

UMUMIY VA NOORGANIK KIMYO

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

K.E.RO'ZIEVA

UMUMIY VA NOORGANIK
KIMYO

TOSHKENT 2021

UDK

KBK

O-

Umumiy va anorganik kimyo: Qo'llanma/ K.E.Ro'zieva; . O'zR Oliy
va o'rta maxsus ta'limi vazirligi.-T.:-----2021. -----b.

UDK

KBK

Ushbu o'quv qo'llanma XXII bobdan iborat bo'lib, unda umumiy va
noorganik kimyoning barcha bo'limlari haqida ma'lumotlar batafsil, aniq va
ravon bayon etilgan.

Taqrizchilar:

t.f.d.,prof M.R.Amonov (BuxDU "Umimiy kimyo"
kafedrasi professori)

k.f.d.,prof H.B.Do'stov (BuxMTI professori)

ISBN

SO'Z BOSI

Qo'llanmada kimyoning asosiy tushuncha va qonunlari, elementlar davriy sistemasining barcha guruhlaridagi elementlarning asosiy xossalari va birikmalari haqida keng ma'lumot keltirilgan. Shuningdek, qo'llanmada respublikamizdagi kimyoviy korxonalar haqida ham ma'lumotlar keltirilgan bo'lib, regionlarda talabalarning tanishuv ekskursiyasi uchun ob'ekt tanlashlariga yordam beradi.

Qo'llanmadan kimyo (umumiy va anorganik kimyo) fanidan tahsil olayotgan o'rta maktab, kasb-hunar kollejlarining o'quvchilari, oliy o'quv yurtlariga kiruvchi abituriyentlar, o'rta maktab o'qituvchilari ham foydalanishlari mumkin.

Muallif o'quv qo'llanma haqida bildirilgan fikr mulohazalarni mamnuniyat bilan qabul qiladilar va bu o'rtoqlarga o'z minnatdorchiliklarini bildiradi.

Muallif.

KIRISH

1§. Kimyo fani va uning vazifalari

1. Олдиндан белгиланган хоссали моддалар олиш ва саноат ишлаб чиқаришини жадаллаштиришдан, чиқиндисиз технология яратишдан иборат

2. Кимёвий узгаришлар энергиясидан фойдаланишдир

Materiyaning ma'lum sharoitda o'zgarmas fizik xossalarga ega bo'lgan ayrim bo'lagi modda deb ataladi. Suv, qand, temir, ammiak va boshqalar ana shunday moddalardandir. Moddalarda ham turli o'zgarishlar bo'ladi. Ba'zan, moddada shunday o'zgarish bo'ladiki, buning oqibatida u boshqa moddaga aylanadi. Bunday o'zgarish kimyoviy jarayon deyiladi.

Kimyo bir necha fanlardan iborat:

1. Umumiy kimyo	17. Radiokimyo
2. Anorganik kimyo	18. Astrokimyo
3. Organik kimyo	19. Kosmokimyo
4. Analitik kimyo	20. Ekologik kimyo
5. Kvant kimyo	21. Neft kimyosi
6. Kimyo texnologiyasi	22. Termokimyo
7. Polimerlar fizikasi va kimyosi	23. Fotokimyo
8. Kristallokimyo	24. Bo'yoqlar kimyosi
9. Bioneorganik kimyo	25. Agrokimyo
10. Bioorganikkimyo	26. Formateftik kimyo
11. Biokimyo	27. Biofaol kimyo
12. Fizik kimyo	28. Koordinasion birikmalar kimyosi
13. Kolloid kimyo	29. Gistokimyo
14. Moddalar tuzilishi	30. Kompozision materiallar kimyosi
15. Geokimyo	31. Kimyo tarixi
16. Elektrokimyo	32. Kimyo o'qitiah uslubiyoti

Dunyo kimyogar olimlari kimyo tarixini 5 ta katta davrga bo'lishni taklif qildilar.

1. Kimyoning alkimyodan avvalgi davri

Bu davr dunyoda madaniyat boshlanishidan tortib to IV asrga qadar davom etgan. Bu davrda tajribada qo'lga kiritilgan bilimlar avloddan avlodga o'tib kelgan. Insonlar juda qadim zamonlardan beri oltin, simob, kumush, oltingugurt kabi elementlarni, osh tuzi, achchiqtosh kabi murakkab moddalarni yaxshi bilganlar.

Amaliy kimyo Miloddan qariyb 4000 yil ilgari Misr, Mesopotamiya, Hindiston, Xitoy mamlakatlarida rivojlangan. "Kimyo" so'zining kelib chiqish haqida 2 ta fikr bor: birinchisi: "kimyo" – bu arab tilida "qora" degan ma'noni bildiradi; bu so'z Nil daryo bo'ylaridagi qora tuproqli joylarda amaliy kimyo

taraqqiy etganidan kelib chiqqan bo'lsa kerak; ikkinchisi: "kimyo" so'zi yunoncha so'z bo'lib, asl metallar ishlab chiqarish texnologiyasini bildiradi.

Yunon olimlari materiya qardan kelib chiqqan degan savolga javob izlay boshlaydilar. Yunon olimi Fales fikricha dastlabki materiya suv bo'lib, barcha narsalar suvdan hosil bo'ladi. Undan qariyb bir asr keyin boshqa bir yunon olimi Anaksimenes barcha narsalar havodan hosil bo'lgan deb taxmin qilgan. Miloddan V asr ilgari o'tgan Geraklit hamma narsa olovdan kelib chiqqan deb aytgan. Shu davrda yashab ijod etgan materialist olimlar Levkipp va uning shogirdi Demakrit barcha moddalar ko'zga ko'rinmaydigan darajada mayda zarrachalardan – atomlardan tashkil topgan degan fikrni ilgari surganlar.

Misrliklarning amaliy kimyosi va Yunon olimlarining falsafiy tasavvurlari asosida miloddan 300 yil avval qadimiy dunyoning madaniy markazi Aleksandriyada akademiya va kutubxonalar tashkil topdi. Misrni arablar zab etganidan keyin, Aleksandriya akademiyasining qolgan boyliklari VII asrda arablar qo'lga o'tadi. Arablar "kimyo" so'zi oldiga, arab tiliga xos "al" qo'shimchasini qo'shib kimyoni "alkimyo" deb atadilar. Arablar faoliyati natijasida kimyoviy ma'lumotlar birmuncha rivojlanib yangi – yangi moddalar kashf qildilar. VIII asrda kimyoviy bilimlar arablardan Ispaniyaga va undan Evropaga o'ta boshlaydi. Qadimgi Markaziy Osiyo, jumladan o'zbek olimlari ham dunyo adabiyotida arab olimlari qatoriga kiritilganlar.

IX – XI asrlarda yashab ijod qilgan O'rta Osiyolik allomalardan Abu Nasr Farobiy, Ahmad al-Farg'oni, Abu Rayhon Beruniy va Abu Ali ibn Sino o'z davrlarida kimyoning ham amaliy, ham nazariy jihatdan rivojlanishiga o'z hissalarini qo'shganlar.



Abu Nasr Forobiy (870-950-yillar) tasavvurida jamikimoddiy dunyoning asosida birlamchi materiya yotadi. U biz idrok etadigan moddiy dunyo to'rt «ildizdan», ya'ni to'rtta boshlang'ich elementdan – o't, havo, suv va yerdan tashkil topganligi haqidagi qadimgi dunyo faylasuflarining fikrini tasdiqlaydi. Forobiy mashhur shufokor sifatida amaliy kimyoni rivojlantirishga katta hissa qo'shdi.



Al-Farg'oni (797-861-yillar) buyuk matematik, astronom bo'lishi bilan birga, u astronomik asboblarning mohir ustasi bo'lgan. U Bog'dod va Damashqda rasadxonalar hamda Nil daryosi suvi sathini doim kuzatib turish imkoniyatini beradigan inshoot («Mikiyes-jadid»-nilomer) ni yaratishda maxsus qotishmalardan foydalangan. Nilomerni hozirgi kungacha saqlanib qolganligi suvning 1000 yildan

ortiq yemirish kuchiga chidamli, noyob tog' jinzi va «sament» tanlanganligidan dalolat beradi. Uning kimyoga oid «Kitob amal ar-rahomat» (marmarning xizmati haqidagi kitob) deb ataladigan yirik asari saqlanib qolgan.



Abu Ali ibn Sino (980-1037-yillar) amaliy kimyoning rivojlanishiga salmoqli hissa qo'shgan, lekin al kimyogarlarning temirni oltinga aylantirish yo'nalishidagi shlarini asossiz, amalga oshirib bo'lmaydigan jarayon deb qaragan. Abu Ali ibn Sino bu haqda «Bir xil metallni ikkinchi bir metallga aylantirish imkoniyati menga tushunarli emas. Aksincha men buning imkoniyati yo'q deb hisoblayman, chunki bir metall jismni ikkinchi metall jismga aylantirishning iloji yo'q. Oddiy jism o'zidan boshqa jismni ajratmasligi kerak », deb yozgan edi. Shunday qilib, Abu Ali ibn Sino asarlarida anorganik kimyoning dastlabki kurtaklari paydo bo'lgan.



Abu Rayhon Beruniy (973-1048 yillar) o'zining «Minerologiya» deb nomlangan mashhur asarida o'sha davrda ma'lum bo'lgan metallar, ulardan tayyorlanadigan qotishmalar, metallarni rudalarini kovlab olish va ularga ishlov berish, rangli metallar va qimmatbaho toshlarning xossalarini o'rganish, ayniqsa minerallarning solishtirma massalarini aniqlash yuzasidan olib borgan ishlari kimyo fanini rivojlantirishga katta hissa qo'shdi. «Hindiston» deb nomlangan asarida u «rivojlantirish- bir narsaning ikkinchi boshqa narsaga aylanishidir, butun borliq doimo o'zgarishda va rivojlanishda-tabiatning kuchi aynan shundadir» degan muhim ilmiy xulosaga keladi. Abu Rayhon Beruniy o'zining shu asarida «Har bir narsani o'rganish shu narsani tashkil qilgan tarkibiy qismlarni (elementlarni o'rganishdan boshlanadi)» deb yozgan edi.

Aytilganlar shundan dalolat beradiki o'rta asrda sharq mamlakatlarida xususan O'zberiston Respublikasi xududida kimyiviy fikr va ilmiy dunyoqarash yuqori darajada bo'lgan, amaliy kimyo ancha rivojlangan. Buning isboti sifatida IX-XII asrlarda O'rta Osiyo xududida mis (Zarafshon, Istara tog'lari, Soh, Oloy, Navkent, Olmaliq, Oqtosh, Oqsuv atrofida), qo'rg'oshin va kumush

(Oltinnopgan, qo'rg'oshin konda), simob (Chovoy, Haydarkon, Laylakda), oltin (Oltinqozg'on, Obirahmatda), qalay (Turkiston tog'larida), temir (Chirchiq, Sayram, Shahrisabzda) rudalari topilib, ulardan metall olish yo'lga qo'yilganligini eslatib o'tish yetarlidir.

Hozirgi Markaziy Osiyo hududida ijod etgan tabiatshunos olimlardan Buxorolik Abu Ali ibn Sino tibbiyot sohasidagi ishlari bilan olamga mashhurdir. Uning fikricha kimyoviy bilimlar oddiy moddalardan oltin olishga emas, balki dorivor moddalar yaratishga xizmat qilishi kerak.

Xorazmda yashab ijod etgan Abu Rayhon Beruniyning "qimmatbaho toshlarni bilib olish bo'yicha ma'lumotlar to'plami" degan risolasi o'sha zamondagi Markaziy Osiyo, Yaqin Sharq, hatto Evropada ham ma'danshunoslik sohasidagi eng yirik asar hisoblangan.

2. Alkimyo davri.

Bu davr VI asrdan XVI asrgacha qadar davom etadi. Bu davrda yashagan kimyogarlar falsafa toshining sehrli kuchlarga ishonib, uni izlaganlar. Evropada VIII asrda "alkimyo" davri boshlanadi. O'sha zamondagi ishlab chiqarish taqazosiga ko'ra Evropa uchun kerakli mahsulotlarni Osiyo mamlakatlaridan sotib olish uchun oltin zarur edi. Shu sababli Alkimyogarlar o'z faoliyatlarini "falsafa toshi" hosil qilishga qaratganlar. Ularning fikricha "Falsafa toshi" ajoyib xossalarga ega-temir kabi noas metallarga tegsa uni oltinga, hech bo'lmaganda kumushga aylantirishi kerak edi. Biroq ularning hech biri ham "Falsafa toshini" yarata olmadi. Lekin ko'rinishi oltinga o'xshagan qotishmalar olib, odamlarni "oltin" deb ishontirishga urinishlar tarix sahifalarida yozib qoldirilgan. Alkimyo davrining salbiy tomonlari bilan bir qatorda uning ijobiy tomonlari ham bo'ldi. Bu davrda moddani tozalash usullari - filtrlash, bug'latish, cho'ktirish, eritish, bir erituvchidan boshqa erituvchiga o'tkazish kabi amaliy usullar topildi. Shu bilan birga nitrat, xlorid, sulfat, fosfat kislotalar va boshqa moddalar kashf etildi. Alkimyogarlar asosan Arastu tasavvuriga asoslangan edilar. Ular Arastuning 4 elementi qatoriga yana uch elementni qo'shdilar, ya'ni 1) havo, 2) olov, 3) suv 4) tuproq, 5) oltingugurt, 6) simob, 7) tuz.

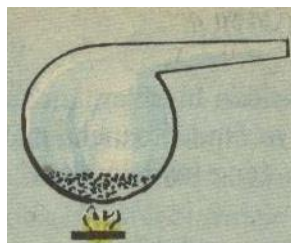
3. Kimyoviy bilimlarni birlashish davri

Bu davr o'z ichiga XVI-XVIII asrlarni oladi. Bu vaqtda kimyoda yadrokimyo (tibbiyot kimyosi), pnevmatik kimyo (gazlar kimyosi), flogiston nazariyasi, M. V Lomonosov va A. L. Lavuazyening flogistonni rad etuvchi sistemasi yaratilgan. 1661 yilda ingliz olimi R. Boyl (1627-1691) alkimyogarlarning elementlarini o'zining «Ximik - skeptik» degan asarida qattiq tanqid qildi. U «Element» tushunchasiga deyarli to'g'ri ta'rif berdi. U murakkab moddalar parchalanganda hosil bo'ladigan oddiy moddalarni element deb atadi. Lekin R. Boyl o'sha zamonda to'plangan amaliy ma'lumotlarni izoh qila oladigan umumiy nazariyani yarata olmadi. 1700 yilda G. Shtal (1659-1734) tomonidan yonish, oksidlanish qaytarilish jarayonlarini noto'g'ri izohlovchi flogiston nazariya ilgari surildi. Buning natijasida kimyo alkimyo davridan ikkinchi davrga-flogiston nazariyasi davriga o'tdi. Flogiston nazariyasining

tarafdorlariga kimyogar-pnevmatiklar deb nom berildi. Ular qatoriga J. Priestli, G. Kavendish, K. Heeli va boshqalar ham kiradi. Pnevmatiklar juda ko'p gazlarni kashf etishga muvaffaq bo'ldilar. Flogiston nazariyasi asosiy kamchiligi-metall oksidining toza metallga qaraganda og'irroq ekanligida edi, chunki yonuvchi moddadan flogiston chiqib ketgach qolgan modda yengilroq bo'lib qolishi kerak edi. Shuning uchun ular «Flogiston-manfiy og'irlikka ega» degan noto'g'ri fikrni ilgari surishdi.

Boyl nazariyasiga ko'ra, metallar qattiq qizdirilganda juda nozik «olov materiyasi» metall ichiga kirar va metall bilan birikib, uning og'irligini oshirar emish.

Rus olimi M. V. Lomonosov og'irlikka ega bo'lmagan har qanday «materiyalar» ga shubha bilan qaradi. Lomonosov o'zining 1745 yilda Akademiyada qilgan ma'ruzasi «issiqlik va sovuqlikning siri to'g'risidagi mulohazalar» degan dissertatsiyada «issiqlik tug'diruvchi materiya» nazariyasini tanqid qilib, bunday materiyaning bo'lishi mumkin emasligini isbot qildi va issiqlik to'g'risida o'zi ishlab chiqqan mexanik nazariyani bayon etdi, bu nazariya issiqlik hodisalarining sababi hamma jismlarni hosil qiluvchi nihoyatda mayda zarrachalarning harakatidir deb tushuntiradi.



M. V. Lomonosov (1711-1756) flogiston nazariyasini noto'g'ri ekanligini isbotlab berdi. U 1756 yilda o'zining tajribalari asosida metall (masalan qalay) yopiq idishda qattiq qizdirilganda uning og'irligi o'zgarmay qolishini ko'rsatdi, u metall yonganida og'irligining ortishiga sabab metallning havo bilan birikishidir deb isbot qildi. M. V. Lomonosov ishlaridan bir necha yil keyin mashhur fransuz olimi A. Lavuaze (1743-1794) ham metallarni (mis, simob) uzoq vaqt qizdirish natijasida hech qanday flagiston yo'qligi va metall yonganda u havoning 1G`5 qismi (kislorod) bilan birikishini ko'rsatadi. M.V.Lomonosov biror moddani xarakterlash uchun uning zichligi, yorug'likni sindirishi, qaynash harorati kabi shu modda uchun doimiy bo'lgan xossalarni aniqlash zarurligini uqtirdi. Bu bilan M.V.Lomonosov fizik kimyoga asos soldi. A.Lavuaze flagiston nazariyasi o'rniga yonish haqidagi kislorod nazariyasini yaratdi va moddalar massasining saqlanish qonunini ta'riflashga muvaffaq bo'ldi.

4. Miqdoriy qonunlar davri.

XVII asrda kimyoning asosiy vazifalaridan biri tabiiy minerallar tarkibi va xossalarni o'rganish edi. XVIII asrda esa kimyoviy elementlar o'zaro xohlagan miqdorda birika oladimi degan muammoni hal etishda boshlang'ich moddalar va mahsulotlar orasidagi miqdoriy nisbatlarni o'rganish, olingan ma'lumotlarni qayta ko'rib chiqishga va J. Prust bilan K. Bertole orasidagi ko'p yillik

munozarani Prust foydasiga hal etilishiga va tarkibning doimiylik qonunini ta'rif etilishiga olib keldi. A.L.Lavuazening kislorod nazariyasi hamda tarkibning doimiylik qonuni XIX asr boshlanishida taraqqiy etgan kimyoviy tahlil imkoniyatlari boshlang'ich moddalar bilan bir qatorda mahsulotlar tarkibini mukammal o'rganishni, minerallar tarkibini chuqur bilishni, yangi elementlar kashf etishni, ularni xossalarini chuqur o'rganish kabi muhim amaliy ishlarni rivojlantirishga sabab bo'ldi

XIX asr boshlarida J.Daltonning kimyoviy atomistikasi, A.Avogadroning molekulyar nazariyasi, atom-molekulyar nazariyaning rivojlanish davri boshlandi. Bu davrda valentlik va kimyoviy bog'lanish haqidagi ta'limot yuzaga keldi. Avogadroning atom-molekulyar farazi yaratildi, atom massalarni aniqlashga qaratilgan tadqiqotlar amalga oshirila boshlandi.

A.M.Butlerovning (1861 y) organik birikmalarning kimyoviy tuzilish nazariyasi va D.I.Mendeleevning (1869 y) kimyoviy elementlarning davriy qonuni va davriy sistemasining kashf etilishi kimyoning nazariy asoslarini chuqurlashtirdi.

5.Kimyoning hozirgi zamon davri.

Bu davr XIX asrning 60-yillaridan boshlanib hozirgi kunga qadar davom etmoqda. Bu davrni "kimyoning oltin davri" sistemasi, stereokimyo nazariyasi, atom tuzilishi nazariyasi yaratildi, kimyoviy bog'lanish va valentlikning haqiqiy ma'nolari yoritildi, kimyo bilan tabiiy fanlar chegarasidagi sohalar vujudga keldi, sintetik kimyo katta muvaffaqiyatlarga erishdi.

O'zbekistonda va umuman Markaziy Osiyoda kimyoning keyingi yillarida taraqqiy etishini quyidagi 5 davrga bo'lish mumkin.

I Revolyutsiyaga qadar davr bo'lib, 1920 yilgacha davom etadi. Bu davr ichida faqat tabiiy suvlar, qazilma boyliklar va yonuvchi materiallarni tahlil qilish ishlari olib borildi. Shu bilan birga 1870 yilda Toshkentda N.Teyx tashabbusi bilan birinchi kimyo laboratoriyasi tashkil qilindi.

1920 yildan 1933 yilgacha bo'lgan vaqtni o'z ichiga oladi. 1920 yilda O'rta Osiyo davlat universiteti ochildi va katta ilmiy ishlarga tayyorgarlik olib borildi hamda yuqori ixtisosli kimyogorlar tayyorlandi.

1933 yildan 1941 yilgacha davom etadi. Bu davr ichida kimyoning turli sohalarida ko'plab ilmiy ishlar nashr qilindi va kimyo sanoati qurilishiga kirishildi. 1941-1945 yillarni o'z ichiga oladi. Markaziy Osiyoga vaqtinchalik ko'chib kelgan kimyo institutlari, kimyo zavodlari kimyogarlari bilan mahalliy kimyogorlar orasida hamkorlik va aloqa kuchaydi, ular amaliy ishlarni hamkorlikda hal qilishdi. 1945 yildan boshlab to shu kungacha davom etmoqda. Bu davrda O'zbekiston kimyosi yirik olimlari S.Yu. Yunusov, O.S.Sodiqov, I.P. Sukervanik, X.U. Usmonov, K.S.Ahmedov, A.Sultonov, M.A.Asqarov, S.Sh.Rashidova va boshqa olimlar rahbarligida katta-katta ilmiy tekshirish institutlarida, oliy maktablarning kafedralarida kimyoviy izlanishlar taraqqiy etdi.



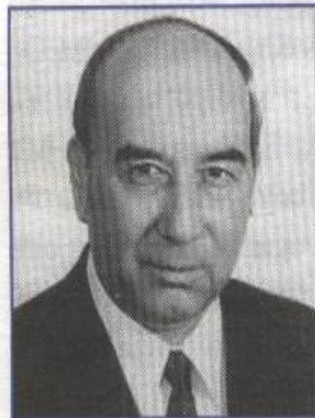
Sodiqov O.S. (1913-1987). O'zFA akademigi, kimyo fanlari doktori, professor. 600 dan ortiq ilmiy maqolalari, 100 dan ortiq ixtirolari bor. 10 ta fan doktori, 80 ta fan nomzodlarini tayyorlagan. G'o'zadan ajratib olingan moddalarni kompleks kimyoviy tekshirish natijalariga bag'ishlangan ishlari uchun 1985 yilda D.I.Mendeleev nomidagi oltin medal bilan taqdirlangan. Mehnat qahramoni unvoniga sazovor bo'lgan. O'zFA Biorganik kimyo institutiga asos solgan. Dunyoga mashhur bo'lgan kimyogar olimlar kitobiga kiritilgan o'zbek olimi.



Yunusov S.Y. (1909-1991). O'zFA akademigi, kimyo fanlari doktori, professor. 600 dan ortiq ilmiy maqolalari, 100 dan ortiq ixtirolar, 10 dan ortiq monografiyalar muallifi. 10 dan ortiq fan doktori, 100 dan ortiq fan nomzodlari tayyorlagan. 1969 yilda Mehnat Qahramoni unvoniga sazovor bo'lgan. D.I.Mendeleev nomidagi oltin medal bilan taqdirlangan. O'zFA O'simlik moddalari kimyosi institutiga asos solgan va o'simlik moddalari kimyosi maktabini yaratgan. O'zbekistonda uchraydigan 3600 dan ortiq o'simlikda 2000 dan ortiq alkaloidlarni aniqlagan.



Parpiyev N.A. (1931). O'zFA akademigi, kimyo fanlari doktori, professor. O'zbekistonda xizmat ko'rsatgan fan arbobi. 500 dan ortiq maqola, 7 ta monografiya, 22 ta mualliflik guvohnomasi, 3 ta darslik muallifi. Uning rahbarligi ostida 11 ta fan doktori, 32 ta fan nomzodi tayyorlangan. Ilmiy ishlari koordinatsion birikmalar stereokimyosi, ularning tuzilishiga bag'ishlangan. Molibden, reniy, volfram va simobni aniqlash hamda yuqori darajada toza molibden olishning termik uzulini ishlab chiqqan.



Solihov Sh.I. (1944). O'zFA akademigi, biologiya fanlari doktori, professor. 275 dan ortiq ilmiy maqolalari, monografiyalar, 40 tadan ortiq patentlar muallifi. Uning rahbarligi ostida 5 ta fan doktori va 25 ta fan nomzodlari tayyorlagan. Oqsillar kimyoviy tuzilishi va ularning organizmga ta'siri to'g'risida ilmiy maktab yaratgan. Olimning «Logoden», «Timoptin», «Gazolidon» kabi 10 ga yaqin preparatlari tibbiyot amaliyotiga joriy etilgan. Uning rahbarligida olingan feromon tutqichlari

mamlakatimiz paxtachiligini zarakunandalardan himoya qilishda bir necha yildan buyon qo'llanilmoqda.



Yusupbekov N.R. (1940). O'zFA akademigi, texnika fanlari doktori, professor. O'zbekistonda xizmat ko'rsatgan fan arbobi. Beruniy nomidagi Davlat mukofoti laureati. 300 dan ortiq ilmiy maqolalar, 30 dan ortiq ixtiro va bir nechta monografiyalar muallifi. Uning rahbarligi ostida 14 ta fan doktori va 70 ta fan nomzodlari tayyorlagan. Ilmiy ishlari kimyoviy kibernetika sohasiga mansub bo'lib, ishlab chiqarish jarayonlarini avtomatlashtirish tadqiqotlari ilmiy maktabiga asos solgan.



Asqarov M.A. (1931). O'zFA akademigi, kimyo fanlari doktori, professor. 500 dan ortiq ilmiy maqolalar, 10 dan ortiq monografiya va darslik muallifi. Uning rahbarligi ostida 14 ta fan doktori 90 dan ortiq fan nomzodi tayyorlagan. Tabiiy va sun'iy polimerlar sohasida yirik ilmiy ishlar qilgan. O'zbekistonda polimerlar kimyosiga asos slogan. Taniqli olimlardan biri.



Abdurahobov A.A. (1941). O'zFA akademigi, kimyo fanlari doktori, professor. 400 dan ortiq ilmiy maqolalar, 20 dan ortiq ixtiro va 5 ta monografiyalar muallifi. Uning rahbarligi ostida 4 ta fan doktori va 27 ta fan nomzodlari tayyorlangan. Ilmiy ishlari elementorganik birikmalar kimyosi, nozik organik sintez muammolari, quyimolekulyar bioregulyatorlar ta'siri mexanizmining kimyoviy mohiyatini aniqlash, fazoviy kimyo sohalariga mansub bo'lib, feromonlar sintez usullarini ishlab chiqib, qishloq ho'jaligiga joriy etgan.



Mirkomilov T.M. (1939-2004). O'zFA akademigi. Xalqaro Oliy maktab Fanlar Akademiyasi akademigi. Texnika fanlari doktori, professor. 450 dan ortiq ilmiy maqolalar, 40 dan ortiq ixtiro va 4 ta monografiya, 5 ta darslik muallifi. Uning rahbarligi ostida 8 ta fan doktori va 20 ta fan nomzodi tayyorlangan. Ilmiy ishlari polimer moddalar kimyo texnologiyasi muammolariga bag'ishlangan bo'lib,

plastmassalar, sun'iy tolalar, o'tga chidamli kinofotoplenkalar hamda fiziologok faol polimerlar sinteziga bag'ishlangan



Toshpo'latov Y.T. (1932). O'zFA akademigi. Kimyo fanlari doktori, professor. O'zbekistonda xizmat ko'rsatgan fan arbobi. 410 dan ortiq ilmiy maqolalar, 35 ta patent va ixtirolar, 3 ta monografiya, 2 ta darslik, 15 ta o'quv qo'llanmasi muallifi. Uning rahbarligi ostida 8 ta fan doktori va 30 dan ortiq fan nomzodlari tayyorlangan. K-1 preparati kimyoviy tolalarni olish jarayonida ularning yuzasi bilan ishqalanishini kamaytiruvchi modda sifatida to'qimachilik korxonakarida va kimyoviy tola zavodlariga keng ishlatilmoqda. Paxta sellyulozasi yo'nalishi bo'yicha ilmiy maktabyaratgan taniqli olim.



Rashidova S. Sh. – (1943) O'zFA akademigi. Kimyo fanlari doktori, professor. С.Ш.Рашидова юкори молекуляр бирикмалар кимёси соҳасидаги йирик олимпиадр. Унинг илмий изланишлари маълум кимёвий тузилишга эга булган биологик фаол полимерларнинг синтези, куп киррали хоссага эга булган полимерлар асосидаги дорилар, усимликларни химоя килиш воситаларини танлашнинг назарий асосларини ишлаб чиқишга ва уларнинг амалиётга куллашга бағишланган. С.Ш.Рашидова шогирдлари билан 300 дан ортик маколаларни эълон килган. Илмий ихтиролари учун 20 дан ортик муаллифлик гувоҳномаларини олган, 2 та илмий монография ёзган.

С.Ш.Рашидова Ўзбекистон Республикаси Фанлар Академиясининг юкори молекуляр бирикмалар бўйича Илмий кенгаш аъзоси, Полимерлар кимёси ва физикаси институтида ихтисослашган илмий кенгаш раиси, Ўзбекистон Киме журнали тахририяти аъзоси, Ўзбекистон Киме журнали тахририяти аъзоси, Республика Хотин-кизлар кумитаси «Олима» ассоциациясининг Президенти, Республика Олий Мажлиси депутати ва инсон ҳуқуқлари бўйича кумита раиси вазифасида фаолият курсатмокда.

Umumiy va anorganik kimyo fani yo'nalishi bo'yicha Nobel mukofotiga sazovor bo'lgan buyuk kimyogarlarning va ularning ilmiy kashfiyotlari haqida ma'lumot



Anri Muasson - Fransiya kimyogari, 1852 yil 28 sentyabrda Parijda tug'ilgan. Uning ilmiy ishlari asosan anorganik kimyo bo'yicha. Uning birinchi ishi temir oksidining poliforizmi haqida edi. U birinchi bo'lib 1883-86 yillarda ftorni sof holda ajratib olishga erishdi. 1895 yilda molibden, 1896 yilda uran, 1897 yilda volframni toza holda elektro termik usulda oldi. 1906 yilda ftor elementini va uning birikmalarini o'rganganligi hamda laboratoriya va sanoat amaliyotida uning nomi bilan ataladigan elektr pechini qurganligi uchun Nobel mukofotiga sazovor bo'ldi. 1907 yil 20 fevralda vafot etgan.



Ernest Rezerford - Ingliz fizigi, 1871 yil 30 avgustda Spring - Brouve shahrida tug'ilgan. Radio aktivlik sohasidagi ta'limotning asoschilaridan biri. 1899 yilda uranning 2 ta va nur chiqarishini aniqladi. 1902 yilda Soddi bilan birgalikda radio aktiv yemirilishning asosiy nazariyasini ishlab chiqdi va Rh 224 elementni hamda To elementlarini kashf etdi. Fanga birinchi bo'lib azot atomini - zarracha bilan bombardimon qilib, elementlarning sun'iy o'zgarishlarini (ya'ni boshqa elementlarga aylanishini) aniqladi. 1908 yilda radioaktiv moddalarning kimyosi hamda elementlarning parchalanishi sohalaridagi ishlari uchun Nobel mukofoti oldi. 1937 yil 19 oktyabrda vafot etgan.



Vilgelm Fridrix Ostvald - Nemis fizikimiyogari, 1853 yil 2 sentyabrda Rigada tug'ilgan. Uning asosiy ilmiy ishlari elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini taraqqiy etish hamda kinetika va katalizga bag'ishlangandir. 1888 yilda Ostvaldning suyultirish qonuni kashf etdi. 1901 yilda katalizatorga ta'rif berdi. 1909 yilda kataliz sohasidagi ishlari hamda reaksiya tezliklari va muvozanatini boshqarishning asosiy prinsiplari sohasidagi ishlari uchun Nobel mukofotiga sazovor bo'ldi. 1932 yil 4 aprelda vafot etgan.



Alfred Verner - 1866 yil 12 dekabrda Myuluze shahrida tug'ilgan. 1899 yilda Syurix politexnika institutini tugatdi. Kompleks birikmalarning asoschisi hisoblanadi. 1893 yilda kompleks birikmalarning tuzilishining koordinatsion nazariyasini taklif etdi. Nazariyasini tasdiqlash maqsadida o'sha paytda ma'lum bo'lgan barcha kompleks birikmalarni sintezladi. 1899 yilda assimetrik uglerod atomiga ega bo'lmagan moddalarda ham optic aktiv izomerlar bo'lishini oldinlan aytib berdi. Shu xizmatlar uchun 1913 yilda Nobel mukofoti sazovor oldi. 1919 yil 15 noyabrda vafot etgan.



Teodor Uilyam Richards - Amerika kimyogari, 1868 yil 31 yanvarda Djermantuan shahrida tug'ilgan. Uning asosiy ilmiy ishlari elementlarinig atom massasini aniqlashga bag'ishlangan. 1888-1923 yillarda u elementlarning atom massasini aniqlash bo'yicha maxsus metod va original apparat yaratib katta aniqlikda 25 elementning atom massasini o'lchadi va boshqa olimlar qo'ygan xato va kamchiliklarni tuzatdi. Shu xizmatlari uchun 1914 yilda Nobel mukofotiga sazovor bo'ldi. 1928 yil 2 aprelda vafot etgan.



Fris Gaber - Nemis anorganik kimyogari, 1868 yil 9 dekabrda Breslau shahrida tug'ilgan. 1891 yilda Berlin univerzitetini tugatdi. Uning ilmiy ishlari ammiak sinteziga bag'ishlangan va 1913 yilda atmosfera azoti hamda vodorod gazidan katalizator yordamida ammiak sintezladi va uni ishlab chiqarishga tatbiq etdi. 1918 yilda ammiak sintezi sohasidagi ishlari uchun Nobel mukofotiga sazovor bo'ldi. 1934 yil 29 yanvarda vafot etgan.



Valter Fridrix German Nernst - Nemis fizigi va fiz-kimyogari, 1864 yil 25 iyunda Brizen shahrida tug'ilgan. Berlindagi Syurix universitetini tugatdi. Uning asosiy ilmiy ishlari eritmalar nazariyasi va ximiyaviy kinetikaga bag'ishlangan. 1889 yilda galvanik elementlar nazariyasini yaratdi. 1890 yilda eriyotgan moddalarning 2 ta erituvchi orasida tarqalish qonunini kashf etdi. 1897 yilda

Nernst elektr lampasini yaratdi. 1906 yilda termodinamikaning yangi qonunlarini kashf etdi. Termodinamika sohasidagi olib borgan ishlari uchun Nobel mukofoti berildi. 1956 yil 27 sentyabrda vafot etgan.



Fredrik Soddi - Ingliz radiokimyogari, 1877 yil 2 sentyabrda Istbron shahrida tug'ilgan. 1898 yilda Oksford universitetini tugatdi. Uning asosiy ilmiy ishlari radioaktivlikni o'rganishga bag'ishlangan. Rezerford bilan 224 Rh ni kashf etdi hamda 1902 yilda radioaktiv yemirilishning asosiy nazariyasini yaratdi va yarim yemirilish nazariyasini fanga kiritdi. Radioaktiv moddalar kimyosi sohasidagi va izotoplarning tabiati va uning kelib chiqishi sohasidagi ishlari uchun 1921 yilda Nobel mukofoti oldi. 1956 yil 22 sentyabrda vafot etgan.



Frensin Uilyam Aston - Ingliz fizigi kimyogari, 1877 yil 1 sentyabrda Xarborn shahrida tug'ilgan. Uning asosiy ilmiy ishlari barqaror izotoplarni o'rganishga bag'ishlangan. 1919 yilda Mass spektrografini yaratdi va uning yordamida neonning 2 ta izotopi borligini isbotlab berdi. 210 dan ortiq barqaror izotoplarni o'rgandi va ularni massalarini aniqladi. 1927 yilda atom massa birligi sifatida izotopini qo'llashni taklif etdi. Ko'p sonli radioaktiv bo'lmagan elementlarning izotoplarini kashf etganligi uchun unga 1922 yilda Nobel mukofodi berildi. 1945 yil 20 noyabrda vafot etgan.



Rixard Adolf Zigmondi - Avstriya fizik-kimyogari, 1865 yil 1 aprelda Venada tug'ilgan. 1887 yilda Venadagi oliy texnika maktabini tugatdi. Uning asosiy ilmiy ishlari kolloid kimyoga bag'ishlangan. 1898 yilda kolloid eritmalarini olish metodlarini yaratdi. 1913 yilda immersion ultra mikroskop yaratdi va uning yordamida kolloid eritmalaridagi zarrachalarining Broun harakatlarini kuzatishga erishdi. Ko'pgina kolloid eritmalarining xossalari o'rgandi, rangli shisha olish metodlarini ishlab chiqdi. Kolloid eritmalarining geterogen tabiatini aniqlaganligi va ularni aniqlash metodlarini ishlab

chiqganligi uchun 1925 yilda Nobel mukofoti oldi. 1929 yil 23 sentyabrda vafot etgan.



Karl Bosh - Nemis kimyo-texnolog, 1874 yil 27 avgustda Keln shahrida tug'ilgan. Leypsig universitetida o'qidi. Asosiy ilmiy ishlari yuqori bosimli birikmalarni sintezlash texnologiyasini o'rganish sohasida. Yuqori bosim ostida temir katalizatori ishtirokida ammiak sintezini yo'lga qo'ydi. 1913 yilda uglerod (III) oksid va ammiakdan mochevina sintezini amalga oshirdi. 1918 yildan boshlab Germaniyada bo'yoq moddalarini ishlab chiqishni yo'lga qo'ydi. 1931 yilda shu ishlari uchun Bergius bilan birgalikda Nobel mukofotini oldi. 1940 yil 26 aprelda vafot etgan.



Irving Lengmyur - Amerika fizigi va fiz-kimyogari, 1881 yil 31 yanvarda Nyu-Yorkda tug'ilgan. Uning asosiy ishi past bosimda yuqori haroratda kimyoviy reaksiyalarning borishini hamda shunday sharoitda gazlarda termik effektini o'rganishga bag'ishlangan. 1916 yilda kondentsasion parasimob vakum nasosini yaratdi. 1932 yilda ushbu xizmatlari uchun Nobel mukofotiga sazovor bo'ldi. 1957 yil 16 avgustda vafot etgan.



Iren Jolio Kyuri - Fransuz fizigi va radiokimyogari hamda jamoat arbobi, 1897 yil 12 sentyabrda Parijda tug'ilgan Pyer Kyuri va Mariya Skladovskaya Kyurining qizi. 1920 yilda Parij universitetini tugatgan. Asosiy ilmiy ishi radioaktivlikni o'rganishga bag'ishlangan. 1934 yilda Fredrik Jolio Kyuri bilan birgalikda sun'iy radioaktivlikni kasf etdi. 1935 yilda Fredrik Jolio Kyuri bilan birgalikda yangi radioaktiv elementlarni sintezlangani uchun Nobel mukofotiga sazovor bo'ldi. 1956 yil 17 martda vafot etgan.



Robert Sanderson Mulliken - Amerika fiz-kimyogari, 1896 yil 7 iyunda Massachusets shtatida tug'ilgan. Massachusets texnologiya institutini tugangan. Ilmiy ishi asosan kvant kimyosiga bag'ishlangan. 1928-32 yillarda Lennard Djonson va Xundlar bilan birgalikda molekulyar orbital metodini yaratdi. 1932 yilda birinchi bo'lib, fanga molekulyar orbital terminini kiritdi. Bu metod yordamida molekulaning elektron tuzilishi va kimyiviy bog'lar sohasida fundamental ishlar olib bordi va shu ishlar uchun 1966 yilda Nobel mukofoti oldi. 1986 yil 31 oktyabrda vafot etgan.



Manfred Eigen - Nemis fiz-kimyogari, 1927 yil 9 mayda Boxum shahrida tug'ilgan. 1951 yilda Gyotingen universitetini tugangan. Uning ilmiy ishlari o'zi kashf etgan kimyoviy reaksiya spektrometriya metodi yordamida o'ta tez kimyiviy reaksiyalarni o'rganishga bag'ishlangan. Tez boruvchi reaksiyalarni kuchsiz elektrolitda qo'llash uchun elektrolitni dissotsiyanlash darajasini keskin oshiruvchi kuchli elektr maydonini quyish metodini taklif etgan. Ushbu xizmatlari uchun Porter va Norrishlar bilan birgalikda 1967 yilda Nobel mukofoti oldi.



Lars Onsager - Amerika fizik nazariyotchisi va fiz-kimyogari, 1903 yil 27 noyabrda Osloda tug'ilgan. 1925-28 yillarda Syurix universitetida o'qigan. Asosiy ilmiy ishi qaytmas jarayonlarning termodinamikasi, elektrolitar nazariyasi va fazolarning o'tishi nazariyasiga bag'ishlangan. 1923 yilda u Debay va Xyukkelning kuchli elektrolitlar nazariyasi faqat suyultirilgan eritmalagagina qo'llanilishi mumkinligini aniqlab berdi. Suyultirilgan eritmalarning o'tkazuvchanlik nazariyasiga bag'ishlab formula yaratdi va uni Onsager tenglamasi deb nomladi. Qaytmas jarayonlarning o'zaro nisbatlarini kashf etilganligi uchun 1968 yilda Nobel mukofoti oldi. 1976 yil 5 oktyabrda vafot etgan.



Genri Taube - Amerika kimyogari, 1915 yil 30 noyabrda Kanadada tug'ilgan. Asosiy ilmiy ishlari elektron ko'chishi bilan boradigan kimyoviy reaksiyalar mexanizmiga bag'ishlangan. 1960-70 yillarda oraliq metallarning komplekslari ishtirokida juda ko'p reaksiyalarni eritmalarda o'rgandi va kompleks sferasi ichida elektronlar ko'chish jrayonlarini aniqladi. Shu xizmatlari uchun 1983 yilda Nobel mukofotiga sazovor bo'ldi.

2§. Kimyo fanining ahamiyati

Ishlab chiqarish jarayonida kimyo muhim ahamiyatga ega. Tabiiy xom-ashyolarni kimyoviy qayta ishlash yo'li bilan qishloq xo'jaligi, sanoat va uy-ro'zg'or buyumlari ishlab chiqarish uchun kerak bo'ladigan turli-tuman moddalar - o'g'itlar, metallar, plastmassalar, buyoqlar, dorivor moddalar, sovun, soda va boshqalar olinadi.

Hozirgi vaqtda tinch maqsadlar uchun ishlatiladigan atom energetikasining asosi bo'lgan materiallar (plutoniyl, neptuniyl va boshqalar) ni ishlab chiqarish tashkil etilgan. Fan, sanoat, tibbiyot va qishloq xo'jaligi uchun xizmat qiluvchi minglab izotoplar olindi. Fan va texnikaning turli sohalarida ishlatiluvchi yaxshi xossaga ega bo'lgan materiallar-o'g'itlar, o'simliklarni kasallik va zararkunandalardan himoya qiluvchi preparatlar, qiyin suyuqlanuvchi materiallar turli plastmassalar, yarim-o'tkazgichlar, katalizator va boshqalar ishlab chiqarilmoqda.

3.§. O'zbekistonda kimyo fani va sanoatining rivojlanishi

O'zbekistonda kimyo fanining rivojlanishi 1920 yilda Toshkent Davlat universitetining (hozirgi O'zbekiston Milliy universiteti) tashkil etilishi bilan

bog'liq. O'zbekistonda kimyo fani va kimyo sanoatining rivojlanishiga universitet katta hissa qo'shdi.

Shu kunlarda O'zbekiston Fanlar akademiyasi tasarrufidagi kimyo bilan bog'liq ilmiy-tekshirish institutlarida va Respublikamiz ko'p sonli oliy o'quv yurtlarining kimyo kafedralaridagi olimlar, mutaxassislar kimyo fani va sanoatining eng muhim muammolari bilan shug'ullanmoqdalar. Respublikamizda kimyo fani rivojiga o'zining munosib hissasini qo'shgan va qo'shayotgan akademiklar O. S. Sodiqov, S. Yu. Yunusov, K. S. Ahmedov, M. N. Nabiev, X. U. Usmonov, M. Asqarov, Z. Salimov, N. A. Parpiyev, S. R. Rashidova va S. S. Negmatovlarning ilmiy maktabi ishlari xorijda ham ma'lumdir.

O'zbekiston hududida tabiiy gaz, neft, ko'mir, oltingugurt va turli metall konlari bo'lganligidan mamlakatimiz yirik kimyo sanoatiga egadir. Xom-ashyoning ko'pchiligi etakchi kimyo sanoati korxonalarini - Farg'onada sun'iy tola, Namanganda kimyo zavodi, Toshkentda lok - buyoq materiallari va plastmassalarni ishlab chiqaradigan korxonalarni vujudga keltirish imkonini yaratdi. Uy-ro'zg'or kimyosi mahsulotlarini tayyorlaydigan Toshkent sintetik yuvish vositalari zavodi, Olmaliq uy-ro'zg'or kimyosi zavodi, Jizzax plastmassa zavodi ishlab turibdi.

O'zbekiston qishloq xo'jaligining paxtachilik tarmog'i kimyo sanoati mahsulotlarini eng ko'p iste'mol qiluvchi tarmoq hisoblanadi. Mamlakatimiz qishloq xo'jaligida har yili million tonnalab mineral o'g'itlar, zaharli ximikatlar, defoliantlar va shunga o'xshash boshqa mahsulotlar keng ishlatiladi. Hozirgi vaqtda respublikamizda Chirchiq elektr kimyo kombinati, Olmaliq kimyo zavodi, Samarqand kimyo zavodi, Navoiy azotli o'g'itlar kombinati, Navoiy elektr kimyo kombinati, Farg'ona azotli o'g'itlar zavodida turli mineral o'g'itlar, o'simliklar zararkunandalariga qarshi zaharli moddalar, defoliantlar tayyorlanmoqda. Shuningdek, respublikamizda 5 ta gidroliz zavodi, tog'-metallurgiya kombinatlari, sintetik tolalar

tayyorlaydigan zavodlar, chinni, sement zavodlari va boshqa xil kimyo zavodlari faoliyat ko'rsatmoqda.

Respublikamiz hududida keng tarmoqli kimyo sanoatining jadal rivojlanishi, shunigdek qo'llanilayotgan texnologik qurilmalar mukammal emasligi ekologik jihatdan salbiy oqibatlarga olib kelmoqda. Kimyoviy va boshqa xil korxonalardan ajralib havoga, suvga yoki tuproqqa qo'shilib yuborilayotgan turli chiqindilar atrof-muhitni ifloslantirib bormoqda. Buning oldini olish tez orada kechiktirmay hal etilishi lozim bo'lgan dolzarb muammolardan hisoblanadi.

Respublikamizda atrof-muhitni muhofoza qilish yuzasidan ishlar tegishlicha olib borilmoqda. Chiqindi suvlardan metallarni ajratuvchi ionitlar ishlatilmoqda, zamonaviy qurilmalar ishga solinmoqda. Hozirgi kundagi ekologik va iqtisodiy vazifa eng mukammal chiqindisiz kimyoviy texnologiyani qo'llashdir. Korxonalardan ajralgan chiqindi ham qayta ishlanib, kerakli mahsulotga aylantirilsa, texnologiya chiqindisiz hisoblanadi. Masalan, Qo'qon moy kombinatida ilgari chiqindi hisoblangan danak, uzum va pomidor urug'laridan kosmetika, dori-darmonlar uchun qimmatli mahsulotlar olinishi, danak po'stloqlari motorlarni tozalashda ishlatilishini chiqindisiz texnologiya deb hisoblasa bo'ladi.

O'zbekistonda joylashgan barcha kimyo korxonalarini yaqin yillar ichida chiqindisiz texnologiya asosida ishlashga moslashtirish lozimdir. Bu vazifani hal qilish, ya'ni yuksak malakali kimyogarlar tabiatshunoslar, muhandislarni tayyorlash respublikamizning oliy o'quv yurtlari zimmasiga yuklanadi.

Hozirgi kecha-kunduzda respublikamizda faoliyat ko'rsatayotgan kimyoviy korxonalari quyidagilar:

1. **Chirchiq elektrkimyo kombinati** (suyuq ammiak, nitrat kislota, karbamid, kaprolaktam, vodorod, karbonat angidrid, kaliy va natriy metallari ishlab chiqariladi).

2. **Olmalik «Ammofos» ishlab chiqarish birlashmasi** (ammofos, monoammoniy fosfat-universal fosfor-azotli o'g'itlar ishlab chiqariladi).
3. **Samarqand kimyo zavodi** (ammofos, superfosfat va fosfor azotli o'g'itlar ishlab chiqariladi).
4. **Qo'qon superfosfat zavodi** (ammoniyashtirilgan superfosfat o'g'iti ishlab chiqariladi.)
5. **Navoiy azot ishlab chiqarish birlashmasi** (selitra va akrilonitril tolasi ishlab chiqariladi).
6. **Farg'ona kimyoviy tolalar kombinati** (asetat tola ishlab chiqariladi).
7. **Sho'rtan neft-kimyo sanoat birlashmasi** (polietilen ishlab chiqariladi).
8. **Farg'ona furan kimyoviy birikmalar zavodi** (furan smolasi va toza paxta tsellyulozasi ishlab chiqariladi).
9. Neftni qayta ishlash korxonalarida: a) **Farg'ona**
b) **Buxoro**
v) **Oltiariq**
g) **Muborak**
d) **G'uzor neft-kimyo kompleksi**

ishlab turibdi. Ularda turli xil neft mahsulotlari ishlab chiqarilmoqda. Shuningdek Qaraqalpog'istonda **Kaustik soda** ishlab chiqarish korxonasi ishlab turibdi.



Savollar

1. Kimyo fanining rivojlanish bosqichlarini tushuntiring?
2. Kimyoviy jarayon nima?
3. Kimyo fani nimani o'rganadi?
4. Kimyo faniga asos solgan olimlar kimlar?

5. O'zbekistonda kimyoning taraqqiy etishi nechta davrni o'z ichiga oladi?

I B O B

1.1§. Atom tuzilishi.

Atomning elektroneytral sistemasi. Modomiki, atomda elektronlar bor ekan, ularni neytrallab turadigan musbat zaryadli qismi ham bo'lishi kerak. Darhaqiqat, ingliz olimi Rezerford atomning musbat qismi borligini 1911 yilda kashf etdi va uni atom yadrosi deb atadi.

Rezerfordning shogirdi Chadvik mis, oltin plastinkalar (masalan qalinligi taxminan 0,0005 mm bo'lgan oltin zar) sirtiga α -zarrachalar yog'dirib, ularning metallardan o'tish yo'llarini tekshirdi. Ajoyib natija kuzatildi. Yog'dirilgan α -zarrachalardan ko'pchilik qismi o'zining dastlabki yo'lidan ma'lum burchakka og'adi, lekin ba'zi zarrachalargina (yuz mingdan bittasi) dastlabki yo'lning qarama-qarshi tomoniga qaytdi. Bu hodisa α -zarrachalarning yoyilishi deb ataladi. α -zarrachalardan ba'zilari o'z harakat yo'nalishini bunday keskin o'zgarishiga sabab shuki, ular atom ichida uning musbat zaryadi va α -zarrachaga qaraganda katta massali tarkibiy qismi bilan to'qnashadi, musbat zaryadli yadroning elektr maydoni α -zarracha harakatiga qarshilik ko'rsatishi natijasida, zarracha o'z yo'nalishini ma'lum burchakka o'zgartiradi yoki tamomila orqaga qaytadi. α -zarrachaning elektron bilan to'qnashishi uning dastlabki yo'lini sezilarli darajada o'zgartira olmaydi, chunki elektron massasi α -zarracha massasiga qaraganda qariyb 7360 marta kichikdir. Rezerford bu tajriba natijalariga asoslanib, atom tuzilishining *nuklear nazariyasini* yaratdi. Bu nazariyaga muvofiq, har qanday element atomi markazida juda kichik o'rinni egallovchi yadro joylashadi, uning atrofida elektronlar xuddi planetalar quyosh atrofida harakat qilgani kabi, o'z orbitallari bo'ylab aylanib turadi. Atomning qariyb hamma massasi yadroda bo'lib, u musbat zaryadga ega. Yadro

materialining solishtirma massasi nihoyatda katta, chunki yadroning hajmi juda kichikdir. Atomning diametri $10^{-13} - 10^{-12}$ sm ni tashkil qiladi. Agar yadro massalarni bir joyga zich yig'ish mumkin bo'lsa edi, 1 sm^3 ga g'uj yig'ishdan atom yadrolarning massasi 116 million tonna kelar edi.

Atom elektroneytral bo'lib, yadro atrofida elektronlarning umumiy soni yadroning musbat zaryadiga tengdir. Keyinchalik olib boriladigan tadqiqotlar atom yadrosining musbat zaryadi o'sha elementning D.I.Mendeleev davriy sistemasidagi tartib nomeriga teng ekanligi isbot qilindi.

1920 yilda Chadvik α – zarrachalarning metall plastinkalardan o'tishini tekshirib, mis atomining yadro zaryadi 29,3 ga, kumush atomining yadro zaryadi 46,3 ga teng ekanligini topdi.

Demak, atom yadrosining zaryadi elementning Mendeleev davriy sistemasidagi tartib nomeriga teng.

Rezorford nazariyasiga muvofiq, elektronlar yadro atrofida doimiy aylanib turadi. Musbat yadro bilan elektronlar orasida tortilish kuchi elektronlarning markazidan qochish kuchi bilan muvozanatda bo'ladi: $mv^2/r = e^2/r^2$ bu erda m – elektron massasi, v – tezlik, e – zaryadi, r – yadro bilan elektron orasidagi masofa.

Rezerford nazariyasi yordami bilan elementlarning ko'pgina fizik va kimyoviy xossalarini izohlab berish mumkin bo'ldi, lekin bu nazariyada ba'zi kamchiliklar mavjud, ya'ni klassik elektrodinamikaga muvofiq elektr zaryadiga ega bo'lgan biror jism harakat qilsa, u o'zidan elektromagnit nurlar chiqarishi lozim va buning natijasida uning energiyasi kamayishi kerak. Bundan tashqari, agar Rezerford nazariyasi qoniqarli nazariya bo'lganida edi, elementlarning atom spektrlari yoppa spektrlar bo'lishi kerak edi. Vaholanki, barcha elementlarning spektrlari ayrim-ayrim chiziqlardan iborat.

Fanda uzoq vaqt atom bo'linmas, degan fikr hukm surib keldi. Element atomini har qanday sharoitda ham qandaydir boshqa element atomiga aylantirib bo'lmaydi, deb hisoblanar edi. Biroq XIX asr oxiriga kelib atomlar murakkab

tarkibga ega ekanligi va atomlar o'zaro bir-biriga aylana olishini tasdiqlovchi bir qator faktlar aniqlanadi. Bu faktlardan biri ingliz fizigi J.Tomson tomonidan 1897 yilda elektronning kashf etilishidir.

Elektron elementar zarracha bo'lib, tabiatda mavjud bo'lgan eng kichik manfiy elektr zaryadi ($1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Kl}$) ga ega. Elektronning massasi $9,1095 \cdot 10^{-28} \text{ g}$ 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. Atomlar murakkab tuzilishiga ega bo'lib, yanada mayda struktura birliklaridan tashkil topgan. Atomning murakkab tuzilishini aniqlashda radioaktivlikning ochilishi muhim qadam bo'ldi.

Elementlarning rentgen spektrlari va G.Mozli qonuni. Rentgen nurlari nihoyat tez harakat qilayotgan elektronlarning biror qattiq jismga urilishi natijasida hosil bo'ladi. Rentgen nurlarining spektrini hosil qilish uchun sinaladigan metallardan antikatod yasaladi yoki platinadan yasalgan antikatodga sinaladigan elementning biror birikmasi joylanadi, so'ngra hosil bo'lgan nur kristalldan o'tkazilsa, rentgen tarkibiy qismlarga ajraladi. Spektr chiziqlarni kuzatish vosita sifatida fotoplastinka ishlatiladi, plastinka ochiltirilgandan keyin unda spektr chiziqlari tushgan rasm ravshan ko'rinadi. Har qanday elementning rentgen spektri bir-biriga yaqin joylashgan bir necha guruhidan yoki chiziqlarining bir necha guruhidan, ya'ni seriyalardan iborat, ularga K-seriya, L-seriya, M-seriya nomlari berilgan. Chiziqlarning joylanishi har xil elementlarda mutlaqo o'xshash bo'ladi. Lekin turli elementlarning rentgen nurlari faqat to'liq uzunligi bilan farq qiladi.

1914 yilda ingliz olimi G.Mozli 38 ta elementning rentgen spektrini tekshirdi, jumladan, kalsiydan ($Z = 20$) ruxgacha ($Z = 30$) bo'lgan 11 ta elementning rentgen spektrlarini sistemali ravishda tekshirib, bu elementlardan

har birining rentgen spektridagi K-seriyasi bir-biriga yaqin joylashgan ikkita chiziq – $K\alpha$ va $K\beta$ dan iborat ekanligini kuzatadi. U hosil bo'lgan rentgen spektrlarining tartibida yuqoridan pastga qaratib joylashtirdi. 1-rasmda Ti dan Zn gacha bo'lgan elementlar uchun K-seriyadagi $K\alpha$ va $K\beta$ chiziqlarining joylanishi ko'rsatilgan.

1-rasm

Z	Element	B	L
22	Ti		
23	V		
24	Cr		
25	Mn		
26	Fe		
27	Co		
28	Ni		
29	Cu		
30	Zn		

Rasmda ko'rinib turibdiki, bir elementdan ikkinchi elementga o'tishda elementlarning tartib raqami ortib borganida $K\alpha$ va $K\beta$ chiziqlari chap tomonga qarab, ya'ni to'lqin uzunlikning kamayish tomoniga qarab siljiydi. Siljish kattaligi Ni dan V ga o'tganda qancha bo'lsa, Vdan Cr ga o'tganda xuddi shuncha bo'ladi, demak, elementning tartib raqami qancha ortsa, siljish ham shuncha ortiq bo'ladi. Bu tekshirishlarga asoslanib Mozli quyidagi qonunni ta'rifladi: *elementlarning rentgen spektrlaridagi xarakterli chiziqlarga to'g'ri keladigan tebranishning kvadrat ildizidan olingan qiymat elementning D.I.Mendeleev sistemasidagi tartib raqamiga bog'liq bo'ladi.*

Mozli qonuni elementlarning atom tuzilishini o'rganishda, yangi elementlarni kashf etishda katta ahamiyatga ega bo'ldi. Bu qonun elementlarining D.I.Mendeleev davriy sistemasidagi tartib raqamida ma'lum

fizik ma'no borligini aniq ko'rsatdi. O'sha vaqtda vodorodning tartib raqami $Z=1$, geliyniki $Z=2$ deb qabul qilinganida, bariygacha ($Z=56$) bo'lgan barcha elementlarning tartib raqamini aniqlash hech qanday qiyinchilik tug'dirmaydi, lekin bariydan keyin keladigan elementlarning tartib raqamini aniqlash oson bo'lmadi, chunki o'sha vaqtda lantanoidlar guruhida necha element borligi noma'lum edi. Kimyogarlar tantalning xarakteristik rentgen spektrini tekshirdilar. Spektrning $K\alpha$ chizig'i uchun a qiymati topildi: uni Mozli formulasiga qo'yib, tantalning tartib nomeri $Z=73$ ekanligi aniqlandi. Shunga asoslanib, bariy ($Z=56$) bilan tantal ($Z=73$) orasida 16 ta element borligi mavjud elementlar soni 14 ta edi. Tartib raqami $Z=61$ va $Z=72$ bo'lgan elementlar noma'lum edi. Mozli qonuni $Z=72$ elementning sirkoniyga o'xshash ekanligini ko'rsatgani uchun, u element 1924 yilda Xeveshi tomonidan sirkoniy minerallarida kashf etildi va unga gafniy nomi berildi. Rentgen spektrlarini tekshirish asosida reniy ($Z=75$), texnisiy ($Z=43$) elementlari kashf etildi. Tartib raqami $Z=61$ bo'lgan elementning tabiatda uchramasligi aniqlandi.

Atom spektrlari. Rezerfordning atom modeli ham ba'zi kamchiliklardan xoli emas. Birinchidan, 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 uzliksiz elektromagnit energiyasini tarqatib, spiral bo'yicha harakat qilib yadroga yaqinlashib boradi. 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 keladi,

qizdirilgan qattiq va suyuq jismlar tomondan tarqatilgan yorug'likni shisha yoki kvars 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' nurlanish 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 aniqlik spektr berishidan foydalanib, moddalarning tarkibini sifat miqdor tomonidan aniqlash mumkin. Moddalarni bunday aniqlash usuliga **spektral tahlil** deyiladi.

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

Yorug'likning kvant nazariyasi. 1900 yilda nemis olimi M.Plank o'zining kvant nazariyasini yaratdi. Bu nazariyaga muvofiq atom va molekulalar nurni kichik porsiyalar holida yutadi va chiqaradi. Nurning eng kichik yutilish porsiyasi kvant deb ataladi va u Plank tenglamasi bilan ifodalanadi:

$$E = h \cdot \nu$$

E- yutilgan yoki chiqarilgan nur energiyasi:

h- Plank doimiyligi, universal konstanta bo'lib, uning son qiymati $6,626 \cdot 10^{-34}$ j·s ga teng.

1905 yilda Eynshteyn fotoelektrik effekt hodisasini tahlil qilishi natijasida nur energiyasini porsiya bilan yutilish va chiqarilishini aniqladi va energiyasini

kvantlardan iborat bo'lishi kerak, degan fikrga keldi. Nur energiyasining eng kichik porsiyasi foton deb ataladi.

Yorug'likning kvant nazariyasiga muvofiq foton 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.

Bor nazariyasi. N.Bor o'z nazariyasini yaratishda atomning yadro modeliga asoslandi. U o'z nazariyasi asoslarini postulatlar holida ta'rifladi:

1) Elektron yadro atrofida xoxlagan orbitada emas, balki faqat kvantlangan, ya'ni ma'lum energiya darajasiga muvofiq keladigan orbitalar bo'ylab aylanadi. Bu orbitalar barqaror (stasionar) yoki **kvant orbita** deb ataladi.

2) Elektron barqaror orbitalar bo'ylab aylanganda elektromagnit energiya tarqatmaydi.

3) Elektron bir barqaror orbitadan boshqa orbitaga sakrab o'tganda nurlanish jarayoni sodir bo'ladi. Bunda bir kvant energiya chiqariladi yoki yutiladi. Bu energiyaning miqdori atomning dastlabki va oxirgi holatlari energiyalari orasidagi ayirmaga tengdir. 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. 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_1 bilan, elektronning yadroga yaqin orbitada joylashgan holatidagi, ya'ni atomning oxirgi holatdagi energiyasini E_2 bilan belgilasak, unda elektronning sakrab o'tishi vaqtida tarqaladigan kvant energiyasi quyidagicha bo'ladi:

$$E = E_1 - E_2$$

Plank tenglamasidagi E miqdorini bu tenglamaga qo'ysak:

$$h\nu = E_1 - E_2$$

hosil bo'ladi. Bunda

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

ga teng bo'ladi. Bu tenglama atomidan tarqatiladigan yoki yutiladigan nurlanishning chastotasi (yoki to'lqin 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 xoli 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 nazariya spektrlarda kuzatiladigan juda ko'p hodisalarni to'g'ri tushuntirib berdi. Keyinchalik esa Bor-Zommerfeld nazariyasi to'liqin-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

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

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'liqin ham korpuskulyar xossalarga egaligi asosida keltirib chiqarilganligini yana bir karra ta'kidlab o'tish lozim.

1924 yilda Lui de Broyl korpuskulyar-to'liqin dualizmi faqat fotonlarga xos bo'lmasdan, boshqa zarrachalarga, jumladan, elektronlarga ham xos degan fikrni bildiradi. Shu sababli oxirgi tenglama (bu tenglamani 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:

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

Lui de-Broylning elektronda to'liq 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. Tartakovskiylar birlariga bog'liq bo'lmagan holda o'tkazilgan eksperimentlarda elektronlar oqimining difraksion panjaralar (metall kristallari foydanilgan) bilan o'zaro ta'siri natijasida xuddi rentgen nurlarning kristall panjaralar bilan ta'sirlashuvida kuzatilganidek difraksion hodisa kuzatildi, bu tajribalarda elektron to'liq xossasini namoyon qildi, to'liq uzunligi de Broyl tenglamasi bo'yicha hisoblangan miqdorga aynan teng bo'lib chiqdi.

Shunday qilib, elektronlarga fotonlardagi kabi, korpuskulyar to'liq dualizm xosdir. Shu sababli elektron harakatini aniq traektoriya bilan xarakterlash mumkin emas. Elektron atom hajmining har qaysi joyida bo'lishi mumkin, lekin elektronning yadro atrofidagi fazoning hamma joyida bo'lish ehtimoli birdek emas, normal holatdagi vodorod atomida elektronni yadrodan taxminan 0,53 A 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).

Atom yadrosining tuzilishi. Hozirgi zamon tasavvurlariga ko'ra, atom yadrosi proton va neytronlardan iborat. Bu zarrachalar umumiy nom bilan nuklonlar (lotincha nuclus-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. Neytron ham elementlar zarracha bo'lib, uning elektr zaryadi yo'q, massasi 1,00867 u.b.ga teng. Protonni p bilan, neytronni n bilan ifodalash qabul qilingan. Atom yadrosidagi proton va neytronlar soni yig'indisi atom (yadro) ning massa soni deb yuritiladi. Atomning massa soni taxminan elementning atom massasini ifodalaydi. Quyidagi qatorda atomlar tarkibidagi nuklonlar soni keltirilgan bo'lib, izotoplarning ham farqli tomonlari yaqqol namayon bo'lib ko'rinib turibdi.

H	1 proton	=1 nuklon
D	1 proton+ 1 neytron	=1 nuklon
T	1 proton + 2 neytron	=1 nuklon
He	2 proton + 2 neytron	= 4 nuklon
Li	3 proton + 4 neytron	= 7 nuklon
Be	4 proton + 5 neytron	= 9 nuklon
B	5 proton + 6 neytron	= 11 nuklon
C	6 proton +6 neytron	= 12 nuklon
N	7 proton + 7 neytron	= 14 nuklon
O	8 proton + 8 neytron	= 16 nuklon
F	9 proton +10 neytron	= 19 nuklon
Ne	10 proton + 10 neytron	= 20 nuklon

Yadro o'zining o'lchami jihatdan 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 raqamiga teng; binobarin neytronlar soni atomning massa sonidan elementning tartib raqamining ayirmasiga tengdir.

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). Yadrodagı 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 itarish kuchidan yuqori bo'ladi va yadrolarning barqarorligini ta'minlaydi.

Atom yadrosining massasi taxminan yadroni hosil qiluvchi proton va neytronlar 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 yuqoridagi qiymatdan 0,03 u.b. ga kamdir. Demak, yadro massasi uni tashkil etuvchi hamma zarrachalarning massasi yig'indisidan kichik bo'lib chiqadi. Bu hodisa massa defekti deb nom olgan.

Geliy atomi yadrosining hosil bo'lishidagi massa defekti 0,03 u.b. ni tashkil etadi, 1 mol geliy atomlari hosil bo'lishidagi massa defekti $0,03 \text{ g} = 3 \times 10^{-5} \text{ kg}$ ni tashkil etadi.

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.

Yadroning proton va neytronlardan hosil bo'lishida ajralib chiqadigan energiya qiymati yadroning bog'lanish energiyasi deb ataladi va yadroning barqarorligini xarakterlaydi, ya'ni ajralib chiqadigan energiya miqdori qancha ko'p bo'lsa, yadro shunchalik barqaror bo'ladi.

Izotoplar. 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.

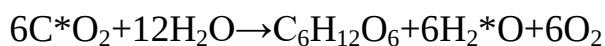
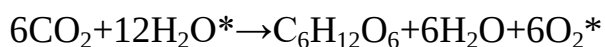
Bir xil yadro zaryadiga ega bo'lgan, lekin har xil sondagi neytronlarni tutuvchi atomlar izotoplar (grekcha «izos»-bir xil «topos»-joy) deb ataladi. Masalan, tabiiy xlor massa sonlari 35 va 37 ga teng bo'lgan izotoplardan iborat, magniyning massa sonlari 24; 25 va 26 ga teng bo'lgan tabiiy izotoplari 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 quyidagicha ta'rif berildi: **yadrolarning zaryadlari bir xil bo'lgan atomlar turi kimyoviy elementdir.**

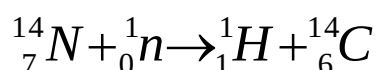
Kimyoviy va biologik jarayonlarning mexanizmini o'rganishda izotop indikatorlari yoki «*nishonli atom*» lar keng qo'llaniladi. Buning uchun ma'lum miqdordagi izotop o'simlik yoki hayvon organizmiga yuboriladi va uning yurish yo'li tekshirib boriladi.

Masalan, kislorodning og'ir izotopi ^{18}O ni qo'llash bilan o'simliklar tomonidan karbonat angidridning o'zlashtirilishi tekshiriladi. Natijada o'zlashtirishning quyidagi sxema bo'yicha borishi aniqlanadi (izotop ^{18}O yulduzchalar bilan ko'rsatilgan):



Shunday qilib o'simliklar tomonidan atmosferaga chiqariladigan kislorod karbonat angidrididan emas, balki suvdan olinishi aniqlandi. «Nishonli atomlar» o'simliklar ildizining tuproqda o'sishini kuzatishga, o'simliklar tomonidan o'g'itlarning o'zlashtirilishini o'rganishga, hayvonlarning egan ovqatini o'zlashtirish jarayonini aniqlash imkon beradi. Kosmanavtikada ^{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, biologiya va qishloq xo'jaligi sohalarida keng miqyosda tekshirishlar olib borishda ishlatiladi ^{14}C izotopning yarim emirilish 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 birikib, $^{14}_6\text{CO}_2$ ni hosil qiladi. Hosil bo'lgan karbonat angidrid 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 yordami bilan topiladigan qazilma organik qoldiqlarning radioaktivligini o'lchash asosida ularning «yoshini» aniqlaydilar.

Radioaktivlik hodisasi. Ba'zi bir elementlar moddalar orqali o'tib ketadigan, havoni ionlashtiradigan, fotografiya plastinkalarini qoraytiruvchi nurlar tarqatadi. Bu jarayonga radioaktivlik hodisasi deyiladi. Birinchi marta 1896 yilda fransuz fizigi A. Bekkerel uran va uran birikmalarining ko'zga

ko'rinmas nurlar chiqarishini va bu nurlar odatdagi nurlarni o'tkazmaydigan qora qog'ozlardan o'tib, fotoplastinkalarga ta'sir etishini topdi. Undan keyin Mariya Kyuri Skladovskaya toriy birikmalari ham radioaktivlik xossasiga ega ekanligini aniqladi. 1898 yilda u o'z turmush o'rtog'i, fransuz fizigi Per Kyuri bilan birgalikda uran rudalari tarkibida 2 ta yangi radioaktiv elementlar borligini aniqladi. Bu elementlardan biriga Mariyaning taklifiga muvofiq poloniy (lotincha Polonia-Polsha,) ikkinchisiga radiy (lotincha radius-nur) deb nom berildi. Yangi elementlar uran va toriyga nisbatan kuchli radioaktiv moddalardir.

Tekshirishlar natijasida bu nurlarning bir xil emasligi aniqlandi. Magnit va elektr maydoni ta'sirida bu nurlar uch qismga bo'linadi, bir qismi o'zining yo'nalishini o'zgartirmaydi, qolgan ikki qismi esa qarama-qarshi tomonga og'adi. Magnit va elektr maydonida o'z yo'nalishini o'zgartirmaydigan hech qanday elektr zaryadiga ega bo'lmagan nurlarga γ nurlar deb nom berildi. Bu nurlar elektromagnit nurlanish bo'lib, rentgen nurlariga o'xshash va yuqori darajada o'tuvchanlik xossasiga ega. Nurlarning magnit maydoni ta'sirida og'gan ikki qismi zaryadlangan zarrachalardan iboratdir. Bu ikki nurning biri

Ba'zi elementlarningn izotoplari elektr maydonida manfiy qutb tomonga, ikkinchisi musbat qutb tomonga buriladi. Manfiy qutbga burilgani α - nurlar deb ataladi.

Musbat qutbga tomon burilgani esa β -nurlar deb ataladi. α -nurlar musbat

Element	Izotoplar soni	Izotoplarning atom ogirligi ¹
H	3	1,2,3
He	2	4,3
Li	2	7,6
C	2	12,13
N	2	14,15
O	3	16,18,17
F	1	19
Mg	3	24,26,25
Cl	2	35,37
Ar	3	40,36,38
K	3	39,41,40
Ca	6	40,44,42,48,43,46,63,65
Fe	4	63,65
Cu	2	120,118,116,119,117
Sn	10	124,122,112,114,115
Ba	7	138,137,136,135,134,130,132
Hg	7	202,200,199,201,198,204,196
Pb	4	208,206,207,204
U	3	238,235,234

zaryadli zarrachalar bo'lib, ularning zaryadi elektronning zaryadidan ikki marta ortiq, ya'ni 2 ta musbat zaryadlidir, shuning uchun ular elektr maydonida manfiy qutbga tomon buriladi. Bu zaryadning massasi 4 uglerod birlikka teng. Tekshirishlar α -nurlar elektronlarni yo'qotgan geliy atomlari ekanligini ko'rsatadi. Ularning ionlanish hususiyati kuchlidir. α -nurlar turli elementlarning atomlaridan elektronlarni urib chiqaradi, ya'ni u atomlarni ionlashtiradi va har

bir α -zarracha o'ziga 2 tadan elektron biriktirib neytral geliy atomlarini, hosil qiladi.

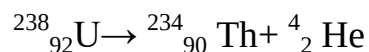
β - nurlar elektronlardan iboratdir, shuning uchun ular magnit maydonida musbat qutbga tomon buriladi. β - nurlarning moddalardan o'tish xususiyati α -zarrachalarnikidan yuqori, ammo energiyasi ularnikidan kam.

Radioaktivlik nurlanish jarayoni o'z-o'zicha uzluksiz ravishda boradi. Bu jarayon natijasida radioaktiv elementlarning atomlari hamisha yemirilib, boshqa elementlarga aylanib turadi. Radioaktiv yemirilish jarayoni ham atomning murakkab tuzilganligidan dalolat beradi.

Fayans va Soddi qonuni. 1913 yilda K.Fayans va F.Soddi radioaktiv yemirilish jarayonida siljish qoidasi yoki radioaktiv siljish qonunini ta'rifladilar: Agar yadro tarkibidan har bir α -zarracha chiqib ketganida hosil bo'lgan yangi elementlarning tartib raqami ikkitaga, massasi esa to'rt birlikka qadar kamaysa, har bir β -zarracha sochilganda esa yangi hosil bo'lgan element tartib raqami bittasiga ortadi, massasi esa o'zgarmay qoladi.

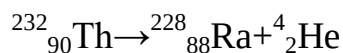
Bu qonun radioaktiv yemirilish jarayonida hosil bo'ladigan mahsulotlarni to'g'ri aniqlashdagi eng muhim qoidadir.

Barqarorligi kam bo'lgan yadrolar o'z-o'zidan yemirilib yangi elementlar yadrolarini hosil qiladi. Birinchi marta 1895 yilda A.Bekkerel kuzatgan radiatsion hodisa uran yadrosining yemirilishiga tegishli edi:



Yadrolar parchalanishi natijasida bir necha xil jarayonlar sodir bo'ladi, ularni qisqacha ko'rib chiqamiz.

α - yemirilish og'ir (massa soni 200 dan ortiq bo'lgan) elementlarda kuzatiladi, masalan:

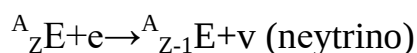


Bu jarayonda elementning tartib raqami 2 ga, massa soni esa 4 birlikka kamayadi.

$^0\beta$ -yemirilish jarayonida yadrodagi neytronlarning biri proton va elektronga aylanadi, katta energiyali elektron yadrodan otilib chiqadi. Yemirilish natijasida hosil bo'lgan element tartib raqami boshlang'ich elementnikiga nisbatan bitta ortadi, massa soni o'zgarmaydi. Yangi hosil bo'lgan yadro dastlabki yadroning izobariga aylanadi. Odatda, α -yemirilish ketidan β -yemirilish ham yuzaga kelishi kuzatiladi, natijada N/Z nisbati turg'un qiymatga yaqinlashadi.

$^0\beta$ -yemirilish natijasida yadrodagi proton, neytronga aylanadi, yadrodan pozitron chiqib ketadi, yadro massa soni o'zgarmaydi, lekin yangi element yadro zaryadi dastlabki elementnikidan bitta kichik bo'ladi.

K – orbitaldagi elektronning yadroga («qamralishi») yadrodagi protonning biri yadroga eng yaqin bo'lgan orbitaldan (K-qavat) elektronni biriktirib olishi va neytronga aylanishiga olib keladi. Natijada yadro zaryadi birga kamayadi. K-qamralish va $^0\beta$ -yemirilishda yadro zaryadi birga kamayadi, lekin massa soni o'zgarmaydi, yadro ayni elementning izobariga aylanadi:



γ -nurlanish odatda yadro o'zidan ikki xil energiyaga ega bo'lgan α -zarracha sochganda sodir bo'ladi. Masalan, $^{238}_{92}\text{U}$ yadrosi toriy yadrosiga aylanganda energiyalari 4,195 va 4,147 MeV bo'lgan α -zarrachalar hosil bo'ladi. Bunday holatdagi zarrachalarning energiyalarining farqi 0,048 MeV ν -nur ko'rinishida yadrodan chiqib ketadi, uning energiyasi elektromagnit to'lqinlarining eng yuqori energiyali qismi-rentgen yoki boshqacha aytganda ν -nurlar sohasiga mos keladi.

Biror elementdan boshqa bir element hosil qilish uchun yadro zaryadini (ya'ni yadrodagi protonlar sonini) o'zgartirish zarur. Yadroning zaryadi o'zgarganidan keyin atomdagi elektronlar soni ham o'zgaradi.

Elementar zarrachalar

Nomi	Zaryad ning ishorasi	Belgisi	Elektro n massad agi massasi	Kashf etilgan yili va kim kashf etganligi	Eslatma
ν	0	ν	0	1905 A.Eynshteyn	Yorug'lik zarrachasi, yorug'lik kvanti
Neytrino-	0	ν	0,001	1931 V. Pauli	
Antiney- trino	0	$\bar{\nu}$	0,001	1933 E.Fermi	
Elektron	-1	e^-	1	1897 Dj. Tomson	
Proton	+1	e^+	1	1932 K. Anderson	Musbat elektron
μ -mezonlar	+1	μ^+	210	1936	Musbat yoki manfiy zaryadlangan beqaror elementar zarrachalar dastlab kosmik nurlarda topilgan, so'ng'ra laboratoriya sharoitida olingan
π -mezonlar	-1	μ^-	210	K. Anderson	
	+1	π^+	275	1946-1947,	
	-1	π^-	275	A.Alixonov	
	0	π^0	300	va A.	
K-mezonlar	+1	K^+	966,5	Alixanyan	Vodorodning eng engil izotopining atom yadrosi
Nuklonlar:	-1	K^-	966,5	1947	
Proton	+1	$R, {}^1_1N$	1836	S. Pouell 1951-1952, A.Alixanyan	
Neytron	0	N, n	1836	1920 E.Rezerford	
Antinuklon- lar:				1932, Dj.CHedvik	
Antiproton	-1	R	1836	1955-1956 E. Segre va boshkalar	
	0	N	1836	1947	
Antineytron giperonlar	0	λ	2189	G.Rochester	

Yadroni tashkil etgan zarrachalarning bir-biri bilan bog'lanish energiyasi nihoyatda katta bo'lganligi uchun yadro tarkibini o'zgartirish nihoyatda qiyin.

Lekin bu ishni qilishda insonga tabiiy radioaktivlik yordam ko'rsatdi, chunki u kimyoviy elementlarning bir-biriga aylanish hodisasi uchun yaqqol misol bo'ldi.

Tabiatda uchraydigan barcha radioaktiv yemirilishlarni uch qatorga bo'lish mumkin:

1.Toriy qatori. Bu qator ($^{232}_{80}\text{Th}$) dan boshlanib, qo'rg'oshin izotopi $^{208}_{82}\text{Pb}$ bilan tugaydi.

2.Uran qatori. Bu qator uran ($^{238}_{92}\text{U}$) dan boshlanib, qo'rg'oshin izotopi $^{206}_{82}\text{Pb}$ bilan tugaydi.

3.Aktiniy qatori. Bu qator aktinouran ($^{235}_{92}\text{AcU}$) dan boshlanib, qo'rg'oshin izotopi $^{207}_{82}\text{Pb}$ bilan tugaydi.

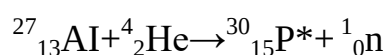
Transuran elementlarni tekshirish shuni ko'rsatadiki, bu uchta tabiiy radioaktiv qatorlari boshlovchi uchala elementning (ya'ni ^{232}Th ^{238}U va $^{235}_{92}\text{AcU}$ lar) o'zi ham transuran elementlarning yemirilish mahsulotidir.

Toriy, uran va aktiniylar qo'rg'oshin izotoplariga aylanishida α va β – nurlar chiqishi bilan sodir bo'ladigan bir qancha o'zgarishlar ro'y beradi. Bu o'zgarishlar vaqtida α -nur chiqqanida elementning massa soni to'rt marta kamayadi. Toriy qatorda uchraydigan elementlar izotoplarining massa sonlari $A=4g$ bilan ifodalanadi (bu yerda g -ayni izotop massa sonini 4 ga bo'lgandan kelib chiqadigan butun son, uning kattaligi 51 dan 59 gacha bo'ladi), uran qatorida uchraydigan elementlar izotoplarining massa sonlari $A=4g+2$ bilan aktiniy qatorida uchraydigan izotoplarining massa sonlari $A=4g+3$ bilan ifodalanadi. Lekin tabiatda uchraydigan radioaktiv elementlar ichida massa sonlari $A=4g+1$ bilan ifodalanadigan birona ham izotop topilmadi.

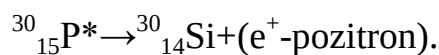
Shuningdek, yuqorida aytib o'tilgan uchta tabiiy radioaktiv qatorda $z=85$ va $z=87$ elementlarning izotoplarini uchratish ham uzoq vaqt mumkin bo'lmadi. $Z=43$ va $z=61$ elementlar ham uchramaydi. Bu elementlar bir necha marta «ochilib», bir necha marta «yopildi».

Fransiyaning atoqli olimlari Iren va Frederik Jolio Kyurilar 1943 yilda juda ajoyib kashfiyot yaratdilar. Ularni Nobel mukofoti bilan bahramand qilgan

bu kashfiyot pozitronlarning ajralib chiqishini ko'rsatuvchi sun'iy radioaktivlik hodisasi edi. Uning mohiyati quyidagidan iborat: alyuminiy, magniy yoki borgan α -nurlar yog'dirilganida pozitronlarning ajralib chiqishi α -nurlar manbai olib ketilganida ham birdan to'xtab qolmaydi, balki ularning ajralib chiqish intensivligi tabiiy radioaktiv elementlarning yemirilishi qonuniga muvofiq ravishda kamayib boradi. Uni quyidagicha izohlanadi: avval alyuminiyga α -nurlar ta'sir etib, radioaktiv fosforni hosil qiladi:



va neytronlar ajralib chiqadi, so'ngra hosil bo'lgan beqaror radioaktiv fosfor pozitron chiqarish bilan yemirilib silitsiyning barqaror izotopiga aylanadi:



Endilikda bunday reaksiyalarning soni mingdan ortadi.

Tabiiy va sun'iy radioaktivlik. Yadro reaksiyalari. Elementlar zarrachalar yoki yadrolarni tarqatish jarayoni natijasida bir elementning beqaror izotopining boshqa element izotopiga o'z-o'zidan aylanishiga *radioaktivlik* deb aytiladi. Elementlar tabiiy izotoplarining radioaktivligi *tabiiy radioaktivlik* deyiladi.

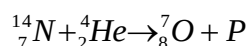
Radioaktiv yemirilish jarayoni turli izotoplarda har xil tezlik bilan boradi. Radioaktiv element yemirilganda uning miqdori kamayib, u yangi elementga aylanadi.

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

Radioaktiv 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.

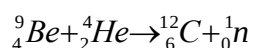
Yadrolarning elementar zarrachalar (neytronlar protonlar) yoki boshqa yadrolar (masalan α -zarrachalar yoki deytronlar ${}^2_1\text{H}$) bilan o'zaro ta'sirlashuvi **yadro reaksiyalari** deyiladi.

Birinchi sun'iy yadro reaksiyasi 1919 yilda Rezerford tomonidan amalga oshirilgan edi. Azot atomlariga α -zarrachalar oqimini ta'sir ettirib, kislorod izotopi ${}^{17}_8\text{O}$ ni hosil qilgan edi.

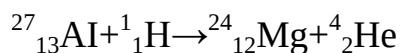


Bu jarayonda α -zarracha azot yadrosidan protonni chiqarib yuborish bilan chegaralanmaydi, balki o'zi protoni chiqib ketgan yadro tarkibiga joylashadi.

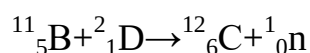
Berilliy atomlariga α -zarrachalar yog'dirilganida uglerod atomlari va neytronlar paydo bo'ladi:



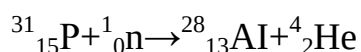
Yadro reaksiyalarini amalga oshirish uchun α -zarrachalardan tashqari protonlar, neytronlar, deytriy yadrolari (deytronlar) va ko'p zaryadli ionlar oqimidan ham foydalanish mumkin. Ularning yordami bilan amalga oshirilgan yadro reaksiyalari natijasida tabiatda uchramaydigan yangi elementlar hosil qilish mumkin bo'ldi: masalan, alyuminiyni tez harakat qiluvchi protonlar bilan bombardimon qilinsa, magniy va geliy hosil bo'ladi:



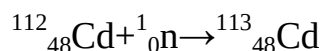
Bor atomlari deytronlar bilan bombardimon qilinganda uglerod va neytronlar vujudga keladi:



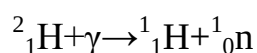
Yadro reaksiyalarini amalga oshirishda neytronlar bilan bombardimon qilish alohida ahamiyatga ega. Chunki neytron elektr neytral zarracha bo'lgani uchun atomlarning yadrolariga juda yaqin yetib borishi qulaydir. *Tez harakat qiluvchi neytronlar* bilan bombardimon qilish orqali yuzaga chiqadigan yadro reaksiyalari natijasida ko'pincha α -zarrachalar hosil bo'ladi. Masalan:



Sust harakat qiluvchi (issiq) neytronlar qo'llanilganda, bombardimon qiluvchi element yadrosi neytronni qamrab oladi-da, natijada shu elementning og'irroq izotopi hosil bo'ladi. Masalan:



Ba'zi radioaktiv jarayonlarda ajralib chiqadigan yoki sun'iy yo'llar bilan hosil bo'ladigan β -nurlar ta'sirida ham yadro reaksiyalarni amalga oshirish mumkin bo'ladi, masalan:

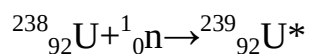


Demak, yadro reaksiyalarini amalga oshirish uchun turli xil zarrachalarni ishlatilish mumkin, faqat ularga yetarli tezlik berish kerak.

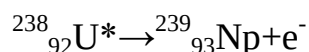
Har qanday yadro reaksiya o'zining unumi bilan xarakterlanadi.

Ma'lum nishonda yuzaga chiqqan yadro o'zgarishlar sonining o'sha nishonga otilgan zarrachalar soniga nisbati yadro reaksiyasining unumi deb ataladi.

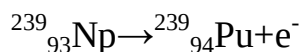
Og'ir metallarning atomlarini katta energiyali tez harakat qiluvchi zarrachalar oqimi bilan bombardimon qilish natijasida bir qator yangi elementlar kashf etildi. Masalan, uranni tez harakat qiluvchi neytronlar bilan bombardimon qilish natijasida tartib raqami 93 ga teng bo'lgan neptuniy elementi hosil qilindi. Bu yerda ketma-ket boradigan ikkita yadro reaksiya sodir bo'ladi. Avval uranning barqaror radioaktiv izotopi ^{239}U hosil bo'ladi:



So'ngra u β -nur chiqarib, neptuniyga aylanadi:



Neptuniy ham β -yemirilish natijasida plutoniya (94-element) aylanadi:



Plutoniya ancha barqaror element, lekin sust neytronlar ta'sirida parchalanadi. Sun'iy yo'l bilan olingan 11 ta transuran element, kurchatoviy va tabiatda uchramaydigan yana to'rtta element texnisiy, prometiya, astat, fransiya kashf etildi.

? Savollar

1. Atom qanday tarkibiy qismlardan iborat.
2. Atom tuzilishi sohasida qanday ishlar amalga oshirilgan.
3. Qanday elementlar radioaktiv elementlar deyiladi?
4. Radioaktivlik hodisasini tushuntiring. Radioaktiv elementning yarim yemirilish davri nima?
4. Sun'iy radioaktivlik hodisasi kashf etilishining sababi va mohiyati nimadan iborat?
5. K-qamralish va pozitron chiqarib yemirilishda qanday o'zgarishlar bo'ladi?
6. K.Fayans va F.Soddi qonunini ta'riflang
7. Izotoplar va izobarlar deb nimaga aytiladi? Misollar keltiring.
8. Yadro reaksiyalari deb nimaga aytiladi?

1.2§. Gazsimon moddalarning molekulyar massalarini aniqlash

Gazsimon moddalarning molekulyar massalarini aniqlash Avogadro qonunidan kelib chiqadigan ikkinchi xulosasiga asoslanadi.

1. Avogadro qonunining ikkinchi xulosasiga muvofiq, bir mol gaz normal sharoitda 22,4 l hajmni egallaydi. Agar biz ma'lum hajmdagi gazning ma'lum haroratda va ma'lum bosimda necha gramm kelishini bilsak, uning molekulyar massasini hisoblab chiqara olamiz. Buning uchun avval Klapayron-Mendeleev tenglamasidan foydalanib, gazning normal sharoitdagi hajmini hisoblaymiz.

$$V_0 = PV \cdot 273,15 / R_0 T$$

Agar V_0 l gaz g gramm bo'lsa, 22,4 l gaz M gramm bo'ladi: $M = 22,4 \text{ g} / V_0$
Ma'lum hajmdagi gazning massasini aniqlash uchun maxsus gaz piknometrlardan foydalaniladi.

2. Avogadro qonunining uchinchi xulosasiga muvofiq teng hajmda olingan ikki xil gazning massasi qanday nisbatda bo'lsa, ularning molekulyar massasi ham xuddi shunday nisbatda bo'ladi. Masalan, hajmi 1 l bo'lgan ikki xil gaz olaylik. Olingan har qaysi gazda N tadan molekula bo'lsin. Birinchi gazning massasini g_1 bilan, ikkinchi gazning massasini g_2 bilan molekulyar massalarini M_1 va M_2 bilan belgilaymiz. 1 litr gazning massasi undagi molekular massasining yig'indisiga teng bo'lgani uchun: $g_1 = M_1 N$; $g_2 = M_2 N$ bo'ladi. birinchi tenglikni ikkinchisiga bo'lsak, $g_1 : g_2 = M_1 : M_2$ kelib chiqadi.

Ma'lum hajmda olingan biror gaz massasining xuddi shu harorat va bosimda, xuddi shunday hajmda olingan boshqa gaz massasiga nisbati birinchi gazning ikkinchi gazga nisbatan zichligi deb ataladi. Masalan, 1 litr CO_2 1,98 g, shunday sharoitda 1 litr H_2 0,09g ga teng. Shu sababli CO_2 ning vodorodga nisbatan zichligi $1,98:0,09 = 22$ ga teng.

Gaz zichligini D harfi bilan belgilab, $g_1:g_2 = D$ bo'lgani uchun $M_1 : M_2 = D$ ko'rinishida ko'chirib yozamiz, bundan: $M_1 = D M_2$ kelib chiqadi. Demak, biror gazning molekulyar massasi, shu gazning ikkinchi bir gazga nisbatan zichligini ikkinchi gaz molekulyar massasiga ko'paytmasiga teng.

Ko'pincha, turli gazlarning zichligi vodorodga nisbatan aniqlanadi. Vodorodning molekulyar massasi 2.016 ga teng bo'lgani uchun moddalarning molekulyar massalarini hisoblash formulasi: $M = 2,016 D_{\text{H}_2}$ ko'rinishida yoziladi.

Gazning molekulyar massasi uning havoga nisbatan zichligiga qarab ham topiladi. Havо garchi bir qanchа gazlar aralashmasidan iborat bo'lsa ham, uning tarkibi doimiy bo'lgani uchun o'rtacha molekulyar massasi ham doimiy bo'lib, 29 g/mol ga teng. Tekshirilayotgan gazning havoga nisbatan zichligini D_h bilan belgilasak, molekulyar massasini hisoblab topish uchun quyidagi formulaga ega bo'lamiz:

$$M = 29 D_h$$

1.3§. Atom massasini aniqlash

Vodorod, kislorod, xlor, azot, ftor va ba'zi oddiy moddalarning molekulasi 2 atomdan iborat. Shu sababli, bu gazlarning molekulyar og'irligi 2 ga bo'linsa, uning atom og'irligi chiqadi. Masalan, azotning molekulasi og'irligi 28, uning atom og'irligi esa 14 ga teng bo'ladi.

1858 yilda italyan olimi Kannitssaro (1826-1910) atom massalarni topishning quyidagi usulini taklif qildi. Atom massasi topilishi kerak bo'lgan elementning gaz holidagi yoki bug'ga oson aylanuvchi uchuvchan bir necha birikmasi olinadi. Ularning zichligi asosida molekulyar massalari aniqlanadi. Kimyoviy analiz yordamida bu elementning foiz bilan ifodalangan miqdori topiladi. So'ngra tekshirilgan birikmalarning bir molekulasidagi bu elementning uglerod birligida ifodalangan qancha miqdori borligi hisoblab chiqariladi. Masalan, uglerod (II)-oksidning havoga nisbatan zichligi $D_h=0,965$, demak, uning molekulyar og'irligi $M_{co}=0,965 \cdot 29=28$ bo'ladi. Bu birikmada kislorodning miqdori 57,14%.

Binobarin, CO molekulasi: 100----57,14
28 ----x

x=16 uglerod birligi bilan ifodalangan kislorod bor.

Elementning birikmalardagi eng kam miqdori yoki ikki qiymati orasida eng kichik farq shu elementning atom og'irligi bo'ladi.

Gaz holidagi yoki oson bug'lanuvchi birikmalar hosil qilmaydigan elementlarning, masalan, metallarning atom og'irliklarini ularning solishtirma issiqlik sig'imidan foydalanib topish mumkin. *1 g moddani 1 °C isitish uchun kerak bo'lgan issiqlik miqdori shu moddani solishtirma issiqlik sig'imi deb ataladi.* Qattiq holatdagi oddiy mddaning solishtirma issiqlik sig'imi bilan atom og'irligining ko'paytmasi taxminan o'zgarmas son bo'lib, 6,3 ga teng (Dyulong-Pti qoidasi):

$$A \cdot C = 6,3$$

Bu yerda: A -atom og'irlik, C - solishtirma issiqlik sig'imi. Bu miqdorning ko'paytmasi $6,3 \cdot 1$ g-atom (1 mol) moddani 1°C isitish uchun sarflangan issiqlik miqdoridir. Yuqoridagi formuladan atom massani quyidagicha topamiz: $A=6,3/C$ Bu usul bilan topilgan atom og'irlik aniq bo'lmaydi, chunki Dyulong-Pti qoidasi faqat $10-20^\circ\text{C}$ haroratdagina to'g'ridir. Harorat pasayishi bilan $A \cdot C$ ko'paytmasi qiymati kamayib boradi. Uglerod, bor, berilliy singari engil elementlar uchun ham bu qiymat 6,3 dan kam bo'ladi.

1.4§. Kimyo fanining asosiy qonunlari

Dastlab, moddalar ko'zga ko'rinmaydigan zarrachalardan iborat degan tasavvurlar qadimgi Gretsiyada vujudga kelgan edi. Eramizdan ilgari V asrda yaratilgan bu atom gipotezasi rivojlanmasdan qolib ketdi. Undan o'n 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. Ammo atom-molekulyar nazariya yana rivojlanmay qolib ketdi.

Ilmiy asoslangan atom-molekulyar ta'limot ancha keyin XVIII-XIX asrlardagina yaratildi. Bu ta'limotni 1741 yilda M.V.Lomonosov yaratdi va uning asoslarini «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 to'xtovsiz harakatda bo'ladi;

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

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

5) oddiy moddalarning «korpuskulalari» bir xil «element»lardan murakkab moddalarning «korpuskulalari» turli «element» lardan 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.

Moddalar massacini saqlanish qonuni. M. V. Lomonosov reaksiya uchun olingan modda va reaksiya natijasida hosil bo'lgan mahsulotlarning og'irligini o'lchash yo'li bilan kimyoviy reaksiyalarning borishini o'rgandi. Natijada u massaning saqlanish qonunini kashf etdi.

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

Lomonosov bu qonunni birinchi marta 1748 yilda ta'rifladi va 1756 yilda metallarni og'zi kavsharlab berkitilgan idishlarida (retorta) qizdirish yo'li bilan bu qonunni to'g'riligini tajribada isbotladi.

1789 yilda moddalar massasining saqlanish qonuni fransuz kimyogari Lavuaze tomonidan kashf etildi (Lomonosov ishidan bexabar holda) Lavuaze kimyoviy reaksiyalarda moddalarning umumiy massalaridan tashqari o'zaro ta'sir qiluvchi moddalar tarkibiga kiruvchi elementlarning massalari ham saqlanib qolishini ko'rsatadi.

1905 yilda Albert Eynshteyn (nemis olimi) jism massasi (m) bilan uning energiyasi (E) orasida o'zaro bog'lanish borligini ko'rsatdi va bu bog'lanishni quyidagi tenglama ko'rinishida ifodalaydi:

$$E=mc^2$$

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

Kimyoviy reaksiyalar natijasida doimo ma'lum miqdorda energiya ajralib chiqadi yoki yutiladi. Kimyoviy reaksiyalarda ajraladigan yoki yutiladigan energiya miqdorlariga mos keladigan massa miqdori nihoyatda kam bo'lganligidan uni amalda o'lchash qiyin. Shu sababli kimyoviy reaksiyalarda energiyaga aylanadigan massa miqdori hisobga olinmaydi. Lekin yadro reaksiyalarida ajralib chiqadigan energiya miqdori juda kattaligi sababli bunday reaksiyalar moddalar massasining saqlanish qonuniga bo'ysinmaydi va massa defekti kuzatiladi.

Tarkibning doimiylik qonuni. Lomonosovning moddalar tuzilishi haqidagi fikrlarini o'sha zamon olimlari tushunmadilar. Bu fikrlarni o'sha davrda tajriba yo'li bilan tekshirish imkoniyati yo'q edi. Shu sababli atom-molekulyar ta'limot rivojlanmadi. Chunki o'zaro ta'sir etuvchi moddalar bilan ta'sirlashuv natijasida hosil bo'ladigan moddalar orasidagi nisbatni tushuntirib beruvchi qonunlar hali kashf qilinmagan edi. Bu qonunlar faqat XVIII asrning oxiri va XIX asrning boshlarida kashf etildi.

A.Lavuazye 1787 yilda karbonat angidrid gazini 10 xil usul bilan hosil qildi va bu usullarning barchasida olingan gaz tarkibidagi uglerod bilan kislorod massalari orasidagi nisbat bir xil (3:8) ekanligini aniqladi. Shundan keyin har qanday kimyoviy toza birikmalarni tashkil etuvchi elementlarning massalari o'zgarmas nisbatda bo'ladi, degan xulosaga kelindi.

1803 yilda fransuz olimi Bertole qaytar reaksiyalarga oid tajribalari asosida kimyoviy reaksiyalar natijasida hosil bo'ladigan birikmalarning miqdoriy tarkiblari reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarning massa nisbatlariga bog'liqdir, degan xulosaga keldi. Fransuz olimi Prust Bertolening yuqoridagi xulosasiga qarshi chiqdi. U kimyoviy toza moddalarni puxta tahlil qildi, toza birikmalarning miqdoriy tarkibi bir xil bo'lishini juda ko'p tahlillar bilan isbotladi. Prust bilan Bertole orasidagi munozara 7 yil davom etdi. Ko'pchilik olimlar Prust xulosalarini yoqladilar va natijada 1808 yilda kimyoning asosiy qonunlaridan biri tarkibning doimiylik qonuni kashf etildi. U quyidagicha ta'riflanadi. *Har qanday kimyoviy toza birikma olinish usulidan qat'iy nazar o'zgarmas miqdoriy tarkibga ega.* Masalan, toza suv - H_2O tarkibida 11,11% vodorod va 88,99% 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.

Tarkibning doimiylik qonuniga faqat molekula holidagi gaz, suyuqlik va oson suyuqlanadigan qattiq moddalar bo'ysunadi. Atom tuzilishiga ega bo'lgan moddalar va yuqori molekulyar birikmalar bu qonunga bo'ysunmasligi mumkin. 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 deb atadi. 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. Bunday tarkibi o'zgaruvchan birikmalarni **bertollidlar** deb atadilar.

XX asrning 30-yillarida bertollidlar faqat metallarning bir-biri bilan hosil qiladigan birikmalaridagina kuzatilmasdan, ularning tabiiy birikmalari orasida ham uchrashi aniqlandi. Masalan, oksidlar, metallarning oltingugurt, azot, uglerod, vodorod bilan hosil qiladigan birikmalari orasida bertollidlar uchrashi mumkin. Ularni nomolekulyar, tarkibi o'zgaruvchan moddalar deb ham atashimiz mumkin

Karrali nisbatlar qonuni. Ingliz olimi J.Dalton 1804 yilda moddaning tuzilishi haqidagi atomistik tasavvurlarga asoslanib, karrali nisbatlar qonuni ta'rifladi: *Agar ikki element o'zaro birikib bir necha kimyoviy 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.*

Dalton metan va etilen gazlarining tarkibiga e'tibor berdi: metan tarkibida 75% uglerod va 25% vodorod bo'lib, unda 1 massa qism vodorodga 3 massa qism uglerod to'g'ri keladi.

Etilen tarkibida esa 85,71% uglerod va 14,29%vodorod bor, bu moddada 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.

Gey-Lyussakning hajmiy nisbatlar qonuni. Fransuz olimi Gey-Lyussak (1778-1850) ta'riflagan hajmiy nisbatlar qonuni atom massalar haqidagi masalani echishga katta yordam beradi. Bu qonun quyidagicha ta'riflanadi: *kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi gazlarning hajmlari o'zaro va reaksiya natijasida hosil bo'ladigan gazlarning hajmlari bilan oddiy butun sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi.* Masalan, 2 hajm vodorod 1 hajm kislorod bilan yuqori haroratda reaksiyaga kirishganda 2 hajm suv bug'i hosil bo'ladi. Albatta bunday

reaksiyada ishtirok etgan gazlarning hajmlari bir xil bosim va bir xil haroratda o'lganilishi lozim.

Sved olimi Bertselius Gey-Lyussak qonuniga asoslanib, bir xil haroratda va bir xil bosimda baravar hajmda olingan barcha oddiy gazlarning molekullari emas, atomlar soni o'zaro teng bo'ladi degan noto'g'ri xulosaga keldi. Bertseliusning bu fikri to'g'ri bo'lganda edi, 2 hajm vodorod 1 hajm kislorod bilan reaksiyaga kirishganda 1 hajm suv bug'i hosil bo'lishi kerak edi. Vaholanki, tajribada 2 hajm suv bug'i hosil bo'ldi. Bertselius 1 hajm kislorod 1 hajm vodorodga qaraganda 16 marta og'irligiga asoslanib, kislorodning atom massasini 16 deb topdi. Bundan tashqari, 1 hajm kislorod bilan 2 hajm vodorod reaksiyaga kirishishidan foydalanib, suvning formulasi H_2O ekanligini aniqladi, lekin nima uchun 1 hajm kislorod 2 hajm vodorod bilan reaksiyaga kirishganida 2 hajm suv bug'i hosil bo'lishini tushuntira olmadi. Buni Avogadro gipotezasigina izohlay oladi.

Ideal gaz qonunlari.

Gaz holatidagi moddani tasvirlash faqat ekvivalentlar qonuni bilan cheklanmaydi, Avogadro, Sharl, Gey-Lyussak va Boyle-Mariott qonunlariga ham bo'ysinadi. Har qanday gazning hajmi uning mol sonlariga proporsionaldir:

$$V = (\text{const} \cdot n) p, t \text{ yoki } V_1 V_2 = n_1 / n_2$$

Sharl – Gey-Lyussak qonuniga muvofiq:

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

$$V = (\text{const } T) p, m \text{ yoki } V_1 / V_2 = T_1 / T_2$$

Bu yerda: $T = 273,15 + t$, uni darajaning Kelvin shkalasi deyiladi (K harfi bilan yoziladi)

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

$$P=(\text{const } T)_{v,m} \text{ yoki } P_1/P_2=T_1/T_2$$

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

$$P_0V_0/T_0 = PV/T$$

Gazning normal sharoiti deb, uning $T=273,15\text{K}$ va $P=101,325\text{ kPa}$ bosimdagi holati qabul qilingan.

Gazning hajmini normal sharoitga keltirish uchun Klapeyron tenglamasidan foydalaniladi:

$$V_0=PV \cdot 273,15/P_0T$$

P_0V_0/T_0 ni R harfi bilan belgilasak, u holda, bir mol ideal gaz uchun: $PV=RT$, n mol gaz uchun $PV=nRT$ yoki $PV=m/M \cdot RT$ ga ega bo'lamiz.

Bu tenglama Klapeyron-Mendeleev tenglamasi deyiladi.

Bu yerda: m - gazning massasi, M – uning molekulyar massasi, n -mol soni.

Bu tenglamadagi R -gazning universal doimiysi deb ataladi. Uning qiymatini hisoblash quyidagicha:

1) 1 mol gaz standart sharoitda ($273,15\text{K}$ va 1 atm . bosimda) $22,4\text{ l}$ hajmni egallashidan foydalanib, R ning qiymatini hisoblaymiz.

$$R=P_0V_0/273,15=1\text{ atm}=22,4\text{ l}/1\text{ mol}=273,15\text{K}=0,08206\text{ l}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}$$

2) 1 atmosfera-yerning tortish kuchi tezlanishi $g=980,67\text{ sm s}^{-2}$ bo'lgan joyidagi 760 mm simob ustuni bosimiga teng, ya'ni:

$$1\text{ atm}=0,76\text{m}\cdot 13,595\cdot 10^3\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}\cdot 980,67\text{m}\cdot\text{s}^{-2}=101325\text{ kg}\cdot\text{m}^{-1}\text{s}^{-2}=101325\text{Hm}^2=101,325\text{ kPa}$$

$$R= P_0V_0/273,15=101325\text{ Hm}^{-2}\cdot 22,414\cdot 10^3\cdot\text{m}^3/1\text{ mol}\cdot 273,15\text{K}=8,3144\text{ Hm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}=8,3144\text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

Ideal gaz deb – har qanday bosim va har qanday haroratda Klapeyron-Mendeleev tenglamasiga bo'ysunadigan gazga aytiladi.

Gazlar aralashmasining bosimi haqida Daltonning partsial qonuni mavjud. Bu qonun quyidagicha ta'riflanadi: *bir-biriga kimyoviy ta'sir ko'rsatmaydigan*

gazlar aralashmasining bosimi aralashmadagi ayrim gazlarning parsial bosimlari yig'indisiga teng:

$$P=P_1+P_2+P_3+\dots\dots\dots$$

Bu yerda P umumiy bosim, P_1 , P_2 , P_3 va hokazo aralashmadagi ayrim gazlarning parsial bosimlari.

Ekvivalent. Ekvivalentlar qonuni. Ingliz olimi J. Dalton elementlar muayyan miqdorlardagina o'zaro birika oladi, degan fikrni aytdi va bu miqdorlarni «birikuvchi miqdor» lar deb atadi. Ammo keyinroq bu termin o'rniga **ekvivalent** termini qabul qilindi (ekvivalent so'zi «teng qiymatli» demakdir, bu terminni kimyoga 1814 yilda Valloston kiritgan).

Elementning bir massa qism vodorod yoki sakkiz massa qism kislorod bilan birika oladigan yoki shularga almashina oladigan miqdori uning ekvivalenti deb ataladi. Masalan, kalsiyning ekvivalenti 20 ga teng, 8 massa qism kislorod bilan qoldiqsiz birikadi (CaO).

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 modda vodorodning bir ekvivalenti bilan yoki umuman boshqa har qanday moddaning bir ekvivalenti bilan reaksiyaga kirishadigan miqdori shu moddaning ekvivalenti deb ataladi.

Tahlil 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 kislotaning negizligiga bo'lish kerak, masalan:

$$E_{H_2SO_4} = \frac{M}{2} = \frac{98,077}{2} = 49,039$$

$$E_{H_3PO_4} = \frac{M}{3} = \frac{97,9953}{3} = 32,665$$

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

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

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

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

$$E_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{M}{6} = \frac{342}{6} = 57$$

Kimyoga «ekvivalent» tushunchasi kiritilgandan so'ng ekvivalentlar qonuni kashf etildi va quyidagicha ta'riflandi.

Elementlar (moddalar) bir-birlari bilan o'z ekvivalentlariga proporsional bo'lgan miqdorlarda birikadilar.

Uning matematik ifodasi quyidagi formula bilan ifodalanadi.

$$\frac{m_1}{E_1} = \frac{m_2}{E_2} = \frac{V}{E}$$

Formuladagi massalar tegishli birinchi va ikkinchi moddalarning massalari, E lar ularning ekvivalentlaridir. Agar hajm bo'yicha hisoblash kerak bo'lsa V ning ostiga maxrajga shu gazning ekvivalent hajmi qo'yiladi. Kislorodning ekvivalent hajmi 5,6 l ga teng.

Avogadro qonuni. Atom va molekula, ularning o'lchamlari. Italian fizigi Avogadro (1776-1856) moddaning eng kichik zarrachalari molekulalar, elementlarning eng kichik zarrachalari esa atomlar degan fikrni aytdi. Uning ta'limotiga ko'ra oddiy moddalarning molekulalari bir element atomlaridan, murakkab moddalarning molekulalari turli elementlarning atomlaridan tuziladi. Bu bilan Avogadro Lomonosovning moddalarning tuzilishi haqidagi ta'limotini quvvatladi va 1811 yilda quyidagi qonunini kashf etdi.

Bir xil harorat va bir xil bosimda olingan teng hajmdagi har qanday gazlarning molekulalari soni teng bo'ladi.

Bertselius va uning tarafdorlari Avogadro topgan qonuniyatni e'tirof etmadilar. 1840 yildagi kimyogarlar xalqaro s'ezdidan keyin bu gipoteza Avogadro qonuni deb tan olindi, molekula va atomga quyidagi ta'rifni berdilar.

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

Atom-elementning eng kichik zarrachasidir.

Har bir elementning barcha atomlari bir xil xossalarga egadir. Bir elementning atomlari o'zaro birikkanda oddiy modda hosil bo'ladi. Masalan: H_2 , N_2 , O_2 , Cl_2 . Demak, oddiy modda bo'lgan vodorod ikkita vodorod atomlaridan tuzilgan.

Turli element atomlarining birikishidan murakkab modda hosil bo'ladi, masalan suv H_2O murakkab modda vodorod bilan kislorod atomlaridan iborat, shakar $C_{12}H_{22}O_{11}$ esa uglerod, vodorod va kislorod atomlaridan iboratdir.

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 $10^{-10} m$ (angstremlar) bilan ifodalanadi. ($10^{-10} m = 10^{-8} cm$). Alyuminiy atomining radiusi $1,43 \cdot 10^{-10} m$ ga, oltin atomining radiusi $1,44 \cdot 10^{-10} m$ ga, temir atomining radiusi esa $1,27 \cdot 10^{-10} m$ ga

tengdir. Hozirgi vaqtda elektron mikroskoplar yordami bilan ba'zi moddalar molekulasini ko'rish mumkin.

? Savollar.

1. Moddalar necha guruhga bo'linadi?
2. Modda nima va u tarkib jihatdan nechaga bo'linadi?
3. Massaning saqlanish qonunini ta'riflang.
4. Tarkibning doimiylik qonunini ta'riflang va uni misollar bilan tushuntiring.
5. Karrali nisbatlar qonunini N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 birikmalar misolida tushuntirib bering.
6. Ekvivalent va ekvivalentlar qonuniga ta'rif bering. Oddiy moddalar, oksidlar, asoslar, kislotalar va tuzlarning ekvivalentlari qanday hisoblanadi?
7. Avogadro qonunini ta'riflang.
8. Nisbiy atom massa va nisbiy molekulyar massa deb nimaga aytiladi?
9. Kimyoviy element nima?
10. Qanday hodisa allotropiya deyiladi?
11. Gazlarning molekulyar og'irligini topish usullaridan qaysilarini bilasiz?

II B O B

2.1. §.Elementlarning davriy sistemasi

D.I.Mendeleev davriy sistemasini 1869 yilda tuzdi. Xossalari ketma-ketlikda o'zgaradigan elementlarning qatori, masalan, litiydan neongacha yoki natriydan argongacha bo'lgan sakkiz elementdan iborat qatorlar Mendeleev tomonidan davrlar deb ataldi. Agar bu ikki qatorni birini tagiga ikkinchisini yozsak, unda 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 element joylashadi, masalan litiy va natriy, berilliy va magniy va hokazo.

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

Davriy sistemasining oxirgi varianti unga gorizontal qatorlar va sakkizta vertikal ustunlar yoki guruhlardan iborat. 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. Uchchala davr kichik davrlar deb yuritiladi. IV, V, VI, va VII davrlar katta davrlar deyiladi. IV, V va VII davrlarning har qaysisi ikki qatordan tuzilgan. VII 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 birmuncha 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 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 etib 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 jadvalga alohida bir qatorga joylashtirilgan. Undan keyingi davrda aktiniy (89-element)dan keyin o'z atom tuzilishlari bilan aktiniy atomiga o'xshash 14 ta element joylashgan, ular aktinoidlar deb ataladi va alohida qatorga joylashtiriladi.

Jadvalning vertikal ustunlarida yoki guruhlariga o'xshash xossalarga ega bo'lgan elementlar joylashtirilgan. Shuning uchun har bir vertikal guruh elementlar go'yoki elementlarning tabiiy oilasini tashkil qiladi. Jadvalda bunday guruhlarining soni 8 ta bo'lib, grupp raqami rim raqamlari bilan ko'rsatilgan. Birinchi guruhga kiruvchi elementlar 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.

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

Asosiy guruhcha elementlari kimyoviy xossalari jihatdan yonaki guruhcha elementlaridan farq qiladi. Buni VII 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 (maganes, 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 kislotalik 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 raqam bilan harakterlanadi. Shu sababli agar biror 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 raqamiga teng bo'ladi.

2. Asosiy guruhcha elementlari atomlari tashqi energetik pog'onasidagi elektronlar soni shu element joylashgan davriy sistemaning guruh raqamiga teng. Masalan, 20-element kalsiy II gruppaning asosiy guruhchasi 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. III – VII guruhlarning qo'shimcha guruhchalari elementlari hamda VII tashqi energetik pog'onaning s-pog'onachasidagi va tashqidan oldingi energetik pog'onaning d- pog'onachasidagi elektronlarning umumiy soni guruh soniga teng. Masalan reniy 6-davr VII guruhchasining qo'shimcha guruhchasida joylashgan, uning valent qavatlarining elektron konfiguratsiyasi $5d^5 6s^2$ dir.

4. I va II guruhning qo'shimcha guruhchasi elementlarida tashqidan oldingi energetik pog'onaning d-pog'onasi elektronlarga to'lgan (d^{10}) bo'lib, tashqi energetik pog'onadagi elektronlar soni guruh raqamiga teng.

Masalan, simobning elektron formulasining oxiri $5d^{10} 6s^2$ ko'rinishida bo'ladi.

2.2. §.Elementlarning atom va ion radiuslari, ionlanish energiyasi, elektronga moyilligining o'zgarish qonuniyatlari

D.I.Mendeleevning kimyoviy elementlar davriy sistemasida elementlarning kimyoviy, ba'zi fizik xossalari davriy ravishda o'zgarishi aks ettirilgan. Davriy ravishda o'zgaradigan, ya'ni bir necha elementdan keyin qaytariladigan kimyoviy xossalar quyidagilardan iborat: 1) elementning valentligi; 2) yuqori oksidi va gidroksidlarning formulalari; 3) ularning asos yoki kislota tabiatiga ega bo'lishi; 4) oksidlarning gidratlanishga intilishi va hokazo.

Fizik xossalarida esa, quyidagi davriylik uchraydi: 1) atom hajmlari; 2) atom va ionlarning radiuslari; 3) optik spektri; 4) ionlanish potentsiali; 5) suyuqlanish va qaynash harorati; 6) oksid va xloridlarning hosil bo'lish issiqligi; 7) rangli birikmalar hosil qilish qobiliyati va hokazo. Lekin elementlarning rentgen nurlarining spektr chiziqlarining to'lqin uzunligi, yadro zaryadi, atom massasi, atom issiqlik sig'imi davriy ravishda o'zgarmaydi. Bu xossalar elementlarning davriy bo'lmagan xossalari jumlasiga kiradi. Rengent nurlari spektr chiziqlarining to'lqin uzunligi elementning tartib raqami ortishi bilan kichiklasha boradi. Elementlar atomlarining yadro zaryadi davriy sistemada bir elementdan ikkinchi elementga o'tgan sari bittadan ortib boradi. Ayni element atomi yadrosining zaryadi o'sha elementning davriy sistemadagi tartib raqamiga teng.

Elektronlarning kvant sonlari. Atomning elektron qavati tuzilishida atom elektronlarining 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 sonlari o'zaro teng bo'lgan bir necha elektron atomda elektron qavatlari yoki ma'lum energetik pog'onasi hosil qiladi. Bu energetik pog'onalar butun sonlar, shuningdek harflar bilan ifodalanadi:

Elektron energiya 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. Mendeleevning kimyoviy elementlar davriy sistemadagi 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. Mendeleev jadvalidagi to'rtinchi davrda joylashgan.

Har bir qavatda joylashishi mumkin bo'lgan eng ko'p elektronlar soni tubandagi 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 xokazo buladi.

2. *Orbital kvant soni* (l) energetik pog'onachalarni harakterlaydi. 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

Orbital kvant soni elektron orbitasining shaklini ko'rsatadi. 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. 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 orbitallarning fazodagi holatini, ya'ni ma'lum magnit maydoniga nisbatan qanday burchak bilan joylashganini ko'rsatadi. Magnit kvant sonning qiymatlari $-l$ dan $+l$ gacha bo'la oladi. Shunday qilib l ning turli qiymatlaridan n_l 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 va l o'zgarmasa, turli m_l ga ega bo'lgan orbitallar bir xil energiya qiymati bilan xarakterlanadi; masalan uchinchi pog'onaning 5 ta d orbitallari bir-biridan energetik jihatdan emas, faqat fazoda joylanishi bilan farqlanadi.

4. *Spin kvant soni* (m_s). Ilgari vaqtlarda uni elektronning o'z o'qi atrofida aylanishini harakterlovchi 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 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.

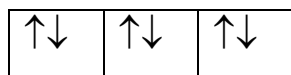
Atomdagi elektronning n, l, m_l kvant sonlarining ma'lum qiymatlari bilan harakterlanadigan holati atomning elektron orbitali deb ataladi. To'rtala kvant sonlari (n, l, m_l va m_s) elektronning atomdagi holatini to'liq ifodalaydi. Ko'p elektronli atomlarda elektron holatini aniqlashda V.Pauli prinsipi muhim ahamiyatga egadir.

Pauli prinsipi. Pauli prinsipi quyidagicha ta'riflanadi: Bir atomda 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 harakterlanuvchi har bir atom orbitalida spinlari qarama-qarshi yo'nalishdagi 2 ta elektrondan boshqa elektronlar joylasha olmaydi.

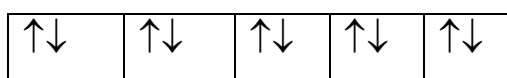
Bir orbitalda joylashgan qarama-qarshi yo'nalishli spinga ega bo'lgan elektronlar, qandaydir orbitalda joylashgan yolg'iz elektronni juftlashmagan elektron deb ataladi.

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 $m=0$ ga teng bo'ladi. Binobarin s-pog'onachada 1 ta orbital bo'ladi. Orbitalni katak holida 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:



Hihoyat, 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 $2(2+1)=2(2+1)=2\cdot 3=6$

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. Shuni hisobga olib har xil elektron qavatlarda joylanishi mumkin bo'lgan elektronlarning maksimal sonini ko'rsatuvchi jadvalni tuzish mumkin

2.3. §.Atom orbitalarining elektronlar bilan to'lib borish tartibi

Elektron qavatlarining ketma-ket elektronlar bilan to'lib borish tartibi, ya'ni ularning orbitallarda 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 quyidagicha 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.

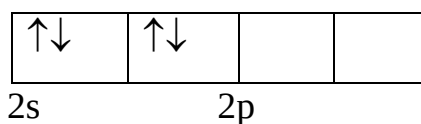
Xund qoidasiga binoan atomning spinlari yig'indisining maksimal qiymati atomning qo'zg'almagan holatiga to'g'ri keladi, ya'ni atomning mumkin bo'lgan kam energiyaga ega bo'ladigan holatni ifodalaydi. Elektronlarning bundan boshqa har qanday taqsimlanishi atomning energiyasi yuqoriroq bo'lishiga, atomning qo'zg'olgan, beqaror holatda bo'lishiga olib keladi.

1-jadval Atomlarning energetik pog'ona va pog'onachalardagi elektronlarning maksimal soni

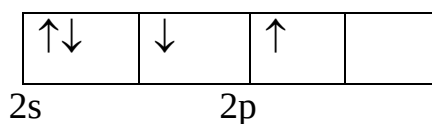
Energetik pog'ona	Energetik pog'onacha	Magnit kvant soni m_l qiy-matlari	Orbitalar soni		Elektronlarning maksimal soni	
			Pog'o-nachada	Pog'a-nada	Pog'ona-chada	Pog'o-nada
K (n=1)	s(l=0)	0	1	1	2	2
L (n=2)	s(l=0)	0	1	4	2	8
	p(l=0)	-1,0,+1	3		6	
M (n=3)	s(l=0)	0	1	9	2	18
	p(l=0)	-1,0,+1	3		6	
	d(l=2)	-2,-1,0,+1,+2	5		10	
N (n=4)	s(l=0)	0	1	16	2	32
	p(l=0)	-1,0,+1	3		6	
	d(l=2)	-2,-1,0,+1,+2	5		10	
	f(l=3)	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	7		14	

Masalan, uglerod atomning elektron, tuzilishini quyidagi formula bilan ifodalash mumkin: $1s^2 2s^2 2p^2$. Bu formulaga elektronlarning yacheykalarda taqsimlanishini ko'rsatuvchi 3 ta sxemaning har biri to'g'ri kelishi mumkin:

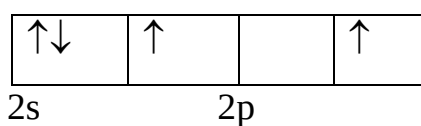
(1)



(2)



(3)

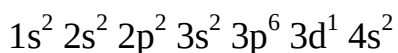


Uglerod atomi spektrining analizi uglerod atomning qo'zg'olmagan holati uchun oxirgi (2) sxema to'g'ri kelishini ko'rsatdi. Bu sxemada atom spinlari yig'indisi yuqori qiymatga, ya'ni 1ga teng va 1 va 3 sxemada nolga teng.

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 va orbital kvant sonlari qiymatlariga bog'liqligini V.M.Klechkovskiy o'rgangan Klechkovskiy bu ikkala kvant soni qiymatining yig'indisi $(n+1)$ oshishi bilan elektron energiyasi ham oshishini aniqladi va quyidagi birinchi qoidani taklif etdi:

Atom yadrosining zaryadi oshib borganda elektronlar oldin bosh va orbital kvant sonlari yig'indisi $(n+1)$ 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 tug'ri keladi: d-orbital $(n=3, l=2)$ uchun $n+1$ ning yig'indisi 5 ga, 4 s-orbital $(n=4, l=0)$ uchun esa $n+1$ 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 $n+1$ yig'indi bir xil qiymatga ega bo'lsa, Klechkovskiyning ikkinchi qoidasi kuchga kiradi: $n+1$ yig'indi bir xil bo'lganda orbitallarning to'lib borishi bosh kvant soni n ning qiymatini oshib borishi tartibida bo'ladi. Masalan, skandiy atomida $n+1$ yig'indining qiymati bir xil bo'lgan 3 ta orbitallardan qaysi oldin elektronlar bilan to'lishi kerak? 3 d-orbital $(n=3, l=2)$ uchun $n+1$ qiymat 5ga, 4 p-orbital uchun ham $(n=4, l=1)$ 5 s-orbital $(n=5, l=0)$ uchun ham 5ga teng. Klechkovskiyning ikkinchi qoidasiga muvofiq avval 3 d-pog'onacha $(n=3)$ co'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:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s$$

Elektronlarning energetik pog'ona va orbitalar bo'ylab joylanishi ayni elementning elektron konfiguratsiyasi deb yuritiladi. Masalan, natriy elementning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ shaklida yoziladi. Barcha elementlar sig'imi 8 ga tengdir. Atomning sirtqi qavatidagi 8ta elektron uni juda barqaror qiladi. Masalan, sirtqi qavatida 8ta elektroni bo'lgan neon, argon, kripton va ksenon (shuningdek ikki elektronli geliy) kimyoviy jihatdan juda barqaror moddalar bo'lib, ular kimyoviy reaksiyalarga juda qiyinchilik bilan kirishadi. Asosiy guruhcha elementlari atomlarning sirtqi qavatidagi elektronlarning soni ayni guruhning nomeriga tengdir. Qo'shimcha guruhcha elementlarining sirtqi qavatida 2 tagacha elektron bo'ladi. Masalan, mis atomining ($Z=29$) elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ ko'rinishiga ega, uni qisqacha $KLM4s^1$ shaklida yozish mumkin.

Davr raqavi	Qator raqami	Elektronlar soni		Eslatma
		So'ngidan 1 ta oldingi qavat	So'ngi qavat	
2	2	2	Guruh raqamiga teng	
3	3	8	Guruh raqamiga teng	
4	4	8-16	2 ta	K va Cr da bittadan
4	5	18	Guruh raqamiga teng	
5	6	8-18	1	Sr, Y, Zr, Tc da 2 ta, Pd da yo'q
5	7	18	Guruh raqamiga teng	
6	8	8-17	2	Cs va Pt da 1 ta
6	9	18	Guruh raqamiga teng	

Lantanoidlar		8-9	2	
7	10	8-10	2	Fr da 1 ta
Aktinoidlar		10-9-8	2	

Elementlarning davriy ravishda o'zgaradigan ba'zi xossalari bilan tanishib chiqamiz

a) Elementlarning atom hajmlari. Bir mol elementning erkin holatda egallagan hajmi uning atom hajmi deb ataladi. Agar biror elementning qattiq holatdagi solishtirma massasini d bilan belgilasak, uning atom hajmi:

$$V = \frac{A}{d}$$

formula asosida topiladi. Elementlarning atom hajmlari davrda o'ngdan chapga, guruhda pastdan yuqoriga tomon kichiklashib boradi.

b) Elementlarning solishtirma massasi, suyuqlanish harorati, elementlar oksidlarining suyuqlanish harorati va boshqa fizik xossalari ham davriy munosabatda o'zgaradi.

v) Elementlarning atom radiuslari ham davriy suratda o'zgaradi. Kristall modda tarkibidagi ikki atom markazlararo masofani hozirgi vaqtda turli fizik usullar yordamida juda aniq topish mumkin. Faraz qilaylik, ixtiyorimizdagi kristall modda biror element atomlaridan iborat bo'lsin. U holda ikki qo'shni atom markazlariaro masofani ikkiga bo'lsak, o'sha element atomning effektiv radiusi kelib chiqadi. Bu radius atomning haqiqiy radiusidan qisman katta yoki kichik bo'lishi mumkin, chunki uni hisoblashda bir atom ikkinchi atomga faqat «tegib» turadi, deb faraz qilinadi va ular elektron bulutlarining o'zaro qoplashishi natijasida yadrolar orasidagi masofa aniq hisoblanmay qoladi.

Element atomlarining effektiv radiuslari har qaysi davrning boshidan oxiriga o'tgan sayin kichiklashib boradi. Masalan, natriyning atom radiusi 0,189 nm; magniyniki 0,160 nm; alyuminiyniki 0,157 nm; Katta davrlardagi oraliq metallarning ham atom radiuslari chapdan o'ng tomon kamayib boradi, lekin bu

kamayish asosiy guruhcha elementlarinikiga qaraganda ancha kichik bo'ladi. Masalan, skandiyning atom radiusi 0,164 nm; titanniki 0,46 nm; temirniki 0,126 nm; kobaltniki 0,125 nm dir. Lantanoidlarning atom radiusi bir elementdan ikkinchi elementga o'tganda juda oz kamayadi. Seriyning atom radiusi 0,183 nm bo'lib, o'n to'rtinchi lantanoid – lyutesiyning atom radiusi 0,174 nm dir.

Aktinoidlarning atom radiuslari ham tartib raqami ortib borishi xuddi lantanoidlarniki kabi kamayadi.

Davriy sistemadagi asosiy guruhcha elementlarining atom radiuslari yuqoridan pastga tomon kattalashib boradi.

Yonaki guruhcha elementlarining atom radiusi guruhcha chegarasida birinchi elementdan ikkinchi elementga o'tgan sari kattalashadi, lekin ikkinchi elementdan uchinchi elementga o'tishi bilan biroz qisqaradi. Masalan:

Element	Ti	Zr	Hf
Atom radiusi, nm	0,146	0,160	0,159

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. Quyida ba'zi elementlarning atom radiuslari berilgan (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 (masalan, fluor atomi bilan natriy atomi radiuslarni solishtirib ko'ring).

Bitta gruppachada yadro zaryadining oshishi bilan atom radiuslari kattalashib boradi. Misol tariqasida ba'zi bosh guruh elementlarining atom radiuslarini (nm da) ko'rib o'tamiz:

I guruh	II guruh	III guruh
Li 0,165	Be 0,113	N 0,076
Na 0,189	Mg 0,160	P 0,130
K 0,235	Ca 0,197	As 0,148
Rb 0,248	Sr 0,215	Sb 0,161
Cs 0,268	Ba 0,221	Bi 0,182

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

I guruh	II guruh	VI guruh	VII guruh
Li^+ 0,068	Be^+ 0,034	O^{2-} 0,136	F^- 0,133
Na^+ 0,098	Mg^+ 0,074	S^{2-} 0,182	Cl^- 0,181
K^+ 0,133	Ca^+ 0,104	Se^{2-} 0,193	Br^- 0,196
Rb^+ 0,149	Sr^+ 0,120	Te^{2-} 0,211	I^- 0,220

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

Ionlanish potentsiali. Elektronga moyillik. Metallarning metallarga xos bo'lgan harakterli 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 *ionlanish potentsiali* deb ataladi va volt (V) lar yoki elektronvolt (eV) larda ifodalanadi.

Ionlanish potentsialining 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 o'lchanadi.

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'ldi.

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

**Ba'zi guruhcha elementlari atomlarining
ionlanish energiyasi (V)**

I guruh	II guruh	VI guruh	VII guruh
Li 5,39	Be 9,32	O 13,62	F 17,42
Na 5,14	Mg 7,65	S 10,36	C 1,97
K 4,34	Ca 6,11	Se 9,75	B 10,84
Pb 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 qavatlar 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 asosiy davr boshidan davr oxiriga qarab oshib boradi, elementning metallik xossalari esa susayib boradi.

Elektron moyillik atomning oksidlash aktivligining o'lchovidir. Element atomining 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. Jadvaldagi ma'lumotlar shuni ko'rsatadiki, VII gruppaning p-elementlari (F, Cl, Br) nisbatan yuqori elektronga 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. Elementlarning metallmaslik xossalarini yaqqol namoyon qilish uchun elektromanfiylik (EM) tushunchasi kiritilgan. Ayni elementning *elektronmanfiyligi* uning ionlanish energiyasi bilan elektron moyilligi yig'indisiga (yoki uning yarmiga) teng.

Ba'zi elementlar atomlarining elektronga moyillik qiymatlari

Element	F,eV	Element	F,eV
H	0,747	Ne	1,28
He	-0,22	Na	0,47
Li	0,82	Mg	-0,32
Be	-0,19	Al	0,52
B	0,33	Si	1,90
C	1,12	S	2,07
N	-0,21	Cl	3,76
O	1,47	K	0,5
F	3,58	Br	3,45

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

2.4. §. 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.

Mendeleev o'z davriy qonuni asosida elementlar davriy sistemasini tuzganda hali ko'pgina elementlar noma'lum edi. Mendeleev 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 qoldirish bilan cheklanib qolmasdan, balki ularning davriy sistemadagi shunga o'xshash elementlarga asoslanib, xossalarini oldindan xarakterlab berdi. Kalsiy bilan titan orasidagi joylashishi 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 ataladi. Keyingi 15 yil ichida Mendeleev tomonidan xarakterlangan uchchala element kashf etildi.

1875 yilda fransuz kimyogari Lekok de Buabodron ekaalyuminiy xossalarini namoyon qiluvchi galliyni (Frantsiyaning qadimiy nomi sharafiga atagan) kashf qildi. 1879 yilda L.F.Nilson ekabor xossalariga ega bo'lgan skandiyni kashf etdi. 1886 yilda Germaniyada K.A.Vinkler ekasilitsiy xossalarini o'zida namoyon qiluvchi germaniyni kashf etdi.

Galliy, skandiy va germaniyni kashf etilishi davriy qonunining buyuk tantanasi bo'ldi.

Davriy sistema ba'zi bir elementlarning valentligi va atom massasini aniqlashda katta rol o'ynaydi. Masalan, berilliy elementi uzoq vaqtgacha alyuminiy atomiga o'xshash deb hisoblanib, uning oksidi formulasi Be_2O_3 holida yozilgan. Berilliy oksidining bu formulasi va foiz tarkibi asosida berilliyni atom massasi 13,5 ga teng deb hisoblanar edi. Davriy sistemaga binoan berilliy jadvalda faqat 1 ta o'rinni egallaydi, u 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 keyingi transuran elementlar sun'iy yo'l bilan hosil qilindi. Ulardan biri 101-element bo'lib, unga Mendeleeviy deb nom berildi. Hozirda esa 109-elementgacha aniqlandi.

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.

? Savollar

1. D.I.Mendelevgacha qaysi olimlar davriy qonunni izohlashga harakat qilishgan?
2. D.I.Mendelev davriy qonunga qanday ta'rif bergan? Davriy qonun hozir qanday ta'riflanadi?
3. D.I.Mendelev tomonidan yaratilgan davriy sistemaning ikkinchi varianti nechanchi yilda e'lon qilindi?
4. Qo'shaloq davriylik qaysi davrlarda namoyon bo'ladi?
5. Davriy sistemada elementlar o'rtasidagi o'xshashlik necha yo'nalishda namoyon bo'ladi?
6. Elementlarning davriy va davriy bo'lmagan xossalari aytib bering.
7. Elementlarning atom hajmlari deganda nimani tushunasiz?
8. Davrlarda elementlarning taqsimoti bir xildami?
9. Bosh guruh hamda yonaki guruh deb nimaga aytiladi?

10. Tartib raqamining fizikaviy ma'nosi nima?

III BOB

Anorganik birikmalarning muhim sinflari.

Anorganik birikmalarni 2 ta katta sinfga bo'lib o'rganamiz ular:

1. Oddiy moddalar (Metallar va metallmaslar)

1. Murakkab moddalar (Oksidlar, kislotalar, asoslar, tuzlar.)

3.1. §. Oksidlar. Elementlarning kislorod bilan hosil qilgan birikmalari *oksidlar* deyiladi. Demak, oksid biror element bilan kisloroddan iborat.

Oksidlar nomenklaturasi (sistematik nomi)

MnO-marganes (II)-oksidi yoki marganes monooksid

Mn₂O₇-marganes (VII)-oksidi yoki dimarganesning gepto oksidi

Fe₂O₃-temir (III)-oksidi yoki temir uch oksidi

SO₂-uglerod (IV)-oksidi yoki uglerod dioksid

Oksid turlari

A) Tuz hosil qilmaydigan oksidlar: N₂O, GeO, NO, CO

B) Tuz hosil qiluvchi oksidlar:

Asosli oksid	Amfoter oksid	Kislotali oksid
K ₂ O	ZnO	CO ₂
CaO	Al ₂ O ₃	SO ₃
BaO	SnO	N ₂ O ₅
MgO	BeO	P ₂ O ₅

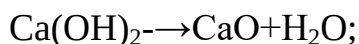
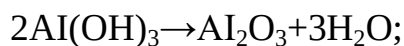
Oksidlarning olinishi

1) Oddiy moddaning kislorod bilan birikishidan

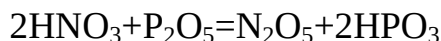


2) Murakkab moddaning parchalanishdan:

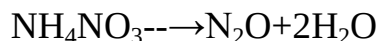
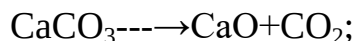
a) Gidroksidlarni parchalashdan



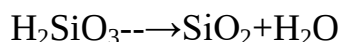
b) Kislota va fosfor (V)- oksidning o'zaro ta'siridan



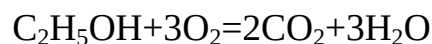
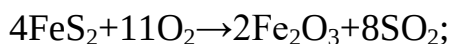
v) Tuzlarni parchalashdan



g) Kislotalarning parchalanishi:



3) Murakkab moddalarning yonishidan:



4) Tarkibida kislorod bo'lgan moddalarni ko'mir bilan qaytarishdan



5) Metallotermiya usulida: $3\text{Mg} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 3\text{MgO} + 2\text{Fe}$

3.2. §. Kislotalar

Elektrolitik dissotsiatsiya nuqtai nazaridan dissotsialanganda vodorod ionlari va kislota qoldig'ini hosil qiluvchi elektrolitlar kislotalar deyiladi.

Kislotalar nomenklaturasi

Agar element faqat bir xil kislota hosil qilsa, uning nomiga «AT» qo'shimchasi bilan tugallanadi:



Agar element ikki xil kislota hosil qilsa, uning nomi ikki xil qo'shimcha bilan tugallanadi: kichik valentli kislota hosil bo'lganda «it», yuqori valentli kislota hosil bo'lganda «at» qo'shimcha qo'shiladi.

Masalan:



Agar element ikkidan ortiq kislota hosil qilsa, ularning nomlari valentligining ortib borishi tartibida “GIPO”, “IT”, “AT”, “PER” qo’shimchalarini qo’shish bilan hosil qilinadi.

HClO – gipoxlorid kislota HClO_3 – xlorat kislota

HClO_2 – xlorit kislota HClO_4 – perxlorat kislota

Agar bitta angidridning o’zi bir necha kislota hosil qilsa, kislota nomining oxiriga “META” va “ORTO” qo’shimchasi qo’shiladi.

Masalan: HPO_3 – metafosfat kislota

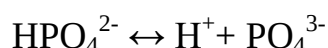
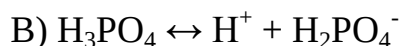
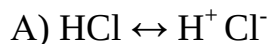
H_3PO_4 – ortofosfat kislota

Kislorodsiz kislotalarning nomi kislota hosil qilgan element nomiga “ID” qo’shimchasini qo’shish bilan hosil qilinadi.

HBr – bromid kislota H_2S – sulfid kislota

H_2Se – selenid kislota HCN – sianid kislota

Suvdagi eritmalarda bir negizli kislotalar bir bosqichda, ko’p negizli kislotalar bir necha bosqichda ionlanadi;



Kislota turlari

a) Kislorodsiz kislotalar:

HF , HCl , HBr , HI , H_2Se .

b) Kislorodli kislotalar:

HNO_2 , HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HClO_3 , HMnO_4

Kislotalar negizligiga qarab 3 guruhga bo’linadi:

I negizli

HCl

HNO_3

HBr

II negizli

H_2CO_3

H_2S ,

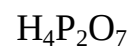
H_2SO_3

III va ko’p negizli

H_3PO_4

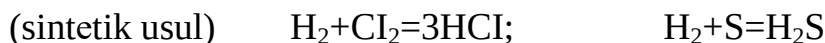
H_3PO_3

H_3BO_3



Kislotalarning olinishi

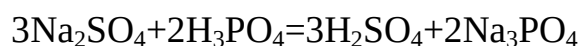
a) Elementlardan sintez qilib, so'ngra suvda eritish yo'li bilan



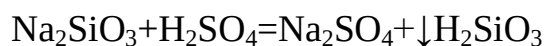
b) Kislota oksidlarini suvda eritib



v) Kislota tuz bilan o'zaro ta'siridan yangi kislota hosil qilinadi.



g) Suv bilan ta'sirlashmaydigan kislotali oksidlarga tegishli kislotalar uning tuzlariga boshqa biror kuchli kislota ta'sir ettirib olinadi.



Kislotalarning kimyoviy xossalari

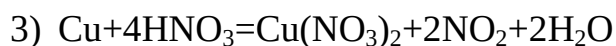
Kislotalarning oksidlovchilik xossasiga misollar:



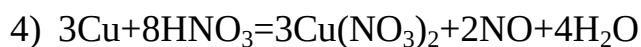
(kons)



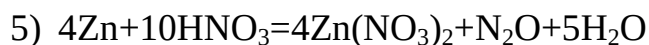
(suyul)



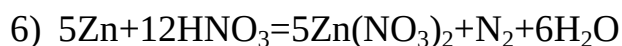
(kons)



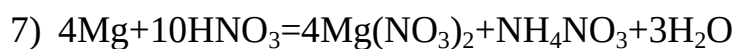
(suyul)



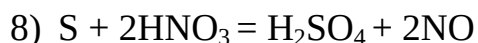
(juda suyul)

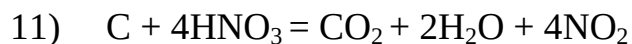
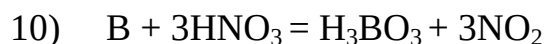
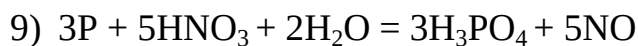


(suyul)



(juda suyul)





3.3. §. Asoslar

Elektrolitik dissotsiatsiya nuqtai nazaridan dissotsialanganda metall va gidroksid ionlari hosil qiladigan elektrolitlar asoslar deyiladi yoki boshqacha aytganda, tarkibida gidroksid guruh tutgan va suvdagi eritmalar ko'pincha ishqoriy xususiyatga ega bo'lgan birikmalar asoslar deb ataladi.

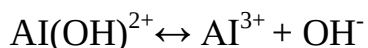
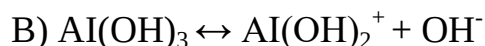
Asoslar nomenklaturasi

NaOH-natriy gidroksid yoki natriy oksidining gidrati

Mg(OH)₂-magniy gidroksid yoki magniy oksidining gidrati

Al(OH)₃-alyuminiy gidroksid yoki alyuminiy oksidining gidrati

Asoslar molekulasidagi gidroksil guruhi soniga qarab bir yoki bir necha bosqich bilan dissotsiyanadi.

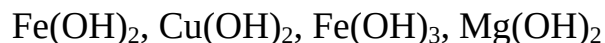


Asoslarning turlari

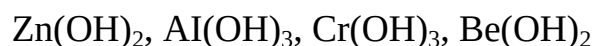
a) Suvda eriydigan asoslar, ya'ni ishqorlar



b) Suvda erimaydigan asoslar

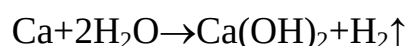
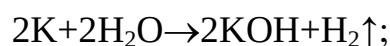


v) Amfoter gidroksidlar

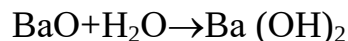
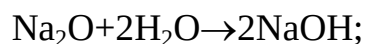


Asoslarning olinishi

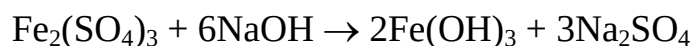
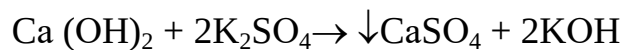
a) Ishqoriy va ishqoriy yer metallarning suv bilan o'zaro ta'siridan



b) asosli oksidlarga suv ta'sir ettirishdan

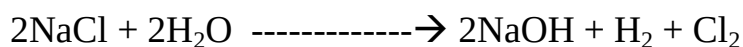


v) tuz va ishqorlarning ta'siridan



g) tuzlarning suvli eritmalari elektrolizidan

elektroliz



3.4. §. Tuzlar

Elektrolitik dissotsiatsiya nuqtai nazaridan dissotsiyalanganda metallarning kationlari (shuningdek ammoniy kationi NH_4^+) va kislota qoldiqlarining anionlari hosil bo'ladigan elektrolitlar tuzlar deyiladi yoki boshqacha aytganda, molekulasida metall atomi (shuningdek ammoniy kationi NH_4^+) va kislota qoldiqlaridan tarkib topgan birikmalar tuzlar deyiladi.

Tuzlar nomenklaturasi

KNO_3 – kaliy nitrat

FeSO_4 – temir sulfat

NaHSO_4 - natriy gidrosulfat

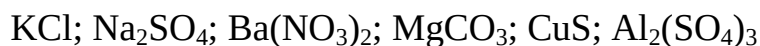
KH_2PO_4 – kaliy digidrofosfat

$\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ – alyuminiy gidroksosulfat

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – alyuminiy digidroksoxlorid

Tuzlarning turlari

a) O'rta tuzlar



b) Nordon tuzlar



c) Asosli tuzlar

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$; $\text{Cr}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$; $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$; $\text{AlOH}(\text{CH}_3\text{COO})_2$

g) Qo'sh tuzlar

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$; $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$; $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$

d) Kompleks tuzlar

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_3]\text{Cl}$

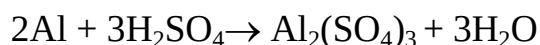
$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$; $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$

Tuzlarning olish usullari

1). Metall va metalmasning o'zaro ta'siridan.



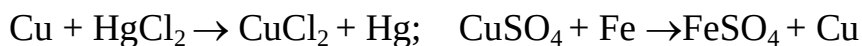
2) Metall va kislota ta'siridan



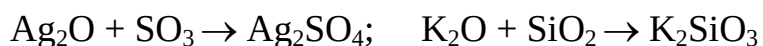
1) Asosli oksid va kislota ta'siridan



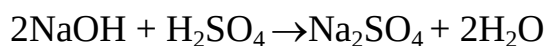
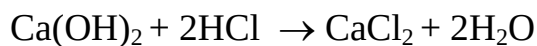
2) Metallarning tuzlariga metallar ta'siridan



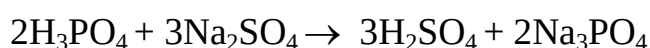
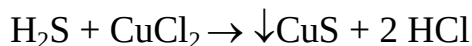
5) Kislotali oksid bilan asosli oksid ta'siridan



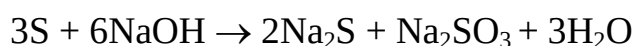
6) Asos bilan kislota ta'siridan (neytrallanish reaksiyasi)



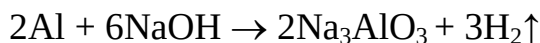
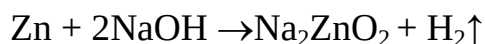
7) Kislotalarning tuzlar bilan o'zaro ta'siridan



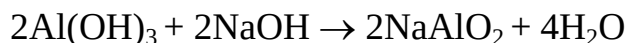
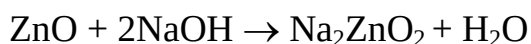
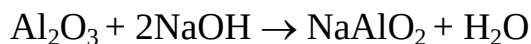
8) Metalmaslarga ishqorlar ta'siridan



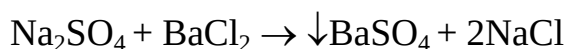
9) Amfoter oksid hosil qiladigan metalga ishqor ta'sir ettirishdan



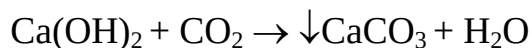
yoki amfoter oksid va gidrooksidlar ta'siridan



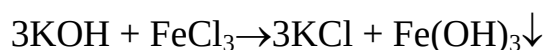
10) Ikkita har xil tuzlarning o'zaro ta'siridan



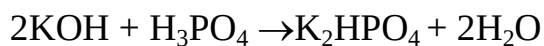
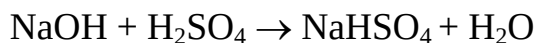
11) Asoslarning kislotali oksidlar bilan o'zaro ta'siridan



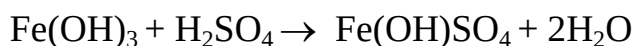
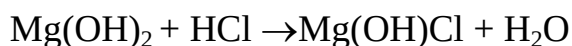
12) Ishqorlarning tuzlar bilan o'zaro ta'siridan



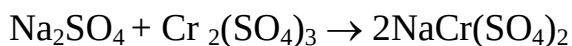
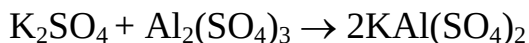
13) Nordon tuzlarning olinishi



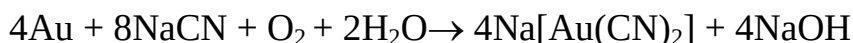
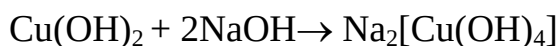
14) Asosli tuzlarning olinishi



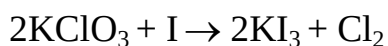
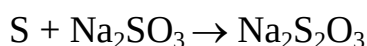
15) Qo'sh tuzlarning olinishi



16) Kompleks tuzlarning olinishi



17) Metalmaslarga tuzlarning ta'siridan



3.5. §. Kompleks birikmalar

Kompleks birikmalarning hosil bo'lishini valentlik to'g'risidagi ta'limot bilan izohlab bo'lmaydi. Ularning tuzilishi 1893 yilda Alfred Verner tomonidan taklif qilingan *koordinatsion nazariya* asosida tushintiriladi.

Bu nazariya quyidagilardan iborat:

1. Ko'pchilik elementlar o'zining asosiy valentliklaridan tashqari yana qo'shimcha valentliklar namoyon qiladi.
2. Har qaysi element o'zining asosiy va qo'shimcha valentliklarini tuyintirishga harakat qiladi.
3. Markaziy atomning qo'shimcha valentliklari fazoda ma'lum yo'nalishga ega bo'ladi.

Ushbu nazariyaga binoan kompleks birikmaning markazida odatda markaziy ion turadi va u *kompleks hosil qiluvchi* deb ataladi. Bu ion atrofida unga bevosita yaqin joyda ma'lum sondagi qarama-qarshi zaryadlangan ionlar yoki elektroneytral molekulalar joylashadi, boshqacha aytganda koordinatlanadi, bu ion yoki molekulalar *addent (ligand)* deb ataladi. Addent va markaziy ion kompleksning *ichki sferasini* tashkil etadi. Ichki sferaga sig'may qolgan ionlar markaziy iondan ancha uzoqda sirtqi koordinatsion sferani tashkil qiladi.

Kompleksda markaziy ion bilan bog'langan neytral molekulalar va ionlarning umumiy soni kompleks hosil qiluvchining **koordinatsion soni** deb ataladi. Koordinatsion son 2,4,6,8 bo'lishi mumkin. Misol uchun $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ da kobaltning koordinatsion soni 6 ga teng.

Kompleks birikmalar 3 xil ya'ni ichki sferaning zaryadiga qarab bo'ladi: anion, kation, neytral kompleks birikmalar.

Anion komplekslarga: $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$

Kation komplekslarga: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$

Neytral komplekslarga: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$

? Savollar:

1. Anorganik birikmalar necha sinfga bo'linadi?
2. Oksidlar deb nimaga aytiladi?
3. Oksidlar necha turga bo'linadi?
4. Oksidlarning qanday olinish usullarini bilasiz?
5. Kislotalar deb nimaga aytiladi?
6. Kislotalar qanday nomlanadi?
7. Kislotalar negizligiga qarab nechiga bo'linadi?
8. Kislotalarning olinish usullarini sanab bering.
9. Qanday moddalar asoslar deyiladi?
10. Asoslar qanday turlarga bo'linadi?
11. Asoslarning olinishini sanab bering.
12. Tuzlarga ta'rif bering.
13. Tuzlar qanday nomlanadi?
14. Tuzlar nechaga bo'linadi? Misollar keltiring.
15. Tuzlar qanday usullarda olinadi?
16. Kompleks birikmalar haqida ma'lumot bering?

IV B O B

4.1. §. Kimyoviy bog'lanish nazariyasi

Atomlarning o'zaro ta'siri natijasida 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. Kimyoviy bog'lanish hosil bo'lishda hamma vaqt o'zaro ta'sir etuvchi elektronlar va yadrolardan iborat sistemaning potensial energiyasi kamayadi, ya'ni energiya ajralib chiqadi. Shu sababli hosil

bo'ladigan molekularlar, kristallarning potensial energiyasi dastlabki erkin atomlarning energiyasi yig'indisidan doimo kichik bo'ladi.

Demak, bog'lanish ta'sir etuvchi atomlar sistemasining potensial energiyasining kamayishi natijasida hosil bo'ladi.

Kimyoviy bog'lanish molekula yoki kristall hosil bo'lishida ishtirok etuvchi elektronlar va atom yadrolarining elektr maydonlarining o'zaro ta'siri natijasida vujudga keladi. Bu o'zaro ta'sirning xarakteri atom tuzilishi va elektronning korpuskulyar-to'lqin xossalari asosida aniqlandi. Atom tuzilishining asosiy momentlari ma'lum bo'lgandan keyingina kimyoviy bog'lanish nazariyasini yaratish imkoni tug'ildi.

1916 yilda amerika olimi J.Luyis kimyoviy bog'lanish bir vaqtning o'zida ikkala atomga tegishli bo'ladigan elektron juftlarining hosil bo'lishi hisobiga vujudga keladi, degan fikrni 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 aylanib 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 tasavvurlarini yaratilishiga olib keldi.

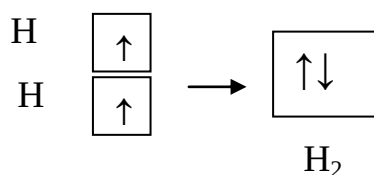
Elektron nazariya asosida atomlararo ikki xil bog'lanish mavjudligi aniqlandi. Birinchi xil bog'lanishda molekula zaryadlanmagan zarrachalardan iborat bo'ladi. Bu xil bog'lanish *kovalent bog'lanish* deb ataladi. Ikkinchi xil bog'lanishda molekula qarama-qarshi elektr bilan zaryadlangan ionlardan iborat bo'lib, bu bog'lanish *ion bog'lanish* deb ataladi.

4.2. §.Kovalent bog'lanish

Atomlar o'rtasida kovalent bog'lanish 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 chiqishdi va bu qiymatlar tajribada topilgan qiymatga juda yaqin chiqdi. Natijada vodorod molekulasida kimyoviy bog'lanish ikkala atomga tegishli bo'lgan qarama-qarshi yo'nalishdagi spinga ega elektron jufti hosil bo'lishi natijasida vujudga keladi, degan xulosaga kelindi. Vodorod molekulasida hosil bo'lishidagi elektronlarning «juftlanish» jarayoni quyidagi sxema bilan ifodalanishi mumkin:



Sxemadagi elektron chiziqlar vodorod molekulasidagi har bir elektron ikkala atomning kvant yacheykalaridan joy olishini bildiradi, ya'ni elektronlar vodorod atomlari yadrolarining kuchlanish maydonida harakat qiladi. Demak, hosil bo'ladigan ikki elektronli ikki markazli kimyoviy bog'lanish kovalent kimyoviy bog'lanish deb ataladi.

Kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lish mexanizmi murakkabroq molekulalarga ham tatbiq qilinadi. Bunday kimyoviy bog'lanish nazariyasi valent bog'lanish (VB) va molekulyar orbitallar (MO) usullari degan nomni oldi. Valent bog'lanish usuli kovalent bog'lanishning muhim xossalarini nazariy asoslab berdi. Bu usul kimyoviy bog'lanishning kvant-mexanik nazariyasini yaratishda katta rol uynaydi.

Qutbsiz va qutbli kovalent bog'lanish. Agar ikki atomli molekula bir element atomlaridan tuzilgan bo'lsa, (masalan, H_2 , N_2 , Cl_2 molekulalari)

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.

Agar ikki molekula har xil element atomlaridan tashkil topgan bo'lsa, umumiy elektron buluti atomlardan biri tomon siljigan bo'lib, zaryadlar asimmetrik 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 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.

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 ortiqcha musbat zaryadga ega bo'lib qoladi; bu zaryadlarni atomning molekuladagi **effektiv zaryadi** deb qabul qilingan.

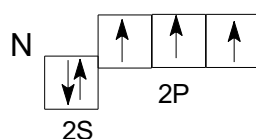
Ba'zi atomlarning nisbiy elektromanfiyligi

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,8	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 1,8	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,8	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Masalan, vodorod xlorid molekulasidagi umumiy elektron jufti elektromanfiyroq bo'lgan xlor atomi tomon siljigan bo'lib, xlor atomida effektiv

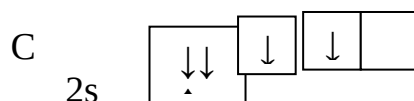
manfiy zaryad vujudga keladi, vodorod atomida esa absolyut qiymati jihatdan teng bo'lgan effektiv musbat zaryad paydo bo'ladi. Demak, xlorid kislota molekulasi qutbli molekula hisoblanadi. Bu molekulani ma'lum masofada joylashgan ikki absolyut qiymat jihatdan teng, lekin qarama-qarshi ishorali zaryadlardan iborat sistema deb qarash mumkin. Bunday sistemalar **elektrik dipollar** deb ataladi.

Kovalent bog'lanishni hosil bo'lish yo'llari. 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.

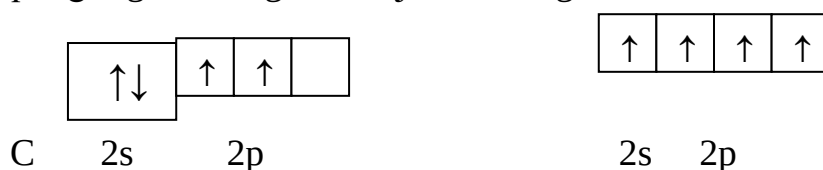


Lekin kovalent bog'larning soni qo'zg'almagan atomdagi juftlashmagan elektronlarning sonidan ko'proq bo'lishi mumkin. Masalan, normal holatdagi uglerod atomining tashqi elektron qavati quyidagicha ifodalanadi:

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.

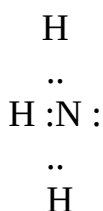


Qandaydir energiya sarf qilinganda 2s dan 2 p-pog'onachaga o'tishi mumkin; natijada atom qo'zg'algan holatga o'tib, juftlashmagan elektronlar soni oshadi:



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

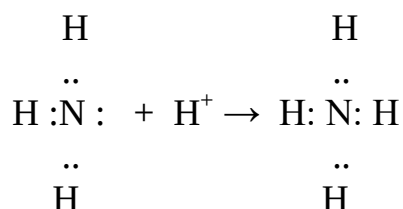
Kovalent bog' hosil bo'lish yo'llaridan ikkinchisi donor-akseptor bog'lanishdir. Ko'pgina hollarda kovalent bog'lar atomning tashqi elektron qavatidagi juftlashgan elektronlar hisobiga vujudga keladi. Masalan, ammiak molekulasini ko'rib chiqaylik:



Azot atomining 8 ta tashqi elektronidan 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 atomlar bilan kovalent bog' hosil qilishda ishtirok etishi mumkin. Bunday bo'sh s-orbital vodorod ioni H^+ da bor:



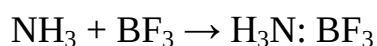
Shu sababli ammiak molekulasining vodorod ionlari bilan o'zaro ta'siri natijasida ular orasida kovalent bog' vujudga keladi; azot atomlarining taqsimlanmagan elektron jufti ikkala atom uchun umumiy bo'lib qoladi va natijada ammoniy ioni NH_4^+ hosil bo'ladi:



Bu yerdagi kovalent bog' ilgari bir atomga (elektron juftining donoriga) tegishli bo'lgan elektron jufti va boshqa atomning elektron jufti (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 xam yuzaga chiqishi mumkin. Masalan, ammiak bilan bor ftorid orasida donor akseptor bog'lanishning hosil bo'lishi quyidagi tenglamada ko'rsatiladi.



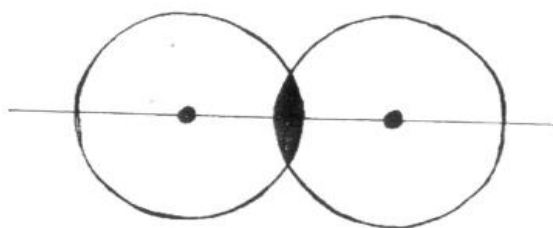
Bunda NH_3 elektron jufti donori bo'lib, BF_3 elektron jufti uchun akseptordir.

Kovalent boglanishning xossalari. Ayni atom hosil qilishi mumkin bo'lgan kovalent bog'larning soni chegaralangan. Bu son kovalent orbitallarning umumiy soni bilan belgilanadi. Kvant-mexanik hisoblashlar shuni ko'rsatadiki, bunday orbitallar qatoriga tashqi elektronlarning qavati s- va p- orbitallari hamda tashqaridan oldingi d-orbitallar kiradi.

Atomlarning chegaralangan sondagi kovalent bog'larni hosil qilishda qatnasha olish hususiyati **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.

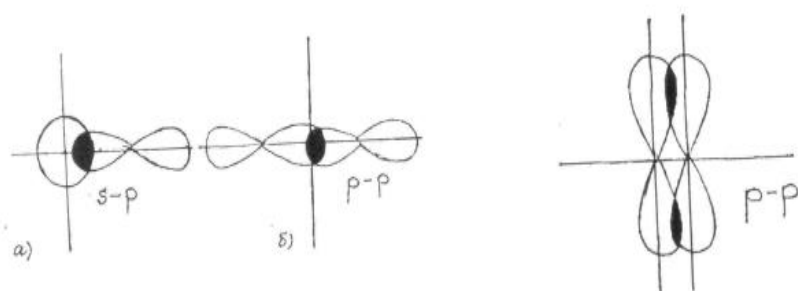
Masalan, vodorod molekulasida (1-rasm) atomlar s-elektron bulutlarining qoplanishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlar yadrolarining bog'lovchi to'g'ri chiziq (ya'ni bog' o'qi) yaqinida yuz beradi. Bunday kovalent bog'larga σ -bog' deyiladi. σ -bog' hosil bo'lishida bog' o'qiga ko'ndalang joylashgan p-elektronlar ham ishtirok etishi mumkin.



1-rasm. H_2 molekulasida elektron bulutlarning bir-birini qoplash sxemasi

Chunonchi HF-molekulasining kovalent σ -bog'i vodorod atomi 1s bulutini fluor atomi 2 p-elektron buluti qoplashi natijasida vujudga keladi (2a-rasm). F_2 -molekulasidagi kimyoviy bog'lanish ham σ -bog'dir, bu bog'ni 2 ta fluor atomining 2 p-elektron bulutlari hosil qilgan (2b-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 (3-rasm). 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.



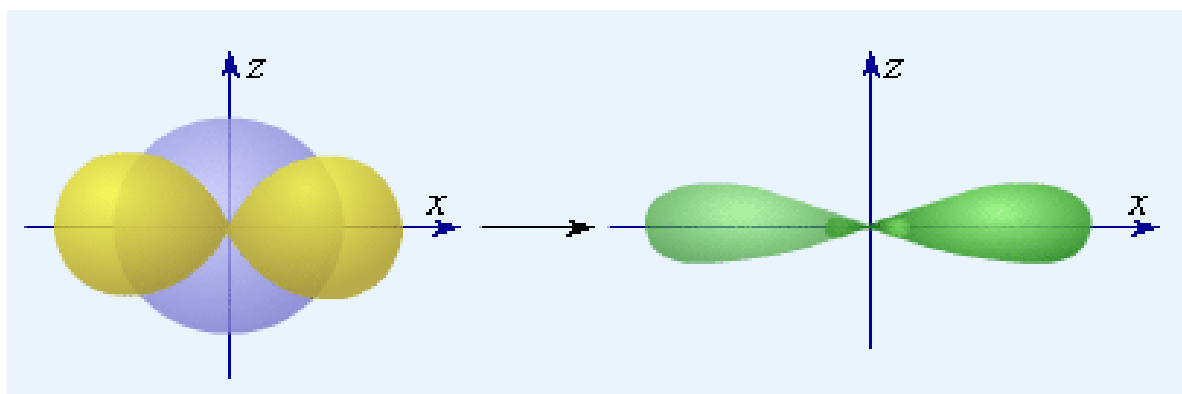
2-rasm. a) HF molekulasidagi σ -bog' 3-rasm. π -bog' hosil bo'lishida

b) F_2 molekulasidagi σ -bog' bulutlarining koplanish sxemasi

p-elektron

4.3. §.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. 4-rasmda s-orbital bilan p-orbitaldan hosil bo'lgan ikkita sp-gibrid orbitallarning sxematik shakli keltirilgan.

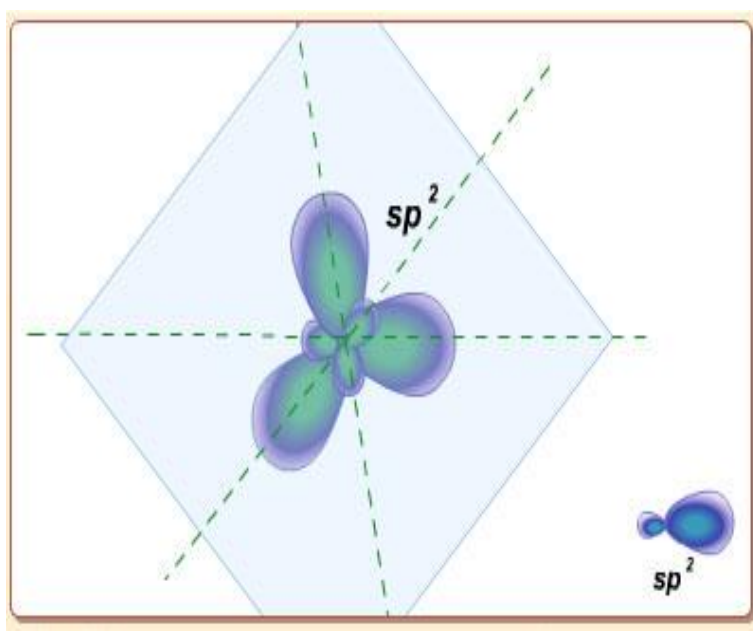


4-rasm. sp-gibrid orbitallarning shakli

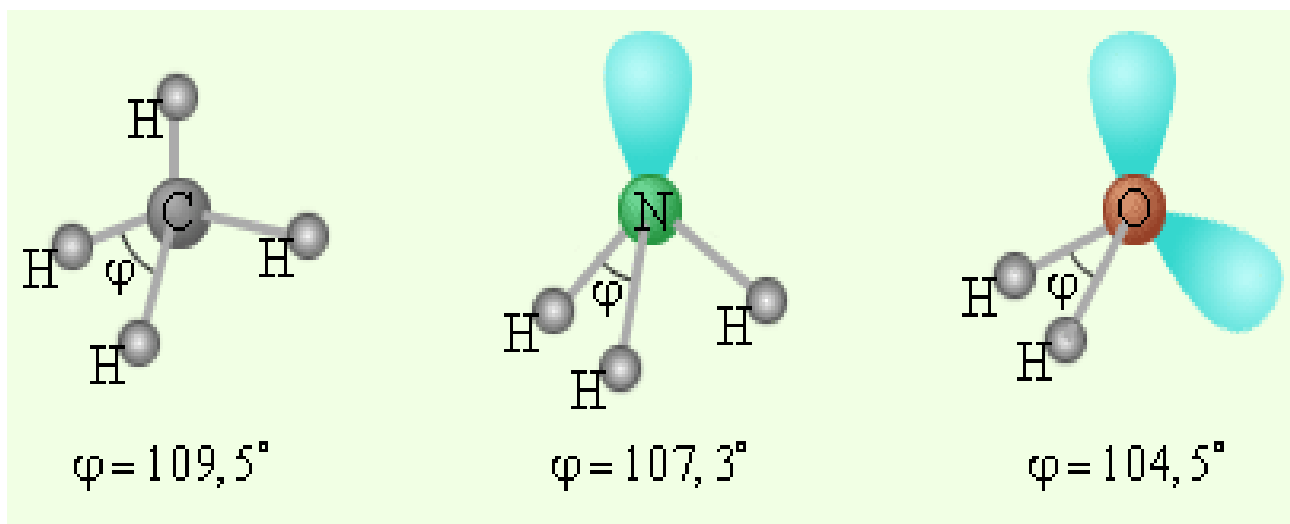
sp-gibrid orbitallarda elektron bulutining zichligi yadroning bir tomonida kattaroq bo'lib, ikkinchi tomonida kichikroqdir. Gibrid orbitallar o'zining kattaroq qismi bilan boshqa atomlarning elektron bulutlarini ko'proq qoplaydi. Gibridlanish natijasida elektron bulutlar tomomila simmetrik shaklni oladi. Erkin holatdagi atomlar hech qachon gibridlangan holatda bo'lmaydi. Gibridlanish atomlardan molekula hosil bo'lish vaqtidagina yuzaga chiqadi.

Bitta s-orbitalar bitta p-orbitalar bilan qo'shilganda hosil bo'ladigan ikkita gibrid orbital 4-rasmda ko'rilganidek, bir-biriga qarama-qarshi yo'nalishda joylashgan bo'lib, molekulaning chiziqli yo'nalishiga sabab bo'ladi. Masalan, BeF_2 molekulaning hosil bo'lishida sp-gibridlanish kuzatiladi va gibrid orbitallar orasidagi burchak 180° ga teng bo'ladi. Hosil bo'ladigan gibrid orbitallar orbitallarining soniga teng bo'ladi. Chunonchi bitta s-va ikkita p- orbitallarining 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 (5-rasm). sp^2 gibridlanish asosida hosil bo'ladigan molekulaga misol qilib BF_3 molekulasini olishi mumkin. Agar gibridlanishda 1ta s va 3ta p-orbital ishtirok etsa unda sp^3 gibridlanish yuz berib, 4 ta gibridlanishdan sp^3 -orbitallar hosil bo'ladi, ular bir-biriga nisbatan $109,28^\circ$ burchak ostida joylashgan bo'ladi. Bunday gibridlanish metan CH_4 molekulasida hosil bo'ladi (6-rasm).



5-rasm. sp^2 -gibrid orbitalning shakli



6-rasm. sp^3 – gibrid orbitalning shakli

4.4. §.Ion bog'lanish

Ion bog'lanish qarama-qarshi ionlarning o'zaro elektrostatik bog'lanishi 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^+ kationi, OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-} anionlar) 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. Manfiy zaryadlangan oddiy ionlar elektronga moyilligi katta bo'lgan tipik metalmaslar atomlaridan hosil bo'ladi. Ion bog'lanishli tipik birikmalar qatoriga ishqoriy metallarning galogenidlari, masalan NaCl , CsF va boshqalar kiradi. 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 torta oladi. 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. 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. Yuqori haroratda molekulalar harakatining kinetik energiyasi molekulalarning o'zaro tortishish energiyasidan yuqori bo'ladi, shuning uchun ionli birikmalar gaz holatda asosan

assotsilanmagan molekula holatida bo'ladi. Lekin haroratning kamayishi bilan modda suyuq holatga o'tganda ionli birikmalarning assotsiatsiyasi kuchli namoyon bo'ladi. Ion bog'lanishli molekulalar odatdagi sharoitda qattiq holatda yakka-yakka holatda mavjud bo'la olmaydi, ular o'zaro birlashib, juda ko'p ionlardan tashkil topgan gigant molekula-kristallni hosil qiladi.

Ion bog'lanishli molekulalarning erkin holda mavjud bo'lmasligini bir ionning ikkinchi bir ionga ta'sir etishi bilan tushuntirish mumkin.

Atom musbat zaryadli ionga aylanishi hamma vaqt uning radiusini kamayishiga olib keladi. Anionning musbat zaryadi uning tashqi elektron bulutlarining deformatsiyalanishini qiyinlashtiradi. Manfiy zaryadlangan ionlar hamma vaqt neytral atomlarga nisbatan katta o'lchamli bo'ladi va demak, ularning yadro bilan bog'lanishini susaytiradi.

4.5. §. Vodorod bog'lanish.

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 ko'rilgandan 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 - HI, va H₂S - H₂Se - H₂Te qatorlarda bu bog'lanish kuzatiladi. Lekin H₂O va HF ning qaynash haroratlari aksincha yuqori bo'lib chiqdi.

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 qila oladi. Ana shu bog'lanish *vodorod bog'lanish* deb ataladi. Masalan, HF da vodorod atomi elektroni 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 uzlukli 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 energiyasi azot birikmalarida taxminan 8 kJ/molga va fluor birikmasida 40 kJ/molga tengdir. Bu energiya molekulalarning assotsilanishi, ya'ni molekulalarning dimer yoki polimerlarga birlashishiga olib keladi. Ayni shu molekulalarning assotsilanishi ularni birbiridan uzilishini qiyinlashishiga vodorod fluorid, suv, ammiak kabi moddalarning qaynash haroratlari anomal ravishda yuqori bo'lishiga sababchi bo'ladi.

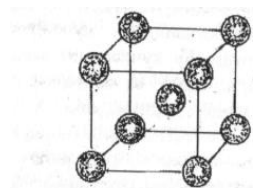
Vodorod bog'lanish tirik organizm va tabiatda yuz beradigan jarayonlarda muhim rol o'ynaydi. Vodorod bog'lanish biologik muhim- moddalar oqsillar va nuklein kislotalarda uchraydi va ularning xossalriga yetarli ta'sir ko'rsatadi.

4.6. §.Metall bog'lanish

Ko'pchilik metallar atomlarining tashqi energetik pog'onasida elektronlar soni ko'p bo'lmaydi. Masalan, tashqi pog'onada bittadan elektron 16 elementda, ikkitadan –58 tada, uchtdan –4 elementda bor va faqat Pb ning tashqi

pog'onasida bitta ham elektron yo'q. Ge, Sn va Rb elementlari atomlarining tashqi pog'onasida 4 tadan elektron, Sn bilan Bi da –5 tadan va Po da-6 elektron bo'ladi, lekin bu elementlarni haqiqiy metallar deb bo'lmaydi.

Metall elementlar oddiy moddalar – metallarni hosil qiladi. Odatdagi sharoitda bular kristall moddalardir (simobdan tashqari), 7-rasmda natriy kristall panjarasining sxemasi ko'rsatilgan. Ko'rinib turibdiki, natriyning har qaysi atomi 8 ta qo'shni atom bilan qurshab olingan. Natriy misolida metallardagi kimyoviy bog'lanish tabiatini ko'rib chiqamiz.



7-rasm. Natriyning kristall panjarasi

Boshqa metallarda bo'lgani kabi natriy atomlarida ham valent orbitallar ortiqcha va elektronlar etishmaydigan bo'ladi. Masalan, valent elektron ($3s^1$) to'qqizta bo'sh orbitaldan – $3s$ (bitta), $3p$ (uchta) va $3d$ (beshta)dan bittasini egallashi mumkin. Atomlar bir-biriga yaqinlashganida kristall panjara hosil bo'lishi natijasida qo'shni atomlarning valent orbitallari bir-birini qoplaydi, shu tufayli elektronlar bir orbitaldan boshqasiga bimalol o'tib, metall kristalidagi barcha atomlar orasida bog'lanish hosil qiladi. Kimyoviy bog'lanishning bunday turi *metall bog'lanish* deyiladi.

Atomlarining tashqi pog'onasida valent elektronlar soni bir-biriga yaqin tashqi energetik orbitallarning umumiy soniga nisbatan kam, valent elektronlari esa ionlanish energiyasi kichik bo'lganligi sababli atomda bo'sh tutilib turadigan elementlar metall bog'lanish hosil qiladi. Metall kristallarda kimyoviy bog'lanish juda delokallashtgan, ya'ni bog'lanishni amalga oshiradigan elektronlar umumlashgan («elektron gaz») va umuman elektroneytral bo'lgan butun metall parchasi bo'ylab ko'chib yuradigan bo'ladi.

Metall bog'lanish qattiq va suyuq holdagi metallar uchun xosdir. Bu bir-biriga bevosita yaqin joylashgan atomlar agregatlarining xossalari. Lekin barcha moddalarning atomlari kabi metallarning atomlari ham bug' holatida bir-biri bilan kovalent bog'lanish orqali bog'langan bo'ladi. Metallarning bug'lari alohida molekulalardan (bir atomli va ikki atomli) tarkib topgan bo'ladi. Kristalda bog'lanish puxtaligi metall molekulasidagidan kuchli, shu sababli metall kristali hosil bo'lish jarayoni energiya ajralib chiqishi bilan boradi.

Metall bog'lanish kovalent bog'lanishga ma'lum darajada o'xshaydi, chunki u ham valent elektronlarning umumlashishiga asoslangan. Lekin kovalent bog'lanishni vujudga keltiradigan elektronlar birikkan atomlarga yaqin va ular bilan puxta bog'langan bo'ladi. Metall bog'lanishni hosil qiladigan elektronlar esa barcha kristall bo'ylab erkin harakatlanadi va uning barcha atomlariga tegishli bo'ladi. Xuddi shuning uchun ham kovalent bog'lanishli kristallar mo'rt, metall bog'lanishlilari-plastik, ya'ni ular zarba ta'sirida o'z shaklini o'zgartiradi, yupqa listlar bo'lib yoyiladi va sim bo'lib cho'ziladi.

? Savollar

1. Kimyoviy bog'lanishning asosiy tiplarini nomlang.
2. Qaysi elementlarning atomlari orasida kovalent bog'lanish hosil bo'ladi?
3. Kovalent bog'lanish energiyasi nima?
4. Kovalent bog'lanish qanday xossalarga ega?
5. Donor-akseptor mexanizm bo'yicha kovalent bog'lanish hosil bo'lishga misollar keltiring.
6. Ion bog'lanishni ta'riflang va misollar keltiring.
7. Vodorod bog'lanish qanday hosil bo'ladi?
8. Qanday kuchlar Van-der-Vaals kuchlari nomini olgan?

V BOB. KRISTALL PANJARALAR

5.1. §. Moddalarning agregat holati

Moddalar 3 agregat holatda gaz, suyuq va qattiq holatda bo'ladi.

Gazlar berilgan hajmni bir tekis egallash xususiyati bilan xarakterlanadi. Gazlarning bu xossasi zarrachalarining o'ta harakatchanligi bilan bog'liq. Gazlarning zarrachalari bir-biridan uzoqroq masofada bo'ladi, buni gazlarning siqiluvchanlik xossasi tasdiqlaydi. Zarrachalarning harakati tez va betartib bo'ladi.

Suyuqliklar gazlardan ayni temperaturada aniq hajmni egallashi bilan farqlanadi. Suyuqliklarning juda kam siqiluvchanligi ularning zarrachalari gazlarning zarrachalariga nisbatan zich joylashganligini ko'rsatadi. Shu sababali zarrachalar orasidagi o'zaro ta'sir kuchlari sezilarli bo'lib, zarrachalarning bir-biridan uzoqlashishiga yo'l qo'ymaydi. Lekin bu kuchlar zarrachalarni bir joyda ushlab tura oladigan darajada emas. Suyuqliklar oquvchanlikka ega. Suyuqliklar zarrachalarning to'xtovsiz harakati sababli ularning o'zaro joylashish tartibi doimo o'zgarib turadi. Zarrachalarning harakati gazlarning zarrachalari harakati singari tartibsizdir.

Qattiq jismlar suyuq va qattiq moddalardan farq qilib, mustaqil shaklga ega bo'ladi va bu shaklni qanday holatda joylashgan bo'lsa ham saqlab qoladi. Qattiq moddalarning zarrachalari bir-biri bilan shunday mustahkam bog'langanki, ular bir joydan ikkinchi joyga o'ta olmaydi. Lekin qattiq

moddalarda ham zarrachalarning harakati saqlanib qoladi, bu harakat kuchsiz tebranma xarakterli bo'ladi.

5.2. §. Qattiq moddalarning tuzilishi. Moddalarning amorf holati

Ko'pchilik moddalar qattiq holatda kristall tuzilishi ega. Har bir modda odatda, aniq shakldagi kristallarni hosil qiladi. Masalan, natriy xlorid kub shaklida, achchiqtosh oktaedr shaklida, natriy nitrat prizma shaklida kristallanadi va hokazo. Kristallarning shakli moddalarning xarakterli xossaligidan 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.

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

Barcha kristall panjaralar 4 ta asosiy turga bo'linadi:

1. Molekulyar	3. Ionli
2. Atom	4. Metall panjaralar

1)Molekulyar kristall panjara - panjara tugunlarida molekula turishi bilan xarakterlanadi. Polyar yoki kam qutbli tipdagi birikmalar va umuman atom bog'lanishga ega bo'lgai birikmalar molekulyar panjaralar hosil qiladi. Molekulyar kristall panjara uchun sublimatsiya xosdir.

2)Atomli kristall panjara - ning struktura birligi o'zaro kovalent bog'langan neytral atomlardir. Bunday turdagi panjaralar ba'zi oddiy moddalar,masalan olmosga xosdir.

a) olmos sp^3 (-)

b) grafit sp^2 (=)

v) karbin sp ($\equiv$)

3) Ionli kristall panjara - tugunlarda musbat va manfiy ionlar navbatma-navbat joylashgan bo'ladi. Masalan: tuzlar, ko'pgina oksidlar kiradi.

4) Metall kristall panjara - o'ziga xos tuzilishga ega. Metall panjara tugunlarida neytral atomlar emas, balki musbat ionlar turadi, bu ionlar orasida erkin, oson harakatchan elektronlar bo'ladi.

Molekulyar, atomli va ionli panjaralar orasida farq bo'lishga sabab, ularni hosil qiluvchi zarrachalarning tipigina emas, balki bu zarrachalarning o'zaro ta'sir etish xarakteri hamdir. Ionli strukturalardagi musbat va manfiy zaryadlangan ionlar orasida ta'sir etadigan qulon kuchlari zarrachalar orasida ancha mustahkam bog'lanish hosil qiladi, bu kuchlar elektroneytral atomlarini yoki molekulalarni bir-biriga bog'lab turadigan kuchlarga qaraganda ancha katta bo'ladi. Shuning uchun ionli birikmalarning suyuqlanish harorati va qattiqligi, qugbli yoki qutbsiz molekulalardan tarkib topgan moddalarnikiga qaraganda ancha yuqori. Lekin kristallarning ichki tuzilish haqidagi bu nazariy tushuncha faqat ideal holatga, ideal kristallarga xos. Haqiqiy kristallarning rentgen nurlari yordami bilan o'rganishdan va maxsus asboblar bilan ularning fizik xususiyatlarini

tekshirishdan olingan natijalar kristallarning ideal ichki tuzilishlarining, buzilishlarini ko'rsatmoqda.

Haqiqiy kristall tarkibi va ichki tuzilish bilan ideal kristall ichki tuzilish andazalari bir biriga to'g'ri kelmasligi yaqqol ko'rinib qoldi.

Kristallarning ichki tuzilishi bo'yicha so'nggi yillarda o'tkazilgan chuqur ilmiy tadqiqot ishlari natijasi ularning ichki tuzilishlarini ikki guruhga bo'lishga imkoniyat tug'diradi.

a) Ideallashtirilgan ichki tuzilish.

v) haqiqiy ichki tuzilish

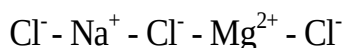
Masalan galitning (NaCl) kub shaklidagi fazoviy panjarasini olaylik. Unda kubning bitta tomonida (100) joylashgan natriy kationi va xlor anioni cheksiz ravishda bir birini qo'yidagidek takrorlaydi:



Bu galitning ideal tarkibi va ionlarning ideal joylashishi nazariy andazasi hisoblanadi. Lekin tabiiy galitning tarkibida doimo kaliy, magniy va boshqa elementlar aralashmalari borligi aniqlangan. Bu elementlar natriy bilan izomorf aralashmalar hosil qiladi. Shu sababdan galitning ideal tarkibi va ichki tuzilishining buzilishi bir nechta holatda bo'lishi mumkin:

1. Galit fazoviy panjarasida natriy o'rniga kaliy yoki magniy o'tirib qolishi mumkin:

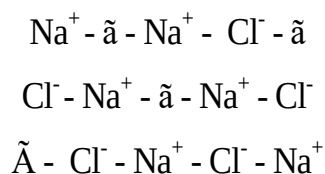
Masalan:



Ionlarning bunday joylashishiga galitning real tarkibi va haqiqiy ichki tuzilishi deyiladi.

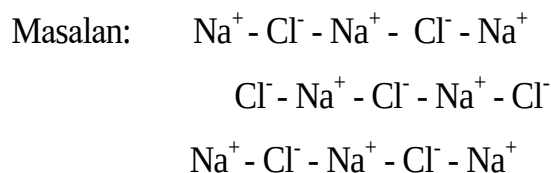
2. Galitning fazoviy panjarasidagi natriyning yoki xlorning o'rni butunlay

bo'sh qolishi mumkin: Masalan:

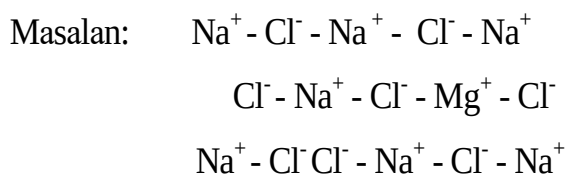


Ionlarni bu holatda joylashishini kashf qilgan olim nomiga **Shotki defekti** deb yuritiladi. Kristall kimyogarlar tilida bo'sh qolgan joylarni natriy yoki xlor vakantsiyasi (bo'sh joy) deb ham yuritiladi.

Galitning tarkibidagi xlor yoki natriy ionlari fazoviy panjara tugunlari qatorining o'rtasiga tushib qolishi mumkin. Ularni adashib, sargardon bo'lib yuruvchi ionlar yoki bu hodisani birinchi bo'lib kuzatgan olim nomiga **Frenkel defekti** deyiladi.



2.Ikkita natriy yoki ikkita xlor bitta tugunga tushib juftlashib qolishi mumkin.



Bu holda ham galitning ichki tuzilishi buziladi. Yuqorida ionli bog'lanishdagi eng oddiy binar birikma galit misolida keltirilgan defektlar boshqa bog'lanishdagi murakkab tarkibli birikmalar (kristallar, minerallar) uchun ham xarakterlidir.

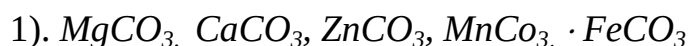
Oldingi mavzularda qayd qilingandek, kristall tekis-silliq, yonlar va to'g'ri qirralar bilan cheklangan ajoyib shakli kishilar e'tiborini qadimdan jalb etib kelishi eslatib o'tilgan. Buning asosiy sababi, nega shunday ekanligi kristallarning o'sishi nazariyasida tushuntirib o'tildi. Kristallning yoki kristall tashkil etgan zarrachalar joylashgan tekis yuzadan, ya'ni fazovii panjaraning tekis turidan iborat.

Qirralar esa tekis-silliq, yonlar kesishadigan to'g'ri chiziq, ya'ni fazovii panjaraning qatoridir. Shunday ekan, yuqorida aytib o'tilganidek kristallning o'sayotgan yoni avvalgi holatiga parallel ravishda suriladi.

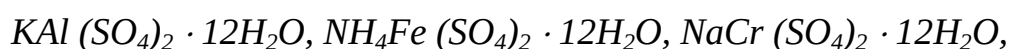
5.3. §. Polimorfizm va izomorfizm

Ba'zi (oddiy yoki murakab) moddalar kristallanish sharoitiga qarab, turli shakl va tuzilishdagi kristallarni hosil qilish mumkin. Bu hodisaga **polimorfizm** (grekcha-poly-ko'p, morphe-shakl) deyiladi. Polimorfizm hodisasi tabiatda juda keng tarqalgan: deyarli hamma moddalar ma'lum sharoitdagi turli polimorfik modifikasiyalarda olinishi mumkin. Masalan, olitingugurt 5 ta modifikasiya, NH_4NO_3 – 4 ta, temir – 4 ta modifikasiya holida bo'lishi mumkin. Polimorfik modifikasiyalarning xossaligidagi farq kristalning u yoki bu ichki tuzilishini qayta ko'rilishidandir. Lekin hamma modifikasiyalar o'zlaridagi farqni modda suyuqlantirilganda yoki eritilganda yo'qotadi. Ayni moddaning u yoki bu polimorfik modifikasiyasining kimyoviy reaksiyadagi mahsulotlari bir biridan farq qilmaydi. Masalan, olmos yoqilganda hosil bo'ladigan uglerod (IV)–oksid CO_2 grafit yoqilganda hosil bo'ladigan CO_2 dan hech qanday farq qilmaydi. Polimorfizm hodisasi sanoat uchun muhim ahamiyatga ega. Temirning polimorfizmi po'latni termik qayta ishlash jarayonida katta rol uynaydi, kvarsning polimorfik o'zgarishi keramik buyumlar va o'tga chidamli materiallar tayyorlashda muhim ahamiyatga ega. Kimyoviy tabiati jihatdan o'xshash, lekin kimyoviy tarkibi jihatidan farq qiluvchi ba'zi bir moddalar shakli va o'zining ichki tuzilishi jihatidan o'xshash kristallarni hosil qiladi. Bu hodisaga **izomorfizm** deyiladi.

Izomorfizm kristallarni hosil qiluvchi moddalarga misollar (izomorfizm qatorlar):



4). Achchiqtoshlar, sulfat kislotaning 1 ta bir valentli va 1 ta uch valentli metall tutuvchi ko'shaloq tuzlari:



Izomorfik o'zgarishlar yuqori sifatli, kerakli xossalarga ega bo'lgan metallar qotishmalarni olish texnologiyasida muhim ahamiyatga egadir.

? Savollar

1. Moddalar qanday agreget holatlarda bo'ladi?
2. Moddalarning amorf holati deb nimaga aytiladi?

VI B O B

6.1. §. Kimyoviy reaksiyalar tezligi

Kimyoviy jarayonlar tezligi to'g'risidagi ta'limot *kimyoviy kinetika* deb ataladi.

Kimyoviy reaksiyalar har xil tezliklarda boradi. Ulardan ba'zilari sekundning bir necha ulushlari ichida batamom tugaydi, 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.

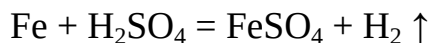
Gomogen sistemada boradigan (gomogen reaksiyalar) va geterogen sistemada boradigan (geterogen reaksiyalar) reaksiyalar bir-birlaridan farq qiladilar. Modda yoki moddalar yig'indisiga kimyoda **sistema** deyiladi. Sistemalar gomogen va geterogen sistemalariga bo'linadi.

Bir xil fazadan tashkil topgan sistema *gomogen*, har xil sistemalardan tashkil topgan sistemaga *geterogen* sistema deb ataladi. Sistemaning boshqa qismlardan chegara sirtlari bilan ajralib turuvchi qismiga *faza* 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. 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 amalga oshadi. Masalan metallning kislotada 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 birligidagi 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:

$$\mathcal{G}_{gomog} = \frac{\Delta n}{V\Delta t}$$

Geterogen reaksiyaning tezligi

$$\mathcal{G}_{geter} = \frac{\Delta n}{S\Delta t}$$

shaklda ifodalanadi.

v_{gomog} – gomogen reaksiyaning tezligi; v_{geter} – geterogen sistemaning tezligi; n -reaksiyada hosil bo'luvchi moddaning mol soni, V -sistemaning hajmi; t -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 maxsulot miqdori reaksiyaning tezligiga bog'liq. Kimyoviy reaksiyalardan amalda foydalanilganda reaksiyaning turli sharoitlarda qanday tezlikda borishi, reaksiyaning istalgan tezligiga erishish uchun sharoitni qanday o'zgartirish kerakligini bilish muhimdir. Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga, ularning konsentratsiyalariga, haroratga, katalizator va boshqa faktorlarga bog'liq.

Kimyoviy reaksiya tezligining reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasiga bog'liqligi. Reaksiya tezligiga reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyalari katta ta'sir ko'rsatadi. Dastlabki moddalarning zarrachalari (molekulalari, ionlari) kimyoviy o'zaro ta'sirlashishi uchun ularning 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'qnashishlar 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.

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



reaksiyaning tezligi bu qonunga muvofiq quyidagicha ifodalanadi:

$$v = K[A] \cdot [B]$$

v – reaksiyaning tezligi, $[A]$, $[B]$ – reaksiyaga kirishayotgan moddaning mol/l bilan ifodalangan konsentratsiyasi, 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.

Agar reaksiyaga kirishayotgan moddalarning stexiometrik koeffitsientlari birdan yuqori songa teng bo'lsa, bu sonlar reaksiya tezligining matematik ifodasidagi konsentratsiyalar darajasiga qo'yiladi, masalan:



reaksiya uchun massalar ta'siri qonun quyidagicha ifodalanadi:

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

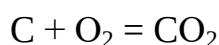
Massalar ta'siri qonunini azot (II)-oksidning oksidlanish reaksiyasi uchun qo'llab ko'raylik:



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 kirmaydi. Ko'mirning yonish reaksiyasi:



uchun massalar ta'siri qonuni quyidagicha yoziladi:

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

Reaksiya tezligining haroratga bog'liqligi. Kimyoviy reaksiyaning borishi uchun zarrachalar o'zaro to'qnashishi kerak. Lekin har qaysi to'qnashish 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 mumkin. Molekulalarning to'qnashishi natijasida yangi modda hosil bo'lishi uchun zarur bo'lgan qo'shimcha energiya ayni *reaksiyaning*

faollanish energiyasi deb ataladi. Faollanish energiyasi kJ/mol bilan ifodalanadi. Faollanish energiyasiga ega bo'lgan molekulalar *faol molekulalar* deb yuritiladi. Atom va molekulalar qo'zg'algan holatga o'tganda ularning reaksiyaga kirishish qobiliyati kuchayadi. Zarrachalarni qo'zgaltirish uchun, masalan, haroratni oshirish, bosimni ko'paytirish, reaksiyaga kirishayotgan moddalarga reagent nurlari, ultrabinafsha nurlar, γ -nurlar, ba'zan oddiy nur ta'sir ettirish kerak bo'ladi.

Harorat ko'tarilishi bilan aktiv molekulalar soni ortadi. Harorat ko'tarilishi bilan reaksiya tezligi ortadi. Bu ortish reaksiya tezligining harorat koeffitsienti bilan xarakterlanadi. Harorat har 10°C o'zgarganda reaksiya tezligining necha marta o'zgarishini ko'rsatuvchi son reaksiya tezligining **harorat koeffitsienti** deb ataladi. Harorat o'zgarishi bilan reaksiyaning tezligi

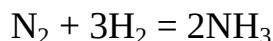
$$v_{t2} = v_{t1} \gamma^{\frac{t_1 - t_2}{10}}$$

quyidagicha o'zgaradi.

v_2 – reaksiyaning t_2° – dagi tezligi, γ – reaksiya tezligining harorat koeffitsienti, t_1 dastlabki harorat, t_2° – oxirgi harorat.

Reaksiyaning harorat koeffitsienti har xil reaksiyalar uchun turlichadir. Uning qiymati ko'pchilik reaksiyalar uchun 2 va 4 oralig'ida bo'ladi. Harorat koeffitsienti 2,9 ga teng bo'lsa, harorat 100°C ga ko'tarilishi natijasida reaksiya tezligi $2,9^{10}$ marta, ya'ni 50.000 mar ta ortadi. Har xil reaksiyaning faollik energiyasi turlichadir. Ba'zi reaksiyalarning faollik energiyasi kam ba'zilarniki esa yuqoridir. Agar faollik energiyasi juda kam (40 kJ/mol dan) 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 faollik 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 faollik energiyasiga ega bo'lgan reaksiyalarga misol qilib ammiak sintezi reaksiyasini olish mumkin:



Bu reaksiya oddiy haroratda shunchalik sekin boradiki, uni amalda payqash qiyin. Reaksiyaning faollik 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.

6.2. Kataliz

Reaksiya tezligini o'zgartiradigan, lekin reaksiya natijasida kimyoviy jihatdan o'zgarmaydigan moddalar *katalizatorlar* deb ataladi. Kimyoviy reaksiya vaqtida katalizator rolini kuchaytiruvchi moddalarga *promotorlar* deyiladi. Katalizatorlar ishtirokida reaksiya tezligining o'zgarish hodisasi *kataliz* deb ataladi. Katalizatorlar ishtirokida boradigan reaksiyalar *katalitik reaksiya* 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. MoO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ 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 olsa bo'ladi.

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

Agar reaksiya tezligi katalizatorlar ishtirokida pasaysa, bunday katalizga manfiy kataliz deyiladi. Reaksiyaning tezligini pasaytiradigan moddalarni *ingibitorlar* deb ataladi. Masalan, sulfit kislota eritmasiga glitserin, etil spirt va qalay (II)-xlorid qo'shilsa, sulfitning havo kislorodi ta'sirida oksidlanishi keskin pasayib ketadi.

Biologik sistemalarda kataliz juda katta rol uynaydi. Ovqat hazm qilish sistemasida, qonda, odam va xayvonlarning hujayralarida boradigan ko'pgina kimyoviy reaksiyalar katalitik reaksiyalar hisoblanadi. U reaksiyalarning katalizatorlari *fermentlar* deyiladi. Fermentlar oddiy yoki murakkab oqsillardan iborat.

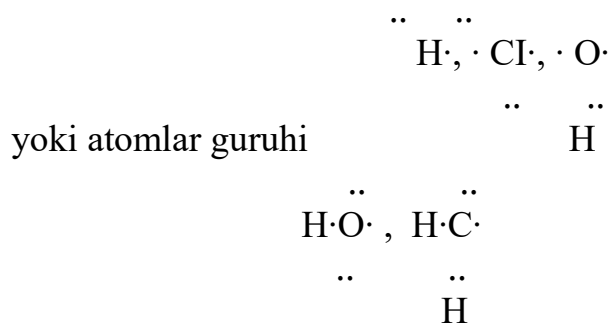
6.3. §.Kimyoviy reaksiyalar mexanizmi

Oddiy reaksiyalarda har bir o'zaro ta'sirning elementar akti reaksiyaga kirishayotgan moddalarning faol molekulalari o'rtasidagi har bir to'qnashish o'zidan oldingi elementar aktlarga bog'lik bo'lmagan holda boradi.

Ancha murakkab reaksiyalarda har bir elementar aktning borish imkoniyati undan oldingi aktning muvofaqiyatli borishiga bog'liq. O'z navbatida esa o'zidan keyingi aktning borishiga imkoniyat yaratadi.

Valentliklari to'yinmagan faol zarrachalar (erkin atom, radikal va qo'zg'olgan molekulalar) ishtirokida ketma-ket bir xil bosqichlar bilan boradigan reaksiyalar *zanjirli reaksiyalar* deb yuritiladi.

Zanjir reaksiyalar juftlashmagan elektronli, juda yuqori reaksiyon aktivlikka ega bo'lgan faol markazlar-atomlar, ionlar yoki radikallar (molekulalarning bo'laklari) ishtirokida boradi. Aktiv markaz vazifasini atom bajarishi mumkin. Faol markazlarning dastlabki moddalari;

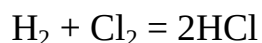


molekulalari bilan o'zaro ta'sirlashuv akti natijasida reaksiya maxsulotining molekulalari va o'zaro ta'sir aktiga qobiliyatli yangi aktiv markazlar hosil bo'ladi. Demak, faol markazlar moddalarni ketma-ket bir-biriga aylanish zanjirini hosil qiladi. Zanjirli reaksiyalarga kerakli zarrachaning faollanishi uchun sistema yorug'lik kvantini yoki boshqa nur yutishi lozim, lekin ba'zan sistema o'zining ichki issiqlik energiyasi hisobiga ham faollana oladi.

Har qanday zanjir reaksiyani uch bosqichdan iborat deb qarash mumkin:

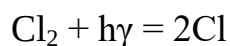
- 1) zanjirning vujudga kelishi
- 2) reaksiyalar zanjirlarining davom etishi hamda tarmoqlanishi
- 3) zanjirning uzilishi

Vodorod xlorid sintezi zanjir reaksiya uchun oddiy misoldir:

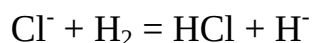


Bu reaksiya yorug'lik ta'sirida vujudga keladi. Xlor molekulasiga nur energiyasining kvanti $h\nu$ yuttirilib, molekulani qo'zg'atadi, undagi atomlarni tez tebranishiga olib keladi. Agar tebranish energiyasi atomlar orasidagi bog'lanish

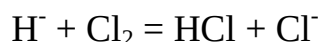
energiyasidan katta bo'lsa, molekula parchalanadi. Bu jarayon *fotokimyoviy dissotsiatsiya* deb ataladi.



hosil bo'lgan xlor atomlari vodorod molekulasini bilan oson reaksiyaga kirishadi.



Vodorod atomi o'z navbatida xlor molekulasini bilan oson reaksiyaga kirishadi:

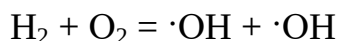


Bu jarayon to'xtovsiz davom etadi. Yutilgan bir kvant yorug'lik ta'sirida 100000 tagacha HCl molekulasini hosil bo'ladi. Agar erkin atom reaksiya borayotgan idish devoriga urilsa, zanjir tugallanadi. Ikkita aktiv zarracha va 1 ta aktiv bo'lmagan zarrachalarning to'qnashishi ham zanjirning tugallanishiga olib keladi, aktiv zarrachalar birlashib molekulaga aylanadi, ajralib chiqqan energiya aktiv bo'lmagan zarracha tomonidan olib ketiladi. Bunday hollarda zanjir uziladi.

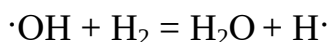
Agar zanjir reaksiyaning bir aktida birgina aktiv zarracha o'rniga boshqa bitta aktiv zarracha hosil bo'lsa, bu reaksiya tarmoqlanmagan zanjir reaksiya hisoblanadi.

XX asrning yigirmanchi yillarida akademik N.N.Semyonov o'z shogirdlari bilan har xil jarayonlarning kinetikasini o'rganish vaqtida kimyoviy reaksiyalarning mexanizmi haqidagi nazariyalar asosida tushuntirib bo'lmaydigan hodisalarni kashf qildi. Bu jarayonlarni tushuntirish uchun N.N.Semyonov tarmoqlangan zanjir reaksiyalar haqidagi nazariyani taklif qildi. Tarmoqlangan zanjir reaksiyalarning borishida erkin radikalning dastlabki modda molekulasini bilan o'zaro ta'sirlashuvidan bir emas, balki ikki va undan ortiq yangi aktiv markazlar hosil bo'ladi. Ulardan biri eski zanjirni davom ettirsa, qolganlari yangi zanjirning boshlanishiga sabab bo'ladi; zanjir tarmoqlanadi, reaksiya progressiv ravishda tezlashadi.

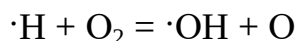
Tarmoqlangan zanjir reaksiyalarga, masalan, suvni oddiy moddalardan hosil bo'lishi reaksiyasi kiradi. Vodorod bilan kislorod aralashmasi qizdirilganda ikkita gidroksil radikali hosil bo'ladi:



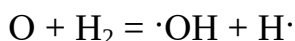
Hosil bo'lgan $\cdot\text{OH}$ radikallar vodorod molekulasini bilan ta'sirlashadi:



Bu reaksiyada hosil bo'lgan erkin vodorod atomi kislorod molekulasini bilan reaksiyaga kirishib, ikkita yangi aktiv zarracha hosil qiladi:



Kislorod atomlari o'z navbatida vodorod molekulasini bilan reaksiyaga kirishib, 2 ta yangi aktiv markaz hosil bo'ladi:



Shunday qilib, faol zarrachalarning soni progressiyali ravishda oshadi va reaksiya keskin tezlashadi.

Yonish, portlash, uglevodlarning oksidlanish jarayonlari, polimerlanish kabi muhim kimyoviy reaksiyalar zanjir mexanizmi bo'yicha boradi. Shuning uchun zanjir reaksiyalar nazariyasi texnik va kimyoviy texnologiyaning bir qator muhim tarmoqlari uchun ilmiy asos bo'lib xizmat qiladi. Atomlarning ichki energiyasidan foydalanishda ham zanjir reaksiyalar muhim o'rin tutadi.

6.4. §.Qaytmas va qaytar reaksiyalar. Kimyoviy muvozanat

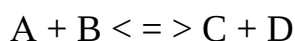
Kimyoviy jarayonlarning ko'pchiligi ikki qarama-qarshi yo'nalishda boradi, ya'ni reaksiya boshlangan vaqtda avval mahsulotlar hosil bo'ladi, bir muncha vaqt o'tgandan keyin bu mahsulotlar bir-biriga o'zaro ta'sir etib, qisman, dastlabki moddalarga aylanadi, natijada, reaksiya olib borilayotgan idishda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

bo'ladi. Shu bilan birga faqat bir yo'nalishda boradigan jarayon ham uchraydi. Bunday jarayonlarda reaksiya uchun olingan moddalarning hammasi batamom reaksiya mahsulotlariga aylanadi. Shuning uchun kimyoviy reaksiyalarni ikki guruhga bo'lish mumkin: qaytmas va qaytar reaksiyalar. 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:

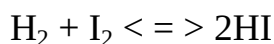


Nitrat kislotaning miqdori etarli bo'lsa, reaksiyada rux butunlay erib bo'lgach tugaydi. Agar rux nitrat eritmasi orqali azot (IV) –oksid o'tkazilsa, nitrat kislota va rux hosil bo'lmaydi, ya'ni bu reaksiya teskari yo'nalishda bormaydi. Demak, rux bilan nitrat kislotaning o'zaro ta'siri qaytmas reaksiyadir.

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, vodorod yodid sintezi quyidagi tenglama bo'yicha boradi:



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

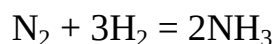
Qaytar reaksiyalar tenglamalarida tenglik ishorasi o'rniga $<=>$ strelka qo'yiladi; bu strelkalar reaksiyani to'g'ri va teskari tomonga borishini ifodalaydi.

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 asta osha boshlaydi

To'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari bir xil bo'lib qolganda ($v_{\text{to'g'ri}}$ v_{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 ammiak sintez reaksiyasi misolida ko'rib chiqaylik:



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

$$v_1 = k_1 \cdot [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]$$

$$v_2 = k_2 \cdot [\text{NH}_3]^2$$

Muvozanat holatida to'g'ri va teskari reaksiyalarning tezliklari bir-biriga teng bo'lganligi uchun

$$v_1 = v_2$$

$$k_1 [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2] = k_2 [\text{NH}_3]^2$$

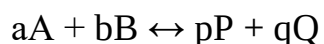
to'g'ri va teskari reaksiyalar tezlik konstantalarining bir-biriga nisbati ham konstanta hisoblanadi:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]}$$

U ayni reaksiyaning muvozanat konstantasi K deb ataladi:

$$\frac{k_1}{k_2} = K = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]}$$

Umumiy qaytar reaksiyaning muvozanat konstantasi quyidagicha:



$$K = \frac{[P]^p [Q]^q}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

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

Masalan,



reaksiyaning muvozanat konstantasi:

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

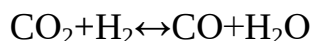
Muvozanat konstantasining qiymati reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiati va haroratga bog'lik. Katalizatorlar ishtirokiga bog'liq emas.

Muvozanat konstantasi K ning qiymati qanchalik katta bo'lsa, reaksiyaning unumi shunchalik ko'p bo'ladi. Shu sababli reaksiyaning muvozanat konstantasini bilish kimyo va kimyoviy texnologiya uchun muhim ahamiyatga egadir.

Kimyoviy muvozanatga ta'sir etuvchi omillar. 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'zgarish, bosim va haroratning o'zgarishiga sabab bo'ladi, 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'lish tomonga siljiydi.

Masalan:



tenglama bilan ifodalangan muvozanatdagi sistema CO_2 qo'shimcha qo'shilsa, sistema CO_2 konsentratsiyasi kamaytirishga intiladi, ya'ni muvozanat o'ng tomonga siljiydi. Aksincha, agar CO_2 ning 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:



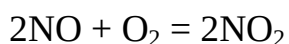
Bunda harorat oshirilganda sistemadagi muvozanat harorat yutilishi tomon-ammiakning parchalanishi tomon siljiydi.

Azot (II)-oksidni sintezi endotermik reaksiyadir:

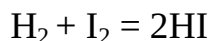


Bunda harorat oshirilishi bilan muvozanat o'ng tomonga - NO hosil bo'lishi tomonga siljiydi.

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



Muvozanatdagi sistemada bosim oshirilsa, muvozanat o'ng tomonga, ya'ni kam sondagi gaz molekulalari hosil bo'lish tomonga siljiydi; bosim kamaytirilsa, aksincha, muvozanat chap tomonga siljiydi. Reaksiya gaz molekulalarining sonini o'zgarmasligi bilan boradigan hollarda, muvozanat sistema siqilganda ham, kengaytirilganda ham buzilmaydi. Masalan,



sistemada bosim o'zgarishi bilan muvozanat buzilmaydi, ya'ni HI ning hosil bo'lish unumi bosimga bog'liq emas.

Agar muvozanatda turgan sistemaga qandaydir ta'sir ko'rsatilsa, muvozanat ta'sirini kamaytiruvchi yo'nalish tomon siljiydi. Bu qoidani Le-Shatel'e prinsipi deyiladi. Bu prinsip 1884 yilda fransuz olimi Le-Shatel'e tomonidan ta'riflangan. Le-Shatel'e prinsipi faqat kimyoviy muvozanatga tadbiq qilinmay, u har xil fizik kimyoviy muvozanatlarga ham taalluqlidir. Qaynash, kristallanish suyuqlanish jarayonlarida sharoitning o'zgarishi bilan muvozanatning siljishi Le-Shatel'e prinsipi asosida boradi.

? Savollar

1. Kimyoviy reaksiyani tezligi deb nimaga aytiladi va u qanday aniqlanadi?
2. Kimyoviy reaksiya tezligi qaysi faktorlarga bog'liq?
3. Kimyoviy kinetikaning asosiy qonunini ifodalang va misollar keltiring.
4. Kimyoviy reaksiya tezligi konstantasining fizikaviy ma'nosi qanday?
5. Nima uchun haroratning ortishi bilan reaksiya tezligi ortadi?
6. Faollanish energiyasi nima?
7. Qanday reaksiyalar qaytar deyiladi?
8. Qaytmas reaksiya sodir bo'lishi uchun qanday shart bajarilishi kerak?
9. Gomogen va geterogen kataliz nima?
10. Kimyoviy reaksiya muvozanatiga ta'sir etuvchi omillarni sanab bering
11. Le-Shatel'e prinsipini ta'riflang va misollar keltiring.

VII B O B

7.1. §.Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti

Kimyoviy reaksiyalar energiya chiqishi (*ekzotermik*) yoki energiya yutilishi (*endotermik*) bilan boradi. Ko'pincha bu energiya issiqlik xolida 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 molekulalardagi energiyaning bir qismi ajralib chiqadi. Reaksiya vaqtida ajralib chiqayotgan issiqlik (reaksiyaning issiqlik effekti) miqdorini o'lchash yo'li bilan moddalarning zapas 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 *lyuminestsentsiya* deb nomlanadi.

Ichki energiyaning o'zaro elektr energiyasiga aylanishi katta ahamiyatga ega. Portlash bilan boradigan reaksiyalarda ichki energiyaning bir qismi bevosita, qolgan qismi bilvosita issiqlik energiyasiga aylanadi. Issiqlik ajralish bilan boradigan reaksiyalar *ekzotermik*, issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiyalar esa *endotermik* reaksiyalar deyiladi.

Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlarini o'rganuvchi soha

termokimyo deb ataladi. Agar reaksiya o'zgarmas bosimda olib borilsa, ajralib chiqqan issiqlik yoki yutilgan 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.

7.2. §. Kimyoviy birikmalarning hosil bo'lish issiqligi

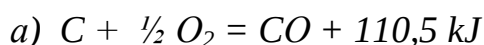
Reaksiyalarning issiqlik effektlari hosil bo'ladigan moddaning 1 moliga nisbatan hisoblanadi. Oddiy moddalardan bir mol birikma hosil bo'lganida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu birikmaning *hosil bo'lish issiqligi* deyiladi.

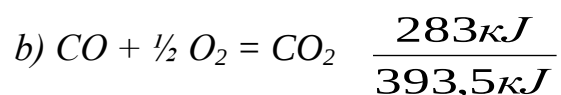
Issiqlik effektlarini reaksiya tenglamalariga kiritish mumkin. Ajralib chiqqan yoki yutilgan issiqlik miqdorini ko'rsatadigan kimyoviy tenglamalar termokimyoviy tenglamalar deb ataladi. Termokimyo qoidasiga ko'ra reaksiya vaqtida issiqlik ajralib chiqsa, reaksiyaning issiqlik effekti musbat (+), issiqlik yutilsa (-) ishora bilan yoziladi. Termodinamika qoidasiga muvofiq esa reaksiya vaqtida issiqlik ajralib chiqsa, issiqlik efektini manfiy (-) ishora bilan, issiqlik yutilsa musbat (+) ishora bilan ko'rsatiladi. Reaksiyaning issiqlik effekti ΔH uning termokimyoviy issiqlik effekti Q_p ning manfiy ishora bilan olingan qiymatiga tengdir:

$$\Delta H = - Q_p$$

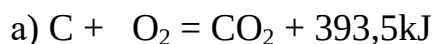
Reaksiyaning issiqlik effektini hisoblash prinsipini 1840 yilda G.I. Gess aniqlagan bo'lib, uni Gess qonuni deb ataladi va u quyidagicha ta'riflanadi:

Reaksiyaning issiqlik effekti jarayonning oraliq bosqichlariga bog'liq bo'lmay, moddalarning dastlabki va oxirgi holatlariga bog'liqdir. Masalan, karbonat angidrid CO_2 ikki usulda hosil qilingan, birinchi usul quyidagi ikki bosqichdan iborat:





ikkinchi usulda reaksiya bosqichsiz o'tadi:



Bu tenglamalardan ko'rinib turibdiki, 12 g grafit bilan 16 g kislorodning birikishidan hosil bo'lgan 28 g CO 16 g kislorodda yondirilganda yoki 12 g grafit 32 g kislorod bilan to'g'ridan-to'g'ri biriktirilgandagi karbonat angidridning hosil bo'lish issiqligi bir xil qiymatga teng. Demak, ayrim bosqichlarning issiqlik effektlari yig'indisi umumiy jarayonning issiqlik effektiga tengdir:

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

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

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

$$\Delta H = \sum \Delta H_{mah} - \sum \Delta H_{dast.mod da}$$

ΔH – reaksiyaning issiqlik effekti,

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

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

? Savollar

1. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti deb nimaga aytiladi?
2. Endotermik va ekzotermik reaksiyalarga misollar keltiring.
3. Kimyoviy birikmalarning hosil bo'lish issiqligi nima?
4. Gess qonunini tushuntirib bering.

5. Kimyoviy birikmaning standart hosil bo'lish entalpiyasi nima?

VIII B O B

8.1. §.Eritmalar haqida umumiy ma'lumot

Ikki yoki bir necha komponentdan iborat qattiq yoki suyuq gomogen sistema *eritma* deb ataladi.

O'z agregat holatini eritmaga o'tkazadigan modda *erituvchi* hisoblanadi. Eritma bir jinsli sistema bo'lgani uchun ko'z va mikroskop bilan eritma ichidagi erituvchi va erigan modda zarrachalarini ko'rib bo'lmaydi. Eritma tarkibini o'zgartirish mumkin. Masalan, sulfat kislotani suv bilan har qanday nisbatda aralashtirish mumkin. Sulfat kislotaning suvda erishi hech qanday chegaraga ega emas. Spirt ham suvda xuddi shunday eriydi.

Moddalar chegarasiz eriganida eritmada erigan moddaning foiz miqdori 0 dan 100% gacha bo'ladi. Bunday hollarda eruvchi va erituvchi orasidagi ayirma yo'qoladi; bulardan istaganimizni erituvchi deb qabul qilishimiz mumkin.

Lekin juda ko'pchilik moddalar ayni haroratda ma'lum chegaraga qadar eriydi. Masalan, uy haroratida osh tuzining suvdagi eritmasida NaCl ning miqdori hech qachon 26,48% dan ortmaydi.

Eritmalar tarkibining o'zgaruvchanligi ularni mexanik aralashmalarga yaqin deb qarashga imkon beradi. Lekin ularning bir jinsliliigi va ko'p hollarda eruvchanlikning ma'lum chegaradan oshmasligi eritmalarni kimyoviy birikmalarga yaqinlashtiradi. Shunday qilib, eritma mexanik aralashma bilan kimyoviy birikma orasidagi oraliq holatni egallaydi.

Eritmalar jonli va jonsiz tabiatda, fan va texnikada katta rol uynaydi. hayvon va o'simlik organizmidagi fiziologik jarayonlar, tabiatda cho'kindi jinslarning hosil bo'lishi, ko'pchilik sanoat jarayonlari asosan eritmalarda sodir bo'ladi.

Dag'al dispersiyalar	Kolloidlar	Molekulyar dispersiyalar
Zarrachalarning kattaligi $> 100\mu$	Zarrachalarning kattaligi 100dan 1 μ gacha	Zarrachalarning kattaligi $< 1 \mu$
Zarrachalar 10^9 dan ko'proq atomlardan iborat, masalan suvga aralashgan qum	Zarrachalar ko'pi bilan 10^9 atomdan yoki kamida 10^3 atomdan hosil bo'lgan, masalan, oqsil moddalar	Zarracha tarkibida 10^3 dan bittagacha atom bo'ladi, masalan, shakar eritmasi
Zarrachalar mikroskopda ko'rinadi.	Zarrachalarni ba'zan ultramikroskop yordamida payqash mumkin; ular elektron mikroskop bilan qaralganda ko'rinadi	Zarrachalar hatto elektron mikroskop bilan qaralganda ham ko'rinmaydi
Zarrachalar qog'oz filtrdan o'tib ketadi	Zarrachalar qog'oz filtrdan o'tib ketadi, ultrafiltrda esa tutilib qoladi	Zarrachalar qog'oz filtr va ultrafiltrdan o'tib ketadi
Zarrachalarda dializlanish va diffuziyalanish hususiyati bo'lmaydi	Zarrachalarni dializ yo'li bilan ajratish ancha qiyin va yomon diffuziyalanadi	Zarrachalar dializlanadi va diffuziyalanadi

Dag'al dispersiyalar va kolloid sistemalarning turlari

Muhit	Faza	Misollar
Suyuq	Qattiq	Kraxmal va elimning suvdagi kolloid eritmalari suspenziyalar (ohak suti)
	Suyuq	Sut, qaymoq, tarkibida surkov moyi zarrachalarini tutgan bug' qozonlaridagi ishlangan suv, kerosinning suvdagi eritmasi va boshqalar

	Gaz	Ko'piklar, quvda chiqarilgan qaymoq, krem, probkani ochish vaqtidagi pivo va shunga o'xshashlar
Qattiq	Qattiq	«Rubin» shisha, unda oltinning kolloid zarrachalari tarqalgan bo'ladi; rangi tarkibida kolloid-dispers holdagi zarrachalar bor-yo'qligiga bog'liq bo'lgan ko'pchilik qimmatbaho toshlar; metallarning qotishmalari
	Suyuq	Minerallar tarkibidagi suyuqliklar (marvarid)
	Gaz	Metallar va minerallar ichidagi gazlar (pemza), po'kak.
Gaz	Qattiq	Tutun, havodagi chang, kosmosdagi chang
	Suyuq	Aerozollar, tumanlar, bulut
	Gaz	Havo aralashmasi

8.2. §.Erish jarayonining mexanizmi

Har qanday eritma eruvchi modda va erituvchidan tashkil topgan bo'ladi. Tuzlarning suvli eritmalarida suv erituvchi hisoblanadi. Agar eritmani hosil qiluvchi ikkala komponent erish jarayonida bir xil agregat holatda bo'lsa (masalan, spirt va suv), ko'proq miqdordagi komponent erituvchi hisoblanadi.

Ba'zi bir moddalarning erishida issiqlik ajralib chiqishi erituvchi bilan eruvchi modda o'rtasida kimyoviy o'zaro ta'sir borligini ko'rsatadi. Eritmalar kimyoviy birikmalardan tarkibi o'zgaruvchan bo'lishi bilan farq qiladi. Eritmalar xossalarida ayrim komponentlarning ko'p xossalarini ko'rish mumkin. Kimyoviy birikmalarda bunday holat kuzatilmaydi. Eritmalar tarkibining

o'zgaruvchanligi ularning mexanik aralashmalarga o'xshashligini ko'rsatadi, lekin eritmalar aralashmalardan o'zlarining bir jinsliligi bilan keskin farq qiladi.

Kristall modda erishi mumkin bo'lgan suyuqlikka tushirilsa, uning yuzasidagi ayrim molekulalar ajralib chiqib, erituvchining butun hajmi bo'ylab bir tekisda diffuziyalanadi. Qattiq jism yuzasidagi molekullarning tebranma harakati va ularning erituvchi molekulalari tomonidan tortilishi natijasida moddalar molekulalarining yuzadan ajralishi yuz beradi. Bu jarayon kristallarning barchasi to'liq erib ketguncha davom etmaydi, chunki bir vaqtning o'zida erishga teskari bo'lgan kristallizatsiya jarayoni ham sodir bo'ladi. Eritmaga o'tgan molekulalar qattiq jism sirti bilan uchrashganda qattiq jismga tortilib, qaytadan kristallar tarkibiga kiradi. Dastlab erish jarayoni tez boradi, eritmada zarrachalarning soni ko'payganidan keyin ikkala jarayon tezliklari tenglashadi, ya'ni bir sekunda necha molekula eritmaga o'tsa, shuncha molekula qaytadan kristallanadi. U vaqtda eritma bilan eruvchi modda orasida dinamik muvozanat qaror topadi, ya'ni eritma tuyinadi. Shunday qilib, erimay qolgan modda bilan muvozanatda turadigan eritma *to'yingan eritma* deb ataladi.

Ko'pchilik kristall moddalarning suyuqliklarda erishi issiqlik yutilishi bilan boradi. Ba'zi moddalar, masalan, natriy gidroksid, kaliy karbonat, suvsiz mis (II) - sulfat suvda eriganda sezilarli darajada harorat ko'tariladi. Ba'zi bir suyuqliklar va hamma gazlarning erishida ham issiqlik ajralib chiqadi. *1 mol moddaning erishi natijasida yutiladigan yoki ajralib chiqadigan issiqlik miqdori shu moddaning erish issiqligi deb ataladi.*

Kristallarning erishida ularning buzilishi yuz beradi, ya'ni bunga ham energiya sarf bo'ladi. Erish jarayoni issiqlik yutilishi bilan borishi kerak. Agar teskari effekt kuzatilsa, bunda erish jarayoni bilan bir vaqtda erituvchi bilan eruvchi modda o'rtasida qandaydir o'zaro ta'sirlashuv bo'ladi, natijada kristall panjaraning buzilishiga sarf bo'ladigan energiyaga nisbatan ko'proq energiya issiqlik sifatida ajralib chiqadi.

Ko'pchilik moddalar eriganda ularning molekulari (ionlari) erituvchi molekulari bilan bog'lanadi va solvatlar deb ataluvchi birikmalar hosil qiladi. Solvatlarning hosil bo'lish jarayoni *solvatlanish* deb ataladi. Agar erituvchi suv bo'lsa, bu birikmalar gidratlar, ularning hosil bo'lish jarayoni esa gidratlanish deb nomlanadi.

Ko'pchilik moddalarning suvli eritmalaridan o'z tarkibida kristallizatsion suv saqlagan holda kristallar holida ajralib chiqishi erish jarayonining ximizmini tasdiqlaydi.

Gidratlar odatda beqaror birikmalar bo'lib, ko'pgina hollarda eritmalar bug'latilganda parchalanib ketadi. Lekin ba'zan gidratlar ancha barqaror bo'lib, eritmadan ajratib olingan kristallar tarkibida suv bo'ladi. Kristallari tarkibiga suv kiruvchi moddalar *kristallogidratlar*, ular tarkibidagi suv esa *kristallizatsion suv* deb ataladi.

Kristallogidratlarning tarkibi kristallogidratda qancha miqdordagi suv borligini ko'rsatadigan formulalar bilan ifodalanadi. Masalan, mis sulfat kristallogidrati (mis kuporosi) bir mol CuSO_4 hisobiga 5 mol suv saqlaydi va uning formulasi $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ holida yoziladi. Natriy sulfat kristallogidrati (glauber tuzi) formulasi $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ holida ifodalanadi.

Gidratlarning hosil bo'lishi issiqlik ajralishi bilan boradi. Gidratlar hosil qiluvchi moddalar eritilganda umumiy issiqlik effekti ularning erish issiqligi effekti bilan gidratlanish issiqligi effekti yig'indisidan iborat bo'ladi. Bu jarayonlardan birinchisi endotermik, ikkinchisi ekzotermik jarayon bo'lganligi uchun umumiy issiqlik effekti ayrim jarayonlarning issiqlik effektlarining algebraik yig'indisiga teng bo'lib, uning qiymati musbat bo'lishi ham, manfiy bo'lishi ham mumkin.

8.3. §. Qattiq moddalarning eruvchanligi.

O'ta to'yingan eritmalar

Moddaning erituvchida eriy olish xususiyati shu moddaning *eruvchanligi* deb ataladi. Moddalarning eruvchanligi eruvchi moddaning va erituvchining tabiati va haroratga bog'liq.

Moddaning ma'lum haroratda 100 g erituvchida erib, to'yingan eritma hosil qiladigan massasi uning *eruvchanlik koeffitsienti* deb ataladi.

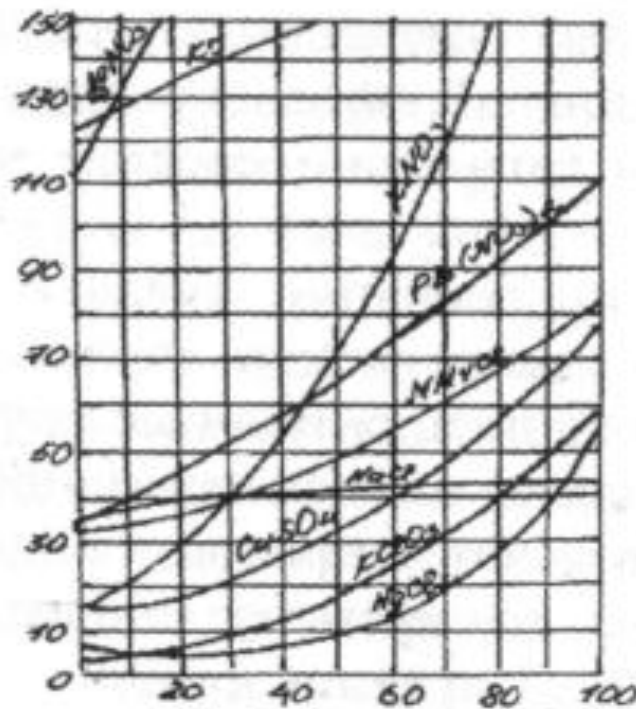
Turli moddalarning suvdagi eruvchanligi turlichadir. Agar 100 g suvda 10 g dan ortiq modda erisa, bunday moddalar yaxshi eriydigan, 1 g dan kam modda erisa, bunday moddalar oz eriydigan va nihoyat 0,01 g dan kam modda erisa, amalda erimaydigan moddalar hisoblanadi.

Eruvchanlik bilan harorat orasidagi bog'lanishni grafik usulda tasvirlash mumkin. Bu chiziq *eruvchanlik egri chiziklari* deyiladi. Eruvchanlik egri chizig'ini tuzish uchun abstsissa o'qiga harorat, ordinata o'qiga moddaning ayni haroratda eruvchanlik miqdori qo'yiladi (8 - rasm).

Qattiq moddalar suvda eriganda sistemaning hajmi deyarli o'zgarmaydi. Shu sababli qattiq holatdagi moddalarning eruvchanligi amalda bosimga bog'lik emas.

Gazlarning suvdagi eruvchanligi ekzotermik jarayondir. Harorat ko'tarilishi bilan gazlarning eruvchanligi kamayadi. Gaz suyuqlikda eriganda ma'lum vaqtdan so'ng muvozanat qaror topadi:

gaz + suyuqlik = gazning suyuqlikdagi to'yingan eritmasi.



Gaz eriganda sistemaning hajmi ancha kamayadi. Demak, bosimning oshirilishi muvozanatning o'ng tomonga siljishiga, ya'ni gaz eruvchanligining oshishiga olib keladi.

8.4. §.Eritmalarning konsentratsiyasi

To'yingan eritmalar kam ishlatiladi. Ko'pgina hollarda to'yinmagan eritmalardan foydalaniladi. Kam modda erigan eritmalar **suyultirilgan**, ko'p miqdor modda erigan eritmalar **konsentrlangan eritmalar** deb yuritiladi.

Eritmaning yoki erituvchining ma'lum massa miqdorida yoki ma'lum hajmida erigan modda miqdori *eritmaning konsentratsiyasi* deb ataladi. Eritma konsentratsiyasini ifodalash usullari:

1. Ergan moddaning foizlarda ifodalangan massa qismi. Ergan modda miqdori eritmaning umumiy miqdoriga nisbatan foiz hisobida ifodalanadi. Masalan, 15% li osh tuzi eritmasi deyilganda 100 gramm eritmada 15 g NaCl

bor, 85 grami suvdir. $C\% = (M_2/M_1) 100\%$

2. Eritgan moddaning 1 litr eritmadagi mollar soni eritmaning molyar konsentratsiyasi deyiladi. Bunday eritmalar molyar eritmalar deyiladi.

Odatda molyar konsentratsiya C_m yoki M bilan ifodalanadi. Masalan, 2M H_2SO_4 eritmasi deganda har bir litr H_2SO_4 eritmasida 2 mol sulfat kislota erigan deb bilish kerak. Demak $C_m = 2 \text{ mol/l}$. $C_m = M_1 1000 / M_2 V$

3. Normal eritma deb 1 litr eritmada erigan moddaning ekvivalentlar soniga aytiladi. Bunday eritmalar normal eritmalar deb ataladi. Ular C_n yoki N harfi bilan ifodalanadi. Chunonchi, 2n H_2SO_4 eritmasi deganda bir litr eritmada 2 ekvivalent sulfat kislota erigan deb tushunish kerak. (1 ekvivalent H_2SO_4 49 (g) ga teng bo'lsa, 2 ekvivalenti 98 (g) ga teng.) $C_n = M_1 1000 / EV$

O'zaro reaksiyaga kirishayotgan eritmalarining normal konsentratsiyalari o'zaro teng bo'lsa, bu eritmalar qoldiqsiz reaksiyaga kirishadi. Bunday eritmalarining qoldiqsiz reaksiyaga kirishadigan hajmlari ularning normalliklariga teskari proportsionaldir:

$$V_1 : V_2 = N_2 : N_1$$

Bu nisbatdagi V_1 - birinchi eritmaning hajmi, V_2 - ikkinchi eritmaning hajmi, N_1 - birinchi eritmaning normalligi, N_2 - ikkinchi eritmaning normalligi.

Bu tenglama asosida reaksiya uchun kerak bo'ladigan eritmalarining hajmigina emas, balki reaksiya uchun sarf bo'lgan eritmalarining konsentratsiyasini ham hisoblab topish mumkin.

1 - m i s o l. 20 ml 0,15 n li sulfat kislota eritmasini neytrallash uchun 0,1 n li NaOH eritmasidan necha ml kerak?

E ch i sh. 0,1 n li NaOH eritmasidan necha ml kerak bo'lishini quyidagi tenglama bilan topamiz:

$$V_{H_2SO_4} \cdot N_{H_2SO_4} = V_{NaOH} \cdot N_{NaOH}$$

Bundan

$$N_{NaOH} = \frac{V_{H_2SO_4} \cdot N_{H_2SO_4}}{N_{NaOH}} = \frac{20_{мл} \cdot 0,15_H}{0,1_H} = 30_{мл}$$

2 – m i s o l. 25 ml xlorid kislota eritmasini neytrallash uchun 0,1 n li KOH eritmasidan 40 ml sarf bo'ldi. Kislotaning normal konsentratsiyasini toping?

E ch i sh. Xlorid kislotaning normal konsentratsiyasini quyidagicha topamiz:

$$N_{NaCl} = \frac{V_{KOH} \cdot N_{KOH}}{N_{HCl}} = \frac{40_{мл} \cdot 0,1_H}{25} = 0,16 \quad H$$

Bu tenglamadan analitik kimyoda eritmalarni titrlash uchun foydalaniladi.

4. Eritmaning 1 millilitrida erigan moddaning massa miqdori *titr* deb ataladi.

1. Eritmaning titri quyidagicha aniqlanadi:

$$T = \frac{m}{V}$$

T – eritmaning titri, m - erigan modda massasi, V - eritmaning hajmi.

2. Eritmaning titri bilan normalligi orasidagi bog'lanish quyidagicha:

$$T = \frac{\mathfrak{E} \cdot N}{1000}$$

E - erigan moddaning ekvivalent massasi, N - eritmaning normal konsentratsiyasi.

M i s o l. Normalligi 0,1020 ga teng bo'lgan $AgNO_3$ eritmasining titrini toping?

$$T_{AgNO_3} = \frac{\mathfrak{E}_{AgNO_3} \cdot N_{AgNO_3}}{1000} = \frac{169,88 \cdot 0,1020}{1000} = 0,01733 \quad g / ml$$

8.5. §.Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi

Elektrolitik dissotsiatsiya

Moddalarning suvdagi eritmalari elektr tokini o'tkazish va o'tkazmasligiga qarab, elektrolitlar va elektrolitmaslarga ajraladi.

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

Elektrolitmaslar – 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).

Bu faktlarni tushuntirish uchun 1887 yilda shved olimi Svante Arrhenius eritmalarning elektr o'tkazuvchanligini o'lchash asosida elektrolitik dissotsilanish nazariyasini taklif qildi. Arreniusdan ilgari, Klauzius, Grotgus, Faradey va boshqa olimlarning fikricha, faqat eritmada elektr toki o'tgandagina ionlar hosil bo'lishi, elektr toki o'tishi to'xtagach ionlar yana bir-biri bilan birikishi lozim.

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

Eritmalarda zaryadlangan zarrachalar mavjudligini 1818 yilda T.Grotgus aniqlagan. Elektrolitlarning eritmada 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 dissotsiyalanadi. 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^+ ion misol bo'lishi mumkin.

2. Dissotsiatsiya jarayoni qaytar jarayondir. Dissotsiatsiya oxirigacha bormay sistemada dinamik muvozanat vujudga keladi. Bunda dissotsiatsiya tezligi teskari jarayon, ya'ni molekulalarning 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.

Arrenius nazariyasi eritmalaridagi 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 harakterlanadi, zarrachalarning kimyoviy xossasiga bog'liq emas.

Arrenius ionlarni erituvchi molekulalariga bog'liq bo'lmagan erkin zarrachalar deb hisobladi. Arrenius nazariyasi Mendeleevning eritmalarining gidratlar nazariyasi, ya'ni erituvchi moddalar molekulalari bilan erituvchi molekulalari o'rtasidagi o'zaro ta'sir to'g'risidagi tasavvurlarga 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 mukammallashtirishda muhim ahamiyatga ega bo'ldi. Arrenius va Mendeleev nazariyalarini birlashtirdi.

8.6. §.Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi

Kuchli va kuchsiz elektrolitlar

Elektrolitlarning eritmada dissotsialanishi qaytar jarayondir. Dissotsiatsiyaga teskari jarayonni *molekulyarizatsiya* deyiladi. Elektrolit eritmalarida harakatchan muvozanat holat paydo bo'ladi, ya'ni ionlanish tezligi molekulyarizatsiya tezligiga tenglashadi. Bunda dissotsilanmagan molekulalar

konsentratsiyasi bilan eritmadagi 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 molekularining qancha qismi ayni eritmada dissotsilangan holatda bo'lishini ko'rsatadi.

Dissotsiatsiya darajasi quyidagicha ifodalanadi:

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

n-elektrolitning eritmadagi erkin gidratlangan ionlari mollar soni N-eritish uchun olingan elektrolitning umumiy mollar soni. Dissotsiatsiya darajasi qiymati 1 ning ulushlari yoki foizlarda ifodalanadi. Elektrolit to'liq dissotsialansa, $\alpha = 1$ yoki 100 % bo'ladi.

Dissotsiatsiya darajasiga bir qancha faktorlar 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. Elektrolit dissotsiatsiya nazariyasiga ko'ra elektrolitning konsentratsiyasi qancha kam bo'lsa, dissotsiatsiya darajasi shuncha yuqori bo'ladi.

**Bir necha elektrolit uchun 0,1 n eritmalarining 18⁰C dagi
dissotsilanish darajasi**

Elektrolit	α , %	Elektrolit	α , %
KCl	86	H ₂ SO ₄	58
NaCl	86	H ₂ SO ₃	34
NaNO ₃	83	H ₃ PO ₄	27
K ₂ SO ₄	72	CH ₃ COOH	1,34
CuSO ₄	38	H ₂ S	0,07

CaCl_2	75	KOH	91
MgSO_4	42	NaOH	91
HgCl_2	1,°	Ba(OH)_2	77
HCl	91	Ca(OH)_2	75
HNO_3	92	NH_4OH	1,34

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-Shatele 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 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 , Ba(OH)_2 , Ca(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 misol bo'ladi.

Kuchli elektrolitlar nazariyasi. Kuchli elektrolitlar nazariyasiga muvofiq kuchli elektrolitlar eritmada amalda to'liq dissotsilangan bo'ladi. Kuchli elektrolitlarning dissotsiatsiya darajasi $\alpha = 1$ (yoki 100%) ga teng bo'ladi.

Tuz kristallari ionlardan tuzilgan bo'lib, tuz eriganda uning "tayyor" 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^+ ioni 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:

H_2SO_4 ning konsentratsiyasi, C (mol/l) 0,005; 0,05; 0,5; 5

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

Dissotsiatsiylanish doimiysi. 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:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Elektrolitlar eritmasidagi ion muvozanatiga muvofiq keladigan konstantani *ionlanish konstantasi* yoki *elektrolitik dissotsiatsiya konstantasi* deyiladi. Bu konstanta kuchsiz elektrolitlarda eritmaning konsentratsiyasiga bog'lik bo'lmay, haroratga, elektrolit va erituvchining tabiatiga bog'likdir. 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 faolligi 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.

Moddalarning dissotsiatsiya konstantalari quyidagi jadvalda keltirilgan.

Ba'zi kislota va asoslarning dissotsiatsiya konstantasi
($t^0 - 25^0 \text{ C}$)

Elektrolit nomi	Elektrolitlarning dissotsiatsiya tenlamasi	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 kislota	$\text{HCN} = \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
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	$\text{Ba(OH)}_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 2,3 \cdot 10^{-1}$
Kalsiy gidroksid	$\text{Ca(OH)}_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 4,0 \cdot 10^{-2}$
Qo'rgoshin(II)-gidroksid	$\text{Pb(OH)}_2 = \text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$

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



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

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 dissotsialanadigan elektrolit eritmaları uchun Ostvaldning suyultirish tenglamasi qonuni tenglamasi soddalashadi, α ning qiymati juda kichik bo'lganligi uchun maxrajdagi α nolga tenglashtirilsa, tenglama quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

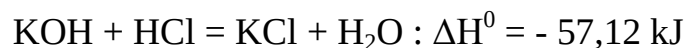
$$K = \alpha^2 \cdot C, \quad \text{bu formuladan} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

Bu tenglama ionlanish konstantasi K , eritmaning konsentratsiyasi C (mol/l) va elektrolitik dissotsiatsiya darajasi α o'rtasidagi miqdoriy bog'lanishni ko'rsatadi.

8.7. §.Elektrolit eritmalarida boradigan reaksiyalar.

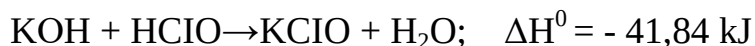
Elektrolit eritmalarida sodir bo'ladigan bo'ladigan ionlar ishtirok etadi. Ionlar orasida boradigan reaksiyalarning tenglamalarini yozishda kuchli elektrolitlarni ionlarga ajralgan holda ko'rsatilib, yomon dissotsilanadigan moddalar, cho'kma va gazlarni molekulyar shaklida ifodalanadi. Elektrolit eritmalarida boradigan barcha reaksiyalarni 5 guruhga bo'lish mumkin.

1. *Neytrallanish reaksiyasi* biror kuchli kislota ning suyultirilgan eritmasiga bir necha tomchi lakmus tomizilsa, eritma qizil tusga kiradi. Agar uning ustiga kuchli ishqorning suyultirilgan eritmasidan tomchilatilsa o'rtacha (neytral) rangni oladi. Bunda neytral eritma hosil bo'ladi. Masalan:



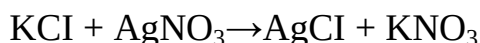
Ion shaklida: $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Demak, neytrallanish reaksiyasining mohiyati vodorod ionlari bilan gidroksil ionlari birikib, suv hosil bo'lishidan iborat:



Bu reaksiyada ajralib chiqqan issiqlikning bir qismi kuchsiz kislota HClO ning dissotsilanishi uchun sarflangan.

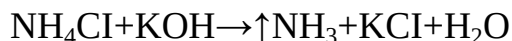
2. *Cho'kma hosil bo'ladigan reaksiyalar* oxiriga qadar boradigan reaksiyalardir. Agar kumush nitrat bilan kaliy xlorid o'zaro reaksiyaga kirishsa, oq rangli cho'kma hosil bo'ladi:



Ion shaklida: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$

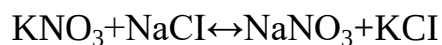
Demak, tarkibida Ag^+ ionlari bor har qanday birikma eritmasi tarkibida Cl^- ionlari bo'lgan boshqa birikma eritmasi bilan reaksiyaga kirishganda oq rangli cho'kma-kumush xlorid hosil bo'ladi.

3. *Gaz hosil bo'ladigan reaksiyalar.* Bunday reaksiyalar sodir bo'lganda kimyoviy muvozanat reaksiya maxsulotlari hosil bo'ladigan reaksiya tomoniga siljiydi. Natijada reaksiya oxirigacha boradi. Masalan, ammoniy xlorid eritmasiga kuchli ishqor eritmasini qo'shsak, ammiak ajralib chiqadi:



Ion shaklida: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \uparrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

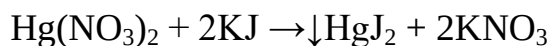
4. *Eritmalarda boradigan qaytar reaksiyalar.* Agar KNO_3 ning eritmasiga NaCl ning ekvimolyar eritmasi qo'shilsa, eritmada qaytar reaksiya sodir bo'ladi:



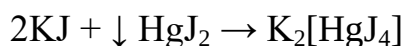
Yoki $\text{K}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{Cl}^- \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_3^- + \text{K}^+ + \text{Cl}^-$

Bu reaksiyada ishtirok etayotgan to'rtala tuz ionlarga to'liq dissotsilanadi; shuning uchun eritmada muvozanatli jarayon vujudga keladi. Eritmada amalda faqat erkin ionlar bo'ladi. Bu xildagi reaksiyalarda issiqlik effekti namoyon bo'lmaydi. Agar bunday eritmadagi barcha suvni asta-sekin bug'latib yuborilsa, to'rtala tuzdan iborat aralashma hosil bo'ladi.

5. *Kompleks birikma hosil bo'ladigan reaksiyalar.* Ionlar orasida boradigan reaksiyalarda ko'pincha kompleks birikmalar hosil bo'ladi. Masalan, simob nitrat eritmasiga kaliy yodid eritmasidan qo'shsak, avval qizil rangli cho'kma hosil bo'ladi:

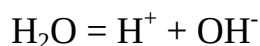


Agar KJ dan ko'proq qo'shsak, cho'kma eriydi va kompleks birikma hosil bo'ladi:



8.8. §. Suvning ion ko'paytmasi. pH, pOH.

Toza suv o'lchash mumkin bo'lgan elektr o'tkazuvchanlikka ega bo'lib, juda kuchsiz elektrolit hisoblanadi. Suv kam darajada bo'lsa ham ionlarga parchalanadi:



Suvning dissotsiatsiya darajasi uy haroratida juda kichik qiymatga ega: $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$, ya'ni suvning 5556000000 molekulasidan faqat bittasi ionlashgan holda 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:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} (t = 22^\circ \text{C})$$

Dissotsilanmagan suv molekularining konsentratsiyasini suvning 1 litridagi umumiy konsentratsiyasiga teng deb olish mumkin, ya'ni:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000}{18} = 55,56 (\text{mol} / \text{l})$$

Bunda suvning dissotsiatsiya konstantasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{55,56} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

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. Bu kattalik suvning *ion ko'paytmasi* deb ataladi va K_{H_2O} bilan belgilanadi.

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l} (t^0 = 22^0 \text{ C})$$

Vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari bir xil bo'lgan eritmalar neytral eritmalar deb ataladi. Neytral muhit uchun $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$. Kislotali muhitda $[H^+] > [OH^-]$, ishqoriy muhitda esa $[H^+] < [OH^-]$. Suvning ion ko'paytmasidan foydalanib, muhitning har qanday reaksiyasini miqdoriy jihatdan H^+ ionlarning konsentratsiyasi bilan o'lchash mumkin. Bunda quyidagi nisbatni hisobga olish kerak:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \text{ mol/l} \quad \text{va} \quad [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} \text{ mol/l}.$$

Muhit reaksiyasini miqdoriy jihatdan ifodalash uchun, odatda, H^+ ionlari konsentratsiyasi o'rniga uning manfiy ishora bilan olingan o'nli logarifmidan 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.

Misol: Eritmada vodorod ionlarining konsentratsiyasi

$2,3 \cdot 10^{-5}$ mol/l bo'lsa, pH qiymati qanday bo'ladi?

Echish: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(2,3 \cdot 10^{-5}) = -0,36 + 5 = 4,64$

Misol: Eritma uchun $\text{pH} = 5,6$ bo'lsa, $[\text{H}^+]$ topilsin.

Yechish: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ yoki $\lg[\text{H}^+] = -\text{pH} = 5,6$, bu sonning butun qismini manfiyligicha qoldirib, kasr qismini musbatga aylantiramiz, buning uchun butun songa -1 va kasr songa $+1$ qo'shamiz:

$$-5,6 = -5 + (-1) + (-0,6) + 1 = -6 + 0,4$$

ya'ni, $-5,6$ o'rniga $-6 + 0,4$ ni olamiz -6 ga 10^{-6} va $0,4$ ga $2,5$ to'g'ri keladi. Demak, $[\text{H}^+] = 2,5 \cdot 10^{-6}$ mol/l ga tengdir.

$$[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} / 2,5 \cdot 10^{-6} = 0,4 \cdot 10^{-8} = 4 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l}$$

Eritma muhiti qandayligini (kislotali, ishqoriy yoki neytral) aniqlash uchun indikatorlardan foydalaniladi. Indikatorlar o'z rangini H^+ ionlar konsentratsiyasiga bog'liq ravishda o'zgartiruvchi maxsus reaktivlardir. Ko'p ishlatiladigan indikatorlar jumlasiga metiloranj, lakmus, fenolftalein kiradi. Indikator so'zi lotincha indico, ya'ni "ko'rsatma" so'zidan olingan. Vodorod ionlari konsentratsiyasini indikatorlar yordamida (kolorimetrik usul) o'lchash aniqligi yuqori bo'lmagan usul bo'lsa ham, amalda qulay bo'lib, ko'pgina hollarda qo'llaniladi. Bu usul muhitning pH ga bog'lik holda ba'zi bir organik moddalar eritmalarining rangini o'zgarishiga asoslangan. pH ni o'lchashda ko'pincha bir necha indikatorlar aralashmasi (universal indikator) ishlatiladi. Tekshirilayotgan eritmaga (5-6 ml eritmaga 1-2 tomchi) universal indikator tomiziladi va hosil bo'lgan rang etalon eritmalarga solishtiriladi. Aniq pH ga ega rangli indikator eritmaları solingan og'zi kavsharlangan probirkalar etalonlar vazafasini o'taydi. Tekshirilayotgan eritma bilan bir xil rangga ega bo'lgan etallonni tanlab, unda ko'rsatilgan pH qiymati yozib olinadi. Eritmaning pH ini aniq o'lchash uchun maxsus asboblardan, ya'ni pH – metrlardan foydalaniladi.

H⁺ va OH⁻ ionlar orasidagi bog'lanish

H ⁺ ionlarining konsentratsiyasi, Mol/l	OH ⁻ ionlari konsentratsiyasi Mol/l	pH	Muhitning xarakteri
10 ⁻⁰	10 ⁻¹⁴	0	Kislotali
10 ⁻¹	10 ⁻¹³	1	
10 ⁻²	10 ⁻¹²	2	
10 ⁻³	10 ⁻¹¹	3	
10 ⁻⁴	10 ⁻¹⁰	4	
10 ⁻⁵	10 ⁻⁹	5	
10 ⁻⁶	10 ⁻⁸	6	
10 ⁻⁷	10 ⁻⁷	7	Neytral
10 ⁻⁸	10 ⁻⁶	8	Ishqoriy
10 ⁻⁹	10 ⁻⁵	9	
10 ⁻¹⁰	10 ⁻⁴	10	
10 ⁻¹¹	10 ⁻³	11	
10 ⁻¹²	10 ⁻²	12	
10 ⁻¹³	10 ⁻¹	13	
10 ⁻¹⁴	10 ⁻⁰	14	

Ko'pchilik reaksiyalar uchun pH ning qiymati muhim ahamiyatga ega. Masalan, qishloq xo'jaligi, shuningdek, bir qator sanoat tarmoqlari (oziq-ovqat, gidroliz, vino, pivo tayyorlash, pishloq tayyorlash kabi tarmoqlar) da boradigan fermentativ reaksiyalarda pH ning ahamiyati katta. 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.

8.9. §.Tuzlar gidrolizi

Toza suvda vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari teng bo'lib, $pH=7$ 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 uchraganligini bildiradi.

Tuz ionlari bilan suv o'rtasida boradigan va ko'pincha muhitning o'zgarishi bilan boruvchi o'zaro ta'sir reaksiyalari tuzlarning gidrolizi deb ataladi.

Bunda eritma muhiti neytral, kislotali yoki ishqoriy bo'ladi. Agar modda tuz bo'lmasdan nitrid (Mg_3N_2), karbid (CaC_2), silitsid (Mg_2Si) va ikki yoki undan ortiq metalmaslardan iborat (PCl_3 , $POCl_3$, $SiCl_4$, $SiCl_4$) birikmalar bo'lsa suv bilan ta'sirlashganda reaksiyalar qaytmas bo'ladi.

Gidroliz natijasida tuz ionlari suv ionlari bilan yomon dissotsilanuvchi komplekslar yoki (ion molekulalar)ni hosil qiladi. 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.

Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar, kuchsiz kislota va kuchli asosdan hamda kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchraydi. 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:



Bunda suvning ionlarga dissotsialanishi sezilmas darajada bo'ladi.

Tuzlar gidrolizining muhim hollarini ko'rib chiqamiz:

1. Kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuz gidrolizga uchramaydi, eritma muhiti neytral bo'ladi, chunki bunda kuchsiz elektrolit hosil bo'lmaydi.



Kuchli kislotalar

HCl, HBr, HI, HClO₃

H₂SO₄, H₂SeO₃, HNO₃

HClO₄, HBrO₄, HJO₃

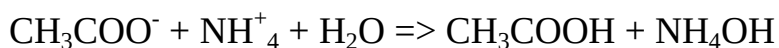
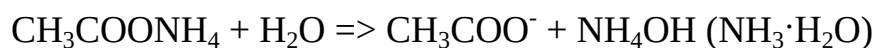
Kuchli asoslar

KOH, NaOH, RbOH

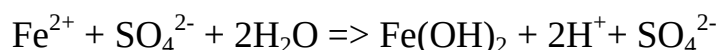
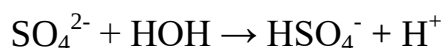
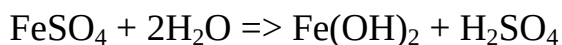
LiOH, CsOH, Ca(OH)₂,

Sr(OH)₂, Ba(OH)₂

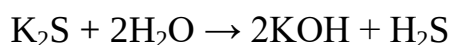
2. Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuz gidrolizga uchraganda eritma muhiti neytral bo'ladi: Bunda gidrolizni ta'minlovchi ion anion va kation bo'lganligi uchun bu gidroliz *ham anion, ham kation bo'yicha gidroliz* deb ataladi.

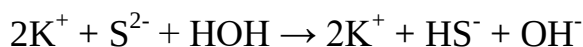
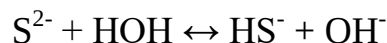
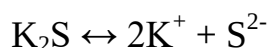
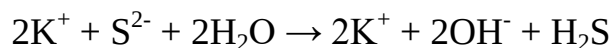


3. Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda eritmada vodorod ionlari to'planadi va shu sababli eritma kislotali muhitga ega bo'ladi. Bunda gidrolizni ta'minlovchi ion kation bo'lganligi uchun bu gidroliz *kation bo'yicha gidroliz* deb ataladi.



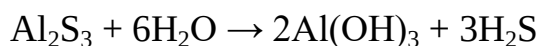
4. Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuz gidrolizga uchraganda eritma muhiti ishqoriy bo'ladi. Bunda gidrolizni ta'minlovchi ion anion bo'lganligi uchun bu gidroliz *anion bo'yicha gidroliz* deb ataladi.



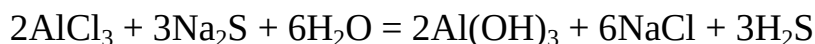


Demak, tuzning anioni gidrolizga uchraydi va reaksiya natijasida gidroksil OH^- ionlar hosil bo'ladi. Binobarin, kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlarning suvdagi eritmaları ishqoriy muhitga ega bo'ladi.

Agar gidroliz natijasida cho'kma va gaz hosil bo'lsa, tuz batamom gidrolizlanadi. Masalan:



bu qaytmas gidrolizdir, shu sababli almashinish reaksiyasida eritmada Al_2S_3 olib bo'lmaydi. Uning o'rniga gidroliz mahsulotlari hosil bo'ladi. Shu munosabat bilan, masalan eritma $AlCl_3$ bilan Na_2S orasidagi reaksiyaning tenglamasini quyidagicha yozish mumkin:

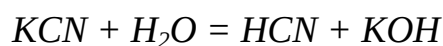


Tuz eritmasining muhiti yo kislotali (agar gidroliz natijasida hosil bo'lgan asos kislotaga nisbatan kuchsiz bo'lsa), yoki ishqoriy (agar asos kislotaga nisbatan kuchliroq bo'lsa), yoxud neytral (agar hosil bo'lgan asos va kislota bir xil kuchda bo'lsa, ya'ni ularning ionlanish konstantasi amalda bir-biriga teng bo'lsa) bo'ladi.

Yuqorida 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 va u α bilan belgilanadi:

$$\alpha = \frac{\text{gidrolizlangan molekular soni}}{\text{eritilgan tuz molekulari soni}}$$

Gidrolizni xarakterlovchi miqdorlardan biri gidroliz konstantasidir.



Bu reaksiyaning gidroliz konstantasi quyidagicha yoziladi

$$K_{gidr} = \frac{[HCN] \cdot [KOH]}{[KCN]}$$

Gidroliz konstantasi ayni tuzning gidrolizlanish qobiliyatini xarakterlaydi; K_{gidr} ning qiymati qancha katta bo'lsa, gidroliz shuncha yaxshi boradi.

Gidroliz darajasi 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 α_{gidr} 4,5 % ga teng, uning 0,001 n li eritmasida esa $\alpha_{gidr} = 34\%$ 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.

Kuchsiz asos va kuchli kislotadan tashkil topgan tuzning

gidroliz konstantasi
$$K_{gidr} = \frac{K_W}{K_{MOH}}$$

Gidroliz darajasi
$$h = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH} * C}$$

Bu yerda: MeOH – asos formulasi, C-konsentratsiya

Demak, kuchsiz asos va kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizlanish konstantasini topish uchun suvning ion kupaytmasini asosning dissotsilanish konstantasiga bo'lish kerak.

Kuchli asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzning

gidroliz konstantasi
$$K_{gidr} = \frac{K_{suv}}{K_{HA}}$$

Gidroliz darajasi
$$\alpha = \frac{K_{suv}}{K_{HA} * C}$$

Bu yerda: K_{HA} – kuchsiz kislota ning dissotsilanish konstantasi, K_{MOH} – konsentratsiya gidrolizlanish konstantasini topish uchun suvning ion ko'paytmasini kislota ning dissotsilanish konstantasiga bo'lish kerak.

Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzning

$$\text{gidroliz konstantasi } K_{gidr} = \frac{K_{suv}}{K_{MOH} * K_{HA}}$$

$$\text{Gidroliz darajasi } \alpha = \frac{K_{gidr}}{1 + K_{gidr}} \quad \text{yoki} \quad \frac{\alpha}{1 - \alpha} = \frac{K_{suv}}{K_{HA} * K_{MOH}}$$

Demak, kuchsiz asos va kuchsiz kislota dan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizlanish konstantasini topish uchun suvning ion ko'paytmasini kislota va asosning dissotsilanish konstantalari ko'paytmasiga bo'lish kerak. Yuqoridagi faktlarga asoslanib gidrolizni to'xtatish yoki oldini olish mumkin.

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 gidroliz tashkil etadi. Gidroliz asosida ichimlik va sanoat suvlari tozalanadi.

8.10. §.Eruvchanlik ko'paytmasi

Ma'lumki, qattiq moddalarning erish jarayonida to'yingan eritma hosil bo'lishida eruvchi modda bilan uning eritmada molekulalari o'rtasida muvozanat vujudga keladi. Elektrolitlar eriganda eritmaga molekulalar emas, balki ionlar utadi. Masalan, tuzning tuyingan eritmasida tuz kristallari bilan eritmaga o'tgan ionlar o'rtasida muvozanat vujudga keladi. Kam eriydigan bariy sulfat $BaSO_4$ ning to'yingan eritmasida quyidagi muvozanat holati vujudga keladi:



Bu jarayonning muvozanat konstantasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$K_{muv} = \frac{[Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]}{[BaSO_4]}$$

yoki

$$K \cdot [BaSO_4] = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$$

To'yingan eritmada $[BaSO_4]$ ayni haroratda doimiy qiymatga ega. Buni hisobga olgan holda $K[BaSO_4]$ ifodani boshqa konstanta EK bilan belgilash mumkin. Bu konstanta *eruvchanlik ko'paytmasi* deb ataladi.

$BaSO_4$ ning to'yingan eritmasi uchun EK quyidagicha yoziladi:

$$EK_{BaSO_4} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10} (t^0 = 25^0 C)$$

Yomon eriydigan elektrolitning to'yingan eritmasidagi ionlar konsentratsiyalari ko'paytmasi *eruvchanlik ko'paytmasi* deyiladi. Eruvchanlik ko'paytmasi yomon eriydigan elektrolitning umumiy eruvchanligi bilan uzviy bog'langan. Eruvchanlik ko'paytmasi qiymatidan foydalanib, ayni elektrolitning umumiy eruvchanligini hisoblab topish mumkin:

$$C(mol/l) = \sqrt{EK}$$

Kimyoviy reaksiyada ishtirok etuvchi ionlar konsentratsiyalari ko'paytmasi eruvchanlik ko'paytmasi qiymatidan katta bo'lsa, yomon eruvchi modda cho'kmasi hosil bo'ladi. Agar to'yingan eritmada ayni elektrolit ionlari konsentratsiyalarining ko'paytmasi shu elektrolitning eruvchanlik ko'paytmasidan kichik bo'lsa, bunda cho'kma eriy boshlaydi.

? Savollar

1. Eritma deb nimaga aytiladi?
2. Erish jarayonining mexanizmini tushuntiring.
3. Qanday eritmalarga o'ta to'yingan eritmalar deyiladi?
4. Eritma konsentratsiyasi deb nimaga aytiladi va u qanday usullar bilan ifodalanadi?
5. Suvdagi eritmalari yoki suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazishiga qarab

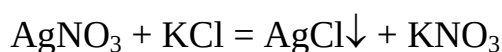
- moddalar necha guruhga bo'linadi?
6. Noelektrolit eritmalar qanday qonunlarga bo'ysunadi?
 7. Elektrolitik dissotsiatsiya deb nimaga aytiladi?
 8. Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasining asosiy prinsiplari nimadan iborat?
 9. Dissotsiatsiya mexanizmini tushuntiring
 10. Gidratlanish energiyasi nima?
 11. Dissotsiatsiya darajasi deb nimaga aytiladi. U eritmaning konsentratsiyasiga qanday bog'liq?
 12. Dissotsiatsiya konstantasi deb nimaga aytiladi?
 13. Amfoter elektrolitlar nima? Misollar keltiring.
 14. Elektrolitik dissotsiatsiya nuqtai nazaridan kislotalar, asoslar va tuzlarga ta'rif bering.
 15. Elektrolit eritmalarida boradigan barcha reaksiyalar necha guruhga bo'linadi? Misollar keltiring.
 16. Suvning dissotsiatsiya darajasi nimaga teng?
 17. Suvning dissotsiatsiya konstantasi qanday topiladi?
 18. Suvning ion ko'paytmasi deb nimaga aytiladi?
 19. Neytral eritmalar nima, ularga misollar keltiring?
 20. Vodorod ko'rsatgichi nimani ifodalaydi?
 21. Indikatorlardan qanday maqsadlarda foydalaniladi?
 22. Tuzlar gidrolizi deb nimaga aytiladi?
 23. Qanday tuzlar gidrolizga uchramaydi?
 24. Gidroliz darajasi va konstantasi deganda nimani tushunasiz?
 25. Eruvchanlik ko'paytmasi deb nimaga aytiladi?

IX BOB

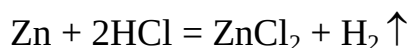
9.1. §.Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.

Ionlarning zaryadlarini shartli belgilar «+», «-» va sonlar bilan ifodalanishi *oksidlanish darajasi* deb ataladi.

Hamma kimyoviy reaksiyalarni ikki guruhga bo'lish mumkin. Birinchi guruh reaksiyalarda o'zaro ta'sir etuvchi moddalar tarkibiga kiruvchi elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarmaydi. Bu guruhga almashinish, birikish va ajralish reaksiyalari kiradi:

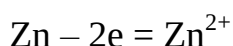


Ikkinchi guruh reaksiyalariga bir yoki bir necha elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradigan reaksiyalar kiradi:



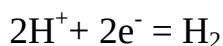
Bu reaksiyada ruxning oksidlanish darajasi 0 dan +2 gacha, vodorodniki +1 dan 0 gacha o'zgaradi.

Elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalarni **oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar** yoki **redoks reaksiyalar** 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:



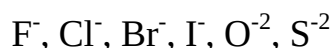
Elementning oksidlanish darajasi pasayishi bilan boradigan elektron biriktirib olish jarayoni **qaytarilish** deyiladi. Demak, bu reaksiyada rux oksidlanadi, vodorod esa qaytariladi.

Oksidlovchilar va qaytaruvchilar. Tarkibida qaytariluvchi element bo'lgan moddalar *oksidlovchilar*, oksidlanuvchi element saqllovchi moddalar *qaytaruvchilar* deyiladi. Oksidlovchilar tarkibidagi element o'z oksidlanish darajasini pasaytiradi, qaytariluvchilar tarkibidagi element o'z oksidlanish darajasini oshiradi. Oksidlovchilar elektronlarning aktseptori, qaytaruvchilar elektronlarning donori (lotincha donoq- 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. 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 angidridlari, 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.

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).

**Davriy sistema elementlarining namoyon qilishi mumkin bolgan
oksidlanish-darajalari qiymatlari**

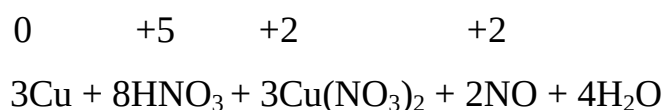
1 H +1 -1																	2 He
3 Li +1	4 Be +2											5 B +3	6 C +4 +2 -4	7 N +5 +4 +3 +2 +1 -3	8 O -1 -2	9 F -1	10 Ne
11 Na +1	12 Mg +2											13 Al +3	14 Si +4 -4	15 P +5 +3 -3	16 S +6 +4 +2 -2	17 Cl +7 +5 +3 +1 -1	18 Ar
19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +4 +3 +2	23 V +5 +4 +3 +2	24 Cr +6 +3 +2	25 Mn +7 +6 +4 +3 +2	26 Fe +3+2	27 Co +3 +2	28 Ni +2	29 Cu +2 +1	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +4 -4	33 As +5 +3 -3	34 Se +6 +4 -2	35 Br +7 +5 +3 +1 -1	36 Kr +4 +2
37 Rb +1	38 Sr +2	39 Y +3	40 Zr +4 +3 +2	41 Nb +5 +4	42 Mo +6 +6 +4 +3	43 Tc +7 +6 +4	44 Ru +8+6 +4+3	45 Rh +4 +3 +2	46 Pd +4 +2	47 Ag +1	48 Cd +2	49 In +3	50 Sn +4 +2	51 Sb +5 +3 -3	52 Te +6 +4 -2	53 I +7 +5 +3 +1 -1	54 Xe +6 +4 +2
55 Cs +1	56 Ba +2	57 La +3	72 Hf +4	73 Ta +5	74 W +6 +4	75 Pb +7 +6 +4	76 Os +8+4	77 Ir +4 +3	78 Pt +4 +2	79 Au +3 +1	80 Hg +1 +2	81 Tl +3	82 Pb +4 +2	83 Bi +5 +3	84 Po +2	85 At -1	86 Rn

Ba'zi moddalar sharoitga qarab ham oksidlovchi ham qaytaruvchi vazifasini bajarishi mumkin (masalan, HNO_2 , H_2SO_3).

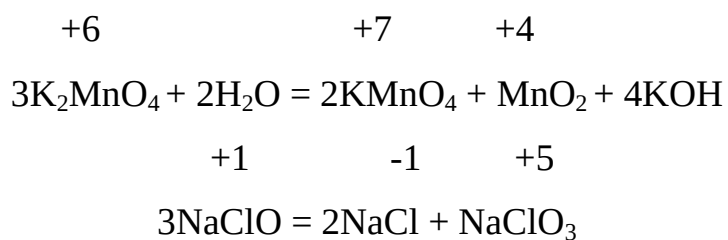
Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarining klassifikatsiyasi

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini 4 guruhga bo'lish mumkin.

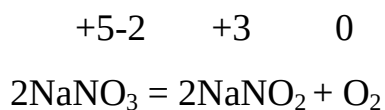
1. Atomlararo yoki molekulalararo boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda elektronlarning almashinishi atomlar, molekulalar yoki ionlar o'rtasida boradi, masalan:

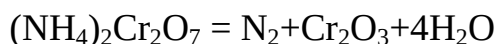


2. O'z-o'zidan oksidlanish, o'z-o'zidan qaytarilash (disproporsiyalanish) reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda bitta element atomlari yoki ionlarning oksidlanish darajasi bir vaqtning o'zida ortadi va kamayadi. Bunda boshlang'ich modda turli xil birikmalarni hosil qiladi, ulardan birida atomlarning oksidlanish 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:

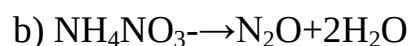
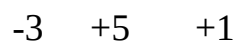
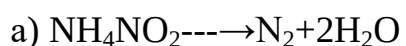
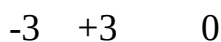




4. Sinproportsiya reaksiyalari

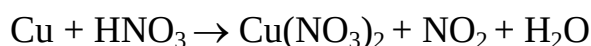
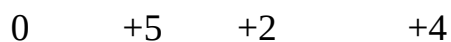
Bunday reaksiyalarga bir molekula tarkibidagi oksidlanish darajasi turlicha bo'lgan bir xil atomlar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida qatnashib oksidlanish darajasi bir xil holatga o'tadi.

Masalan:



Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzishning ikkita usuli qo'llaniladi: - elektron balans va ion-elektron (yarim reaksiyalar) usuli.

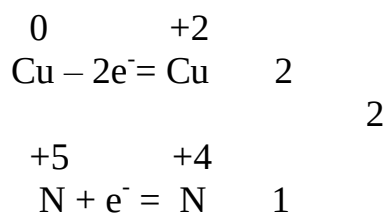
1. E l e k t r o n b a l a n s u s u l i . Bu usuldan foydalanganda tenglama tuzish avvalo reaksiyada ishtirok etadigan oksidlanish darajalari o'zgaradigan elementlarning oksidlanish darajalarini hisoblashdan boshlanadi. Misning konsentrlangan nitrat kislotasi bilan o'zaro ta'siri quyidagi sxema bilan ifodalanadi:



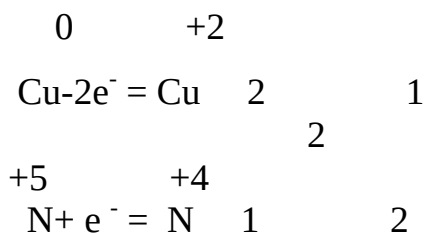
Oksidlanish darajalarini bilgan holda elektron berish va biriktirib olish (oksidlanish va qaytarilish) jarayonlari elektron tenglamalar holida yoziladi.



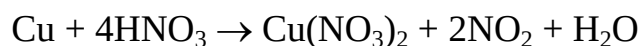
Elektron balans usulida asosiy bosqich elektronlar balansini tuzishdan, ya'ni oksidlanish reaksiyasida yo'qotilgan elektronlar soniga qaytarilish reaksiyasida biriktirib olingan elektronlar sonini tenglashtirishdir. Buning uchun yo'qotilgan va biriktirib olingan elektronlar miqdori uchun eng kichik ko'paytma topiladi:



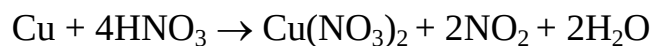
Topilgan ko'paytmaning berilgan va biriktirib olingan elektronlar miqdoriga taqsim qilishdan kelib chiqqan sonlarni oxirgi vertikal chiziq orqasiga yoziladi. Bu sonlar tenglama tuzishdagi stexiometrik koeffitsientlar hisoblanadi:



Koeffitsientlar yordamida tenglamaning chap va o'ng qismlarida qaytaruvchi hamda oksidlovchi atomlarining soni tenglashtiriladi:



So'ngra boshqa element atomlari soni tenglashtiriladi va nihoyat oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi quyidagi tenglama holiga keladi:



2. Elektron-ionli (yarim reaksiyalar) usul.

Bu usul ion yoki molekulalarning reaksiyada qanday o'zgarishga uchrashini ko'rsatuvchi ionli tenglamalar (yarim reaksiyalar tenglamalari) ni tuzish va bu tenglamalarni bitta molekulyar oksidlanish-qaytarilish tenglamasiga birlashtirishdan iborat. Quyidagi reaksiyaga elektron-ionli usul yordamida koeffitsientlar tanlashni ko'rib chiqaylik:

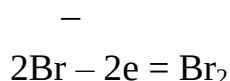


Bu reaksiyada brom va permanganatning ionlari o'zgarishga uchraydi:

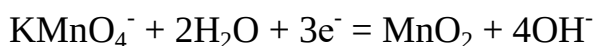


Brom ionining oksidlanish va permanganat ionning qaytarilish yarim reaksiyalari tenglamalari tuziladi. 1 mol Br_2 ning 2 mol Br^- iondan hosil bo'lishini hisobga olib, birinchi yarim reaksiyaning tenglamasi (brom ionining

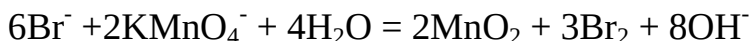
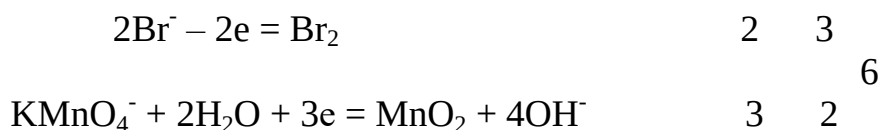
oksidlanishi) yoziladi:



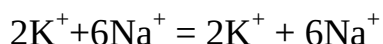
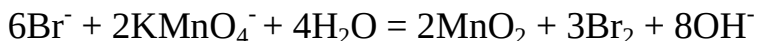
1 mol MnO_4^- ionning 1 mol MnO_2 ga qaytarilishida 2 mol atomar kislorod 2 mol suv bilan (neytral muhitda) bog'lanib, 4 mol OH^- ionlarni hosil qiladi. Zaryadlar tengligini hisobga olib, ikkinchi yarim reaksiya (permanganat ionining qaytarilishi) tenglamasi yoziladi:



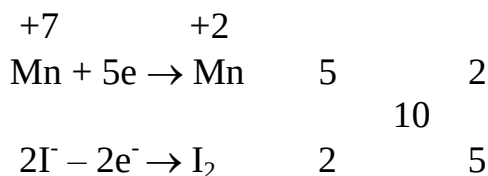
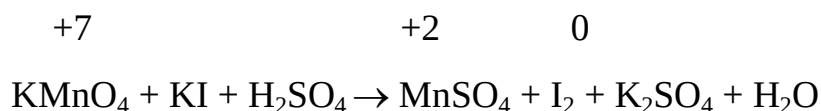
Berilgan va biriktirilgan elektronlar soni teng bo'lganligiga qarab eng kichik umumiy ko'paytma topiladi. Bu ko'paytma 6 ga teng bo'lganligi uchun qaytaruvchining yarim reaksiyasidagi ion, molekula va elektronlar 3 koeffitsientga ko'paytiriladi va qaytaruvchi oksidlovchining yarim reaksiyalarining chap va o'ng qismlariga ko'shiladi:



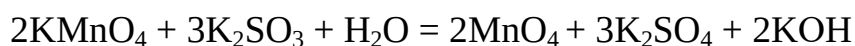
Reaksiyada o'zgarmay qoladigan kaliy va natriy kationlarini hisobga olgan holda oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining molekulyar tenglamasi yoziladi:



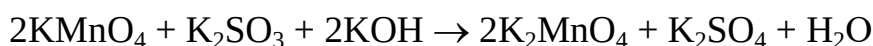
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida muhit ahamiyatga ega. Muhitning ta'siri masalan, KMnO_4 ning qaytarilish xarakterida yaqqol namoyon bo'ladi. Kislotali muhitda MnO_4^- ion Mn^{2+} iongacha, neytral muhitda MnO_2 gacha, ishqoriy muhitda MnO_4^{2-} (yashil rang) iongacha qaytariladi. KMnO_4 ning kislotali muhitda qaytarilishi:



KMnO₄ ning neytral muhitda qaytarilishi:

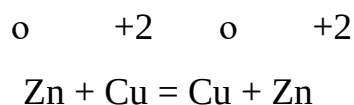


Kaliy permanganatning ishqoriy muhitda qaytarilishi:

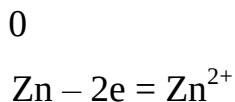


9.2. §.Galvanik elementlar. Standart elektrod potentsiali

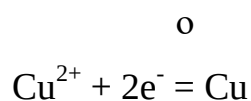
Galvanik elementlarning ishlashi bir xil metallarning boshqa metallarni ularning tuzi eritmasidan siqib chiqarishiga asoslangan. Chunonchi, rux plastinkasi mis sulfat eritmasiga tushirilsa, quyidagi reaksiya boradi:



Rux qaytaruvchidir, chunki u elektron beradi. Bu yarim reaksiya quyidagicha ifodalanadi:



Cu²⁺ mis kationi oksidlovchidir, chunki u elektron qabul qilib oladi. Bu jarayon quyidagi yarim reaksiya bilan ifodaladi:



Bu ikkala yarim reaksiya ruxning eritmaga tegib turgan qismida borib,

elektronlar rux atomlaridan mis ionlariga o'tadi. Bu yarim reaksiyalarni ayrim idishlarda olib borish va elektronlarni tashqi zanjir orqali o'tkazish mumkin. Oksilanish-qaytarilish reaksiyasini bunday amalga oshirish natijasida reaksiya energiyasi elektr energiyaga aylanadi.

Kimyoviy reaksiyalar energiyasini bevosita elektr energiyasiga aylantirish uchun xizmat qiladigan qurilmalar *galvanik elementlar* yoki *elektr tokining kimyoviy manbalari* deb ataladi.

Galvanik elementlarda hosil bo'ladigan kuchlanish *elektr yurituvchi kuch* (EYUK) deb yuritiladi. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyasi oksidlanish va qaytarilish yarim reaksiyalarining yig'indisidir. Galvanik elementda yoki elektrolizda sodir bo'ladigan har bir yarim reaksiya ayrim elektrodalarda boradi. Shu sababli yarim reaksiyalarni *elektrod jarayonlari* deb ham ataladi.

Elektr yurituvchi kuchni ham har bir yarim reaksiya uchun to'g'ri keladigan ikkita kattalikni ayirmasi deb qarash mumkin. Bu kattaliklar elektrod potentsiallari deb ataladi.

Elektrod jarayonlarining potentsiallari metallning tabiati (faol va faolmasligi)ga, eritmadagi ionlarning konsentratsiyasiga hamda sistemaning haroratiga bog'likligi aniqlandi. Bu bog'lanish Nernst tenglamasi bilan ifodalanadi;

$$E = E_0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg C$$

Bu tenglikdagi E - ayni elektrod potentsiali. E_0 – ayni elektrodning standart (normal) potentsiali, R - universal gaz doimiysi, T - absolyut harorat, n - reaksiyada ishtirok etuvchi elektronlar soni, F - Faradey soni (96500 KJ/mol), C – metall ionlarining konsentratsiyasi (mol/l).

Elektrod jarayonida ishtirok etuvchi moddalarning konsentratsiyasi (aniq aytganda aktivligi) 1 mol/l ga teng bo'lgandagi elektrod potentsiali *standart (normal) elektrod potentsiali* deb ataladi.

9.3. §.Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori

Metallarni ularning birikmalaridan boshqa metallar siqib chiqarishini N.N.Beketov mukammal o'rgangan. Beketov metallarni kimyoviy faolligini pasayib borishi tartibida «siqib chiqarish qatori» deb atalgan qatorga joylashtirdi. Hozirgi vaqtda Beketovning siqib chiqarish qatori metallarning *elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori* deb ataladi. Metallar bu qatorga ularning standart elektrod potentsiallari qiymatlarining ortib borishi tartibida joylashtirilgan:

K, Na, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H₂O, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Bu qator *standart (normal) elektrod potentsiallari qatori* ham deb ataladi.

Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori. Standart elektrod potentsiallari. Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatoriga vodorod ham joylashtirilgan bo'lib, u qaysi metallar kislotalarning suvdagi eritmalaridan vodorodni siqib chiqara olishini aniqlashga imkon beradi. Bu qator elektrokimyoviy sistemaning tutgan o'rni hamda oksidlovchi-qaytaruvchi qobiliyatini xarakterlaydi. Elektrod jarayonida ishtirok etuvchi hamma moddalarning majmuasi *elektrokimyoviy sistema* deb tushuniladi.

Standart elektrodlar potentsiallari qatori oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining borish yo'nalishini aniqlashga imkon beradi. Agar elektrokimyoviy sistemadan galvanik element tuzilsa, elektronlar manfiy qutbdan musbat qutbga o'ta boshlaydi, ya'ni kichik elektrod potentsialiga ega bo'lgan elektrokimyoviy sistemadan kattaroq elektrod potentsialiga ega bo'lgan sistemaga o'tadi. Bundan birinchi sistema qaytaruvchi, ikkinchi sistema esa oksidlovchi vazifasini bajaradi. Galvanik elementlarda oksidlovchi sifatida nisbatan yuqori elektrod potentsialiga ega bo'lgan elektrokimyoviy sistema ishtirok etsa, oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi o'z-o'zidan boradi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining yo'nalishi amalda oksidlovchi va qaytaruvchining qatorda o'zaro joylanishiga bog'likdir. Masalan, rux ($E_0 = -0,763 \text{ V}$)

misni ($E_0 = + 0,337 \text{ V}$) uning tuzlari eritmalaridan siqib chiqara oladi.

9.4. §.Tuzlarning suyuqlanmalari va suvdagi eritmalarining elektrolizi

Elektrolit suyuqlanmasi yoki eritmasiga tushirilgan elektrodlardan tuzilgan elektrokimyoviy sistema orqali o'zgaras elektr toki o'tkazilganda boradigan oksidlanish qaytarilish jarayoni *elektroliz* deb ataladi.

Tuz va asoslar suyuqlanmasining elektrolizi

1) *KCl elektrolizi*

Katodda: $K^+ + e^- = K^0$

Anodda: $2Cl^- - 2e^- = Cl_2^0$

$2KCl(c) \rightarrow 2K^0 + Cl_2^0$

2) *NaOH elektrolizi*

Katodda: $Na^+ + e^- = Na^0$

Anodda: $4OH^- - 4e^- = O_2 + 2H_2O$

$4NaOH(c) = 4Na + 2H_2O + O_2$

Tuzlarning suvli eritmasining elektrolizi

1. Metallarning elektrokimyoviy kuchlanish qatori (MEKQ) dan o'ng tomonda joylashgan metall kationi bilan kislorod saqlagan anionidan hosil bo'lgan tuz.

$2CuSO_4 + 2H_2O = 2Cu + O_2 + 2H_2SO_4$

Anod (+): $4OH^- - 4e^- \rightarrow 2H_2O + O_2$

Katod (-): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$; $2H^+ + 2e^- = H_2$

2. MEKQ da Zn dan chap tomonda joylashgan metall kation bilan kislorod saqlamagan anionidan hosil bo'lgan tuz.

$2KI + 2H_2O = J_2$;

Anod (+): $2J^- - 2e^- = J_2$;

Katod (-): $2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$

3. MEKQ da Zn chap tomonidan metall kation bilan kislorod saqlagan anionidan hosil bo'lgan tuz.

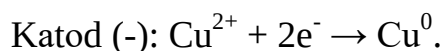
$Na_2SO_4 + 2H_2O = Na_2SO_4 + O_2 + 2H_2$

Anod (+): $2H_2O - 4e^- = O_2 + 4H^+$;

Katod (-): $2H_2O + 2e^- = H_2 + OH^-$

4. MEKQ da Zn dan o'ng tomonda joylashgan metall kation bilan kislorod saqlamagan anionidan hosil bo'lgan tuz.

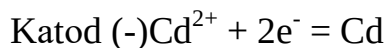
$CuCl_{2(c)} = Cu + Cl_2$



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:

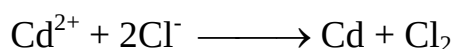


Katodda kadmiy kationlari qaytariladi, anodda esa xlor ionlari oksidlanadi:



Ikkala yarim reaksiyalarni qo'shib yozamiz:

elektroliz



Tuzlarning suvdagi eritmalarining elektrolizida eritmada tuz ionlaridan tashqari suvning dissotsilanishidan hosil bo'ladigan H^+ va OH^- ionlarining bo'lishi ham hisobga olinadi.

Katodda elektrolit va vodorod kationlari zaryadsizlanadi. Anodda esa elektrolit va gidroksid ionlari zaryadsizlanadi. Suv molekulalari elektrokimyoviy oksidlanishi yoki qaytarilishi mumkin. Elektrodlardagi elektrolizda kimyoviy jarayonlarning borishi elektrokimyoviy sistemalarning elektrod potentsiallarining nisbiy qiymatiga bog'liq.

Tuzlarining suvdagi eritmalarida boradigan katod jarayonlarida vodorod ionlarining qaytarilish potentsiali qiymatini hisobga olish kerak. Bu potentsial vodorod ionlari konsentratsiyasiga bog'liq (25^0 C):

$$E = E_0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg[H^+] = E_0 + \frac{2,3 \cdot 8,31 \cdot 298}{1 \cdot 96500} \lg[H^+] = E_0 + 0,059 \lg[H^+]$$

Vodorod elektrodning potentsiali $E_0 = 0$ ga tengligini va $\lg[H^+] = -pH$ ekanligini

hisobga olsak:

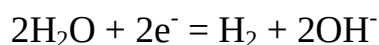
$$E = 0,059 \cdot \text{pH}$$

Tuzlarning neytral eritmalari uchun $\text{pH}=7$ ga tengligi uchun

$$E_{\text{H}_2} = 0,059 \cdot 7 = -0,41 \text{ V}$$

Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metalning elektrod potentsiali – 0,41 V ga nisbatan musbat bo'lsa, elektrolitning neytral eritmasidan katodda metall ajralib chiqadi. Aksincha, agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metallning elektrod potentsiali - 0,41 V ga nisbatan manfiy qiymatga ega bo'lsa, katodda metall emas, balki vodorod ajraladi. Agar metallning elektrod potentsiali – 0,41 V ga yaqin bo'lsa, katodda metall ham, vodorod ham ajraladi, ko'pincha metall va vodorod birgalikda qaytariladi.

Kislotali eritmalaridan vodorodning elektrokimyoviy ajralishi vodorod ionlarining zaryadsizlanishi hisobiga bo'ladi. Neytral va ishqoriy eritmalarda suv elektrokimyoviy qaytariladi:



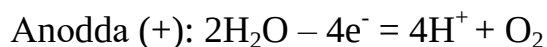
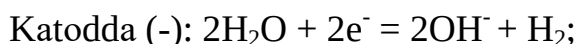
Elektroliz jarayoni anod materialiga qarab, inert anod bilan bo'ladigan elektroliz va faol anod bilan bo'ladigan elektrolizga bo'linadi. Oksidlanmaydigan materialdan (grafit, platina) yasalgan anod *inert anod*, oksidlanadigan materialdan yasalgan anod *faol anod* deb yuritiladi.

Tuzlar eritmalarining elektrolizini misollarda ko'ramiz.

1) KNO_3 eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



$E^\circ_{\text{K}^+/\text{K}} = -2,93 \text{ V}$ bo'lib, K^+ kationlar katodda qaytarilmaydi. NO_3^- anionlari suvli eritmalarda oksidlanmaydi. Katod va anodda suv molekulasini qaytariladi va oksidlanadi.



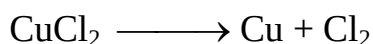
CuCl_2 eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



Misning standart elektrod potentsiali $E_{0Cu^{2+}/Cu} = 0,34 \text{ V}$ bo'lganligi uchun katodda faqat mis kationlari qaytariladi, anodda esa xlorid ionlari oksidlanadi:



elektroliz



2) Tuz eritmalarining faol anod qo'llanilgandagi elektrolizi. Bunday elektroliz jarayonida anod materiali oksidlanadi (eriydi). Faol elektrodlar sifatida mis, nikel, kobalt, kadmiy, qalay kabi metallar ishlatiladi. Misol sifatida kadmiy sulfatning suvdagi eritmasini kadmiydan tayyorlangan elektrodlar ishtirokidagi elektrolizini ko'rib chiqamiz. Kadmiyning normal (standart elektrod potentsiali $E_{0Cd^{2+}/Cd} = -0,40 \text{ V}$ ga teng bo'lganligi uchun katodda kadmiy ionlari ham, suv molekulalari ham qaytariladi, anodda esa kadmiy oksidlanadi (eriydi):



Binobarin, anodning erishidan hosil bo'lgan kadmiy ionlari katodda qaytarilib, kadmiy metali holida ajraladi.

Kationlar	1 g-ekv. dagi grammlar soni	1 kulon elektrning ajratib chiqaradigan milligrammlari	1 amper-soat elektrning ajratib chiqaradigan grammlari
Ag ⁺	107,9	1,118	4,025
Al ⁺	9,0	0,093	0,335
Au ⁺	65,7	0,681	2,451
Cu ⁺	63,6	0,659	2,451
Cu ²⁺	31,8	0,329	1,186
Mn ²⁺	27,5	0,285	1,025
Pb ²⁺	103,6	1,074	3,865
Zn ²⁺	32,7	0,389	1,220
NH ₄ ⁺	18,0	0,187	0,673
H ⁺	1,008	0,01044	0,03759

Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi. Elektroliz sanoatning turli tarmoqlarida keng qo'llaniladi. Kimyo sanoatining elektrolizdan ko'pgina moddalarni olishda, masalan, vodorod, kislorod, ftor, perxlorat kislota, 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 Cu²⁺ 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 himoyalaydi 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.

? Savollar

1. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari boshqa kimyoviy reaksiyalardan nima bilan farq qiladi?
2. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari nazariyasining mohiyati nimada?
3. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari qanday klassifikatsiyalanadi?
4. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini elektron balans va yarim reaksiyalar usulida tuzishga misollar keltiring.
5. Kuchli oksidlovchilarga misollar keltiring.
6. Kuchli oksidlovchilarga muhitning ta'siri qanday?
7. Kuchli qaytaruvchilarga misollar keltiring.
8. Ham oksidlovchi va ham qaytaruvchilarga misollar keltiring.
9. Galvanik elementlar deb nimaga aytiladi?
10. Elektrod potentsiallari deb nimaga aytiladi?
11. Elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori deb nimaga aytiladi?
12. Elektrolizda anodda va katodda qanday jarayon boradi?

X B O B

10.1. §.Vodorod va uning tabiatda uchrashi.

Vodorodni XVI asrda Paratsels (Germaniya) kashf etgan. 1776 yilda G. Kavendish (Angliya) vodorodning xossalarini aniqladi va boshqa gazlardan qanday farqi borligini ko'rsatdi. Lavuaze 1783 yilda vodorodni suvdan birinchi bo'lib ajratib oldi va suvning vodorod bilan kisloroddan iborat kimyoviy birikma ekanligini isbot etdi.

Vodorod tabiatda erkin va birikma holda uchraydi. Erkin holda juda oz miqdorda uchraydi. U engil gaz bo'lgani uchun havoning yuqori qatlamlarida bo'ladi. U vulkan otilganda va burg'u quduqlaridan neft olish jarayonida boshqa gazlar bilan birga chiqadi. Vodorod tabiatda birikmalar holida juda ko'p tarqalgan. Vodorod suv, turli minerallar, neft, tabiiy gazlar, hayvon va o'simliklar organizmidagi moddalar tarkibiga kiradi. Vodorod yer qobig'i og'irligining 1% ini tashkil etadi. Vodorod kosmosda eng ko'p tarqalgan elementdir. U quyosh va yulduzlar massasining yarmini tashkil qiladi.

Vodorodning tartib nomeri 1 ga teng. Uning elektron konfiguratsiyasi $1s^1$, atom massasi 1,008 ga teng, uchta izotopi bor elementdir. Uning izotoplari: protiy ^1H (atom massasi 1), deyteriy ^2H yoki D (atom massasi 2) va tritiy ^3H yoki T (atom massasi 3) lardir. Elementlar davriy sistemasida bir katakning o'zini ishg'ol etadigan elementlar gruppasi *pleyadalar* deyiladi. O'xshash kimyoviy xossalar va turli atom massaga ega bo'lgan pleyadalarga kiradigan elementlar izotoplar deyiladi va ular atom yadrosidagi neytronlar soni bilan farqlanadi.

Vodorodning ayrim xossalari:

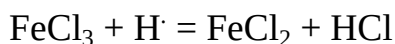
Vodorodning kimyoviy belgisi:	H
Molekulyar formulasi	H_2
Atomining ionlanish energiyasi	13, 60 eV
Atom radiusi	0,046 nm

Molekula atomlari yadrolari orasidagi masofa 0,074 nm

Vodorodning xossalari, olinishi va ishlatilishi.

Vodorod molekulalari 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). Qattik vodorod geksogonal kristall panjaraga ega. Vodorod molekulasi 2000°C dan yuqorida atomlarga parchalana boshlaydi: $\text{H}_2=2\text{H}^{\cdot}$ Molekulyar vodorodni elektr razryaddan o'tkazish natijasida atomar vodorod hosil bo'ladi. Atomar vodorod aktiv 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.

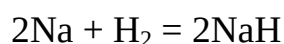
Agar temir(III)-xlorid FeCl_3 eritmasiga xlorid kislota qo'shib, eritmaga bir bulak rux tashlasak, ajralib chiqayotgan vodorod temir (III)-xloridni tez orada temir (II)-xlorid FeCl_2 ga aylantiradi; buni, eritmaning sariq rangi o'zgarib, temir (II)-xloridga xos bo'lgan yashil rangga o'tishidan bilsa bo'ladi:



Gaz holatidagi vodorod (masalan, gazometrdagi vodorod), FeCl_3 eritmasi orqali o'tkazilsa, yuqoridagidek reaksiya bo'lmaydi. Vodorodning bu yerda namoyon bo'ladigan o'ziga xos faolligining sababi shuki, vodorod kimyoviy birikmadan «ajralib chiqish vaqtidagina», ya'ni hali vodorod atomlari molekula bo'lib birikmasdan oldin FeCl_3 ga ta'sir eta oladi, deb faraz qilish mumkin. O'tgan asrdayoq bayon etilgan fikrning to'g'riligi a t o m a r v o d o r o d deb ataluvchi va H_2 molekulalaridan emas, balki vodorodning alohida-alohida atomlaridan iborat vodorodni erkin holda hosil qilib, uning reaksiyaga kirisha olishi o'rganilgandan keyin bilvosita yo'l bilan isbot etildi.

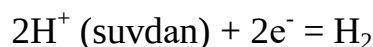
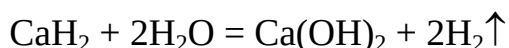
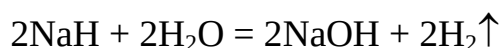
Odatdagi sharoitda vodorod faol bo'lmasa ham, yuqori haroratda ko'pgina elementlar bilan birikadi. U fluor bilan portlab birikadi, yorug'lik ta'sirida xlor bilan birika oladi ($\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl}$), isitilganda kislorod ($2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + Q$) va boshqa 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:

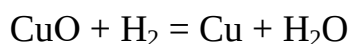


natriy gidrid

Gidridlar beqaror bo'ladi va suv ta'sirida parchalanadi:



Gidridlar xarakteri jihatidan galogenidlar va tuzlarga o'xshaydi. Vodorod yuqori haroratda hatto birikmalardagi kislorodni ham biriktirib oladi:

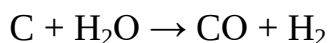


Bu vodorodning qaytarish xossasidir. Shuningdek vodorodning biror modda bilan birikishi, qaytarilish- gidrogenlanish deyiladi.

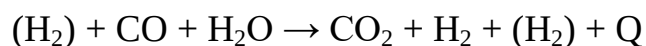
Vodorod olinadigan asosiy man'ba suvdir. Suv elektroliz qilinadi va suvga natriy, kaliy, kalsiy kabi metallar ta'sir ettirilsa, vodoroddan tashqari shu metallarning gidroksid va oksidlari ham hosil bo'ladi. Laboratoriya sharoitida rux metalini suyultirilgan xlorid (1:1) yoki sulfat (1:5) kislotalarga ta'sir ettirib, vodorod olinadi.

Sanoatda 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.

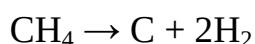


Bu aralashma **suv gazi** deyiladi va cho'g'langan ko'mir ustidan o'tkazilsa, CO konversiyalanadi:

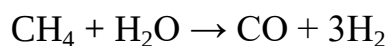


Reaksiya mahsuloti 20 atmosfera bosimda suv bilan yuvilib, CO₂ dan tozalanadi. So'nggi yillarda vodorod olinadigan manba metan gazidir. Metan tabiiy gazlar bilan neftni qayta ishlash natijasida hosil bo'ladigan gazlar tarkibida bo'ladi. Metandan vodorod olishning turli usullari bor:

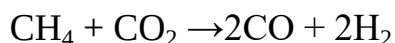
a) metanni termik parchalash usuli:



b) metan bilan suv bug'ining o'zaro ta'sirlashuvi :



v) metanga CO₂ yoki CO bilan suv bug'i aralashmasini ta'siri:



g) metanni atsetilen hosil bo'lguncha parchalash:



Agar vodorod hosil bo'lishi bilan ishlatilmasa, u katta bosim ostida po'lat balonlarga solinib kerakli joylarga yuboriladi.

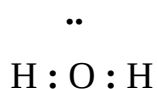
Vodorod kimyo sanoatida keng qo'llaniladi. Vodorod suyuqlanish harorati yuqori bo'lgan metallarni oksidlaridan ajratib olishda, ammiak sintez qilishda, suyuq o'simlik yog'laridan qattiq yog' hosil qilishda, metil spirt olishda va boshqa maqsadlar uchun ishlatiladi. Atom texnikasidagi termoyadro reaksiyalarida ham vodorodning izotoplari ishtirok etadi.

10.2. §. Suv molekulasining elektron tuzilishi

Suv tarkibiga kiruvchi yadrolar teng burchakli uch hosil qilib, uning asosida ikkita proton joylashgan, cho'qqisida kislorod atomi joylashgan. Bunda suv sp³ gibridlangan holda bo'ladi.

Vodorod bilan kislorod yadrolari orasidagi masofa 0,1 nm ga yaqin

bo'lib, vodorod atomlari yadrolari orasidagi masofa 0,15 nm ga tengdir. Suv molekulasida kislorod atomining tashqi elektron qavatini tashkil etuvchi sakkiz elektrondan ikki elektron jufti kislorod atomi va vodorod atomlari o'rtasidagi kovalent bog'ni hosil qiladi, qolgan 4 ta elektron taqsimlanmagan ikkita elektron juftini hosil qiladi:



O-H bog'ni hosil qiluvchi elektronlar elektromanfiyligi yuqori bo'lgan kislorod atomi tomon siljigan. Natijada vodorod atomlari musbat zaryadga ega bo'lib, bu atomlarda ikkita musbat qutb vujudga keladi. Elektronlar juftlarining manfiy zaryadlari markazi nisbatan kislorod atomi yadrosi tomon siljigan bo'lib, ikkita manfiy qutb hosil qiladi.

Gaz holatdagi suvning molekulyar massasi 18 ga teng. U suvning eng oddiy formulasiga to'g'ri keladi.

Suyuq holatdagi suvning molekulyar massasi tajribalarda aniqlanganda doimiy bu miqdordan yuqori chiqadi. Demak, suyuq holatdagi suvda molekulalar assotsilanadi, ya'ni ular o'zaro birikib, murakkabroq agregatlarni hosil qiladi. Suv molekulalari o'rtasida vodorod bog'lanish hosil bo'lishi natijasida molekulalar assotsilanadi.

Qattiq holatdagi suv (muz) ning har bir molekulasidagi kislorod atomi qo'shni suv molekulalari bilan ikkita vodorod bog'lanishni hosil qiladi. Vodorod bog'lanishlarning hosil bo'lishi suv molekulalarining shunday joylanishiga olib keladiki, bunda suv molekulalari bir-biriga qarama-qarshi qutblari bilan tegib turadi. Molekulalar qavatlar hosil qilib, har bir molekula bir qavatdagi 3 ta molekula bilan bog'lanishdan tashqari qo'shni qavatdagi bitta molekula bilan ham bog'langan bo'ladi.

Suvning fizik xossalari. Toza suv rangsiz tiniq suyuqlikdir. Suvning zichligi qattiq holatdan suyuq holatga o'tganda boshqa moddalardagi kabi

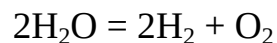
kamaymaydi, balki oshadi. Suvning $+4^{\circ}\text{C}$ dagi zichligi 1 g/sm^3 ga teng, $+4^{\circ}\text{C}$ dan yuqorida ham, undan pastda ham suvning zichligi 1 dan kichik bo'ladi. Bu hodisa suvning zichlik anomaliyasi deb ataladi.

Suv $+4^{\circ}\text{C}$ da yuqori zichlikka ega bo'lib, undan past haroratda qisman kam zichlikka ega. Shuning uchun ham muz yuzada qoladi va o'zidan pastdagi suv qatlamlarini yanada sovishdan va muzlashdan saqlaydi. Bu suv havzalaridagi tirik organizmlarning hayotini qattiq sovuqda ham saqlanib qolishiga yordam beradi.

Toza suvning solishtirma issiqlik sig'imi barcha suyuq va qattiq moddalarnikidan katta bo'lib, $4,18\text{ j/(g.K)}$ ga teng. Suv yozdan qishga o'tish davrida hamda kechasi sekin soviydi, kunduzi yoki qishdan yozga o'tish davrida sekin isiydi, ya'ni suv yer sharida harorat regulyatori bo'lib xizmat qiladi. Toza suv 0°C da muzlab, $101,325\text{ kPa}$ yoki 760 mm simob ustuni balandligiga teng bosimda 100°C da qaynaydi.

Suvning kimyoviy xossalari. Suv vodorod va kisloroddan iborat murakkab modda. Uning bug' holatidagi formulasi H_2O . Suv massa jihatidan $11,11\%$ vodorod va $88,89\%$ kislorod bor. Umuman planetamizda suvning miqdori $2 \cdot 10^{18}$ tonnaga yetadi.

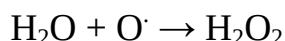
Suv molekulalari nihoyatda ko'p issiqlik chiqishi bilan hosil bo'lganligi sababli, suv qizdirishga juda chidamlidir. Lekin 1000°C dan yuqorida suv bug'i vodorod bilan kislorodga parchalana boshlaydi:



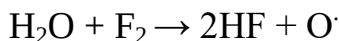
Moddalarning qizdirish natijasida parchalanishi termik dissotsilanish deb ataladi. Suvning termik dissotsilanishi ko'p issiqlik yutilishi bilan boradi. 2000°C da suvning termik parchalanishi $1,8\%$ ga, 3092°C da 13% ga, 5000°C da 100% ga etadi.

Suvning reaksiyaga kirishish xususiyati yuqoridir. Ko'pgina metall va metallmaslarning oksidlari suv bilan birikib, asoslar va kislotalarni hosil qiladi. Ancha aktiv metallar suv bilan reaksiyaga kirishganda, vodorod ajralib chiqadi.

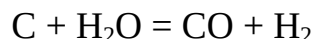
Suv atomar kislorod bilan birikib, vodorod peroksidni hosil qiladi:



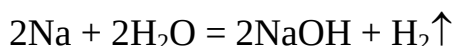
Suv fluor bilan reaksiyaga kirishganda atomlar holdagi kislorod ajralib chiqadi:



Cho'g' holdagi ko'mir orqali suv bug'i o'tkazilganda CO va H₂ aralashmasi hosil bo'ladi:



Uy haroratida ishqoriy metallar ta'sirida suv parchalanadi:



Asl metallar (oltin, platina, kumush) va simob suv bilan reaksiyaga kirishmaydi. O'z-o'zicha boradigan juda ko'p reaksiyalarda suv bug'i katalizator vazifasini o'taydi. Suv qutbli modda bo'lgani uchun juda yaxshi erituvchi hisoblanadi.

Og'ir suv Vodorodning og'ir izotopi deyteriyning kislorod bilan hosil qilgan birikmasi og'ir suv deb ataladi. Odatdagi suv tarkibida ozgina miqdorda og'ir suv borligi sababli suv elektroliz kilinganda og'ir suv parchalanmay qoladi. Suv elektroliz qilinganda qolgan D₂O molekulalariga boyitilgan suv ko'p marta qayta elektroliz qilinib, 1983 yilda birinchi marta oz miqdordagi deyarli 100% D₂O molekulalaridan iborat og'ir suv ajratib olindi.

Og'ir suv o'z xossalari bilan odatdagi suvdan farq qiladi. Tuzlar og'ir suvda odatdagi suvdagiga nisbatan oz eriydi. Og'ir suvda ko'pchilik reaksiyalar sust boradi. Og'ir suv neytronlarni sekinlashtiruvchi sifatida yadro reaktorlarida ishlatiladi. Og'ir suvning biologik xossalari ham oddiy suvnikidan farq qiladi.

Oddiy va ogir suvning ba'zi bir fizik xossalari

Konstantalar	H ₂ O	D ₂ O
Molekulyar massasi	18	20
Muzlash harorati, °C	0	3,8
Qaynash harorati, °C	100	101,4
Zichligi (t=25 °C), g/sm ³	0,9971	1,1042

Maksimal zichlik harorati, °C	4	11,6

? Savollar

1. Vodorod tabiatda qaerlarda uchraydi?
2. Vodorodning xossalari, laboratoriya va sanoatda olinish usullari hamda uning ishlatilishi haqida nimalarni bilasiz?
3. Vodorod qaysi xossalari jihatidan ishqoriy metallarga o'xshab ketadi?
4. Qanday birikmalar gidridlar deyiladi?
5. Qanday aralashma suv gazi deb ataladi?
6. Vodorod suv gazidan qanday yo'llar bilan olinadi?
7. Vodorod molekulasini kimyoviy jihatdan aktivmi?
8. Vodorod qaysi holatida kimyoviy jihatdan aktiv bo'ladi?
9. Suv molekulasini qanday elektron tuzilishga ega?
10. Suvning suyuq bo'lishiga sabab nima?
11. Suvning fizik va muhim kimyoviy xossalarini sanab ko'rsating?
12. Suv qanday tozalanadi?
13. Og'ir suv nima?

XI B O B

11.1. §.Galogenlar, ularning birikmalari

VII guruh asosiy va qo'shimcha guruhchalardan tashkil topgan. Asosiy guruhchaga galogenlar (ftor – F, xlor – Cl, brom – Br, yod - J) va astat At kiradi.

Galogen so'zi yunoncha «galos» (tuz) va «genodos» (tug'diruvchi) so'zlaridan kelib chiqqan. Galogen atomlarining sirtqi qavatida ettitadan elektron (s^2p^5) bo'ladi. Shu sababli galogen atomi o'ziga yana bitta elektron biriktirib olib, o'zining sirtqi qavatini sakkiz elektronli (s^2p^6) oktet konfiguratsiyaga o'tkazishga intiladi. Galogenlarning hammasi ham erkin

holatda kuchli oksidlovchilar bo'lib, ayniqsa ftor bizga ma'lum bo'lgan barcha oksidlovchilar orasida eng kuchlisi hisoblanadi. Galogenlar guruhchasining birinchi a'zosi ftor boshqa galogenlardan qisman farq qiladi. U faqat -1 ga teng bo'lgan oksidlanish darajasiga ega. Uning kislorodli birikmasi F_2O da ham ftorning oksidlanish darajasi -1 dir. Shuning uchun F_2O ning nomi kislorod ftorid (ftor oksidi emas) deb yuritiladi. Ftorning vodorodli birikmasi vodorod ftorid $- H_2F_2$ suvda yaxshi eriydigan suyuqlik. Vodorod ftorid suvdagi eritmasida ikki bosqichda ionlarga ajraladi. Uning birinchi bosqichi xuddi o'rtacha kuchdagi kislotalarning ionlarga ajralishidek bo'lib, ikkinchi bosqichi esa kuchsiz kislotalarning dissotsilanishi kabi. Shu sababli ftorid 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.

Ularning muhim gidrooksidlari quyidagilardan iborat:

+ 1 uchun	$HCIO$, $HBrO$, HIO gipoxlorid
+ 5 uchun	$HCIO_3$, $HBrO_3$, HIO_3 xlorat
+ 7 uchun	$HCIO_4$, $HBrO_4$, H_5IO_6 perxlorat

Bu yerda keltirilgan gorizontal qatorda kislotalarning kuchi kamayadi, vertikal qatorda esa ortib boradi. Keyingi holat ayniqsa xlorning kislorodli kislotalarida kuchli ifodalangan, chunonchi $HCIO_4$ nihoyatda kuchli kislota; HJO – amfoter xossalarini namoyon qiladi.

11.2. §.Ftor va uning birikmalari.

F ; Z =9; atom massasi 19; elektron konfiguratsiyasi: $1s^2 2s^2 2p^5$ yoki K $2s^2 2p^5$.

Ftorning o'z birikmalaridagi elektrovalentligi – 1 ga teng. Ftor atomining maksimal kovalentligi 4 ga teng, ya'ni sp^3 – gibridlanish ro'y beradi; bu kovalentlik faqat kristall holatdagi ftoridlardagina namoyon bo'ladi.

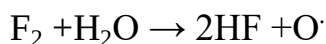
Tabiatda uchrashi: Ftorning ahamiyatga sazovor minerallari kalsiy flyuorit CaF_2 (plavik shpat) va kriolit Na_3AlF_6 dir. Tarkibida ftor bo'lgan minerallardan apatitlar $Ca_5(PO_4)_3(Cl,F)_2$ ni ham ko'rsatib o'tish mumkin.

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 MnO_2 ta'sir ettirish)-samarasiz bo'lib chiqdi, chunki HF ni MnO_2 oksidlay olmadi.

Hozirgi vaqtda ftor olish uchun $217^\circ C$ da suyuqlanadigan $KF \cdot 2HF$ tarkibli tuzdan foydalaniladi. Bu usul laboratoriya va texnika uchun katta ahamiyatga ega. Endilikda maqsad uchun platina idish o'rnida nikel va mis metallarining qotishmalaridan yasalgan idishlar qo'llaniladi. Anod sifatida grafit ishlatiladi.

Fizik xossalari: Ftor och sariq-yashil tusli, o'tkir hidli gaz, nafas yo'li shilliq pardalarini achitadi va nafasni bug'adi. Ftor – $188^\circ C$ da och sariq tusli suyuqlikka aylanadi, $-220^\circ C$ da qattiq holatga o'tadi. Uning havoga nisbatan zichligi 1,32. Demak, erkin ftor F_2 molekulalardan iborat. Ftorni suvda eritib bo'lmaydi, chunki u suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishib ketadi. Ftor benzol, xloroform kabi erituvchilarda eriydi.

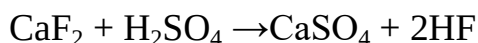
Kimyoviy xossalari: Ftor eng kuchli metalmas va eng kuchli oksidlovchi, u juda ko'p moddalarni oksidlay oladi, ftor suvga ta'sir qilganida atomar kislorod hosil bo'ladi:



Kislorod va azot bilan fluor bevosita birikmaydi; qolgan barcha elementlar bilan muvofiq reaksiya sharoitida bevosita birikadi. Fluor vodorod bilan hatto qorong'ida ham shiddatli reaksiyaga kirishadi. -250^0 C da bu reaksiya portlash bilan o'tadi.

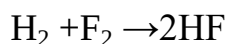
Ishlatilishi. Olinadigan erkin fluorning asosiy miqdori texnika uchun zarur bo'lgan fluor-organik birikmalar tayyorlash uchun ishlatiladi. Zamonaviy sovitgichlarda sovuq muhit hosil qilish uchun (ammiak o'rnida) freon CF_2Cl_2 ishlatiladi. Vinilfluorid $\text{CH}_2=\text{CHF}$ va tetrafluor $\text{CF}_2=\text{CF}_2$ (teflon) sun'iy polimerlar olishda monomer sifatida ham qo'llaniladi.

Vodorod fluorid. Agar plavik shpat CaF_2 ga kons. sulfat kislota H_2SO_4 ta'sir ettirilsa, gazsimon vodorod fluorid hosil bo'ladi.



Vodorod fluorid shishaga ta'sir etadi, shuning uchun bu reaksiya platina yoki qo'rgoshindan yasalgan idishlarda o'tkaziladi.

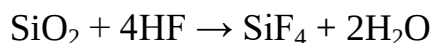
Fluor vodorod bilan nihoyatda shiddatli ravishda birikadi:



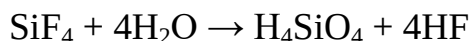
Toza vodorod fluorid $19,5^\circ\text{C}$ dan past haroratda rangsiz, havoda kuchli ravishda tutaydigan suyuqlik; $19,5^\circ\text{C}$ dan yuqorida esa rangsiz, nihoyatda o'tkir hidli va zaharli gaz. Vodorod fluorid suvda yaxshi eriydi, bunda taxminan 40 % li plavik kislota hosil bo'ladi. Bu kislota ichki va tashqi sirlari parafin bilan qoplangan shisha idishlarda saqlanadi.

Vodorod fluorid zaharli modda, agar qo'lga tomsa, uzoq vaqt tuzalmaydigan yara hosil qiladi.

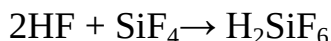
Kimyoviy xossalari. Vodorod fluoridning suvdagi eritmasi o'rtacha kuchdagi kislota xossasiga ega. Plavik kislota shishani emiradi: bu vaqtda shisha tarkibidagi SiO_2 plavik kislotada erib, gazsimon kremniy (IV)-fluorid SiF_4 hosil qiladi:



SiF₄ suv tomchisi bilan qamralsa, gidrolizlanib ortosilikat kislota hosil qiladi:



Vodorod ftorid SiF₄ bilan reaksiyaga kirishib ftor gekssilikat kislota hosil qiladi:



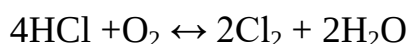
11.3. §.Xlor

Cl. Z = 17. Atom massasi 35,45. Elektron konfiguratsiyasi: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁵ yoki KL 3s²3p⁵

Xlori 1774 yili Sheele xlorid kislotaga MnO₂ 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 holida 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:

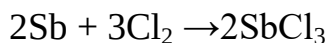


Texnikada xlor faqat osh tuzining suvdagi eritmasini elektroliz qilish yo'li bilan olinadi, ya'ni anodda xlor (2Cl⁻ - 2e → Cl₂), katodda vodorod (2H⁺ + 2e → H₂) ajraladi va eritmada NaOH hosil bo'ladi.

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

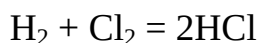
8 °C dan past haroratda $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ va $\text{Cl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ tarkibli xlor gidratlari ajratib olinishi mumkin.

Xlor kuchli oksidlovchi. Ko'pchilik metalmaslar va metallar xlor bilan birikadi.



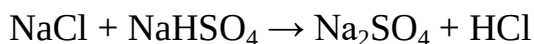
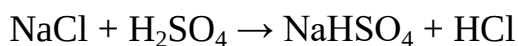
Vodorod xlor atmosferasida yonib, oq tusli vodorod xlorid gaziga aylanadi. Xlor atomining sirtqi elektron qavatida ftornikidan boshqacha tuzilishga ega. Uning sirtqi qavatida d – pog'onacha mavjud va bu pog'onacha elektronlar bilan band emas: $3s^2 3p^5 3d^0$ Shunga ko'ra xlorning valentligi +1, +3, +5, +6 va +7 bo'la oladi.

Vodorod xlorid. Vodorod xlorid vodorod bilan xlor aralashmasiga quyosh nuri ta'sir ettirish yoki bu aralashmani yoqish orqali sintetik usulda olinishi mumkin.



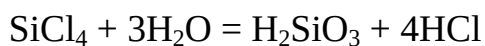
Bu reaksiya zanjir mexanizm bo'yicha boradi.

Vodorod xlorid olishning qadimiy usuli – osh tuziga kons. sulfat kislota ta'sir ettirib olishdir. Reaksiya ikki bosqichda boradi:

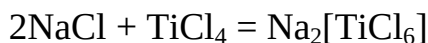


Vodorod xlorid odatdagi sharoitda gaz. Uning suvdagi (37,29% li) eritmasi kuchli kislota bo'lib, xlorid kislota deb aytiladi. Xlorid kislota eritmasi past haroratda sovutilsa, $\text{HCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ tarkibli kristallogidratlar hosil bo'ladi.

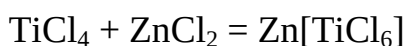
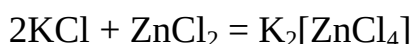
Vodorod xlorid turli xil tuz hosil qiladi. Bu birikmalar asos, amfoter va kislota xossasiga ega. Asosli xloridlar gidrolizga uchramaydi, kislotali xloridlar to'liq gidrolizlanadi:



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.

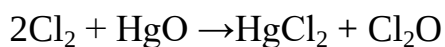


Metall xloridlari – xlorid kislota tuzlaridir. Ko'pchilik metallarning xloridlari suvda yaxshi eriydi. Lekin kumush xlorid AgCl , mis (I) -xlorid CuCl , simob (I) -xlorid Hg_2Cl_2 , talliy (I) - xlorid TlCl , qo'rg'oshin (II) –xlorid PbCl_2 yomon eriydi.

Xlorning kislorodli birikmalar. Xlor bilan kislorod bevosita birikmaydi. Lekin bilvosita yo'llar bilan xlorning quyidagi oksidlari olingan: Cl_2O ; ClO_2 ; Cl_2O_6 ; (yoki ClO_3); Cl_2O_7

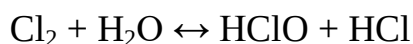
Shuningdek, Cl_2O va ClO_2 parchalanganda oraliq mahsulot sifatida ClO hosil bo'lishi ham isbot qilingan.

Cl_2O – xlor (I) – oksid, quruq simob (II) –oksidga 0°C da xlor yuborish yo'li bilan hosil qilinadi:

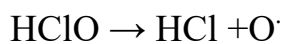


Cl_2O – sarg'ish qo'ngir gaz, u beqaror modda, portlaydi.

Gipoxloritlarga muvofiq keladigan kislota gipoxlorit kislota (HClO), xloritlarga muvofik keladigan kislota xlorit kislota (HClO_2) deyiladi. Gipoxlorit kislota HClO xlorning gidrolizi natijasida hosil bo'ladi.



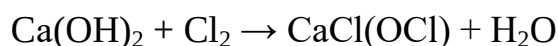
Gipoxlorit kislota parchalanib, atomar kislorod chiqarib turadi:



Shu sababli nam xlor oqartirish xossasiga ega bo'ladi. Gipoxloritlarni olish uchun ishqor eritmalariga xlor ta'sir ettiriladi, masalan:



Bu reaksiya natijasida hosil bo'lgan suyuqlik Laborak suvi deyiladi. U oqartirish maqsadlari uchun ishlatiladi. Kaliy gidroksid eritmasiga 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:

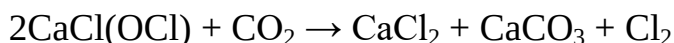


xlorli ohak

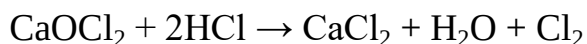
Umuman olganda xlorli oxak tarkibida (kamida) uchta modda bo'ladi:



U havoda parchalanadi



Xlorli ohak kislotalar bilan reaksiyaga kirishganda xlor erkin holda ajralib chiqadi:



Xlorli ohak matolarni oqartirish va dezinfektsiya maqsadlari uchun ishlatiladi.

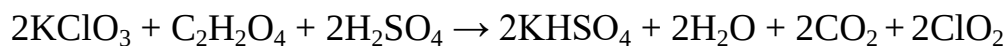
Xloritlar faqat kislotali muhitdagina kuchli oksidlovchi bo'la oladi; gipoxloritlar esa har qanday sharoitda ham oksidlash xossalarini namoyon qilaveradi. Xloritlar qizdirgan vaqtda yoki zarb ta'siridan kuchli portlab parchalanadi:



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:

Texnikada xlor (IV)- oksid olishda qaytaruvchi sifatida sulfit angidrid qo'llaniladi:



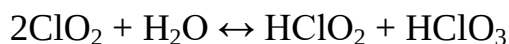


Bu reaksiyada hosil bo'ladigan karbonat angidrid xlor (IV)- oksidni suyultirib, uning portlab ketishiga yo'l qo'ymaydi.

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:



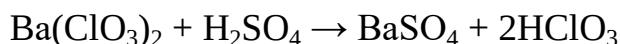
Suv bilan esa xlorit va xlorat kislota eritmalarini hosil qiladi:



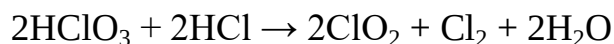
Qaynoq ishqor eritmasiga xlor yuborish yo'li bilan bertole tuzi KClO_3 olinadi:



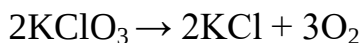
Xlorat kislota hosil qilish uchun bariy xloratga sulfat kislota ta'sir ettiriladi:



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 tamomila barqaror, suvda yaxshi eriydigan rangsiz moddalar bo'lib qizdirilganda (katalizator ishtirokida) kislorod ajratib parchalanadi:



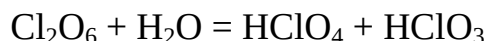
Katalizatorsiz qizdirilganda esa parchalanish quyidagicha boradi:

$$400^\circ\text{C}$$

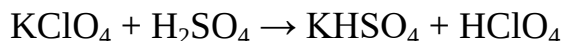


KClO_3 birdaniga qizdirilsa portlaydi, hozirgi vaqtda KClO_3 va NaClO_3 , KCl va NaCl eritmalarini elektroliz qilish yo'li bilan olinadi.

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

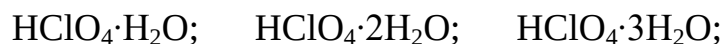


Cl_2O_7 rangsiz moysimon suyuqlik; uning qaynash harorati 83°C perxlorat kislotalardan suvni fosfat angidrid bilan yo'qotish orqali olinadi:



Uni vakuumda nihoyatda extiyotlik bilan haydab, hatto suvsiz toza perxlorat kislota olish mumkin.

Perxlorat kislota suv bilan bir necha gidratlar hosil qiladi, chunonchi:

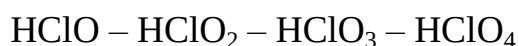


Ishqoriy metallarning va ishqoriy-yer metallarning perxloratlari gidrolizlanmaydi, lekin metalmaslarning perxloratlari, masalan, IClO_4 gidrolizlanadi.

Xlorning kislorodli kislotalarining kuchi (ularning barchasi sp^3 gibridlangan bo'ladi) xlorning oksidlanish darajasi ortishi bilan ortadi, lekin ularning oksidlash qobiliyati xlorning oksidlanish darajasi ortgan sayin kamayadi:

Kislota kuchining ortishi

→



←

Oksidlash kobiliyatining kuchayishi

Bu qatorda chapdan o'ngga tomon kislotalarning barqarorligi ham ortadi.

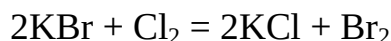
11.4. §.Brom. Br

$Z=35$; tabiiy izotoplarining massa sonlari 79 va 81 bromning elektron konfiguratsiyasi KLM $4s^2 4p^5$. Brom 1826 yilda Ballar tomonidan kashf etilgan.

Tabiatda tarqalishi. 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 konlari topilgan. Ba'zi neft konlaridan chiqadigan suvlarda bir oz miqdorda brom birikmalari uchraydi. Br ning 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:

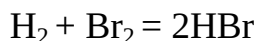


Hosil bo'lgan brom suv bug'i bilan birga chiqib ketadi; bromga aralashib qolgan xlorni yo'qotish uchun uni yana bir marta kaliy bromid eritmasidan o'tkazib, so'ngra bug'latiladi. Xlor olishda qo'llanilgan reaksiyalardan foydalanib brom ham olish mumkin. Masalan, laboratoriyada brom MnO_2 bilan KBr aralashmasiga kons.sulfat kislota ta'sir ettirish yo'li bilan olinadi.

Fizik xossalari. Bromning eng muhim fizik xossalari quyidagilardan iborat: molekula tarkibi Br_2 ; qaynash harorati $58,8^\circ\text{C}$; muzlash harorati $7,3^\circ\text{C}$; solishtirma massasi (20°C da) $3,14 \text{ g/sm}^3$; eruvchanligi 100 g suvda 20°C 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 shilliq pardalarni qichitadi. Suyuq brom teriga tushsa, uzoq vaqtdan keyin tuzaladigan yaralar hosil qiladi.

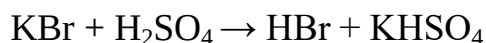
Kimyoviy xossalari. Bromning elektronga moyilligi xlornikidan kichik; shu sababli brom bilan bo'ladigan reaksiyalarga qaraganda sustroq boradi. Masalan, brom vodorod bilan faqat qizdirilganda yoki katalizator ishtirokida reaksiyaga kirishadi:



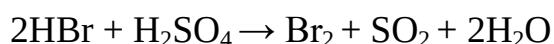
927°C da Br_2 molekulalarining 2,1 % atomlarga parchalaniladi.

Ishlatilishi. Brom kimyo laboratoriyasida 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.

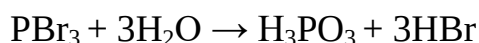
Vodorod bromid. Vodorod bromid vodorod bilan bromning bevosita birikishidan hosil bo'ladi. Shuningdek, kaliy bromidga sulfat kislota ta'sir ettirish yo'li bilan ham vodorod bromid olinishi mumkin:



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 konsentratsiyasini 48% gacha etkazish mumkin. Vodorod bromid olish uchun asosan PBr_3 gidrolizidan foydalaniladi:



Brom fosfor bilan aralashtirilganda rangsiz suyuqlik PBr_3 hosil bo'ladi. Bu modda suvda nihoyatda shiddatli gidrolizlanib yuqorida yozilgan reaksiya ro'y beradi.

Vodorod bromid o'tkir hidli rangsiz gaz; havoda xuddi HCl kabi tutaydi. Vodorod bromid suvda juda yaxshi eriydi (10°C 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 Hg ustuni bosimda 126°C da qaynaydi.

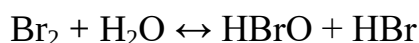
Vodorod bromid ancha barqaror; 800°C da parchalana boshlaydi.

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, kumush bromid yorug'lik ta'siriga sezgir modda bo'lgani uchun fotoplyonkalar tayyorlashda ishlatiladi.

Bromning kislorodli kislotalari ikkita: HBrO – gipobromit kislota va HBrO_3 – bromat kislota.

Gipobromit kislota bromning suv ta'sirida parchalanganida oz miqdorda hosil bo'ladi.



Hosil bo'lgan HBrO eritmasini varuumda 30°C da bug'latish bilan gipobromit kislota konsentratsiyasi 6% ga etkaziladi.

Gipobromit kislota tuzlari metall gipoxloritlar kabi hosil bo'ladi.

Gipobromitlar beqaror moddalar bo'lib, xuddi gipoxloritlar kabi qizdirganda disproportsiyaga uchraydi, masalan:

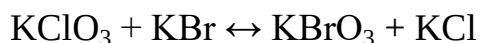


Bu reaksiya natijasida hosil bo'ladigan KBrO_3 kaliy bromat katta ahamiyatga ega. Texnikada KBrO_3 xuddi KClO_3 kabi elektroliz yo'li bilan olinadi.

Bromat kislota HBrO_3 bariy bromatga suyultirilgan sulfat kislota ta'sir ettirib olinadi.

Bromat kislota faqat suvdagi eritmada barqaror modda; uning kislota kuchi xlorat kislotanikidan birmuncha pastroq, lekin HClO_3 ga qaraganda HBrO_3 ancha barqaror, uning suvdagi konsentratsiyasini 50% ga etkazish mumkin.

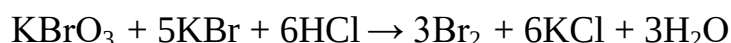
Xloratlarga bromidlar ta'sir ettirilganida ham bromatlar hosil bo'ladi, masalan:



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 bilan yuritiladi.

11.5. §.Yod

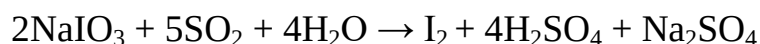
$Z=53$; atom massasi 126,9. Atom tuzilishi KLM $4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$.

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 uynaydi. Organizmda yod etishmay qolganda endemik bo'qoq deb ataladigan kasallik vujudga keladi.

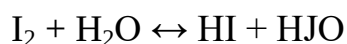
Yodning olinishi. 1) yodidlarga xlor ta'sir ettirish yo'li bilan yod olish mumkin: $\text{MeJ}_x + \text{Cl}_2 = \text{MeCl}_x + \text{J}_2$

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.

Yodning xossalari. Yod odatdagi haroratda qo'ngir 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°C da 13% ga etadi. Yod suvda juda oz eriydi; bu vaqtda yodning oksidlanish darajasi +1 va -1 ga qadar o'zgaradi:

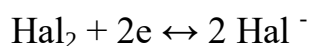


Yodning gidrolizlanish konstantasi kichik: $K = 5 \cdot 10^{-13}$

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 eritmalarining ranggi binafsha yoki qo'ngir 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'ngir tusni egallaydi. Agar suvga KI yoki HI qo'shilsa, unday suvda yod yaxshi eriydi, chunki KI_3 (yoki HI_3) tarkibli kompleks birikma hosil bo'ladi. Bu yerda hatto KI_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. Sovutilsa rang yana paydo buladi.

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 kamayib boradi. Shunga ko'ra erkin holatdagi galogenlarning oksidlash potentsiali $\text{F}_2 - \text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2 - \text{At}_2$ qatorida chapdan o'ngga tomon kamayadi.



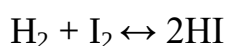
(bu yerda, Hal - galogen).

$\text{F}_2 - \text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2 - \text{At}_2$ 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:

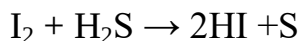


Yod o'z birikmalarida - 1, +1, +3, +5, va +7 ga teng oksidlanish darajalariga ega bo'ladi.

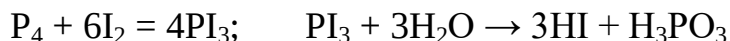
Vodorod yodid. Vodorod bilan yod yuqori haroratda birikadi:



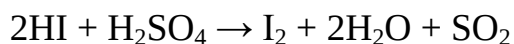
Katalizator (Pt) ishtirokida reaksiya tezda muvozanat holatiga keladi. Vodorod yodidning suvdagi eritmasini hosil qilish uchun kukun qilib maydalangan yodga vodorod sulfid ta'sir ettirish mumkin:



Lekin vodorod yodid olishda eng ko'p qo'llaniladigan usul fosfor (III)-yodid gidrolizidir:



Ammo yodidlarga kons. sulfat kislota ta'sir ettirib HI 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 HI gazini eritadi. Hosil bo'lgan eritma yodid kislota nomi bilan yuritiladi. U kuchli kislotalar qatoriga kiradi. Bu kislota qizil fosfor ishtirokida saqlanadi.

Yodid kislota tuzlari – metall yodidlari qaytaruvchi xossalarini namoyon qiladi. Kaliy yodid hatto kuchsiz oksidlovchi nitrat kislota HNO_3 ta'siridan I_2 ga qadar oksidlanadi.

Ishqoriy metallar, ishqoriy-yer metallar va ko'pchilik boshqa metallarning yodidlari suvda yaxshi eriydi. Kumush yodid AgI yomon eriydi,

Kislorodli birikmalari. Yodning I_2O , I_2O_5 tarkibli ikkita oksidi ma'lum, I_2O_5 yodning yagona barqaror oksidi hisoblanadi. U ekzotermik birikma. 300°C qizdirilganda yod bilan kislorodga ajraladi.

Yodning kislorodli kislotalari: gipoyodit kislota HIO , yodat kislota HIO_3 va peryodat kislota HIO_4 lardir. Yana peryodat kislota suvli ikkita ko'rinishi bor: H_3IO_5 ($\text{HIO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) va H_5IO_6 ($\text{HIO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Bular turlicha nomlanadi, masalan, HIO_4 ni metaperyodat kislota, H_3IO_5 ni mezoperyodat kislota va H_5IO_6 ni ortoperyodat kislota deb yuritiladi.

Gipoyodid kislota kuchsiz kislota bo'lib, u amfoter xossaga ega.

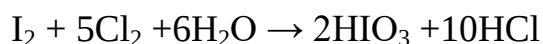
HClO – HBrO – HIO qatorida moddaning barqarorligi va oksidlash xossasi

chapdan o'ngga tomon zaiflashadi.

Yod (V)- oksid I_2O_5 ga muvofiq keladigan kislota yodat kislota HIO_3 dir. Uni hosil qilish uchun yodga nitrat kislota HNO_3 yoki xlorli suv ta'sir ettirish kerak:



yoki



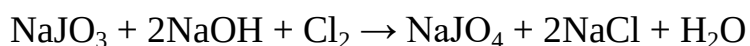
keyingi reaksiya muvozanatini o'ng tomonga siljitish uchun reaksiya aralashmadan HCl ni chiqarib yuborish kerak, buning uchun kumush oksid qo'shib HCl ni $AgCl$ holida cho'ktiriladi.

Agar yodga xlorat kislota eritmasi ta'sir ettirilsa ham yod oksidlanib HJO_3 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 $HClO_3$ tarkibidagi xlorini siqib chiqaradi.

$HClO_3 - HBrO_3 - HJO_3$ qatorida moddaning barqarorlik darajasi chapdan o'ngga tomon kuchayadi; lekin oksidlash ta'siri va kislota kuchi chapdan o'ngga tomon pasayadi.

Ortoperyodat kislotani hosil qilish uchun avval uning tuzlari olinadi. Buning uchun masalan, natriy yodat ishqoriy muhitda oksidlanadi:



So'ngra $NaJO_4$ ga sulfat kislota ta'sir ettirilib H_5JO_6 olinadi. H_5JO_6 o'z tarkibidagi beshta vodorodni metalga almashtirishi mumkin. Uning Ag_5JO_6 va $Pb_5(JO_6)_2$ tarkibli tuzlari olingan.

Ortoperyodat kislota qizdirilganda metaperyodat kislota HJO_4 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.

Yana shuni ham aytib o'tish kerakki, galogen atomining radiusi ortgan

sari uning kation bo'la olish qobiliyati ortib boradi. Bir valentli yodning $J(\text{ClO}_3)$ yod (I)-xlorat, $J(\text{ClO}_4)$ yod (I)-perxlorat, $J(\text{CN})$ yod (I)-sianid kabi birikmalarning hosil bo'lishi yod atomining ana shu xossasi asosida tushuntiriladi.

? Savollar

1. Galogenlar tabiatda qanday holatda uchraydi?
2. Galogenlarning fizik xossalari qanday?
3. Galogenlarning davriy sistemada tutgan o'rni haqida ma'lumot bering.
4. Ftorning kimyoviy xossalari analogik guruh elementlardan qanday farq va o'xshashliklarga ega?
5. Ftor suv bilan reaksiyaga kirishganda qanday mahsulotlar hosil bo'ladi?
6. Ftor necha xil kislorodli birikmalar hosil qiladi?
7. Xlor, brom va yodning fizik kimyoviy xossalari nimalardan iborat?
8. Laborak va javel suvlari qanday olinadi va nima maqsadda ishlatiladi?
9. Xlorli ohakning kimyoviy tarkibi nimadan iborat?
10. Xlorit va gipoxloridlarning oksidlovchilik xossalari nimaga bog'liq?
11. Perxlorat kislota suv bilan necha xil gidratlar hosil qiladi?
12. Bromning qanday oksidlarini bilasiz?
13. Gipobromidlar qizdirilganda qanday moddalarga parchalanadi?
14. Yod qanday olinadi?
15. Ftordan astat qatorida chapdan o'ngga borgan sari galogenlarning qaytaruvchilik xossalari qanday o'zgaradi?

XII B O B

12.1. §.Davriy sistema VI guruhning bosh guruhcha elementlariga xarakteristika

Elementlar davriy sistemasida VI guruh elementlari ikki guruhchaga – bosh guruhcha bilan yonaki guruhchaga bo'linadi. Bosh guruhchaga kislorod O, oltingugurt S, selen Se, tellur Te, poloniy Po, yonaki guruhchaga esa xrom Cr, molibden Mo, volfram W kiradi.

Bosh guruhcha elementlarining sirtqi elektron qavatlarida 6 tadan elektron bo'ladi. 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 metalloidlik xossalari galogenlarga qaraganda zaifroq. Ularning musbat valentliklari to'rt va oltiga teng.

Oltingugurt, 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 $S \rightarrow Te$ 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 koordinatsion 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 kislotaga 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 hususiyati sulfat kislotalardan tellurat kislotaga o'tgan sayin kuchayib boradi.

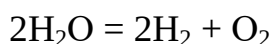
Bu elementlarning +4 valentli holatlariga muvofiq keladigan gidroksidlarning umumiy formulasi H_2XO_3 bo'lib, ular o'rtacha kuchdagi kislotalardir. (H_2SO_3 , H_2SeO_3 , H_2TeO_3); sulfit kislota H_2SO_3 dan tellurit kislota H_2TeO_3 ga o'tgan sayin bu moddalarning kislotali xossalari kuchsizlanib boradi, 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.

12.2.§. Kislorod

Tabiatda uchrashi. Yer qobig'ining taxminan yarmisini kislorod tashkil etadi. Kislorod eng ko'p uchraydigan elementdir. Havoning og'irlik jihatidan 20,9 % i kisloroddan iborat. Suvning 88,89 % i kisloroddir. Tuproq, qum, turli tog' jinslari, ko'pchilik minerallarning tarkibida kislorod bo'ladi. O'simlik, hayvon organizmdagi oqsillar, uglevodlar, yog'lar – bularning hammasi kislorodli birikmalardir. Odam gavdasining taxminan 65 %i kisloroddan iborat.

Yonish va nafas olish jarayonlarida havoning bir qismi ishtirok etishini qadimdagi olimlar ham aytib o'tgan edilar. 1772 yilda shved olimi Sheele kislorodni birikmalardan ajratib oldi. Lavuaze esa kislorodning xossalarni mukammal tekshirdi.

Olinishi.: *Kislorodning suvdan olinishi.* Suv elektroliz qilinganda vodorod bilan bir qatorda kislorod ham ajralib chiqadi:

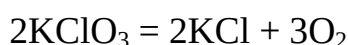


Vodorod katodga tomon, kislorod esa anodga tomon boradi. Ikki hajm vodorod yig'ilganda bir hajm kislorod chiqadi. Texnikada toza vodorod va toza kislorod ana shu usul bilan olinadi.

Kislorodning havodan olinishi. 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 bilan olingan kislorodga ozroq inert gazlar aralashgan bo'ladi.

Kislorodning laboratoriyada olinishi. 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 tez parchalanadi:



Bundan tashqari

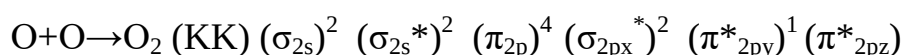


reaksiya orqali ham olinadi

Fizik-kimyoviy xossalari. Kislorod rangsiz, hidsiz gazdir. Uning atom og'irligi 15,9984, suyuqlanish harorati $t_c = -219^\circ\text{C}$, qaynash harorati $t_{\text{qay}} = -183^\circ\text{C}$. Normal sharoitda 1l kislorod 1,43 g keladi. 100 hajm suvda 0°C da 5 hajm, 20°C da 3 hajm kislorod eriydi. Kislorodning suvda eruvchanligi azotnikidan ortiq, shuning uchun suvda kislorod miqdori azot miqdoridan ko'prok bo'ladi. Suvda erigan kislorod miqdori suvda yashaydigan hayvonlarning hayot kechirishi uchun etarlidir. Suyuq va qattiq kislorod ko'kimtir tusda bo'ladi. Kislorodning ikki allotropik shakli bor, bular kislorod va ozondir.

Kislorod molekulasida ikki atomdan (O_2), ozon molekulasida esa uch atomdan (O_3) iborat. Kislorod faol elementdir. U ko'pgina elementlar bilan birikmalar hosil qiladi va bu jihatdan ftorga o'xshaydi. Kislorod atomining elektron tuzilishi $1s^2 2s^2 2p^4$, demak, ikkita toq elektronlar hisobiga uning kovalentligi 2 ga teng (sp^2 - bog') bo'ladi. Bundan tashqari kislorod atomi yana ikkita elektron

juftining donori bo'la oladi. 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 birikmalari 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 cho'g'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} izotoplari radioaktivdir.

Ishlatilishi. Nafas olish jarayoni organizmda organik moddalarning kislorod bilan birikishidan iborat. Nafas olinganda, havo kislorodi o'pkada qonning gemoglobini 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 litr havoni yutib nafas oladi.

O'simliklar havodan, asosan, CO_2 ni oladi. Quyosh nuri ta'sirida CO_2 va suvdan organik moddalar hosil bo'ladi. Bu jarayonda kislorod ajralib, havoga

chiqib ketadi. O'simliklar havodan O_2 ni oz qabul qiladi, ammo havoga ko'p O_2 qaytaradi, odam va hayvonlar esa kislorodni ko'p o'zlashtiradi, shuning uchun havoda kislorod muvozanati saqlanib turadi. Quyosh energiyasi o'simlik xlorofili yordamida yutiladi. 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 tunnellar ochish va ruda konlari qazishda ishlatilishi mumkin. Suyuq kislorod reaktiv dvigatellarda ishlatiladi.

Toza kislorodni dastavval 1772 yilda Sheele, keyin 1774 yilda Pristli ajratib olgan edilar. Uni havo tarkibiga kirishini birinchi bo'lib Lavuaze aniqladi va kislorod deb nom berdi.

Ko'pgina metallar bilan uy haroratidayoq birikadi.

Misol: $2Ca + O_2 = 2CaO$, $2Zn + O_2 = 2ZnO$, metallmaslar bilan kislorod qizdirganda birikadi.

Misol: $60^\circ C$ da $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$, $250^\circ C$ da $C + O_2 = CO_2$

$700-800^\circ C$ da $S + O_2 = SO_2$

Ko'pgina murakkab moddalar bilan ham reaksiyaga kirishadi.

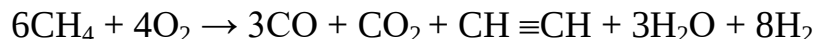
Masalan, oddiy sharoitda

$2NO + O_2 = NO_2$ qizdirganda

$2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O$ yoki

$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$.

Kislorod bilan metanni oksidlanishi reaksiyasi katta amaliy ahamiyatga ega. Bunda sharoitga qarab turli mahsulotlar hosil bo'ladi.

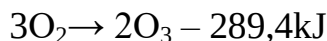


Bu reaksiyalar hozircha maxsus katalizatorlar ishtirokida olib boriladi.

Ozon. Ozon kislorodning ikkinchi allotropik shaklidir; ozonning molekulasida uch atom kislorod bo'ladi. Ozon oz miqdorda havoda uchraydi. Kuchli yashin vaqtida va havo kislorodiga ultragunafsha nurlar ta'sir etganda ozon hosil bo'ladi. 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).

Ozon tabiatda momaqaldiroq paytida, chaqmoq chaqqanda, 10-30 km balandlikda ultrabinafsha nurlar ta'sir etganda kisloroddan hosil bo'ladi:

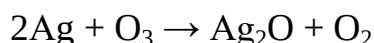


Umuman ozon atomar kislorod hosil bo'ladigan jarayonlarda (peroksidlar parchalanganda, suv radiolizga uchraganda va boshqa hollarda) hosil bo'ladi.

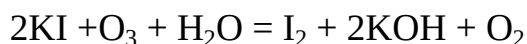
Laboratoriyada ham elektrsizlash yo'li bilan ozon olish mumkin. Shu usulda ozon olish uchun ishlatiladigan asbob **ozonator** deb ataladi.

Ozonni OO_2 deb qarash mumkin. Bu yerda u IV valentli bo'ladi.

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:



Ozon yanada kuchliroq oksidlovchi bo'lganligi uchun KI eritmasidan yodni siqib chiqaradi. Bu reaksiya ozon uchun sifat reaksiyadir.



Kislorod bu reaksiyani bermaydi.

Kislorodning boshqa elementlar bilan birikishidan hosil bo'ladigan mahsulotlar oksidlar deb ataladi. Oksidlar haqida ilgari aytilgan edi.

12.3. §.Oltinugurt

Oltinugurt tabiatda faqat birikmalar holdagina emas, balki tug'ma holda (erkin holda) ham uchraydi. Tug'ma oltinugurti vulkanik kelib chiqish harakteriga ega deb hisoblaydilar. Oltinugurt asosan tug'ma konlarida suyuqlantirib olinadi. Masalan: FeS_2 (temir kolchedani) ZnS (rux aldamasi) va H_2S dan (Orenburg va Muborak gaz oltinugurti 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 oltinugurtning umumiy miqdori 0,1% dir. Dunyoda hozirgi vaqtda 18 mln.t. dan ham ortiq oltinugurt olinmoqda.

Xossalari va ishlatilishi. Toza tabiiy oltinugurt 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 oltinugurt rombik oltinugurt deb ataladi, u oktaedr shakliga ega.

Agar suyuq oltinugurt sekinlik bilan sovitsa, u monoklinik oltinugurtga aylanadi. Uni xossalari rombik oltinugurtdan farq qiladi.

Suyuqlantirilgan oltinugurt - qaynash haroratigacha qizdirilib sovuq suvga jildiratib qo'yilsa u yumshoq, rezinaga o'xshash jigar rang massaga aylanadi. Bu massani ip qilib cho'zish mumkin. Oltinugurtning bu modifikatsiyasi plastik oltinugurt deb ataladi. Plastik oltinugurt bir necha

soatdan keyin yana mo'rt bo'lib, sekinlik bilan rombik oltingugurtga aylanadi. Oltingugurtning bu aytgan uchta shakl o'zgarishidan boshqa shakl o'zgarishlari ham bor, ular ustida to'xtalib o'tirmaymiz.

Agar oltingugurt qaynash haroratigacha qizdirilsa unda qiziq o'zgarishlar bo'ladi. Oltingugurt $112,8^{\circ}\text{C}$ da suyuqlanib harakatchan sariq suyuqlikka aylanadi. U yanada qizdirilsa quyusqlasha boradi 250°C da shunday quyusqlashadiki, hatto probirkadan idish to'ngkarilganda ham ancha vaqt to'kilmaydi. 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.

Oltingugurt-tipik metalloiddir. Oltingugurt ko'pgina metallar bilan masalan, Fe, Zn va boshqalar bilan bevosita birikadi, u qariyb barcha metalloidlari bilan birikadi. Oltingugurt kislorod bilan birikib bir necha oksid hosil qiladi. SO_2 va SO_3 eng muhimlaridir. Ular H_2SO_3 va H_2SO_4 ni angidridlaridir. Oltingugurt vodorod bilan H_2S hosil qilib uni suvdagi eritmasi kislotali xossaga ega.

Oltingugurt xalk xo'jaligida ko'p ishlatiladi. Oltingugurt guli bog'larni, daraxtlarni zararkunandasiga qarshi juda ko'p ishlatiladi. Yana rezina sanoatida kauchukni rezinaga aylantirish jarayonida ishlatiladigan eng muhim materialdir (vulkanlashda). Tarkibida juda ko'p oltingugurt bo'lgan kauchuk yaxshi elektr izolyatori bo'lgan modda – ebonit hosil qiladi. Oltingugurt qora porox, gugurt, mushaklar (ko'k bo'yoq) – ultrolgarin CS_2 va boshqa moddalar hosil qiladi. Oltingugurtga boy mamlakatlarda H_2SO_4 ishlab chiqarishda ishlatiladi. Tibbiyotda ba'zi kasalliklarni davolashda ishlatiladi (teri kasalligida).

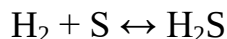
Oltingugurt birikmalari. Oltingugurt kislorod bilan, xlor bilan reaksiyaga kirishganda qaytaruvchi rolini o'taydi.

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

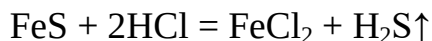
$\text{S} + \text{Cl}_2 = \text{CCl}_2$ bu reaksiyalarda oltingugurt qaytaruvchidir. Metallar bilan birikkanda oksidlovchi rolini o'taydi.

$\text{Hg} + \text{S} = \text{HgS}$ simob bilan uy haroratida oltingugurt reaksiyaga kirishadi, bu laboratoriyada simobni to'kilganlarini yo'qotish uchun foydalaniladi. (simob zaharli bug'lanadi).

Oltingugurt qizdirganda vodorod bilan birikadi:

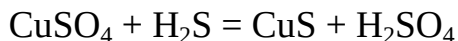
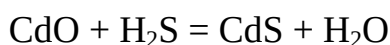
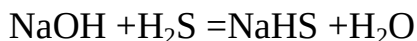


Amalda H_2S quyidagicha olinadi:

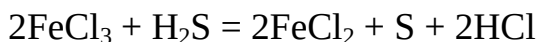


H_2S -rangsiz, zaharli, palag'da tuxum hidli, gaz moddadir. 60°C da qaynaydi. Bir hajm suvda uch hajm H_2S eriydi. U kuchli tipik qaytaruvchidir, suvdagi eritmasi kuchsiz kislota. Sulfid kislota asoslar bilan, asosli oksidlar bilan, tuzlar bilan tuzlar hosil qiladi. Ikki xil tuz hosil qiladi.

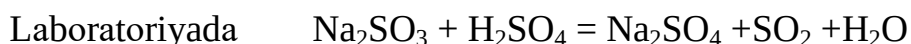
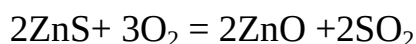
Kimyoviy xossalari



Agar temir(III)-xlorid eritmasiga vodorod sulfid eritmasini qo'shsak, erkin oltingugurt ajralib chiqadi:

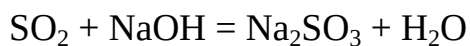


SO_2 – oltingugurt O_2 da yoqib olinadi yoki sulfidlarni kuydirganda hosil bo'ladi, rangsiz gazdir, o'tkir hidli suvda yaxshi eriydi. 1 hajm suvda 40 hajm SO_2 eriydi. Suvdagi eritmasi H_2SO_3 sulfit kislota, bu kuchsiz kislota. Ikki qator tuzlar hosil qiladi.

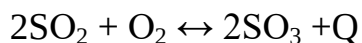


Sulfit angidrid asosli oksid va asoslar bilan reaksiyaga kirishadi:





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.



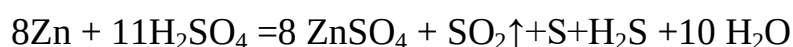
Olinishi: H_2SO_4 – sanoatida ikki xil usul kontakt yoki nitrozilsulfatli usul bilan olinadi.

Kons. 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% li H_2SO_4 asosan o'g'it ishlab chiqarish uchun ishlatiladi. Laboratoriyada kislotalar, fosforli ug'it, sulfat ammoniy o'g'iti olish uchun, sulfatlarni, dori preparatlari sintezlash uchun, o'simlik moy va yog'larini tozalash uchun ishlatiladi. H_2SO_4 suvni yutuvchi modda bo'lgani uchun gazlarni quritish uchun, neft mahsulotlarini tozalash uchun ham ishlatiladi.

Kons. H_2SO_4 bilan metallar reaksiyaga kirishsa u SO_2 , H_2S va S gacha qaytariladi.



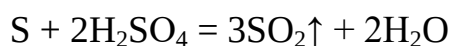
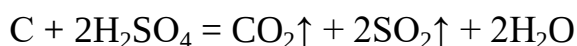
kons.



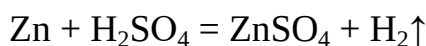
kons.



t

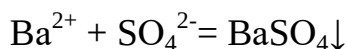


Suyultirilgan H_2SO_4 vodorod ajratib chiqaradi.



suyul.

Sulfat tuzlari orasida eng yomon eriydigani BaSO_4 -dir. Bu reaksiyadan SO_4^{2-} ionlarini topishda foydalaniladi.



12.4. §.Selen va tellur.

Selen tabiatda ancha keng tarqalgan bo'lib, tellur kolchedanini kuydirganda selen ushlanib qolinadi. Tellur esa nodir elementdir. Ular oltingugurtga o'xshaydi. SeO_2 , TeO_2 , H_2SeO_3 – selenit kislota, H_2TeO_3 – tellurit kislota, H_2SeO_4 – selenat kislota, H_2TeO_4 – tellurat kislota.

Selen asosan elektrotexnikada, tellur esa qo'rgoshinni korroziyadan saqlash uchun va uni mexanik xossalarini yaxshilash uchun ishlatiladi. Selen televideniyada, optik asboblari tayyorlashda ishlatiladi. Tellur issiqlik va elektr tokini yaxshi o'tkazadi. Shu jihatdan metallga o'xshaydi, ammo ular metalmasdirlar.

Selen 1817 yilda topilgan, uning nomi grekcha bo'lib, ma'nosi oy demakdir. Selen yer po'stlog'ining $8 \cdot 10^{-5} \%$ ni tashkil etadi. Erkin holda nihoyatda oz miqdorda uchraydi. Metallar bilan birikib, selenidlar deb ataluvchi Cu_2Se , PbSe , Ag_2Se , HgSe birikmalarni hosil qiladi.

Selenning ham, oltingugurtga o'xshash, bir necha allotropik shakl o'zgarishi bor. Agar qizil kukunsimon holdagi amorf selen suyuqlantirilib, birdan sovuq suvga qo'shilsa, qizg'ish-qo'ng'ir tusli, shisha kabi yaltiroq mo'rt kristall moddaga aylanadi. ($t_s = 175^\circ\text{C}$). Bu selen qizdirilsa, barqaror kul rang tusli kristall selenga aylanadi. Selenning hamma shakl o'zgarishlari sulfat kislota va CS_2 da eriydi, faqat kul rang selen CS_2 da erimaydi. Kul rang selen qorong'ida elektr tokini nihoyatda oz o'tkazadi, ammo nur ta'sirida uning elektr o'tkazuvchanligi ancha yaxshi, u ba'zi optik asboblarda va fotoelementlarda ishlatiladi.

Kimyoviy xossalari jihatidan olganda selen oltingugurtga o'xshab ketadi. Odatdagi sharoitda fluor va xlorga ancha kuchli ta'sir etadi, kislorod yoki vodorod atmosferasida isitilsa reaksiyaga kirishmaydi. Ularni birikmalari – selenidlar sulfidlarga o'xshash birikmalardir.

Selenning hamma birikmalari zaharli. Selenning vodorod bilan hosil qilgan birikmasi H_2Se vodorod sulfidning olinish usuli kabi usul bilan olinishi mumkin. H_2Se qo'lansa hidli gaz. Suyuq holatda ham, qattiq holatda ham rangsiz beqaror modda. U kuchli qaytaruvchi va kuchli zaharlidir. Yondirilganda zangori alanga bilan yonib, SeO_2 va H_2O hosil qiladi. H_2Se ning suvdagi eritmasi kislota xossasiga ega bo'lib, selenid kislota deb ataladi. Bu kislota ikki negizli kuchsiz kislotaadir ($K_1=1,88 \cdot 10^{-4}$, $K_2=1 \cdot 10^{-11}$). 0,1 molyar eritmasining dissotsilanish darajasi 4% (demak, H_2S dan sal kuchliroq). H_2Se ning tuzlari selenidlar deyiladi.

Selenning kislorod bilan hosil qilgan birikmasi SeO_2 oq kristallardan iborat modda, uning bug'i sarg'ish rangli bo'lib, hidi juda qo'lansa SeO_2 selenning yonishidan hosil bo'ladi. SeO_2 ning suvdagi eritmasi H_2SeO_3 selenit kislota deb ataladi. Selenit kislota sulfid kislotadan kuchsiz ($K_1=2 \cdot 10^{-3}$, $K_2=5 \cdot 10^{-9}$). Uning eritmasi bug'latilib, selenit kislota rangsiz prizmatik kristallgidrat holida olinishi mumkin, u isitilganda SeO_2 bilan H_2O ga ajraladi. Selenit kislotaaning tuzlari selenitlar deb ataladi. Selenit kislotaaga kuchli oksidlovchilar ta'sir ettirilsa, selenat kislota H_2SeO_4 hosil bo'ladi. Uning tuzlari selenatlar deb ataladi. Selenat kislota angidridi SeO_3 yaqinda olingan; u rangsiz kristallardan iborat modda, suv bilan birikib, H_2SeO_4 hosil qiladi.

Selenitlarni oksidlash yo'li bilan selenatlar hosil qilish mumkin, so'ngra bu tuzlardan H_2SeO_4 hosil qilsa bo'ladi.

H_2SeO_4 – rangsiz prizmatik kristallardan iborat, gigroskopik modda bo'lib, uning $\text{H}_2\text{SeO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SeO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ kabi gidratlari ma'lum. H_2SeO_4 ikki negizli bo'lib, sulfat kislota kabi kuchli kislotaadir ($K_2=1,2 \cdot 10^{-2}$). Uning birinchi bosqichda dissotsilanish konstantasi (K_1) tajribada aniqlanmagan. Selenat

kislota, sulfat kislota ga o'xshash, ko'pgina organik moddalarni oksidlab, ko'mirga aylantiradi.

Qaynoq H_2SeO_4 da hatto oltin va kumush ham eriydi. Selenat kislota faqat platinaga ta'sir etmaydi. BaSeO_4 ham, BaSO_4 ga o'xshash, suvda deyarli erimaydi. Selenatlar eruvchanligi va kristall shakli jihatidan sulfatlarga o'xshaydi.



Savollar

1. VI guruhning bosh guruhcha elementlariga umumiy tavsif bering
2. Kislorodni birinchi bo'lib kim birikmalardan ajratib olgan?
3. Qaysi olim kislorodning xossalarini mukammal tekshirgan?
4. Kislorod sanoatda va laboratoriyada qanday usullarda olinadi?
5. Yonish deb nimaga aytiladi?
6. Kislorod nima maqsadda ishlatiladi?
7. Ozonning fizik – kimyoviy xossalarini ayting
8. Ozon qanday olinadi?
9. Oltingugurt tabiatda qanday ko'rinishda uchraydi?
10. Oltingugurtning allotropik shakl ko'rinishlarini ta'riflang
11. Oltingugurtning kimyoviy xossalarini sanab o'ting
12. Elektron konfiguratsiyasi yordamida oltingugurt qanday oksidlanish darajalarni hosil qilishini tushuntiring.
13. Sulfat kislota qanday olinadi?
14. Selen va tellurning tabiatda qanday holatda tarqalishini ayting?
15. Selen va tellurning fizik-kimyoviy xossalarini tushuntiring

XIII B O B

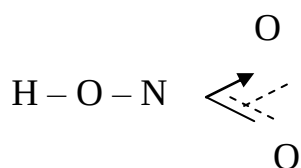
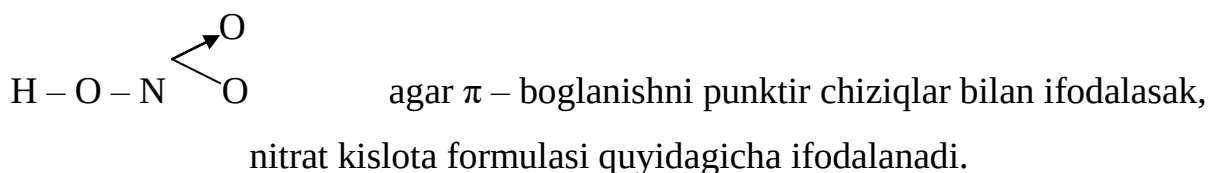
13.1. §.Davriy sistemaning beshinchi guruhning asosiy guruhcha elementlariga harakteristika

Davriy sistemaning V guruhni 2 guruhchaga bo'lib o'rganish ancha qulay.

1. Tipik elementlar – azot va fosfor;
2. Mishyak guruhchasi elementlari – mishyak, surma va vismut;

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. 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:



Demak, azot o'z birikmalarida to'rtidan ortiq kovalentlik namoyon qilmaydi (bunda bog'lanish e'tiborga olinmaydi). Azotdan vismutga tomon elementlarning atom radiuslari ortib boradi. Bu elementlarning o'z birikmalaridagi oksidlanish darajalari +5 dan – 3 ga qadar bo'ladi.

Azotdan fosforga o'tilganda elementlarning +5 ga teng oksidlanish darajasi mustahkamlanadi, lekin fosfordan vismutga o'tgan sayin +5 ga teng oksidlanish darajasining mustahkamligi kamayadi. $N_2O_5 - P_2O_5 - As_2O_5 - Sb_2O_5 - Bi_2O_5$ qatorida N_2O_5 dan Bi_2O_5 ga o'tilganda kislotali xossalari susayib, asosli xossalari kuchayadi.

Bu guruhcha elementlarining +5 ga teng oksidlanish holatdagi gidroksidlari (HNO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 , $H[Sb(OH)_6]$) 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 stibiat kislota $H[Sb(OH)_6]$ lar kislotali muhitda ma'lum darajada oksidlovchi moddalardir. Besh valentli vismut birikmalari kislotali muhitdagina emas, ishqoriy muhitda ham kuchli oksidlovchilardir.

V guruhda asosiy guruhcha elementlarining +3 valentlik holati azotdan vismutga o'tgan sayin mustahkamlana boradi. Elementlarning +3 valentli holatiga muvofiq keladigan gidroksidlarning 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.

V guruh asosiy guruhchasi elementlari o'zlarining vodorodli birikmalari (NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 , BiH_3) da – 3 oksidlanish darajaga ega; ularning gidridlari kislota xossalarini namoyon qilmaydi. Bu gidridlar qaytaruvchilardir. Bu hususiyat NH_3 dan BiH_3 ga o'tgan sayin kuchayib boradi.

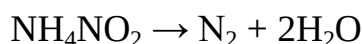
13.2. §.Azot

N. $Z = 7$; atom massasi 14,0067; tabiatdagi barqaror izotoplari ${}^{14}_7\text{N}$ va ${}^{15}_7\text{N}$ bo'lib, ${}^{15}_7\text{N}$ tabiatdagi barcha azotning atigi 0,365 % ini tashkil qiladi; qolgani ${}^{14}_7\text{N}$ dir. Elektron konfiguratsiyasi $\text{K}2s^2 2p^3$.

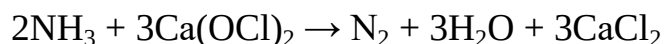
Azotning mavjudligini 1772 yilda D. Rezerford aniqladi. 1774 yilda Lavuaze bu elementga «azot» deb nom berdi va uning mustaqil element ekanligini isbotladi. Azot tabiatda erkin va birikma holda uchraydi. Erkin azot N_2 molekula holida, asosan, atmosferada, Chili selitrasi (NaNO_3), hind selitrasi (KNO_3) va oqsil tarkibida uchraydi.

Olinishi. 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 biriktirib 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 – $195,8^0\text{C}$ bo'lib, kislorodniki (-183^0C) dan pastdir; binobarin, suyuq havodan avval azot, keyin kislorod bug'lanadi.

Laboratoriyalarda toza azot olish uchun ammoniy xlorid va natriy nitritning to'yingan eritmaları aralashmasi qizdiriladi:



Azot ammiakni xlorli ohak bilan oksidlash orqali ham olinadi:



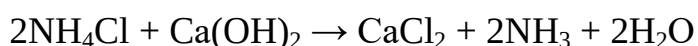
Xossalari. Odatdagi sharoitda azot rangsiz va hidsiz gaz. Azot suyuq va qattiq holatlarda ham rangsiz. Azotning kritik harorati juda past ($-149,9^0\text{C}$); uni suyuq holatga aylantirish ancha qiyin. Azotning qaynash harorati – $195,8^0\text{C}$, qotish harorati – 210^0C ga teng. Azot suvda juda oz (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 Li_3N) hosil qiladi.

Azot, kalsiy, alyuminiy va kremniy bilan faqat yuqori haroratda reaksiyaga kirishadi. Og'ir metallar (titan, tsirkoniy, xrom, niobiy, tantal, toriy, uran) ham azot bilan nitridlar hosil qiladi; lekin bu nitridlar (ayniqsa, toriy nitrid) suvda gidrolizlanmaydi.

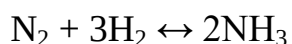
Azotning vodorodli birikmalari. Ammiak NH_3 , gidrazin N_2H_4 va azid kislota HN_3 azotning vodorodli birikmalaridir. Gidroksilamin NH_2OH ham azotning vodorodli birikmalari qatoriga kiradi.

A m m i a k. Ammiak 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:



Bu reaksiya 1913 yilda texnikaga joriy etilgan.

Xossalari. 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 NH_3 eriydi. 25% li ammiak eritmasining zichligi 0,9 g/sm³ ga teng. Harorat ko'tarilganda ammiakning suvda eruvchanligi kamayadi; eritma qaynatilganda ammiak eritmada batamom chiqib ketadi. NH_3 molekulasi uchburchakli piramida shakliga ega ekanligi aniqlangan. Shuningdek azotdagi elektron juft tufayli u sp³ gibridlangan holda

bo'ladi. 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.

Suyuq ammiak turli anorganik moddalarni yaxshi eritadi va bu eritmalar elektr tokini yaxshi o'tkazadi. Suyuq ammiakda ishqoriy va ishqoriy yer metallar ham eriydi. Bu eritmalar ham elektr tokini o'tkazadi; metall ionlari solvatlanib ammiak molekulalari qurshovida turadi.

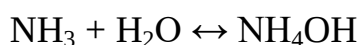
Suyuq ammiakda ammiak molekulalari ham dissotsilanadi:



Kimyoviy xossalari.

1. Ammiak molekulalari metallarning tuzlari bilan birikib, ammiakatlar hosil qiladi.

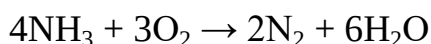
2. Ammiakning suvdagi eritmasi asos xossasiga ega; u ammoniy gidroksid deb ataladi.



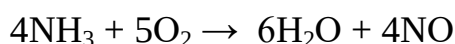
3. Ammiak kislotalar bilan birikib ammoniy tuzlarini hosil qiladi, masalan:
 $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

Ammoniy tuzlarida NH_4^+ radikali bir valentli metall vazifasini bajaradi.

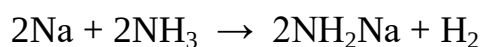
4. Ammiak bilan kislorod (yoki oldindan qizdirilgan havo) aralashmasi yonganida erkin azot va suv bug'i hosil bo'ladi:



Katalizator (platina) ishtirokida 800 °C da havo kislorodi bilan NO ga qadar oksidlanishi katta texnik ahamiyatga ega:



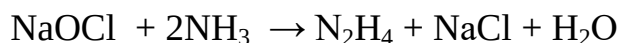
5. Ammiak oqimi 300 °C ga qadar qizdirilgan natriyga (havosiz joyda) yuborilsa, natriy amid NH_2Na hosil bo'ladi:



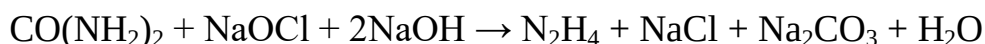
NH_2Na – kristall modda.

Gidrazin N_2H_4 – ammiakning chala oksidlanish mahsuloti bo'lib,

nihoiyatda katta amaliy ahamiyatga ega. N_2H_4 da azotning oksidlanish darajasi – 2 ga teng. Gidrazin hosil qilish uchun ammiak 50 atm bosimda 180°C da natriy gipoxloritga ta'sir ettiriladi:



Gidrazinning suyultirilgan eritmalarini olish uchun ishqoriy muhitda natriy gipoxloritni karbamid bilan 100°C da qizdiriladi:



Toza gidrazin $+1,4^\circ\text{C}$ qotadigan va $113,5^\circ\text{C}$ da qaynaydigan suyuqlik. Havoda tutaydi, suv bilan turli nisbatlarda aralashadi. Gidrazin, xuddi gidroksilamin kabi, suvdagi eritmada kuchsiz asos xossalarini namoyon qiladi:

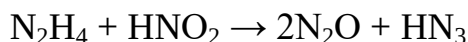
$$\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{N}_2\text{H}_5]^+ + \text{OH}^-$$

Gidrazin kislotalar bilan neytrallanganida ikki xil tuz (masalan, $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{HCl}$ va $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot 2\text{HCl}$) hosil bo'ladi. Gidrazin odatda gidrazin sulfat holida sotiladi.

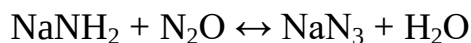
Gidrazinning o'zi ham, tuzlari ham qaytaruvchi sifatida ishlatiladi.

Gidrazin zaharli modda.

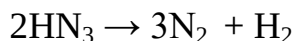
Azid kislota HN_3 (azot-imin). Gidrazin nitrit kislota bilan reaksiyaga kirishganda azid kislota HN_3 hosil bo'ladi:



Azid kislota – 80°C da qotadigan va $+36^\circ\text{C}$ 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 190°C gacha qizdiriladi:



Azid kislota 300°C dan yuqorida kuchli portlab parchalanadi:



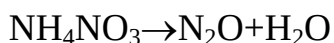
Lekin azid kislota suvdagi suyultirilgan eritmaları barqaror bo'lib, eritmadagi HN_3 quyidagicha dissotsilangan bo'ladi:



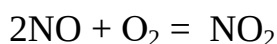
($K = 3 \cdot 10^{-5}$). Azid kislota oksidlash xossasiga ham ega. Azid kislota bilan kuchli kislota HCl aralashmasiga oltin yoki platina solib, qizdirilsa, bu metallar erib ketadi. Azid kislota tuzlari amaliy ahamiyatga ega; masalan, qo'rgoshin azid $Pb(N_3)_2$ portlovchi moddalar uchun detonator sifatida ishlatiladi.

Oksidlari.

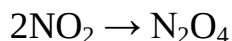
N_2O – (azot (I) – oksid) – hozirgi vaqtda tibbiyotda, aerosol va ko'pik hosil qiluvchi moddalar ishlab chiqarishda qo'llaniladi. Kuldiruvchi gaz deb ataladi.



NO – (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:



NO_2 - (azot (IV) – oksid) – qo'ngir rangli gaz, zaharli, hidi kishini bo'g'adi. Past haroratda o'zidan-o'zi dimerlanadi:



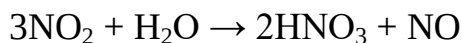
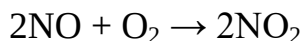
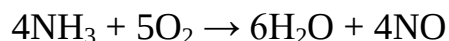
N_2O_4 –sharoitga qarab suyuq va qattiq holda ham bo'lishi mumkin. Azot dioksid monoksidni platina katalizatori ishtirokida oksidlab yoki metallar nitratlarini termik parchalab olinadi. Nitrat kislota olishda xom-ashyo, suyuq raketa yoqilg'isi uchun oksidlovchi sifatida, neft mahsulotlaridan oltingugurni ajratishda va organik birikmalarni katalitik oksidlashda ishlatiladi.

HNO_2 – nitrit kislota. Suyultirilgan eritma holida mavjud bo'la oladi. Tuz va efirlari nitritlar deyiladi. Kuchsiz kislota, beqaror, parchalanganda nitrat kislota, azot oksid va suv hosil qiladi.



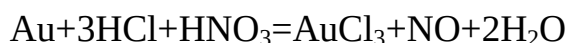
HNO_3 –nitrat kislota. Rangsiz suyuqlik, suvdan 1,5 baravar og'ir, $86^\circ C$ da qaynaydi. Suv bilan aralashganda azeotrop va kristallogidratlar hosil qiladi. Kuchli oksidlovchi, boshqa moddalarni oksidlanganda azotning oksidlanish darajasi +4,+3,+2,+1 va –3 gacha o'zgaradi. Og'ir metallarga u ta'sir etmaydi.

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. Azotli o'g'itlarga natriy nitrat, kaliy nitrat, ammoniy nitrat, kalsiy nitrat kiradi.

Sulfat kislota bilan aralashmasi nitrolovchi aralashma sifatida ishlatiladi. Bundan tashqari plastik massalar sanoatida, dori-darmonlar ishlab chiqarishda, bo'yoqchilikda, portlovchi moddalar, azotli va kompleks o'g'itlar tayyorlashda keng qo'llaniladi.

13.3. §. Fosfor va uning birikmalari

Fosfor. P. $z = 15$; atom massasi 30,9738; elektron konfiguratsiyasi $\text{KL}3s^23p^3$. 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 Lavuaze isbot qilgan. Sheeli 1771 yilda fosforni suyakdan ajratib olish usulini kashf qilgan. Fosforning eng muhim minerallari fosforit

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ va apatitlar: $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$ – gidroksil apatit, $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ – fluorli apatit hamda $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ xlorli apatitdir. Fluorli apatitda fluorning o'rnini 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.

Olinishi. 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.

Fizik xossalari. 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.

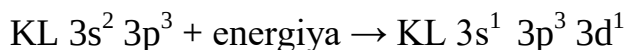
Oq fosfor suyuq holatda ham, qattiq holatda ham P_4 tarkibli tetraedr shaklidagi molekulalar hosil qiladi. P – P bog'lanishning uzunligi 2,21 Å ga teng; oq fosforning zichligi 1,8 g/sm³, suyuqlanish harorati 44 °C, qaynash harorati 281 °C. Oq fosfor havoda tez oksidlanib, alangalanadi. Shuning uchun u suv ichida saqlanadi. Oq fosfor juda zaharli. U juda sekinlik bilan qizil fosforga 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 g/sm³; 260 °C da alangalanadi; CS₂ da erimaydi. havoda barqaror; suv ichida saqlanmaydi.

Qora fosfor oq fosforni 220 – 370 °C da juda yuqori bosim ostida sakkiz kun qizdirish natijasida olinadi. Uning zichligi 2,7 g/sm³; 490 °C da

alangalanadi. CS₂ da erimaydi; elektr tokini o'tkazadi (oq va qizil fosfor esa tok o'tkazmaydi).

Kimyoviy xossalari. Fosfor aktiv metallmas. Fosfor atomi III davrning boshqa elementlari atomlari kabi o'zining elektron orbitallarini quyidagicha gibridlay oladi:

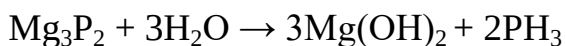


Demak, fosforning kovalentligi 3 va 5 ga teng bo'lishi mumkin.

Fosforning oksidlanish darajalari +5, +3, +1,0 va – 3 ga teng. Eng barqaror birikmalarida fosfor besh valentlidir. Fosforning koordinatsion sonlari 4 va 6 ga teng. Masalan; PH₄Cl, H₃PO₄, K[PF₆].

Fosforning valentligi – 3 ga teng bo'lgan birikmalari u qadar barqaror emas; bu jihatdan fosfor azotdan keskin farq qiladi.

Ikkinchi guruhdagi s- elementlarning fosfidlari X₃P₂ tarkibga ega; ulardagi kimyoviy bog'lanish ion – kovalent harakterda bo'ladi, bu birikmalar tuzsimon fosfidlardir. Ular suv bilan ta'sirlashganda gidrolizga uchraydi; masalan:

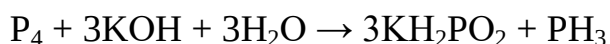


I guruhning s- elementlar fosfidlari X₃P va X₂P tarkibli bo'lib, ular suv va kislotalar ta'siridan parchalanadi.

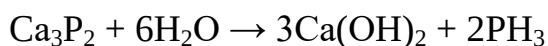
Katta davrlarning d- elementlari XP, X₂P, X₃P tarkibli fosfidlar hosil qiladi. Bu fosfidlar metallsimon fosfidlardir; ular elektr tokini o'tkazadigan kimyoviy inert moddalar hisoblanadi. Ular yarim o'tkazgich xossalariga ega.

Fosfor gidridlari. Fosforning uchta gidridi bor. Fosfin PH₃ (gaz), difosfin P₂H₄ (suyuqlik) va P₂H yoki P₁₂H₆ (qattiq).

Gazsimon fosfin PH₃ ni dastlab Jan – Jandr olgan.



PH₃ ni kalsiy fosfidga suv ta'sir ettirish bilan ham olish mumkin:



Fosfin PH₃ – 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 molekulası piramida shaklli bo'lib, H – P – H burchagi $98,7^{\circ}$ 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.

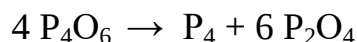
Havo bilan fosfin portlovchi aralashmalar hosil qiladi.

Fosfin suyuq holatda assotsilanmaydi (ammiak esa assotsilanadi). Fosfinning suvdagi eritmaları na asos va na kislota xossalariga ega. Lekin fosfin kuchli kislotalar bilan reaksiyaga kirishib fosfoniý tuzlarini hosil qiladi. Masalan, PH_4Cl , PH_4I . Fosfin kuchli qaytaruvchi hisoblanadi.

Fosfor oksidlari va kislorodli kislotalari. Fosforning P_2O_3 va P_2O_5 tarkibli oksidlari ma'lum. Bularda fosforning oksidlanish darajasi +3 va +5 ga teng. Bu ikkala oksid molekulalari 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.

Fosforning havoda sust oksidlanishi natijasida P_4O_6 hosil bo'ladi. Fosfor (III) – oksid 22°C da suyuqlanadigan rangsiz qattiq modda;

$$173,1^{\circ}\text{C}$$



Hosil bo'lgan tiniq P_2O_4 tezda oksidlanib P_4O_{10} ga aylanadi.

Fosfor (III)– oksid xuddi oq fosfor kabi nihoyatda zaharli moddadir.

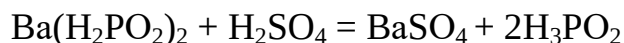
Fosfor (V)- oksid P_4O_{10} fosforning kislorod mo'l bo'lgan sharoitda yonishidan hosil bo'ladi. U rangsiz nihoyatda gigroskopik modda bo'lib, 1 atm bosimda 360°C da sublimatlanadi. Uni boshqa aralashmalardan tozalashda shu xossasidan foydalaniladi. Fosfor (V)- oksid namni yutuvchi vosita sifatida ishlatiladi.

Fosfor kislotalari. Fosforning bir necha xil kislotasi ma'lum. Ulardan faqat 5 tasini qarab chiqamiz.

1) Gipofosfit kislota H_3PO_2 . Gipofosfit kislota anioni H_2PO_2^- da fosfor atomi

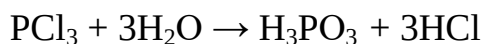
shakli bir oz o'zgargan tetraedr markazida, ikkita kislorod va ikkita vodorod atomlari tetraedr cho'qqilarida turadi.

Erkin gipofosfit kislota bariy gipofosfitning sulfat kislota bilan o'zaro ta'siridan olinadi:



Gipofosfit kislota kuchli qaytaruvchi modda hisoblanadi. U nihoyatda zaharli.

Fosfit kislota H_3PO_3 fosfor (III)- oksid P_4O_6 kislotasidir. Bu kislotani hosil qilish uchun fosfor (III)- xloridning gidrolizidan foydalaniladi:



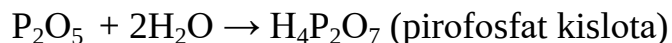
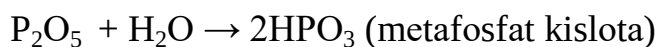
Fosfit kislota $70,1^\circ\text{C}$ da suyuqlanadigan rangsiz kristall modda. Fosfit kislota kuchsiz kislotalar qatoriga kiradi. H_3PO_3 qaytaruvchi xossaga ega. H_3PO_3 qizdirilganda, parchalanib ortofosfat kislota va fosfin hosil qiladi:

$$275^\circ\text{C}$$



Fosfit kislota molekulasida tarkibida uchta vodorod atomi bo'lishiga qaramay, bu kislota ikki asosli kislotaadir.

Fosfat kislotalar. Fosfat angidrid suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi. Bir molekula P_2O_5 bilan necha molekula suv birikishiga qarab uch xil fosfat kislota olinishi mumkin:

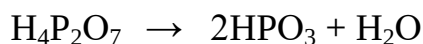


Bular ichida suvga eng boyi va eng muhimi ortofosfat kislotaadir. Fosfat kislota 42°C da suyuqlanadigan, havoda yoyilib ketadigan qattiq modda; uning zichligi $d = 1,88 \text{ g/sm}^3$. H_3PO_4 qizdirilsa, kislotadan suv chiqib ketib, avval pirofosfat kislota, keyin metafosfat kislota hosil bo'ladi:

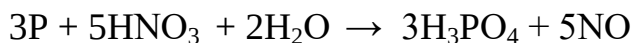
$$260^\circ\text{C}$$



$$400^{\circ}\text{C}$$



Laboratoriyada fosfat kislota olish uchun erkin holatdagi fosfor 32% li nitrat kislota eritiladi:



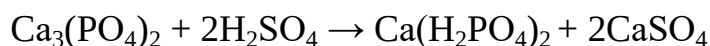
Fosfat kislota uch xil tuz hosil qiladi. Masalan: KH_2PO_4 – kaliy digidrofosfat (yoki birlamchi fosfat); K_2HPO_4 – kaliy gidrofosfat (yoki ikkilamchi fosfat); K_3PO_4 – kaliy fosfat (yoki uchlamchi fosfat).

Gidrofosfatni qizdirish natijasida pirofosfat olish mumkin, masalan:



Fosforli o'g'itlar. Fosforning juda ko'p birikmalari mineral o'g'it sifatida ishlatiladi.

1. Fosforit yoki apatit uni, mayin kukunsimon holdagi fosforit yoki apatitdan iborat. Bu o'g'it tarkibida 16 – 35% ga qadar P_2O_5 bo'lishi mumkin.
2. Superfosfat. Fosforit yoki apatitning sulfat kislota bilan o'zaro ta'siridan suvda eruvchan fosforli birikma hosil bo'ladi:



Uning tarkibida 20% ga qadar P_2O_5 bo'ladi.

3. Qo'sh superfosfat tarkibida faqat kalsiy digidrofosfatdan iborat bo'lgan qimmatli o'g'itdir. Uning tarkibida 40 – 50% P_2O_5 bo'ladi. Qo'sh superfosfat tabiiy fosforitga kons. fosfat kislota ta'sir ettirish yo'li bilan olinadi:



Qo'sh superfosfatdan ammiak yuborib yuqori sifatli o'g'it – ammoniylangan superfosfat olinadi.

4. Presipitat. Suvda kamroq eriydigan kalsiy gidrofosfatdan iborat bo'lib, kukunsimon ohaktoshning fosfat kislota bilan o'zaro ta'siridan olinadi:



Qo'sh o'g'itlar. Ularga ammofos-ammoniy digidrofosfat, diammofof-ammoniygidrofosfatlar kiradi.

Mineral ug'itlar

Nomi	Mahsulotdagi oziq moddalarning quruq moddaga aylantirib hisoblagandagi miqdori
Ammiakli selitra	34 % N
Natriyli selitra	15-16 % N
Kalsiyli selitra	Kamida 17 % N
Ammoniy sulfat	20,5-20,8 % N
Mochevina (karbamid)	46 % N
Suvsiz suyuq ammiak	82,3 % N
Ammiakli suv	16, 20,5 % N
Ammiakat A (ammiakli selitra va ammiakning suvdagi eritmasi)	35-37 % N
Fosforit kukuni	Oliy navida P_2O_5 25 % dan kam emas I navida P_2O_5 22 % dan kam emas II navida P_2O_5 19 % dan kam emas namlik, navidan qat'iy nazar, 3 % dan oshmasligi kerak
Superfosfat	Oliy navida P_2O_5 19,5 % dan kam emas I navida P_2O_5 19 % dan kam emas granulalangan P_2O_5 20-20,5 % dan kam emas Qora-Tov fosforitlaridan tayyorlangan ammoniylashgan superfosfat tarkibida P_2O_5 14 % dan, N esa 2,3 % dan kam emas
Qo'sh superfosfat	45-48 % P_2O_5

Presipitat	30-40% P_2O_5
Ftorsizlangan fosfat	20-30 % P_2O_5
Tomasshlak	1 4% atrofida P_2O_5
Kaliy xlorid	KCl 90% dan kam emas
Aralash kaliyli tuz	K_2O ga aylantirib hisoblanganda 30-40% kaliy
Kaliyli selitra	13,5 % atrofida N
Ammofos	46 % atrofida P_2O_5 va 11-12 % N
Diammofos	57 % gacha P_2O_5 va 22% atrofida N
Nitrofoska	10-15% N, 10-15 % P_2O_5 , 10-15 % K_2O
Ohak kukuni	Kalsiy va magniy karbonatlar 85% dan kam emas

Ishlatilishi. Fosfor fosfat kislotalar olishda, soatsozlikda, 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 uynaydi. Fosfor RNK va DNK dagi fosfat guruhlar tarkibiga kiradiki, u oqsil sintezi va nasl informatsiyasini saqlashda ishtirok etadi.

? Savollar

1. V guruhning asosiy guruhchasiga umumiy ta'rif bering
2. Azot o'z birikmalarida nechta kovalentlik namoyon qiladi?
3. Azotdan vismutga tomon elementlarning atom radiuslari qanday o'zgaradi?
4. Azotdan vismutga tomon elementlarning o'z birikmalaridagi oksidlanish darajalari qanday o'zgaradi?
5. Azotdan fosforga o'tilganda elementlarning +5 ga teng oksidlanish darajasining mustahkamlanadi, ammo fosfordan vismutga o'tgan sayin +5 ga

teng oksidlanish darajasining mustahkamligi o'zgarishi qanday izohlaysiz?

6. $N_2O_5 - P_2O_5 - As_2O_5 - Sb_2O_5 - Bi_2O_5$ qatorida N_2O_5 dan Bi_2O_5 ga o'tilganda kislotali va asosli xossalari o'zgarishini tushuntiring.

7. V guruh elementlarining vodorodli birikmalari (NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 , BiH_3) da oksidlanish darajasi nechaga teng?

8. Azotning elektron formulasi, azotning laboratoriya va sanoatda olinishi usullari ayting.

9. Azot qanday fizik va kimyoviy xossalarga ega?

10. Azotning kislorodli birikmalarini sanab bering va ularning kimyoviy xossalarini izohlang

11. Nitrat kislotalarining kimyoviy xossalarini tushuntiring

12. Azotning xalq xo'jaligi uchun ahamiyatli bo'lgan qanday birikmalarini bilasiz?

13. Fosfor tabiatda qanday holatda uchraydi?

14. Fosforning olinish usullari qanday?

15. Fosforning elektron tuzilishi qanday tuzilgan?

16. Fosfor qanday fizik va kimyoviy xossalarga ega?

17. Fosforning necha xil oksidlari bor?

18. Tuzsimon fosfidlar qanday olinadi?

19. Fosforning vodorodli birikmasi azotning vodorodli birikmasidan qanday xossalari bilan farq qiladi?

20. Fosfor qanday kislotalar hosil qiladi?

21. Fosforning qanday o'g'itlarini bilasiz?

22. Fosfor nima maqsadda ishlatiladi?

XIV B O B

14.1. §.Metallar. Ularning fizik-kimyoviy xossalari, olinishi

Davriy sistemadagi o'rinlarning 2/3 qismidan ko'progini metallar egallagan: ular I, II, III guruhlarda hamda IV, V, VI va VII guruhlardagi eng og'ir elementlar ham metallardir, ya'ni 12 tasi s-elementlar, 36 tasi-d- elementlar, 28 tasi -f - elementlar va qolgani p-elementlardir. Metallarning o'ziga xos belgilari mavjud.

1. Har qanday metall o'ziga xos yaltiroqlikka ega, buning sababi, ular yorug'lik nurini spektrning ko'zga ko'rinuvchan sohasida qaytarish hususiyatiga ega.

2. Metallar issiqlik va elektrni yaxshi o'tkazadi. Metallarning elektr o'tkazuvchanligi harorat ortishi bilan pasayadi va aksincha qarshiligi harorat ortishi bilan ortadi.

3. Ko'pchilik metallar odatdagi sharoitda kristall holatda bo'ladi, ularning koordinatsion soni katta qiymatga ega (8 va 12 ga teng).

4. Metallar cho'ziluvchan va yassilanuvchan bo'ladi.

5. Metallar elektromusbat elementlardir, ya'ni ularning oksidlari ko'pincha suv bilan birikib asoslar hosil qiladi.

Metallarda bu 5 hususiyatning borligiga asoslanib, metallning ichki tuzilishi haqida ma'lum tasavvur yaratish mumkin. Masalan, metallar yorug'likni qaytarish hususiyatiga ega bo'lgani uchun juda yupqa metall plastinka ham shaffof bo'lmaydi. Shunga asoslanib, metall juda zich tuzilgan deyish mumkin.

Metallarning issiqlik va elektrni yaxshi o'tkazishi - zaryadlangan zarrachalar metall kristallari orasida oson harakatlanishi haqida ma'lumot beradi. Nihoyat, metallarning elektr musbat elementlar jumlasiga kirishi- valent elektronlarning metall atomidan osongina chiqib ketishini ko'rsatadi. Bu 5 xususiyat oddiy moddalarni "metall " yoki "metalmasligi" sinfiga ajratish uchun asos bo'la oladi.

Metallarning fizik xossalari.

Metallarning zichligiga ko'ra shartli ravishda 2 guruhga bo'linadi:

$d < 5 \text{ g/sm}^3$ gacha bo'lgani engil metallar : Li, $d < 0,53 \text{ g/sm}^3$; $d > 5 \text{ g/sm}^3$ dan ortiqdari og'ir metallar: eng og'ir metall Os, $d = 22,61 \text{ g/sm}^3$ Engil metallar oson suyuqlanadi, masalan seziyning suyuqlanish harorati $28,5^\circ\text{C}$. Og'ir metallar esa qiyin suyuqlanadi, ya'ni volframning suyuqlanish harorati 3395°C .

Metallar qattiqligi jihatidan bir-biridan farq qiladi: volfram juda qattiq, natriy, kaliy juda yumshoq, ularni hatto pichoq bilan ham kesish mumkin.

Simobdan (va qisman seziydan) tashqari barcha metallar odatdagi sharoitda o'ziga xos yaltiroq qattiq moddalardir. Metallarning fizik xossalari jumlasiga ularning optik, termik, mexanik, elektr va boshqa xossalari kiradi. Metallarning optik xossalari ularning yaltiroqligi va shaffof emasligidir. Alyuminiy va magniy yaxlit holatda ham, kukun holida ham yaltiroq metall, boshqa metallar esa faqat tekis sirtli yaxlit holatdagina yaltiroq bo'ladi.

Kumush, palladiy va indiy ko'p yaltiroqlikka ega. Shuning uchun ham kumush va palladiy ko'zgu ishlab chiqarishda ishlatiladi. Ko'p metallar to'q kulrang bilan kumush rang orasidagi tusga ega, ya'ni kumush rang-oq (alyuminiy, kumush, nikel) yoki kumushrang-kulrang (temir, qo'rg'oshish). Faqat oltin sariq rangli, mis-qizil rangli, vismut qizgish bo'ladi. Metall bug'lari alangani ma'lum tusga bo'yaydi, masalan, natriy-sariq, kadmiy-binafsha, stronsiy-qizil, kalsiy qovoq pangga bo'yaydi.

Shunday qilib, metallar rangiga ko'ra shartli ravishda qora va rangdor metallarga bo'linadi. Qora metallarga temir va uning qotishmalari kiradi. Qolgan barcha metallar rangdor metallar deyiladi.

Metallar elektr o'tkazuvchanligiga qarab 2 guruhga bo'linadi:

1. Elektron o'tkazgichlar (metall va yarim o'tkazgichlar)
2. Ion o'tkazgichlar (elektrolitlar)

Metallar yarim o'tkazgichlar orqali elektr toki o'tganda hech qanday kimyoviy o'zgarishi sodir bo'lmaydi.

Elektrolitlar orqali elektr toki o'tganda, albatta, kimyoviy o'zgarish sodir bo'ladi. Metallarning elektr o'tkazuvchanligi harorat pasayishi bilan ortadi, nihoyat, absolyut nolga yaqin haroratda metallarning elektr o'tkazuvchanligi cheksiz katta qiymatga erishadi - metallar o'ta o'tkazuvchan bo'ladi. Hamma metallar elektrni bir xilda o'tkazavermaydi. Shunga asosanib, metallarni elektr o'tkazuvchanligiga ko'ra quyidagi qatorga joylashggirish mumkin:

Ag, Cu, Au, Cr, Al, Mg, Na, W, Be, Li, Fe, Hg, Bi

Metallardagi turli qo'shimchalar ham elektronlarning harakatiga to'sqinlik qiladi va metallda qo'shimchalar ko'paygan sari, bu metalning elektr o'tkazuvchanligi pasayadi. Shuning uchun metall begona moddalar qo'shimchasidan tozalanganda uning elektr o'tkazuvchanligi ortadi.

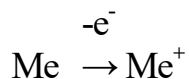
Metallarning issiqlik o'tkazuvchanligi

Metallarning issiqlik o'tkazuvchanligi ularning elektr o'tkazuvchanligi bilan mos ravishda o'zgaradi. Metallarni issiqlik o'tkazuvchanligi jihatidan quyidagi qatorga joylashtirish mumkin:

Ag, Cu, Au, Zn, Ni, Fe, Pt, Hg

Metallar orqali issiqlik o'tishda ham elektronlar ishtirok etadi. Ular kristall panjara ichida harakatlanib, issiqlik energiyasini metallning issiq qismidan sovuq qismiga o'tkazadi. Metallarning asosiy kimyoviy xossalari, ularning atomlari o'zining valent elektronlarini oson berib, musbat zaryadlangan ionga aylanishiga bog'liq. Tipik metallar hech qachon elektronlar biriktirib olmaydi; ularning ionlari hamma vaqt, faqat musbat zaryadlangan bo'ladi. Shuning uchun metallar "elektromusbat" elementlar deyiladi.

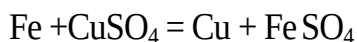
- a) metallarning ion radiusi qancha katta va zaryadi kichik bo'lsa, metall shuncha kuchli asos xossa namoyon qiladi;
- b) metallarning ion radiusi kichik va ion zaryadi katta bo'lsa, metall kislota xossasini shuncha kuchli namoyon qiladi. Metallar elektronlarini oson yo'qotib, ionlarga aylanadi:



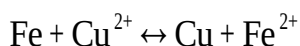
Demak, metallar qaytaruvchilardir.

Guruhlarda atom massasining, ya'ni zaryadlar sonining ortishi bilan metallik xossasi ham ortadi. Davrlarda esa zaryadlar sonini ortishi bilan metallik xossasi susayadi.

Metallarning faolligini bir-biriga taqqoslab o'rganish uchun, har xil reaksiyalardan foydalanish mumkin. Bu maqsadda, metallarning tuzlaridan shu metallarni boshqa metallar siqib chiqarish reaksiyasidan foydalanish ayniqsa qulaydir. Masalan, misning biror tuzi eritmasiga bir bo'lak temir tashlaymiz. Temir eriy boshlaydi, eritmadan esa mis ajralib chiqadi:



Bu tenglama ionli ko'rinishda quyidagicha yoziladi:



Bu reaksiyaning tipik oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi ekanligi yuqoridagi tenglamadan ko'rinib turibdi. Bu reaksiya mohiyati shundan iboratki, temir atomlari o'z valent elektronlarini 2 valentli mis ionlariga beradi, natijada temir atomlari temir ionlariga aylanadi, mis ionlari esa zaryadsizlanib, mis metali holida ajralib chiqadi. Aksincha, tajriba bajarilsa, ya'ni temir tuzi eritmasiga bir bo'lak mis tashlansa, hech qanday reaksiya bo'lmaydi. Bu hol temirning misga qaraganda ancha faol ekanligini, temir atomlari elektronlarni mis atomlariga qaraganda oson berishini, temir ionlari esa elektronlarini mis atomlari va ionlarga qaraganda qiyinroq biriktirib olishini ko'rsatadi.

Metallarning "siqib chiqarish qatori"da vodorodning o'rnini aniqlash uchun Beketov quyidagi tajribani qilib ko'rdi.

Egilgan shisha tirsaklariga metall tuzining eritmasi, kislota va rux ayrim – ayrim qilib solinadi. Nayning og'zi kavsharlab quyildi, shundan keyin, rux kislotaga tushadigan qilib va ajralib chiqayotgan vodorod ostida tuz eritmasiga ta'sir etadigan qilib, nay qiyalatildi. Nayning tuz eritmasi bor tirsagida bo'layotgan hodisalarni kuzatib, vodorod metallni siqib chiqarayotgan yoki siqib chiqarmayotganligini bilish mumkin

bo'ladi. Beketov xuddi ana shunday tajribalarga asoslanib," siqib chiqarish qatori"da vodorod qo'rg'oshindan keyingi o'rinda turadi va o'zidan keyingi metallarni: mis, simob, kumush, oltin va platinani ularning tuzlari eritmasidan siqib chiqara oladi (qaytara oladi) degan xulosaga keldi.

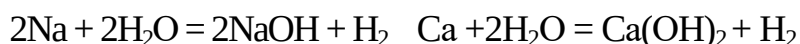
Metallarni bu xossasiga asoslanib, Beketovning quyidagi qatoriga joylashtirish mumkin:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Sb, Bi, Hg, Ag, Pt, Au

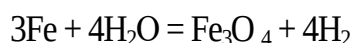
Metallarning kuchlanish qatori eritmalaridagi reaksiyalarda ayrim metallarning kimyoviy xususiyati to'g'risida umumiy belgilarni beradi:

1. Bu qatordagi har bir metall, shuningdek, bosim ostida bo'lgan vodorod ham, o'zlaridan keyingi metallarni ularning tuzlari eritmasidan siqib chiqaradi. Shu bilan birga, ayni metalning o'zi shu metallardan oldin turuvshi metallar tomonidan siqib chiqarilishi mumkin.
2. Kuchlanishlar qatorida vodoroddan oldin turgan metallargina vodorodni suyultirilgan kislotalardan siqib chiqara oladi. Vodorodning o'ng tomonida turgan metallar kislotalardan vodorodni siqib chiqara olmaydi.
3. Metallar kuchlanish qatorida qanchalik chaproqda tursa, u shuncha faol bo'ladi, boshqa metallarning ionlariga nisbatan, uning qaytarish xossasi shunchalik zo'r bo'ladi, uning o'zi ionga shunchalik oson aylanadi va uning ionlari shunchalik qiyin qaytariladi.

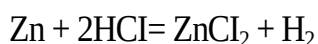
Eng faol metallar odatdagi sharoitda suvdan vodorodni siqib chiqaradi va ishqor hosil qiladi:



Faolligi kamroq bo'lgan metallar o'ta qizigan bug' holida suvdan vodorodni siqib chiqaradi va oksidlar hosil qiladi:



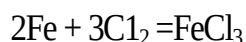
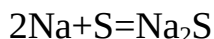
Suyultirilgan va kislorodsiz kislotalar bilan reaksiyaga kirishib, ulardan vodorodni siqib chiqaradi:



Kuchlanishlar qatorida vodoroddan keyin turgan metallar uni suvdan va kislotalardan siqib chiqara olmaydi, balki kislotalar bilan vodorodni siqib chiqarmay turib, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalariga kirishadi:



Barcha hollarda reaksiyaga kirishuvchi metallar oksidlanadi. Metallarning oksidlanishi metallar metalmaslar bilan bevosita o'zaro ta'sir ettirilganda ham kuzatiladi:



Metallarning ko'pchiligi kislorod bilan reaksiyaga kirishib, har xil tarkibli oksidlar hosil qiladi, ya'ni E_2O ; EO ; E_2O_3

Metallariing tabiatda uchrashi

Metallardan "asl" metallar oltin, platina, kumush (ba'zan mis, qalay, simob) tabiatda erkin ya'ni tug'ma holda uchraydi.

Metallarning asosiy massasi yer qobig'ida birikmalar holida uchraydi. Sof metallarni sanoat miqyosida hosil qilish uchun yaroqli tabiiy xom ashyo metall rudasi nomi bilan yuritiladi. Rudalar ko'pincha toza bo'lmaydi, ularga bekorchi jinslar - qum, loy, ohaktosh va boshqalar aralashgan bo'ladi. Har qanaqa ruda ishga tushirilishidan avval bekorchi jinslardan tozalanishi, boshqacha aytganda "boyitilishi" lozim. Ba'zan rudalarning boyitilgan shakli "konsentrat" deb ataladi. Rudalar turli usullar bilan, ko'pincha flotatsion usulda boyitiladi.

Metall rudalarning birinchi turkumi oksid rudalardir. Bunga temir rudalaridan qizil temirtosh (Fe_2O_3), qo'ng'ir temirtosh (Fe_3O_4), alyuminiy rudasi-boksit ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), marganes rudasi - pirolyuzit (MnO_2), qalay rudasi (SnO_2), vismut oxrasi (V_2O_3) va boshqalar.

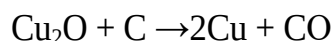
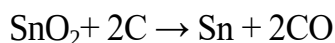
Juda ko'p metallar tabiatda sulfidlar holida uchraydi. Bunday rudalar odatda yer po'stlog'ining chuqurroq qismiga joylashgan bo'lib, ularga suv, SO_2 , havo kislorodi ta'sir etmagan (shuning uchun ular birlamchi tog' jinslar deb yuritiladi) bo'ladi. Misol uchun, mis kolchedani ($\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Fe}_2\text{S}_3$) mis yaltirog'i (Cu_2S), kinovar (HgS), qo'rg'oshin yaltirog'i (PbS), pyx aldamasi (ZnS) va boshqalar. Ba'zan bir

necha metallarning sulfidlari aralash holda uchrab, polimetalli rudani tashkil etadi. O'rta Osiyo, Kavkaz va Uzoq Shimol rayonlarda polimetall rudalar uchraydi. Ba'zi bir metallar xloridlar, sulfat, karbonat va fosfatlar holida uchraydi. Masalan, karnalit ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$), silvinit ($\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$), toshtuz (NaCl), kainit ($\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), gips ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), galmey (ZnCO_3), oq qo'rgoshin rudasi (RbSO_3) va boshqalar.

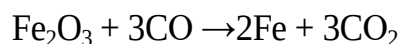
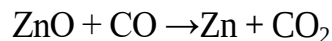
Metallarning olinishi. Rudalardan metallar ajratib olishning bir necha usuli mavjud. Bu usullar qaytarilish, termik parchalanish va almashinish jarayonlariga asoslangan. Texnikada bu jarayonlar metallurgiyaning turli ko'rinishlari (pirometallurgiya, gidrometallurgiya, elektrometallurgiya) da amalga oshiriladi.

1. Qaytarilish jarayonlariga misol:

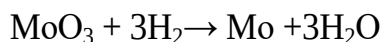
a) Ko'mir bilan qaytarilishi:



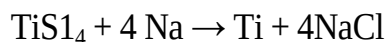
b) Uglerod(II)-oksid bilan qaytarilishi:



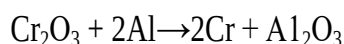
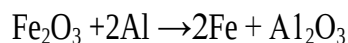
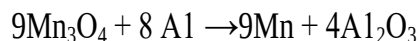
v) Vodorod bilan qaytarilishi:



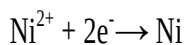
g) Titan xloridning natriy ta'sirida qaytarilishi:



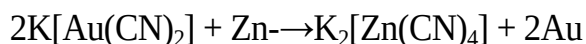
d) Metall oksidlarning Si, Al, Mg va boshqalar ta'sirida qaytarilishi:



e) Metall ionlarining katodda qaytarilishi:

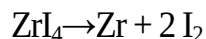


j) Nodir metallarning kompleks birikmalardan qaytarilishi:

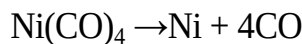


2. Termik parchalanish jarayoniga misol:

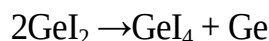
a) sirkoniy (IV) -yodidning cho'g'langan volframda termik parchalanishi:



b) nikel karbonilning termik parchalanishi:



v) germaniy (II) -yodidning yuqori haroratda parchalanishi:



Nihoyatda toza metall olish uchun moddalarni vakuumda haydash usulidan foydaniladi.

14.2. §.Qotishmalar

Metallar odatdagi erituvchilarda, ya'ni spirtida, efirda va boshqalarda erimaydi, ammo suyuq holatdagi ikki metall bir-biriga qo'shilsa, o'zaro erib suyuq gomogen faza hosil qiladi. Ko'p metallar shular jumlasiga kiradi. Ba'zi metallargina suyuq holatda bir-biri bilan aralashmaydi. Masalan, suyuq temirga suyuq qo'rgoshin qo'shilsa, ular o'zaro aralashmasdan, faqat ikkita suyuq qavat hosil qiladi pastki qavatda qo'rgoshin va ustki qavatda temir bo'ladi. Ba'zan ikki suyuq metall ma'lum massa nisbatlari chegarasidagina o'zaro aralashmaydi, lekin bu chegaradan tashqarida aralashaveradi. Masalan, mis bilan qo'rg'oshinda shunday holat yuz beradi. Ikki yoki bir necha metalldan iborat suyuq aralashma qotganida ancha murakkab tuzilishga ega bo'lgan qattiq qotishma hosil bo'ladi. Qattiq qotishmalar, ba'zan mutlaqo bir jinsli bo'ladi: bunday holda ular ma'lum tarkibli kimyoviy birikma, yoki ma'lum tarkibga ega bo'lmagan va qattiq eritma deb ataladigan bir jinsli aralashmadir. Agar shu aralashtirayotgan metallarning atomlari kristallik panjarada, shu panjara strukturasini buzmay, bir-birining o'rnini ola olsa, qattiq eritma hosil bo'ladi.

? Savollar

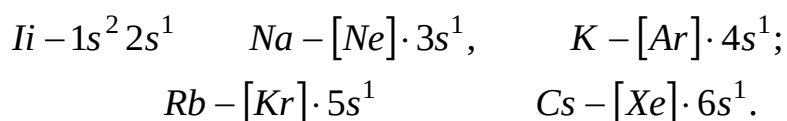
1. Metallar elementlarning necha foizni tashkil qiladi?
2. Metallarning o'ziga xos belgilari nimadan iborat?
3. Metallarning fizik xossalarini aytib bering
4. Metallarning elektr o'tkazuvchanligiga qarab necha guruhga bo'linadi?
5. Metallar elektr tokini nima uchun yaxshi o'tkazadi?
6. Metallarning kimyoviy xossalarini aytib bering. Ularning qaytarilish xossalari davriy jadvaldagi o'rniga qarab qanday o'zgaradi?
7. Metallarning kuchlanish qatori eritmalaridagi reaksiyalarda ayrim metallarning kimyoviy xususiyati to'g'risida qanday umumiy belgilarni beradi?
8. Metallar tabiatda qanday holda uchraydi?
9. Metallar qanday usullarda olinadi?
10. Ruda nima?
11. Qotishma nima?
12. Evtetik qotishma deb nimaga aytiladi?

XV BOB

15.1. §.I guruh bosh guruhchasi elementlarining umumiy tavsifi

Birinchi guruhning asosiy guruhchasiga (ishqoriy metallar) litiy, natriy, kaliy, rubidiy, seziiy va fransiy elementlari kiradi.

Ishqoriy metallar atomlarining energetik pog'onalarida elektronlarning taqsimlanishi quyidagicha:



Ishqoriy metallar atomlari o'zining tashqi elektron qavatidagi yagona elektronini osonlik bilan yo'qotib, oksidlanish darajasi + 1 ga 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. Bir elektronni yo'qotish oson bo'lgani uchun ular tabiatda hamisha birikma holida uchraydigan faol metallardir. Ularning hammasi engil, yumshoq, kumushday oq, hatto yaltiroqdir.

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 metallar suv bilan reaksiyaga kirishib asos va vodorod hosil qiladi. Bu asos formulasi umumiy qilib, $\mathcal{O}H$ holida yoziladi. Bular kuchli asos bo'lib, suvda yaxshi eriydi va ishqorlar deyiladi. Ularning kuchli asos bo'lishiga va suvda yaxshi erishiga sabab, ishqoriy metall ionlari zaryadining kichik va radiusining kattaligidir. Ishqoriy metallarning aksariyat tuzlari suvda yaxshi eriydi, ulardan natriy va kaliy muhim ahamiyatga ega.

15.2. §. Litiy, tabiatda uchrashi, fizik va kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi

Litiyning tabiiy izotoplarining massa soni 6 va 7 ga teng. "Liteos" so'zi grekcha "tosh" demakdir. Litiy elementiga bu nom berilishining sababi kaliy kabi elementlar o'simliklarning kullarida kashf etilgan bir vaqtda litiy elementi ham petalit minerali tarkibida topilgan. Shved olimi Arfvedzon 1817 yilda Shvetsiyaning Uto nomli temir konlaridan chiqadigan petalit mineralini analiz qilib, analiz natijalarining umumiy miqdoriga 4% etishmasligini payqadi va

litiyni kashf etdi. Vaqt o'tishi bilan lepidolit mineralida ham litiyning borligini aniqlandi.

Tabiatda litiyning 92,5% i ${}^7_3\text{Li}$ dan iborat, qolgan 7,5 % esa ${}^6_3\text{Li}$ dir. Litiy ko'pchilik minerallarda, mineral suvlarda, hatto tirik organizmlarda uchraydi. Uning eng muhim minerallari lepidolit $\text{KLi}_2\text{Al}(\text{Si}_6\text{O}_{10})(\text{F}, \text{OH})_2$ spodumen $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)$ dir. Undan tashqari petalit $(\text{Li},\text{Na})\text{AlSi}_4\text{O}_{10}$ litiofillit $(\text{Li},\text{Mn}, \text{Fe})\text{PO}_4$ tarkibli qo'shaloq tuz va boshqa minerallar tarkibida ham litiy uchraydi.

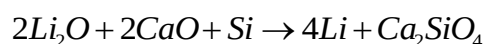
Olinishi. Hozirgi vaqtda litiy ikki usul bilan olinadi.

1. Kaliy xlorid bilan litiy xlorid evtektik qotishmasini $450-500^\circ\text{C}$ da suyuqlantirib elektroliz qilishdan iborat. Bunda katod sifatida temir, anod sifatida ko'mir tayoqchalar ishlatiladi. Katodda litiy tomchilar holida ajralib chiqadi: $\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$

Ishqoriy metallarning ayrim xossalari

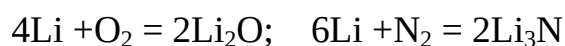
Element-ning nomi	Elementning tartib nomeri	Nisbiy atom massasi	Suyuqlanish harorati $^\circ\text{C}$	Qaynash harorati $^\circ\text{C}$	Zichligi g/sm^3	Qattikligi
Litiy	3	6,94	180,5	1340	0,53	0,6
Natriy	11	22,99	97,9	886	0,97	0,4
Kaliy	19	39,09	63,5	771	0,86	0,5
Rubidiy	37	85,48	39,3	690	1,53	0,3
Seziy	55	132,91	28,5	672	1,90	0,2

2. Vakuum- metallurgiya usuli yordamida litiy oksid bilan ohak aralashmasi alyuminiy yoki ferrosilitsiy ta'sirida qaytariladi:



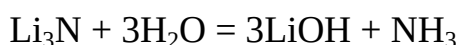
Jarayon naysimon vakuum pechda yuqori haroratda (950-1000 °C da) olib boriladi; vakuum pech nayining bir uchi sirtidan suv bilan sovitib turiladi. Reaksiya vaqtida hosil bo'lgan litiy pechning sovutilib turgan qismiga yig'iladi. Reaksiya unumi 90% ni tashkil qiladi. Litiy vazelin yoki parafin ostida berk idishda saqlanadi.

Xossalari: Litiy erkin holatda juda engil, hatto benzinga ham cho'kmaydigan kumushsimon – oq metall, zichligi 0,534 g/sm³. Litiy juda faol metall. U odatdagi sharoitda kislorod va azot bilan birikib Li₂O va Li₃N hosil qiladi.



Shu xossasiga ko'ra undan inert gazlarni tozalashda foydalaniladi.

Li₃N suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi:



Litiy 200 °C dan yuqori haroratda yonib ketadi. U fluor va xlor atmosferasida uy haroratida alangalanadi. Brom va iod bug'larida ham o'z-o'zidan yonib ketadi. Qizdirilganda oltingugurt, uglerod, vodorod va boshqa metallmaslar bilan bevosita birikadi. Co'g' holatidagi CO₂ da ham yonadi. Litiy kislotalarning suyultirilgan eritmalarida yaxshi, kons. H₂SO₄ da esa sekin eriydi; kons.nitrat kislata ta'sirida shu qadar shiddat bilan oksidlanadiki, hatto suyuqlanib yonib ketadi.

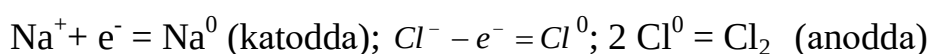
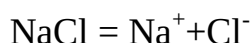
Litiy bilan magniy orasida “diagonal” o'xshashlik kuzatiladi. Litiy karbonat, litiy fosfat xuddi magniy karbonat va magniy fosfat kabi suvda yomon eriydi, litiy ham xuddi magniy kabi achchiqtosh hosil qilmaydi.

Litiy metallar bilan intermetall birikmalar hosil qiladi. Masalan, litiyning simob bilan hosil qilgan birikmalari: LiHg₂, LiHg₃, LiHg, Li₂Hg, Li₃Hg, Li₆Hg, magniy bilan LiMg₂, alyuminiy bilan LiAl, Li₃Al, va hokazo. Litiy faqat magniy, rux, alyuminiy va boshqa metallar bilan intermetall birikmalargina emas, balki qattiq eritmalar ham hosil qiladi.

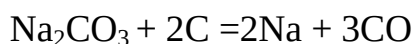
15.3. §.Natriy, tabiatda uchrashi, fizik va kimyoviy xossalari, muhim birikmalari, ishlatilishi.

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. 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_2AlF_6 kriolit, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ bura, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ soda, $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ silvinit, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 3\text{KSO}_4$ 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. Natriy boshqa elementlar bilan birga silikat va alyumo-silikatlar tarkibida, o'simliklarda, inson va hayvonlar organizmida, shuningdek, dengiz va tuzli ko'l suvlarida ko'p miqdorda uchraydi.

Natriy osh tuzining suyuqlanmasini elektroliz qilish 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:

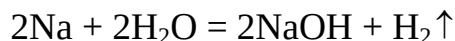


Natriy olish uchun soda bilan ko'mir aralashmasini qattiq qizdirish kerak:



Hosil qilingan natriy kerosin ostida yoki berk metall idishlarda saqlanadi. Natriy yumshoq pichoq bilan oson kesiladigan engil metall, kub shaklida kristallanadi. Natriy bug'i alangani sariq tusga kiritadi. Natriy kimyoviy xossalari jihatidan juda aktiv havoda tez oksidlanadi, ftor va xlor atmosferasida uy haroratida alangalanadi. Qizdirilganda brom, yod, oltingugurt, vodorod va

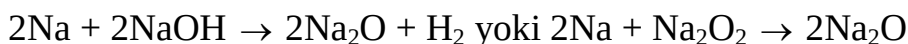
boshqa moddalar bilan reaksiyaga kirishadi shuningdek, suv bilan reaksiyaga kirishib, vodorodni ajratib chiqaradi:



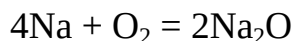
Yonib ketgan ishqoriy metallni suv sepib o'chirib bo'lmaydi, balki uning ustidan kaltsinatsilangan soda kukuni sepish kerak. Natriy oksid (Na_2O) suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishib, uyuvchi natriy hosil qiladi.



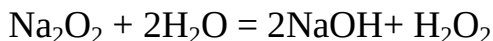
Natriy havoda yonganda asosan, natriy peroksid Na_2O_2 (va juda oz miqdorda Na_2O) hosil bo'ladi, Na_2O bilvosita yo'llar bilan olinadi:



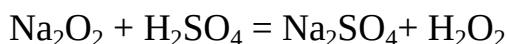
Agar natriy 180°C haroratda ozroq miqdorda kislorod bilan oksidlansa Na_2O hosil bo'ladi.



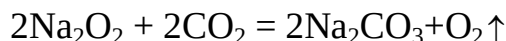
Natriy peroksid Na_2O_2 sarg'ish kukun holidagi modda. Unga suv ta'sir ettirilganda ishqor va vodorod peroksid hosil bo'ladi:



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.

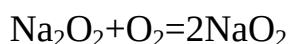


Natriy peroksid havodagi karbonat angidrid bilan reaksiyaga kirishadi:



Shu sababli Na_2O_2 nafas olish apparatlarida havoni regeneratsiyalab 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

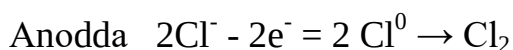
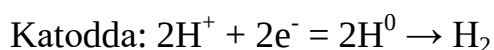
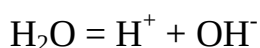
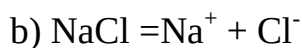
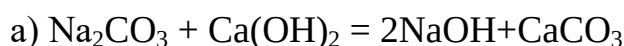


bu moddaga suv ta'sir ettirilsa quyidagi reaksiya boradi.



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:



Eritmadan elektr toki o'tkazilganda katodda vodorod ionlari zaryadsizlanadi va shu bilan bir vaqtda, gidroksid ionlari katod yoniga to'planadi, buning natijasida, o'yuvchi natriy hosil bo'ladi; anodda xlor ajralib chiqadi. Elektroliz natijasida hosil bo'ladigan mahsulotlar zinhor bir-biriga aralashib ketmasligi kerak, aks holda, o'yuvchi natriy xlor bilan reaksiyaga kirishib, NaCl va NaClO hosil qiladi:



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. Natriy gidroksid sovun tayyorlashda, to'qimachilik va ko'ncilik sanoatida, organik moddalar olishda, neftni tozalashda, viskoza usulda sun'iy ipak hosil qilishda, kimyo laboratoriyalari va boshqa ko'pgina sohalarda ishlatiladi.

Natriy tuzlari. Natriy bizga ma'lum bo'lgan barcha kislotalar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi. Natriyning eng muhim tuzlari va bu tuzlarni

ishlatilishi tegishli kislotalar bayon etilganda aytib o'tilganligi uchun, biz bu erda faqat tubandagi tuzlarni eslatib o'tamiz.

NaCl- natriy xlorid, ya'ni osh tuzi

Na_2S - natriy sulfid

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ - o'nta molekula suvi bor natriy sulfat - tabiatda mirabilit $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, glauber tuzi (tenardit)- Na_2SO_4 , glauber $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{CaSO}_4$ va boshqa ko'rinishlarda uchraydi.

NaNO_3 - natriy nitrat yoki natriyli selitra

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ - natriy karbonat yoki soda

Na_2SiO_3 - natriy silikat, eruvchan shisha

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - natriy tiosulfat

Natriyning ko'pdan-ko'p tuzlari tarkibida anchagina miqdorda kristalizatsiya suvi bo'lgan kristallgidratlar hosil qiladi.

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 ishlatiladi.

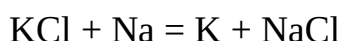
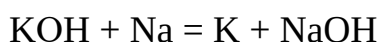
Natriy xlorid, gidrokarbonat, nitrat, arsenat, bromid, yodid, sulfat va salitsilatlar tibbiyotda, shuningdek Na_2CO_3 shisha ishlab chiqarishda ishlatiladi.

15.4. §.Kaliy, tabiatda uchrashi,fizik va kimyoviy xossalari muhim birikmalari, ishlatilishi.

Kaliyning atom radiusi 0,236, ion radiusi 0,133 nm, ionlanish energiyasi 4,34 eV ga teng. Tabiatda uchraydigan izotoplarning massa sonlari 39, 40 va 41 ga teng bo'lib, yer po'stlog'ining 2,6% ini tashkil qiladi. Kaliy, rubidiy, seziiy va fransiy elementlari kaliy guruhchasini tashkil qiladi. Bularning kimyoviy xossalari natriy va litiynikidan farq qilishga sabab ularning atom tuzilishlariga bog'lik. Kaliy faol bo'lganligidan tabiatda faqat birikmalar holida (eng

muhimlari dala shpati, slyuda) bo'lib, ularning nurashidan suvda eriydigan tuzlar hosil bo'ladi. Kaliy tuzlari tuproqqa yaxshi shimilgani sababli ko'pgina daryo va dengiz, ko'l suvlariga borolmaydi (kaliy tuzlari dengizda 0,038%, natriy tuzlari esa 3,5% gacha bo'ladi).

Olinishi. 1.Kaliy ham natriy kabi suyuqlantirilgan KCl yoki KOH ni elektroliz qilib olinadi. Suyuqlantirilgan KOH va KCl eritmasidan kaliyni natriy bilan siqib chiqariladi:



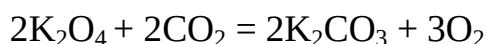
1. KCl tuzini vakuumda alyuminiy yoki kremniy bilan qaytarib olinadi:



Kaliy yumshoq va engil 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.

Kaliy shu'lalantirilsa o'zidan elektron chiqargani uchun fotoelementlar tayyorlashda ishlatiladi. Kaliy berk idish yoki kerosin ostida saqlanadi.

Kaliy gidrid (KH) hosil qilish uchun kaliy vodorod atmosferasida 200°C gacha qizdiriladi. Kaliy gidrid juda faol, oq kristall modda, zichligi $1,52 \text{ g/sm}^3$ ga teng, havoda yonadi, suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi, kuchli qaytaruvchi. Kaliy kislorod bilan oksid K_2O , peroksid K_2O_2 , giperoksid KO_2 va ozonid KO_3 hosil qiladi. Kaliy havoda yonganda K_2O_2 va KO_2 larning aralashmasi hosil bo'ladi, ular suv va kislotalar ta'sirida parchalanadi.



O'yuvchi kaliyga ozon tasir ettirilsa, KO_3 hosil bo'ladi:

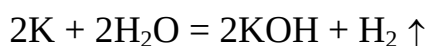


Kaliyning kislorodli birikmalari (ayniqsa KO_3) kuchli oksidlovchilardir.

Ishqoriy metallarning giperoksidlariga suv tasir ettirilsa, kislorod ajralib chiqadi:



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 K_2CO_3 ga ohak tasir ettirib ham olinadi. O'yuvchi kaliy rangsiz kristall modda, 410°C 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 CO_2 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. $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ va $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ tuzlari suvda erimaydi, analitik kimyoda, ko'pincha shu tuzlarning hosil bo'lishiga qarab, kaliy topiladi. Kaliyning asetat, 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'git sifatida foydaniladi. Kaliyli o'g'itlar (ko'pincha KCl , KNO_3 , K_2SO_4) tarkibi kaliy oksidi foiz miqdoriga nisbatan olinadi. Kaliy nitrat qora porox tayyorlashda ishlatiladi.

Hamma ishqoriy metallar kislotalar bilan reaksiyaga kirishib tuz hosil qiladi va vodorodni siqib chiqara oladi: $\text{E} + 2\text{HCl} = 2\text{ECl} + \text{H}_2$

Ishqoriy metallar ozgina qizdirilganda galogenlar bilan birikib galogenidlar hosil qiladi: $2\text{E} + \text{Hal}_2 = 2\text{ENal} + \text{Q}$

Metallarga oltingugurt tasir ettirib yoki ishqorlarni vodorod sulfid bilan

neytrallab ishqoriy metallarning sulfidlari hosil qilinadi:



? Savollar

1. I guruh bosh guruhchasi elementlariga umumiy tavsif bering.
2. Litiy, natriy va kaliy tabiatda qanday birikmalar ko'rinishda uchraydi? Formulalarini yozing.
3. Litiy, natriy va kaliyning fizik xossalari haqida nimani bilasiz?
4. Litiy, natriy va kaliy qanday kimyoviy xossalarga ega?
5. Litiyning qanday xossalari boshqa ishqoriy metallaridan farq qiladi?
6. Litiy, natriy va kaliyning ishlatilishi haqida nimalarni bilasiz.
7. Natriy giperoksidning kimyoviy xossasini tushuntiring.
8. Litiy xloridining suvdagi eritmalaridan qanday holatda kristallanadi? Tegishli kimyoviy formulalarini yozib ko'rsating

XVI BOB

16.1. §.I guruh yonaki guruhchasi elementlarining umumiy tavsifi

Yonaki guruhchani mis, kumush va oltin elementlari tashkil etib, mis guruhchasi nomi bilan ataladi. Bu elementlar atomlarining sirtqi elektron qavatida bittadan elektron bo'ladi, ammo xossalari jihatidan ishqoriy metallardan katta farq qiladi, yani

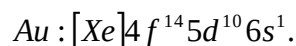
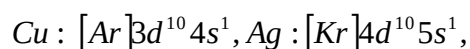
1. Ishqoriy metallarda sirtidan tashqari ichki qavatida 8 ta elektron bo'lsa, mis guruhchasida esa 18 ta elektron joylashgan.
2. Ag va Au atomlarida sirtqi elektronning yadroga ancha yaqin ekanligidan ular yadroga mustahkam bog'langan. Shuning uchun mis guruhchasidagi elementlarning ionlanish potentsiali (atomdan elektron ajratib olish uchun sarf

qilinishi kerak bo'lgan energiya) ishqoriy metallarga qaraganda ancha ko'p bo'ladi. Haqiqatdan, ishqoriy metallarda atomlar sirtqi elektronini ancha oson beradi, mis guruhchasi elementlarining atomlari esa sirtqi elektronini ancha mustahkam ushlab turadi. Shu sababdan mis guruhchadagi elementlar ancha qiyin oksidlanadi va aksincha ularning ionlari oson qaytariladi, ularning gidroksidlari ancha kuchsiz asoslardir.

Boshqa elementlarda 18 elektronli qavat ancha barqaror bo'ladi, ammo mis guruhchasi elementlari bu qavat etarli darajada barqaror emas, shuning uchun bu elementlar o'zlarining 18 ta elektron qavatlaridan elektronlarni qisman yo'qota oladi.

Masalan, CuO , AuCl_2 , AuCl_3

Mis guruhchasi metallari atomining elektron tuzilish konfiguratsiyasi quyidagicha:



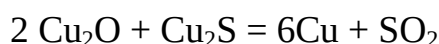
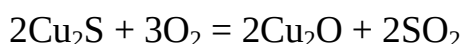
Mis guruhchasi elementlaridan mis + 1, +2, oltin esa +1, +2, +3, oksidlanish darajasiga ega bo'lib, metallarning elektrokimyoviy faollik qatorida vodoroddan keyin turadi. Bu elementlar atomlarining radiuslari asosiy guruhcha (ishqoriy metallar) element atomlarnikidan kichik bo'lgani uchun tashqi qavatdagi elektroni atomdan juda qiyin ajraladi. Bu elementlar passiv, qiyin oksidlanadi, ionlari esa oson qaytariladi, suvni parchalay olmaydi (isitganda ham). Ularning gidroksidlari suvda erimaydigan kuchsiz asoslardir.

16.2. §. Mis

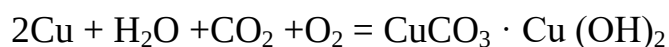
Misning atom massasi 63,54 (Z-29) ga teng, uning tabiatda 2 ta izotopi tarqalgan – ^{63}Cu (69%), ^{65}Cu (31%). Misning yana 9 ta radioaktiv izotopi olingan. Mis asosan birikmalar holida, shuningdek, erkin holda ham uchraydi.

turadi. Uning eng muhim rudalari: xalkozin (mis yaltirogi) Cu_2S , xalkopirit (mis kolchedani) CuFeS_2 , malaxit $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$. Metallurgiyada suyuqlantirib olinadigan hamma misning 80% i sulfidli rudalaridan olinadi.

Olinishi:



Mis issiqlik va elektrni (kumushdan keyin) yaxshi o'tkazish xususiyatiga ega, qizil tusli metall, sovuq holatda ham yaxshi cho'ziladigan va yassilanadigan plastik va yumshoq metaldir. Mis quruq havoda asta-sekin oksidlanib, zich oksid parda xosil qiladi, lekin nam havoda $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ bilan qoplanib ko'karadi.

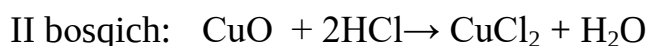
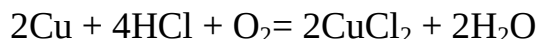


Mis xlor bilan odatdagi harorat, qizdirilganda kislorod bilan (CuO ; Cu_2O) birikadi. Suyultirilgan HCl , va H_2SO_4 misga ta'sir etmaydi, unga konsentrlangan H_2SO_4 tasir etib, CuSO_4 va SO_2 ni hosil qiladi. Misga HNO_3 tasir ettirilsa, kislotaning konsentratsiyasiga qarab $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ va azot oksidlari hosil bo'ladi. Barcha reaksiyalarga mis +2 oksidlanish darajasiga ega, misning +1 oksidlanish darajasiga ega bo'lgan birikmalarini olish ancha murakkabdir.

Mis boshqa metallar bilan birga oson suyuqlanib, ko'pgina qotishmalarni hosil qiladi. Uning mashinasozlik va elektrotexnikada ko'p ishlatiladigan bronza (misning qalay bilan qotishmasi) va latun (misning rux bilan qotishmasi), ko'rinishi kumushga o'xshagan neyzilber (65%Cu, 20%Zn, 15%Ni), melxior (80%Cu, 20%Ni), qarshilik magazini va termoelementlarda ishlatiladigan konstantin (60%Cu, 40%Ni) va boshqa ko'pgina qotishmalari olingan. Misning ko'pgina miqdori (40% i) elektr simlari va kabellarni tayyorlashda ishlatiladi. Ro'zg'orda ishlatiladigan mis asboblarni zanglashdan saqlash uchun ularga

qalay yugurtiriladi, bu esa odamni zaharlanishidan saqlaydi, chunki mis birikmalari zaharlidir.

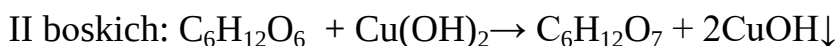
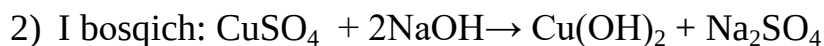
Mis kislorod, oltingugurt va galogenlar bilan biriksa ham, kimyoviy jihatdan kam aktiv metaldir. Mis metallarning kuchlanish qatorida vodoroddan keyin turganligi uchun u kislotalar bilan birikkanda vodorod ajratib chiqarmaydi.



I valentli mis birikmalari

Mis (I)- oksid Cu_2O tabiatda qizil tusli ruda yoki kuprit holida uchraydi. Mis tuzi eritmasiga ishqor va kuchli biror qaytaruvchi (formalin yoki uzum shakari) ni harorat bilan ta'sir ettirilsa Cu_2O hosil bo'ladi. Mis (I) tuzlari suvda erimaydigan rangsiz, kuchli qaytaruvchi moddadir.

Olinishi:



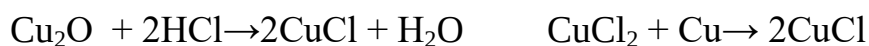
sariq



qizil



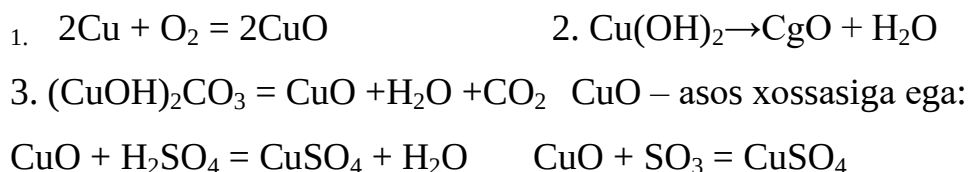
Mis (I)- xloridning olinishi:



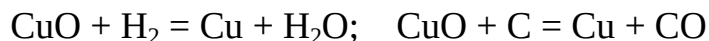
II valentli mis birikmalari

Mis (II) oksid CuO - qora rangli qattiq modda, tabiatda uchraydi, laboratoriyada kukun yoki donador holda bo'ladi.

Olinishi:

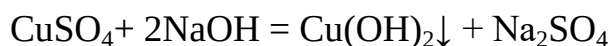


CuO salgina qizdirilsa, vodorod yoki ko'mir bilan qaytariladi:

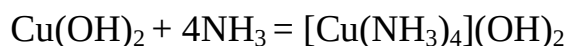


CuO kislotalar bilan reaksiyaga kirishadi, ammo suv bilan reaksiyaga kirishmaydi.

Mis (II)- gidroksid $\text{Cu}(\text{OH})_2$ och ko'k rangli iviq cho'kma, kuchsiz asos, uni mis (II) tuzlariga ishqor ta'sirida olinadi:



Mis (II) gidroksid (tuzlari ham) ammiakda erib tarkibida $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ion bo'lgan kompleks birikmalarni hosil qiladi.



ko'k binafsha rang

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ salgina amfoterlik hususiyatini namoyon qiladi. Kislotada yaxshi eriydi, ammo konsentrlangan ishqor eritmalarida qiyin eriydi.



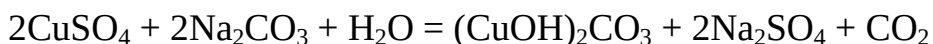
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ organik moddalar bilan reaksiyaga kirishib Cu_2O (gemioksid) hosil qiladi.



Mis (II) sulfat $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - mis kuporosi (yoki to'tiyo) misga havo ishtirokida H_2SO_4 ni ta'sir ettirib olinadi. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ qizdirilsa, kristallizatsiya suvi yo'qoladi, natijada suvsiz oq kukun hosil bo'ladi. Bu tuz qishloq xo'jaligi zararkunandalariga qarshi kurashda, misni rafinlashda, tibbiyotda, to'qimachilikda, bo'yoqchilikda ishlatiladi.

Mis gidroksokarbonat- $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ tabiatda malaxit minerali sifatida

uchraydi, yashil bo'yoq sifatida ishlatiladi.



Mis inson, hayvon va o'simlik uchun oz miqdorda zarur element. Mis organizmda 10^{-3} - $10^{-4}\%$ bo'lib, oqsillar (gemokuperin, tseruloplazmin, kuproprotein va boshqalar) va ayrim fermentlar tarkibida bo'ladi.

16.3. §.Kumush $^{107,8}_{47}\text{Ag}$

Kumush Ag (Z-47) ning tabiatda 2 tabiiy izotopi va 25 ta sun'iy izotopi bor. U tug'ma va rudalar ko'rinishida uchraydi, ya'ni kumush yaltirog'i – Ag_2S va shox (muguz) kumush – AgCl .

Fizikaviy xossasi: toza kumush juda yumshoq, cho'ziluvchan metall bo'lib, uning zichligi $10,5 \text{ g/sm}^3$ va suyuqlanish harorati $960,8^\circ\text{C}$

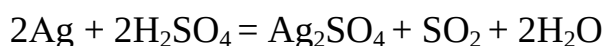
Kumush yumshoq bo'lgani uchun toza holda ishlatilmaydi, unga ma'lum miqdorda mis qo'shib qotishma tayyorlanadi. Qotishmada qancha kumush borligi proba bilan ko'rsatiladi. Kimyoviy jihatdan nisbatan barqarorligiga qaramay kumush bilan ayrim reaktivlar ta'sir etishi mumkin, ammo xlorid kislota va suyultirilgan sulfat kislota bilan reaksiyaga kirishmaydi. Kumush suyultirilgan va konsentrlangan HNO_3 va H_2SO_4 bilan reaksiyaga kirishadi.

$$3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 = 3\text{AgNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}$$

suyul



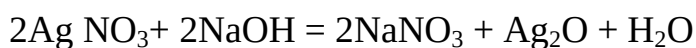
kons



kons

Kumush (I)- oksid Ag_2O qora rangli modda, ammiakda eriydi va ayniqsa ba'zan organik moddalarga nisbatan oksidlash xossalarini namoyon qiladi. Kumush galogenidlar (kumush ftoriddan tashqari) suvda erimaydi va ular o'zaro rangi jihatidan (kumush xlorid oq, kumush bromid sarg'ish, kumush yodid sariq)

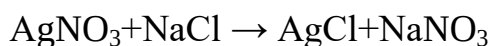
kisman farqlanadilar.



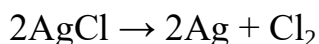
$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{AgOH}$ (asos xossaga ega bo'lib, lakmusni ko'kartiradi) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaCl} = 2\text{AgCl} + 2\text{NaOH}$



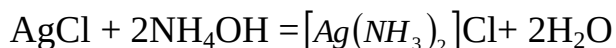
Kumush xlorid-AgCl- oq cho'kma hosil qiladi.



t



AgCl, AgBr va Ag₂S kompleks birikma hosil qiladi.



Kumush nitrat- AgNO₃- lyapis deb ham ataladi



ammiakdagi atsetilenid eritmasi

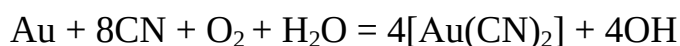
AgBr yorug'likka juda sezgir bo'lgani uchun undan fotografiyada foydalaniladi. AgNO₃ tibbiyotda va kimyo laboratoriyalarida keng qo'lamda ishlatiladi.

16.4. §.Oltin

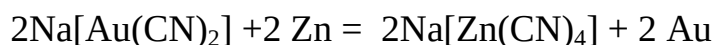
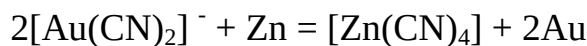
^{196,9}₇₉ **Au** ning tabiiy izotopi bitta, 22 ta sun'iy izotopi bor. Oltin ko'proq erkin holda uchraydi, ularning birikmalari juda oz Oltin AuTe₂ kalaverit minerali tarkibida, shuningdek rux, qo'rg'oshin kabi metallarning rudalari tarkibida uchraydi.

Oltinli qummi simob ta'sirida amalgamalanadi, so'ngra qizdirish bilan simob bug'latiladi, natijada oltin qoladi. Yana oltinni qumga NaCN yoki KCN

ni ta'sir ettirib olinadi:



Hosil bo'lgan eritmadan rux ta'sirida oltin ajratiladi:



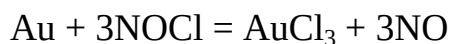
Rudalardan KCN yoki NaCN eritmaları yordami bilan oltin ajratib olish usulini (sianlash deb ataladi) rus injeneri P.R.Bagration 1843 yilda kashf etgan edi.

Fizik xossalari: toza oltinning zichligi $19,3 \text{ g/sm}^3$, suyuqlanish harorati 1063°C bo'lgan yaltiroq och-sariq metallidir.

Kimyoviy xossalari: Oltin nitrat kislota bilan reaksiyaga kirishmaydi, lekin konsentrlangan HNO_3 va HCl ning zar suvi deyiladigan aralashmasi oltinni oksidlaydi. Bu reaksiya bosqichma-bosqich boradi:



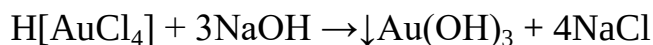
nitrozil xlorid



Oltinning zar suvida erishidan kompleks xloraurat kislotalari – $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ hosil bo'ladi, bu odatda sotiladigan oltin preparati hisoblanadi



qizg'ish jigar rang

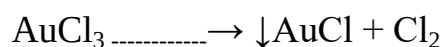


$\text{Au}(\text{OH})_3$ - oltin kislota (H_3AuO_3 - aurat kislota) deb ham yuritiladi.

100°C



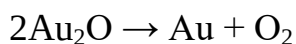
$\text{CO}_2, 180^\circ\text{C}$



oq modda



t



Au selenat kislotada ham eriydi:



Kumush va oltin bolg'alanuvchan metallar, bu jihatdan oltin birinchi kumush esa ikkinchi o'rinda, lekin issiqlik va elektr o'tkazuvchanlikda kumush birinchi o'rinda turadi. Kumush oq, oltin esa sariq rangli, har ikkala metall oksidlanishga barqaror, ulardan turli xil zebi-ziynat buyumlari tayyorlanadi. Oltin tish qoplamalari, kumush ba'zi tibbiyot asboblarini tayyorlashda ishlatiladi. Sof metallarga qaraganda ularni mis bilan qotishmalari (qattiq va korroziyaga chidamli) ancha ko'p ishlatiladi.

? Savollar

1. I guruh d-elementlariga umumiy tavsif bering?
2. Mis guruhchasi elementlari tabiatda qanday birikmalar tarkibiga kirgan holda uchraydi?
3. Mis, kumush, oltin sanoatda qanday usullar bilan olinadi?
4. Mis, kumush va oltinning kimyoviy xossalarini taqqoslang.
5. Mis qanday kompleks birikmalar hosil qiladi?
6. Kumush va oltin kimyoviy jihatdan faolmi?
7. AgOH va Ag₂O birikmalar to'g'risida nimalar bilasiz?
8. Fotografiya jarayonining asosi nimalardan iborat?
9. Oltin qanday ajratib olinadi?
10. Oltin asosan necha valentli bo'ladi?
11. Qanday eritma zar suvi deyiladi?
12. Au (OH)₃ da qanday xossalar bor? Bu birikma qanday olinadi va uning kimyoviy xossalarini aytib bering
13. Mis, kumush va oltinning ishlatilish sohalarini sanab bering.

XVII BOB

17.1. §.II guruhning asosiy guruhchasi elementlariga umumiy tavsif

Davriy sistemaning ikkinchi guruh asosiy guruhchasiga berilliy, magniy, kalsiy, stronsiy, bariy va radiy elementlari kiradi. Asosiy guruhcha elementlari bir-biridan xossalari bilan nihoyatda farq qiladi. Ikkinchi guruh elementlarining hammasi musbat ikki valentli bo'ladi, ya'ni bu elementlarning eng yuqori oksidlanish darajasi +2 ga teng bo'ladi. Ular atomlarining sirtqi qavatida ikkitadan elektron bo'lib, qaytaruvchilik xossalari ishqoriy metallarnikiga qaraganda kuchsizroq ifodalangan. Kalsiy, stronsiy va bariy ishqoriy – yer metallar deb ataladi. 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 va qattiqligining 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 fluoridlari suvda amalda erimaydi; xlorid, bromid, yodid va nitratlari yaxshi eriydi.

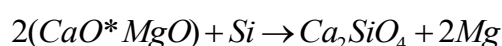
17.2. §.Magniy

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 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 etishmasa, odam va hayvonlarda turli kasalliklar paydo bo'ladi. Buning sababi organizmdagi ko'pgina biokimyoviy jarayonlarda magniy qatnashadi. Magniy suyultirilgan MgCl_2 ni yoki karnallit ($\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) 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 ham qaytarib olinadi. Juda toza magniy olish uchun texnik magniy vakuumda bir necha marta sublimatlanadi. Magniy kumushdek oq va engil metall, havoda oksidlanadi va oksid pardani hosil qiladi. Magniy havoda $550-600^\circ\text{C}$ gacha qizdirilsa, ko'zni qamashtirarli 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 engil 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.

Olinishi: Metall magniy amalgamasini Devi 1818 yilda suyuqlantirilgan magniy sulfatni elektroliz qilish natijasida olib, unga magnesium nomini bergan. So'ngra 1828 yilda Byussi suyuqlangan magniy xloridga kaliy bug'lari ta'sir ettirib magniy olgan.

1. Suyultirilgan suvsiz magniy xloridni elektroliz qilish. Karnalitdan magniy olish uchun karnalit suyuqlantirilib 700-750 °Cda elektroliz o'tkaziladi.
2. Metallotermik usulda magniy olish uchun cho'g' holiga keltirilgan dolomit ferrosilitsiy yoki alyumosilitsiy bilan qaytariladi:



Bu jarayon elektr pechda 1200-1300 °C da vakuumda o'tkaziladi.

3. Magniy oksidni yuqori haroratda ko'mir bilan qaytarish



yoki $\text{MgO} + \text{CaC}_2 = \text{CaO} + \text{Mg} + 2\text{C}$

Xossalari: Magniy xossalari jihatidan berilliyning xossalaridan ancha farq qiladi, chunki magniy atomida bo'sh valent orbitalar mavjud:

$\text{Mg} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^0 3d^0$ Magniyda metallik xossalari Be va Al lardagiga qaraganda ancha yuqori.

Magniy sovuq suv bilan reaksiyaga juda sust kirishadi, chunki suvda qiyin eriydigan $\text{Mg}(\text{OH})_2$ hosil bo'ladi. Magniy kislotalarda oson eriydi, lekin yomon eruvchan mahsulotlar (MgF_2 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$) hosil qiladigan kislotalarda magniy kam eriydi. Ishqorlar magniyga ta'sir etmaydi.

Magniy qizdirilganda o't olib ketadi va MgO hamda oz miqdorda Mg_3N_2 hosil bo'ladi

17.3. §.Kalsiy

Kalsiyning atom massasi 40,08 ($z=20$) ga teng. U tabiatda eng ko'p tarqalgan metallardan biridir, Yer po'stlog'ining taxminan 3% ini tashkil etadi. Tabiatdagi asosiy birikmalari ohaktosh, bo'r va marmar, shuningdek dolomit

($\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$), fosforit ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), flyurit va turli silikatlaridir. Kalsiy o'simlik va hayvonlar organizmi uchun zarur element. Odam suyagining 25% i qon va turli to'qimalarda oz miqdorda kalsiy bo'ladi. Kalsiy suyuqlantirilgan CaCl_2 ni elektroliz qilib (ozroq CaF_2 qo'shiladi) olinadi.

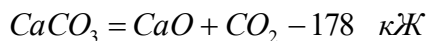
Kalsiy, stronsiy va bariy metallari birinchi marta 1808 yilda Devi tomonidan elektroliz yo'li bilan olingan. Hozirgi kunda esa vakuumda alyuminotermiya usuli bilan ham olinadi:



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. Stronsiy galogenidining xossalari kalsiy galogenidining xossalaridan farq qiladi, ya'ni SrF_2 suvda CaF_2 ga qaraganda ko'proq eriydi. Stronsiy xlorid olti molekula suv bilan birga kristallanadi: $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, stronsiy oksid, stronsiy gidroksid yoki stronsiy karbonatni xlorid kislotada eritish natijasida stronsiy xlorid hosil bo'ladi. $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ xuddi $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ kabi kristallanadi, lekin unga qaraganda suvda kamroq eriydi. Stronsiy bromid, stronsiy yodid suvda ham, spirtida ham yaxshi eriydi. Stronsiy yodid ammiak bilan $[\text{Sr}(\text{NH}_3)_6]\text{I}_2$ tarkibli kompleks birikma hosil qiladi. Metallarning reaksiyaga kirishish qobiliyati $\text{Ca} - \text{Sr} - \text{Ba} - \text{Ra}$ qatorida ortib boradi. Bu metallar boshqa metallar bilan turli qotishmalar hosil qiladi. Bu qotishmalarning ko'pi intermetallik birikmalar jumlasiga kiradi (masalan, CuMg_2). Kalsiy, stronsiy va bariy metallarning kuchlanishlari qatorida vodoroddan ancha oldinda (chapda) turadi. Ular hatto sovuqda ham suv bilan

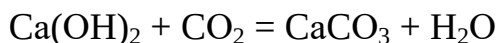
reaksiyaga kirishadi. Bu reaksiyalarning intensivligi Ca - Sr - Ba - Ra qatorida chapdan o'ngga o'tgan sari ortib boradi.

Kalsiy oksid oxaktoshning qizdirilishidan hosil bo'ladi:



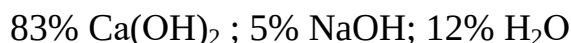
Reaksiyani o'ng tomonga yo'naltirish uchun CO₂ ning konsentratsiyasini kamaytirish yoki haroratini ko'tarish lozim. CaO nihoyatda o'tga chidamli, taxminan 2600 °C da suyuqlanadigan oq modda, texnik CaO sarg'ish yoki bir oz kul rangroq bo'lib, so'ndirilmagan yoki kuydirilgan ohak deb ataladi. CaO binokorlikda, 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:

$CaO + H_2O = Ca(OH)_2 + 65 \text{ kJ}$ hosil bo'lgan Ca(OH)₂ so'ndirilgan ohak deyiladi. Ca(OH)₂ oq kukun, suvda kam eriydi, (1 litr suvda 25 °C – 1,56 g Ca(OH)₂) uning eritmasi esa kuchli asosdir. Ca(OH)₂ ning tiniq eritmasi orqali CO₂ o'tkazilsa yoki eritma ochiq qoldirilsa, loyqalanib qoladi, demak, CaCO₃ hosil bo'ladi:



Ca(OH)₂ ning to'yingan eritmasi **ohakli suv** deyiladi. Kalsiy oksid suv bilan so'ndiriladi va binolarni oqlash uchun ishlatiladi. Bino devorlarida Ca(OH)₂ havodagi CO₂ bilan birikib, CaCO₃ ga aylanadi. Agar Ca(OH)₂ ga qum aralashtirilib suvga qorilsa, g'isht terishda ishlatiladigan qorishma olinadi, bu qorishma qotganda CaCO₃ va CaSiO₃ hosil bo'ladi.

Agar CaO toza suv bilan emas, balki NaOH eritmasi bilan so'ndirilsa, natron ohak hosil bo'ladi, ya'ni tarkibi:



Kalsiy tuzlaridan CaCl₂ bilan Ca(NO₃)₂ suvda yaxshi eriydi, CaSO₄ bilan CaCO₃ oz eriydi, Ca₃(PO₄)₂ amalda erimaydi.

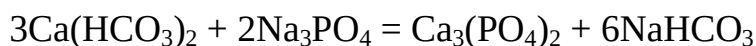
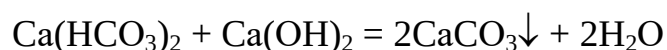
Tabiatda suv ohakli tog' jinslaridan oqib o'tganda CO₂ bilan birikib, kalsiy va magniy karbonatlarni tegishli eruvchan bikarbonatlarga aylantiradi:



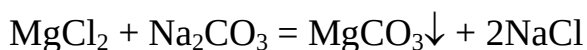
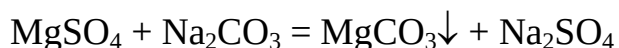
Bikarbonatlar suvda karbonatlarga qaraganda ancha yaxshi eriydi, ular eritmaga o'tadi va natijada suv qattiq suvga aylanadi. Bunday suvda sovun yaxshi ko'pirmaydi, sabzavotlar yaxshi rivojlanmaydi, bug' qozonlarida qo'yqa hosil bo'lib, u qozonning portlashiga sabab bo'ladi. Qattiq suvni ishlatishdan oldin yumshatish lozim. Karbonatli suv muvaqqat qattqlikka, xlorid va sulfatli suv doimiy qattqlikka ega. Suv har ikkala tuzlarning mavjudlii bilan bog'lik bo'lgan aralash qattqlikka ega. Qattqlikni yo'qotishda Ca(HCO₃)₂ yoki Mg(HCO₃)₂ erimaydigan holatga o'tkaziladi:



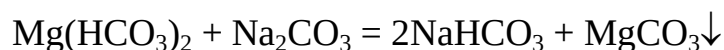
hosil bo'lgan karbonatlar cho'kmaga tushadi, natijada suvning qattqligi yo'qoladi. Qattqlik suvga ohakli suv qo'shish yo'li bilan ham oson yo'qotiladi:



Doimiy qattqlikka ega bo'lgan suvni bu usullar bilan yumshatib bulmaydi, uni yumshatish uchun soda qo'shiladi:



Bu usulni karbonatli qattqlikni ham, binobarin, aralash qattqlikni ham yo'qotish uchun bimalol tadbiiq etish mumkin:



Suvning qattqligi graduslarda ifodalanadi. Suvning qattqligi 1 l suvdagi kalsiy va magniy ionlarining milligramm - ekvivalentlari yig'indisi bilan o'lchanadi. 1 gradus qattqlik 0,35663 mg- ekv kalsiy yoki magniy ionlariga teng. Qattqlikning har bir mg ekvivalenti suvda 20,04 mg/l Ca²⁺ yoki 12,16 mg/l

Mg^{2+} bo'lishiga to'g'ri keladi. Suvning qattiqligi 1,5 mekv/l dan kichik bo'lsa, juda yumshoq, 1,5-4 mekv/l bo'lsa, yumshoq, 4-8 mekv/l bo'lsa, o'rtacha qattiq, 8-12 mekv/l bo'lsa, qattiq va 12 mekv/l dan katta bo'lsa, juda qattiq bo'ladi. Qora dengiz suvining qattiqligi 65,5 mekv/l ga okean suvining qattiqligi 130,5 mekv/l ga teng.

17.4. §. Stronsiy (Strontium) Bariy (Barium)

Stronsiy va bariy tabiatda asosan sulfatlar va karbonatlar holida uchraydi, ular selestin $SrSO_4$, stronsianit $SrCO_3$, barit $BaSO_4$ va viterit $BaCO_3$ nomli minerallar hosil qiladi.

Metall holidagi stronsiy bilan metall holidagi bariy xuddi kalsiyga o'xshash, ularning suyuqlantirilgan xloridlarini elektroliz qilish orqali olinadi. Bu metallar nihoyatda faol bo'lib, havoda tez oksidlanadi, suv bilan ancha shiddatli suratda reaksiyaga kirishadi va ko'pgina elementlar bilan bevosita birikadi.

Stronsiy oksid SrO va bariy oksid BaO ohakka o'xshagan bo'ladi. Ikkala metall ham peroksidlar hosil qiladi. Bariy peroksid BaO_2 bariy oksidning havoda taxminan $500^{\circ}C$ gacha qizdirilishidan hosil bo'ladi. Undan yuqori haroratda bariy peroksid bariy oksidga va kislorodga yana ajralib ketadi. Bariy peroksid xuddi natriy peroksid singari materiallarni oqartirish uchun ishlatiladi.

Stronsiy gidroksid $Sr(OH)_2$ va bariy gidroksidlar $Ba(OH)_2$ kuchli asoslar bo'lib, suvda kalsiy gidroksidga qaraganda yaxshiroq eriydi: 1 l suv $20^{\circ}C$ da 8 g $Sr(OH)_2$ ni va 34 g $Ba(OH)_2$ ni eritadi. $Ba(OH)_2$ ning to'yingan eritmasi bariyli suv deyiladi. Bariy gidroksidlar eritmasi bug'latilsa, bariy gidroksid kristallar $Ba(OH)_2 \cdot 3 H_2O$ holida ajralib chiqadi.

? Savollar:

1. Davriy sistemaning ikkinchi guruhning bosh guruhchasiga qaysi elementlar

kiradi?

2. Bu elementlar atomlarining sirtqi qavatida nechta elektron bor?
3. Bosh guruhcha elementlarning metallik xossalari tartib raqamining ortib borishi bilan qanday o'zgaradi?
4. Guruhchadagi elementlarning qaysilari bir-biriga o'xshaydi?
5. Magniy va berilliy tabiatda qanday birikma holida uchraydi?
6. Magniy va berilliy havoda oksidlanadimi? Ular oksidining tarkibi qanday?
7. Magniy va berilliy gidroksidlari qanday olinadi va ularning xossalarini aytib bering.
8. Metall gidroksidlarda $\text{Be} \rightarrow \text{Ba}$ ga o'tgan sari ularning eruvchanligi va asoslik xossalari qanday o'zgaradi?
9. Suvning qattiqligi deganda nimani tushunasiz?
10. Suvning qattiqligi necha xil bo'ladi?
11. Suvning qattiqligini yo'qotish usullarini aytib bering.

XVIII BOB

18.1. §.II guruhning yonaki guruhcha elementlari.

Rux (d- elementlar)

Bu guruhchaga rux, kadmiy va simob metallari kirib, rux guruhchasi nomi bilan ataladi. Ushbu guruhchadagi elementlar atomlarida faqat tashqi elektron qavatdagi elektronlargina valent elektronlar hisoblanadi, shu jihatdan mis guruhchasi elementlaridan farq qiladi. Simob ba'zi birikmalarda bir valentlikni namoyon qiladi

Rux guruhchasi metallarining elektron konfiguratsiyalari quyidagicha:

$\text{Zn: } [\text{Ar}]3d^{10}4s^2; \quad \text{Cd: } [\text{Kr}]4d^{10}5s^2; \quad \text{Hg: } [\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^2$

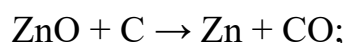
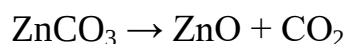
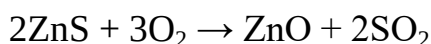
Bu elementlarning hammasi og'ir metallardir, simob odatdagi haroratda

suyuq bo'ladi. Bular havoda kam oksidlanadi, odatdagi haroratda suv bilan reaksiyaga kirishmaydi, gidroksidlari kuchsiz asoslardir. Rux gidroksid esa amfoterdir. Ruxdan simobga o'tgan sari yadro zaryadi ortishi bilan qaytaruvchanlik aktivligi kamayadi, metallarning bug'lanishi osonlashadi, metallik xossalari esa zaiflashadi.

Tabiatda uchrashi va olinishi

Ruxning atom massasi 65,39 (Z-30)ga teng. Uning tabiatda tarqalgan barqaror izotoplari: ^{64}Zn (48,87%); ^{66}Zn (27,81%); ^{70}Zn (4,11%); ^{68}Zn (15,68%) bo'lib, radioaktiv izotoplari ichida eng muhimi ^{65}Zn dir. Rux tabiatda birikmalar holida uchraydi, uning eng ko'p uchraydigan birikmasi rux sulfid ZnS (rux aldamsi) va rux karbonat ZnCO_3 (galmey) lardir. Ruxning ko'p minerallari polimetall rudalar jumlasiga kiradi.

Rux rudasi flotatsion usulda boyitiladi, natijada rux konsentrati hosil bo'ladi. Rux asosan qaytarish va elektroliz usuli bilan olinadi. Qaytarish usulida ruda kuydirilib, rux oksidlanadi, 1000°C da koks bilan qaytariladi:



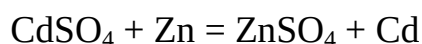
Qaytarilgan rux bug'i sovitkichda suyuqlikka aylantirilib qoliplarga quyiladi, bunda qo'rg'oshin, mishyak kabi qo'shimchalar bo'ladi. Yuqoridagi yo'l bilan olingan rux oksid sulfat kislotada eritiladi, natijada rux sulfat tuzi hosil bo'ladi, uni elektroliz qilib, rux ajratib olinadi.

18.2. §.Kadmiy

Kadmiyning yadro zaryadi (Z) 48 ga teng bo'lib, uning 8 ta tabiiy va 14 sun'iy izotopi bor. Kadmiy hamma vaqt rux rudalari tarkibida CdCO_3 holida 1%

gacha uchraydi. Kadmiyning CdO va CdCO_3 tarkibli minerallari tabiatda CdS ga qaraganda juda oz bo'ladi.

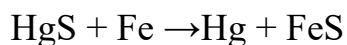
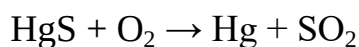
Kadmiy texnikada rux bilan qaytarib olinadi. Rux changda kadmiy miqdori 5 % gacha bo'ladi, undan quruq va ho'l usullar bilan kadmiy ajratib olinadi. Quruq usulda rux changiga koks qo'shib qizdiriladi, bunda hosil bo'lgan bug'ni bir necha marta haydab toza kadmiy olinadi. Ho'l usulda esa tarkibida kadmiy bo'lgan rux changi xlorid yoki sulfat kislotada eritilib, eritmadan kadmiy rux bilan qaytariladi:



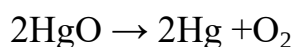
Toza kadmiy olish uchun kadmiy vakuumda yoki vodorod oqimida bug'lantirilib, elektroliz usulida tozalanadi.

18.3. §. Simob

Simobning yadro zaryadi (Z) 80 ga teng. Simob tabiatda erkin va birikma holida uchraydi, uning 7 ta tabiiy va 20 ta sun'iy izotopi bor. Simobning eng mashhur birikmasi kinovar HgS dir, erkin simob odatdagi haroratda suyuq bo'lganidan tomchilar holida uchraydi. HgS ning harorat ta'sirida parchalanish mahsulotidan simob ajratib olinadi, ba'zan HgS ga Fe yoki ohak ta'sir ettirib ham simob olinadi:



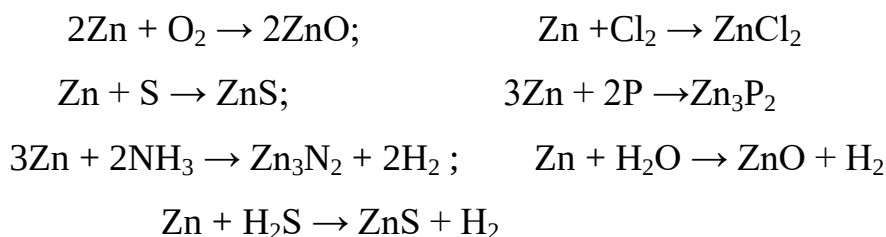
Bug' holidagi simob maxsus idishga yig'ilib, keyin haydash bilan tozalanadi. Laboratoriyada simob HgO ni harorat ta'sirida qizdirish bilan olinadi:



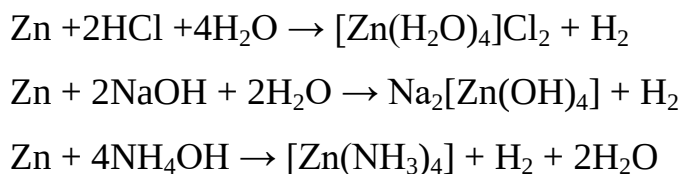
Simob bug'i atomlardan iborat bo'lib, nihoyatda zaharlidir. Uning eng oz miqdori ham uzoq ta'sir etsa, organizmga zarar etkazadi. Simob birikmalari

oshqozonga tushsa, ovqat hazm qilish organlarining, yurak va buyrakning ishlashi buziladi, u bilan ishlayotganda ehtiyot bo'lish kerak. Simob ko'p metallarni (Na, K, Ag, Au ni) o'zida eritib, amalgamalarni hosil qiladi. Amalgamalar odatdagi haroratda suyuq yoki yumshoq bo'lishi bilan boshqa qotishmalardan farqlanadi.

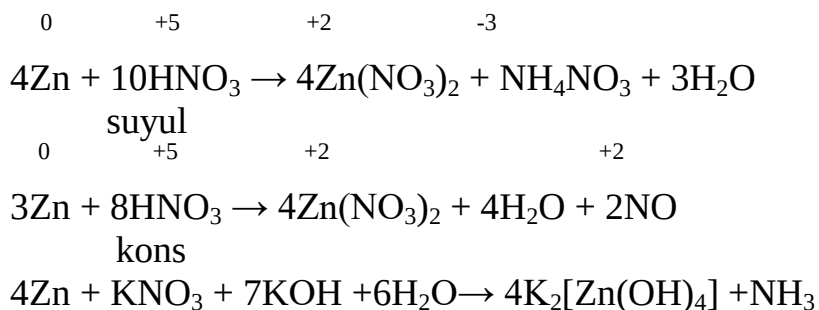
Fizik- kimyoviy xossalari. Rux och kul rang geksagonal shaklda kristallanadigan metall, nam havoda oksidlanib, sirti oksid parda bilan qoplanadi, hosil bo'lgan parda ruxni yana oksidlanishdan saqlaydi. Rux kislotalar, kuchli ishqorlar, yuqori haroratda suv bilan reaksiyaga kirishadi. Qizdirilganda galogenlar, oltingugurt, fosfor va boshqa metallmaslar bilan reaksiyaga kirishadi.



Rux amfoter hususiyatga ega:



Rux suyultirilgan nitrat kislota erib, HNO_3 ni NH_3 ga, konsentrlangan kislota esa azotni oksidlariga qadar qaytaradi:



Kadmiy oq rangli, yumshoq yaltiroq metall, geksogonal shaklda kristallanadi. Kadmiyning normal elektrod potentsiali -0,4 volt bo'lib, ruxnikidan (-0,76 volt) katta, shu sababli rux kadmiyni birikmalaridan siqib chiqaradi.

Kadmiy suyultirilgan kislotalardan (HCl , H_2SO_4 kabi) vodorodni siqib chiqara oladi. Kadmiy havoda oksidlanganda uning sirti parda bilan qoplanadi, cho'g'lantirilganda esa qo'ng'ir tusli oksid parda hosil bo'ladi. U yonganda CdO bilan birga oz miqdorda CdO_2 ham hosil qiladi, u yuqori haroratda juda aktiv metallidir.

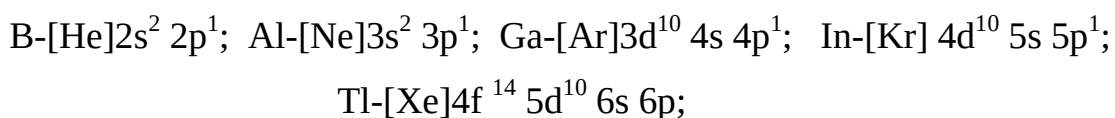
? Savollar

1. Davriy sistemaning ikkinchi guruhning yonaki guruhchasiga qaysi elementlar kiradi?
2. Bu elementlar tabiatda qanday holatda uchraydi?
3. Rux guruhchasi elementlari sof holda qanday olinadi?
4. Bu elementlar necha valentli bo'ladi?
5. Rux guruhchasi elementlari kimyoviy jihatdan faolmi? Ular havoda oksidlanadimi? Qanday oksidlar hosil qiladi?
6. Rux guruhchadagi elementlar oksidlarining xossalarini aytib bering. Bu oksidlar nima maqsadda ishlatiladi?
7. EO tarkibli oksidlarga muvofiq gidroksidlar qanday olinadi? Ularda qanday xossalar bo'ladi?
8. $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ning asos va kislota tarzida dissotsilanishini yozib bering. $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ning kislota va ishqor bilan boradigan reaksiyasining molekulyar va ionli tenglamalarini yozing.
9. Zn va Cd ning qanday tuzlarini bilasiz?
10. Simob qaerlarda ishlatiladi?
11. Simobning kimyoviy xossalarini aytib bering
12. Simob necha valentli bo'ladi?
13. Simobning qanday oksidlari bor?
14. Simob oksidlari qanday xossalarga ega? Ular barqarormi?
15. Simobning qanday tuzlarini bilasiz?

XIX BOB

19.1. §.III guruh asosiy guruhcha elementlariga umumiy tavsif

Kimyoviy elementlar davriy sistemasining uchinchi guruh asosiy guruhchasiga bor, alyuminiy, galliy, indiy va talliy elementlari kiradi. III guruh asosiy guruhcha elementlari atomlarining sirtqi qavatida uchtdan elektron borligi tufayli birinchi va ikkinchi guruhdagi elementlariga qaraganda metallik xossalari ancha kuchsizroq ifodalangan. Ularning elektron konfiguratsiyasi quyidagi:



Bu elementlar p–elementlar oilasiga mansub bo'lib, ularning oksidlanish darajasi + 3 ga teng bo'lib, faqat talliy +1 va +3 ga teng. Elementlar gidrooksidlarining asosli xossalari kuchayib boradi. Berilliy alyuminiyga o'xshagani kabi, bor kremniyga o'xshab ketadi.

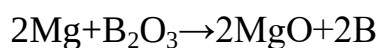
Ion radiuslarining kattalashuvi Al^{3+} dan keyin juda ham sustlashadi, natijada gidroksidlarning asosli xossalari ham sust o'sib boradi. TlOH ning kuchli asos (uning oksidlanish darajasi +1 ga teng) bo'lishiga sabab Tl ning atom radiusi ortgan sari s-elektronlar bilan p-elektronlar orasidagi energetik 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.

19.2. §.Bor va alyuminiy.

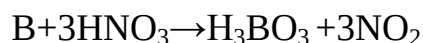
Borning atom massasi 10,8 ($z= 5$) ga teng. Bor tabiatda ikki xil izotop ko'rinishda uchraydi. Yer po'stlog'ida 0,005% ni tashkil etadi. Borni dastlab Gey-Lyussak va Tenar 1808 yilda borat angidridni natriy metali bilan qizdirib

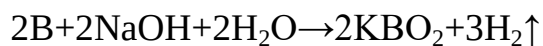
olishga muvaffaq bo'ldilar. Borning nomi arabcha “borak”, ya’ni “tanakor” so’zidan olingan, u dastlab “amorf” holatda hosil bo’ladi. Amorf borni metallarda eritib, kristall bor olinadi. Qattiklik jihatidan bor olmosdan keyingi birinchi o’rinni egallaydi. Bor o’zining eng muhim birikmalari H_3BO_3 bilan $Na_2B_4O_7$ da va boshqa ko’pgina birikmalarida metallmasdir.

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. Toza bor uning bromidini kvars nayda $800-1000^\circ C$ da vodorod bilan qaytarish orqali yoki bor galogenidlarini volfram yoki tantalda $1300^\circ C$ da parchalash yo’li bilan olinadi. Bor oksidi magniy bilan qaytarilganda qo’ngir amorf bor olinadi



Boratlarni elektroliz qilish yo’li bilan ham bor olinadi. Bor $700^\circ C$ da o’t olib ketadi va yashil alanga berib yonadi. Bor $1300-2000^\circ C$ da inert gaz atmosferasida ko’pchilik (ishqoriy metallardan boshqa) metallar bilan boridlar beradi. Boridlarning umumiy formulasi Me_xB_u , 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:

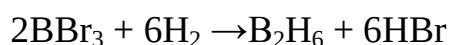




Bor o'zining ko'pchilik birikmalarida uchga teng bo'lgan musbat valentlik namoyon qiladi.

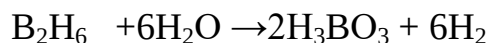
Bor juda qattiq qizdirilsa, CO_2 va SiO_2 dan uglerod va kremniyni qaytaradi. Bor alyuminiyda eritib sovitilsa, elektrni yaxshi o'tkazadigan yaltiroq kristall holdagi qotishmani hosil qiladi, borning qattiqligi olmosning qattiqligiga yaqin bo'ladi. Bor metallurgiyada rangli va qora metallar qotishmalarining tarkibiy qismi sifatida ishlatiladi. Po'latga 0,001-0,01% bor qo'shilsa, po'latning strukturasi va xossalari yaxshilanadi.

Bor gidridlari 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, diboran hosil bo'ladi.

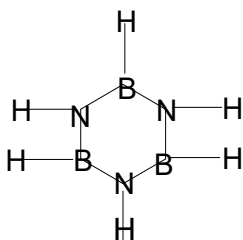


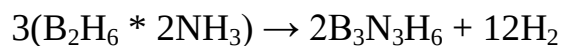
Bor gidridlari orasida eng muhimi B_4H_{10} – uchuvchan suyuqlik bo'lib, havoda alangalanadi, suv ta'sirida gidrolizlanib, borat kislotani hosil qiladi. B_2H_6 gazsimon, B_4H_{10} , B_5H_9 , B_5H_{11} , B_6H_{10} - suyuq, $\text{B}_{10}\text{H}_{14}$ – qattiq.

Boroetan (diboran) havoda alangalanib ketmaydi, ammo xuddi boshqa borovodorodlar kabi, suvda darhol ajralib ketadi, bunda vodorod ajralib chiqadi va borat kislota H_3BO_3 hosil bo'ladi.



Diboran ammiak bilan birikib $\text{B}_2\text{H}_6 \cdot 2\text{NH}_3$ tarkibli birikma hosil qiladi. Mahsulot 200°C gacha qizdirilganida borazol $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ – “anorganik benzol” hosil bo'ladi:

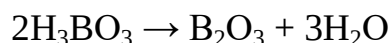




Borazolning tuzilish formulasi benzolning formulasini eslatadi:

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).

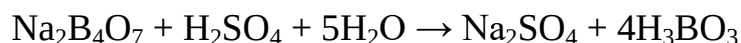
Borat angidrid B_2O_3 borni kislorod bilan birikishidan hosil bo'ladi. Borat kislotani qizdirish yo'li bilan ham olinadi:



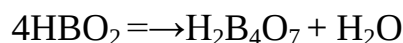
B_2O_3 juda qattiq, mo'rt, gigroskopik, o'tga chidamli bir oz taxir va shishasimon, 20°C da yumshaydigan moddadir. Suvda erib H_3BO_3 ni hosil qiladi:

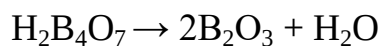


Borat kislota H_3BO_3 rangsiz, yaproqchalar shaklida kristallanib, suvda eruvchanligi harorati ortishi bilan ortadi. Borat kislota buraning qaynoq eritmasiga sulfat kislota ta'sir ettirish yo'li bilan hosil qilinishi mumkin:

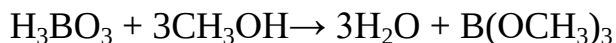


H_3BO_3 nihoyatda kuchsiz kislota, suvsizlantirilganda metaborat HBO_2 , so'ngra tetraborat $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ va nihoyat B_2O_3 hosil bo'ladi:



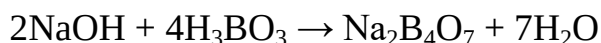


Borat kislotaning tuzlari, ya'ni ortoborat olinmagan, odatda H_3BO_3 dan tetraborat yoki metaboratlar olinadi. Borat kislota konsentrlangan H_2SO_4 ishtirokida spirtlar bilan uchuvchan efirlarni hosil qiladi:

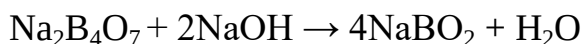


H_3BO_3 ko'pchilikda oshlovchi modda sifatida, buyoqchilikda, shisha sanoatida, tibbiyotda turli dorilar tayyorlashda ishlatiladi va antiseptik moddalar sifatida yaralarga sepiladi, uning eritmasi bilan tomoq, ko'z chayiladi.

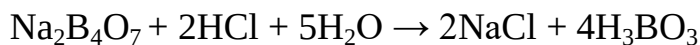
Bura borat kislotaga ishqor ta'sir ettirib olinadi:



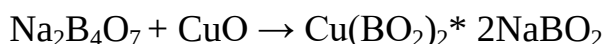
Bu reaksiyada ishqor ortiqcha olinsa, natriy metaborat hosil bo'ladi:



Buraga kislotaning ta'siri quyidagicha:



Suyultirilgan bura har xil metallarning oksidlarini eritib, metaborat kislotaning qo'sh tuzlarini hosil qiladi, bu tuzlarning ko'pginasi o'ziga xos rangda bo'ladi. Masalan:

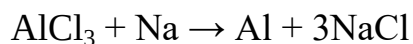


Bura issiqlikka chidaydigan maxsus optik shisha buyumlarga beriladigan sirni tayyorlashda ishlatiladi. Suyuqlangan burada metall oksidlari yaxshi eriganligidan u metall buyumlarni payvandlashda qo'llaniladi. Bura alangada

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 olinadi.

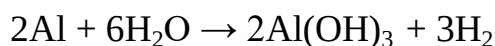
Alyuminiyning atom massasi 26,992 ($Z=13$) ga teng. Tabiatda tarqalish jihatidan alyuminiy barcha metallar ichida birinchi, barcha elementlar ichida uchinchi o'rinni egallaydi. Alyuminiyning muhim minerallari: dala shpati $K[AlSi_3O_8]$, albit $Na[AlSi_3O_8]$, kalsiyli dala shpati $Ca[Al_2Si_2O_8]$. 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.

Alyuminiyni birinchi marta $AlCl_3$ ga natriy metalni ta'sir ettirib olingan:

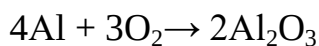


Alyuminiy hozirgi vaqtda Al_2O_3 suyuqlanmasini elektroliz qilish yo'li bilan olinadi. Bu jarayon elektr pechlarida 1000^0 C da olib boriladi.

Alyuminiy kumush rang oq metall, elektr o'tkazuvchanligi yuqori, engil, 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:



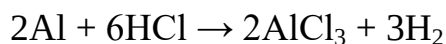
Alyuminiy kukun holida havoda qizdirilganda yonadi



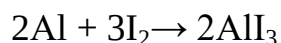
Alyuminiy deyarli barcha kislotalar bilan reaksiyaga kirishadi, konsentrlangan sovuq nitrat kislotada passivlashadi. Suyuqlantirilgan HNO_3 bilan qizlirilganda alyuminiy eriydi va azot monooksid hosil bo'ladi.



Alyuminiy kislotalarda eriganida ham vodorod ajralib chiqadi:

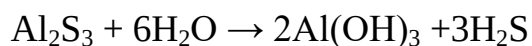


Alyuminiy harorat ta'sirida galogenlar bilan reaksiyaga kirishib, galogenidlarni hosil qiladi.

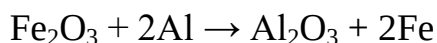


800°C da azot bilan reaksiyaga kirishib, AlN ni, 1000°C da oltingugurt bilan Al_2S_3 ni, 2000°C da ko'mir bilan Al_2C_3 ni hosil qiladi.

Al_2S_3 qattiq holatda mavjud bo'la oladi, suvli eritmalarda ular to'liq gidrolizga uchraydi va $\text{Al}(\text{OH})_3$ hamda H_2S hosil qiladi.



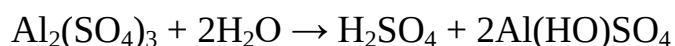
Yuqori haroratda alyuminiy ba'zi metallarni ularning oksidlaridan ko'p issiqlik ajralib chiqarish bilan siqib chiqaradi



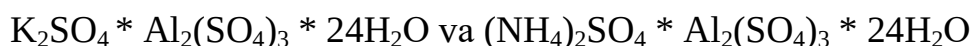
Hosil bo'lgan temir shu issiqlik hisobiga suyuqlanadi va uni reaksiya olib borilayotgan tigelning tagidan chiqarib olinadi. Metallni bu usulda suyuqlantirib olish **alyuminotermiya** deyilib, texnikada juda keng ko'lamda qo'llaniladi.

Kuchli kislotalarning alyuminiy tuzlari (alyuminiy sulfat, alyuminiy nitrat) ham suvda gidrolizlanadi, ular kislotali reaksiya namoyon qiladi,

masalan:



Agar alyuminiy sulfat eritmasiga K_2SO_4 yoki $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ qo'shib, hosil bo'lgan aralashma eritma bug'latilsa, kaliyli yoki ammoniyli achchiqtosh kristallanadi. Achchiqtoshlar kaliy, ammoniy va alyuminiy sulfatlardan iborat qo'shaloq tuzlardir:



Alyuminiy juda yumshoq bo'lganligi sababli boshqa metallar bilan hosil qilgan qotishmalari hoida ishlatiladi. Silumin (kremniy bilan), duralyuminiy (oz miqdordagi Mg, Fe, Cr, Mn bilan), magnaliy (Mg bilan) kabi qotishmalari engil va mustahkamligi tufayli samolyotsozlikda, kemasozlikda, idish-tovoq yasashda, 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, 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 kog'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.

? Savollar

1. III guruhning bosh guruhchasi elementlariga umumiy tavsif bering.
2. Bu elementlarda metallik xossalari qanday ozgaradi? Ularda metallik xossalari kuchlimi?

3. Sof bor qanday olinadi? B_2O_3 ning Mg bilan qaytarilish reaksiyasining elektronli tenglamasini tuzing.
4. Borning qanday kislotalarini bilasiz? Ular qanday olinadi?
5. Buraning formulasini yozing. Bu tuzning xossalari va ishlatilishini aytib bering.
6. Borid va boranlar haqida ma'lumot bering.
7. Bor galogenidlar bilan reaksiyaga kirishib qanday birikmalar hosil qiladi?
8. Alyuminiy havoda va suvda nima uchun buzilmaydi?
9. Alyuminiy kislota va ishqorlarda eriydimi? Eriganda qanday reaksiyalar sodir boladi?
10. Alyuminiy oksid va gidroksidlarning olinishi va xossalarini tushuntirib bering?
11. Metall alyuminatlar eritmada qanday ionlarga dissotsiyalanadi?

XX BOB

20.1. §. To'rtinchi guruh elementlariga tavsif. Uglerod kimyoviy xossalari. Karbonat kislota va uning tuzlari

Davriy sistemaning IV guruh elementlari uglerod, kremniy, germaniy, qalay, 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 (kislorod yoki galogenlar) bilan birikkanda elektronlarni yo'qotadi, elektromusbat elementlar bilan birikkanda esa elektronlarni qabul qiladi.

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 asosan ikki xil +2, +4 oksidlanish darajasini namoyon qiladi.

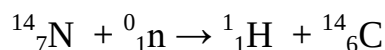
$\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ va $\text{Pb}(\text{OH})_2$ tarkibli gidroksidlar – amfoter birikmalar bo'lib, ularning asos xossalari Ge dan Pb ga tomon kuchayib boradi. $\text{Ge}(\text{OH})_2$ ning eritmalarida kislota tarzida dissotsilanishi kuchliroq ifodalangan bo'lib, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ eritmada, ko'proq asoslar kabi dissotsilanadi.

To'rt valentli uglerod gidroksidi H_2CO_3 (karbonat kislota) nihoyatda kuchsiz kislota. H_4SiO_4 , $\text{H}_2[\text{Ge}(\text{OH})_6]$, $\text{H}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$, $\text{H}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]$ 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 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 xossalarining sust o'zgarishi ana shunga bog'liqdir.

Tabiatda uchrashi, allotropiyasi, fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilishi

Uglerodning atom massasi 12,0112 ($Z=6$) ga teng, elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^2$. Tabiiy uglerodning barqaror izotoplari: ^{12}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:



Uglerod tabiatda birikmalar, erkin holda va minerallar ko'rinishda, hayvon va o'simlik organizmidagi organik moddalar, ishqoriy va ishqoriy-yer metallarining 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 angidrid, tabiiy suvlar tarkibida uchraydi. O'simlik va hayvon organizmlarining qoldig'i bo'lgan toshko'mir, torf, neft va tabiiy gazning asosiy qismi ugleroddan iborat. Erkin uglerodning uchta allotropik shakl o'zgarishi (olmos, grafit, karbin) ma'lum. Olmos rangsiz, tiniq qattiq jism (uning qattiqligi Moos shkalasida 10 ga teng). Olmosning texnikadagi ahamiyati g'oyat kattadir. Olmos qattiq bo'lishiga qaramay mo'rt bo'lib, issiqlik va elektr tokini kam o'tkazadi. Olmos kristallari atomli panjaraga ega bo'lib, kubik sistemaga kiradi va tetraedrik shaklda sp^3 gibridlangan 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.

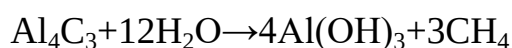
Grafit kul rang tusli qattiq modda bo'lib, qo'l bilan ushlaganda xuddi yog'lik buyum kabi seziladi. Grafit sillik, yumshoq bo'lib, uning tuzilishida uglerod atomlari parallel tekisliklardagi muntazam oltiburchakning uchlariga joylashgan, sp^2 gibridlangan bo'ladi. Grafit bilan qog'ozga chizilganda qog'ozda izlar qoladi. Grafitdan qalam, elektrodlar, metallarni suyuqlantirish uchun tigellar, surkov moylari, qora buyoqlar tayyorlanadi. Sun'iy grafit olish uchun koks va qumdan tayyorlangan aralashma havosiz elektr pechlarida $2500-3000^\circ\text{C}$ gacha 1-2 sutka davomida kuydiriladi.

Karbin uglerodning uchinchi allotropik shakl o'zgarishi bo'lib, uglerodning chiziqli, sp gibridlangan polimeridir. Birinchi marta 1960 yilda olingan, qora tusli kukun bo'lib, yarim o'tkazgich xossasiga ega, zichligi $1,9 - 2 \text{ g/sm}^3$ ga teng barqaror modda. Tabiatda karbin Bavariyada uchraydi.

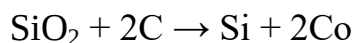
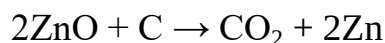
Qurum amorf ko'mirning eng oddiy ko'rinishidir. Koks, suyak ko'miri, hayvon ko'miri ham amorf ko'mir hisoblanadi. Amorf ko'mirlar tabiatda uchramaydi, ular faqat sun'iy yo'llar bilan olinadi. Qurum qora bo'yoq, tush olishda va kauchukdan rezina buyumlar, amirkon teriga va grammofon plastinkalariga qo'shiladigan bo'yoq tayyorlashda ishlatiladi.

Yog'ochni quruq haydash yo'li bilan pista ko'mir olinadi, uni yuqori haroratda suv bug'i bilan ishlash orqali aktivlangan ko'mir hosil qilinadi. Aktivlangan ko'mir katta sirtga ega bo'lganligi sababli adsorbent, metallurgiyada qaytaruvchi sifatida, kimyo sanoatida, harbiy ishda va boshqa sohalarda keng qo'llaniladi.

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 xususiyatga ega ekanligidadir. Uglerodning metallar va metallarga o'xshash ba'zi elektromusbat elementlar bilan hosil qilgan birikmalari karbitlar deb ataladi. Masalan, kalsiy karbid CaC_2 , alyuminiy karbid Al_4C_3 , kremniy karbid SiC va hokazo. Ularni gidroliz mahsulotiga qarab **metanidlari** $\text{Al}_4\text{C}_3, \text{Be}_2\text{C}$, **asetilenidlar** CaC_2 va **propilidlar** Mg_2C_3 bo'linadi.



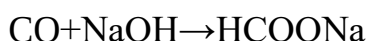
Cho'g'langan ko'mir qaytaruvchi xossaga ega, ko'pgina oksidlaridan kislorodni tortib oladi:



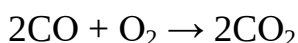
Uglerodning vodorod bilan hosil qilgan birikmalari nihoyatda ko'p bo'lib, uglevodorodlar deb ataladi. Uglevodorodlarga metan CH_4 , etan C_2H_6 , etilen C_2H_4 , atsetilen C_2H_2 va boshqalar misol bo'la oladi. Uglevodorodlar va ularning xossalari soni juda ko'p va ular organik kimyoda o'rganiladi.

Uglerodning kislorodli birikmalari

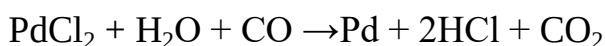
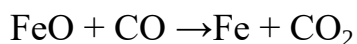
Uglerod kislorod bilan bir necha xil birikmalarni hosil qiladi. Ulardan eng muhim uglerod (II)-oksid va uglerod (IV)-oksiddir. Uglerodli moddalar havo kam joyda yuqori haroratda chala yondirilganda uglerod (II)-oksid (Haqiqatda u III valentli hisoblanadi.) CO hosil bo'ladi. CO juda zaharli, rangsiz, hidsiz gaz, uning normal sharoitdagi zichligi 1,25 g/l teng, CO – 191,5 °C da suyuq holatga aylanadi, 205 °C da qotadi. U suvda yomon eriydi, ishqorlar bilan reaksiyaga kirishib HCOOMe hosil qiladi



kislorod ta'sirida oksidlanadi:



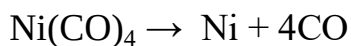
Uglerod (II) – oksid juda ko'p metallarning oksidlari va tuzlarini erkin metallga qadar qaytara oladi.



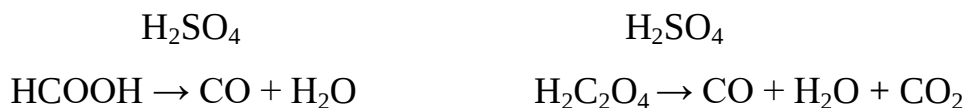
Uglerod (II)- oksid, qondagi gemoglobin bilan birikkanda gemoglobin o'zining kislorod yutish qobiliyatini yo'qotadi, natijada organizm zaharlanib qoladi. Shuning uchun tarkibida ozgina (0,1-0,01%) CO bo'lgan havo bilan nafas olgan kishi halok bo'ladi. Uglerod (II)- oksid bilan zaharlangan kishiga NH₄OH hidlatib, darhol toza havoga olib chiqish lozim, CO bilan ishlaganda bir litr havoda 0,02 mg dan ortiq is gazi bo'lmasligi kerak.

CO ba'zi d- elementlar bilan birikib, metall karbonillar nomli kompleks birikmalar hosil qiladi. Masalan, Fe(CO)₅, Ni(CO)₄, Cr(CO)₆ va hokazo.

Metall karbonillar suyuqlik yoki qattiq jism shaklida bo'ladi. Karbonillar qizdirilganida koordinatsion bog'lanish uzilib, CO va metall ajralib chiqadi. Masalan:



Laboratoriyada CO olish uchun chumoli yoki oksalat kislotaga konsentrlangan sulfat kislota ta'sir etiriladi:



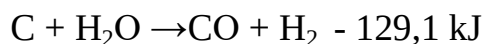
Texnikada uglerod (II)-oksid ko'p miqdorda generator gazi, suv gazi va aralash gaz tarzida olinadi.

a) generator gazi olish uchun ko'mir havoda chala yondiriladi:



Generator gazining hajm jihatidan tarkibi: 27,5% CO, 59% N₂, 4% CO₂, 9,5% N₂ yana oz miqdorda CH₄ va O₂ dan iborat.

b) suv gazi olish uchun cho'g' holatidagi ko'mirga suv bug'i yuboriladi:



Suv gazi tarkibida 40% CO, 50% H₂, 5% CO₂, 4% H₂ 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.

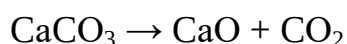
Uglerod (IV)-oksid Organizmlarning nafas chiqarish jarayonidan yoqilg'ilarning yonishidan va turli organik moddalarning chirishidan hosil bo'ladi. Havo tarkibida 0,03% CO₂ mavjud, qaynash (sublimatlanish) harorati— 78,5 °C . Uglerod(IV)-oksid juda sovutilganda qattiq qorsimon massaga aylanadi, u “quruq muz” deb ataladi, undan tez buziladigan mahsulotlarni saqlashda ishlatiladi, ya'ni karbonat angidrid atmosferasi bakteriyalarning va

mog'or zamburug'larining o'sishini sekinlashtiradi. CO₂ tipik kislotali oksid bo'lib, shunday oksidlarga xos barcha xususiyatlarga ega.

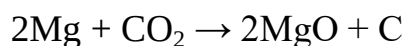
Laboratoriyada CO₂ olish uchun marmar CaCO₃ ga suyultirilgan xlorid yoki sulfat kislota ta'sir ettiriladi:



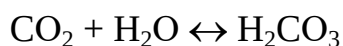
Texnikada ohaktosh kuydirish va toshko'mirni kokslovchi zavodlarda olinadi:



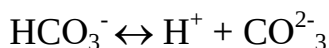
CO₂ odatdagi sharoitda boshqa moddalarning yonishiga yordam bermaydi. Lekin faol metallar CO₂ atmosferasida yonishni davom ettiradi:



CO₂ ning suvdagi eritmasi karbonat kislotadir:



Karbonat kislota ikki negizli kuchsiz kislota bo'lib, ikki bosqichda dissotsilanadi:

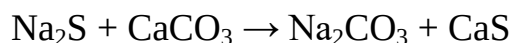
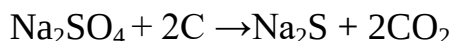


Karbonat kislotaning tuzlari karbonatlar, nordon tuzlari esa gidrokarbonatlar deb ataladi. Uning natriy, kaliy va ammoniy tuzlari va gidrokarbonatlari suvda yaxshi eriydi.

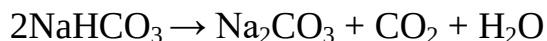
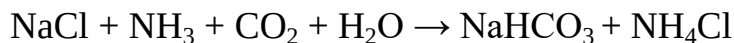
Tarkibida 100-96% Na₂CO₃ bo'lgan mahsulot soda deb yuritiladi. Sodaning bir necha ko'rinishi bor: Na₂CO₃ * 10H₂O kristall holdagi soda, Na₂CO₃ * H₂O, kristall-karbonat, Na₂CO₃ – kaltsinatsilangan soda, Na₂CO₃ ning kukuni suvsiz soda deb ataladi. Soda, shisha, sovun, to'qimachilik, bo'yoqchilik va boshqa 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. Hozir soda uch usulda olinadi: 1) Leblan usuli,

2) Solvey usuli, 3) Elektrolitik usul.

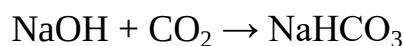
1) Leblan usuli



2) Solvey usuli



3) Elektrolitik usul: Osh tuzi eritmasining elektrolizi natijasida hosil bo'lgan natriy gidroksidiga CO_2 ta'sir etishga asoslangan



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.

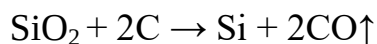
20.2. §.Kremniy, kimyoviy xossalari. Silikat kislotalar, ularning tuzlari. Shisha, keramika va sement

Tabiatda uchrashi va olinishi Kremniyning atom massasi 28,09 ($z=14$) ga teng. Kremniyning barqaror izotoplari: ^{28}Si (92,3%), ^{29}Si (4,7%) va ^{30}Si (3,09%). Kremniy og'irlik jihatidan yer po'stlog'ini taxminan 27% ini tashkil etadi, tabiiy qum kremniy (IV)- oksid, tuproq esa silikat kislotalarning tuzidir. Shuningdek, tog' jinslari va minerallar ham silikat kislotalarning tuzlaridan

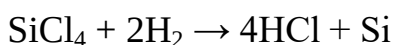
iborat. Organizm uchun uglerod qanday ahamiyatga ega bo'lsa, yer po'stlog'i uchun kremniy ham shunday ahamiyatga ega.

Kremniyning elektron konfiguratsiyasi $KL\ 3s^23p^2$.

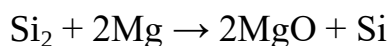
Dastlab J.L.Gey-Lyussak bilan L.J.Tenar tomonidan 1811 yilda olingan. Tabiatda silikatlar ko'rinishda uchraydi: albit– $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$, ortoklaz– $Al_2O_3 \cdot K_2O \cdot 6SiO_2$, kaolin - $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$, kaliyli slyuda – $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2 \cdot 2H_2O$, asbest– $3MgO \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$, kvarts – $(SiO_2)_n$. Kremniyning kristall va amorf allotropik shakl o'zgarishlari ma'lum. Texnikada qumni yuqori haroratda koks bilan qaytarish orqali kristall kremniy olinadi:



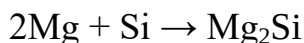
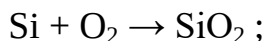
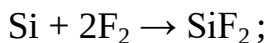
Yarim o'tkazgichlar sanoati uchun kerak bo'ladigan toza kremniy olish uchun tozalanmagan kremniyga xlor ta'sir ettiriladi, natijada $SiCl_4$ hosil bo'ladi. Olingan modda uchuvchan bo'lgani uchun u fraktsion haydash orqali tozalanadi va vodorod bilan qaytariladi:



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 bir muncha katta. U odatdagi haroratda fluor bilan $400^\circ C$ 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 ferrosilitsiy deyiladi. Kremniy issiqlik va elektr tokini yaxshi o'tkazadi. Kristall kremniy anchagina inert modda bo'lib, kimyoviy reaksiyalarga qiyin kirishadi.

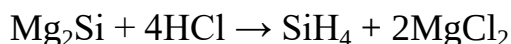
Kremniy kimyoviy xossalari:

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 ftorid bilan oddiy sharoitda, vodorod xlorid va vodorod bromidlar bilan esa $400-500^{\circ}\text{C}$ reaksiyaga kirishadi. Kremniy galogenlar, vodorod va uglerod bilan birikib tegishlicha kremniy galogenidlar, silanlar va karbid (karborund) hosil qiladi. Oltingugurt va azot bilan ($600-1000^{\circ}\text{C}$ da) ham birikadi. Bor bilan SiB_4 va SiB_6 kabi birikmalari ma'lum.

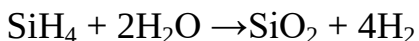
Kremniyning vodorodli birikmalari

Kremniyning vodorodli birikmalari $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ formula bilan ifodalanadi. Masalan: SiH_4 ; Si_2H_6 ; Si_3H_8 ; Si_4H_{10} va hokazo. Si- Si bog'lanish C-C bog'lanishga qaraganda kuchsiz bo'lganligi sababli silitsiy atomlari o'zaro uzun zanjirlar hosil qilmaydi. Silanlar o'zlarining fizik xossalari bilan uglevodorodlarni eslatadi, lekin silanlar suvda beqaror bo'ladi.

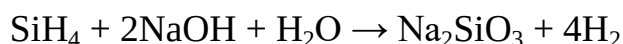
Monosilan SiH_4 magniy silitsidga xlorid kislota ta'sir etishidan hosil bo'ladi.



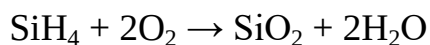
Monosilan metandan ko'ra beqarordir, u 400°C da kremniy bilan vodorodga ajraladi. Monosilan suv bilan quyidagicha reaksiyaga kirishadi:



Ushbu reaksiya ishqoriy muhitda yana ham tezroq boradi:



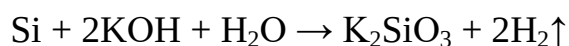
Monosilan havoda o'z-o'zidan yonib ketadi:



Silanlar kuchli qaytaruvchi moddalardir.

Kristall kremniy ishqorlar bilan reaksiyaga kirishib, silikat kislotaning tuzlari va

vodorodni hosil qiladi:



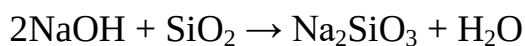
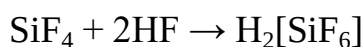
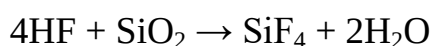
Nihoyatda toza kremniy yarim o'tkazgichlar va fotoelementlar tayyorlashda ishlatiladi.

Texnik kremniy kislota va o'tga chidamli quyma buyumlarni tayyorlashda, vodorod olishda, po'lat va temir ishlab chiqarishda, kremniy (IV)-xloridni olishda ishlatiladi. Tarkibida 4% kremniy bo'lgan po'lat transformatorlar tayyorlash uchun juda zarur materialdir. Karborund SiC charx toshlari va silliqlovchi asboblarni tayyorlashda qo'llaniladi.

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 SiO₂ ning yirik kristallari tog' xrustali deyiladi. Kremniy (IV)-oksid turli tog' jinslari tarkibining 43% ini, umuman olganda er po'stlog'ini 50% dan ko'prog'ini tashkil qiladi. Amorf SiO₂ ba'zi suv o'simliklari va dengizda yashovchi mayda jonivorlar (diatomitlar) ning qoldiqlari bo'lib, infuzoriya tuprog'i deb ataladi. U sp³ gibridlangan, atom kristall panjaralidir. U bilan bir guruhdagi C ning oksidi CO₂ da sp gibridlanish, molekulyar kristall panjaradir.

U suvda, turli kislotalarda eriydi, faqat HF va ishqor eritmasida asta-sekin eriydi. Uni ishqorlar bilan aralashtirib qizdirilsa, silikat kislota tuzlari – metall silikatlar hosil bo'ladi:

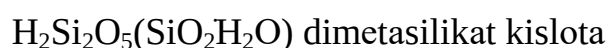
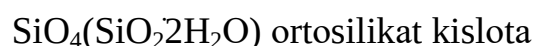
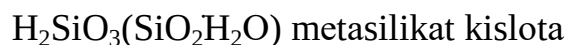


Silikat kislota juda kuchsiz va beqaror bo'lib, uning umumiy formulasi

$n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ holda ifodalanadi. U suvda deyarli erimaydi, lekin osonlik bilan kolloid eritmalar hosil qiladi. Qizdirilganda asta-sekin parchalanadi:



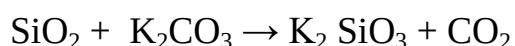
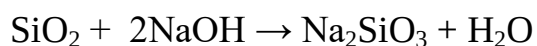
Silikat kislota kolloid va iviq cho'kma holida olinadi. Uning meta-orto-, dimeta- va poli- shakllari mavjuddir:



Silikat kislota ikki negizli kislota, uning tarkibidagi suvning ko'p qismi ajratib olinsa, g'ovak qattiq silikogel hosil bo'ladi. Silikogel esa ko'pgina gazlarni, bug'larni, moddalarni shimib (adsorбилab) oladi.

Kolloid sistemalar **zol** deb ataladi. Agar sistemaning dispers muhiti gaz bo'lsa, zol **aerozol**, muhit suyuqlik bo'lsa, zol **lioazol**, 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 (yelim-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.

Ishqoriy metallar silikatlarini suvda eriydi. Bular eruvchan shishalar deyiladi. Eruvchan shishalar kremniy dioksid - kvarsni ishqoriy metallar karbonatlari yoki gidroksidlari bilan qizdirib olinadi:

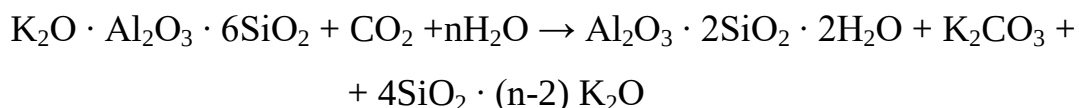


Gazlama va yog'ochlarni alangalanib ketishdan saqlash uchun ularga suyuq shisha shimdiriladi. Suyuq shisha chinini, shisha, toshlarni yelimlab yopishtirish uchun ishlatiladigan o'tga chidamli zamazkalar tarkibiga kiradi.

Silikat kislotalarining tuzlari, ya'ni silikatlar tabiatda ko'p uchraydi. Ularning

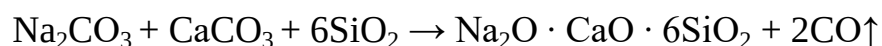
tarkibida alyuminiy oksid bo'lsa, ular alyumosilikatlar deyiladi. Tuproq, tog' jinslari va minerallarning ko'pchiligi silikatlar jumlasiga kiradi.

Silikatlar havo, ayniqsa, havo tarkibidagi karbonat angidrid va suv ta'sirida doimo emirilib turadi

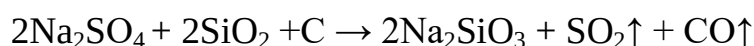


Dala shpatining nurashidan kaolin qum hosil bo'ladi. Kaolin (tuproq) asosiy qurilish materiali bo'lib, undan g'isht va sement tayyorlanadi, tozasidan esa chinni va sopol idishlar yasaladi.

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_2CO_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 xrustal 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 kog'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 yaltiroqlik beradi, "Pireks" shisha tayyorlashda B_2O_3 va Al_2O_3 qo'shiladi.

Sement juda muhim qurilish materiali bo'lib, tuproq va ohaktoshdan $1400-1600\text{ }^{\circ}\text{C}$ da tayyorlanadi. Sement tarkibiga asosan silikatlar (CaO , SiO_2 , Al_2O_3 , Fe_2O_3) kiradi.

Agar sement quyuk bo'tqa hosil bo'lguncha suv bilan aralashtirib, ma'lum vaqt havoda qoldirilsa, u qotib qoladi:

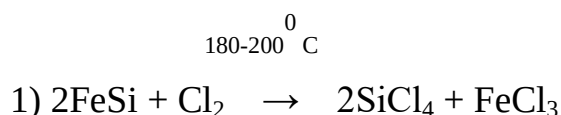


Bunday sementni avvalgi holiga qaytarib bulmaydi. Sementning qotish jarayoni uzoq davom etadi va u bir oy o'tgandan keyingina haqiqiy puxtalikka erishadi.

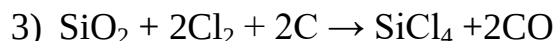
Sementning turlari ko'p. Sement maydalangan tosh yoki shag'al va suv bilan aralashtirilsa, qurilish materiali hisoblangan beton olinadi. Beton juda mustahkam bo'lib, suvga, o'tga, issiq va sovuqqa chidamli bo'ladi. U radioaktiv nurlanishlarni susaytiradi. Agar sement ko'pik hosil qiluvchi modda bilan 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.

Kremniyning galogenli birikmalari

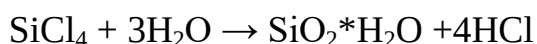
Kremniy galogenlar bilan oson reaksiyaga kirishadi. Kremniy galogenidlardan $SiCl_4$ bilan SiF_4 muhim ahamiyatga ega. $SiCl_4$ quyidagi reaksiyalar asosida olinadi:



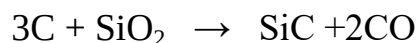
Ushbu reaksiyada Si_2Cl_6 va Si_3H_8 lar ham hosil bo'ladi.



SiCl_4 – 57°C da qaynab, -68°C da qotadigan rangsiz suyuqlik, zichligi – 1,5237. Suvda tez gidrolizlanadi:



Kremniy karbid (karborund) SiC - qattiq, qiyin eriydigan modda. Uning kristall panjarasi olmosnikiga o'xshaydi. Kremniy karbid elektr pechlarda kremniy dioksidni uglerod bilan yuqori haroratda qizdirib olinadi.



U kislorod ishtirokida eritilgan ishqorlar bilan tez reaksiyaga kirishadi. Karborund yarim o'tkazgich xossaga ega. Toza karborund esa elektr tokini yaxshi o'tkazadi. Bo'yoqlar, pigment va boshqa shu kabi mahsulotlar hamda xalq xo'jaligida keng ishlatiladi. Tarixiy obidalarimizdagi arxitektura detallari, bo'yoqlarni ming yillar davomida o'zgarmay saqlab kelayotgan glazur qoplamalari ham kremniy birikmalari asosida tayyorlangan.

Kremniy va uning birikmalari asosan silikat sanoatini rivojlantirishda respublikamiz olimlarining hissalari kattadir. Jumladan, prof. A.X Ismoilov shogirdlari bilan birgalikda maxalliy xom-ashyo mineral boyliklari asosida nafis, mustaxkam va nisbatan pastroq haroratda pishadigan chinni buyumlar olish texnologiyasini yaratib, ishlab chiqarishga joriy qilindi.

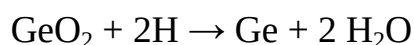
20.3. §. Germaniy, Qalay. Qo'rg'oshin

Germaniy. $Z=32$ elektron konfiguratsiyasi: KLM $4s^2 4p^2$. Tabiiy germaniy tarkibidagi barqaror izotoplari ^{70}Ge 20,55%, ^{72}Ge 27,35%, ^{73}Ge

7,78 %, ^{74}Ge 36,50 %, ^{76}Ge 7,86 % ni tashkil qiladi. Germaniyni juda ko'p sun'iy izotoplari olingan. Germaniy mavjudligini va uning xossalarini dastlab 1871 yili D.I.Mendeleev oldindan aytib berdi. Uni "Ekasilisiy" deb atadi va davriy sistemada bu element uchun joy qoldirdi. 1885 yil Germaniyalik olim K. Vinkler argirodit nomli mineralni analiz qilganida 100% bo'lishi uchun 6,96% etmadi. Shunga asoslanib u argirodit tarkibida noma'lum yangi element bor deb faraz qildi. Bu bilan uning barcha xossalari Mendeleev tavsiflangan "Ekasilisiy" nikiga o'xshashligini ko'rsatdi. Vinkler bu yangi elementni 1886 yilda Germaniy deb atadi.

Olinishi: GeCl_4 ni gidrolizlab GeO_2 hosil qilinadi, keyin quritiladi va vodorod bilan qaytariladi:

650-700c

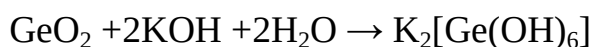


Germaniy kontsentrati HCl bilan oksidlanuvchi ishtirokida parchalanganda ham hosil bo'ladi.

Germaniy tarqoq element. Uning asosiy minerallari: argirodit $4\text{Ag}_2\text{S} \cdot \text{GeS}_2$, germanit $\text{Cu}_3(\text{Fe}, \text{Ge})\text{S}_4$ da 10 % ga qadar germaniy bo'ladi.

Erkin germaniy kulrang tusli metall, unda metall xossalari kuchsiz ifodalangan: mo'rt, uni mexanik ishlash qiyin. Germaniy tipik yarim o'tkazgichlar toifasiga kiradi. U odatdagi haroratda havoda barqaror, cho'g' holatigacha qizdirilganida oksidlanib GeO ga o'tadi. Germaniyga suyultirilgan xlorid va sulfat kislota ta'sir etmaydi. Nitrat kislota esa germaniyni $\text{GeO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ga qadar oksidlaydi. Germaniy o'z birikmalarida +2 va +4 oksidlanish darajasini namoyon qiladi.

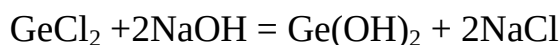
Germaniy oksid ishqorlar bilan reaksiyaga kirishib, gidroksogermanat hosil bo'ladi:



Germaniy vodorod bilan birikib bir necha gidridlarni hosil qiladi. Masalan, GeH_4 , Ge_2H_6 , Ge_3H_8 . Ular kremniy gidridlaridan ham beqaror. GeH_4 ni

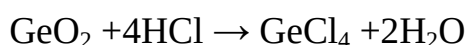
monogerman deb ataladi, u rangsiz gaz.

Germaniy 250 °C gacha qizdirilganda galogenlar bilan birikib tetragalogenidlar hosil qiladi. Masalan, GeF_4 -rangsiz gaz, GeCl_4 -rangsiz suyuqlik, GeBr_4 - rangsiz suyuqlik, GeI_4 - sariq tusli qattiq modda.



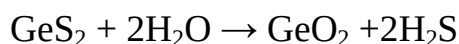
Germaniy gidroksidi Ge(OH)_4 kislota xossasini kuchliroq namoyon etgan amfoter xossasiga ega. H_2GeO_3 metagermanat kislota. Uning tuzlari germanatlar deb ataladi. (Me_2GeO_3).

Germaniy (IV-xlorid) GeCl_4 – germaniy xlor oqimida qizdirilganda, shuningdek, germaniy(IV)-oksidning HCl dagi qaynoq emulsiyasiga vodorod yuborilganda hosil bo’ladi:



GeCl_4 – oson harakatlanuvchan rangsiz suyuqlik, o’z xossalari jihatidan SiCl_4 ga o’xshaydi.

Germaniy (IV)-sulfid – GeS_2 . Uning 2 xil o’zgarishi amorf va kristalik shakl o’zgarishilari ma’lum. Havodagi nam GeS_2 ni parchalab, vodorod sulfid ajratib chiqaradi:



Germaniy (IV)-sulfid barqaror tiotuzlarni oson hosil qiladi.

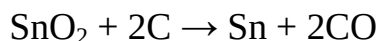
Germaniy asosan elektronika va radiotexnika uchun kerakli yarim o’tkazgich asboblari tayyorlash uchun ishlatiladi. Germaniy va GeO_2 katalizator sifatida ham qo’llaniladi.

Qalay. Sn. Z=50 elektron konfiguratsiyasi: KLM $5s^2 5p^2$. Qalayning 10 dan ortiq sun’iy radioaktiv izotoplari olingan. Qalay insoniyatga qadim zamonlardan beri ma’lum element.

Qalay tabiatda erkin holatda deyarli uchramaydi, uning eng muhim minerali qalaytosh SnO_2 bo’lib, eng boy rudalarda 5-6% qalay uchraydi.

Olinishi:

Qalaytosh yuqori haroratda ko'mir bilan qaytarib qalay olinadi:

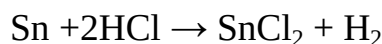


Konserva bankalarini qayta eritish yo'li bilan va elektroliz usulida ham qalay olinadi.

Qalay oson yassilanadigan va oson suyuqlanadigan kumushdek oq va yumshoq metall. U polimorf modda, odatdagi oq qalay (β - qalay)+ 13,2 C dan yuqorida barqaror bo'lib, tetragonal kristall panjaraga ega. Agar β - qalay qattiq (-33 °C gacha) sovutilsa, u kul rang tusli va kubik strukturadagi α – qalayga aylanadi. Qalay odatdagi haroratda havoda ham, kislorodda ham oksidlanmaydi. Suv bilan reaksiyaga kirishmaydi, suyultirilgan kislotalar qalayga juda sekin ta'sir etadi. Kuchli oksidlovchilar yuqori haroratda qalayni oksidlab, uni ikki va to'rt valentli holatda o'tkazadi.

Masalan, $\text{Sn} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4$

Qaynoq konsentrlangan xlorid kislota qalayni eritadi:



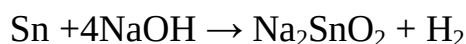
Qaynoq konsentrlangan nitrat kislota qalay bilan reaksiyaga kirishib, qalayni suvda va kislotalarda erimaydigan oq tusli kukunga – β stannat kislotaga aylantiradi.



Qaynoq konsentrlangan sulfat kislota qalay bilan reaksiyaga kirishib qalay (IV)- sulfatga o'tadi:



Qalay amfoter xossaga ega bo'lganligi sababli, kuchli ishqorlarda erib stannitlarga aylanadi:



Qalayning ikkita oksidi: qalay (II) –oksid SnO – qora tusli va qalay (IV)- oksid SnO₂ olinadi.

SnO₂ suvda va xlorid kislotada erimaydi, lekin konts. sulfat kislotada

uzoq qizdirilganda u qalay (IV)-sulfatga aylanadi. SnO_2 ishqor eritmalarida erimaydi, lekin qizdirilganda quruq holatdagi ishqor bilan reaksiyaga kirishadi.

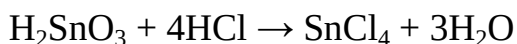
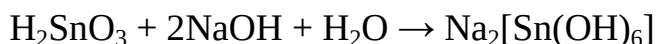
Qalay (IV)-gidroksid – $\text{Sn}(\text{OH})_4$ – amfoter gidroksid bo'lib, unda kislota xossalari ustun turadi. U α – stannat kislota va ikkinchisi β – stannat kislota shaklida bo'ladi. Yangi cho'ktirilgan va kislotalarda eruvchan qalay (IV)-gidroksid α – stannat kislota deb yuritiladi. Uning tarkibi $\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ formula bilan ifodalash mumkin. Bu modda uzoq vaqt tursa, gel shaklidagi β – stannat kislota ga aylanib qoladi.

α – stannat kislota H_2SnO_3 SnCl_4 eritmasiga ammiakning suvdagi eritmasi ta'sir ettirilganda hosil bo'ladi:



Cho'kma quritilganda sekin-asta suvini yo'qotadi, bora-bora toza SnO_2 hosil bo'ladi. Shuning uchun muayyan tarkibli birorta ham kislota hosil qilib bo'lmaydi.

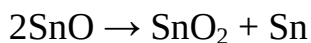
α – stannat kislota ishqor va kislotalarda eriydi:



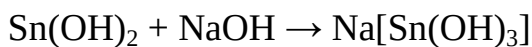
β – stannat kislota esa ishqorlarda ham, kislotalarda ham erimaydi.

Qalay (II) – gidroksid SnO qalayning kislorod kam joyda yonishidan yoki $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ning SO_2 atmosferasida parchalanishidan hosil bo'ladi. Uning asosli xossalari qalay (IV)- oksidnikidan kuchliroq ifodalangan.

SnO qizdirilganda parchalanadi (havosiz joyda 400°C da):

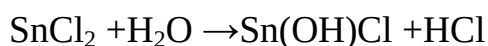


Qalay (II) – gidroksid $\text{Sn}(\text{OH})_2$ oq tusli suvda kam eruvchan amfoter modda. U ishqorlarda erisa, stannitlar hosil bo'ladi.

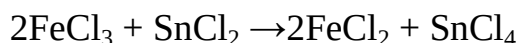


Qalay (II) – xlorid- SnCl_2 kuchli elektrolit bo'lib, tuz xossalariga ega, suvda yaxshi eriydi. SnCl_2 eritmasi qizdirilganda yoki unga suv qo'shib juda

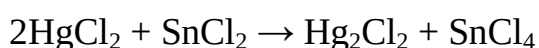
suyultirilganda, qisman gidrolizlanib, gidroksi tuz cho'kmasi hosil bo'ladi:



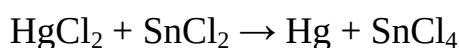
U metall xloridlari bilan $\text{Me}_2[\text{SnCl}_4]$ masalan, $\text{K}_2[\text{SnCl}_4]$ tarkibli komplekslar hosil qiladi. SnCl_2 kuchli qaytaruvchidir. Mas: FeCl_3 ni FeCl_2 ga qaytaradi:



Sulema eritmasiga SnCl_2 ta'sir ettirilsa, kalomelning oq cho'kmasi hosil bo'ladi:

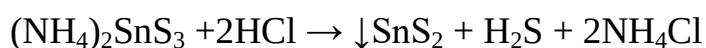
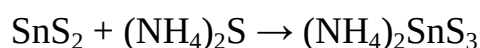


Agar SnCl_2 ortiqcha bo'lsa, sulemaning qaytarilishi davom etib, simob metali hosil bo'ladi:



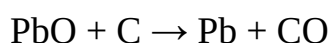
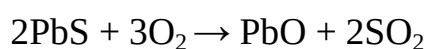
Qalayning oltingugurt bilan ikkita birikmasi ma'lum: ulardan biri – qalay monosulfid SnS , ikkinchisi – qalay disulfid SnS_2 dir.

Qalay disulfid SnS_2 ga ishqor qo'shib qizdirilsa, tiostannatlar hosil bo'ladi:



Qo'rg'oshin **Rb.Z=82** elektron konfiguratsiyasi: KLMN $6s^2 6p^2$. Qo'rg'oshinni rudalardan ajratib olish oson bo'lganligi uchun qo'rg'oshin insonlarga qadim zamonlardan beri ma'lum. U faqat birikmalar holida uchraydi. Qo'rg'oshinning eng muhim minerali galenit yoki qo'rg'oshin yaltirog'i PbS dir. Uning anglezit (PbSO_4), serussit (PbSO_3), krokoit (PbCrO_4) kabi minerallari ham sanoat ahamiyatiga ega.

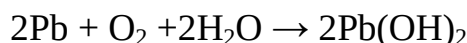
Olinishi



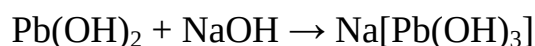
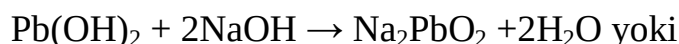
Qo'rg'oshin kul rang tusli yaltiroq metall bo'lib, uning sirti havoda

xiralanib qoladi. Qo'rg'oshinni pichoq bilan kesish mumkin, u og'ir metall. Issiqlik va elektr tokini ancha yomon o'tkazadi.

Qo'rg'oshin kislorod ishtirokida suv bilan reaksiyaga kirishadi:



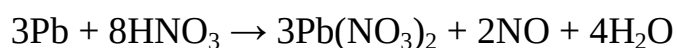
Hosil bo'lgan $\text{Pb}(\text{OH})_2$ – amfoter xossasiga ega:



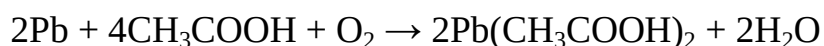
Qo'rg'oshin galogenlar bilan sal qizdirilgandayoq shiddatli reaksiyaga kirishib PbF_4 , PbF_2 , PbI_2 , PbBr_2 , PbI_2 , PbI_4 tarkibli birikmalarni hosil qiladi.

Qo'rg'oshin azot bilan bevosita birikmaydi. U ko'pchilik metallar bilan intermetall birikmalar hosil qiladi.

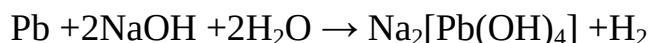
Suv yuqori haroratda qo'rg'oshin sirtidagi oksid pardani erita olishi sababli, qo'rg'oshin issiq suvda asta-sekin oksidlanadi. Qo'rg'oshin, xlorid va sulfat kislotalarda eriy oladi, lekin bu vaqtda uning sirti oz eruvchan xlorid va sulfat qavatlar bilan qoplanib qolishi sababli, erish jarayoni sustlashib ketadi. Qo'rg'oshin suyultirilganda nitrat kislotalarda yaxshi eriydi:



Qo'rg'oshin sirka kislotalarda ham eriydi:

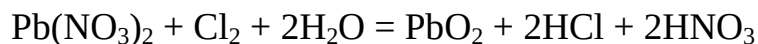


Qo'rg'oshin, xuddi qalay kabi, konts. ishqor eritmasida qaynatilganda eriydi va vodorod gazi ajralib plyumbitlar hosil bo'ladi:

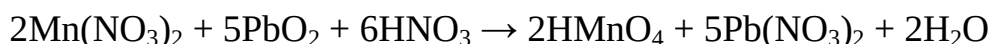


Qo'rg'oshin kislotalarda eriganda ikki valentli qo'rg'oshin tuzlari hosil bo'ladi. Ikki valentli qo'rg'oshin birikmalari nihoyatda mustahkam, ularni to'rt valentli qo'rg'oshin birikmalariga o'tkazish uchun kuchli oksidlovchilar ta'sir ettirish kerak. Ikki valentli qo'rg'oshin birikmalari qaytaruvchilik xossasini namoyon etmaydi, to'rt valentli qo'rg'oshin birikmalari esa kuchli oksidlovchilar hisoblanadi.

Qo'rg'oshin uch xil oksid: PbO, PbO₂, Pb₃O₄ hosil qiladi. Ular rangli moddalardir. Qo'rg'oshinning barcha birikmalar zaharli.



PbO₂ – qo'ng'ir tusli kukun bo'lib, kislotali muhitda juda kuchli oksidlash xossasini namoyon qiladi. Masalan, kislotali muhitda ikki valentli marganesni etti valentli holatga o'tkazadi:



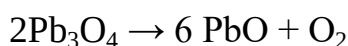
Qo'rg'oshin (IV)- oksid 344⁰ C ga qadar qizdirilganda Pb₃O₄ va kislorodga ajraladi. Agar qo'rg'oshin (IV)- oksidga o'yuvchi natriy qo'shib qizdirilsa, Na[Pb(OH)₆] tarkibli kompleks birikma hosil bo'ladi. Bu tuz suv yo'qotganda metaplyumpat Na₂PbO₃ ga aylanadi.

Surik Pb₃O₄ ortoplyumbat kislota H₄PbO₄ ning qo'rg'oshinli tuzidir. Pb₂[PbO₄]. U qovoq rang kukun.

Surik Pb₃O₄ – kuchli oksidlovchi, masalan, kaliy yodidni kislotali muhitda yodga qadar oksidlaydi:

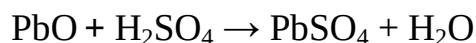


Surik 500⁰ C ga qadar qizdirilganda termik dissotsilanish ro'y beradi:

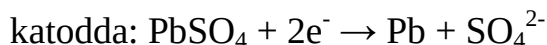


Surik HNO₃ qo'shib qizdirilganda parchalanadi, bunda NO₂ ajralib chiqadi

Qo'rg'oshin akkumulyator. Elektr berilganda elektr energiyani kimyoviy energiyaga o'tkazib, elektr olganda aksincha kimyoviy energiyani elektr energiyaga aylantiradigan asbob – **akkumulyator** deb ataladi. Qo'rg'oshinli akkumulyator – sirtida kataklari bor ikkita qo'rg'oshin plastinkadan iborat, uning bu kataklari suvda qorilgan PbO bo'tqasi bilan to'ldiriladi. Ikkala platinka ham shisha idishdagi suyultirilgan sulfat kislota (zichligi 1,2 g/ml) eritmasiga tushiriladi. Bu vaqtda



Reaksiyasi sodir bo'ladi-da, plastinkalar sirtida doimiy tok o'tkazilsa, manfiy elektrodda g'ovak qo'rg'oshin cho'kadi:

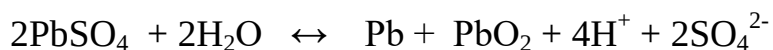


Musbat elektrodda qo'rg'oshin (IV)- oksid hosil bo'ladi:



Bu tenglamalarni bir biriga qo'shib, akkumulyatorning zaryadlanishida bo'ladigan reaksiyalarning umumiy tenglamasini hosil qiladi:

zaryadlanish



zaryadsizlanish

Akkumulyator etarli darajada elektrlanib bo'lganda uning manfiy plastinkasi g'ovak qo'rg'oshin qavati bilan, musbat plastinkasi esa PbO_2 qavati bilan qoplanadi. Bu jarayon natijasida sulfat kislota eritmasining konsentratsiyasi ortadi. Akkumulyator zanjirga ulansa, uning o'zi tok manbai bo'lib qoladi, endi akkumulyatorda elektrsizlanish jarayoni ketadi, bu jarayonning yo'nalishi elektrlanish jarayonining yo'nalishiga qarama-qarshi bo'ladi. Endi katodda ham, anodda ham qo'rg'oshin ikki valentli holatga o'tadi.

Katodda: $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} - 2\text{e}^- = \text{PbSO}_4$ reaksiyasi

Anodda esa $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e}^- = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ketadi.

Bu jarayon vaqtida sulfat kislota eritmasining konsentratsiyasi pasayadi.

? Savollar

1. IV guruhning asosiy guruhcha elementlarning umumiy tavsifini aytib bering.
2. C – Si – Ge – Sn - Pb qatorida gidroksidlarining kislotalik xossalari qanday o'zgaradi?
3. Uglerodning necha xil allotropiya ko'rinishlari bor? Ularning xossalarini aytib bering.
4. Uglerod atomining tuzilishi va uning birikmalarini ta'riflang

5. Uglerod necha xil oksid hosil qiladi?
6. Karbonat angidridning laboratoriyada olinish reaksiya tenglamasini yozing.
7. Sanoatda karbonat angidrid qanday tabiiy xom ashyolardan olinadi?
8. Uglerod suboksid qanday olinadi?
9. Karbonat kislotaning kimyoviy xossalarini tushuntiring
10. Sodaning necha xilini bilasiz?
11. Ichimlik sodasi qanday usullarda olinadi?
12. Konsentrlangan soda eritmasi CO_2 bilan to'yintirilsa nima hosil bo'ladi?
13. Uglerodning qanday azotli, oltingugurtli va galogenli birikmalarini bilasiz?
14. Kremniyning tabiatda uchraydigan minerallariga misol keltiring.
15. Kremniy qanday usullarda olinadi?
16. Kremniyning fizik-kimyoviy xossalarini ta'riflang.
17. Kremniyning vodorodli birikmalari qanday olinadi?
18. Kremniyning kislorodli birikmalari qanday olinadi?
19. Silikat kislotaning olinish usullarini ayting.
20. Silikatlarning formulalarini yozing.
21. Sanoatda shisha qanday olinadi? Sementchi?
22. Shisha turlarini sanab bering.
23. Suyuq shisha qanday hosil qilinadi?
24. Shishaning tarkibi qanday birikmalarga bog'liq?
25. Oddiy shisha bilan kimyoviy shisha qanday farq qiladi?
26. Kremniy birikmalari nima maqsadda ishlatiladi?

XXI BOB

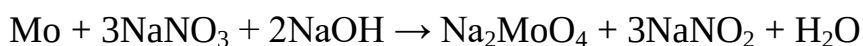
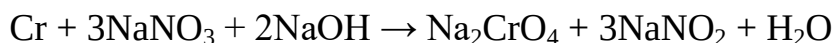
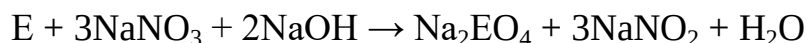
21.1. §. Davriy sistema VI guruhning yonaki guruhchasiga tavsif

Xrom Cr, molibden Mo va volfram W xrom guruhini tashkil etadi. W bilan Mo siyrak elementlardan, lekin xrom guruhidagi elementlarning hammasi muhim elementlardir. Xrom va molibdenning sirtqi qavat 1 ta, sirtidan oldingi

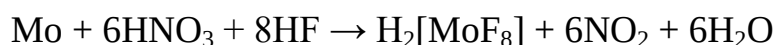
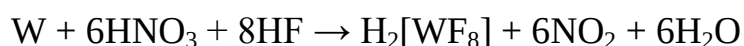
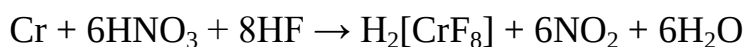
qavatida 13 ta, volframning sirtqi qavatida 2 ta va sirtidan oldingi qavatida 12 ta elektron bor. Sirtqi qavatlarda elektronlari kam bo'lgani uchun, ular elektronlar berib reaksiyaga kirishadi. Bu esa ularda metallik xossalarini borligini ko'rsatadi. Ular shu xossalari jihatdan VI guruh bosh guruhi elementlardan farq qiladi. Bosh guruhcha elementlarining sirtidan ikkinchi qavatlarida ba'zilarida 8 ta, ba'zilarida esa 18 ta elektron bo'ladi, shuning uchun bu elementlar birikmalar hosil qilganda, barqaror qavatlardagi elektronlar ishtirok etmay, faqat sirtqi qavatlardagi elektronlar ishtirok etadi. Yonaki guruhcha, ya'ni xrom guruhchasi elementlarida esa sirtidan ikkinchi qavat barqaror emas, shuning uchun bu qavatlarning elektronlari ham birikmalar hosil qilishda ishtirok etadi.

Shunday qilib, bu elementlarning valentligi 2 dan 6 gacha bo'ladi. Xrom guruhchasidagi elementlar 6 valentli birikmalarida kislota harakterida bo'ladi, yani bosh guruhcha elementlariga o'xshaydi, masalan: CrO_3 , MoO_3 , WO_3 , K_2CrO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, CaWO_4 . Bu elementlarning past valentliklarida metall xossalar namoyon bo'ladi, masalan: CrCl_2 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, CrO_2Cl_2 , MoO_2F_2 , WO_2Cl_2 va hokazo. III valentli xrom birikmalari ham muhim bo'lib amfoter xossani namoyon qiladi. Bu elementlarning kislotalik xossalari Cr dan W ga tomon zaiflashadi.

Fizik-kimyoviy xossalari. Cr; Mo; W kimyoviy nuqtai nazardan inert. Oddiy sharoitda H_2O va O_2 ta'siriga barqaror, sabab sirtida yupqa oksid qavati mavjud. Bu elementlar oksidlovchilar ishtirokida ishqorlarda eriydi.



Kislota aralashmalarida eriydi.



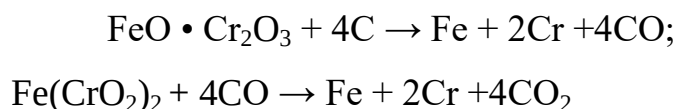
Xrom guruhidagi elementlar vodorod bilan birikmalar hosil qilmaydi. Ular qiyin suyuqlanuvchan metallardir. Masalan: W–3370⁰C da suyuqlanadi. Volfram metallar orasidagi eng qiyin suyuqlanadiganidir, undan yuqori haroratda suyuqlanuvchi metall ma'lum emas.

21.2. §.Xrom Cr

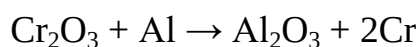
Xrom yer po'stlog'ining 0,03% ni tashkil etadi. U 1727 yilda Sibir rudasi PbCrO₄ dan topilgan va chiroyli rangda bo'lgani uchun xrom (rang) deb atalgan: 4 ta tabiiy va 6 ta sun'iy izotopi mavjud.

Xrom tabiatda ko'pincha xromit (xromli temirtosh) Fe(CrO₂)₂ holida uchraydi va odatda FeO • Cr₂O₃ shaklida yoziladi. Xrom ba'zan krokoit PbCrO₄ holda ham uchraydi. Bizda xromning eng muhim konlari Ural, Kavkaz va Qozog'istondadir. Oyda ham xrom borligi aniqlangan.

FeO • Cr₂O₃ ga ko'mir ta'sir ettirilsa, undan temir va xrom qaytariladi:

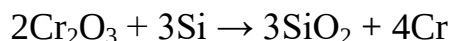


Bundan temir bilan xrom qotishmasi olinadi, bu qotishma ferroxrom deb ataladi va to'g'ridan – to'g'ri xromli po'latlar ishlab chiqarishga ketadi. Agar toza xrom olinishi kerak bo'lsa, xrom rudasidan avval Cr₂O₃ olinadi, keyin u alyuminotermiya usuli bilan qaytariladi:

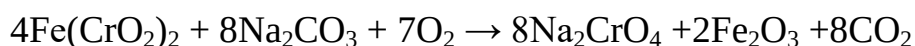


Bu usulda olingan xrom toza bo'lmay, unga ozroq alyuminiy aralashib

qoladi. Shu sababli toza xrom olish uchun Cr_2O_3 kremniy bilan qaytariladi:



Lekin bu reaksiya qizdirilgandagina boradi. Bu reaksiyalar uchun kerakli Cr_2O_3 xromitdan olinadi, yani



Hosil bo'lgan aralashmani suvda eritib Na_2CrO_4 eritmaga o'tkaziladi. So'ngra bu eritmaga kislota qo'shib $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ hosil qiladi, C bilan ishlanadi.



Xrom och kulrang tusli qattiq va yaltiroq metallidir: uning solishtirma og'irligi 7,1 ga teng $t_s=8900$, $t_{qay}= 2660$ °C havo va nam ta'siriga berilmaydi, yani 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 eriydi: xromni passivlashtirib turgan bu qavat yo'qolgani uchun xrom kislotalarda eriy boshlaydi va ulardan vodorodni siqib chiqaradi. Xrom suyultirilgan nitrat kislota tasiridan 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 passivrok deyish mumkin.

Xrom qattiq qizdirilganda kislorod bilan birikadi. Qizdirilganda xrom

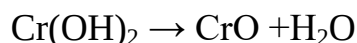
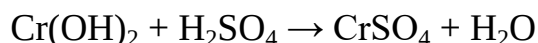
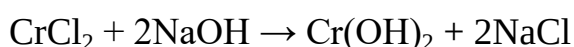
galogenlar va oltingugurt bilan ham birikadi. Xrom o'z birikmalarida ikki, uch va olti valentli bo'ladi.

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 asboblari, avtomobil resorlari va zirxli 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.

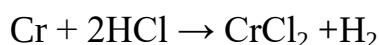
Xrom birikmalari. 2, 3 va 6 valentli xromning har xil birikmalari va CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 oksidlari bor.

CrO asosli oksid, Cr_2O_3 , amfoter oksid, CrO_3 esa kislotali oksid.

Ikki valentli birikmalari. Xromga xlorid kislota ta'sir ettirilsa, uning xloridi - CrCl_2 , sulfat kislota tasir ettirilganda esa sulfati - CrSO_4 hosil bo'ladi. Bular ko'k tuslidir. CrF_2 yashil, CrBr_2 sariq, CrI_2 esa qizil tusli tuzlardir. Cr^{2+} ga ishqor tasirida qo'ng'ir sariq tusli $\text{Cr}(\text{OH})_2$ hosil bo'ladi.



$\text{Cr}(\text{OH})_2$ va uning tuzlari nihoyatda tez oksidlanadigan moddalardir. Demak, u kuchli qaytaruvchi bo'lib, o'zi oksidlanadigan Cr^{3+} ga aylanadi.

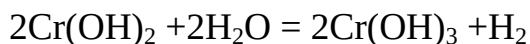


Ochiq idishda CrCl_2 oksidlanadi:

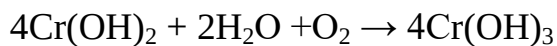


II valentli xrom gidroksidi asos xossalarini namoyon qiladi.

U hatto suvni qaytaradi:

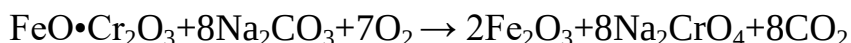


$2\text{Cr}(\text{OH})_2$ havo kislorodi bilan ham oksidlanadi

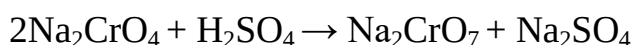


Uch valentli xrom birikmalari. Uch valentli xrom oksidi Cr_2O_3 barqarordir. Tabiatda xromning shu oksidi boshqa metallarning oksidlari bilan birga uchraydi. (masalan, $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$).

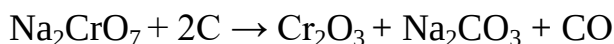
Sanoatda toza xrom olish uchun, qo'shimcha, yuqorida aytilgani kabi $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ dan avval Cr_2O_3 olinib, keyin Cr_2O_3 dan alyuminotermiya usuli bilan xrom olinadi. $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ dan Cr_2O_3 ni olish uchun unga soda qo'shib, kislorod ishtirokida qizdiriladi:



Hosil bo'lgan Na_2CrO_4 ga H_2SO_4 ta'sir ettirilib, Na_2CrO_7 olinadi:



Na_2CrO_7 ko'mir bilan qaytariladi:

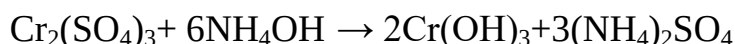


Cr_2O_3 laboratoriyalarda $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ dan olinadi. Buning uchun $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ qizdiriladi:

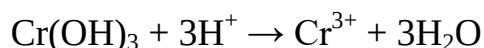


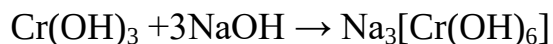
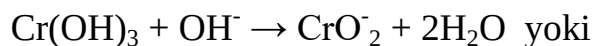
Cr_2O_3 – juda qiyin suyuqlanuvchan yashil tusli kukun, suvda ham, kislotalarda ham erimaydi, u yashil bo'yoqlar tayyorlashda ishlatiladi. Shisha va chinnilarni yashilga bo'yashda ham Cr_2O_3 dan foydalaniladi.

Uch valentli xrom gidroksidi $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ni hosil qilish uch valentli Cr tuzlariga asoslar ta'sir ettiriladi:



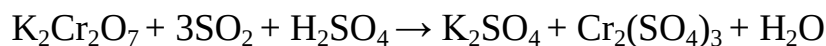
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ – ko'kimtir – kul rang tusli, cho'kma suvda oz eriydi, amfoterlik xossalariga ega.





Cr(OH)_3 ga kislotalar ta'siridan muvozanat chap tomonga siljiydi va Cr tuzlari masalan, HCl , H_2SO_4 ta'siridan CrCl_3 , $\text{Cr(SO}_4)_3$ tuzlari hosil bo'ladi. Ishqorlar ta'sirida muvozanat o'ngga siljiydi va HCrO_2 tuzlari masalan, KOH tasiridan yashil tusli KCrO_2 tuzi hosil bo'ladi. Bu tuz xromit deb aytiladi. Bunda Cr(OH)_3 kislota xossalarini namoyon qiladi, uni H_3CrO_3 holida yozish mumkin, ammo u bir molekula suvni oson ajratib chiqarib, HCrO_2 ga aylanadi. Cr(OH)_3 kuchsiz asos, HCrO_2 esa kuchsiz kislota. HCrO_2 ning tuzlaridan biri – xromning tabiatda ko'p uchraydigan birikmasi $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ dir, uni $\text{Fe(CrO}_2)_2$ 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 eritmalaridan kristallogidratlar holida ajralib chiqadi: $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{HCl}$; $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 17\text{H}_2\text{O}$; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; 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, xromli achchiqtosh deb ataladi. Xromli achchiqtosh terilarni oshlashda va matolarni bo'yash uchun xurush sifatida ko'p ishlatiladi.

EO_2 oksidi har uchala uchun mavjud: CrO_2 ; MoO_2 ; WO_2

EO_2 lar suvda erimaydi, kislota va ishqorlarda qiyin eriydi, ularga mos keladigan gidroksidlari yo'q, lekin bir qator tuzlari bor: K_2MoO_3 ; Ba_2CrO_4 ; Ba_3CrO_5 ; Ca_2WO_4 lar olingan.

Olti valentli xrom birikmalari. Olti valentli xrom oksidi CrO_3 - to'q qizil

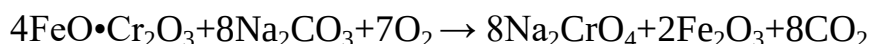
tusli kristall modda, suvda yaxshi eriydi, unda kuchli oksidlash xossasi bor, chunki oson parchalanib kislorod chiqaradi:



U kuchli oksidlovchi bo'lgani sababli, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ning odatdagi haroratda to'yingan eritmasi (1 hajm) bilan konsentrlangan H_2SO_4 eritmasi (1 hajm) aralashmasi laboratoriyada "xrom aralashmasi" nomi bilan yuritiladi, bu suyuqlik kimyoviy idishlarini yuvishda ishlatiladi.

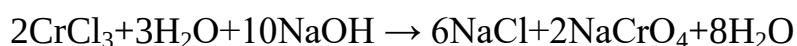
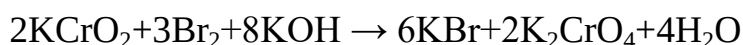
CrO_3 kislotali oksid ya'ni angidrididir, uning xromat – H_2CrO_4 va bixromat - $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ kislotalari bor. Ular o'rtacha kuchdagi kislotalardir. H_2CrO_4 uchun $K_1=1,8 \cdot 10^{-4}$, $K_2=3,2 \cdot 10^{-7}$, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ uchun $K_2=2 \cdot 10^{-2}$, demak 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 kislota ning tuzlari – xromatlar va bixromatlar ancha barqaror birikmalardir. Xromatlar va bixromatlar xromning eng muhim va ko'p ishlatiladigan birikmalaridir. CrO_4^{-2} och sariq, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$ qizgish sariq, xromatlarning ko'pchiligi sariq, bixromatlarning ko'pchiligi esa qizgish – sariq tuslidir.

Xromatlar olish uchun yuqorida aytilganidek $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ ga soda qo'shib, kislorod ishtirokida qizdiriladi:

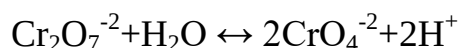


Hosil bo'lgan Na_2CrO_4 suvda eritilib, Fe_2O_3 ajratib olinadi, agar K_2CrO_4 olish lozim bo'lsa, $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ ga potash K_2CO_3 qo'shib qizdiriladi.

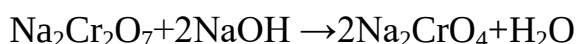
Kisloroddan boshqa oksidlovchilar ta'sirida ham xrom birikmalaridan H_2CrO_4 tuzlarini olish mumkin:



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 ranggining o'zgarishidan bilish mumkin.

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.

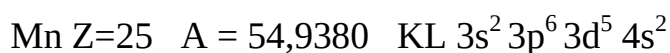
? Savollar

1. Xrom guruhchasi elementlariga umumiy tavsif bering
2. Xrom, molibden va volfram tabiatda qanday ko'rinishda tarqalgan?
3. Xrom guruhcha elementlarining fizik xossalari izohlang
4. Xromning temir bilan hosil qilgan qotishmasiga qanday nom berilgan?
5. Xrom o'z birikmalarida necha xil valentlik namoyon qiladi va qanday oksidlar hosil qiladi?
6. Xrom qanday kristallogidratlar hosil qiladi?
7. Xrom aralashmasi qanday tayyorlanadi?
8. Xrom VI valentli birikmalari qanday kimyoviy xossaga ega?
9. Molibden birikmalarda necha xil valentlik namoyon qiladi va qanday oksidlar hosil qiladi?
10. Molibden qanday kompleks birikmalar hosil qiladi?

XXII BOB

22.1. §.Davriy sistema VII guruhning yonaki guruhchasiga tavsif

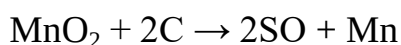
VII guruh qo'shimcha guruhchani marganes Mn, texnetsiy Ts va reniy Re tashkil qiladi. Marganes va reniy birikmalari tabiatda uchraydi. Texnetsiy esa sun'iy radioaktiv izotoplari holida olinadi; u uranning emirilish mahsulotlari tarkibida uchraydi. Ular d- elementlar bo'lib, elektron konfiguratsiyasi kuyidagicha:



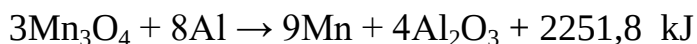
22.2. §.Marganes

Marganesning bir necha xil birikmalari uchraydi. Ular ichida eng muhimi pirollyuzit MnO_2 dir. Uning boshqa minerallaridan braunit $3\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{MnSiO}_3$, manganit $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{N}_2\text{O}$, gausmanit Mn_3O_4 , marganesli shpat MnCO_3 va hokazolar ma'lum. Marganes rudalari O'zbekistonda, Hindistonda, Kanada, Janubiy Afrikada uchraydi. Marganesni 1774 yilda Sheele va Ganu hosil qilganlar.

Olinishi. Metallurgiyada qora metallarga qo'shish uchun ferromarganes olinadi: marganes temir bilan hosil qilgan qotishmasi bo'lib, uning tarkibida ozgina uglerod bo'ladi. Ferromarganesning marganesning tabiiy oksidlarini uglerod bilan pirometallurgik usulda qaytarish orqali olinadi, masalan:



Marganes oksidlarini alyumotermik yo'li bilan qaytarish orqali olinadigan marganes u qadar toza bo'lmaydi, lekin uglerodsiz bo'ladi:



pirolyuzitdan Mn_3O_4 hosil qilish uchun uni avval cho'g'lantiriladi:



Eng toza marganes olish uchun, marganes (II) tuzlarining suvdagi eritmasi elektroliz qilinadi.

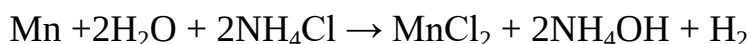
Laboratoriyada marganes olish uchun MnCl_2 ning konsentrlangan eritmasiga natriy amalgamasi ta'sir ettiriladi. Hosil bo'lgan cho'kmani maxsus idishda 400°C gacha qizdirib marganes simobdan tozalanadi.

Fizik xossalari. Marganes qizg'ish-kulrang tusli og'ir metall. U to'rtta kristall modifikatsiyaga ega. 727°C dan quyi haroratda α - marganes, 727°C dan to 1079°C gacha β - marganes, 1079°C dan 1143°C gacha γ - marganes, 1143°C dan yuqorida (ya'ni 1244°C gacha) δ - marganes barqarordir. Ular bir-biridan o'zlarining kristall tuzilishi bilan farq qiladi.

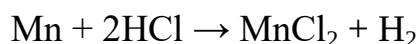
Marganes 1244°C da va eriydi va 2120°C da qaynaydi.

Kimyoviy xossalari. Marganesning sirti oksid parda bilan qoplanganligi sababli yaxlit holdagi marganes havoda oksidlanmaydi. Lekin kukun holdagi marganes havoda oksidlanadi. Alyuminiy, surma, mis va hokazo metallar marganes bilan ferromagnit qotishmalar hosil qiladi.

Marganes ammoniy xlorid qo'shilgan suvda yaxshi eriydi:

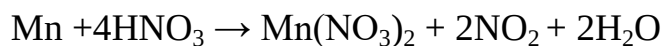


Marganes oksidlovchi xossalarni namoyon qilmaydigan kislotalarda erisa, vodorod ajralib chiqadi:

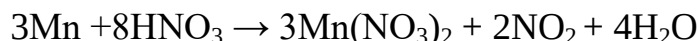


Konsentrlangan sulfat va nitrat kislotalar sovuqda marganesni passiv holatga o'tkazadi, lekin qizdirgan vaqtda marganes bilan kons. nitrat va sulfat kislota orasida quyidagi reaksiyalar boradi:

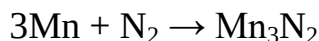
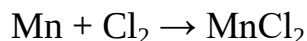




Suyultirilgan nitrat kislota Mn ga ta'sir etganida NO hosil bo'ladi:



Marganes yuqori haroratda oltingugurt, fosfor, uglerod, azot, kremniy va galogenlar bilan bevosita birikadi, masalan:



Marganes o'z birikmalarida +2, +3, +4, +5, +6 va +7 oksidlanish darajalari namoyon qiladi.

Marganes birikmalari. Marganes o'z birikmalari bilan xrom va temirga o'xshab ketadi. Marganes past valentlik namoyon qiladigan birikmalari ichida ikki valentli marganes birikmalari eng ko'p uchraydi. Ular deyarli barqaror bo'ladi va kislotali muhitda qiyinchilik bilan oksidlanadi. Marganes uch valentli ham bo'ladi. lekin tarkibida Mn^{3+} kationi bo'lgan tuzlar osonlik bilan disproporsiyaga uchrab, Mn^{2+} va Mn^{4+} birikmalariga aylanadi. Bir valentli marganes faqat kompleks birikmalardagina ma'lum. Marganesning 5 ta oksidi bor;

1. MnO – suvda erimaydigan yashil tusli kukun;
2. Mn_2O_3 qo'ng'ir tusli qattiq modda, asosli oksid;
3. MnO_2 – kul rang-qoramtir tusli qattiq modda; havoda 530°C gacha qizdirilganda o'zidan kislorod chiqara boshlaydi. Bu amfoter oksid.
4. Mn_3O_4 – qora tusli qattiq modda;
5. Mn_2O_7 – yashil qo'ng'ir tusli moysimon suyuqlik; kislotali oksid, Mn_2O_7 kuchli oksidlovchi, qizdirilganda portlash bilan parchalanadi.

Marganes oksid gidratlarining kislotali xossalari $\text{Mn}(\text{OH})_2$ - $\text{MnO}(\text{OH})$ - $\text{MnO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – H_2MnO_4 – HMnO_4 qatorida chapdan o'ngga tomon kuchayib boradi.

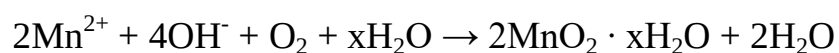
Marganesning yuqori oksidlarini vodorod bilan qaytarish orqali MnO hosil bo'ladi.

Marganes (III)-oksid Mn_2O_3 tabiatda braunit minerali va manganit $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ holida uchraydi. MnO_2 500-900 $^{\circ}\text{C}$ da Mn_2O_3 ga aylanadi.

Marganes (III)- gidroksid $\text{MnO}(\text{OH})$ tarkibga ega. Mn_3O_4 ham 1000 $^{\circ}\text{C}$ ga yaqin haroratda MnO_2 dan hosil bo'la oladi.

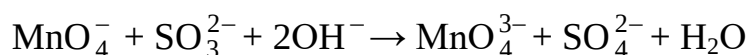
Marganes oksidlari ichida Mn_3O_4 juda barqaror modda, uni manganat kislota H_4MnO_4 ning marganesli tuzi $\text{Mn}(\text{MnO}_4)$ deb qarash kerak. Marganesning boshqa oksidlari qizdirilganda, ular o'ziga kislorod qo'shib olib yoki o'zidan kislorod yo'qotib Mn_3O_4 ga aylanadi.

Marganes (II)-tuzlarining ishqorli eritmalariga hatto havo ta'sir etganida marganes (IV)-oksid gidrati cho'kadi:



Marganes (IV)-oksid o'zidan osonlik bilan kislorod berib Mn_3O_4 ga yoki Mn_2O_3 ga o'tishi sababli ko'pincha oksidlovchi sifatida ishlatiladi.

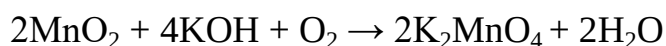
Besh valentli birikmalari. Konsentrlangan ishqoriy muhitda natriy permanganatni sulfitlar yoki yodidlar bilan qaytarish orqali ko'k tusli $\text{Na}_3\text{MnO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ olishga muvaffaq bo'lingan:



MnO_2 ni Na_2O va nitritlar bilan qo'shib qizdirganda ham besh valentli marganes birikmaning hosil bo'lishi kuzatilgan.

Olti valentli birikmalari. Olti valentli marganes, manganat kislota tuzlari Me_2MnO_4 holida mavjud. Manganat kislotaning o'zi ham, uning angidridi ham erkin holatda olingan emas.

Manganatlar marganes ishqor bilan kislorod yoki boshqa oksidlovchi ishtirokida qizdirish natijasida hosil bo'ladi:

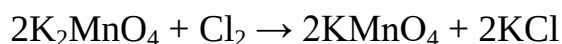


K_2MnO_4 ishqoriy yoki suvda eritilganda yashil tusli eritma hosil qiladi. Lekin neytral kislotali muhitda disproportsiyaga uchraydi:

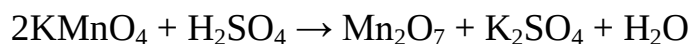


Kaliy manganat 500°C gacha qizdirilganda parchalanadi.

Metall manganatlardan BaMnO_4 suvda erimaydigan yashil bo'yoq sifatida ishlatiladi. Na_2MnO_4 rudadan oltinni ajratib olishda, turli oksidlash jarayonlarida qo'llaniladi. K_2MnO_4 dan texnikada KMnO_4 olinadi. Manganatlar oksidlovchilar ta'siridan permanganatlarga o'tadi:

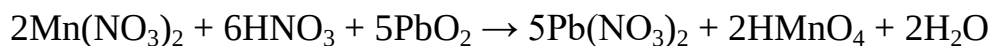


Permanganat kislota HMnO_4 angidridi Mn_2O_7 kaliy permanganatga kons. sulfat kislota ta'sir ettirish yo'li bilan hosil qilinadi:



Permanganat kislota va uning tuzlari. Mn_2O_7 suvda eriganda permanganat kislotani HMnO_4 hosil qiladi.

Permanganat kislota ikki valentli marganes tuzlariga kislotali muhitda PbO_2 ta'sir ettirilganda ham hosil bo'ladi:



Texnikada manganat eritmalarini elektroliz qilib permanganatlar olinadi.

Kaliy permanganat (KMnO_4) suvsiz holatda rombik shaklda kristallanadi. Uning zichligi $d = 2,7 \text{ g/sm}^3$; 20°C da 100 g suvda 6,3 g KMnO_4 eriydi; kaliy permanganatni qizdira borilsa, u 200°C ga yaqin haroratda parchalanadi:



Permanganatlar (ayniqsa KMnO_4) oksidlovchi va dezinfektsiyalovchi vositalar sifatida ishlatiladi. Kaliy permanganat eritmasi analitik kimyoda temir (II) tuzlarini, yodid, nitritlarni aniqlash uchun qo'llaniladi. KMnO_4 eritmasi katalizator (kumush) ishtirokidagina gazsimon vodorodni oksidlaydi.

? Savollar

1. Marganes tabiatda qanday birikmalar ko'rinishda uchraydi?
2. Marganesning fizik xossalari qanday?
3. Marganesning necha xil qotishmasini bilasiz?
4. Marganes qanday usulda olinadi?
5. Marganes necha valentli birikmalar hosil qiladi?
6. Manganat va permanganatlar bir biridan qanday farq qiladi?
7. Marganesning necha xil galogenli birikmalari mavjud?
8. D.I.Mendeleev reniy va texnetsiyga dastlab qanday nom bergan?

XXIII BOB

23.1. §.Cakkizinchi guruhning asosiy guruh elementlari

O'tgan asrning oxiriga qadar havo faqat kislorod bilan azotdan iborat deb o'ylanar edi. Biroq, 1894 yilda ingliz fizigi Reley havodan olingan azotning zichligi azot birikmalaridan olingan sof azotning zichligiga qaraganda hamisha ozroq ortiq bo'lishiga e'tibor berdi. Shundan so'ng sekin-astalik bilan inert gazlar kashf etildi. Inert gazlarga geliy, neon, ksenon, kripton, argon va radon kiradi.

Barcha gazlar ichida vodoroddan keyin eng engili geliydir. U havoga qaraganda 7 martadan ko'proq engil.

Geliy gazlar ichida yagona suyuq holatga aylanishi mumkin bo'lmagan gazdir. Inert gazlar kimyoviy barqaror bo'lib, osonlikcha ularning birikmalarini olib bo'lmaydi. Hozirgi kecha-kunduzda faqat ksenon va kriptonning ayrim birikmalari olingan.

Ularining atom tuzilishi quyidagicha:

Elementni ng nomi	Bel- gisi	Atom massa	Tartib raqam	Elektronlarning qavatlarda taqsimlanishi					
Geliy	He	4,002	2	2					
Neon	Ne	20,18	10	2	8				
Argon	Ar	39,94	18	2	8	8			
Kripton	Kr	83,80	36	2	8	18	8		
Ksenon	Xe	131,3	54	2	8	18	18	8	
Radon	Rn	222	86	2	8	18	32	18	8

Inert gazlar elektrotexnikada keng qo'llaniladi. Argon aktiv bo'lmaganligi va issiqlikni juda yomon o'tkazganligi uchun, elektr lampalarni to'ldirishda azot bilan birga ishlatiladi. Rangdor reklama naylari ham argon bilan to'ldiriladi, bunday naylar orqali tok o'tkazilganda chiqqan yorug'lik zangori rangli bo'ladi. neon to'k sariq-qizg'ish rangli ravshan yonadigan reklama naylarida ishlatiladi. Kripton va ksenon issiqlikni argondan ham yomon o'tkazadi. Ular bilan to'ldirilgan lampochkalar ko'proq chidaydi.

23.2 §.Cakkizinchi guruhning yonaki guruh elementlari

Davriy sistemaning bu guruhchasiga temir, kobalt, nikel hamda platina metallari kiradi. Bular katta amaliy ahamiyatga ega bo'lgan oraliq metallardir.

Temir guruhchasi elementlarining elektron konfiguratsiyasi quyidagicha:



Tabiatda temirning to'rtta, kobaltning bitta va nikelning beshta barqaror izotopi bor. Kobalt davriy sistemaning toq nomerli ($Z=27$) elementi bo'lgani uchun uning faqat bitta barqaror izotopi bor.

Kobaltning radioaktiv izotoplaridan ^{60}Co alohida ahamiyatga ega. Uning yarim emirilish davri 5 yil. Bu izotop o'zidan γ - nurlar chiqarishi uchun metallarning γ - defektoskopiyasida va tibbiyotda ishlatiladi.

Temirning radioaktiv izotopi ^{55}Fe (yarim emirilish davri 45,1 kun) domna jarayonida, mashina detallarning eyilishini tekshirishda ishlatiladi.

Temir, kobalt va nikel bir-biriga juda o'xshash elementlardir. Ularning uchalasi ham kulrang metall bo'lib, rangdor ionli birikmalar hosil qiladi. Ularning kislorod bilan hosil qilgan birikmalarining barqarorligi Fe – Co – Ni qatorida chapdan o'ngga tomon bir oz kamayib boradi. Bularning uchalasi ham oltingugurt bilan barqaror birikmalar hosil qiladi. Fe-Co-Ni qatorida chapdan o'ngga o'tganda $3d$ orbital elektronlar bilan to'lib borgan sari d - elektronlar ko'proq juftlashadi (Fe da bir juft, kobaltda ikki juft va nikelda esa uch juft). Shunga ko'ra, elementning oksidlanish darajasi Fe-Co-Ni qatorida kamayadi; temirda oksidlanish darajasining maksimal qiymati +6 ga, kobaltda faqat +3 ga, nikelda esa asosan, +2 (va ba'zan +3) ga qadar bo'ladi. Co va Ni ning +4 valentli holatlari nihoyatda beqaror. Kompleks birikmalarda bu elementlarning koordinasion sonlari 4 va 6 ga teng. Bu elementlarning normal elektrod potentsiallarining manfiy qiymatlari temirdan nikelga o'tganda kamayadi.



juftlarining normal oksidlash potentsiallari musbat qiymatlarga ega:

$$E^0_{\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}} = +0,78 \text{ V}$$

$$E^0_{\text{Co}^{+3}/\text{Co}^{+2}} = 1,82 \text{ V}; E^0_{\text{Ni}^{+3}/\text{Ni}^{+2}} = +1,20 \text{ B.}$$

Shunga ko'ra, Fe (II)- birikmalari osonlik bilan Fe (III)- birikmalariga o'tadi. Ni (II)- birikmalar faqat kuchli oksidlovchilar ta'sirida Ni (III)- birikmalariga

aylanadi: kobalt asosan komplekslarda +3 ga teng oksidlanish darajasini namoyon qiladi.

Fe, So va Ni gidrid, oksid va gidroksidlari. Suyuq va qizdirilgan temir, kobalt va nikelda vodorod eriydi. Uning eruvchanligi harorat o'zgarishi bilan keskin o'zgaradi. Temir, kobalt va nikelda erigan vodorodning borligi bu metallarning texnik xossalariga salbiy ta'sir ko'rsatadi.

FeH₃ va FeH₂ tarkibli beqaror gidridlar hosil qiladi.

FeCl₃ va FeCl₂ larning efirdagi eritmalariga fenil magniy bromid ta'sir ettirib olingan. Kobalt va nikel gidridlari (CoH₂, NiH₂) ham xuddi shunday hosil qilingan.

Temir FeO, Fe₂O₃, Fe₃O₄ oksidlarini hosil qiladi. Odatdagi sharoitda Fe₂O₃ nihoyatda barqaror modda, qizdirilganda Fe₃O₄ ga, yuqori haroratda FeO ga aylanadi.

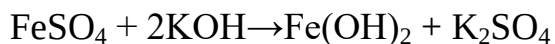
Kobalt va nikelning kislorod bilan oksidlanish tezligi temirnikidan kichik, ular yonganda CoO va NiO hosil bo'ladi. Kobaltning CoO; Co₂O₃; CoO₂·xH₂O Co₃O₄ oksidlari ma'lum; bulardan eng barqarori CoO dir. Nikelning ham xuddi kobalt oksidlari kabi oksidlari bor. Ni₂O₃ ni 300-400 °C ga qadar qizdirilganda parchalanib avval, Ni₃O₄ ga, so'ngra NiO ga aylanadi. Ni₂O₃ va Ni(OH)₃ kuchli oksidlovchi bo'lganligi uchun ishqorli akkumulyatorlarda ishlatiladi. Akkumulyatorga tok berilganda uning anodida Ni(OH)₃ hosil bo'ladi; akkumulyator ishlagan vaqtida Ni(OH)₃ qaytarilib Ni(OH)₂ ga aylanadi:



Akkumulyator zaryadlanayotganda bu reaksiya teskari yo'nalishda boradi.

Bu akkumulyatorida manfiy elektrod (anod) sifatida presslangan temir kukuni, musbat elektrod (katod) sifatida esa nikel gidroksid xizmat qiladi; elektrolit sifatida KOH ning 30% li eritmasi olinadi. Bu akkumulyator qo'rg'oshinli akkumulyatordan ancha yengil va chidamlidir.

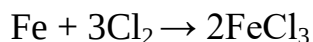
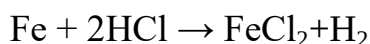
Fe, Co va Ni ning $\text{Me}(\text{OH})_2$ va $\text{Me}(\text{OH})_3$ tarkibli gidroksidlari o'sha metall tuzlari eritmasiga ishqor hamda oksidlovchilar ta'sirida hosil bo'ladi, masalan:



Temir, kobalt va nikel gidroksidlari suvda erimaydi; bularning har qaysisi o'ziga xos rangga ega; ba'zilar amfoter xossalar namoyon qiladi; masalan; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – rangsiz modda bo'lib, asos xususiyatiga, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ -qo'ng'ir rangli amfoter xususiyatiga ega; $\text{Co}(\text{OH})_2$ – pushti rangli amfoter modda; $\text{Ni}(\text{OH})_2$ – yashil tusli amfoter modda; $\text{Co}(\text{OH})_3$ va $\text{Ni}(\text{OH})_3$ lar qora tusli asos xossali moddalardir.

Olti valentli temir gidroksid H_2FeO_4 (ferrat kislota) erkin holda olinmagan, lekin uning tuzlari (K_2FeO_4 , BaFeO_4 va hokazolar) olingan.

Temir, kobalt va nikel galogenidlari. Bu elementlar qizdirilganda (suv bug'i ishtirokida) galogenlar bilan oson birikadi. Kobalt va nikel galogenlar bilan Co (II)-hamda Ni(II)-galogenidlar hosil qiladi; kobalt ftor bilan ftorid CoF_3 ham hosil qiladi.



Temir, kobalt va nikel galogenidlar uchuvchan moddalardir. Ular suv bilan kristallogidrat hosil qiladi (masalan, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) lar.

Temir Fe. $Z = 26$. Yer qobig'ida eng ko'p tarqalgan og'ir metall bo'lib, erkin holda juda kam uchraydi. Temir minerallari tabiatda keng tarqalgan. Uning sanoat uchun ahamiyatli rudalari jumlasiga magnetit Fe_3O_4 (unda 72% Fe bor), gematit Fe_2O_3 (70% Fe), limonit $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (yoki FeOOH), siderit FeCO_3 (48% Fe) kiradi. Tabiatda temirning oksid rudalaridan tashqari ko'p miqdorda pirit Fe_2S ham uchraydi.

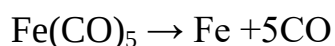
Olinishi. Temir metallurgiyasida hosil qilinadigan metall toza bo'lmaydi; uning tarkibida uglerod, oltingugurt, fosfor, marganes va silisiy qo'shimchalari bo'ladi.

Shuning uchun kimyoviy toza temir quyidagi usullar bilan olinadi:

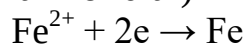
1) temir oksidini vodorod bilan qaytarish: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{Fe}$

Bunda hosil qilingan temir kukun holida bo'lib, u *pirofor* xossa namoyon qiladi, ya'ni havoda o'z-o'zidan yonib ketadi;

2) temir karbonilni termik parchalash:



3) temir tuzlari (ko'pincha xloridlar) ning suvdagi eritmasini elektroliz qilish:

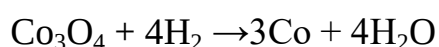


1,2 usullar bilan olingan kukun holidagi temir presslanib, undan yaxlit metall tayyorlanadi. U yaxshi magnitlanadigan, minimal gisterezis ko'rsatadigan “ancha yumshoq” modda. Temir texnikada, asosan, cho'yan va po'lat holida olinadi. Cho'yanda 90-93% temir, 2-4% uglerod bo'ladi; S, R, Mn, Cr, Ni, V kabi qo'shimchalar miqdori cho'yan hosil qilishda ishlatiladigan rudaning sifatiga bog'liq. Po'lat tarkibida 0,3-1,7% uglerod bo'ladi: *yumshoq temir* tarkibida esa uglerod miqdori 0,3% da kam.

Xossalari. Toza temir – oq tusli yaltiroq metall: uning Moos shkalasidagi qattiqligi uncha yuqori emas (atigi 4,5 ga teng) zichligi $7,87 \text{ g/sm}^3$, suyuqlanish harorati 1539°C . Temir to'rtta allotropik shakl o'zgarishiga ega. (α -, β -, γ - va δ -temir), α -temir 769°C ga qadar mavjud ferromagnit xossaga ega. *Moddalarning ferromagnit xossasini yo'qotish harorati Kyuri nuqta* deb ataladi; binobarin, temirning Kyuri nuqtasi 769°C ga teng. 769°C dan 906°C gacha mavjud bo'lgan temir modifikatsiyasi β -temir deb ataladi. α -temir β -temirga o'tganda uning kristall strukturasi deyarli o'zgarmaydi: u hajmi markazlashgan kub shaklida qolaveradi. 906°C da β -temir γ -temir aylanib, hajmiy markazlashgan kub yoqlari markazlashgan kub strukturaga o'tadi. Lekin metall paramagnitligicha qoladi.

1401⁰C polimorf o'zgarish sodir bo'lib, 1539⁰C da suyuqlanadi. Termoelektr tokini yaxshi o'tkazadi. Temir o'rtacha kimyoviy faollik namoyon qiladi. Quruqda havo (odatdagi haroratda) temir passiv element, lekin nam havoda tez oksidlanib, zanglaydi. Qizdirganda (ayniqsa kukun holatda) deyarli barcha metalmaslar bilan reaksiyaga kirishadi. Bunday reaksiyalar natijasida tuzlar (masalan, FeS, FeCl₃), metallsimon moddalar (masalan, Fe₃C, Fe₃Si, Fe₃P, Fe₄N, Fe₂N) va qattiq eritmalar (masalan, Fe bilan S, Fe bilan Si, Fe bilan N, Fe bilan P, Fe bilan V larning o'zaro qattiq eritmaları) hosil bo'ladi. Temirning normal elektrod potensial manfiy qiymatli ($E^0 = - 0,44 \text{ V}$) bo'lgani uchun u suyultirilgan kislotalar bilan reaksiyalarga kirishib, vodorodni siqib chiqarib, Fe (II)-tuzlarini hosil qiladi, konsentrlangan HNO₃ da Fe passivlanadi. Temir ishqor bilan odatdagi sharoitda reaksiyaga kirishmaydi.

Kobalt Co. Z=27. Kobaltning tabiatda uchraydigan eng muhim minerallari *smaltin* CoAs₂. Kobalt minerallari mis, nikel, temir, marganes minerallarida va polimetall rudalarda qo'shimcha tarzida uchraydi. Kobalt birikmalari inson, hayvon va o'simliklar organizmida ham bo'ladi. Kobalt texnikada polimetall rudalarni qayta ishlash natijasida olinadi. Bir qator piro- va gidrometallurgiya jarayonlari bajarilganidan keyin, avval, Co₃O₄ hosil qilinadi; u so'ngra ko'mir yoki vodorod bilan qaytariladi:



Kobalt olishda ba'zan alyumotermiya usulidan foydaniladi. Kobalt erkin holatda yaltiroq oqish-kul rang metall. U temirga qaraganda ancha qattiq va mo'rt. Kobaltning ikkita allotropik shakl o'zgarishi ma'lum. Odatdagi sharoitda 417⁰C gacha α -kobalt β -kobaltga aylanadi; β -kobalt yoqlari markazlashgan kub strukturaga ega. B-kobalt 1495⁰C gacha barqaror bo'lib, 1495⁰C da suyuqlanadi. Kobalt ferromagnit modda. Kobaltning kimyoviy faolligi temirnikidan bir oz kam. U odatdagi sharoitda barqaror, faqat 300⁰C dan yuqorida kislorod bilan

reaksiyaga kirishib oksidlanadi. Kobalt qizdirilganda deyarli barcha metalmaslar bilan birikadi. Xuddi temir singari metalmaslar bilan qattiq eritmalar (masalan, Co bilan V, Co bilan S, orasida), metallsimon moddalar (masalan, Co_3S , Co_2V , CoV , Co_2N) tuzlar (masalan, CoF_2 , CoS) va oksidlar (masalan, CoO) hosil qiladi.

Kobalt kislotalar bilan temirdan ko'ra sustroq reaksiyaga kirishadi: ishqorlarda erimaydi. Kobalt boshqa metallar bilan qattiq eritmalar, intermetall birikmalar, turli qotishmalar hosil qiladi. Kobaltning bir qancha qotishmalari (masalan, tarkibida 5% Co, 28% Cr, 3% Ni, 4% Mo bo'lgan vitallium) o'tga chidamli bo'lib, reaktiv dvigatellar va gaz turbinalar ishlab chiqarishda qo'llaniladi. Bunday qotishmalar $800-900^\circ\text{C}$ larda ham korroziyaga uchramaydi. Kobaltning kislotaga chidamli qotishmalari ham bor. Uning *alniko* nomli qotishmasi (50% Fe, 24% Co, 14% Ni, 9% 1,3% Cu) magnitlar tayyorlashda ishlatiladi.

Nikel Ni. Tabiatda nikel o'zining asosiy minerallari. NiS , FeS , *millerit* NiS , *gersdorfit* NiAsS , permanit NiAsSb holida uchraydi. Ular asosan mis-nikel sulfidlarga boy polimetall rudalarda bo'ladi. Bundan tashqari, nikelning magnitli silikati $(\text{Ni}, \text{Mg})_6(\text{OH})_8\text{Si}_4\text{O}_{10}$ ham uchraydi.

Nikel asosan mis-nikel sulfid rudalardan olinadi. Bir qancha pirometallurgik jarayonlar natijasida NiO ni ko'mir bilan qaytarib, xomaki nikel olinadi va elektrolitik (NiSO_4 eritmasiga tushirib) usulda tozalanadi. Nikelni elektrolitik tozalashda ruda tarkibidagi platina metallar balchiq tarzida elektrolizyor tubiga cho'kadi. Olingan nikelning deyarli 80% i nikelli qotishmalar va turli po'latlar tayyorlash uchun sarflanadi. Nikel kumush kabi oq, qattiq metall, uning Moos shkalasidagi qattiqligi 3,8 ga teng (temirga nisbatan bir oz yumshoq). Nikelning ikki allotropik shakl o'zgarishi bor. α - nikel 250°C dan yuqorida β -nikelga aylanadi. β –nikel yoqlari markazlashgan kub panjarada kristallanadi. Nikel ferromagnit moddalar turkumiga kiradi. Nikel kimyoviy aktivlik jihatidan temir bilan kobaltdan keyinda turadi. U 500°C dagina kislorod

ta'sirida oksidlanadi. Nikel (ayniqsa kukun holatidagi nikel) qizdirilganda galogenlar, oltingugurt, selen, fosfor, mishyak, surma va boshqa metallmaslar bilan reaksiyaga kirishadi. Uning Ni_3S_2 , Ni_3Se_2 , Ni_3P , NiAs , Ni_3C , Ni_2B , NiB tarkibli metallsimon birikmalari olingan. Nikel boshqa metallar bilan qattiq eritmalar va intermetall birikmalar hosil qiladi. Nikelning o'tga chidamli qotishmalari raketa, gaz turbina va atom texnikasida katta ahamiyatga ega. Ular tarkibida Ni_3Al , Ni_3Ti kabi moddalar hosil bo'ladi. Uning *nikelin* [(73,% Ni, 15%Cr, 7% Fe, 24%Ti, 3% (Al + Nb + Mn + Si)], *nixrom* (60 % Ni, 40% Cr) va boshqa qotishmalari elektrotexnika sanoatida qo'llaniladi. Nikelning mis bilan hosil qilgan *monelmetall* (70% Ni, 30% Cu) qotishmasi kimyoviy ta'sirga chidamlidir. Uning magnit xossali qotishmalari ham ma'lum. Nikelning temir bilan hosil qilgan qotishmasi – *invar* qizdirilganda hajmini o'zgartirmaydi, *neyzilberg* qotishmasi (20% Ni, 40-70% Cu va 5-40% Zn) oksidlanmaydi. Nikelning kislotalarga munosabati xuddi temir va kobaltnikiga o'xshash. U ishqorlarda erimaydi.

23.3. §.Platina guruhchasidagi metallar

Bu guruhchaga sakkizinchi guruhning V va VI davr elementlari Ru, Rh, Pd, Os, Ir va Pt kiradi. Bularning erkin atomlarining elektron konfiguratsiyasi quyidagicha:

Ru	Z=44	KLM	$4s^2 4p^6 4d^7 5s^1$
Rh	Z=45	KLM	$4s^2 4p^6 4d^8 5s^1$
Pd	Z=46	KLM	$4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^0$
Os	Z=76	KLMN	$5s^2 5p^6 5d^6 6s^2$
Ir	Z=77	KLMN	$5s^2 5p^6 5d^7 6s^2$
Pt	Z=78	KLMN	$5s^2 5p^6 5d^9 6s^1$

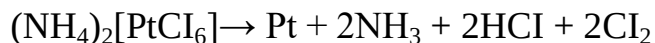
Bu elektron formulalardan ko'rinib turibdiki, birinchidan platina metall atomlarining sirtidan ikkinchi qavatidagi d-elektronlar soni oltidan ortiq (faqat

osmiyda 6 ta); ikkinchidan bu atomlar o'zining d- orbitallardagi elektronlar sonini 10 taga etkazish uchun intiladi; chunonchi, palladiyning 4d orbitalida elektronlar soni 10 taga etadi, ularning ikkitasi 5s pog'onachadan o'tgan bo'lib, 5s pog'onachada elektronlar soni nolga teng; platina 6s pog'onachadan bir elektronni 5d ga o'tkazib, 5d pog'onachadagi elektronlar sonini 9 ga etkazadi; uchinchidan, metall atomlarining elektron konfiguratsiyalari temir, kobalt va nikelning elektron konfiguratsiyalaridan bo'sh 4f yoki bo'sh 5f pog'onachalarning mavjudligi bilan farqlanadi. Shunga ko'ra, platina metallarning kimyoviy xossalari Fe, Co, Ni larnikidan ancha farq qiladi. Bu elementlarda barqaror izotoplar soni elementning toq yoki juft tartib raqamlariga bog'liq. Masalan, toq tartib raqamli radiyning faqat bitta, toq tartib raqamli iridiyning faqat ikkita barqaror izotopi bo'lib, juft tartib raqamli ruteniy va osmiyning ettitadan, platinaning oltita barqaror izotopi bor. Platina guruhchasi elementlarining juda ko'p sun'iy radioaktiv izotoplar hosil qilingan. Ular tabiatda tug'ma yoki qotishmalar holida uchraydi. Ular temir, mis, ba'zan oltin hamda simob bilan birga uchraydi. PtAs, (Pt, Pd, Ni, S) tarkibli minerallari ham ma'lum. Tug'ma platina ko'pincha har xil (bir necha milligrammdan bir necha kilogrammga qadar) og'irlikdagi donalar shaklida bo'ladi. Ulardan eng kattasi 9,6 kg kelgan. Tug'ma platina tarkibida 70-80% platina, 3-10% temir, 2-3% iridiy, 0,5% radiy, 0,3% palladiy, 0,4% osmiy, 0,02% ruteniy, 10% mis bo'lishi mumkin. Tug'ma platinada boshqa 5 ta platina guruhchasidagi metallarning umumiy miqdori 1,5-2,8% ga boradi, ayniqsa ruteniy kam. Platina guruhchasidagi metallarning eng katta konlari Janubiy Amerikada (Kolumbiyada) va boshqa mamlakatlarda uchraydi.

Palladiy bilan radiyni 1803 yilda Vollaston, iridiy va osmiyni 1804 yilda Tenant, platinani Uotson (Kolumbiyada 1748 yilda) va ruteniyni Rossiyada 1844 yilda Klaus kashf etganlar. Platina metallar tarqoq va asl elementlar bo'lib, ularning Yer qobig'idagi miqdori quyidagicha: platina $5 \cdot 10^{-7}$ %, iridiy $1 \cdot 10^{-7}$ %, osmiy $5 \cdot 10^{-6}$ %, radiy $1 \cdot 10^{-7}$ %, ruteniy $5 \cdot 10^{-7}$ %, palladiy

$1 \cdot 10^{-6}$ %. Binobarin, platina metallar nodir elementlar jumlasiga kiradi; bulardan nisbatan ko'p uchraydigani platinadir.

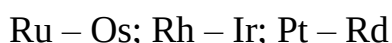
Olinishi. Platina guruhchasi metallari 1930 yilga qadar tarkibida ana shu metallarning rudalari bo'lgan tog' jinslarini (qumlarini) gravitasiya yo'li bilan boyitish orqali olinar edi. Ular asosan mis-nikel sulfid rudalaridan olinadi. Bu rudalar flotasiya metodi bilan boyitilgandan keyin, hosil qilingan konsentratlardan avval xomaki mis va nikel olinadi; nikelni elektrolitik tozalashda idish tubiga cho'kkan balchiqlar tarkibida platina metallar, misni tozalashdan cho'kkan balchiqlarda esa, oltin va kumush bo'ladi. Tarkibida platina guruhchasidagi metall bo'lgan balchiq avval kuydiriladi, konts. sulfat kislotaga solinib, qayta elektroliz qilinadi va balchiq tarkibidagi metallar miqdori 60% ga etkaziladi. So'ngra *affinaj* qilinadi. Buning uchun boyitilgan balchiq avval odatdagi haroratda to'rt hajm konts. HCl va bir hajm konts. HNO₃ aralashmasida eritiladi; so'ngra suyuqlik qizdiriladi. Buning natijasida platina - H₂[PtCl₆] holatida oltin-H[AuCl₄], iridiy -H₃[IrCl₆], ruteniy - H₂[RuCl₆], palladiy -H₂[PdCl₆], radiy -H₃[RhCl₆] holda eritmaga o'tadi; osmiy esa, OsO₄ (suvda erimaydigan) oksidga aylanadi. Eritma filtrlanib cho'kmadan osmiy olinadi. Filtratdan avval oltin, so'ngra birma-bir boshqa metallar ajratiladi. Filtratga qaytaruvchi ta'sir ettirilsa oltin qaytariladi. Ammoniy xlorid qo'shib qiyin eriydigan (NH₄)₂[PtCl₆] tarkibli kompleks tuz hosil qilinadi; so'ngra bu tuz qattiq qizdirilib, toza platina ajratib olinadi:



Qolgan filtratga nitrat kislota qo'shib eritma bug'lantiriladi. Shu yo'l bilan xloriridat cho'ktiriladi. Qolgan eritmaga biror qaytaruvchi ta'sirida palladiy va rodiy cho'ktiriladi, so'ng [Pd(NH₃)₂Cl₂] tarzida palladiy, [Rh(NH₃)₃Cl₃] tarzida rodiy ajratib olinadi. Bu tuzlar qizdirilib, erkin metall hosil qilinadi.

Platina guruhchasidagi metallarning xossalari. Platina guruhchasidagi metallarning hammasi oqish-kulrang va yaltiroq bo'ladi. Ularning suyuqlanish harorati temirnikidan yuqori; osmiy va iridiy juda yuqori

haroratda suyuqlanadi. Ru, Rh, Pd ning zichligi 12 g/sm^3 ga yaqin bo'lib (Os, Ir, Pt) juda og'ir metallardir ($d=22\text{g/sm}^3$). Ruteniy va osmiy juda qattiq, lekin mo'rt metallar. Shuning uchun bu ikki metallni kukun holiga aylantirish oson. Rodiy, palladiy va platina u qadar qattiq emas, lekin ular qovushqoq; shuning uchun bulardan yupqa zar va ingichka simlar tayyorlash mumkin. Bu uch metall yaxshi yassilanadi va ulanadi. Metallarning bir necha allotropik shakl o'zgarishlari ma'lum. Bu metallarning normal elektrod potentsiali $+0,83$ $+1,2 \text{ V}$ ga teng. Ular kislorod va galogenlar kabi oksidlovchilar bilan yuqori haroratdagina reaksiyaga kirishadi, ya'ni kam faol metallardir. Kimyoviy faollik jihatidan platina guruhchasidagi metallarning joylanishi quyidagicha: osmiy $\rightarrow$ ruteniy $\rightarrow$ iridiy $\rightarrow$ platina. Platina metallar – texnikada (termopara, isitish asboblarida va hokazolarda) ishlatiladi. Metallardan foydalanishda ularning uchuvchanligini nazarda tutish kerak. Ayniqsa, havo kislorodi ularning uchib ketishiga yordam beradi, chunki ular (ayniqsa osmiy) kislorod ta'sirida uchuvchan oksidlar hosil qiladi. Masalan, ruteniy havoda 1300°C da 2,5 soat qizdirilsa, uning massasi 7% cha kamayadi; iridiy esa 1300°C 20 soatda 7%, platina 1300°C da 20 soat qizdirilganda o'z massasini 1% cha yo'qotadi. Platina guruhdagi metallarning kimyoviy xossalarini ko'rib chiqishda oltita metallni quyidagicha uch juftga (uch diadaga) ajratish qulay:



Vodorodga munosabati. Vodorod metallarda, ayniqsa, platina va palladiyda yaxshi (1l palladiyda 850 l vodorod) eriydi. Bunda hosil bo'lgan «qotishma» tarkibida hajm jihatidan 3,4% vodorod bo'ladi. Bunday erish (okklyuziya) metallning kristall panjara oraliqlaridagi teshiklarga vodorodning diffuziyalanishi bilan izohlanadi. Metallar suvdagi eritmalarida ko'pincha murakkab ionlar hosil qiladi. Ular (ayniqsa, ruteniy va osmiy) bir necha oksidlanish darajasini namoyon qiladi:

Ru (I), (II), (III), IV V, VI, VII, VIII	Rh (II), III, (IV), (VI)	Pd II, (III), IV
Os (I), (II), (III), IV V, VI, VIII	Ir I, (II), III, IV, VI	Pt II, (III), IV (VI), (VIII)

Platina guruhchasi metallarning beqaror valentliklari qavs ichida ko'rsatilgan.

Kislorodga munosabati. Ruteniy va osmiy kislorod bilan yaxshi birikadi. Yaxlit holdagi ruteniy odatdagi sharoitda oksidlanmaydi, chunki uning sirti oksid parda bilan qoplanib qoladi. Lekin kukun holdagi ruteniy 100⁰C gacha qizdirilganda oksidlanadi; yuqori haroratda yonib ruteniy (IV)-oksid RuO₂ ga aylanadi; Na₂RuO₄ oksidlanganida ruteniy (VIII)-oksid RuO₄ hosil bo'ladi.

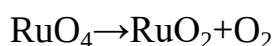
Osmiy kislorod bilan yanada faol reaksiyaga kirishadi; osmiy kukuni odatdagi haroratda oksidlanib, barqaror osmiy (VIII)-oksid OsO₄ ga o'tadi, osmiyning yaxlit parchasi 600-700⁰C larda yonib ketadi.

Rodiy yaxlit holatda 600⁰C kislorod bilan reaksiyaga kirishadi; natijada uning sirti Rh₂O₃ tarkibli oksid parda bilan qoplanadi; o'sha sharoitda kukun holatidagi iridiy IrO₂ ga aylanadi.

Palladiy kislorod bilan 700-800⁰C da birikib, PdO hosil qiladi. Shuni ham aytib o'tish kerakki, suyuq holatdagi palladiy o'zida kislorodni eritish qobiliyatiga ega.

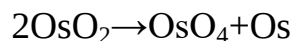
Platina yaxlit holatda har qancha qizdirilsa ham kislorod bilan birikmaydi. Lekin kukun holdagi platina (g'ovak platina va platina qurumi) 450⁰C da kislorod bilan birikib, PtO ga aylanadi. Ruteniy va osmiy o'z oksidlarida +4 va +8 ga teng valentlik namoyon qiladi.

Ruteniy (VIII)-oksid u qadar barqaror emas, qizdirilganda tezda parchalanib, ruteniy (IV)-oksid bilan kislorodga ajraladi:



Osmiy (VIII)-oksid juda uchuvchan modda, 130⁰C da qaynaydi.

Osmiy (IV)- oksid yuqori haroratda disproporsiyalanib parchalanadi; natijada OsO₄ va Os hosil bo'ladi:



Ruteniy va osmiyning uchuvchan oksidlari nihoyatda zaharli moddalardir.

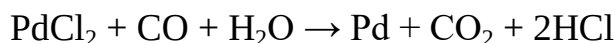
Ruteniy gidroksidda yoki kislotada ruteniyning oksidlanish darajasi +6 ga teng.

Rodiy oksidlari ichida eng barqarori Rh₂O₃ bo'lib, u yuqori haroratlarda parchalanib RhO va Rh₂O ni hosil qiladi.

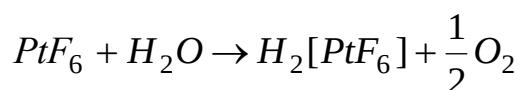
Galogenlarga munosabati. Metallarning barcha galogenlar bilan birikmalari ma'lum. Platina guruhchasi metallariga ftor ta'sir ettirilganda (haroratga qarab) geksافتorid, pentaافتorid, tetra va diftoridlar hosil bo'lishi mumkin, masalan, OsF₆, RuF₅, OsF₄, PdF₂ va hokazo. Ko'pchilik platina guruhchasi metallariga xlor ta'sir ettirilganda MeCl₃ tarkibli trixloridlar hosil bo'ladi (masalan, RuCl₃). Lekin platina xlor bilan reaksiyaga kirishganda platina (IV)-xlorid PtCl₄, palladiy esa palladiy (II)-xlorid PdCl₂ hosil qiladi. PtF₆, IrF₆, OsF₆ larda metall bilan ftor orasida ko'proq kovalent bog'lanish mavjudligi sababli, bu moddalar nisbatan past haroratlarda suyuqlanadi. Agar galogenidda metallning oksidlanish darajasi +4, +3, +2 va +1 ga teng bo'lsa, ularda metall bilan galogen orasida kuchli polyar yoki ionli bog'lanish mavjud bo'ladi.

Platina metallarining galogenidlari kuchli oksidlovchilardir;

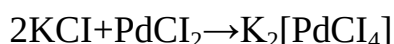
Masalan;



PtF₆ hatto suvni ham oksidlaydi:



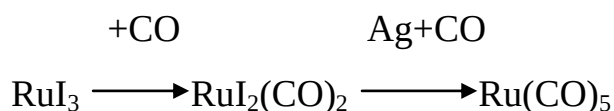
Platina guruhchasi metallarning galogenidlari boshqa metallarning galogenidlari bilan kompleks birikmalar hosil qiladi; masalan:



Komplekslarda metallarning koordinasion sonlari 4 va 6 ga teng.

Sulfidlari va karbonillari. Platina metallarning RuS_2 , OsS_2 , Rh_2S_3 , Rh_2S_5 , Rh_2S_4 , Rh_2S_8 , IrS_2 , I_2S_3 , Ir_3S_8 , PdS , PdS_2 , PtS , Pt_2S_3 , PtS_2 tarkibli sulfidlari ma'lum. Ularning ichida ruteniy va osmiy karbonillari o'z tarkibi jihatidan temir karbonillarga, rodiyniki esa kobaltnikiga o'xshaydi; $\text{Rh}_2(\text{CO})_8$ 76°C da suyuqlanadi. Rodiyning polimer karbonillari ham mavjud: $[\text{Rh}(\text{CO})_3]_n$; iridiyning ikkita karbonili ma'lum: $\text{Ir}_2(\text{CO})_8$ va $[\text{Ir}(\text{CO})_3]_x$.

Ruteniy karbonil kukun holatidagi ruteniyga katta bosim ostida CO yuborish natijasida hosil bo'ladi; shuningdek, ruteniy yodidga CO yuborilganda ham ruteniy karbonil olinadi:



Iridiy va osmiy karbonillarni ham shu tariqa hosil qilish mumkin. Platina va palladiy karbonillar hosil qilmaydi.

Kompleks birikmalari. Ruteniy kompleks birikmalarda asosan +3 valentli bo'ladi. $[\text{Ru}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $\text{K}_2[\text{Ru}(\text{NO}_2)_5]$, +1, +2 va +4 valentli ruteniyning komplekslari ma'lum; masalan, $\text{K}_2[\text{RuCl}_6]$, $\text{K}_2[\text{Ru}(\text{CN})_6]$.

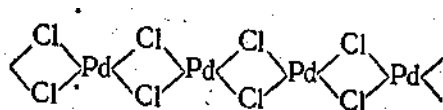
Osmiy kompleks birikmalarida +2, +3, +4, +6 va +8 ga teng valentli namoyon qiladi. Osmiyning $\text{K}_4[\text{OsCl}_6]$ va $\text{K}_4[\text{Os}(\text{CN})_6]$ dagi valentligi ikkiga teng. $\text{K}_3[\text{OsCl}_6]$ da uch valentli; $\text{K}_2[\text{OsCl}_6]$ da esa to'rt valentlidir. Osmiyning nitrozilli komplekslari ham ma'lum; masalan: $\text{K}_2[\text{Os}(\text{CN})_5(\text{NO})]$.

Rodiy komplekslarida asosan +3 valentli bo'ladi. Masalan: $[\text{Rh}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ (rangsiz); $[\text{Rh}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_3]\text{Cl}_2$ (sariq tusli); $\text{K}_3[\text{RhF}_6]$, $\text{K}_3[\text{RhCl}_6]$, $\text{K}_3[\text{Rh}(\text{CN})_6]$ va $\text{K}_3[\text{Rh}(\text{NO}_2)_6]$. Faqat $\text{Cs}_2[\text{RhCl}_6]$ da rodiiy to'rt valentli bo'ladi.

Iridiy ham rodiiy kabi komplekslarida asosan +3 valentlidir. Masalan : $[\text{Ir}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ (rangsiz); $[\text{Ir}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ (sariq tusli). Lekin +4 valentli iridiyning ham komplekslari bor; masalan: $(\text{NH}_4)_2[\text{IrCl}_6]$.

Palladiy kompleks birikmalarida ikki va to'rt valentlidir. Ikki valentli palladiyning koordinasion soni to'rtga teng, uning anion, kation va neytral komplekslari bor, masalan: $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ $\text{K}_2[\text{PdCl}_4]$ va $[\text{Pd}_2(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$. Rentgen nurlari yordamidagi tekshirishlarning ko'rsatishicha, bu komplekslar tekis kvadrat tuzilishga ega.

Yana shuni aytib o'tamizki, palladiy (II)-xloridning kristall panjara tuzilishi boshqa moddalarnikiga o'xshamagan. Bu modda, ikki qobirg'asi umumiy bo'lgan va bir-biri bilan ulanib ketgan tekis kvadratlardan iborat:



Kvadratning markazida palladiy atomi, uchlarida esa xlor atomlari turadi.

Palladiy o'zining oddiy birikmalarida to'rt valentli bo'lmaydi. To'rt valentli palladiy kation – komplekslar hosil qilmaydi, faqat anion – komplekslar beradi. Masalan, agar metall palladiy zar suvda eritilib, eritmaga KCl qo'shilsa, to'rt valentli palladiyning $\text{K}_2[\text{PdCl}_6]$ tarkibli anion – kompleksi hosil bo'ladi.

Palladiyning $\text{H}_2[\text{PdCl}_6]$ tarkibli kompleks kislotasi palladiyni zar suvida eritilishidan hosil bo'ladi.

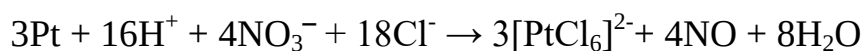
Platina komplekslari. Ikki va to'rt valentli platina juda ko'p kation, anion va neytral kompleks hosil qiladi.

Platinaning anion kompleksi uchun $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$, kation kompleksi uchun $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ va neytral kompleksi uchun $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ lar misol bo'la oladi. Ikki valentli platina komplekslari tekis kvadrat tuzilishga ega.

Platinaning $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{CN})_4] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ tarkibli kompleks tuzi, $\text{K}_4[\text{Pt}(\text{CN})_6]$ ni platina qurumi bilan qizdirish natijasida hosil bo'ladi. O'sha kompleks anionning bariyli tuzi $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{CN})_4] \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ katod, rentgen va radioaktiv nurlar ta'sirida kuchli flyuorestsensiya beradi. Shu sababli bu tuz radioaktiv moddalarni aniqlashda ishlatiladigan ekranlar tarkibiga kiradi.

To'rt valentli platina komplekslaridan $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ va $(\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_6]$ suvda yomon eriydi. Shuning uchun ular analitik kimyoda ishlatiladi. Bu tuzlarga

muvofoiq keladigan geksaxlor platina kislota $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ -platinani zar suvida eritishdan hosil bo'ladi:



$[\text{PtCl}_6]^{2-}$ ion juda barqaror.

? Savollar

1. Temir guruhcha elementlari tabiatda qanday birikmalar ko'rinishda uchraydi?
2. Temirning fizik xossalari qanday?
3. Temir guruhcha elementlarning necha xil qotishmasini bilasiz?
4. Temir qanday usulda olinadi?
5. Temirning necha valentli birikmalari mavjud?
6. Temir birikmalari nima maqsadda ishlatiladi?
7. Platina guruhcha elementlari necha valentli birikmalar hosil qiladi?
8. Platina guruhcha elementlari qanday fizik xossalarga ega ?
9. Platina guruhcha elementlarining kimyoviy xossalari nimalardan iborat?
10. VIII guruhcha elementlari qanday kompleks birikmalar hosil qiladi?

Foydalanilgan adabiyotlar

1. . Raymond Chang “Chemistry” 12th edition 2015 McGraw-Hill
2. J.P.Sevenair., A.R.Burkett. Introductory Chemistry.Wm.C.Brown Publishers. ©1997
3. Axmerov Q. Jalilov A.Sayfuddinov R. “Umumiy va anorganik kimyo” T.2006 y. O’zbekiston.
4. Парпиев Н.А., Рахимов Х.Р., Муфтахов А.В. “Анорганик кимёнинг назарий асослари” Т.2000 Ўзбекистон. I-том
5. Парпиев Н.А., Рахимов Х.Р., Муфтахов А.В. “Анорганик кимё” Т.2003 Ўзбекистон. II-том
6. Eminov A.M., Axmerov Q.A., Turobjonov S.M. Umumiy va poorganik kimyodan laboratoriya mashg’ulotlari. T. 2007 y
7. Н.А.Парпиев., Х.Р.Рахимов., А.Г.Муфтахов. Анорганик кимё. Тошкент “Ўзбекистон” 2000. 480 б.
8. Рахимов.Х.Р. Анорганик химия. Дарслик. кайта ишл.ва тўлд. 2-нашри. Тошкент. Ўкитувчи. 1984. 424 б.
9. Глинка Н.А. Общая химия. Л. “Химия”, 1990. 510 с
10. Угай. Я. А. Неорганическая химия. Учебник. М: Высшая школа. 1989.462 с.
11. Ю. Т. Тошпўлатов. Ш. С. Исхоков. Анорганик кимё. Тошкент «Ўкитувчи» 1992. 216 б.
12. О.С.Зайцев. «Общая химия» Составление веществ и химические реакции. Химия.1990.352 с.
13. Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия» Учебник. 2-изд.. перераб и доп. М: Высшая школа 1988. 639 с.
14. Дж.Хьюи «Неорганическая химия» М: “Химия”.1987.696 с
15. Т.З.Савич, Т.С.Ярославцева, А.С.Корощенко «Изучение закономерностей химических реакций» М: “Прос.” 1991.-128 с.
16. Д.А.Князев, С.Н.Смарыгин «Неорганическая химия»М: “Высшая школа”. 1990. 430 с.