmalari nafaqat uning mustahkamligini va korrozion turg‘unligini oshiribgina qolmay, balki payvandlanishini va payvandlangan bo‘g‘imlar mustahkamligini oshiradi. Gafniy maxsus markali shishalarni optik-tolali buyumlar hamda juda sifatli optik buyumlar, oynalarga qoplama, shu jumladan, tungi ko‘rish qurilmalari, teplovizorlar ishlab chiqarishida foydalaniladi.

Ishlatilishi: Gafniy karbid va boridi (suyuqlanish temperaturasi 3250°S) o‘ta yuqori yemirilishga chidamli qoplamalar va juda qattik qotishmalar ishlab chiqarishda qo‘llaniladi. Bundan tashqari, gafniy karbidi juda qiyin eriydigan moddalardan biri (suyuqlanish temperaturasi 3960°C) va shu sababli u kosmik kemalar soplosini va gaz fazali yadro reaktiv dvigatellari uchun konstruksion elementlar ishlab chiqarishda qo‘llaniladi.

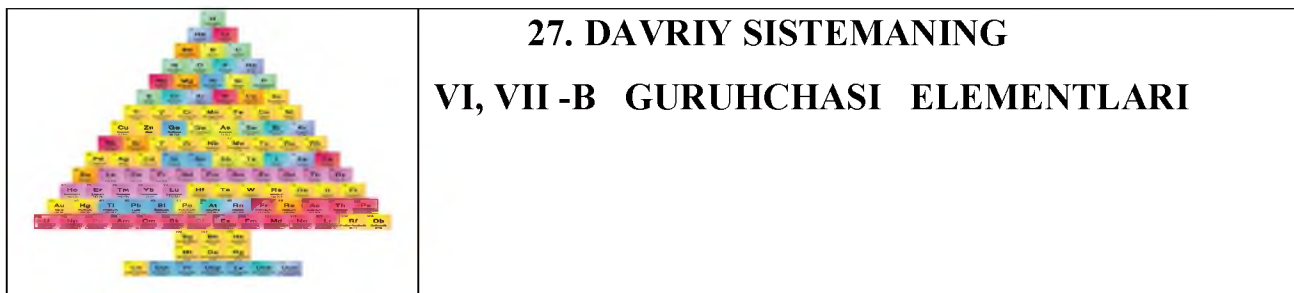
Gafniy nisbatan eng kam elektron chiqarish qobiliyatiga ega (3,53 eV) va shuning uchun kuchli radiolampa va elektron pushkalar uchun katodlar ishlab chiqarishda ko‘llaniladi. Bir vaktning o‘zida, bu uning sifati, yuqori suyuqlanish temperaturasi bilan bir qatorda, metallarni argonda payvandlashda gafniyni

ko‘llash imkonini beradi va asosan elektrodlar (katodlar) karbonat angidridida kam uglerodli po‘latni payvandlash maqsadida ishlatiladi. Bu kabi elektrodning barkarorligi volfram asosida tayyorlangan elektrodlikiga nisbatan karbonat angidridi gazida 3,7 marta yuqori barqarorlikni namoyon qiladi. Kam qiymatdagi chiqish ishiga ega bo‘lgan samarali katodlar sifatida bariy gafnati ham ishlatiladi.

Gafniy karbidi mayda govakli keramik buyum sifatida seziiy - 133 bug‘lari ustida, uning buglanishi uchun vakuumda o‘ta yuqori effektiv elektronlar kollektori sifatida qo‘llanilishi mumkin. Bu holatda elektronlarning chiqish foydali ishi 0,1-0,12 eV dan kamroqqa pasayadi va bu effekt yuqori samarador termoemission elektrogeneratorlar va kuchli kuchli dvigatellar qismlarini yaratishda qo‘llanilishi mumkin.

Gafniy va nikel diboridlari hisobiga yuqori emirilishga chidamli va qattiq kompozitsion qoplamalar avvaldan ishlatilib kelinmoqda.

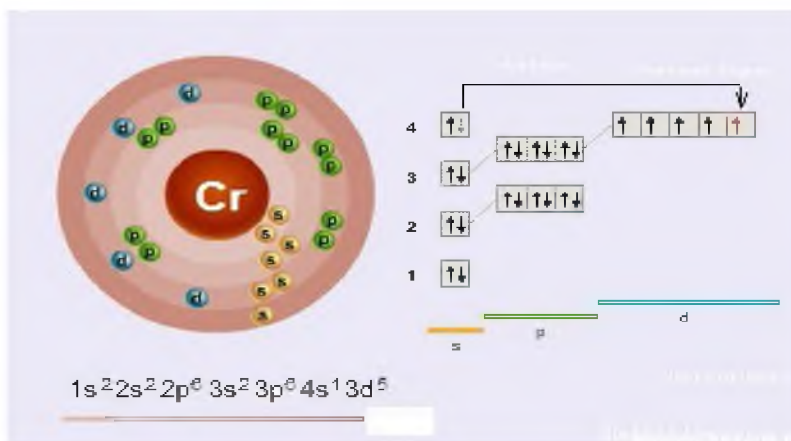
Tantal-volfram-gafniy qotishmasi gazsimon fazali yadroviy raketa dvigatellari uchun maqbul yoqilg‘i uzatgichi hisoblanadi.



27. DAVRIY SISTEMANING VI, VII-B GURUHCHASI ELEMENTLARI

27.1. Oltinchi guruhning yonaki guruhchasiga umumiy xarakteristika

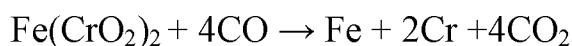
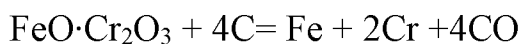
Xromning atom massasi 52 ($Z = 24$) ga teng. Uning $^{50}\text{Cr}(4,31\%)$, $^{52}\text{Cr}(88,76\%)$, $^{53}\text{Cr}(9,55\%)$, $^{54}\text{Cr}(2,38\%)$ tabiiy izotoplari va bitta radioaktiv izotopi ^{51}Cr bor. Xrom yer po'stlog'ining 0,03% ni tashkil etadi. U 1727 yilda Sibir rudasi RbCrO_4 dan topilgan va chiroyli rangda bo'lgani uchun xrom (rang) deb atalgan: 4 ta tabiiy va 6 ta sun'iy izotopi mavjud.



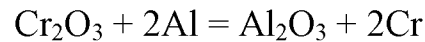
27.1-raasm. Xrom atomining elektron formulasing ko'rinishi

Xrom tabiatda ko'pincha xromit (xromli temirtosh) $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ holda uchraydi va odatda $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ shaklida yoziladi. Xrom ba'zan krokoit RbCrO_4 holda ham uchraydi. Xromning eng muhim konlari Ural, Kavkaz va Qozog'istondadir. Oyda ham xrom borligi aniqlandi.

$\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ ga ko'mir ta'sir ettirilsa, undan temir va xrom qaytariladi:



Bundan temir bilan xrom qotishmasi olinadi, bu qotishma ferroxrom deb ataladi va to'g'ridan – to'g'ri xromli po'latlar ishlab chiqarishga ketadi. Agar toza xrom olinishi kerak bo'lsa, xrom rudasidan avval Cr_2O_3 olinadi, keyin u alyuminotermiya usuli bilan qaytariladi:



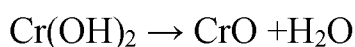
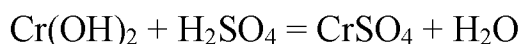
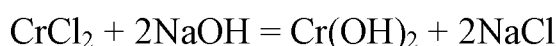
Bu usulda olingan xrom toza bo'lmay, unga ozroq alyuminiy aralashib qoladi. Shu sababli toza xrom olish uchun Cr_2O_3 kremniy bilan qaytariladi: $2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Si} \rightarrow 3\text{SiO}_2 + 4\text{Cr}$ Xrom och kulrang tusli qattiq va yaltiroq metallidir: uning solishtirma og'irligi 7,1 ga teng $t_c = 1890\text{ }^\circ\text{C}$, $t_{qay} = 2660\text{ }^\circ\text{C}$ havo va nam ta'siriga berilmaydi, ya'ni korroziyalanmaydi, chunki xrom havoda oksidlanib uning sirti yupqa zich oksid Cr_2O_3 qavat bilan qoplanib qoladi, bu qavat xromni havo va nam ta'siridan saqlaydi.

Suyultirilgan qaynoq xlorid va sulfat kislotalar ta'sir eritilganda, xrom sirtidagi Cr_2O_3 qavati kislotalarda eriy boshlaydi va kislota tarkibidagi vodorodni siqib chiqaradi. Xrom suyultirilgan nitrat kislota ta'sirida oksidlanadi, konsentrlangan nitrat kislota ham xromni passivlashtiradi. Agar xrom sirtidagi passiv parda qirilib yoki HCl qo'shib isitish yo'li bilan eritib yuborilsa, passiv xrom faollashib ketadi. Xrom faollashgandan keyin sovuq HCl va H_2SO_4 da ham yaxshi erib, vodorodni siqib chiqaradi. Bunday xromning elektr musbat ionlanish qobiliyati ancha kuchlidir, u faollik qatorida rux bilan temir orasida turadi. Passiv xrom oltin va platinadan ham passivroq deyish mumkin.

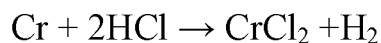
Xrom qattiq qizdirilganda kislorod, galogenlar va oltingugurt bilan ham birikadi. Xrom o'z birikmalarida ikki, uch va olti valentli bo'ladi.

Xrom asosan xromli po'latlar tayyorlash uchun ishlatiladi. Xromli po'latlar qattiq bo'ladi, o'tga va korroziyaga yaxshi chidaydi, shuning uchun xrom o'tga chidamli va zanglamaydigan po'latlar tarkibiga kiradi. Masalan, tarkibida 1-2% xrom bo'lgan po'lat har xil asboblarda, avtomobil resorlari, miltiq stvollar va zirx po'lat taxtalar tayyorlash uchun ishlatiladi. Tarkibida 12% xrom bo'lgan po'lat korroziyaga va turli kislotalar ta'siriga chidamli bo'lgani uchun, undan zavodlarning kimyoviy uskunalari, kesish asboblari va qoshiq, pichoq kabi uy ro'zg'or buyumlari tayyorlanadi. Bunday po'latlar zanglamas po'lat deb ataladi. Kislotalar ishlab chiqariladigan zavodning uskuna va apparatlari 50-60% xromli qotishmalardan tayyorlanadi. 2, 3 va 6 valentli xromning har xil birikmalari va CrO, Cr₂O₃, CrO₃ oksidlari bor. CrO asosli oksid, Cr₂O₃, amfoter oksid, CrO₃ esa kislotali oksid.

Xromga xlorid kislota ta'sir ettirilsa, uning xloridi - CrCl₂, sulfat kislota ta'sir ettirilganda esa sulfati - CrSO₄ hosil bo'ladi. Bular ko'k tuslidir. CrF₂ yashil, CrBr₂ sariq, CrI₂ esa qizil tusli tuzlardir. Cr²⁺ ga ishqor ta'sirida qo'ng'ir sariq tusli Cr(OH)₂ hosil bo'ladi.



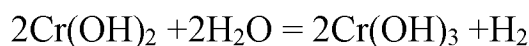
Cr(OH)₂ va uning tuzlari nihoyatda tez oksidlanadigan moddalardir.



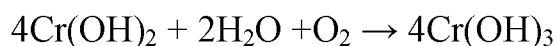
Ochiq idishda CrCl₂ oksidlanadi:



II valentli xrom gidroksidi asos xossalari namoyon qiladi. U hatto suvni qaytaradi

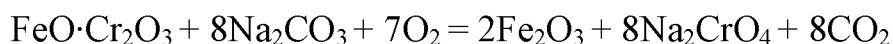


Cr(OH)₂ havo kislorodi bilan ham oksidlanadi

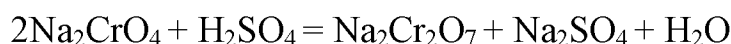


Uch valentli xrom oksidi Cr_2O_3 barqarordir. Tabiatda xromning shu oksidi boshqa metallarning oksidlari bilan birga uchraydi (masalan, $\text{FeO}\cdot\text{Cr}_2\text{O}_3$).

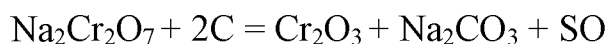
Sanoatda toza xrom olish uchun, qo'shimcha, yuqorida aytilgani kabi $\text{FeO}\cdot\text{Cr}_2\text{O}_3$ dan avval Cr_2O_3 olinib, keyin Cr_2O_3 dan alyuminotermiya usuli bilan xrom olinadi. $\text{FeO}\cdot\text{Cr}_2\text{O}_3$ dan Cr_2O_3 ni olish uchun unga soda qo'shib, kislorod ishtirokida qizdiriladi:



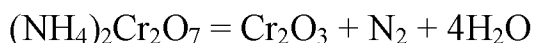
Hosil bo'lgan Na_2CrO_4 ga H_2SO_4 ta'sir ettirilib, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ olinadi:



$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ko'mir bilan qaytariladi:

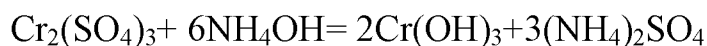


Cr_2O_3 laboratoriyalarda $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ dan olinadi. Buning uchun $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ qizdiriladi:

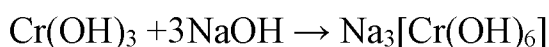
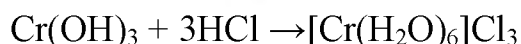
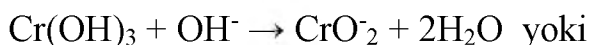
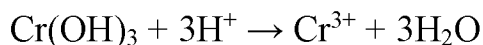


Cr_2O_3 – juda qiyin suyuqlanuvchan yashil tusli kukun, suvda ham, kislotalarda ham erimaydi, u yashil bo'yoqlar tayyorlashda ishlatiladi. Shisha va chinnilarni yashil rangga bo'yashda ham Cr_2O_3 dan foydalaniladi.

Uch valentli xrom gidroksidi $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ni hosil qilish uchun uch valentli Cr tuzlariga asoslar ta'sir ettiriladi:

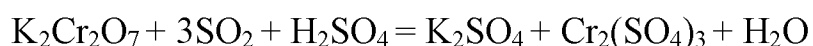


$\text{Cr}(\text{OH})_3$ – ko'kimtir – kul rang tusli cho'kma, suvda oz eriydi, amfoterlik xossalriga ega.



$\text{Cr}(\text{OH})_3$ ga kislotalar ta'siridan muvozanat chap tomonga siljiydi va Cr tuzlari masalan, HCl , H_2SO_4 ta'siridan CrCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ tuzlari hosil bo'ladi. Ishqorlar ta'sirida muvozanat o'ngga siljiydi va HCrO_2 tuzlari masalan, KOH ta'siridan yashil tusli KCrO_2 tuzi hosil bo'ladi. Bu tuz xromit deb aytiladi. Bunda $\text{Cr}(\text{OH})_3$ kislota xossalarini namoyon qiladi, uni H_3CrO_3 holida yozish mumkin, ammo u bir molekula suvni oson ajratib chiqarib, H_2CrO_2 ga aylanadi $\text{Cr}(\text{OH})_3$ kuchsiz asos, HCrO_2 esa kuchsiz kislotaadir. HCrO_2 ning tuzlarida biri – xromning tabiatda ko'p uchraydigan birikmasi $\text{FeO}\cdot\text{Cr}_2\text{O}_3$ dir, uni $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ shaklida ham yozish mumkin. Bu tuz suvda erimaydi, ammo suvda eriydigan xromitlar to'la gidrolizlanadi.

Uch valentli xrom tuzlari, ko'pincha olti valentli xrom birikmalaridan olinadi, masalan:



Cr (III) tuzlari eritmalardan kristallogidratlar holida ajralib chiqadi: $\text{K}_2\text{SO}_4\cdot\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3\cdot 24\text{H}_2\text{O}$; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\cdot\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3\cdot 24\text{H}_2\text{O}$; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3\cdot 17\text{H}_2\text{O}$ Ular orasidagi eng muhimi va ko'p ishlatiladigani $\text{K}_2\text{SO}_4\cdot\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3\cdot 24\text{H}_2\text{O}$ dir. Bu modda yirik kristallardan iborat ko'kimtir binafsha tusli tuz bo'lib, *xrom achchiqtosh* deb ataladi. Xromli achchiqtosh terilarni oshlashda va matolarni bo'yash uchun ishlatiladi.

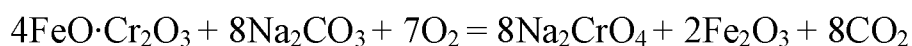
Olti valentli xrom oksidi CrO_3 - to'q qizil tusli kristall modda, suvda yaxshi eriydi, unda kuchli oksidlash xossasi bor, chunki oson parchalanib kislorod chiqaradi:



U kuchli oksidlovchi bo'lgani sababli, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ning odatdagiharoratda to'yingan eritmasi (1 hajm) bilan konsentrlangan H_2SO_4 eritmasi (1 hajm) aralashmasi laboratoriyada “xrom aralashmasi” nomi bilan yuritiladi, bu suyuqlik kimyoviy idishlarni yuvishda ishlatiladi.

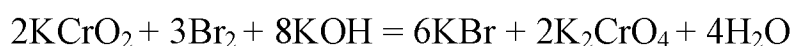
CrO_3 kislotali oksid ya'ni angidrididir, uning xromat – H_2CrO_4 va bixromat – $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ kislotalari bor. Ular o'rtacha kuchdagi kislotalardir. H_2CrO_4 uchun $K_1 = 1,8 \cdot 10^{-4}$, $K_2 = 3,2 \cdot 10^{-7}$, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ uchun $K_2 = 2 \cdot 10^{-2}$, demak bixromat kislota xromat kislotadan kuchliroq, xromat kislota ham, bixromat kislota ham erkin holda olinmagan, faqat eritmadagina ma'lum, ular juda tez suv ajratib chiqarib, CrO_3 ga aylanadi. Ammo bu ikkala kislotalarning tuzlari – xromatlar va bixromatlar ancha beqaror birikmalardir. Xromatlar va bixromatlar xromning eng muhim va ko'p ishlatiladigan birikmalaridir. Xromatlar CrO_4^{2-} ko'pchiligi sariq, bixromatlarning $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ko'pchiligi esa qizg'ish – sariq tuslidir.

Xromatlar olish uchun yuqorida aytilganidek $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ ga soda qo'shib, kislorod ishtirokida qizdiriladi:

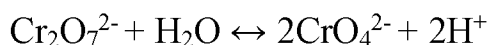


Hosil bo'lgan Na_2CrO_4 suvda eritilib, Fe_2O_3 ajratib olinadi, agar K_2CrO_4 olish lozim bo'lsa, $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ ga potash K_2SO_3 qo'shib qizdiriladi.

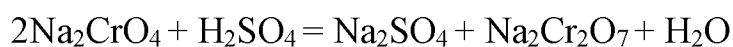
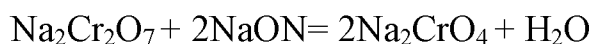
Kisloroddan boshqa oksidlovchilar ta'sirida ham xrom birikmalaridan H_2CrO_4 tuzlarini olish mumkin:



Xromatni bixromatga va bixromatni xromatga aylantirish juda oson. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ eritmadagi suv ionlari bilan reaksiyaga kirishib, CrO_4^{2-} hosil qiladi:



Bu reaksiyada, oz bo'lsada vodorod ionlari hosil bo'ladi, shuning uchun bixromatlar ishqorlar ta'sir ettirilsa, reaksiya o'ngga siljiydi va xromatlar hosil bo'ladi. Xromatlarga kislota ta'sir ettirilganda muvozanat chap tomonga siljib, xromatlar bixromatlarga aylanadi:



Bixromatlarning xromatlarga aylanishi va aksincha, xromatlarning bixromatlarga aylanishini eritma rangining o'zgarishidan bilish mumkin.

Ishlatilishi: Xromat va bixromatlar kuchli oksidlovchi moddalar bo'lganidan katta ahamiyatga egadir. Natriy va kaliy bixromatlari oksidlovchi sifatida, ayniqsa ko'p ishlatiladi. Ular to'qimachilikda, terilarni oshlashda va kimyo laboratoriyada ishlatiladi. $PbCrO_4$ dan sariq tusli moy bo'yoq tayyorlanadi.

Xromning kompleks birikmalari ko'p bo'lib, ular juda zaharlidir.

27.2. Molibden tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi

MOLIBDEN. (grek. Molybdos - "qo'rg'oshin", loti Molybdaenum) Mo — kimyoviy elementlar davriy jadvalining VI guruh elementi, tartib raqami 42, atom massasi 95,94. Tabiatda yettita barqaror izotopi mavjud: massa sonlari bilan: 92 (15,86%), Tabiatda yettita barqaror izotopi mavjud: massa sonlari bilan: 92 (15,86%), 94 (9,12%), 95 96 97 (9,45%), 98 (23,75%), 100 (9,62%).

Oksidlanish darajasi +2 dan +6 gacha (oxirgisi nisbatan harakterli), Elementning elektron konfiguratsiyasi: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$

Molibdenni 1778-yilda shved kimyogari K.Sheele kashf qilgan. Shuningdek, u molibden kislotasini va uning ayrim tuzlarini ham olgan. Shved kimyogari P.Gelm 1790-yilda birinchi marta metall holatidagi molibdenni olgan, Toza metallni I.Berselius Berselius 1817-yilda oladi.

Tabiatda uchrashi: Yer qobig'idagi massa bo'yicha miqdori $3 \cdot 10^4$ %. Erkin holatda molibden tabiatda uchramaydi. Yer qobig'ida molibden deyarli (1742-1786) bir xil taqsimlangan. Eng kam miqdorda molibden ultra asosli va karbonatli jinslarda (0,4 - 0,5 g/t) uchraydi. Molibden dengiz va daryo suvlarida, o'simliklar zolida, ko'mir va neftda ham uchraydi. Dengiz suvida molibdenning miqdori 8,9 dan 12,2 mkg/l gacha bo'ladi.

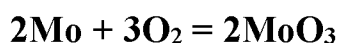
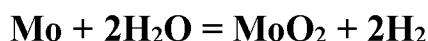
Tabiatga 20 ga yaqin molibden minerallari ma'lum. Ulardan eng muhimlari: molibdenit MoS_2 (60 % Mo), poveilit $CaMoO$ (48% Mo), molibdit $Fe(MoO_4)_3 \cdot nH_2O$ (60% Mo) va vulfenit $PbMoO_4$ dir.

Molibden tarkibli rudalarning katta konlari AQSH, Meksika, Chili, Kanada, Avstraliya, Norvegiya, Rossiya davlatlari hududida joylashgan.

O'zbekistonda bir qator molibden tashuvchi formatsiyalar aniqlangan va ular gidrotermal tipdagi turli xil ko'rinishlarga ega: greyzen-kvarsit-seritsit molibdenatlari va kvars-molibdenitli (Hisor qirlarining g'arbiy tugallanishidagi Obizarang, Chotqoldagi ma'danli ko'rinishlar), kvars-seritsit-sheelit-molibdenitli (Chotqoldagi Chavata, Unqurtosh, Kuramin qirlarida Shaugaz va boshqalar), skarnova-molibdenitli (Chotqolda Chimyon) skarnova-sheelitli molibden bilan, kvars-seritsit-molibdenit-xalkopiritli (Olmaliq tumani). O'zbekiston hozir molibden mis ishlab chiqarishda qo'shimcha ravishda Toshkent viloyatining Kalmakir va Sari-cheku konlaridan olinmoqda.

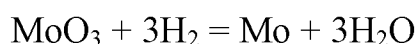
Fizik- kimyoviy xossalari: Molibden — yorqin-kulrang metall $t_{\text{suyuq}}=2620^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qaynash}}=4630^{\circ}\text{C}$; zichligi $10,2 \text{ g/sm}^3$. Havoda odatdagi haroratda molibden barqaror. Oksidlanishining boshlanishi 400°C temperatura atrofida kuzatiladi. 600°C temperaturadan boshlab metall tezda oksidlanib MoO_3 ni hosil qiladi. Suv bug'lari 700°C temperaturadan yuqorida molibdenni jadal ravishda MoO_2 qadar oksidlaydi. Vodorod bilan molibden kimyoviy jihatdan suyuqlanish temperaturasiga qadar ta'sirlashmaydi. Ftor odatdagi haroratda molibdenga ta'sir qiladi, xlor 250°C temperaturada, tegishli MoF_6 va MoCl_6 hosil bo'ladi. Oltinugurt bug' lari va vodorod sulfidi ta'sir qilganda 440 va 800°C temperaturada MoS_2 disulfid hosil bo'ladi.

Molibdenning suv bug'i bilan jadal ta'sirlashuvi 700°C temperaturada boshlanadi, 500°C temperaturada kislorod bilan ta' sirlashadi:



Suyultirilgan va konsentrlangan mineral kislotalar qizdirilganda molibdenni eritadi, ammo konsentrlangan HNO_3 uni passivlashtiradi. Nisbatan yuqori temperaturada molibden bilan oltinugurt, selen, mishyak, azot, uglerod va ko'plab boshqa metallmaslar bilan ta'sirlashadi.

Metall holidagi molibdenni sanoat miqyosida olinish usuli asosan MoO_3 ni vodorod bilan qaytarish reaksiyasi hisoblanadi:



Mo molibdatlarni, kuchsiz molibden kislotasining tuzlari erkin holatda, $x\text{H}_2\text{O}\cdot u\text{MoO}_3$ (ammoniy paramolibdati $3(\text{NH}_4)_2\text{O}\cdot\text{MoO}_3\cdot 2\text{H}_2\text{O}$; CaMoO_4 , $\text{Fe}(\text{MoO}_4)_3$ - tabiatda uchraydi). va III guruh metallari molibdatlari tetraedrik guruhchani o'z tarkibiga kiritadi $[\text{MoO}_4]$.

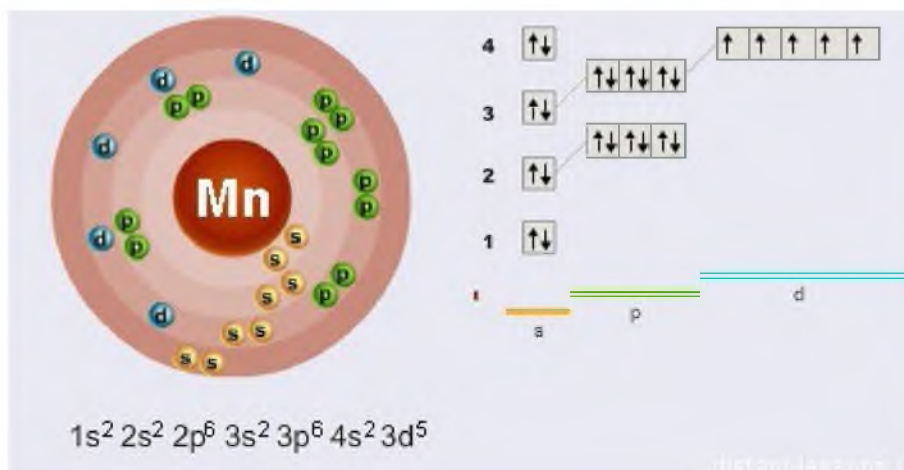
O'rta molibdatlarning suvli eritmaları qayta oksidlanishda MoO_3OH ionlari hosil bo'ladi, keyinchalik ionlarni polimolibdat ionlari: hepta-, (para) $\text{Mo}_7\text{O}_{26}^{6-}$, tetra-(meta-) MoO_{13}^{2-} , okta $\text{Mo}_8\text{O}_{26}^{4-}$ va boshqalarga o'tadi. Suvsiz polimolibdatlar MoO_3 ni metall oksidlar bilan pishirish orqali sintez qilinadi.

27.3. Yettinchi guruhning yonaki guruhchasiga umumiy xarakteristika

Marganes guruhchasiga Marganes-Mn, texnesiy-Tc va reniy-Re elementlari kiradi. Bu elementlar d elementlar bo'lib umumiy formulasi $(n-1)d^5ns^2$. Texnesiy va reniy bir biriga xossalari o'xshash eng barqaror +7 oksidlanish darajali birikmalari.



Marganes (nem. Manganerz-marganesli ruda; lot. Manganum)-Mn, kimyoviy elementlar davriy jadvalining VII guruh elementi, tartib raqami 25, atom massasi 54,9380. Tabiatda bitta barqaror izotopi majuddir ^{55}Mn . Elementning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$.



17.1 rasm- Marganesning elektron formulasining yacheykada ko'rinishi

Qadimdan Marganes minerali Pirolyuzit MnO_2 gilmoyalardan shisha va spool tayyorlashda qo'llanib kelingan. Italiyalik metallurg Biringuchio o'zining asarlarida marganes shishaga binafsha rang berishi va uning tiniqligini oshirishi xaqida yozib qoldirgan. Avstriyalik olim I. Kaym metallic marganesni olishga muvassar bo'lgan, ammo urinishlarini oxirigacha davom ettirmagan.

1774-yilda Margenesni K.Sheelee piroyuzitdan Yu. Gan bilan birga 3 yil davomida Stokgolm akademiyasida o'z ma'ruzasida Bariy va Marganesni toza holda olganliklari haqida aytib o'tgan.

Tabiatda uchrashi: Tabiatda marganes Tinch, Atlantika va Xind okeani suvlari tarkibida $1,0 \cdot 10^{-8}\%$ uchraydi. O'zbekiston hududida marganesni ekskalyasion-cho'kmali, cho'kmali va gidrotermal genetik tipdagi konlari ma'lum. Ekskalyasion-cho'kmali konlar Zarafshon, Zirabuloq, Qoratepa, Lolabuloq va boshqa tog'lar bag'rida kichik makonlar ham (Ziyodin, Dautosh, Qizilbayroq, Taxtaqarochin, Tersaksoy, Cho'ponota) ma'lum.

Marganes piroyuzit- $MnO_2(63,2\%)$, , manganit- $MnO_2 \cdot Mn(OH)_2(62,5\%)$, , rodoxrozit- $MnCO_3(47,8\%)$, ,psilomelan- $mMnO \cdot MnO_2 \cdot nH_2O(45-60\%)$. kabi minerallar tarkibida uchraydi.



a)

b)

d)

e)

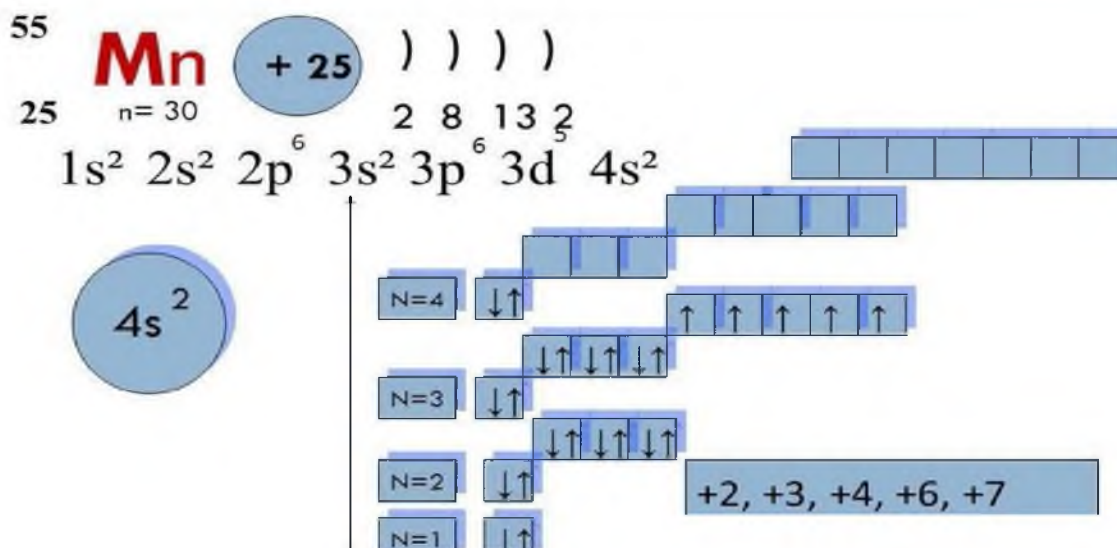
17.2-rasm. Minerallar a) piroyuzit, b) magnitit, d) rodoxrozit, e) psilomelan

Ba'zi konlarning zahirasi uncha ko'p emas, ammo istiqbolli, umuman metall zona bo'yicha 8 mln. tonnadan ortiq metal borligi bashorat qilingan.

Cho'kindili konlar va minerallar O'zbekiston Respublikasining shimoliy va shimoliy sharqiy qismlarida uchraydi va bo'r hamda uchlamchi yoshdagi Terrigen

jinslarda uchraydi. (Ozotboshi, Mozor, Morguzar va Qoraolma kichik malonlari ko'rinishlarida).

Fizik - kimyoviy xossalari: Marganes –suyuqlanish harorati $T_s=1244^{\circ}\text{C}$ qaynash harorati $T_q=2080^{\circ}\text{C}$. Oq kumushsimon (pushti rangga tovlanidigan) havoda oksid parda bilan qoplangan mustahkam va nozik metall. Mn- $+2,+3,+4,+6,+7$ oksidlanish darajalariga ega bo'lishi mumkin.



Kislorod va suv bilan birikadi: $\text{Mn} + \text{O}_2 = \text{MnO}_2$ $\text{Mn} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

Uglerod bilan birikib karbid hosil qiladi $3\text{Mn} + \text{C} = \text{Mn}_3\text{C}$

Qizdirilganda oltingugurt va fosfor bilan ta'sir etadi



Sulfat va nitat kislotalar bilan reaksiyaga kiradi



Ishlatilishi: Marganes asosiy metallardan biri bo'lib, ishlab chiqariladigan marganesning 90%dan ortig'i metallurgiya sanoatida ishlatiladi.

Marganes ferromarganes ko'rinishida bo'lib, u po'latni oson eritishda va uning tarkibidan kislorodni yo'qotish uchun ishlatiladi. Bundan tashqari, u oltingugurtni bog'laydi va u po'latning xossalarini yaxshilaydi. 12-13% miqdordagi Mn ning po'latga qo'shilishi (Gadfield po'lati deb nomlanuvchi), ba'zan boshqa legirlovchi metallar bilan qotishma hosil qilganda, ular po'latning mustahkamligini va qattiqligini oshirib, yeyilishdagi qarshiligi ortadi. Bunday po'latlar sharli

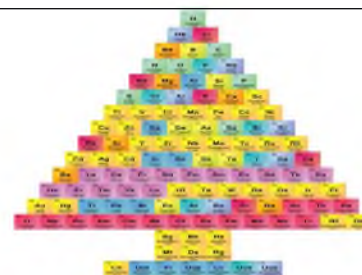
tegirmonlar uchun sharlar tayyorlashda va tosh maydalovchi mashinalar qismlarini tayyorlashda ishlatiladi.

Marganesning 83% Cu, 13% Mn va 4% Ni (manganin) qotishmasi temperature o'zgarishi bilan kam qiymatda o'zgaradigan yuqori elektr qarshiligiga ega. Shuning uchun bu qotishmalardan reostatlar va boshqa shu tipdagi qurilmalar tayyorlashda ishlatiladi.

Marganes bronza va latunga qo'shiladi. Marganes (IV) oksidining ma'lum bir miqdori marganets-ruxli galvanik elementlar ishlab chiqarishda ishlatiladi. MnO_2 shu tipdagi elementlarda oksidlovchi depolyarizator sifatida qo'llaniladi. Marganets birikmalari organik sintezda (MnO_2 va $KMnO_4$ oksidlovchi sifatida), uglevodorodlarni oksidlashda katalizator komponenti sifatida, masalan, p-ksilolni oksidlanishda, parafinlardan yuqori moy kislotalarga oksidlanishida ishlatiladi.

Marganes arsenide bosim ostida kuchayadigan gigant magnitakolorik effektga ega. Marganes tellurid istiqbolli termoelektrik materialdir (termo-E.Yu.K 500mkV/K).

28 -MAVZU. DAVRIY SISTEMANING VIII -B GURUHCHASI ELEMENTLARI



28.1. Sakkizinchi guruhning yonaki guruhchasiga umumiy xarakteristika
Temir oilasidagi metallar bilan platina metallari kimyoviy xossalari jihatidan anchagina farq qiladi.

Tabiatda temirning to'rtta, kobaltning bitta, nikelning esa beshta barqaror izotopi bor. ^{60}Co radioaktiv izotop tibbiyotda, ^{55}Fe radioaktiv izotop esa domna jarayonida, mashina detallarining yemirilishini tekshirishda ishlatiladi.

Temir oilasining uchala metallari ham kulrang bo'lib, ionlari rangdor birikmalarni hosil qiladi. Ularning O, S bilan hosil qilgan birikmalari barqaror, lekin ularning barqarorligi Fe dan Ni ga tomon bir oz kamayib boradi. Ualarning turli komplekslari bor, oksidlanish darajasi Fe dan Ni ga qarab kamayib, maksimal qiymati Fe^{6+} , Co^{3+} va Ni^{2+} (ba'zan +3) bo'ladi.

18.1- Jadval

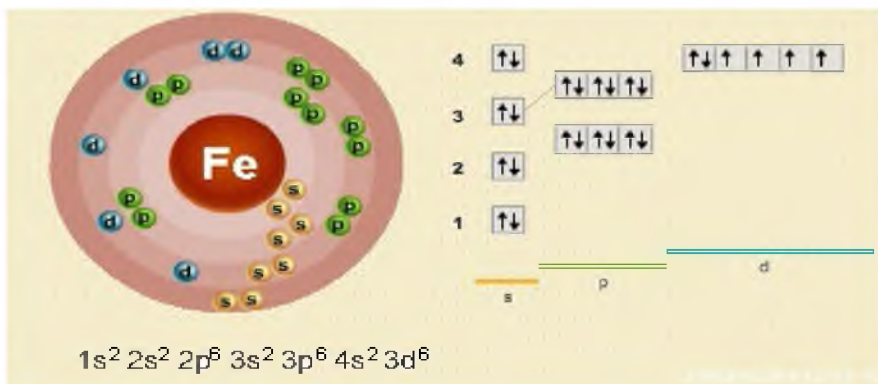
Temir guruhchasi metallarining ayrim xossalari

Elementlarning konstantalari	Fe	Co	Ni
Atom radiusi, nm	0,126	0,125	0,124
Ion radiusi, nm:			
E^{2+}	0,080	0,078	0,074
E^{3+}	0,067	0,064	
Ionlanish energiyasi, eV:			
$\text{E} \rightarrow \text{E}^+$	7,89	7,87	7,63
$\text{E}^+ \rightarrow \text{E}^{2+}$	16,2	17,1	18,25
$\text{E}^+ \rightarrow \text{E}^{3+}$	30,6	35	35,16
Zichligi, g/sm ³	7,87	8,84	8,91
Suyuqlanish harorati, °C	1539	1495	1455
Qaynash harorati, °C	2870	2960	2900
Yer qobog'ida uchrashi, % (massa)	44	$4 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-2}$

Bu metallarning normal elektrod potentsiallarining qiymati Fe dan Ni ga tomon kamayadi. Shunga ko'ra Fe(II) birikmalari osonlik bilan Fe(III) birikmalariga o'tadi. Ni(II) birikmalari faqat kuchli oksidlovchilar ta'sirida Ni(III) birikmalariga aylanadi, kobalt esa asosan komplekslarda +3 oksidlanish darajasini namoyon qiladi. Temir oilasidagi metallar ichida eng katta ahamiyatga ega bo'lgani va amaliy jihatdan ishlatiladigani temir hisoblanadi.

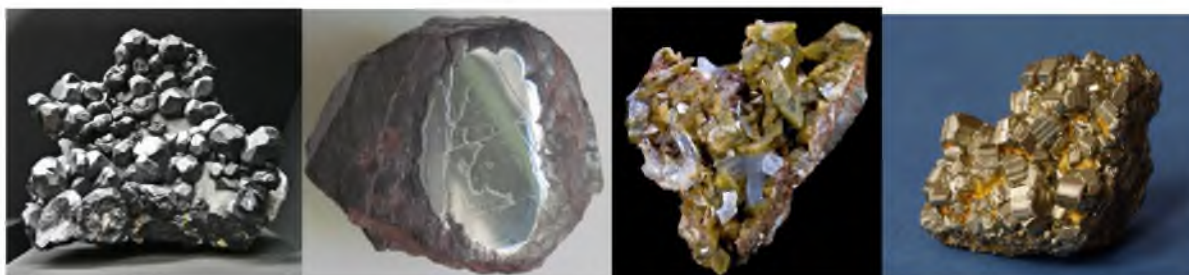
28.2. Temir, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari va ishlatilishi

Temirning atom massasi ($Z = 26$) 55,874 ga teng. Eramizdan avvalgi ikki minginchi yillar oxirida inson temirdan foydalana boshlagan. Meteoritdan odamlar qadimgi davrlardan boshlab foydalanganlar, yerga har sutkada 20 ming tonnaga yaqin meteorit tushgan.



28.1-rasm. Temir atomining elektron tuzilishi va konfiguratsiyasi

Temir tabiatda erkin holda juda kam uchrab, uning minerallari keng tarqalgan. Uning sanoat uchun ahamiyatli rudalari jumlasiga magnitit Fe_3O_4 (72% Fe), gematit Fe_2O_3 (70% Fe), sederit $FeCO_3$ (48% Fe), pirit FeS_2 (46,6% Fe) (xalkopirit $CuFeS_2$) kabilar kiradi.



a)

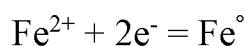
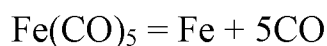
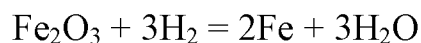
b)

d)

e)

28.2-rasm. Minerallar a) magnetit; b) gematit; d) siderite; e) pirit.

Metallurgiyada olinadigan temir toza bo'lmay, uning tarkibida C, S, P, Mn va Si kabi qo'shimchalar bo'ladi. Kimyobiy toza temir quyidagi usullarda olinadi: temir oksidni vodorod bilan qaytarish, temir karbonilni termik parchalash va tuzlari (xloridlari) ning suvli eritmasini elektroliz qilish



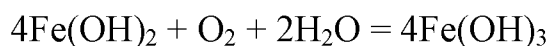
Temir texnikada asosan po'lat va cho'yan holida olinadi.

Temir oq tusli yaltiroq metall, magnit maydoni ta'sirida magnitlanadi va magnit maydonining ta'siri to'xtagandan keyin ham magnit xossalarini saqlab qoladi, ya'ni temirning o'zi magnitga aylanadi. Bu temir guruhchasi elementlariga xos xususiyatdir.

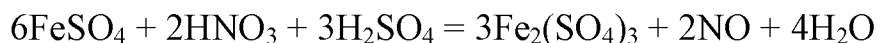
Kimyoviy xossasi jihatidan toza temir havo, nam ta'sirida korroziyalanmaydi, lekin qo'shimchasi bor temir havoda tez zanglaydi va $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ga aylanadi. Binobarin, temir buyumlar zanglaydi, unga qarshi kurashning har xil yo'llari bor. Temir suyultirilgan kislotalarda eriydi, konsentrlangan HNO_3 da passivlanadi, ishqorlarda esa erimaydi. Temir havoda qizdirilganda va cho'g'langan temir bolg'alanganda Fe_3O_4 hosil bo'ladi. Qizdirilganda temir S, P, galogenlar va ba'zi metallar bilan birikadi. Temir birikmalari asosan ikki va uch valentlidir, olti valentli birikmalari ham bor.

Temir hayot uchun zarur element, u qondagi gemoglobin tarkibiga kiradi, gemoglobin kislorodni o'pkadan to'qimalarga olib boruvchi moddadir. To'qimalarda oksidlovchi-qaytaruvchi ferment vazifasini bajaradigan moddalar tarkibida ham temir bo'ladi. Sitoxrom va nafas fermentining qaytarilgan formasida Fe^{2+} bo'lib, ularning oksidlangan formasida Fe^{3+} bor. Bir kishining qonida ~2,5 g temir bo'ladi, odam organizmi temirni ovqatdan oladi, agar temir organizmda yetishmasa, kamqonlik kasali paydo bo'ladi. O'simliklarga yashil tus beruvchi xlorofill tarkibiga ham temir kiradi, agar o'simlikning bargida temir yetishmasa, barg sarg'ayib yaxshi o'smaydi va rivojlanmaydi.

Temir ikki qator birikmalarni hosil qiladi, uning FeO, Fe₂O₃ va Fe₃O₄ (aralash oksid FeOFe₂O₃) oksidlari mavjud. Temir (II) birikmalari temir (III) birikmalariga qaraganda beqarorroq, u hatto havo kislorodi ishtirokida ham temir (III) birikmalariga aylanadi. Temir (II) olinadigan tuzlarga, albatta, temir (III) birikmalari aralashmagan bo'lishi kerak. Odatda bunday sharoit hosil qilib bo'lmaydi shu sababli Fe(OH)₂ ni olganda Fe(OH)₃ ham hosil bo'ladi



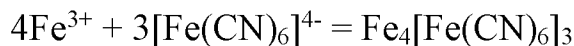
Fe(OH)₂ va Fe(OH)₃ tipik erimaydigan asos, Fe(OH)₃ da ancha kuchsiz amfoter xossalari bor. Temir (II) birikmalari orasida eng ahamiyatlisi, temir kuporosi FeSO₄·7H₂O bo'lib, u suvda yaxshi eriydi, qishloq xo'jaligi zararkunandalariga qarshi kurashda va bo'yoqlar tayyorlashda ishlatiladi. FeCl₂ ancha gigroskop to'q sariq kristall modda, havodan suvni yutib, jigarrang bo'tqaga aylanib qoladi. Temir (II) tuzlari H₂SO₄, HNO₃ yoki KMnO₄ bilan qizdirilganda osonlik bilan temir (III) tuzlariga aylanadi



Fe²⁺ ko'pgina kompleks birikmalar hosil qiladi, agarda tuz eritmasiga KCN qo'shilsa, oq cho'kma Fe(CN)₂ hosil bo'ladi, ustiga yana KCN na'sir ettirilsa, cho'kma erib, gersatsianoferrat (II) kompleks tuzi hosil bo'ladi



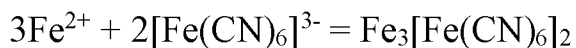
Bu tuz analitik kimyoda Fe³⁺ kationini topish uchun ishlatiladi



Hosil bo'lgan ko'k rangli cho'kma "berlin lazuri" deb yuritiladi.

Temir (III)-gidroksidni qizdirish bilan qizg'ish-qo'ng'ir tusli modda Fe₂O₃ olinadi. Fe(OH)₃ – kuchsiz asos, temir (III) tuzlariga NH₃ yoki ishqor ta'sir ettirib olinadi; suvda erimaydi, lekin kuchli kislotalarda eriydi. Temir (III) tuzlari yaxshi gidrolizlanadi, ulardan eng muhimi FeCl₃ bo'lib, yashil tovlanadigan yaproqchalar shaklida hosil bo'ladi. FeCl₃ suvda yaxshi eriydi, kuchli gigroskopik modda, yaxshi gidrolizlanadi. Fe(NO₃)₃ va Fe₂(SO₄)₃ gazlamalarni bo'yashda xurush sifatida ishlatiladi. Bu maqsadda temirli achchiqtoshlardan NH₄Fe(SO₄)₂·12H₂O, KFe(SO₄)₂·12H₂O ham keng foydalaniladi.

Fe^{3+} ning geksatsianoferrat (III) kompleks tuzi analitik kimyoda Fe^{2+} ionini topish uchun ishlatiladi



Ko'k rangli bu cho'kma "ternbul ko'ki" deyiladi. Temir (III) tuzlari rodanidlar bilan reaksiyaga kirishib, qizil-qon rangli $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ ni hosil qiladi, bu ham Fe^{3+} ionini aniqlashda ishlatiladi.

Olti valentli temir birikmalari ham ma'lum bo'lib, ferrat kislotasi H_2FeO_4 ning tuzlari *ferratlardir*. Ferrat kislotasi va unga muvofiq keladigan FeO_3 oksid hozircha erkin holda olingan emas, ferratlar g'oyat kuchli oksidlovchi moddalardir.

Temir qora metallurgiyaning asosidir, shuning uchun ham u ko'plab qazib olinadi. Temir faqat qotishmalar holida ishlatiladi, uning eng muhim qotishmalari cho'yan va po'latdir. Cho'yaning po'latdan asosiy farqi tarkibidagi uglerod miqdoridir (cho'yanda 2-4%, po'latda 0,3-1,7%).

28.3. Kobalt va Nikel, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari va ishlatilishi

Tabiatda uchrashi: Kobal't — och sargish-kukimtir tusli metall. Past temperaturada ($430\text{ }^\circ\text{C}$ gacha) geksagonal kristall panjara tuzilishi undan yuqori temperaturada esa yoqlari markazlashgan kub sistemada kristallanadi. Nikel — oqish-kumushsimon, yaltiroq metall, yoqlari markazlashgan kub sistemada kristallanadi.

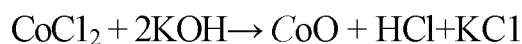
Fizik-kimyoviy xossalari: Kobal't — oddiy sharoitda havo ta'siriga chidamli, qizdirilganda CoO —par da hosil qilib oksidlanadi. Kobal't kukun holida suyultirilgan kislotalarda eriydi, odatdagi sharoitda ftordan tashqari hamma galogenlar bilan reaksiyaga kirishadi, qizdirilganda S, P, As bilan birikmalar hosil qiladi.

Nikelning sirti $800\text{ }^\circ\text{C}$ da oksidlanadi, suyultirilgan HCl , H_2SO_4 kislotalarda sekin eriydi, HNO_3 kislotada tez eriydi, konsentrlangan HNO_3 da passivlanadi, galogenlar bilan reaksiyaga kirishadi. Temir, kobal't va nikel elementlariga ishqor ta'sir etmaydi.

Kobal't va nikel kislород ta'sirida oksidlanganda CoO va NiO tarkibli barqaror oksidlar hosil qiladi. Ular Co_2O_3 va Ni_2O_3 tarkibli oksidlarga ham ega.

Bu elementlarning oksidlari suvda erimaydigan moddalar bo'lgani uchun ularning $E(\text{OH})_2$ va $E(\text{OH})_3$ tarkibli gidroksidlari bilvosita usulda olinadi. Temir, kobal't va nikel' elementlarining (II)- oksidlari asos xossasiga ega bo'lib, qaytaruvchi xossalari Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} - tartibida kamayib boradi.

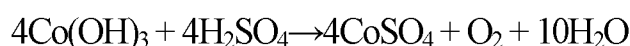
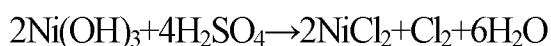
Kobal't (II)- gidroksidning hosil bo'lish reaksiyasi ikki bosqichda boradi. Birinchi bosqichda—suvda erimaydigan ko'k rangli asosli tuz hosil bo'ladi:



Ikkinchi bosqichda —to'yingan ishqor ta'sirida pushti rangli kobal't (II)-gidroksid cho'kmaga tushadi. Hosil bo'lgan cho'kma havo ta'sirida sekin-asta oksidlanib Co (III)-gidroksidga aylanishi tufayli qoramtir rangga ega bo'ladi. Nikel' (II)-va kobal't (II)-gidroksidlar kislotali muhitda oksidlovchi ta'siriga chidamli, ishqoriy muhitda galogenlar ta'sirida oksidlanadi:



Kobalt (III), nikel' (III)- gidroksidlarining oksidlash xossalari Co^{3+} — Ni^{3+} qator bo'yicha ortib boradi:



Kobal't (III) va nikel' (III)- gidroksidlarni esa ularning ikki valentli gidroksidlarini oksidlab hosil qilinadi.

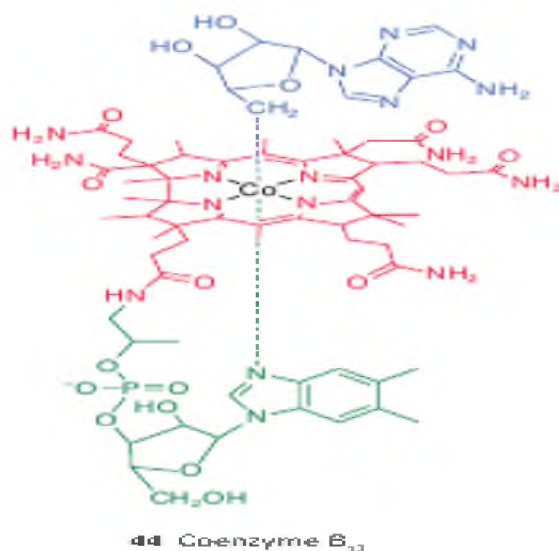
Kobal't, nikel' metallari yuqori temperaturada vodorodni o'zida eritadi. Bu metallar tarkibida vodorodning bo'lishi, ularning mexanik xossalari susayishiga sabab bo'ladi. Temir, kobal't va nikelning EH_2 va EH_3 tarkibli beqaror gidridlari ma'lum.

Kobal't, nikel' qizdirilganda galogenlar bilan birikib EG_2 va EG_3 tarkibli galogenidlar hosil qiladi.

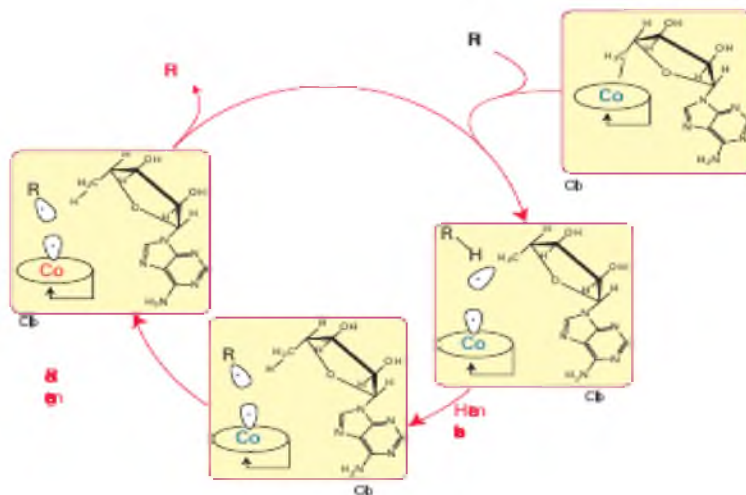
Temir, kobal't, nikel' elementlarining azot bilan hosil qilgan birikmalari beqaror moddalardir. Bulardan eng barqarori temir nitritdir. Temir, kobal't, nikel' yuqori temperaturada uglerod bilan birikib Fe_3C , Co_3C , Ni_3C tarkibli metall karbidlar hosil qiladi. Bulardan temir-uglerod sistemasi suyuqlanish diagrammasida uglerod massasi 5 % gacha bo'ladi.

Ishlatilishi: Temir, kobalt, nikel va ularning birikmalari metallurgiyada, o'tga va issiqqa chidamli qotishmalar olishda, raketalarining gaz turbinalarini tayyorlashda, atom texnikasi, lak-bo'yoq sanoatida, tibbiyotda, qishloq xo'jaligi, keramika, shisha va sement sanoatida va organik moddalar sintezida qo'llaniladi.

Unda kobalt atomi Co(I) gacha qaytarilishi mumkin, u esa o'z navbatida metil guruhlarining tashuvchisi sifatida o'zini namoyon qiladi (18.1- rasm).



28.1-rasm B12 vitaminining tuzilishi

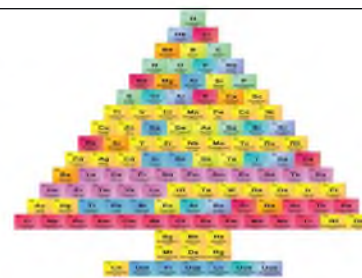


28.2-rasm Kobalaminning metil guruhlarini tashish mexanizmi

Tarqalganlik jihatidan 30 element.¹ Kobalt koferment V12 tarkibiga kiradi. Unda kobalt beshta azot atomi va adenzinning uglerod atomi bilan bog'langan. Kobalt uglerod bog'ining mavjudligi ushbu molekulani birinchi biologik

metallorganik birikma sifatida tavsiflash mumkin. Turdosh birikma bo'lgan vitamin V12 strukturasi kobalt adenzin bilan emas, balki sianoligand bilan bog'langan (1 rasm). Ushbu turdagi barcha birikmalar umumiy nom kobalaminlar nomi bilan yuritiladi. Vitamin V12 birinchi marta 1929 yilda jigar ekstraktidan ajratib olingan. Keyinchali aniqlanishicha kofermentning yoki vitamin V12 etishmovchiligi zararli anemiyaga (oq qon kasalligiga) olib keladi. Kofermet V12 ko'pchilik jarayonlarda yuqori faollikni namoyon qiladi.

29 -MAVZU. DAVRIY METALLAR TRIADASI PLATINA GURUHCHASI



29.1. Platina, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari va ishlatilishi



Platina (isp. platina, kamaytiruvchi, plata-kumush; lot. Platinum) Pt - kimyoviy elementlar davriy jadvalining VIII guruh elementi, tartib raqami 78, atom massasi 195,08, platina metallari oilasiga kiradi. Tabiiy platina to'rt barqaror izotopdan tashkil topgan: ^{194}Pt (32,9%), ^{195}Pt (33,8%), ^{196}Pt (25,2%), ^{198}Pt (7,2%) va ikki radiofaol izotop ^{190}Pt (0,013%), ^{192}Pt (0,78%). Elementning elektron tuzilishi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^9$.

Toza platina elementini 1803-yilda olim Vollaston tomonidan sof holda tajribada ajratib olingan.

$\text{Ru} [\text{Kr}] 4d^7 5s^1$	$\text{Rh} [\text{Kr}] 4d^8 5s^1$	$\text{Pd} [\text{Kr}] 4d^{10} 5s^0$
$\text{Os} [\text{Xe}, 4f^{14}]$ $5d^6 6s^2$	$\text{Ir} [\text{Xe}, 4f^{14}]$ $5d^7 6s^2$	$\text{Pt} [\text{Xe}, 4f^{14}]$ $5d^9 6s^1$

Tabiatda uchrashi: Platina nisbatan noyob elementlardan biridir, uning yer yuzidagi o'rtacha massa bo'yicha miqdori $5 \cdot 10^{-7}$ % ni tashkil qiladi. Platining muhim minerallari - tug'ma (sof holda) platina, poliksen (6-10% Fe mavjud), palladiyli platina (60-90% Pt, 7-39% Pd), ferroplatina (12-20% Fe), iridiyli platina (55-60% Pt, 30% gacha Ir), sperrilit PtAs_2 , kuperit PtS , breggit (Pt, Pd, Ni)S lar hisoblanadi.

Ishlatilishi: Platina, uning qotishmalari va birikmalarining asosiy ishlatilishi sohalani - avtomobilsozlik (rivojlangan mamlakatlarda 30-65%), elektrotexnika va elektronika (7-13%). kimyosi va organik sintez (7-12%), shisha va keramika sanoati (3-17%), zargarlik buyumlari (2-35%). Elektronika va elektrotexnikada platina elektr jihozlarni ulash va qarshilik pechlarida ishlatiladi.

Sinsha sanoatida platina rodiiy va iridiy aralashmasi qo'shilgan holda optik shisha ishlab pechining asosiy konstruksion materiali sifatida foydalaniladi. Platina, shuningdek, yuqori tada ishlovchi termopara va qarshilik termometrlarida material sifatida, elektrolizda sifatida, laboratoriya idishlari va jihozlari yasashda, tish davolash ishlarida ham ishlatiladi. XIX asrning birinchi choragidan Rossiyada yuqori sifatli po'latni legirlovchi qo'shimcha ilshlatila boshlandi.

Platina katalizator sifatida ham ishlatiladi (asosan, rodiiyli qotishmasi). Platinadan optik eritish jarayoni uchun idishlar va aralashtirgichlar, lazer texnikasi uchun maxsus oynalar, qotishmasidan mustahkam elektr ulash tizimlari ishlab chiqariladi.

Platina birikmalari (aminoplatinat) saraton kasalligining turli xil formalarini davolashda sifatida qo'laniladi. Platina va uning qotishmalari zargarlik buyumlari yasashda ham keng

Har yili dunyo zargarlik sanoati 50 tonnagacha platina ishlatadi. 2001-yilgacha platina igining asosiy talabgori Yaponiya edi. 2001-yildan keyin dunyo bo'yicha 50% bozorni Xitoy egalladi. 1980-yillarda Xitoy platinali zargarlik buyumlarining 1% ga egalik qilardi. Hozirgi kunda — Xitoyda yiliga o'rtacha 10 mln dona platina zargarlik buyumlari sotiladi. Bu buyumlarning umumiy mssasi 25 tonnani tashkil qiladi.

Platina, oltin va kumush - tanga vazifasini o'tovchi asosiy metallardandir. Biroq platinadan tega yasash oltin va kumushdan ming yillardan Keyin boshlandi. Platinadan buyuk xizmatlari uchun rag'batlantiruvchi ko'krak nishonlar tayyorlash uchun ham ishlatiladi.

29.2. Palladiy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari

Palladiy (Pallada planetasining ochilishi sharafiga nomlangan; lot. Palladium)
Pd — kimyoviy elementlar davriy jadvalining VIII guruh elementi, tartib raqami 46, atom massasi 106,42; platina guruhi metallariga tegishli. Tabiatda Pd ning oltita barqaror izotoplari mavjud: ^{102}Pd (1,00%), ^{104}Pd (11,14%), ^{105}Pd (22,33%), ^{106}Pd (27,33%), ^{108}Pd (26,46%) va ^{110}Pd (11,72%), Nisbatan uzoq yashaydigan sun'iy radiofaol izotopi ^{107}Pd ($T_{1/2}=7 \cdot 10^6$ kun). Palladiyning ko'plab izotoplari asosan ko'p miqdorda U va Ru yadrolarining bo'linishi natijasida hosil bo'ladi. Palladiy 1803 yilda kimyogar U.Vollaston tabiiy platinani tadqiq qilish chog'ida kashf etgan. Elementning elektron Uilyam Vollaston konfiguratsiyasi: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^0 4d^{10}$

Tabiatda uchrashi: Palladiy kamyob elementlardan biri. Yer (1766-1828) qobig'idagi massa bo'yicha miqdori $I \cdot I(\text{PO/O})$. Mustaqil holatda ham, qotishmalar ko'rinishida ham (palladiyli platina, 39% gacha Pd) va birikmalar ko'rinishida ham tabiatda uchraydi. 30 ga yaqin palladiy tarkibli minerallari ma'lum: palladit PdO, stannopalladit Pd₃Sn₂, stibiopalladit Sb₃Pd, breggit (Pd, Pt, Ni) S, alloppalladiy (tarkibida Hg, Pt, Ru, Cu qo'shimchalar uchraydi), palladiyli platina (7-39% palladiy va boshqa mineral birikmalar). Platinali metallar aralashmasida palladiyning miqdori turli konlarda turlicha, masalan, —25% (JAR), 43-45% (Kanada) va (Rossiya Federatsiyasi) miqdorlar konlar atrofida uchraydi. Platinali metallarning nisbatan katta konlari, palladiy tarkibli ham shu o'rinda Rossiya (Ural), Kolumbiya, Alyaska va Avstraliya davlatlari hududlarida uchraydi.

Fizik- kimyoviy xossalari. Palladiy --- kumushsimon oq rangli oraliq metalli yonlari markazlashagan kubsimon misli panjara tipida ($a = 0,38902$ nm; $Z = 4$; fazoviy guruhi Fm3m). Palladiy plastik metall bo'lib, nikel, kobalt, rodiy yoki ruteniyning mikroqo'shimchalari uning mexanik xossalari yaxshilaydi va qattiqligini oshiradi. Palladiyning asosiy fizikaviy va mexanik xossalari: suvda erimaydi; zichligi-12,02 g/sm³ (20⁰C); $t_{\text{suyuq}}=1554^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qaynash}}=2940^{\circ}\text{C}$ atrofida. Suyuqlanish issiqligi 37,8 kal/g; 20⁰C da solishtirma issiqlik - 0,0586 ⁰ t

kal/(g•grad); 25⁰C dagi solishtirma elektr qarshiligi 9,96 mkOm/sm; issiqlik o'tkazuvchanlik 0,161 kal/(sm•sek•grad), Brinell bo'yicha qattiqligi 52 kgs/mm².

Kimyoviy xossalriga ko'ra palladiy platinaga yaqin va platina metallariga qaraganda faol hisoblanadi. Qizdirilganda —300⁰C temperaturagacha havoda barqaror, 350-800⁰C temperaturada RdO yupqa qavatini hosil qilib qorayadi, 850⁰C temperaturadan yuqori temperaturada PdO parchalanadi va yana havoda bardoshli bo'lib qoladi. Zar suvida yaxshi eriydi. Konsentrlangan qaynoq HN0₃ va H₂S0₄ kislotalarda eriydi.

XIlorid kislotada anodli erishida eritmaga o'tadi. Xona haroratida nam Cl₂ va Br₂ bilan qizdirilganda esa F₂, S, Se, Te, As va Si lar bilan ta'sirlashadi. Palladiyning xarakterli ajralib turadigan tomoni ko'p miqdordagi vodorod (900 hajmgacha I hajm Pd) o'ziga yutishi natijasida qattiq eritmalar hosil bo'lishi hisobiga kristall panjaraning omillari ortadi. Yutilgan vodorod palladiydan 100⁰C vakuumda qizdirilganda osongina ajraladi.



Ruteniy (Ruthenium) Ru - kimyoviy elementlar davriy

jadvalining VIII guruh elementi, platina metallari oilasiga kiradi; tartib raqami 44, atom massasi 101,07. Tabiatda ruteniyning 7 ta barqaror izotoplari mavjud, massa sonlari bilan 96, 98-102 va 104, ulardan ko'p tarqalgan Ru¹⁰²(31.61%). Elementning elektron konfiguratsiyasi 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d¹⁰4p⁶5s¹4d⁷.

Ruteniy 1844 yild rus kimyogari K.K.Klaus tomonidan kashf etilgan va Rossiya sharafiga nomlangan.

Tabiatda tarqalishi. Yer qobig'idagi og'irlik bo'yicha miqdori 5*10⁻⁷%. Platina va uning guruhidagi metallar tabiatida tarqoq holatda uchraydi. Geokimyoviy jihatdan bu barcha elementlar ultraasosli va asosli tog' jinslari bilan bog'langan. 100 ga yaqin platina guruhi minerallari ma'lum. Platinoidlar menerallari erkin holatda ham, qattiq eritmalar va intermetalli brikmalar

ko'rinishida ham **Fe**, **Ni**, **Cu**, **Sn**, kam hollarda **Au**, **Os**, **Pb**, **Zn**, **Ag** uchraydi. Nisbatan keng tarqalgan poliksenlar hisoblanadi. (**Pt**, **Fe**) bu erda **Pt** 80-88%, **Fe** 9-11%, ferroplatina (**Pt**, **Fe**) (**Fe** 16-19%), palladiyli platina (**Pt**, **Pd**) (**Pd** 7-40%), stannopalladinit **Pd₃Sn₂Cu** (**Pd** 40-45, **Pt** 15-20, **Sn** 28-33%), giversit **PtSb₂** (**Pt** 45, **Sb** 51,5%), zvyaginsevit (**Pd**, **Pt**)₃(**Pb**, **Sn**) kabi minerallar mavjud va ular tarkibida ruteniy uchraydi.

Olinishi: Ruteniy olishning texnologik zanjiriga quyidagilar kiradi: Zar suvida platinali konsentratlarning erishi, kalsinirlangan soda, bura, qo'rg'oshinli glet va pista ko'mir bilan cho'kmani suyuqlantirish, olovbardosh materialdan

Osmiy, ruteniy va rodiiy qattiq eritmalar hosil qiladi. Ularga iridiy kabi minerallar tegishli (**Ir**, **Os**) (**Ir** 46,8-77,2% **Os** 21-49,3%), osmiy (**Os**, **Ir**) (**Os** 67,9%, **Ir** 17%, **Ru** 8,9%, **Rh** 4,5%). Bundan tashqari, tabiatda platina, ruteniy va palladiy arsenidlari, sulfoarsenidlari va sulfidlari, asosan sperrilit **PtAs₂** (**Pt** 56,2%), kuperit **PtS** (**Pt** 79,2-85,9%), maychnerit (**PdBiTe**), visosikit (**Pd**, **Ni**)₅**S** (**Pd** 59,5%, **Ni** 14,2%, **Pt** 4,8%), xodlingvortit (**Rh**, **Pt**) **AsS** (**Rh** 25%) holida ham tarqalgan.

Fizik- kimyoviy xossalari: Ruteniy- kumushsimon-oq, platinaga o'xshash metall, qiyin suyuqlanadigan va hatto yuqori temperaturada ham juda qattiq. Uning uchun amorf (yashirin kristal) va kristall holat hosdir. Amorf holatdagi ruteniy-qora kukun, metallni eritma tarkibidan qaytarishda hosil bo'ladi. $T_{\text{suyuq}}=2250^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=4077^{\circ}\text{C}$, zichligi $12,4 \text{ g/sm}^3$ (20°C).

Ruteniy geks; $c_p=0,238^{0-25}$; $C_p^0=24,1$; $S^0=28,5$; $\Delta H^0=0$; $\Delta G^0=0$; $\Delta H_{\text{suyuq}}=24$; $\Delta H_{\text{bug}}=602$; $p=0,1^{2635}$; 1^{2940} ; 10^{3290} ; 100^{3730} ;

Ruteniy korroziyaga juda chidamli metall. Bu metall hatto qizdirilganda ham kislotalarda (**H₂SO₄**, **HCl**, **HNO₃**, **H₃PO₄**, **HF**) va kislota aralashmalarida (**HCl+HNO₃**) erimaydi. Lekin mayda dispers holatida oksidlovchilar bilan qizdirilganda u **H₂SO₄** (**NaBrO₃** ishtirokida) yoki **HClO₄** bilan ta'sirlashadi. Ruteniy gipoxloritlar eritmasida eriydi. Ishqorlar bilan oksidlovchilar ishtirokida (**NaNO₃**, **NaClO₄**) suyuqlantirishda yoki natriy va bariy peroksidi ishtirokida ruteniy suvda eriydigan rutenatlar va perrutenatlar **Me₂RuO₄** va **MeRuO₄** (bu erda **Me**-**Na**, **K**) aylanadi. Ftor ham **Ru** bilan ta'sirlashadi. **KCN** va **HgCl₂** eritmaları

100°C temperaturada ruteniyni korroziyalaydi. 400°C yuqori temperaturada sekin oksidlanib, deyarli uchmas RuO₂ hosil qiladi. Ru (III) ning kislorod birikmalari faqatgina gidratlangan tuzilishda mavjuddirlar. Boshqa oksidlari kam o'rganilgan va ularning mavjudligi aniq tasdiqlanmagan.

29.3. Iridiy, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari va ishlatilishi

Iridiy (grekcha "iris".turkcha "iridos" –"kamalak"; lot "Iridium"). Ir-kimyoviy elementlar davriy jadvalining VIII guruh elementi, tartib raqami 77, atom massasi 192,22; Platina metallari oilasiga kiradi. Tabiiy iridiy ikki barqaror izotoplar aralashmasidan tashkil topadi ¹⁹³ Ir(62,7%) va ¹⁹¹ Ir (37,3%). Elementning elektron konfiguratsiyasi 1s²2s² 2p⁶3s²3p⁶4s² 4p⁶5s²4d¹⁰5p⁶6s²4f¹⁴5d⁷. Iridiyni ingliz olimi S.Tennant tomonidan 1804-yilda kashf qilingan.

Tabiatda uchrashi: Iridiy yer qobig'ida mass abo'yicha 1*10⁻⁷%. Iridiy va osmiy tarkibli minerallari turli nisbatlarda nevyanskit (ir,Os) yoki osmiyli iridiy (Os, Ir), platinali, rodiyli va ruteniyli nevyanskitlar aurosmiridlar holda uchraydi. Turli minerallar tarkibida (iridiy 10⁻⁴% gacha) mis, nikel, oltingugurtli temir tarkibli rudalar tarkibida tarqoq holda uchraydi.

Fizik-kimyoviy xossalari: Iridiy-oq kumush rangli metal $t_{\text{suyuq.}}=2447^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qaynash.}}=4577^{\circ}\text{C}$; zichligi 22,42g/sm³ (20°C). Iridiy havoda oddiy sharoitda va qizdirishda chidamli, maydalangan kukuni kislorod oqimida 600-1000°C tempraturada qisman IrO₃ ko'rinishda bug'lanadi. Kompakt iridiy 100°C gacha bo'lgan tempraturada barcha ma'lum kislotalar va ularning aralashmalari bilan ta'sirlashmaydi. Yangittan cho'ktirilgan iridiy qurumumi zar suvida qisman erib, Ir (III) va Ir (IV) birikmalari aralashmasini hosil qiladi. Iridiy kukuni ishqoriy metallar xloridlari ishtirokida xlorlash orqali 600-900°C tempraturada eritilishi hamda Na₂O₂ yoki BaO₂ bilan pishirilib, keyinchalik kislotalarda eritilishi mumkin. Iridiy ftor F₂ bilan pishirilib keyinchalik kislotalarda eritilishi mumkin. Iridiy ftor F₂ bilan 400-450°C, xlor va oltingugurt bilan qizil cho'g'lanish tempraturasida tasirlashadi.

30 -MAVZU. TEXNIK TARAQQIYOT VA EKOLOGIK MUAMMOLAR



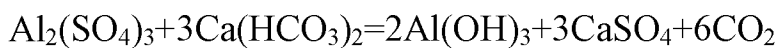
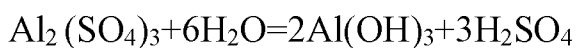
30.1. Ichimlik suvini tayyorlash

Ichimlik suviga alohida talablar qo'yiladi: u toza, tiniq, rangsiz, hidsiz, kimyoviy va bakteriyalar bilan ifloslanmagan bo'lishi kerak, ya'ni ichimlik suvi GOST talablariga javob berishi kerak. GOSTga binoan ichimlik suvining 1 ml da bakteriyalarning umumiy soni 100 ta dan, ichak tayoqchasining miqdori 1 l suvda uchtdan ortiq bo'lmasligi kerak. Daryo va ko'l suvlari, odatda bu talablarga javob bermaydi, shuning uchun ham ichimlik suvini vodoprovod tarmog'iga berishdan ilgari suv tozalash stansiyalarida tozalanadi. Ichimlik suvini tayyorlash to'rt bosqichli: tindirish, koagulyatsiyalash, fil'trlash va zararsizlantirish kabi jarayonlardan iboratdir.

Tozalash uchun suv havzadan ko'pincha oraliq quduq dag'al tindirgich orqali olinadi. Unga suv o'z oqimi bilan keladi. Dag'al tindirgichga suv sekin oqib kiradi va unda tiniq dag'al dispers zarrachalardan tozalanadi. Suv olish qurilmasi himoya to'ri bilan jihozlangan bo'lib, yirik narsalarning, shu jumladan baliqlarning qurilmaga tushishini oldini oladi. Suvdagi engil muallaq zarrachalar juda sekin cho'kadi. Kolloid zarrachalar tuproq, silikat kislotalari, gumin kislotalari va boshqalar esa fil'trlash va cho'ktirish usullari bilan ajralmaydi. Shuning uchun suv havzadan yoki tindirgichdan birinchi ko'targich nasos yordamida aralashtirgichga koagulyasiya ko'tarib beradi. Koagulyatorga elektrolitlar – $Al_2(SO_4)_3$, $Fe_2(SO_4)_3$ yoki boshqa birikmalarning eritmalari koagulyantlar ham quyiladi. Aralashtirgichda koagulyasiya jarayoni boradi. Koagulyasiya bu – geterogen sistemalarni ajratishning eng samarali usulidir. Bu jarayonning fizik-kimyoviy

mohiyatini soddaroq qilib quyidagicha bayon etishi mumkin. Elektrolit juda suyultirilgan eritmalaridan musbat zaryadlangan zarrachalar hosil qilib gidrolizlanadi. Qaysikim bu zarrachalar manfiy zaryadli kolloid zarrachalarning yuzasiga adsorblanib uni neytrallaydi. Natijada zaryadsizlangan kolloid zarrachalar bir birisiga yopishib, yiriklashadi va cho'kadi. Koagulyant ioni zaryadi (Al^{3+} , Fe^{3+}) qanchalik katta bo'lsa koagulyasiyalash uchun shunchalik kam elektrolit sarflanadi. Bir vaqtning o'zida $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ muvaqqat qattiqligini ham ancha kamaytiradi.

Aralashtirgichda quyidagi reaksiyalar boradi.



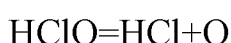
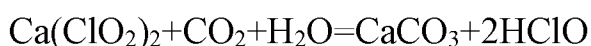
koagulyatsiya jarayonida hosil bo'lgan keng yuzali iviqsimon cho'kma sekinlik bilan cho'ka boshlaydi va engil muallaq zarrachalarni o'ziga yopishtirib oladi hamda organik bo'yoq moddalarini ham adsorbtsiyalab cho'kadi, natijada suv tiniq bo'lib qoladi.

Koagulyant sarfi suvning ifloslanganlik darajasi bilan belgilanadi: bahor paytlarida $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ dan 120 g/m^3 , yoz davrida 70 g/m^3 , qishda esa 20 g/m^3 sarflanadi. Koagulyatsiya jarayonini tezlashtirish uchun ko'pincha iviqsimon cho'kinmalarning hosil bo'lishi va uni cho'kishini tezlatuvchi qo'shimcha reagentlar-flokulyantlar ishlatiladi. Flokulyant sifatida: aktivlangan silikat kislotasi, karboksimetil-sellyuloza, olein kislotasining natriyli tuzi, sinetik polimer materiallar poliakrilamid, polietilenimin va boshqalardan foydalaniladi. Ayniqsa, loyqa suvlarda flokulyantni qo'llash katta samara beradi. Agar suvdagi loyqa miqdoriga nisbatan 1% poliakrilamid qo'shilganda koagulyat qo'shish miqdori 2-3 marta kamayadi, iviqsimon cho'kmaning cho'kish tezligi 10-20 martagacha tezlashadi.

Suv aralashtirgichdan tindirgichga 6 o'tadi, u yerda koagulyatsiya flokulyatsiya tugaydi va suvdagi aralashgan zarrachalar cho'kadi. Tindirgichlar katta SIG'IMLI betondan qilingan havuz bo'lib, suvni tindirgichda uzoqroq muddat bo'lishini ta'minlash uchun unda to'siqlar o'rnatilgan. ammo, suvning to'liq

tiniqlashuviga ochiq turdagi qum fil'tr 7 orqali fil'trlangach erishiladi. Suv qalinligi 2 m. gacha bo'ladi/bosim 0,1 m/s. tezlikda fil'trlanadi. Fil'trovchi material sifatida bir qavat graviy va uning ustida bir qavat zarrachalarining kattaligi 0,5- 1 mm. bo'lgan I m, kalitliqdagi qumdan/kvard kumi foydalaniladi. Suvning loyqalari qum yuzasida o'tirib qolib fil'trovchi yupqa parda hosil qiladi. Vaqt o'tishi bilan bu parda kalitlashadi natijada suvning tozalanish darajasi ortadi, ammo fil'trlanish tezligi kamayadi. So'ngra u fil'tr tozalanish uchun to'xtatiladi va fil'trlash boshqasida davom ettiriladi. Odatda, filtrlardan bir nechta bo'ladi.

Koagulyasiya, cho'ktirish, fil'trlashlar nafaqat suvni begona aralashmalardan tozalaydi, tinik qiladi balki 70-80 / gacha mikroblardan ham tozalaydi. Ko'pchilik hollarda tozalanish suvda mikroblar miqdori normadan ko'p bo'ladi, shuning uchun fil'trdan chiqqan suv zararsizlantirish uchun 8 – uskunaga yuboriladi. Zararsizlantirish – suvdagi bo'lgan mikroorganizmlar va bakteriyalarni: xlorlash ozonlash, kaynatish va boshqa yo'llar bilan yo'qotishdir. Suv xlorlash uchun toza xlor yoki kal'siy gipoxloritdan foydalaniladi. Suvni kal'siy gipoxlorit bilan ishlov berilganda atomar kislorod (kuchli oksidlovchi) hosil bo'lib u mikroorganizmlarni o'ldiradi va organik qoldiqlarni oksidlaydi.



Suv xlorlanganda ortiqcha xlor, suvga ammiak yoki natriy sul'fit qo'shish yo'li bilan yo'qotiladi. Suvdagi qolgan xlarning miqdori 0,2 - 0,4 mg/l. dan oshmasligi kerak. Keyingi yillarda suvni ozon bilan zararsizlantirilmoqda. Bunda ozon parchalanib atomar holdagi kislorod hosil qiladi. Bunday suv xlorlangan suvdan farq qilib, xlor xidiga ega emas. Zararsizlantirish so'nggi yillarda suvni ftorlash I mg/l. gacha ftor, Na_2SiF_6 birikmasi shaklida suvga solinadi, bu bir vaqtning o'zida kishilarning tishini yemirilishdan ham himoya qiladi, ul'trabinafa nuri bilan nurlantirish, ul'tratovush to'lqinlari bilan ishlov berish kumush ionlari bilan ishlov berish orqali ham amalga oshirilmoqda.

Suv zararsizlantirilgach ichishga yaroqli bo'lib ikkinchi ko'tarib berish nasosi 9 yordamida bosim hosil qilish minorasiga 10 ko'tarib beriladi. Qaysikim, u minora vodoprovodlarda suvning doimiy bosimini ta'minlab turadi.

30. 2. Sanoat suvlarini tayyorlash

Sanoat suvlari uchun ham begona aralashmalarining miqdori normadan Yuqori bo'lmasligi kerak va bu norma suvning kaysi tarmog'ida ishlatilishiga qarab turlicha bo'ladi. Masalan, to'g'ri oqimli bug' qozonlari uchun ishlatiladigan suv tarkibida qozon quvurlarini korroziyaga uchratuvchi SO₂ va O₂ bo'lmasligi va quruq qoldiq miqdori 0,2 - 0,3 mg/l. dan oshmasligi kerak.

Qozonlarda bug' bosimining ortishi ham suvning tozaligiga bo'lgan talabni kuchaytiradi. Masalan, 1 MPa bosimda qattiqligi 0,36 mg/ekv bo'lgan suvni ishlatish mumkin bo'lsa, 6 MPa bosimda esa suvning qattiqligi 0,01 mg/ekv. dan oshmasligi kerak. 10 MPa bosimda esa to'liq tuzsizlantirilgan va kislorodi mutlaqo bo'lmagan suv ishlatiladi.

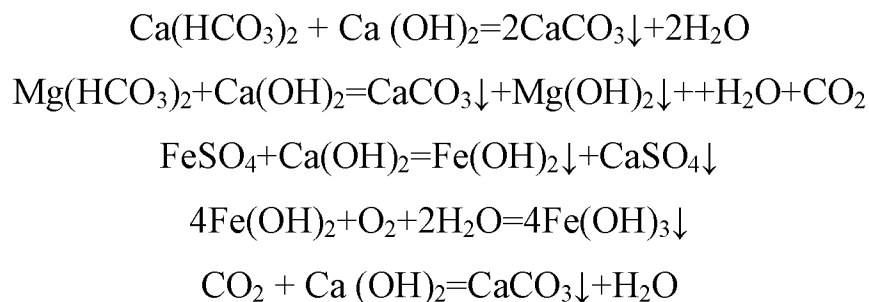
Sanoat suvlarini tayyorlash quyidagi operatsiyalar: koagulyasiya tindirish va fil'trlash, yumshatish, tuzsizlash distillash va deaeratsiyalash orqali amalga oshiriladi. Koagulyasiya, tindirish va fil'trlash jarayonlari, ichimlik suvini tayyorlashdagidek bajariladi. Yumshatish bu suv tarkibidagi qasmoq chukindi hosil qiluvchi kationlarni Ca²⁺ va Mg²⁺ qisman yoki to'liq yo'qotish orqali amalga oshiriladi.

Suvni yumshatish uch xil: 1. fizikaviy; 2. kimyoviy; 3. fizik kimyoviy usullar bilan amalga oshiriladi.

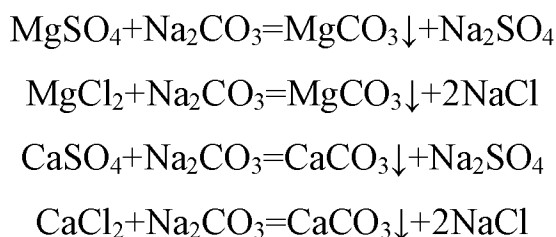
Fizik usul, bu suvni qaynatish, distillash va muzlatishga asoslangan. Suv qaynatilganda muvaqqat qattiqlik yo'qolishi Yuqori da bayon qilingan edi. Distillash va muzlatish orqali ham suv tuzsizlanadi. Distillash bu suvni qaynatib, bug'ini kondensasiyalab ajratib olishga asoslangan.

Suvni yumshatishning kimyoviy usuli, kimyoviy reagentlar ta'sirida va ionlarni bog'lab ajratishga asoslangan. Kimyoviy yumshatishning bir necha ohakli, sodali, natronli, fosfatli usullari bor.

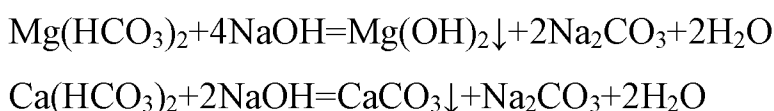
Ohakli usulda, suvga so'ndirilgan ohak ta'sir etiladi. Bunda muvaqqat qattqlik yo'qoladi, temir ionlari va CO₂ ni bog'lab ajratib olinadi.



Sodali usuli suvga kal'sinasiyalangan soda qo'shib doimiy qattqlik yo'qotiladi.

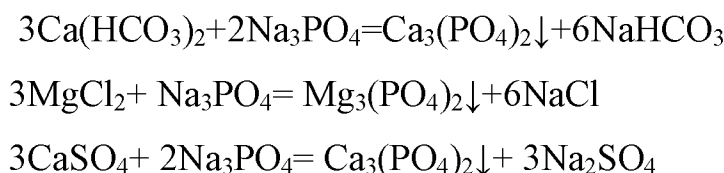


Natron usulda, ba'zan qo'llanilib unda suvga uyuvchi natriy ta'sir ettirilib muvaqqat qattqlik yo'qotiladi.



Reaksiya natijasida hosil bo'lgan suvning doimiy qattqligi yo'qotishda ishtirok etadi. (sodali usulga qarang).

Fosfatli usulda natriy fosfat bilan ham muvaqqat, ham doimiy qattqlik yo'qotiladi.

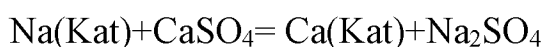
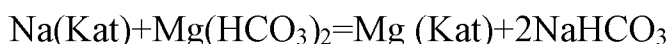


Kal'siy va magniy fosfatlarning eruvchanligi juda kamligi sababli bu usulda qattqlik to'la 0.03 g. - ekv/l gacha yo'qotiladi. Ammo yuqoridagi boshqa usullardan ko'ra qimmatga tushadi. Ohakli sodali usullarda suv dag'al yumshaydi. (0.3 g. - ekv/l gacha.)

Amaliyotda suvni qattiqlikni avval arzon reagentlar yordamida, masalan, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ bilan, so'ngra qattiqlikni to'liqroq yo'qotish uchun Na_3PO_4 dan foydalaniladi.

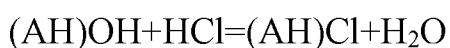
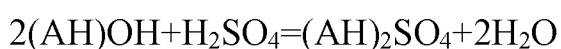
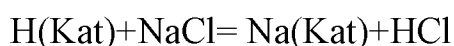
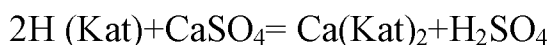
Keyingi yillarda o'zining oddiyliigi, yuqori samaradorligi va iqtisodiy arzonligi sababli fizik-kimyoviy, ya'ni ion almashinishi usuli keng qo'llanilmoqda. Ion almashinish usuli bilan suvni yumshatish, suvdagi Ca^{2+} va Mg^{2+} ionlarini o'z kationlariga almashtirish xossasiga ega bo'lgan kationitlar yordamida qattiqlikni yo'qotishga asoslangan. Shunday xossaga ega bo'lgan birikmalarini ionitlar deyilib, ular kationit va anionitlarga bo'linadi. Kationitlar tarkibida odatda, harakatchan natriy kationiti yoki vodorod kationiti saqlaydi. Anionitlar esa harakatchan gidroksil (OH -anionit) gurux saqlaydi. Natriy kationit sifatida turli xildagi alyumosilikatlar: gloukonit, seolit. Permutit va boshqalar, H – kationiti sifatida esa, sul'urlangan ko'mir sintetik sxemalardan foydalaniladi. OH – anionitlar, sifatida Yuqori molekulyar moddalar masalan karbomidli smolalar ishlatiladi.

Suvni Na – kanionit bilan yumshatish reaksiyasi tenglamasini quyidagicha yozish mumkin



Bunda (Kat) – kationitning almashinishi reaksiyasida ishtirok etmaydigan qismi.

Suvdagi barcha tuzlarni yo'qotish (tuzsizlash) uchun, suv navbat bilan avval H – kationitdan, so'ngra OH – anionitdan o'tkaziladi:



Ion almashinish reaksiyasi qaytar bo'lib, ionitning ion almashinish xossasini qayta tiklash mumkin. Buning uchun ion regenerasiyalanadi. Natriy kationitni osh

tuzining eritmasi bilan, vodorod kationitni mineral kislotalarning eritmasi bilan regeneratsiyalanadi. Anionitlar esa ishqor eritmasi bilan regeneratsiyalanadi

Atomlarning nisbiy elektromanfiyligi

I	II	III a	IV a	V A	VI a	VII A		VIII a		I a	II a	III	IV	V	VI	VII
H 2,1																
Li 0,97	Be 1,47											B 2,02	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10
Na 1,01	Mg 1,23											Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83
K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,75	Ni 1,75	Cu 1,76	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74
Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21
Cs 0,86	Ba 0,97	La 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,96

2-jadval

Dispers sistemalarning asosiy turlari
(agregat holatiga qarab klassifikatsiyalanishi)

Dispers faza	Dispersion muhit	Shartli belgilari	Dispers sistemalarga misollar
Suyuqlik	Gaz	S/G	Bulut, tuman, suyuq aerzollar
Qattiq	Gaz	Q/G	Tutun, chang, qattiq aerzollar
Gaz	Suyuqlik	G/S	Ko'pik, gazlangan suyuqliklar
Suyuqlik	Suyuqlik	S/S	Emulsiya (sut, lateks)
Qattiq	Suyuqlik	Q/S	Suspenziyalar, kolloid

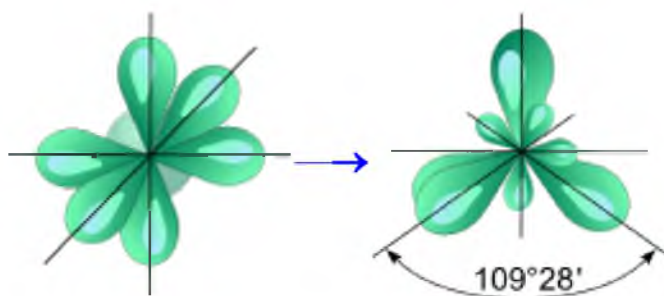
			eritmalar, Gellar, pastalar
Gaz	Qattiq	G/Q	Qattiq ko'piklar, (penoplastlar, silikagel, pemza)
Suyuqlik	Qattiq	S/Q	Loy, yaltiroq tosh
Qattiq	Qattiq	Q/Q	Rangli oynalar, qotishmalar

*3-jadval***Ba'zi kislota vaasoslarning dissotsiatsiya konstantalari ($t^0 = 25^{\circ}\text{C}$)**

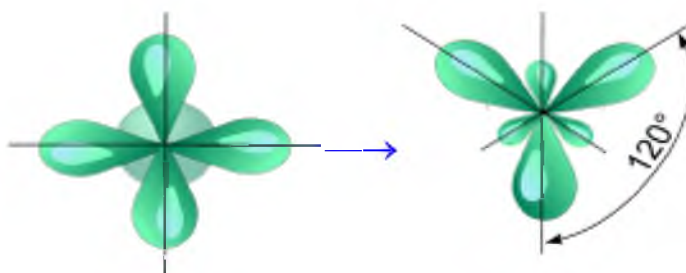
Elektrolit nomi	Elektrolitlarning dissotsiatsiya tenglamasi	Elektrolitlarning dissotsiatsiya konstantasi
Ortoborat kislota	$\text{H}_3\text{BO}_3 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$K = 7,1 \cdot 10^{-10}$
Nitrit kislota	$\text{HNO}_2 = \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$K = 6,9 \cdot 10^{-4}$
Silikat kislota	$\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-10}$
Chumoli kislota	$\text{HCOOH} = \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Sianid islota	$\text{HCN} = \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Karbonat kislota	$\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$
Sirka kislota	$\text{CH}_3\text{COOH} = \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Ftorid kislota	$\text{HF} = \text{H}^+ + \text{F}^-$	$K = 6,8 \cdot 10^{-4}$
Ammoniy gidroksid	$\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
Bariy gidroksid	$\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 2,3 \cdot 10^{-1}$
Kalsiy gidroksid	$\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 4,0 \cdot 10^{-2}$
Qo'rg'oshin(II)-gidroksid	$\text{Pb}(\text{OH})_2 = \text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$

Gibridlanish turlari

sp³- gibrirlanishning fazoviy ko'rinishi tetraedr tuzilishga ega. CH₄, NH₃, H₂O molekullari misol bo'ladi.

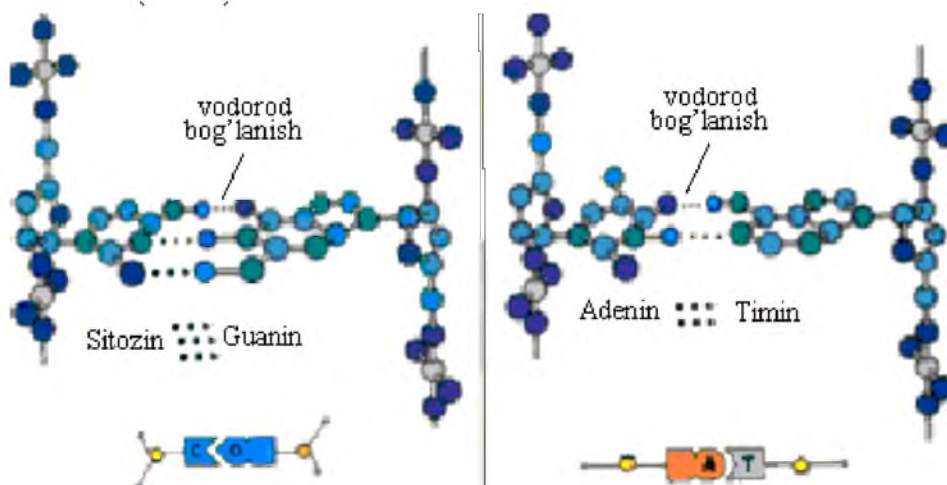
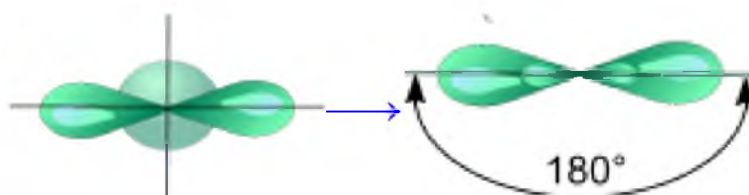


sp²- Gibrirlanish. Bitta s- orbital va ikkita p- orbitalningo'zaro qo'shilib uchta bir xil "gibrid"ning hosil qilishi, burchak orasi 120°.



Uchta sp²- orbitalni uchta □- bog' hosil qilishi mumkin. Masalan BF₃, AlCl₃ molekullari. Yoki C₂H₄ molekulasi ham sp²- gibrirlanishga misol bo'ladi.

sp- Gibrirlanish. bitta s- orbital va bitta p- orbitalningo'zaro qo'shilib, gibrid orbitalni hosil qilishi, burchak orasi 180°ga teng.



UMUMIY VA NOORGANIK KIMYO

Zamonaviy davriy sistema ko‘rinishi

1A 1 H																	0 2 He
3 Li	IIA 4 Be											III A 5 B	IV A 6 C	V A 7 N	VIA 8 O	VII A 9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	IIIB 21 Sc	IVB 22 Ti	VB 23 V	VIB 24 Cr	VII B 25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Ha	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub		114 Uuq		116 Uuh		118 Uuo
		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu		
		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr		

Zamonaviy davriy sistemada elementlar quyidagicha sinflangan:
Jami 118 ta element mavjud bular..

Elementning nomi	Kimyoviy belgisi	Tartib raqami	Atom massasi	Tabiatda Tarqalganligi (% yoki Klark)
Azot	N	7	14 0067	0,04
Aktiniy	Ac	89	(227) ³	6.1 * 10 ⁻¹⁴
Alyuminiy	Al	13	26.9815	7.45
Ameritsiy	Am	95	(243)	-
Argon	Ar	18	39,948	4 * 10 ⁻⁴
Astat	At	85	(210)	3 * 10 ⁻²⁴
Bariy	Ba	56	137.34	0,05
Berilliy	Be	4	9 0122	4 * 10 ⁻⁴

Berkliy	Bk	97	(247)	-
Bor	B	5	10.811	0,005
Brom	Br	35	79,909	0,001
Dubniy	Db	105	262	-
Disproziy	Dy	66	162,50	$7,5 \cdot 10^{-4}$
Erbiy	Er	68	167.26	$6.5 \cdot 10^{-4}$
Eynshteyn	Es	99	254	-
Rux	Zn	30	65,38	0,02
Rubidiy	Rb	37	85,468	0,008
Ruteniy	Ru	44	101,07	$5 \cdot 10^{-6}$
Rodiy	Rh	45	102,905	$1 \cdot 10^{-6}$
Reniy	Re	75	186,20	$1 \cdot 10^{-7}$
Radon	Rn	86	(222)	$6.2 \cdot 10^{-14}$
Radiy	Ra	88	(226)	$2 \cdot 10^{-10}$
Rezerfordiy	Rf	104	261	-
Geley	He	2	4.003	$1 \cdot 10^{-6}$
Galliy	Ga	31	69.723	$1 \cdot 10^{-4}$
Germaniy	Ge	32	72.59	$4 \cdot 10^{-4}$
Gafniy	Hf	72	178.49	$4 \cdot 10^{-4}$
Gadoliniy	Gd	64	157.25	$7,5 \cdot 10^{-4}$
Golmiy	Ho	67	164.930	$1 \cdot 10^{-4}$
Hassiy	Hs	108	265	-

Ittiriy	Y	39	85.468	$5 \cdot 10^{-3}$
Indiy	In	49	114.82	$1 \cdot 10^{-5}$
Iridiy	Ir	77	192,20	$1 \cdot 10^{-6}$
Itterbiy	Yb	70	173,04	$8 \cdot 10^{-4}$
Kremniy	Si	14	28,085	26,00
Kislород	O	8	15,999	49,13
Kaliy	K	19	39,098	2,35
Kalsiy	Ca	20	40,08	3,25
Kobolt	Co	27	58,933	0,002
Kumush	Ag	47	107,868	$1 \cdot 10^{-5}$
Kadmiy	Cd	48	112,41	$5 \cdot 10^{-4}$
Kyure	Cm	96	247	-
Kaliforniy	Cf	98	251	-
Ksenon	Xe	54	131,10	$3 \cdot 10^{-9}$
Kripton	Kr	36	83,80	$2 \cdot 10^{-8}$
Litiy	Li	3	6,941	0,005
Lanta	La*	57	138,905	$6,5 \cdot 10^{-4}$
Lyutetsiy	Lu	71	174,967	$1,7 \cdot 10^{-4}$
Lourensiy	(Lr)	103	260	-
Magniy	Mg	12	24,306	2,35
Mis	Cu	29	63,546	0,01
Mishyak	As	33	74,922	$5 \cdot 10^{-4}$
Marganents	Mn	25	54,938	0,10

Molibden	Mo	42	95,94	0,001
Meytneriy	Mt	109	266	-
Mendeliyev	Md	101	258	-
Natriy	Na	11	22,990	2,40
Neon	Ne	10	20,179	$5 \cdot 10^{-1}$
Nikel	Ni	28	58,70	0,02
Niobiy	Nb	41	92,906	$3,2 \cdot 10^{-5}$
Neodim	Nd	60	144,24	$1,7 \cdot 10^{-3}$
Neptuniy	Np	93	237,048	$4 \cdot 10^{-17}$
Nobeliy	(No)	102	259	-
Oltingugurt	S	16	32,064	0,10
Osmiy	Os	76	190,2	$5 \cdot 10^{-6}$
Oltin	Au	79	196,966	$5 \cdot 10^{-7}$
Palladiy	Pd	46	106,4	$5 \cdot 10^{-6}$
Platina	Pt	77	195,09	$2 \cdot 10^{-5}$
Poloniy	Po	84	209	$5 \cdot 10^{-14}$
Prazeodim	Pr	59	140,908	$465 \cdot 10^{-4}$
Promrtiy	Pm	61	145	-
Proaktiniy	Pa	91	231,036	$7 \cdot 10^{-11}$
Plutoniy	Pu	94	244	$2 \cdot 10^{-10}$
Qalay	Sn	50	118,69	0,008
Qo`rg`oshin	Pb	82	207,2	0,0016

Skandiy	Sc	21	144,956	$6 \cdot 10^{-4}$
Selen	Se	34	78,96	$8 \cdot 10^{-5}$
Stronsiy	Sr	38	87,62	0,035
Sirkoniy	Zr	40	91,224	0,025
Surma	Sb	51	121,75	$5 \cdot 10^{-5}$
Seziy	Cs	55	132,905	0,001
Simob	Hg	80	200,59	$5 \cdot 10^{-6}$
Siborgiy	Sg	106	263	
Seriy	Ce	58	140,12	$2,9 \cdot 10^{-3}$
Samariy	Sm	62	150,4	$7 \cdot 10^{-5}$
Titan	Ti	22	47,90	0,61
Temir	Fe	26	55,847	4,20
Texnetsiy	Tc	43	97,907	-
Tellur	Te	52	127,60	$1 \cdot 10^{-6}$
Tantal	Ta	73	180,94	$2,4 \cdot 10^{-5}$
Talliy	Tl	81	204,37	$1 \cdot 10^{-5}$
Terbiy	Tb	65	158,925	$1 \cdot 10^{-4}$
Tuliy	Tm	69	168,934	$1 \cdot 10^{-4}$
Toriy	Th	90	232,038	0,001
Uglerod	C	6	12,011	0,35
Uran	U	92	238,029	$4 \cdot 10^{-4}$
Vodorod	H	1	1,008	1,00
Vanadiy	V	23	208,980	0,02
Vismut	Bi	83	182,85	$1 \cdot 10^{-5}$
Volfram	W	74	35,453	$7 \cdot 10^{-3}$
Xlor	Cl	17	51,996	0,20
Xrom	Cr	24	126,904	0,03
Yod	I	53	126,904	$1 \cdot 10^{-4}$
Ftor	F	9	18,998	0,08
Fosfor	P	15	30,974	0,12
Yevropiy	Eu	63	151,96	$2 \cdot 10^{-5}$

Taniqli dunyo olimlari va ularning qilgan ixtirolari

	Olimning F.I.SH	Yashab o'tgan yili	Davlati	Qilgan muhim ishlari
1.	Avagadro Amedeo	1776-1856	Italiya	Avagadro Qonuni
2.	Svante Arrenius	1859-1927	Shvetsiya	Elektrolitik dissotsiyanlash nazariyasi
3.	Bax Aleksey Nikolayevich	1857-1946	Rassiya	Peroksid birikmalar nazariyasi. Ekzimatik kimyo
4.	Baykov Aleksandr Aleksandrovich	1870-1946	Rassiya	Metallarning Aktivlanish qatori. Alyuminotermiya asoslari.
5.	Beketov Nikolay Nikolayevich	1827-1911	Rassiya	Organik birikmalar sentizi
6.	Bertlo Merseles	1827-1907	Fransiya	Organik birikmalar sintezlari
7.	Beketov Nikolay Nikolayevich	1827-1911	Rassiya	Bir qator metallarning faolligi. Aluminotermiya asoslari
8.	Bertlo Merselets	1827-1907	Frantsiya	Organik birikmalar sintezlari
9.	Berzelius Iens Yoqub	1779-1848	Shvetsiya	Elementlarning atom massalarini aniqlash. Kimyoviy elementlar uchun harflarni kiritish
10.	Qora Yusuf	1728-1799	Angliya	Uglerod oksidi CO ₂ ning kashf qilinishi
11.	Boyl Robert	1627-1691	Angliya	Kimyoviy element tushunchasini yaratish. Gaz hajmining bosimga bog'liqligi
12.	Bor Niels	1885-1962	Daniya	Atom tuzilishi nazariyasi
13.	Borodin Aleksandr Porfirievich	1833-1887	Rassiya	Organik kimyo (kislota brominatsiyasi) sohasidagi ishlar
14.	Brauner Boguslav	1855-1935	Chexoslo- vakiya	Davriy qonunni kuchaytirish, noyob yer elementlarini o'rganish

15.	Bussengo Jean Baptiste	1802-1887	Frantsiya	Agronomik kimyo sohasida ishlaydi; uning asoschilaridan biri
16.	Butlerov Aleksandr Mixaylovich	1828-1886	Rassiya	Organik birikmalarning kimyoviy tuzilishining tuzilish nazariyasi
17.	Van Goff Yoqub Gendrik	1852-1911	Gollandiya	Echimlarni tadqiq qilish; Fizik kimyo va stereo kimyo asoschilaridan biri
18.	Veler Fridrix	1800-1882	Germaniya	organik moddaning birinchi sintez dan noorganik. Alyu miniy qazib olish
19.	Vernadskiy Vladimir Ivanovich	1863-1945	Rassiya	Yer fanida yangi yo'nalishlarni yaratish - geokimyo va biogeokimyo
20.	Vinogradov Aleksandr Pavlovich	1895 yil	Rassiya	Geokimyo ishlari; er qobig'idagi kimyoviy elementlarning uchrashi
21.	Vinogradskiy Sergey Nikolaevich	1856-1953	Rassiya	Tuproq mikrobiologiyasi bo'yicha ishlar; azotni yutuvchi bakteriyalarni kas hf qilish
22.	Voskresenskiy Aleksandr Abramovich	1809-1880	Rassiya	Organik kimyo sohasida ishlaydi; Naftalin formulasini, xinik kislota tarkibini aniqlash, xinon, teobrominni topish
23.	Vyurz Charlz Adolph	1817-1884	Fransiya	Vyurz reaksiyasi: uglevodorodlarning natriyni ularning halogen hosilalariga ta'siri natijasida sintezi
24.	Gaber Fritz	1868-1934	Germaniya	Ammiak sintezi
25.	Gey Lussak Jozef Lui	1778-1850	Fransiya	Gaz qonunlari; kislordsiz kislotalarni o'rganish; sulfat kislota texnologiyasi
26.	Ges German Ivanovich	1802-1850	Rassiya	Termokimyoning asosiy qonunini kashf qilish. Rossiya kimyoviy nomenklaturasini ishlab

				chiqish. Minerallarni tahlil qilish
27.	Dalton John	1766-1844	Angliya	Ko'p munosabatlar qonuni. Kimyoviy belgilar va formulalarni kiritish. Atom nazariyasini asoslash
28.	Deyvi Xumfri	1778-1829	Angliya	Ishqorli va gidroksidi er metallarining elektrolizi : K , Na , Mg , Ca , Sr , Ba . Elementar xlorini isbotlash; vodorod kislotasi nazariyasi
29.	Joliot Kuri Iren	1897-1956	Fransiya	Sun'iy radioaktivlik fenomenining kashf etilishi. Frederik Joliot-Kyuri ishda ishtirok etdi
30.	Joliot-Kyuri Frederik	1900-1958 yillar	Fransiya	Sun'iy radioaktivlik. Frantsiyadagi birinchi atom qozon
31.	Zelinskiy Nikolay Dmitrievich	1861-1953 yillar	Rassiya	Kataliz, sintetik kauchuk va motor yonilg'isi ishlaydi. Birinchi gazli niqob
32.	Zinin Nikolay Nikolaevich	1812-1880 yillar	Rassiya	Nitro birikmalarini o'rganish; nitrobenzolni anilinga qaytarish reaksiyasi - anilin-bo'yoq sanoatining asosiy oralig'i
33.	Kablukov Ivan Alekseevich	1857-1942	Rassiya	Eritmalarning elektr o'tkazuvchanligi, termokimyo va fizik kimyoning boshqa masalalari sohasidagi tadqiqotlar
34.	Cavendish Genri	1731-1810	Angliya	Vodorodning kashf etilishi. Azot oksidlarining sintezi. Suv tarkibi
35.	Cannizzaro Stanislao	1826-1910	Italiya	Kimyoning asosiy tushunchalarini aniq shakllantirish: "atom", "molekula", "ekvivalent". Ayrim

				elementlarning to'g'ri atom massalarini aniqlash
36.	Klaus Karl Karlovich	1796-1864	Rassiya	Platina elementlarini o'rganish. Ruteniy kashfiyoti
37.	Kurnakov Nikolay Semenovich	1860-1941	Rassiya	Kimyoning muhim bir tarmog'ini yaratish - fizik-kimyoviy tahlil va uning tuzlar, o'g'itlar va rangli metallarni ishlab chiqarish texnologiyasida qo'llanilishi.
38.	Kucherov Mixail Grigoryevich	1850-1941	Rassiya	Kucherov reaksiyasi: simob tuzlari mavjud bo'lganda atsetilen qatoridagi uglevodorodlarga suv qo'shilishi
39.	Kyuri Per	1859-1906	Fransiya	Piezoelektrlikning kashf etilishi. Radioaktivlikni o'rganish
40.	Curie-Sklodowska Mariya	1867-1934	Fransiya, Vatan - Polsha	Polonyum va radiumning kashf etilishi; radioaktiv moddalarning xususiyatlarini o'rganish. Metall radiumning chiqarilishi
41.	Lavoisier Antuan Loran	1743-1794	Fransiya	Ilmiy kimyoning asoslari, yonish kislorod nazariyasini asoslash, suvning tabiati. Yangi bilimlar tizimiga asoslangan kimyo darsligini yaratish
42.	Lebedev Sergey Vasilevich	1874-1934	Rassiya	Alkogoldan sun'iy kauchuk ishlab chiqarish usulini ishlab chiqish (divinilni kauchukga o'xshash mahsulotga polimerizatsiya qilish)
43.	Le Chatelier Anri Louis	1850-1936	Fransiya	Tashqi sharoitga qarab muvozanatning joy almashinishining umumiy qonuni (Le Chatelier

				printsipi)
44.	Liebig Yustus	1803-1873	Germaniya	Izomerizm hodisasining kashf etilishi. Fermentatsiya kimyoviy nazariyasi. Agrokimyo sohasidagi ishlar: o'simliklarning mineral oziqlanishi nazariyasi
45.	Lovits Tovi Egorovich	1757-1804	Rassiya	Ko'mir, sirka kislotasi, sovutuvchi aralashmalarning adsorbsion xususiyatlarini kashf qilish, asaldan glyukoza chiqishi va boshqa ishlar
46.	Lomonosov Mixail Vasilevich	1711-1765	Rassiya	Moddalar massasining saqlanish qonuni. Kimyoda miqdoriy usullardan foydalanish, gazlar kinetik nazariyasining asosiy tamoyillarini ishlab chiqish. Birinchi rus kimyoviy laboratoriyasining asosi. Metallurgiya va tog'-kon sanoatiga qo'llanma tuzish. Mozaik ishlab chiqarishni yaratish
47.	Markovnikov Vladimir Vasilevich	1838-1904	Rossiya	Markovnikov organik birikmalarda almashtirish, bo'linish va qo'shimcha reaksiyalar to'g'risidagi qoidalar
48.	Mendeleev Dmitriy Ivanovich	1834-1907	Rassiya	Davriy qonun va kimyoviy elementlarning davriy tizimi (1869). Eritmalar gidrat nazariyasi. "Kimyo asoslari" darsligini yaratish. Gazni o'rganish, tanqidiy haroratni aniqlash va boshqalar.
49.	Moissant xren	1852-1907	Fransiya	Ftoridlarni erkin shaklda ishlab chiqarish. Elektr akkor pechining

				ixtirolari; karbid ishlab chiqarish
50.	Ostvald Vilgelm Fridrix	1853-1932	Germaniya	Suvli eritmalarning elektr o'tkazuvchanligini o'rganish. Arrenius va Van Xof fikrlarini umumlashtirgan holda fizik kimyo sohasida ishlaydi
51.	Paracelsus Philippe Aureol Theophrast Bombast von Hohengeym	1493-1541	Germaniya	Tibbiy kimyoning asoslari (iatrokimyo)
52.	Perkin Uilyam Genri	1838-1907	Angliya	Migrin olish - birinchi organik bo'yoqlardan biri
53.	Pisarjevskiy Lev Vladimirovich	1874-1938	Rossiya	Peroksidlarni o'rganish. Elektron kimyo nazariyasi ustida ishlash
54.	Pristli Jozef	1733-1804	Angliya	Kislrod, vodorod xloridi, ammiak, uglerod oksidi CO , azot oksidi NO va boshqa gazlarni ochish va o'rganish
55.	Pryanishnikov Dmitriy Nikolaevich	1865-1948	Rossiya	Agrokimyo sohasidagi tadqiqotlar: o'simliklarning azot va fosfor bilan oziqlanishi va ulardagi metabolizm masalalari
56.	Ramzai vasiyat	1852-1916	Angliya	Inert gaz guruhini kashf qilish
57.	Ruterford Ernest	1871-1937	Angliya	Atom tuzilishining sayyoraviy nazariyasi. Nurning uchrashi bilan o'z-o'zidan radioaktiv parchalanishni isbotlash
58.	Semenov Nikolay Nikolaevich	1896 yil	Rossiya	Zanjirli reaksiyalar, yonish hodisalari va portlashlar nazariyasini ishlab chiqish
59.	Soddi Frederik	1877-1956	Angliya	Elementlarning radioaktiv parchalanishi va o'zgarishi nazariyasi. O'chirish

				qoidasi (Soddi va Faience qoidasi)
60.	Taborskiy Aleksiy Evgrafovich	1860-1945	Rossiya	Uglevodorodlarning izomerik o'zgarishlarini o'rganish. Izopren tadqiqotlari
61.	Faraday Maykl	1791-1867	Angliya	Suyultirilgan gazlarni olish. Benzol, butilen kashf etilishi. Elektromagnit induksiya va elektroliz qonuniyatlarining kashf etilishi
62.	Fermi Enriko	1901-1954	Italiya, 1938. AQShga hijrat qilgan	Birinchi marta yadro zanjiri reaksiyasi amalga oshirildi. Birinchi yadro reaktori. Neytron fizikasi sohasidagi eksperimental va nazariy kashfiyotlar
63.	Fersman Aleksandr Evgenievich	1883-1945	Rossiya	Geokimyo ishi. Kola yarim oroli va O'rta Osiyoning foydali qazilma konlarini o'rganish
64.	Fisher Emil	1852-1919 yillar	Germaniya	Shakar, fermentlar, fermentatsiya jarayonlarini, oqsillarning tuzilishini va ularning sintezini o'rganish
65.	Xlopin Vitaliy Grigorevich	1890-1950 yillar	Rossiya	Platina, platina guruhidagi metallar ning birikmalari, shuningdek radioaktiv elementlar kimyosi sohasidagi tadqiqotlar
66.	Chernyaev Ilya Ilyich	1893-1966	Rossiya	Murakkab birikmalar kimyosi bo'yicha tadqiqotlar
67.	Chugaev Lev Aleksandrovi ch	1873-1922	Rossiya	Tadqiqot terpenalari, kamfora, murakkab birikmalar. Organik birikmalarning analitik kimyosi sohasida ishlash. Platinum institutining asoschisi
68.	Chevrel Chippel	1786-1889	Fransiya	Yog'larni o'rganish. Butirik, oleik,

	Eugene			stearik, kaproik va boshqa kislotalarning kashf etilishi
69.	Scheele Karl Vilgelm	1742-1786	Shvetsiya	Piroluzitda kislorod, marganetsning topilishi. Hidroyanik kislota, glitserin, oksalat kislotasini olish; vodorod sulfidi sinovi
70.	Schonbein Kristian Fridrix	1799-1868	Germaniya	Ozon, piroksilin, kollodionning kashf qilinishi
71.	Shorelemmer Karl	1834-1892	Germaniya	To'yingan uglevodorodlarni, neft va ko'mirni distillash mahsulotlarini o'rganish
72.	Eynshteyn Albert	1879-1955	Germaniya, 1933 yilda AQShga hijrat qildi	Yorug'likning kvant nazariyasi. Nisbiylik nazariyasi va uning natijasi - massa va energiyaning o'zaro bog'liqligi
73.	Yakobi Boriy Semenovich	1801-1874	Rassiya	Elektroformatsiyani kashf qilish va uni bosma va bosma amaliyotga joriy etish

Glossariy

Akkumulyatorlar- Elektr yurituvchi kuchni ishlab chiqarish davomida kimyoviy moddalar sarf qilib ishlaydigan va bir necha marta qayta tiklanadigan qurilma

Anod- musbat qutb, anionlar oksidlanadi

Anion- manfiy zaryadlangan zarracha

Aktiv anod- oksidlanadigan materialdan yasalgan anod

Alyuminotermiya- metallarni alyuminiy bilan qaytarish jarayoni

Atom radiusi – xar bir atom elektronlarining yadroga nisbatan joylashganligini belgilovchi kattalik

Bufer eritmalar- kam miqdorda kuchli kislota va kuchli ishqor qo'shilganda vodorod ko'rsatkichi o'zgarmay qoladigan eritmalar deb ataladi.

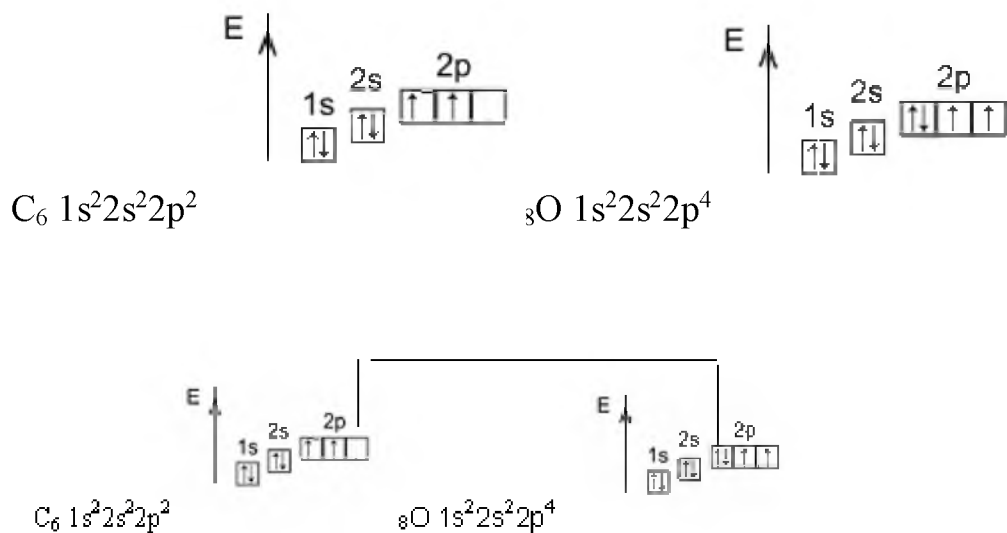
Dag'aldispers sistema- dispers faza zarrachalarining o'lchami 100 nm dan katta

Dispers sistema- bir (yoki bir necha) modda maydalangan holatda ikkinchi moddaning hajmi bo'ylab taqsimlanishi natijasida hosil bo'lgan ikkita (yoki bir necha) moddadan iborat sistema

Dispers faza- sistemadagi maydalangan modda

Dispers muhit - sistemadagi yoppa muhitni tashkil etuvchi modda

Donor akseptor bog'lanish- bir atomga (elektron juftining donoriga) tegishli bo'lgan elektron jufti va boshqa atomning (elektron jufti akseptorining) bo'sh orbitali hisobiga vujudga kelishi. Donor-akseptor bog'lanishga uglerod (II) oksidi, ammoniy xlorid misol bo'ladi. Uglerod va kislorodning elektron konfiguratsiyasi quyidagicha:

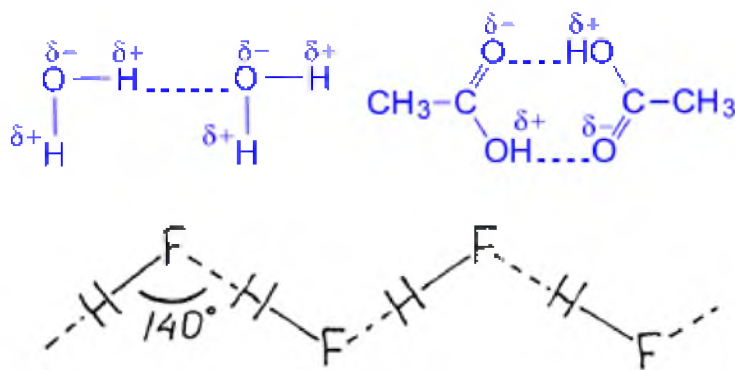


Kisloroddagi 2p orbitaldagi bir juft elektron uglerodning bo'sh yacheykasiga ko'chib o'tadi va donor akseptor mexanizmlilik kimyoviy bog'lanish vujudga keladi.

C- donor, O-akseptor.

Gey-Lyussak qonuni- o'zgarmas bosimda ma'lum miqdordagi gazning hajmi uning absolyut haroratiga to'g'ri proporsional bo'ladi

Vodorod bog'lanish- elektromanfiyligi yuqori bo'lgan atom bilan bog'langan vodorod atomining kimyoviy bog' hosil qila olishi



Valent bog'lanishlar- kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lish mexanizmi murakkabroq molekulalarga tatbiq qilinishi

Gellar-kolloid eritmaning suyuq holatdan qattiq holatga o'tishi

Galogenlar-“tuz hosil qiluvchi” degan ma'noni bildiradi, VII guruh bosh gruppacha elementlari

Genri qonuni - o'zgarmas haroratda ma'lum hajm suyuqlikda erigan gazning massasi shu gazning parsial bosimiga to'g'ri proporsional bo'ladi

Gibridlanish- elektronlarning bulutlari bir-biriga ta'sir ko'rsatib, o'z shakllarini o'zgartirishi

Gidrozol – sistemaning dispers muhiti suv bo'lishi

Gidrogel – kolloid eritma muhiti suv bo'lishi

Gidrofil kolloidlar- grekcha “filos” – yoqtirmoq. Dispers muhiti suv bo'lgan sistema

Geterogen sistema- har-xil fazadan tashkil topgan sistema

Gomogen sistema - bir xil fazadan tashkil topgan sistema

Yuqori tartibli birikmalar- kovalent bog'lanishli moddaning boshqa bir modda bilan birikishidan hosil bo'lgan murakkabroq moddalar

Eblyuoskopik konstanta- lotincha ebullire – «qaynamoq»

Elektromanfiylik -elementning elektronni kuchli tortib olish xossasi. Birinchi marta elektromanfiylikni Poling kashf etgan. Eng kuchli elektromanfiy element birinchi

o'rinda - fluor, 2- kislorod va 3-xlor va azot. Inert gazlarda elektromanfiylik nolga teng bo'ladi.

Elektron - manfiy zaryadlangan zarracha bo'lib, tabiatda mavjud bo'lgan eng kichik elektr zaryadi ($1,602 \cdot 10^{-19}$ Kl) ga ega. Uning massasi $9,11 \cdot 10^{-31}$ kg ga teng, vodorod atomi massasidan deyarli 2000 marta kichikdir. Elektronlar istalgan elementlardan ajratib olinishi mumkinligi aniqlandi. Elektronlar metallarda tok o'tkazuvchilar vazifasini bajaradi, ko'pchilik moddalar qizdirilganda, yoritilganda yoki rentgen bilan nurlantirilganda o'zlaridan elektronlar chiqaradi. Ma'lum bo'lishicha elektronlar hamma elementlarning atomlarida bo'ladi. Elektronlar elektroneytraldirlar.

Elektrolitlar– suvdagi eritmalari va suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazadigan moddalardir.

Elektrolitik dissotsiatsiya -Elektrolitlarning eritmalarda va suyuqlanmalarda ionlarga ajralish jarayoni

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi 1. Elektrolit molekulari suvda eriganda musbat va manfiy zaryadlangan ionlarga dissotsialanadi. Ionlar bitta atom hamda bir necha atomlardan hosil bo'lishi mumkin. Oddiy ionlarga Na^+ , Cu^{2+} , Cl^- ; murakkab ionlarga SO_4^{2-} , MnO_4^- , NH_4^+ misol bo'lishi mumkin.

2. Dissotsiatsiya jarayoni qaytar jarayondir. Dissotsiatsiya oxirigacha bormay sistemada dinamik muvozanat vujudga keladi. Bunda dissotsiatsiya tezligi teskari jarayon, ya'ni molekularlarning hosil bo'lish jarayon tezligiga tenglashib qoladi.

3. Suvli eritmalarda ionlar tartibsiz (xaotik) harakatda bo'ladi. Agar elektrolit eritmasiga tok manbaiga ulangan elektrodlar tushirilsa, ionlar ma'lum bir yo'nalishda harakatlanadi, ya'ni musbat zaryadli ionlar katodga, manfiy zaryadli ionlar esa anodga tomon yo'naladi. Shu sababli musbat ionlar kationlar, manfiy zaryadli ionlar anionlar deyiladi.

Elektronga moyillik- atomga elektron birikishi natijasida ajralib chiqadigan energiya

Elektromanfiylik-element atomining elektronni kuchli tortib olish hususiyati

Eruvchanlik - moddaning erituvchida eriy olish xususiyati

Emulsiyalar- dispers faza va dispers muhit suyuqlik

Zollar- har qanday kolloid eritma lotincha solutus “erigan”

Ideal gaz - molekular orasidagi o'zaro ta'sir kuchini va molekularning real hajmi hisobga olinmaydigan gaz

Izotop -Bir xil yadro zaryadiga ega bo'lgan, lekin har xil sondagi neytronlarni tutuvchi atomlar (grekcha «izos» – bir xil «topos» – joy)

Izobar - xar xil yadro zaryadiga ega bo'lgan, lekin massa soni bir xil

Ingibitor- reaksiyaning tezligini sekinlashtiruvchi modda

Induksion o'zaro ta'sir- Molekulalar bir-biriga molekulararo tortishish kuchlari

Inert anod- oksidlanmaydigan materialdan (grafit, platina) yasalgan anod

Ion bog'lanish- qarama-qarshi zaryadli ionlarning o'zaro elektrostatik tortishuvi yoki musbat va manfiy ionlarning o'zaro elektrostatik tortishuvidan hosil bo'ladigan bog'lanish.

Ionlanish energiyasi- atomdan elektronni ajratib uni musbat zaryadlangan ionga aylantirish uchun sarflanadigan, energiya

Izoton- neytronlar,protonlar va atom massasi o'zgaruvchan yadrolar

Ichki molekulyar- bitta molekuladagi turli atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari

Kationlar - Element atomining elektron yo'qotishi natijasida musbat zaryadlangan ionlar, ya'ni 1 ta atomdan hosil bo'lgan Oddiy kationlar (masalan, Na^+ , K^+ kationlari,) yoki murakkab, ikki yoki undan ortiq atomlardan hosil bo'lgan NH_4^+ kationlari bo'lishi mumkin. Musbat zaryadga ega bo'lgan oddiy ionlar kichik ionlanish potensialiga ega bo'lgan element atomlaridan oson hosil bo'ladi. Bunday elementlarga I va II guruhlarining bosh guruhchasi metallari kiradi.

Kataliz - katalizatorlar ishtirokida reaksiya tezligining o'zgarish hodisasi

Katalizatorlar -reaksiya tezligini o'zgartiradigan, lekin reaksiya natijasida kimyoviy jihatdan o'zgarmaydigan moddalar

Katalitik zaharlar- katalizatorlar aktivligini sekinlashtiruvchi moddalar

Katod- manfiy qutb, kationlar qaytariladi

Kimyoviy kinetika- Kimyoviy jarayonlar tezligi haqidagi ta'limot

Kimyoviy reaksiya tezligi - reaksiyaga kirishayotgan moddalar konsentrasiyasining vaqt birligi ichida o'zgarishi

Klapeyron tenglamalasi - Klapeyron tenglamasi o'zgarmas miqdor (gaz uchun $\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$) dan iborat:

Kimyoviy kinetika- Kimyoviy jarayonlar tezligi haqidagi ta'limot

Kimyoviy reaksiya tezligi - reaksiyaga kirishayotgan moddalar konsentrasiyasining vaqt birligi ichida o'zgarishi

Kvant- Nurning eng kichik yutilish porsiyasi

Kovalent bog'lanish- ikki atom o'rtasida bir yoki bir nechta umumiy elektron juftlar hosil bo'lishi

Kimyoviy element - oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiradigan va ma'lum xossalarga ega bo'lgan atomlarning muayyan turiidir. **kimyoviy element** – bir xil yadro zaryadiga ega bo'lgan atomlar turi

Kimyoviy muvozanat- to'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari bir xil holat

Kuchli elektrolitlar- ionlarga to'liq dissotsilanadi. Kuchli elektrolitlarga deyarli hamma tuzlar kiradi, kislotalardan HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HBr , HCl , HI , HMnO_4 , H_2SeO_4 va asoslardan KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ kiradi.

Kuchsiz elektrolitlar- ionlarga qisman parchalanadi. Kuchsiz elektrolitlarga H_2O , H_2O_2 , ko'pchilik organik kislotalar, ba'zi bir anorganik kislotalar, masalan, H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_2SO_3 , HCN , HNO_2 , H_3BO_3 va asoslardan NH_4OH , $\text{Al}(\text{OH})_3$ misol bo'ladi.

Krioskopik konstanta- grekcha krios – «sovumoq»

Kolloid moddalar- grekcha kolla- yelim, eidos - o'xshash

Koordinasion nazariya- Verner nazariyasi

Koordinasion son- Kompleks birikmadagi markaziy atom bilan bevosita birikkan ligandlar orasidagi barcha bog'lanishlar soni

Korpuskula- termini hozirgi «molekula» ma'nosiga ega

Liofob kolloidlar- grekcha “fobos” – yoqtirmaslik

Magnit kvant son - elektron orbitallarining fazodagi holatini xarakterlaydi

Markaziy atom- molekula markazida kompleks hosil qiluvchi ion yoki atom

Molekulalararo reaksiyalar - elektronlarning almashinishi atomlar, molekulalar yoki ionlar o'rtasida boradigan

Massa defekti - Eynshteyn tenglamasi $E=mc^2$ ga muvofiq massa bilan energiya o'rtasida ma'lum bog'lanish bo'lib, massa o'zgarishiga mutanosib ravishda energiya o'zgaradi. Agar atomlar yadrosining hosil bo'lishida massa sezilarli kamaysa, bir vaqtning o'zida ko'p miqdorda energiya ajralib chiqadi.

Geliy atomi yadrosining hosil bo'lishidagi massa defekti 0,03 u. b. ni tashkil etadi, 1 mol geliy atomlari hosil bo'lishidagi massa defekti $0,03 \text{ g} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$ nitashkil etadi. Eynshteyn tenglamasiga muvofiq bu $3 \cdot 10^{-5} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = 2,7 \cdot 10^{12} \text{ j}$ ga teng. Bu miqdordagi energiya DneproGES elektrostansiyasining 1 soat ichida ishlab chiqaradigan energiyasi miqdoriga tengdir .

Noelektrolitlar - eritilgan holatda ham, suyuqlantirilgan holatda ham elektr tokini o'tkazmaydigan moddalardir.

Osmos- yarim o'tkazgich parda orqali bo'ladigan bunday bir yoqlama diffuziya

Solvatlar-(lotincha solvere – eritmoq) moddalar eriganda ularning molekulalari (ionlari) erituvchi molekulalari bilan bog'lanishi

Suspenziyalar- dispers faza qattiq, dispers muhit suyuqlik

Suyultirilgan eritmalar- Kam miqdor modda erigan eritmalar

d, f elementlar- d elementlar -39 ta, tuzilishi ikkita gantelsimon va f elementlar-28 ta, tuzilishi uchta gantelsimon

π bogʻ - p_y - p_y va p_z - p_z orbital perpendikulyar bogʻlansa

Chin eritmalar- zarrachalarning oʻlchami 1 nm dan kichik haqiqiy eritmalar

Oʻta toʻyingan eritmalar - erimay qolgan modda bilan muvozanatda turadigan eritma

Foydalanilgan adabiyotlar ro'yxati

1. Theodore L. Brown et all. CHEMISTRY the central science. United States of America, (Urbana-Champaign), 2014.
2. Tahsin Uyar, Serpil Aksoy Genel Kimya (temel kavramlar) Ankara. 2006. 734.
3. Парпиев Н.А., Рахимов Х.Р., Муфтахов А.Г. Анорганик кимё назарий асослари. Дарслик. -Т.: Ўзбекистон, 2000.
4. Ahmerov Q., Jalilov A., Sayfutdinov R. Umumiy va anorganik kimyo. Darslik. - T.: O`zbekiston, 2006.
5. Ixtiyarova G.A., Yoriyev O.M.. Umumiy kimyodan elektron darslik. DGU 034252015.
6. Axmerov Q. Jalilov A. Sayfuddinov R. Akbarov A., Turobjonov S.M. "Umumiy va anorganik kimyo" T. O`zbekiston.2017 y.
7. Абидханов А. Мухитдинов Х., Мирзаев У., Менглиев А. Кимё. Ўқув кўлланма. Квантпринт 2020.
8. D.F.Shriver and P.W.Atkins'. Inorganic Chemistry. Oxford university press. –UK: -2010., 760p.
9. Ixtiyarova G.A. Jorakulova N., Ayupova M.B. va boshq. T.: Noorganik kimyo. Elektron darslik.2018.
10. Sanakulov Q.S., Muhiddinov B.F., Xasanov A.S. Kimyoviy elementlar. - Toshkent: Muharrir nashrioti, 2019, -448 b.
11. Axadov M., Ixtiyarova G.A. T.: Anorganik kimyo Elektron darslik.-2020.
12. Аминов С.Н. Анорганик кимёдан амалий машгулотлар –Тошкент.; - 1998. 316 б.
13. М.М.Абдулхайева Kimyo o'quv qo'llanma. T.:2011.
14. Рахимов Р.А. Анорганик кимёдан практикум. Т.; 1985. 295 б.
15. Ixtiyarova G.A. Kimyodan laboratoriya mashg'ulotlari. -Buxoro: 2011. 72 bet.
16. С.А.Шукарев Неорганическая химия. -М.;- 1999.
17. Н.Р.Рахимов Anorganik kimyo. -Т.; -1984.

18. А. Хомченко Умумий ва анорганик кимёдан масалалар ечиш. Т.; -1988.
19. Глинка Н.Л. Общая химия. Учебное пособие. -М.: «Интеграл-Пресс». 2007.
20. Миркомиллов Т., Мухитдинов Х. “Умумий кимё”. Дарслик. Т.: “Ўқитувчи”. 1987.
21. Расулов К. Йулдошев О., Кораболаев Б. Умумий ва анорганик кимё Ўқув қўлланма. Тошкент. “Ўқитувчи” 1996. 218 бет.
22. М.Машарипов Х.С.Таджијева Tibbiy kimyo. Toshkent. O'zbekiston. 2018 296 b.
23. Ixtiyarova G.A. Yulchibayev A.A. Modda tuzilishi. Toshkent. Turon Zamin ziyo.2015. 166 b.
24. Б.В. Некрасов Основы общей химии.
25. <http://www.ru.wikipediya.org>
26. <http://www.krugosvet.ru>

MUNDARIJA

Soʻz boshi.....	3
I BOB. KIRISH. ATOM – MOLEKULAR TAʼLIMOT. ATOM TUZILISHI	
1.KIMYO FANINING RIVOJLANISH TARIXI. UNING MAQSAD VA VAZIFALARI	
1.1. Kimyo fani va uning rivojlanish tarixi	4
1.2. Kimyoning asosiy tushunchalari. Atom. Molekula. Valentlik Allotropiya.....	7
1.3. Atom- molekulyar taʼlimot	12
2.KIMYO FANINING ASOSIY QONUNLARI.DALTON ATOMISTIKASI	
2.1. Moddalar massasining saqlanish qonuni.....	15
2.2. Modda tarkibining doimiylik qonuni	16
2.3. Avogadro qonuni	17
2.4. Ekvivalentlar qonuni.....	19
2.5. Karrali nisbatlar qonuni.....	21
2.6. Hajmiy nisbatlar qonuni.....	22
3. ANORGANIK BIRIKMALARNING KLASSIFIKASIYASI	
3.1. Oksidlar, nomlanishi, olinish usullari va xossalari.....	27
3.2. Asoslar. Ularning nomlanishi, olinishi va xossalari	28
3.3. Kislotalar, olinishi va xossalari.....	31
3.4 Tuzlar nomlanishi, olinishi va xossalari.....	32
4.ATOM TUZILISHI. KVANT SONLAR	
4.1. Atomning yadro modeli.....	36
4.2 Elementlarning atom spektrlari	38
4.3. Atom yadrosining tuzilishi. Izotoplar	39
4.4. Tabiiy va sunʼiy radiaktivlik. Yadro reaksiyalari.....	44
4.5. Yorugʻlikning kvant nazariyasi. Nils Bor nazariyasi.....	46
4.6. Kvant sonlar	51

IIBOB. 5. D.I.MENDELEYEVNING KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI VA DAVRIY QONUNI KIMYOVIY ELEMENTLARNING DAVRIY SISTEMASI

5.1. Davriy sistemaning kelib chiqish tarixi	54
5.2. Elementlarning davriy sistemasi.....	57
5.3. Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati.....	60

6.KIMYOVIY BOG'LANISH NAZARIYASI

6.1. Kimyoviy bog'lanishning umumiy tavsifi.....	71
6.2. Kovalent bog'lanish.....	72
6.3. Qutbsiz va qutbli kovalent bog'lanish.....	74
6.4. Kovalent bog'lanishning hosil bo'lish yo'llari va xossalari.....	76
6.5. Atom elektron orbitallarining gibridlanishi....	78
6.6. Ion bog'lanish.....	80
6.7. Vodorod bog'lanish. Molekulalararo ta'sir kuchlar.	82
6.8. Metall bog'lanish.....	84

III.BOB. KIMYOVIY JARAYONLARDAGI ASOSIY QONUNIYATLAR. KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT

7.MODDANI ICHKI ENERGIYASI. TERMOKIMYO. GESS QONUNI

7.1. Termokimyoning asosiy tushunchalari.....	88
7.2. Gess qonuni.....	89
7.3. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti.....	91
7.4. Termodinamikaning ikkinchi qonuni.....	92
7.5. Kimyoviy reaksiyalarning yo'nalishi.....	94

8.KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT

8.1. Kimyoviy reaksiya tezligi.....	97
8.2. Massalar ta'siri qonuni.....	99
8.3. Reaksiya tezligiga haroratning ta'siri. Vant-Goff qoidasi.....	101
8.4. Katalizatorlar.....	103

8.5. Qaytar va qaytmas reaksiyalar.....	104
8.6. Kimyoviy muvozanat. Le-Shatel'ye tamoyili.....	107
IV BOB. SUV. ERITMALAR. ELEKTROLIT ERITMALAR.	
9. SUV. ERITMALARNI KONSENTRASIYASINI IFODALASH USULLARI. ERUVCHANLIK	
9.1. Suv. Tabiatda suv. Suvning fizik va kimyoviy xossalari.....	109
9.1. Suv. Tabiatda suv. Suvning fizik va kimyoviy xossalari.....	102
9.2. Eritmalar haqida tushuncha.....	112
9.3. Eritmalar konsentratsiyasi va uni konsentratsiyasini ifodalash usullari	114
9.4. Moddalarning eruvchanligi.....	117
10. SUYULTIRILGAN ERITMALARNING XOSSASI. OSMOTIK BOSIM. F.RAUL QONUNLARI	
10.1. Eritmaning osmotik bosimi.....	120
10.2. Raul qonunlari.....	121
10.3. Qaynash va muzish temperaturalari.....	123
11. ELEKTROLITIK ERITMALAR VA DISSOTSIATSIYA NAZARIYASI	
11.1. Elektrolitik dissotsiatsiya. Dissotsiatsiyalanish jarayoni.....	131
11.2. Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi. Kuchli va kuchsiz lektrolitlar.....	135
11.3. Kuchli elektrolitlar nazariyasi.....	136
11.4. Dissotsiatsiyalanish konstantasi	137
12.ELEKTROLIT ERITMALARDA IONLI REAKSIYALAR. SUVNING DISSOTSITSIYASI. TUZLARNING GIDROLIZI	
12.1. Ionli reaksiyalar.....	142
12.2. Suvning dissotsiatsiyasi.....	143
12.3. Vodorod ko'rsatkich.....	144
12.4. Tuzlarning gidrolizi.....	145
V BOB. 13.OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYASI	
13.1. Oksidlanish– qaytarilish reaksiyalari.....	148
13.2. Oksidlovchilar va qaytaruvchilar.....	149
13.3. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarining klassifikatsiyasi.....	150

13.4. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarini tenglashtirish.....	151
VI-BOB. METALLAR, ELEKTROKIMYO.	
14.METALLAR. ULARNING UMUMIY XOSSALARI VA OLINISH USULLARI	
14.1. Metallarning tabiatda uchrashi.....	155
14.2. Metallarning fizik va kimyoviy xossalari.....	155
14.3. Metallarni olinish usullari.....	159
14.4. Sulfidlardan metall olish	159
15. ELEKTROKIMYO. GALVANIK ELEMENTLAR NAZARIYASI. TUZLAR ERITMALARI VA SUYUQLANMALARINI ELEKTROLIZI	
KIMYOVIY KORROZIYA VA UNING TURLARI	
15.1. Galvanik elementlar	161
15.2. Oksidlanish - qaytarilish potentsiali	164
15.3. Elektroliz haqida tushuncha.....	167
15.4. Eriydigan anodli elektrod yordamida suvli eritmalar elektrolizi.....	172
15.5. Elektrolizdagi ikkilamchi jarayonlar.....	173
15.6. Elektrolizda polyarizatsiya hodisasi.....	174
15.7. Faradeyning birinchi qonuni.....	175
15.8. Akkumulyatorlar.....	177
15.9. Kislotali (qo'rg'oshinli) akkumulyatorlarning ishlash sxemas.....	177
15.10.Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi.....	179
15.11.Kimyoviy korroziya.....	180
15.11.1.Elektrokimyoviy korroziya.....	182
15.11.2.Korroziya tezligi.....	185
15.11.3.Korroziyadan saqlanish metodlari.....	186
15.12.Korroziya ingibitorlari.....	188
16. DAVRIY SISTEMANING I-A GURUH ELEMENTLARI. ISHQORIY METALLAR.	
16.1 .Birinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika.....	190

16.2. Natriy, tabiatda uchrashi, fizik va kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi	191
16.3. Kaliy, tabiatda uchrashi, muhim birikmalari, fizik va kimyoviy xossalari, ishlatilishi.....	195
16.4. Rubidiy va seziiy elementlari, ularning birikmalari, xossalari va ishlatilishi.....	197
17.DAVRIY SISTEMANING II-A GURUH ELEMENTLARI. ISHQORIY YER METALLARI.	
17.1. Ikkiinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika.....	201
17.2. Berilliy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi.....	202
17.3. Magniy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi.....	204
17.4. Kalsiy va bariy tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi.....	207
18. DAVRIY SISTEMANING III -A GURUH ELEMENTLARI	
18.1. Uchunchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika.....	216
18.2. Bor, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi.....	216
18.3. Alyuminiy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi	219
18.4. Galiy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi.....	221
19. DAVRIY SISTEMA IV-A GURUH ELEMENTLARI	
19.1. To'rtinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika.....	224
19.2. Uglerod, tabiatda uchrashi, allotropiyasi, fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi.....	226
19.3. Uglerodning kislorodli birikmalar.....	228
19.4. Kremniy, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi.....	232
19.4.1. Kremniyning kislorodli birikmalari	234

19.5. Germaniy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi.....	237
20. DAVRIY SISTEMA V A GURUH ELEMENTLARI	
20.1. Beshinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika.....	239
20.2. Azot, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, birikmalari, Ishlatilishi.....	241
20.3. Azotning kislorodli birikmalari, olinishi, xossalari va ishlatilishi.....	245
20.4. Fosfor, tabiatda uchrashi, allotripiyasi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi.....	246
20.5. Fosforning vodorodli birikmalari.....	248
20.6. Fosforning kislorodli birikmalari	249
20.7. Mishyakning tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi...	251
21. DAVRIY SISTEMANING VI- A GURUH ELEMENTLARI	
21.1. Oltinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika	255
21.2. Kislorod, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi.....	256
21.3. Oltinugurt, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilish.....	260
21.4. Oltinugurtning oksid, kislota va tuzlari	262
21.5. Selen, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi.....	265
22. VODOROD VA UNING TABIATDA UCHRASHI SUV.	
22.1 Vodorod uning tabiatda uchrashi va umumiy xarakteristikasi.....	267
22.2 Vodorodning xossalari, olinishi va ishlatilishi.....	269
22.3. Vodorodning olinishi.....	271
22.4. Vodorodning ishlatilishi.....	272
22.5. Suv va Suvning qattiqligi.....	272
22.6. Suvning qattiqligi va uni yumshatish.....	276
23. DAVRIY SISTEMANING VII-A GURUH ELEMENTLARI. GALOGENLAR.	
23.1. Yettinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika	278
23.2. Ftor va uning birikmalari, tabiatda uchrashi, olinishi.....	280

23.3. Xlor, tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi...	282
23.4. Brom, tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi..	288
23.5. Yod, tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi...	292
24. DAVRIY SISTEMANING VIII-A GURUH ELEMENTLARI	
24.1. Sakkizinchi guruhning bosh guruhchasiga umumiy xarakteristika	297
24.2. Geliy tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi.	297
24.3. Neon tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi..	298
24.4. Argon va Kriptonning tabiatda uchrashi ,olinishi fizik-kimyoviy xossalari ,ishlatilishi	300
25. DAVRIY SISTEMANING I–II-III B GURUHCHASI ELEMENTLARI	
25.1. Birinchi guruhning yonaki guruhchasiga umumiy xarakteristika	303
25.2. Mis tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi...	303
25.3. Kumush tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi.....	312
25.4. Oltin tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi.	318
25.5. Rux Oltin tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi.....	320
25.6. Kadmiy va Simob tabiatda uchrashi ,olinishi fizik-kimyoviy xossalari,ishlatilishi	320
26. DAVRIY SISTEMANING IV -V B GURUHCHASI ELEMENTLARI	
26.1. To'rtinchi guruhning yonaki guruhchasiga umumiy xarakteristika.Titan ,Sirkoniy va Gafniy.....	333
26.2. Titan tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi.....	333
26.3. Tsirkoniy va Gafniy tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi.....	345
27. DAVRIY SISTEMANING VI-VII GURUHCHASI ELEMENTLARI	
27.1. Oltinchi guruhning yonaki guruhchasiga umumiy xarakteristika	341
27.2. Molibden tabiatda uchrashi, olinishi fizik-kimyoviy xossalari,	

ishlatilishi.....	347
27.3. Yettinchi guruhning yonaki guruhchasiga umumiy xarakteristika.....	349
28-MAVZU. DAVRIY SISTEMANING VI-VII-B GURUHCHASI ELEMENTLARI	
28.1. Sakkizinchi guruhning yonaki guruhchasiga umumiy xarakteristika...	353
28.2. Temir, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari,muhim birikmalari va ishlatilishi.....	354
28.3. Kobalt va Nikel, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari va ishlatilishi	357
29 -MAVZU. DAVRIY METALLAR TRIADASI PLATINA GURUHCHASI	
29.1. Platina, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari,muhim birikmalari va ishlatilishi	361
29.2. Palladiy, tabiatda uchrashi, fizik-kimyoviy xossalari.....	363
29.3. Iridiy, tabiatda uchrashi, olinishi, fizik-kimyoviy xossalari, muhim birikmalari va ishlatilishi.....	366
.....	
30 -MAVZU. TEXNIK TARAQQIYOT VA EKOLOGIK MUAMMOLAR	
30.1. Ichimlik suvini tayyorlash.....	367
30. 2. Sanoat suvlarini tayyorlash.....	370
Ilovalar.....	374
Glossariy.....	389
Foydalanilgan adabiyotlar ro'yxati.....	397

TABLE OF CONTENTS

Chapter I INTRODUCTION ATOMIC MOLECULAR TEACHING.

ATOM STRUCTURE

1. HISTORY OF THE DEVELOPMENT OF CHEMISTRY. ITS GOALS AND DUTIES

1.1. Chemistry and the history of its development. Goals and objectives of chemistry.....	4
1.2. Basic concepts of chemistry. Atom. Molecule. Valence. Allotropy.....	7
1.3. Atomic-molecular theory.....	12

2. BASIC LAWS OF CHEMISTRY. DALTON'S ATOMISTICS

2.1. The law of conservation of mass of matter.....	15
2.2. The law of constancy of the composition of the substance.....	16
2.3. Avogadro Law.....	17
2.4. Law of equivalents.....	19
2.5. The law of multiple relations.....	21
2.1. The law of conservation of mass of matter.....	22

3. CLASSIFICATION OF INORGANIC COMPOUNDS

3.1. Oxides, nomenclature, methods of preparation and properties.....	27
3.2. Reasons. Namenomenclature, receipt and properties.....	28
3.3. Acid retrieval.....	31
3.4. Nomenclature of salts, preparation and properties.....	32

4. ATOMIC STRUCTURE. QUANTUM NUMBERS

4.1. Nuclear model of an atom.....	36
4.2. Atomic spectra of elements.....	38
4.3. The structure of the atomic nucleus. Isotopes	39
4.4. Tnatural and artificial radioactivity. Nuclear reactions.....	44
4.5. Quantum theory of light. Niels Bohr's theory.....	46
4.6. Quantum numbers	51

Chapter II. 5. D.I. MENDELEYEV'S PERIODIC SYSTEM OF CHEMICAL ELEMENTS AND PERIODIC LAW PERIODIC SYSTEM OF CHEMICAL ELEMENTS

5.1. History of the discovery of the Periodic Law.....	54
5.2. Periodic system of elements.....	57
5.3. The significance of the periodic law and the periodic system.....	60

6. CHEMICAL BOND THEORY

6.1. The main characteristics of the chemical bond.....	71
6.2. Covalent bond.....	72
6.3. Polar and non-polar covalent bond.....	74
6.4. Methods of formation and properties of covalent bonds.....	76
6.5. Hybridization of atomic electron orbitals.....	78
6.6. Ionic bond.....	80
6.7. Hydrogen bond. The forces of intermolecular interaction.....	82
6.8. Metal bond.....	84

CHAPTER III. CHEMICAL JBASIC LAWS IN ACTIONS. CHEMICAL KINETICS AND CHEMICAL EQUILIBRIUM**7. INTERNAL ENERGY OF SUBSTANCE. THERMOCHEMISTRY.****HESS'S LAW**

7.1. Basic concepts of thermochemistry.....	88
7.2. Hess law.....	89
7.3. Thermal effect.....	91
7.4. The second law of thermodynamics.....	92
7.5. The focus of chemical reactions.....	94

8. CHEMICAL KINETICS AND CHEMICAL EQUILIBRIUM

8.1. Chemical reaction rate.....	97
8.2. Compliance Mass.....	99
8.3. The effect of temperature on the rate of chemical reactions. Rule of Hoff.....	101
8.4. Catalyst.....	103
8.5. Reversible irreversible reactions.....	104
8.6. Chemical equilibrium. The principle of Le Chatelier.....	107

Chapter IV WATER. SOLUTIONS. ELECTROLYTE SOLUTIONS**WATER. SOLUTIONS. METHODS FOR EXPRESSING THE CONCENTRATION OF SOLUTIONS.**

9.1. Water. Water in nature. Physical and chemical properties of water.....	109
9.2. The concept of solutions.....	102
9.3. The concentration of solutions and methods for expressing their concentration.....	112
9.4. Solubility of substances.....	114
9.1. Water. Water in nature. Physical and chemical properties of water.....	117
10. PROPERTIES OF DILUTE SOLUTIONS. OSMOTIC PRESSURE. LAWS OF F.RAUL	
10.1. Osmotic pressure of the solution.....	120
10.2. Raoullaws.....	121
10.3. Boiling and freezing temperatures.....	123
11. THEORY OF ELECTROLYTIC SOLUTIONS AND DISSOCIATION	
11.1. Electrolytic dissociation. Dissociation process.....	131
11.2. Eldegree of electrolytic dissociation. Strong and Weak Electrolytes...	135
11.3. Theory of strong electrolytes.....	136
11.4. Dissoxidation constant	137
12. IONIC REACTIONS IN ELECTROLYTE SOLUTIONS. DISSOCIATION OF WATER. HYDROLYSIS OF SALTS	
12.1. Ionic reactions.....	142
12.2. Dissociation of water.....	143
12.3. Hydrogen indicator.....	144
12.4. Hydrolysis of salts.....	145
CHAPTER V. 13. OXIDATION-REDUCTION REACTION	
13.1. Oxidation-reduction reactions.....	148
13.2. Oxidizers and reducing agents.....	149
13.3. Classification of oxidation-reduction reactions.....	150
13.4. Balance oxidation-reduction reactions.....	151
CHAPTER VI. METHALS, ELECTROCHEMISTRY.	
14. METALS. THEIR GENERAL PROPERTIES AND METHODS OF	

OBTAINING

14.1. The occurrence of metals in nature.....	155
14.2. Physical and chemical properties of metals.....	155
14.3. Methods of extracting metals.....	159
14.4. Extraction of metals from sulfides	159

**15. ELECTROCHEMISTRY. THEORY OF GALVANIC ELEMENTS.
ELECTROLYTIC CHEMICAL CORROSION OF SALT SOLUTIONS
AND LIQUIDS AND ITS TYPES**

15.1. GALvanic elements	161
15.2. Oxidation-reduction ratio	164
15.3. Understanding of electrolysis.....	167
15.4. Electrolysis of aqueous solutions using a soluble anode electrode.....	172
15.5. Elsecondary processes in electrolysis.....	173
15.6. Elphenomenon of polarization in electrolysis.....	174
15.7. FArade's first law.....	175
15.8. Accumulators.....	177
15.9. Operating scheme of acid (lead) batteries.....	177
15.10. Application of electrolysis in industry.....	179
15.11. Chemical corrosion.....	180
15.11.1. Electrochemical corrosion.....	182
15.11.2. Corrosion speed.....	185
15.11.3. Corrosion prevention methods.....	186
15.12. Kerosion inhibitors.....	188

**16. GROUP IA ELEMENTS OF THE PERIODIC SYSTEM. ALKALI
METALS.**

16.1 .General characteristics of the main group of the first group.....	190
16.2. Sodium, its occurrence in nature, physical and chemical properties, important compounds, use	191
16.3. Potassium, occurrence in nature, important compounds, physical and chemical properties, use.....	195

16.4. Elements of rubidium and cesium, their compounds, properties and uses.....	197
17. ELEMENTS OF GROUP II-A OF THE PERIODIC SYSTEM.	
ALKALINE EARTH METALS.	
17.1. General characteristics of the main group of the second group...	201
17.2. Beryllium, occurrence in nature, physico-chemical properties, important compounds, use.....	202
17.3. Magnesium, occurrence in nature, physico-chemical properties, important compounds, use.....	204
17.4. Calcium and barium occurrence in nature, physico-chemical properties, important compounds, use.....	207
18. ELEMENTS OF GROUP III-A OF THE PERIODIC SYSTEM	
18.1. General characteristics of the main group of the third group.....	216
18.2. Boron, occurrence in nature, extraction, physico-chemical properties, important compounds, use.....	216
18.3. Aluminum, its occurrence in nature, physico-chemical properties, important compounds, use	219
18.4. Gallium, occurrence in nature, physico-chemical properties, use.....	221
19. ELEMENTS OF GROUP IV-A OF THE PERIODIC SYSTEM	
19.1. General characteristic of the main group of the fourth group.....	224
19.2. Carbon, its occurrence in nature, allotropy, physico-chemical properties, use.....	226
19.3. Oxygen compounds of carbon.....	228
19.4. Silicon, its occurrence in nature, extraction, physico-chemical properties, important compounds, use.....	232
19.4.1. Oxygen compounds of silicon	234
19.5. Germanium, occurrence in nature, physical and chemical properties, use... ..	237
20. PERIODIC SYSTEM AND GROUP ELEMENTS	
20.1. General characteristics of the main group of the fifth group.....	239

20.2. Nitrogen, its occurrence in nature, extraction, physico-chemical properties, compounds, use.....	241
20.3. Oxygen compounds of nitrogen, production, properties and use.....	245
20.4. Phosphorus, occurrence in nature, allotropy, physico-chemical properties, important compounds, use.....	246
20.5. Hydrogen compounds of phosphorus.....	248
20.6. Oxygen compounds of phosphorus	249
20.7. Arsenic occurrence in nature, physico-chemical properties, use.....	251
21. VI-A GROUP ELEMENTS OF THE PERIODIC SYSTEM	
21.1. The general characteristic of the main group of the sixth group is	255
21.2. Oxygen, its occurrence in nature, extraction, physico-chemical properties, use.....	256
21.3. Sulfur, occurrence in nature, extraction, physico-chemical properties, use.....	260
21.4. Oxide, acid and salts of sulfur	262
21.5. Selenium, its occurrence in nature, physico-chemical properties, use...	265
22. HYDROGEN AND ITS NATURALLY OCCURRING WATER.	
22.1 Hydrogen, its occurrence in nature and its general characteristics.....	267
22.2 Properties, extraction and use of hydrogen.....	269
22.3. Obtaining hydrogen.....	271
22.4. Use of hydrogen.....	272
22.5. Water and Water Hardness.....	272
22.6. Water hardness and its softening.....	276
23. ELEMENTS OF GROUP VII-A OF THE PERIODIC SYSTEM. HALOGENS.	
23.1. General characteristics of the main group of the seventh group	278
23.2. Fluorine and its compounds, their occurrence in nature, their extraction.....	280
23.3. Chlorine, its occurrence in nature, physico-chemical properties of its production, use... ..	282

23.4. Bromine, its occurrence in nature, physico-chemical properties of its extraction, use.	288
23.5. Iodine, its occurrence in nature, physico-chemical properties of extraction, use... ..	292
24. ELEMENTS OF GROUP VIII-A OF THE PERIODIC SYSTEM	
24.1. General characteristics of the main group of the eighth group	297
24.2. Helium is found in nature, its physical and chemical properties, its use.	297
24.3. Neon occurs in nature, its physical and chemical properties, its use.	298
24.4. Argon and Krypton meeting in nature, physico-chemical properties of their extraction, use	300
25. ELEMENTS OF GROUP I-II-III B OF THE PERIODIC SYSTEM	
25.1. General characteristics of the side group of the first group	303
25.2. Copper is found in nature, its physical and chemical properties, its use... ..	303
25.3. Silver occurs in nature, physical and chemical properties of extraction, use.....	312
25.4. Gold occurrence in nature, physical and chemical properties of extraction, use.	318
25.5. Zinc Gold occurrence in nature, extraction, physico-chemical properties, use.....	320
25.6. Cadmium and Mercury occur in nature, physical and chemical properties of their extraction, use	320
26. ELEMENTS OF GROUP IV-VB OF THE PERIODIC SYSTEM	
26.1. General characteristics of the side group of the fourth group. Titanium, Zirconium and Hafnium.....	333
26.2. Titanium is found in nature, its physical and chemical properties, its use.....	333
26.3. Zirconium and Hafnium in nature, physico-chemical properties of extraction, use.....	345

27. ELEMENTS OF GROUP VI-VII OF THE PERIODIC SYSTEM

27.1. The general characteristic of the side group of the sixth group is	341
27.2. Molybdenum occurrence in nature, physical and chemical properties of its extraction, use.....	347
27.3. A general characteristic of the side group of the seventh group.....	349

SUBJECT 28. ELEMENTS OF GROUP VI-VII-B OF THE PERIODIC SYSTEM

28.1. General characteristics of the side group of the eighth group...	353
28.2. Iron, its occurrence in nature, extraction, physico-chemical properties, important compounds and use.....	354
28.3. Cobalt and Nickel, occurrence in nature, extraction, physico-chemical properties, important compounds and use	357

SUBJECT 29. TRIAD OF PERIODIC METALS PLATINUM GROUP

29.1. Platinum, its occurrence in nature, extraction, physico-chemical properties, important compounds and use	361
29.2. Palladium, occurrence in nature, physico-chemical properties.....	363
29.3. Iridium, occurrence in nature, extraction, physico-chemical properties, important compounds and use.....	366

SUBJECT 30. TECHNICAL DEVELOPMENT AND ENVIRONMENTAL PROBLEMS

30.1. Preparation of drinking water.....	367
30. 2. Preparation of industrial water.....	370
Appendices.....	374
Glossary.....	389
List of used literature.....	397