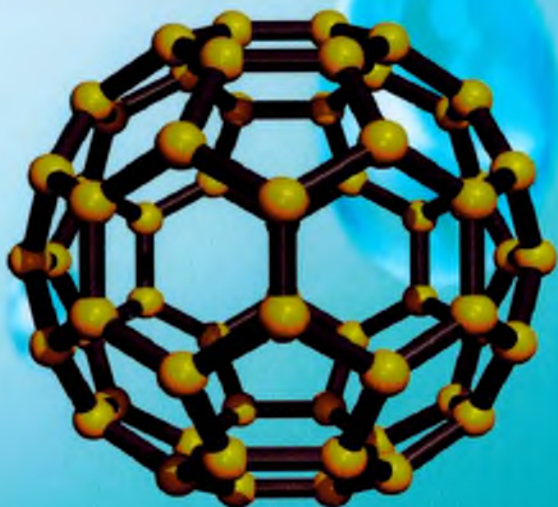


G.A.IXTIYAROVA

KIMYO



**O‘ZBEKISTON RESPUBLIKASI
OLIIY VA O‘RTA MAXSUS TA’LIM VAZIRLIGI
Islom Karimov nomidagi
TOSHKENT DAVLAT TEXNIKA UNIVERSITETI**

G.A.Ixtiyarova

K I M Y O

O‘zbekiston Respublikasi oliy va o‘rta maxsus ta’lim vazirligi
Oliy o‘quv yurtlarining texnik yo‘nalishdagi talabalar uchun
darslik sifatida tavsiya etgan



Toshkent 2020

UO`K 54(075.32)

KBK 24.1ya721

I 34

Kimyo [Matn]: Texnik ta'lim yo'nalishi talabalari uchun darslik / G.A.Ixtiyarova. - Toshkent: Muharrir nashriyoti, 2020. - 188 b.

ISBN 978-9943-6589-5-0

UO`K 54(075.32)

KBK 24.1ya721

Ushbu "Kimyo" fanidan tayyorlangan darslik texnik ta'lim yo'nalishi talabalar uchun mo'ljallangan namunaviy dastur asosida tuzilgan bo'lib, Davlat ta'lim standartlari talablariga to'la mos keladi. Mazkur darslik hozirgi zamon darajasida, yuqori malakali mutaxassislar tayyorlashga qo'yiladigan talablar asosida tayyorlangan. Darslik bugungi kun talablaridan kelib chiqib qiziqarli ma'lumotlar, kimyoviy savollar, rasmlar bilan to'ldirilgan. Bundan tashqari talaba fa'ni to'liq o'zlashtirishi uchun glossariyalar ham keltirilgan.

Данный учебник по предмету "Химия" предназначен для студентов технического направления, а также для учителей химии. Учебник соответствует требованиям Государственного образовательного стандарта и стандартной учебной программы, которая описывает интересные темы в обучении химия, а также передовые технологии в преподавании химии. Учебник основываясь на требования преподавания включает в себе интересные сведения в области современной химии, проблемные ситуации, вопросы, рисунки, а также глоссарии

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

Taqrizchilar:

- Muxitdinov X.X.** - Toshkent davlat texnika universiteti "Umumiy kimyo" kafedrasi dotsenti, k.f.n;
- Kadirova Sh.A.** - O'zbekiston milliy universiteti "Noorganik kimyo" kafedrasi professori; k.f.d.

© G.A.Ixtiyarova.

© "Muharrir nashriyoti", Toshkent, 2020.

SO'Z BOSHI

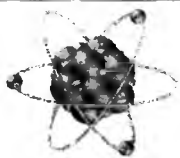
Bugungi kunda respublikamizda olib borilayotgan islohotlarning deyarli ko'pgina qismi ta'lim sohasiga va uning rivojlanishi salohiyatli kadrlar yetishib chiqishga qaratilgan. Chunki, mamlakatimiz ta'lim tizimi tubdan rivojlanmoqda, bu esa o'z navbatida ta'lim muassasalarining resurs, kadrlar va axborot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

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

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

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

Muallif



I BOB. KIRISH. ATOM – MOLEKULAR TA'LIMOT. ATOM TUZILISHI 1.KIMYO FANINING RIVOJLANISH TARIXI. UNING MAQSAD VA VAZIFALARI.

1.1. Kimyo fani va uning rivojlanish tarixi

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

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

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

1) suv;

2) havo;

3) olov;

4) tuproqdan hosil bo'lgan degan fikrlarni ilgari surishgan.

Miloddan 3 asr oldin yashagan Arastu butun dunyo

1) namlik – bu suv;

2) sovuqlik- havo;

3) issiqlik-olov;

4) quruqlik- tuproqdan iborat deb aytib o'tgan.

4-asrda qadimgi dunyoning markazi bo'lgan Aleksandriya shaxrida akademiyalar va kutubxonalar tashkil topgan. 7 asrda Aleksandriyani

arablar bostirib olganlar va kimyo so'zi oldiga "al" qo'shimchasini qo'shib "alkimyo" deb ataganlar. Bu davrda alkimyogarlar *falsafa toshi* va uzoq umr baxsh etuvchi suyuqlik - *eleksir* kabi moddalarni topishga ishonganlar. Evropaga 8 asrda alkimyo kirib kelgan. Alkimyo davrining salbiy tomonlari bilan birga ijobiy tomonlari ham bo'lgan. Bu davrda moddalarni tozalash usullari filtrlash, bug'latish, eritish kabi usullar topilgan, nitrat, xlorid, sulfat kislotalar, hatto chinni ham kashf etilgan. Alkimyo davri 16 asrgacha davom etgan.

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

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

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

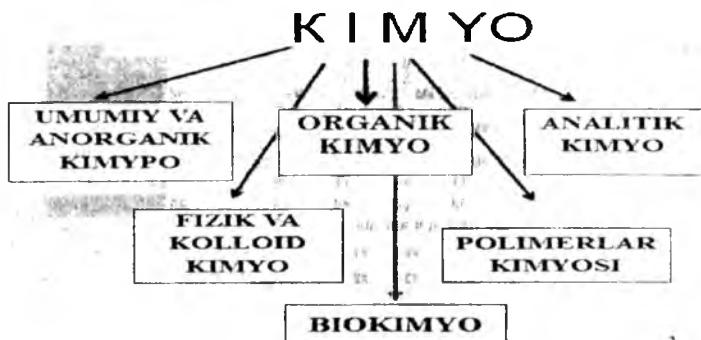


Mixail Lomonosov (1711-1765)

19 asrda J.Daltonning kimyoviy atomistikasi, Rezerfordning yadro nuklear nazariyasi, A.Avogadroning molekulyar nazariyasi, A.M.Butlerovning organik **birikmalarning** tuzilish nazariyasi va D.I.Mendeleevning kimyoviy elementlar-ning davriy qonuni va davriy

sistemasining kashf etilishi kimyoning nazariy asoslarini yanada chuqurlashtirdi hamda ilmiy kimyo fani rivojlana boshladi.

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



1.1-rasm. Kimyo faninig bir necha bo'limlari

Ishlab chiqarish jarayonida kimyo fani 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 turli-tuman moddalar – mineral o'g'itlar, metallar, plastik massalar, bo'yoqlar, sun'iy tolalar, dorivor moddalar va boshqalar olinadi.

Fan, sanoat, meditsina va qishloq xo'jaligi uchun xizmat qiluvchi minglab izotoplar olinadi. Fan va texnikaning turli sohalarida ishlatiluvchi yaxshi xossaga ega bo'lgan materiallar – o'g'itlar, o'simliklarni kasalliklar va zararkunandalardan himoya qiluvchi kimyoviy vositalar, erituvchilar, qiyin suyuqlanuvchi materiallar, turli polimern materiallar, yarim-o'tkazgichlar, katalizatorlar keng ko'lamda ishlatiladi.

Birgina nefni fraktsilab haydalganda turli mahsulotlar – gazlar, benzin, kerosin, ligroin, mazut, paraffin, vazelin va h. olinadi.

Atrof muhitni muhofaza qilish insoniyat oldida turgan eng muhim vazifalardan biri bolib qoldi. Oqava suvlarni tozalash, suv va havoning tozaligini nazorat qilish, chiqindisiz texnologiyalar yaratish va dolzarb masalalarni hal qilishda kimyo fani va sanoatining ahamiyati juda kattadir.

1.2. Kimyoning asosiy tushunchalari

Atom massa. Molekulyar massa. Mol. Allotropiya. Element

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

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

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

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

Kimyoda massa va hajm birligi bilan bir qatorda modda miqdorining birligi sifatida «mol» ham ishlatiladi. *Mol uglerod izotopi ^{12}C ning 12 grammida qancha atom bo'lsa, shuncha molekula, atom, ion, elektron yoki boshqa struktura zarrachalarini saqlovchi moddaning miqdoridir.* Mol tushunchasi qo'llanilganda har bir aniq hollarda qanday struktura zarrachalari hisobga olinayotganligi ko'rsatilishi zarur. Masalan, H atomlari moli, H_2 molekullari moli, H ionlari moli birlaridan farqlanishi kerak. Hozirgi vaqtda 1 mol modda tarkibida bo'lgan struktura zarrachalarining soni (Avog'adro soni) juda aniqlik bilan hisoblangan bo'lib, bu son $6,02 \cdot 10^{23}$ ga teng.

Moddaning 1 molining massasi mol massa deb yuritiladi. Mol massaodatda, g/mol bilan ifodalanadi. Masalan, atomar vodorodning mol

massasi 1,0079 g/mol ga molekulyar vodorodning mol massasi 2,0158 g/molga, kislorod molekulasi mol massasi 31,9988 g/mol ga tengdir.

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

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

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

Elementning belgisi – XIX asrning boshlarida shved kimyogari YA.Berselius taklifi bilan elementlarning lotincha nomlarini bosh harflari yoki bosh va yordamchi harflari elementga belgi sifatida qabul qilindi.

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

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

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

Y.A.Berselius taklifi bilan elementlarning lotincha nomlarini bosh harflari va belgi

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

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

Izotop – Protonlar soni bir xil atom massasi va neytronlar soni har xil bo'lgan atomlar. Masalan: ^1_1H protiy, ^2_1D -deyteriy, ^3_1T -tritiiy.

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

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

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

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

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

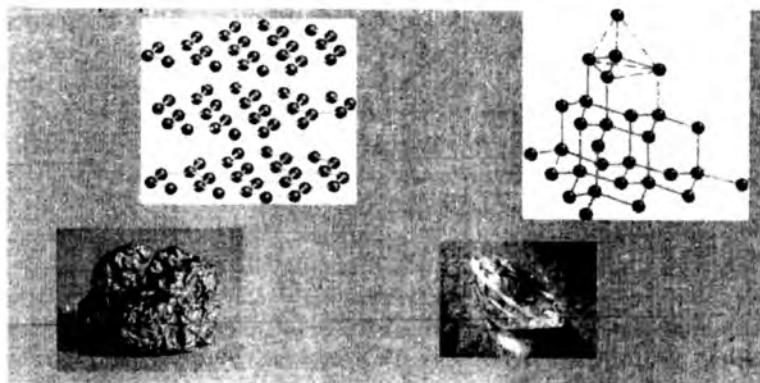
Suvdan elektr toki o'tkazilgandagi kimyoviy o'zgarish (reaksiya) sodir bo'ladi: bunda suv ikkita mutlaqo boshqa moddalarga parchalanadi—gazsimon vodorod va kislorodlarga ajraladi. Moddaning tarkibi o'zgardi—suvning molekulasida endi yo'q bo'ldi. Molekulalarning kimyoviy o'zgarishi ushbu holatda quyidagi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

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

Fosfor elementining allotropik shakl o'zgarishlariga:

P - oq, qora, binafsha va qizil fosfor,

Masalan, oq fosfor, $44,20^{\circ}\text{C}$ da suyuqlanuvchi juda zaharli moddadir. Fosfor qorog'ida havoda shu'lalanadi va hattoalangananib yonishi mumkin. Fosforoddiy modda bo'lib, boshqa moddalarga parchalanmaydi. Agar fosfor havo kirmaydigan joyda qizdirilsa, uning xossalari keskin o'zgaradi, ya'ni u qizil-binafsha tusga kiradi, qorog'ida endi shu'lalanmaydi, havoda yonib ketmaydigan bo'lib qoladi. Demak, bir modda ikkinchi boshqa moddaga aylanadi. Bu modda boshqa moddaga parchalanmaydi va unga hech narsa birikmaydi. Dastavval olingan va qizdirish natijasida hosil bo'lgan moddalarning ikkisi ham fosfor elementidir. Ulardan birinchisi oq fosfor, ikkinchisi esa qizil fosfor deb ataladi. Bu ikkala fosfor bir xil elementning turli formalaridagi ko'rinishidir. Oq fosfor ham, qizil fosfor ham kislorod oqimida qizdirilganda bir xil modda - fosfat angidrid hosil bo'ladi. Demak, fosfor elementi erkin holda bir necha oddiy moddalar holida uchrashi mumkin. Oltingugurt elementining allotropik shakl o'zgarishlariga S-monoklin, rombik va plastik misol bo'ladi. Uglerod elementining allotropik shakl o'zgarishlariga: C- olmos, grafit, karbin va flyuren,



a)

b)



d)



e)

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

Olmosda uglerodning har bir atomi to'rtta boshqa atomlar bilan tetraedr uchlarida kovalent bog' hosil qiladi. Olmos – dielektrik. Olmos asosida mikroelektron asbob-uskunalar tayyorlash rivojlanmoqda. Olmosdan texnikada abraziv vositalar, oyna kesish, metallarga va boshqa materiallarga ishlov berish uskunalari tayyorlanadi. Olmosning yirik, tiniq kristallari brilliantlar holida qayta ishlanib, qimmatbaho zargarlik buyumlari tayyorlashda ishlatiladi.

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

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

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

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

1.3. Atom - molekulyar ta'limot

Rus olimi M.V. Lomonosov 1741 yilda atom - molekulyar nazariyaga asos solgan. Moddalar ko'zga ko'rinmaydigan zarrachalardan iborat degan tasavvurlar qadimgi Gretsiyada vujudga kelgan. Eramizdan ilgari V -asrda yaratilgan bu atom gipotezasi rivojlanmasdan qolib ketdi. Undan 11 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 rivojlanmaganicha qolib ketdi.

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

M.V. Lomonosov tomonidan yaratilgan korpuskulyar nazariya-ning asosiy prinsiplari quyidagilardan iborat:

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

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

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

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

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

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

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

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

Atom- oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiruvchi element-ning barcha kimyoviy xossalari o'zida saqlovchi eng kichik zarrachasidir.

Molekula - moddaning mustaqil mavjud bo'laoladigan va moddaning kimyoviy xossalari ega bo'lgan eng kichik zarrachasidir.

Atom va molekulalar nihoyatda mayda zarrachalardir. Atom va molekulalarni kichik doira shaklidagi zarrachalar deb hisoblasak, ularning radiusi santimetrning yuz milliondan bir ulushlari bilan, ya'ni $\text{\AA}$ (angstremlar) bilan ifodalanadi. ($1\text{\AA} = 10^{-8} \text{ sm} = 10^{-10} \text{ m}$). Alyuminiy atomining radiusi $1,43\text{\AA}$ ga, oltin atomining radiusi $1,44\text{\AA}$ ga, temir atomining radiusi esa $1,27\text{\AA}$ ga tengdir. Hozirgi vaqtda elektron mikroskoplar yordamida barcha moddalarning molekulasini ko'rish mumkin.

Takrorlash uchun savollar

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



2. KIMYO FANINING ASOSIY QONUNLARI

2.1. Moddalar massasining saqlanish qonuni

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

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

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

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

$$E=mc^2$$

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

Kimyoviy reaksiyalar natijasida doimo ma'lum miqdorda energiya ajralib chiqadi yoki yutiladi. Ammo kimyoviy reaksiyalarda ajraladigan yoki yutiladigan energiya miqdorlariga to'g'ri keladigan massa miqdori nihoyatda kam bo'lganligidan uni o'lchash qiyin. Shu sababli kimyoviy reaksiyalarda energiyaga aylanib ketadigan massa hisobga olinmaydi.

2.2.Modda tarkibining doimiylik qonuni

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



Antuan Lavuazye (1743-1794yy)

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

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

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



Joze Lui Prust



Lui Bertolle

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

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

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

Tarkibning doimiylik qonuniga faqat molekula 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. Masalan, vismutni talliy bilan hosil qiladigan birikmalarida talliyning bir og'irlik massasiga vismutning 1,24 dan 1,82 gacha bo'lgan og'irlik massasi to'g'ri kelishi mumkin.

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

2.3. Avogadro qonuni

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

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



Amadeo Avogadro (1776-1856)

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

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

Avogadro qonunidan uchta xulosa kelib chiqadi:

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

2.4. Ekvivalentlar qonuni

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



V. Rixter (1762-1807)

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Bu qonunni quyidagi tenglama shaklida ifodalash mumkin:

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

2.5. Karrali nisbatlar qonuni

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

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



Djon Dalton (1766-1844yy)

Dalton metan (CH_4) va etilen (C_2H_4) gazlarining tarkibini analiz qildi: meten tarkibida 75% uglerod va 25% vodorod bo'lib, unda 1 massa qism vodorodga 3 massa qism uglerod to'g'ri keladi. Etilen tarkibida esa 85,7% uglerod va 14,3% vodorod bor, unda 1 massa qism vodorodga 6 massa qism uglerod to'g'ri keladi. Demak, bu birikmalarda 1 massa qism vodorodga to'g'ri keladigan uglerod miqdorlari o'zaro 3:6 yoki 1:2 nisbatdabo'ladi.

2.6. Hajmiy nisbatlar qonuni

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

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

1 xajm H 1 xajm Cl = 2 xajm HCl
2 xajm H 1 xajm O = 2 xajm H_2O bug'i.

Ideal gaz qonunlari

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

Boyl-Mariott qonuni o'zgarmas haroratda o'zgarmas gaz massasining hajmi va bosimi orasidagi o'zaro bog'lanishni ifodalaydi:

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

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

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

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

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

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

iborat: **Mendelev-Klapeyron tenglamasi**

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

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

$n = 1 \text{ mol}; P = 1 \text{ atm}; V = 22,414 \text{ l. } T = 273,15^\circ \text{ u holda}$

$$R = \frac{P \cdot V}{nT} = \frac{1 \cdot 22,414}{1 \cdot 273,15} = 0,08205 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{grad} (\text{mol} \cdot K)}$$

yoki $R = 0,08205 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{grad} (\text{mol} \cdot K)}$, bu yerda K – Kelvin gradusi.

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

$$PV = nRT$$

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

U vaqtda Mendeleev-Klaypeyron tenglamasi quyidagicha yoziladi:

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

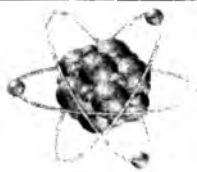
Bundan molekulyar massani topish mumkin:

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

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

Takrorlash uchun savollar

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



3. ANORGANIK BIRIKMALARNING ENG MUHIM SINFLARI

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

- 1) oddiy
- 2) murakkab

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

Masalan: O_3 – ozon, S_8 – oltingugurt, Fe – temir, Au – oltin P_4 – fosfor O_2 , kislorod, Ag-kumush, J_2 -yod va h.z. Oddiy moddalar metallar va metalmaslarga bo'linadi.

Metallaslar- bog'lanmaydigan, yaltirroq bo'lmagan, issiqlik va elektrni deyarli o'tkazmaydigan moddalar. Hammasi bo'lib davriy sistemada 22 ta element atomi metalmas, shundan 11 tasi (H_2 , N_2 , O_2 ,

F_2 , Cl_2 , He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) odatdagi sharoitda gaz, 1 tasi suyuqlik (Br_2), 10 tasi (B, C, Si, P, As, S, Se, Te, I_2 , At_2) qattiq moddalar.

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



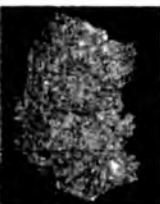
S_8
a)



P_4
b)



Br_2
d)



Au
e)



Ag
f)

3.1-rasm. Oddiy moddalar: a) oltingugurt; b) fosfor; d) brom; e) oltin; f) kumush.

Anorganik modda

Oddiy	Metallar
	Metallaslar
Murakkab	Oksidlar
	Asoslar
	Kislotalar
	Tuzlar

Murakkab moddalar (yoki kimyoviy birikmalar)– molekulasi xar xil atomlar (kimyoviy elementlar) dan tuzilgan modda.

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



a) $CaCO_3$



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



d) H_2O



e) $NaCl$

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

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

3.1. Oksidlar, nomlanishi, olinishi va xossalari

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

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

Oksidlarning nomlanishi

Agar element bir necha xil oksid hosil qilsa, ularning nomini atashda avval element nomi aytiladi, so'ngra qavs ichida rim raqami bilan elementning shu oksiddagi valentligi ko'rsatiladi-da, defies qo'yilib, oksid so'zi qo'shib aytiladi.

3.1- *jadval*

OKSIDLARNING TURLARI	
Tuz hosil qilmaydigan	Indifferent CO, H_2O, NO, N_2O, SiO
Tuz hosil qiladigan	Asosli -Ishqoriy va ishqoriy yer metall oksidlari va +1, +2 oksidlanish darajasini namoyon etgan metallar $Na_2O, K_2O; MgO; CaO; FeO; CuO$
	Amfoter (oksidlanish darajasi +3, +4 bo'lgan metallar), $ZnO; BeO; Al_2O_3; Cr_2O_3; SnO_2; PbO_2$
	Kislotali -metalmas oksidlari va +5 dan +7 gacha bo'lgan metallar $SO_2; SO_3; P_2O_5; Mn_2O_7; CrO_3; Cl_2O_7; MnO_3$

Masalan: FeO – temir (II) – oksid, Fe_2O_3 – temir (III) – oksid, SO_2 – oltingugurt (IV) – oksid, SO_3 – oltingugurt (VI) – oksid, Cl_2O_5 – xlor (V) – oksid va xokazo. Oksidlarni grek sonlari bilan aytish ham

mumkin: PbO_2 - qo'rg'oshin dioksid, NO - azot monooksod, NO_2 - azot dioksid.

SO_3 - sulfat angidrid (sulfat kislotaga muvofiq keladi), N_2O_5 - nitrat angidrid (nitrat kislotaga muvofiq keladi).

Ba'zi oksidlar alohida nomlanadi: SO_2 - sulfit gazi, CO_2 - karbonat angidrid va hokazo. Misol tariqasida azotning barcha oksidlari nomini yozamiz va qavs ichida eski nomini keltiramiz:

N_2O - azot (I)- oksid

NO - azot (II)- oksid (azot oksid)

N_2O_3 - azot (III) - oksid (nitrit angidrid)

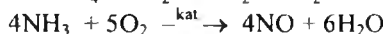
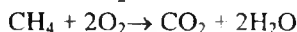
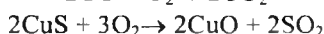
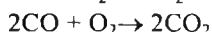
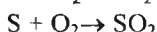
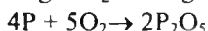
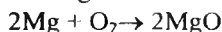
NO_2 - azot (IV) - oksid, azot dioksid (azot to'rt oksid)

N_2O_4 - azot (IV) - oksidning dimeri (azot qo'sh oksid)

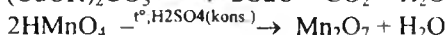
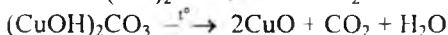
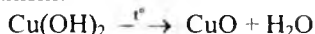
N_2O_5 - azot (V) - oksid (nitrat angidrid, azot besh oksid)

Olinish usullari

Oddiy va murakkab moddalarning kislorod bilan ta'siridan:



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



3.2. Asoslar. ularning nomlanishi, olinishi va xossalari

Asoslar - Metall atomining bir yoki bir necha gidroksidlar bilan ta'siridan hosil bo'lgan murakkab moddalar (elektrolitik dissosiasiya nazariyasiga binoan asoslar dissosialanganda metall kationi (yoki NH_4^+) va gidroksid - anionlarini hosil qiladigan murakkab modda.

3.2- jadval

Oksidlarning kimyoviy xossalari

Asosli oksidlar	Kislotali oksidlar
Suv bilan ta'sirlashadi	
Ishqorlar xosil bo'ladi:	Kislota xosil bo'ladi:
$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$

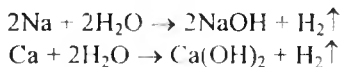
Kislota yoki asoslar bilan ta'sirlashadi:	
Kislotalar bilan tuz va suv hosil qiladi. $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{-r} \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{HCl} \xrightarrow{-r} \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Asoslar bilan tuz va suv hosil qiladi $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Amfoter oksidlarning ta'sirlashuvi	
Kislotalar bilan asoslar kabi: $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Asoslar bilan kislota kabi: $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $(\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4])$
Asosli oksid va kislotalioksidlar bir biri bilan ta'sirlashadi	
$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$	
Oddiy moddagacha qaytariladi:	
$3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{C} \rightarrow 2\text{P} + 5\text{CO}$	

Klassifikatsiyasi

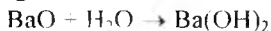
- 1.Suvda eriydigan (ishqorlar)-LiOH, NaOH, KOH, CsOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$,
- 2.Suvda erimaydigan – $\text{Cu}(\text{OH})_2$ $\text{Ni}(\text{OH})_2$ $\text{Cr}(\text{OH})_2$ $\text{Co}(\text{OH})_2$
3. Amfoter asoslar- $\text{Be}(\text{OH})_2$ $\text{Al}(\text{OH})_3$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

Olinish usullari va xossalari

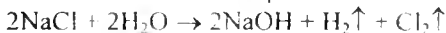
Aktiv metallar (ishqoriy va ishqoriy er metallari)ning suv bilan ta'siridan:



Aktiv metall oksidlarining suv bilan ta'siri:



Tuzlarning suvli eritmalarini elektroliz qilib:



3.3-jadval

Asoslarning kimyoviy xossalari

Ishqorlar	Suvda erimaydigan asoslar
Indikator ta'siri.	
lakmus – ko'k metiloranj - sariq fenolftalein – pushti	—
Kislotali oksidlar bilan.	

$2\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3$	—
Kislotalar bilan (neytrallanish reaksiyasi)	
$\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Tuzlar bilan almashinish reaksiyasi	
$\text{Ba(OH)}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{KOH} + \text{BaSO}_4 \downarrow$ $3\text{KOH} + \text{Fe(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \downarrow + 3\text{KNO}_3$	—
Termik parchalanishi.	
—	$\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

3.3. Kislotalar, olinishi va xossalari

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

Klassifikatsiyasi

Tarkibi bo'yicha: kislородli va kislородsiz.

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

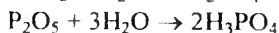
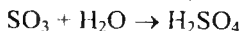
3.4-jadval

Kislородli va kislородsiz kislotalarning formulalari

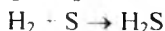
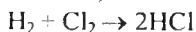
Kislородsiz:		Tuzlar nomi
HCl – xlorid kislota	Bir asosli	Xlorid
HBr – bromid kislota	Bir asosli	Bromid
HI – yodid kislota	Bir asosli	Yodid
HF – fluorid kislota	Bir asosli	Florid
H ₂ S – sulfid kislota	Ikki asosli	Sulfid
Kislородli:		
HNO ₃ – nitrat	Bir asosli	Nitrat
H ₂ SO ₃ – sulfit	Ikki asosli	Sulfit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

Kislotalarning olinish usullari

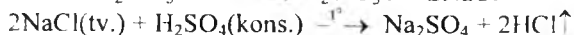
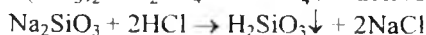
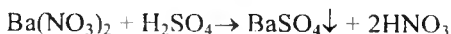
Kislotali oksidlarning suv bilan ta'siridan (kislород saqlagan kislotalar):



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



Tuzlarning kislotalar bilan ta'siridan



Kislotalarning kimyoviy xossalari

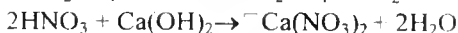
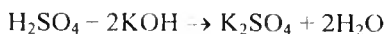
Indikatorlar ta'siri.

lakmus – qizil

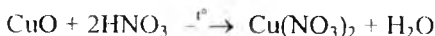
fenolftalein- rangsiz

metiloranj – lola rang

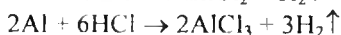
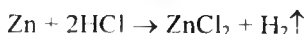
1. Asoslar bilan reaksiyaga kirishadi Bu Neytrallanish reaksiyasi deyiladi:



2.Asosli oksidlar bilan:



3.Metallar bilan:



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



3.4. Tuzlar, klassifikatsiyasi, olinishi va xossalari

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

Klassifikatsiyasi

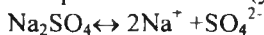
TUZLAR

O'rta

Nordon

Asosli
Qo'sh
Aralash
Kompleks

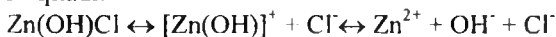
O'rta. Dissosiasilanganda faqat metall kationi (yoki NH_4^+) hosil qiladi



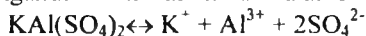
Nordon. Dissosiasilanganda metall kationi (yoki NH_4^+), vodorod ioni va kislota qoldig'i anioni hosil qiladi.



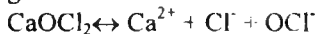
Asosli. Dissosiasilanganda metall kationi, gidroksid anioni va kislota qoldig'i hosil qiladi.



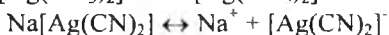
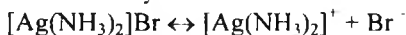
Qo'sh. Dissosiasilanganda ikkita kation va 1 ta anion hosil qiladi.



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

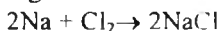


Kompleksli. Murakkab kation yoki anionlardan iborat.

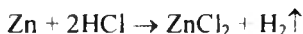


Olinish usullari

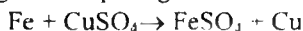
1. Metall va metallmaslarning o'zaro ta'siri bilan:



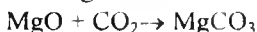
2. Metallarning kislota bilan:



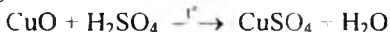
3. Metallarning aktivligi kamroq bo'lgan tuzlari bilan



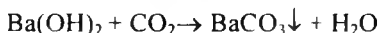
4. Asosli va kislotali oksidlarning o'zaro ta'siridan:



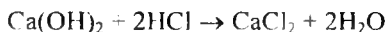
5. Asosli oksidning kislota bilan



6. Asoslarning kislotali oksid bilan

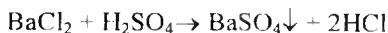


7. Asoslarning kislota bilan:

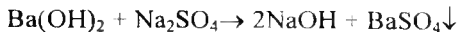


8. Tuzlarning kislota bilan:

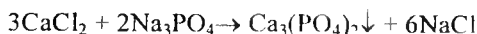




9. Asoslarning tuzlar eritmalari:



10. Ikki xil tuz eritmalari

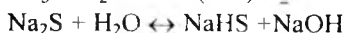
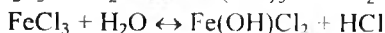
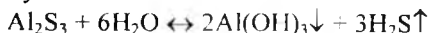


Tuzlarning kimyoviy xossalari

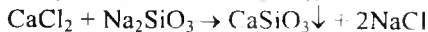
1. Termik parchalanadi.



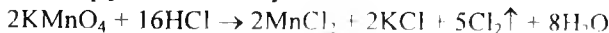
2. Hidrolizga uchraydi.



3. Kislotalar, asoslar va boshqa tuzlar bilan almashinishi.

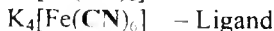
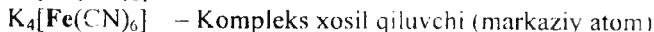
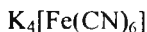


4. Oksidlanish -qaytarilish reaksiyalari.



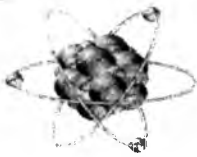
Kompleks tuzlar

Tuzilishi



Takrorlash uchun savollar

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



4. ATOM TUZILISHI. KVANT SONLAR

4.1. Atomning yadro modeli

Atom yunoncha so'z bo'lib "bo'linmas" degan ma'noni anglatadi. Fanda uzoq vaqt atom bo'linmas, degan fikr ilgari surib kelingan. 1819 yildan atomning murakkab sistema ekanligini rus olimi M.G. Pavlov ilgari surdi. Element atomini har qanday sharoitda ham qandaydir boshqa element atomiga aylantirib bo'lmaydi, deb hisoblangan. Biroq XIX asr oxiriga kelib atomlar murakkab tarkibga ega ekanligi vaatomlar o'zaro bir-biriga aylana olishi aniqlandi. Bu 1897 yilda ingliz fizigi DJ.Tomson elektronni kashf etilishi bilan isbotlandi.

Elektron elementar zarracha bo'lib, tabiatda mavjud bo'lgan eng kichik manfiy elektr zaryadi ($1,602 \cdot 10^{-19}$ Kl) ga ega. Uning massasi $9,11 \cdot 10^{-31}$ kg ga teng, vodorod atomi massasidan deyarli 2000 marta kichikdir. Elektronlar istalgan elementlardan ajratib olinishi mumkinligi aniqlandi. Elektronlar metallarda tok o'tkazuvchilar vazifasini bajaradi, ko'pchilik moddalar qizdirilganda, yoritilganda yoki rentgen bilan nurlantirilganda o'zlaridan elektronlar chiqaradi. Ma'lum bo'lishicha elektronlar hamma elementlarning atomlarida bo'ladi. Elektronlar manfiy zaryadlangan bo'lib, atomlar elektr zaryadiga ega emas, ya'ni ular elektroneytraldir. Demak, atomlarda elektronlardan tashqari qandaydir boshqa zarrachalar – musbat zaryadlangan zarrachalar bo'lishi kerak. Boshqacha aytganda, atomlar murakkab tuzilishiga ega bo'lib, yanada mayda struktura birliklaridan tashkil topgan. Atomning murakkab tuzilishini aniqlashda radioaktivlikning ochilishi muhim qadam bo'ldi.

Dj.Tomson modeli bo'yicha *atom* o'zining hajmi bo'yicha bir tekis taqsimlangan musbat zaryadlar va bu zaryadlar orasida tebranuvchi elektronlardan iboratdir. Atomning ichki tuzilishini aniqroq tekshirish maqsadida E. Rezerford α - zarrachalarni yupqa metall plastinkalarda tarqalishi bo'yicha bir qator tajribalar o'tkazdi. Rezerford radioaktiv moddadan chiqqan α - zarrachalar yo'lga kichik teshikli diafragma qo'yib, shu teshikchadan o'tgan bir tutam α - zarrachalarni oltin, platina,

mis plastinkalardan o'tkazdi. α - zarrachalarning ko'pchiligi o'z yo'nalishini o'zgartirmay plastinkadan o'tib ketdi. Zarrachalarning oz qismigina kichik burchak hosil qilib burildi, taxminan 8 ming α - zarrachalarning bittasigina chetga otili.



Djozef Tomson (1856-1940)



Ernest Rezerford (1871-1937)

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

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

elektronlarning qarama-qarshi zaryadlangan yadroga elektrostatik tortilish kuchi doim muvozanatda bo'ladi.

4.2. Elementlarning atom spektrlari

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



a)

b)

d)

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

Elektron o'z energiyasini tamom qilib, yadroga qo'shilib ketishi va atom buzilishi kerak. Bu xulosa atomning buzilmay, uzoq mavjud bo'lishi nazariyasiga ziddir. Ikkinchidan, Rezerford modeli atomlar spektrlarining xarakteri to'g'risidagi noto'g'ri xulosalarga olib kelardi.

Qizdirilgan qattiq va suyuq jismlar tomondan tarqatilgan yorug'likni shisha yoki kvarts prizma orqali o'tkazilsa, ekranda kamalakning hamma rangini o'zida tutuvchi rangli yo'l – yaxlit spektr hosil qilishini eslab ko'raylik. Bu hodisa qizigan qattiq yoki suyuq jismlarning nurlanishi har xil chastotaga ega bo'lgan elektromagnit to'lqinlardan iborat ekanligi bilan tushuntiriladi. Har xil chastotadagi to'lqinlar prizma tomonidan bir xil sindirilmaydi va ekranning turli joylariga tushadi.

Qizdirilgan gaz yoki bug' nurlanishi qattiq jismlar va suyuqliklarning nurlanishidan farq qilib, faqat to'lqin uzunliklardan iborat bo'ladi. Shu sababli ekranda yaxlit spektr o'rniga ayrim rangli chiziqlar qatori hosil bo'ladi. Bunday spektrlarni chiziqli spektrlar

deyiladi. Bu chiziqlarning soni va joylashish tartibi qizdirilgan gaz yoki bug'larning tabiatiga bog'liq bo'ladi. Har bir element atomlarining faqat shu elementga xos bo'lgan aniq spektr berishidan foydalanib, moddalarning tarkibini sifat va miqdor tomonidan aniqlash mumkin. Moddalarni bunday aniqlash usuliga spektralanaliz deyiladi.

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

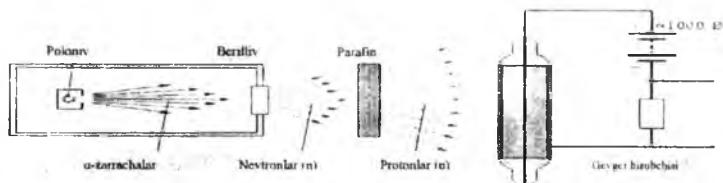
4.3. Atom yadrosining tuzilishi. Izotoplar

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

4.1-jadval

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

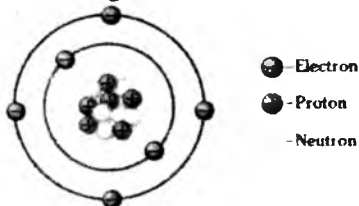
Neytron ham elementar zarracha bo'lib, uning elektr zaryadi yo'q, massasi 1,00867 u.b. ga teng. Protonni p bilan, neytronni n bilan ifodalash qabul qilingan.



1932 yilda ingliz fizigi Jems Chadvik neytronni tajribalar asosida kashf qildi. U berilliy metallini alfa nurlar bilan bombardimon qilib,

proton massasidan kattaroq bo'lgan va juda yuqori energiyaga ega bir zarracha borligini va uning elektr zaryadsiz ekanligini aniqladi. Uni Neytron deb atadi.

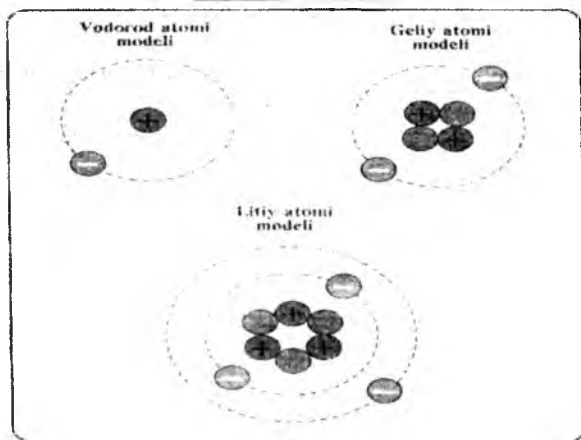
Atom yadrosidagi proton va neytronlar soni yig'indisi atom (yadro) ning massasoni deb yuritiladi. Atomning massa soni taxminan elementning atom massasini ifodalaydi.



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

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

Atom modellari



4.4- rasm. Vodorod -H1 geliy va Litiy Lining elektron, proton va neytron sonlari

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

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

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

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

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

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

Yadroning proton va neytronlardan hosil bo'lishida ajralib chiqadigan energiya qiymati yadroning bog'lagnish energiyasi deb ataladi va yadroning barqarorligini xarakterlaydi, ya'ni ajralib chiqadigan energiya miqdori qancha ko'p bo'lsa, yadro shunchalik barqaror bo'ladi. Har bir elementning hamma atomlari yadrolari bir xil

zaryadga ega bo'ladi, ya'ni yadro teng sondagi protonlarni saqlaydi. Lekin bu atomlar yadrolaridagi neytronlar soni har xil bo'lishi mumkin.

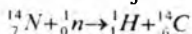
Bir xil yadro zaryadiga ega bo'lgan, lekin har xil sondagi neytronlarni tutuvchi atomlar izotoplar (grekcha «izos» – bir xil «topos» – joy) deb ataladi. Masalan, tabiiy xlor massa sonlari 35 va 37 ga teng bo'lgan izotoplardan iborat, magniyning massa sonlari 24,25 va 26 ga teng bo'lgan tabiiy izotoplari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

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

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

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

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



Bu yadro reaksiyasining borishiga kosmik nurlar yordam beradi. Hosil bo'lgan $^{14}_6\text{C}$ kislorod bilan birikib, $^{14}_6\text{CO}_2$ ni hosil qiladi. Hosil bo'lgan karbonat 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 yerdan topiladigan qazilma, organik qoldiqlarning radioaktivligini o'lchash asosida ularning «yoshini» aniqlaydilar.

4.4. Tabiiy va sun'iy radiaktivlik. Yadro reaksiyalari

Elementlar zarrachalar yoki yadrolarni tarqutish 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 yarmi yemirilishi uchun ketgan vaqt izotopning yarim yemirilish davri deb ataladi.

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



Mariya Skladovskaya Kyuri

1911 yilda Nobel mukofoti laureati
sovrindori bo'ladi

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

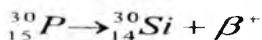
Mariya Skladovskaya Kyuri

Agar element bir necha xil oksid xosil qilsa, ularning nomini atashda avval element nomi aytiladi, so'ngra qavs ichida rim raqami bilan elementning shu oksiddagi valentligi ko'rsatiladi-da, defies qo'yilib, oksid so'zi qo'shib aytiladi. da Nobel mukofoti laureati sovrindori bo'ladi Olima 0,1g Ra ni 3 yil davomida laboratoriyada sintez qiladi. Yana bir radiaktiv elementni kash etadi. Va polloniy deb ataydi/ Polloniy so'zining ma'nosi O'zi tug'ilib o'sgan shahar nomin bilan ataydi.

Radioaktiv elementlarning yarim yemirilish davri g'oyat xilma-xil bo'ladi, ya'ni ba'zi elementlarning yarim yemirilish davri milliard yillarga teng bo'lsa, ba'zilarniki sekundning kichik ulushlariga teng bo'lishi mumkin. Masalan, radonning yarim yemirilish davri 2,85 sutkaga, radiyniki 1620 yilga, uranniki esa 4.5 milliard yilga teng.

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

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



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

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

Birinci 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



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

4.5. Yorug'likning kvant nazariyasi. Nils Bor nazariyasi

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

$$E = h \nu$$

E - energiya kvanti;

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

ν - tebranish chastotasi ($\nu = \frac{c}{\lambda}$);

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

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

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



Albert Eynshteyn (1879-1955)



Nils Bor (1885-1962)

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

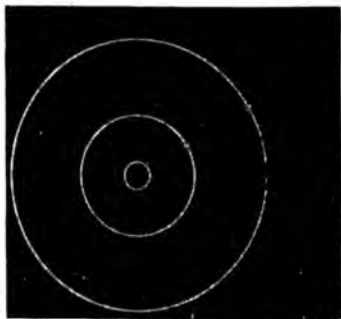
Nils Bor 1913 yilda vodorod atomining tuzilish nazariyasini taklif etdi. U o'z nazariyasini yaratishda atomning yadro modeliga asoslandi va o'z nazariyasi asoslarini postulatlar holida ta'rifladi:

Nils Borning I postulati. **Elektron yadro atrofida hohlagan orbitada emas, balki faqat kvantlangan, ya'ni ma'lum energiya**

darajasiga muvofiq keladigan orbitalar bo'ylab harakat qiladi. Bu orbitalar barqaror (statsionar) yoki kvant orbita deb ataladi.

N. Borning II postulati. Elektron barqaror orbitalar bo'ylab aylanganda elektromagnit energiya tarqatmaydi. Elektron bir barqaror orbitadan boshqa orbitaga sakrab o'tganda nurlanish jarayoni sodir bo'ladi va bir kvant energiya chiqariladi. Aksincha harakat qilganda esa energiya yutiladi (4.5-rasm). Bu energiyaning miqdori atomning dastlabki va oxirgi holatlari energiyalari orasidagi ayirmaga tengdir. Bor bu postulat asosida vodorod atomining tuzilishini tusuntirdi.

Yadro atrofida aylanayotgan elektron energiyasi orbitaning radiusiga bog'liq bo'ladi. Yadroga yaqin orbitada joylashgan elektron kam energiyaga ega bo'ladi (bu atomning normal holati deb yuritiladi). Elektronni yadrodan uzoqroq orbitaga o'tkazish uchun elektronning musbat zaryadlangan yadroga tortilish kuchini yengish kerak buning uchun energiya sarf qilish talab qilinadi.



4.5-rasm. N.Borning atom modeli

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_2 bilan, elektronning yadroga yaqin orbitada joylashgan holatidagi, ya'ni atomning oxirgi holatdagi energiyasini E_1 bilan belgilasak, unda elektronning sakrab o'tishi vaqtida tarqaladigan kvant energiyasi quyidagicha bo'ladi:

$$E = E_2 - E_1$$

Plank tenglamasidagi E miqdorini bu tenglamaga qo'ysak:

$$h\nu = E_2 - E_1$$

hosil bo'ladi. Bundan

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

ga teng bo'ladi. Bu tenglama atom tomonidan tarqatiladigan yoki yutiladigan nurlanishning chastotasi (yoki to'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 holi emas edi. U spektr chiziqlarining magnit va elektr maydonida parchalanish hodisasi hamda vodoroddan boshqa elementlarning spektrlarini tushuntira olmadi. Ko'p elektronli atomlarning tuzilish nazariyasini yaratish Zommerfeld va boshqa olimlar zimmasiga tushdi.

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

Kvant nazariyasidan $E = h\nu$ va $c = \lambda\nu$ edi, keyingi formuladan ni keltirib chiqaramiz.

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

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

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

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

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

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

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

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

4.6. Kvant sonlar

Atomning elektron qavatini tuzilishida atomelektronlarining energetik holatini kompleks xarakterlovchi parametrlar hal qiluvchi rol

o'ynaydi. Hozirgi vaqtda elektronning harakati to'rtta kvant soni: bosh, orbital, magnit va spin kvant sonlari bilan ifodalanadi.

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

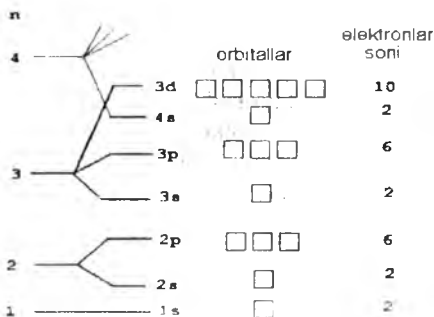
Elektron energiyasi oshadi

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

Harf belgisi - K L M N O P Q

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

energiya



4.6- rasm. Elektron orbitalarda elektronlar soni

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

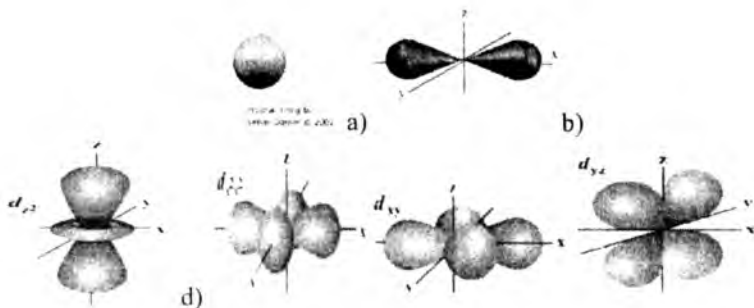
3 – qavatda (M qavatda) = $2 \cdot 3^2 = 18$ elektron va hokazo bo'ladi.

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

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

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

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



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

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

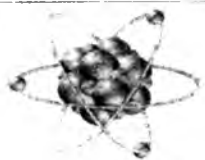
3. Magnit kvant soni (m_l) elektron orbitallarining fazodagi holatini, ya'ni ma'lum magnit maydoniga nisbatan qanday burchak bilan joylashganini ko'rsatadi. Magnit kvant sonning qiymatlari $-l$ dan $+l$ gacha bo'laoladi. Shunday qilib l ning turli qiymatlaridan m_l ning mumkin bo'lgan turlicha qiymatlari 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 val o'zgarmasa, turli m_l ga ega bo'lgan orbitallar bir xil energiya qiymati bilan xarakterlanadi; masalan uchinchi pog'onaning 5 tadorbitallari bir-biridan energetik jihatdan emas, faqat fazoda joylanishi bilan farqlanadi (4.7-rasmda elektronlarning orbitallari tasvirlangan).

4. Spin kvant soni (m_s). Ilgari vaqtlarda uni elektronning o'z o'qi atrofida aylanishini xarakterlovchi kvant soni deb hisoblanar edi, endilikda m_s ni maxsus kvant mexanik miqdor deb qaraladi. Elektron o'z o'qi atrofida ikki tomonga aylanishi mumkin. Shuning uchun elektronning spin kvant soni faqat 2 qiymatga ega: $+\frac{1}{2}$ va $-\frac{1}{2}$. Bu grafik shaklda bir-biriga nisbatan qarama - qarshi tomonga yo'nalgan strelkalar bilan ko'rsatiladi: $\uparrow$ yoki $\downarrow$. Bir xil yo'nalishdagi spinga ($\uparrow\uparrow$) ega bo'lgan elektronlar parallel, qarama-qarshi yo'nalishdagi spinga ($\uparrow\downarrow$) ega bo'lganlari antiparallel elektronlar deb hisoblanadi.

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

Takrorlash uchun savollar

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



II-bob. D.I.MENDELEYEVNING KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI VA DAVRIY QONUNI 5. KIMYOVIY ELEMENTLARNING DAVRIY SISTEMASI

*Илмни фурсат бўлганда ўрганиш керак.
Чунки илм зарур бўлган пайтда фурсат топилмайди.*

5.1.Davriy sistemaning kelib chiqish tarixi

D.I.Mendeleyevdan avval olib borilgan bu urinishlarning hech birida elementlar orasida uzviy bog'lanish borligi topilmadi. XVIII asr oxirida 25 ta element ma'lum edi. XIX asrning boshida yana 19 ta element kash etildi.

D.I.Mendeleev o'sha zamonda ma'lum bo'lgan barcha elementlarni ularning atom massalarini ortib borishi tartibida bir qatorga joylashtirdi va elementlarning xossalari ma'lum oraliqlarda, ya'ni davriy

takrorlanishini aniqladi. Mendeleev kashf etgan bu qonun davriy qonun deb yuritildi. uni Mendeleev quyidagicha ta'rifladi: "Oddiy jismlarning xossalari, shuningdek elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlarning atom massalariga davriy ravishda bog'liq bo'ladi". D.I.Mendeleev davriy qonunni kashf etishda elementlarning atom massa qiymatlari hamda ularning fizik va kimyoviy xossalarga e'tibor berdi. XVIII asr oxirida 25 ta element ma'lum edi. XIX asrning boshida yana 19 ta element kash etildi.

1812 yilda Berselius elementlarni metallar va metalmaslarga ajratdi. 1829 yilda Iogann Debereyner uchtdan o'xshash elementlarning guruhini tuzdi va ularni *triadalar* deb atadi.

5.1. jadval

Iogann Debereyner uchtdan triadalar

Li	O	F
Na	S	Cl
K	Se	Br

Keyinchalik Lotar Meyer tetradalar guruhini tuzdi. Nyulends valentlik asosida elementlarning oktavalar qatorini yaratdi.

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

D.I.Mendeleeyevdan avval olib borilgan bu urinishlarning hech birida elementlar orasida uzviy bog'lanish borligi topilmadi. Kimyoviy elementlarning bir-biriga o'xshashligi va farqi asosida kimyoning muhim qonunlaridan biri yotishini D.I.Mendeleeyvgacha hech kim kashf eta olmadi. Chuqur ilmiy bashorat va taqqoslashlar asosida 1869 yilda D.I.Mendeleev tomonidan qilingan bu kashfiyot kimyoda yangi davrni boshlab berdi. Davriy qonunga asoslangan kimyoviy elementlar klassifikatsiyasi kimyoviy elementlar xossalari o'rganish va moddalarning tuzilishi haqidagi ta'limotning yanada rivojlanishida juda ham muhim rol o'ynadi.



Yaratilgan: D. I. Mendeleev
M. I. L. N. A. E. I. d

D.I.Mendeleev (1834-1907yy)

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

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

Elementlarning quyidagi fizik xossalarida davriylik uchraydi:

1) atom hajmlari 2) atom va ionlarning radiuslari 3) optik spektrlari 4) ionlanish potentsiallari 5) suyuqlanish va qaynash haroratlari va boshqalar. Lekin elementlarning yadro zaryadlari, atom massalari, atom issiqlik sig'implari davriy ravishda o'zgarmaydi. Bu xossalar elementlarning davriy bo'lmagan xossalari qatoriga kiradi. Elementlar atomlarining yadro zaryadlari davriy sistemada bir elementdan ikkinchi elementga o'tgan sari 1 tadan ortib boradi. Elementlarning atom massalari davriy sistemada bir elementdan 2-elementga o'tishi bilan birta uglerod birligi qadar ortib boradi. Ko'pchilik elementlarning atom issiqligi sig'imi 26 J ga teng bo'lib, elementning davriy sistemadagi o'rniga bog'liq emas.

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

Bir-biriga o'xshash elementlarning sirtqi va sirtqidan oldingi qavatlarida elektronlarning joylashishi ham bir birinikiga o'xshash bo'ladi. Elementlar xossalarining davriy o'zgarishiga sabab atomda

elektronlarning ketma-ket joylashishi va har qaysi qavatda ma'lum sondagi elektronlarning mavjudligidir.

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

5.2. Elementlarning davriy sistemasi

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

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

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

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

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

Birinchi qatorda faqat ikki element – vodorod va geliy joylashgan. Bu ikki element birinchi davrni tashkil etadi. Ikkinchi va uchinchi qatorlar biz yuqorida ko'rib chiqqan elementlardan tashkil topgan bo'lib, har birida sakkiztadan element bo'lgan ikki davrni hosil qiladi. Uchala davr kichik davrlar deb yuritiladi. 4, 5, 6, va 7 davrlar katta davrlar deyiladi. 4, 5 va 7 davrlarning har qaysisi ikki qatordan tuzilgan. 7 davr tugallanmagan davrdir. Birinchi davrdan boshqa hamma davrlar ishqoriy

metall bilan boshlanib, inert gaz bilan tugaydi. Katta davrlarda elementlarning soni ko'p bo'lganligi uchun bir elementdan ikkinchi elementga o'tganda elementlarning xossalari kichik davrdagilarga nisbatan bir muncha sust o'zgaradi. Katta davrlar juft va toq qatorlarga ega. Har qaysi katta davrda elementlarning xossalari ishqoriy metallardan inert gazga o'tgan sayin ma'lum qonuniyat bilan o'zgarib boradi. bundan tashqari elementlarning xossalari har bir juft qator ichida va har bir toq qator ichida ham ma'lum ravishda o'zgaradi. Elementlarning kislorodga nisbatan yuqori valentligi bir elementdan ikkinchi elementga tekis o'zgarib boradi. Lekin davr o'rtasida valentlik maksimumga yetib birdan ikkiga tushadi, so'ngra davr oxiriga qarab yanaoshib 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. Uninchi qatorda aktiniy (89-element)dan keyin o'z atom tuzilishlari bilan aktiniy atomiga o'xshash 14 ta element joylashgan, ular aktinoidlar deb ataladi va alohida qatorga joylashtiriladi.

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

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

Asosiy guruhcha elementlari kimyoviy xossalari jihatdan yonaki guruhcha elementlaridan farq qiladi. Buni VIIA guruh elementlarida yaqqol ko'rish mumkin. Bu guruhning asosiy guruhcha elementlari (vodorod, fluor, xlor, brom, yod, astat) aktiv metallmaslar bo'lib.

qo'shimcha guruhcha elementlari (marganes, texnetsiy, reniy) haqiqiy metallardir. Har bir guruh ichida atom massa ortishi bilan elementlarning metallik xossalari kuchayib boradi. Bu hodisa, asosiy guruhcha elementlarida yaqqol namoyon bo'ladi.

Elementlarning xossalari (atom massasi, valentliklari, kimyoviy birikmalar- ining asos yoki kislotalilik xususiyatlari va hokazolar) davriy sistemada davr ichida ham, guruh ichida ham ma'lum qonuniyat bilan o'zgaradi. Binobarin, har qaysi element davriy sistemada o'z o'rniga ega va bu o'rin o'z navbatida ma'lum xossalar majmuasini ifodalaydi va tartib nomeri bilan xarakterlanadi. Shu sababli agar biror elementning davriy sistemada tutgan o'rni ma'lum bo'lsa, uning xossalari haqida to'la fikr yuritish mumkin. Kimyoviy elementning davriy sistemadagi o'rniga qarab, uning elektron tuzilishini aniqlash mumkin. Buning uchun quyidagi qonuniyatlarni bilish kerak.

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

2. Asosiy guruhcha elementlari atomlari tashqi energetik pog'onasidagi elektronlar soni shu element joylashgan davriy sistemaning guruh nomeriga teng. Masalan, 20-element kalsiy II guruhning asosiy guruhchasida, 4-davrda joylashgan. Kalsiy atomining tashqi pog'onasidagi elektron konfiguratsiyasi $4s^2$ dir. Surma 51-element bo'lib, u V guruhning asosiy guruhchasi va 5 – davrda joylashgan. Uning tashqi pog'anasining 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 B – VII B guruhlarining qo'shimcha guruhcha elementlari hamda VII B guruhning qo'shimcha guruhidagi 3 ta element (Fe, Ru, Os) ning atomlaridagi tashqi energetik pog'onaning s-pog'onachasidagi va tashqidan oldingi energetik pog'onaning d-pog'onachasidagi elektronlarning umumiy soni guruh soniga teng. Masalan reniy 6-davr VIIB guruhining qo'shimcha guruhchasida joylashgan, uning valent qavatlarining elektron konfiguratsiyasi $5d^5 6s^2$ dir.

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

5.3.Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati

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

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

1875 yilda fransuz kimyogari *Lekok de Buabodron* ekaalyuminiy xossalari namoyon qiluvchi galliyni (Fransiyaning qadimiy nomi sharafigaatalgan) kashf qildi. 1879 yilda *L.F.Nilson* ekabor xossalari ega bo'lgan skandiyni kashf etdi. 1886 yilda Germaniyada *K.A.Vinkler* ekasilitsiy xossalari o'zida namoyon qiluvchi germaniyni kashf etdi.D.Mendeleyev Ekasilitsiyning 1871 yilda aytgan xossalari 1886 yilda kashf qilingan germaniy xossalari bilan solishtirilgan (5.1 jad): Galli, skandiy va germaniyning kashf etilishi davriy qonunning buyuk tantanasi bo'ldi.

5.2.jadval

Ekasilitsiy va germaniyning xossalari

Ekasilitsiyning xossalari	Germaniyning xossalari
Ekasilitsiy Es suyuqlanuvchan metall, kuchli issiqlik ta'sirida uchuvchan	Germaniy Ge – kulrang metall 936 °C da suyuqlanadi, undan yuqori haroratda uchuvchan
Atom massasi 72 ga yaqin	Atommassasi 72.59 gateng
Zichligi 5,5 g/sm ³ atrofida	Zichligi 20° C 5,35 g/sm ³ gateng
Oksidi oson qaytariluvchan	Oksidi ko'mir yoki vodorod yordamida metallgacha oson qaytariladi
Oksidining zichligi 4.7 g/sm ³ ga yaqin	Oksidining zichligi 18° C 4,703 g/ sm ³ ga teng
EsCl ₄ suyuqlik, 90 °C atrofida qaynashi kerak. uning zichligi 1,9 g/ sm ³ ga yaqin	GeCl ₄ suyuqlik. 83 °C atrofida qaynaydi. uning zichligi 18 °C da 1.88 g/ sm ³ ga teng

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

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

Pauli tamoyili

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

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

Pauli prinsipidan foydalanib atomdagi har xil energetik pog'ona va pog'onachalar joylashishi mumkin bo'lgan elektronlarning maksimal sonini hisoblash mumkin. Agar $l = 0$ bo'lsa, s -pog'onacha bo'lib, magnit kvant soni ham $m_l = 0$ ga teng bo'ladi. Binobarin s -pog'onachada 1 taorbital 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 ($-1, 0, +1$). Binoarin, p -pog'onachada 3 taorbital bo'lib, ularning har biri 2 tadan ortiq bo'lmagan elektronlar bilan band bo'ladi. Hammasi bo'lib p -pog'onachada 6 ta elektron joylashishi mumkin:



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



Nihoyat, f -pog'onachada ($l=3$) joylanishi mumkin bo'lgan elektronlarning maksimal soni 14 ga teng: umuman orbital kvant soni l bo'lgan pog'onachadagi elektronlarning maksimal soni $2(2 + l)$ ga tengbo'ladi (masalan, $l=1$ p -pog'onacha $2(2 + l) = 2(2 + 1) = 2 \cdot 3 = 6$) Birinchi energetik pog'ona (K -qavat, $n=1$) da faqats- p -pog'onacha bo'ladi, ikkinchi energetik pog'ona (L -qavat, $n= 2$) s - va p -pog'onachalardan tashkil topgan va hokazo.

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

Elektron qavatlarining ketma-ket elektronlar bilan to'lib borishi tartibi, ya'niularning orbitalarda qanday joylashishi masalasi muhimdir. Atomda elektronlar Xund qoidasiga binoan joylashadi.

Qo'zg'almagan atomdagi elektronlarning spinlari yig'indisining absolyut qiymati maksimal bo'ladi.

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

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



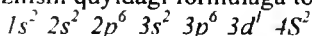
5.1.-rasm. Uglerod atomi yacheykada qatsimlanishi 1(a) sxema to'g'ri keladi.

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

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

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

Agar ikki orbital uchun $n+l$ yig'indi bir xil qiymatga ega bo'lsa, Klechkovskiyning ikkinchi qoidasi kuchga kiradi: $n+l$ yig'indi bir xil bo'lganda orbitallarning to'lib borishi bosh kvant soni n ning qiymatini oshib borishi tartibida bo'ladi. Masalan, skandiy atomida $n+l$ yig'indining qiymati bir xil bo'lgan 3 taorbitallardan qaysi oldin elektronlar bilan to'lishi kerak? 3 *d*-orbital ($n=3, l=2$) uchun $n+l$ qiymat 5 ga. 4 *p*-orbital uchun ham ($n=4, l=1$) 5 *s*-orbital ($n=5, l=0$) uchun ham 5 ga teng. Klechkovskiyning ikkinchi qoidasiga muvofiq avval 3 *d*-pog'onacha ($n=3$) so'ng 4 *p*-pog'onacha ($n=4$) vaoxirida 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 vaorbitallar bo'ylab joylanishi ayni elementning elektron konfiguratsiyasi deb yuritiladi. Masalan, natriy elementining elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ shaklida yoziladi. Barcha elementlar uchun (vodorod va geliydan tashqari) sirtqi qavatdagi maksimal elektron sig'imi 8 ga tengdir. Atomning sirtqi qavatidagi 8 ta elektron uni juda barqaror qiladi. Masalan, sirtqi qavatida 8 ta elektroni bo'lgan neon, argon, kripton va ksenon (shuningdek ikki elektronli geliy) kimyoviy jihatdan juda barqaror moddalar bo'lib, ular kimyoviy reaksiyalarga juda qiyinlik bilan kirishadi. Asosiy guruhcha elementlari atomlarning sirtqi qavatidagi elektronlarning soni ayni guruhning nomeriga tengdir. Qo'shimcha guruhcha elementlarining sirtqi qavatida 2 tagacha elektron, sirtqidan oldingi qavatida 8 tadan 18 gacha elektron bo'ladi. Mis, xrom va boshqa ba'zi element atomlarining sirtqi qavatida 1 tadan elektron bo'ladi. Masalan, mis atomning ($Z=29$) elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ ko'rinishiga ega, uni qisqacha $KLM 4s^1$ yoki $[Ar] 4s^1$ shaklida yozish mumkin.

Atom va ionlarning o'lchamlari

Atomlarning elektron bulutlari aniq chegaraga ega bo'lmaydi. Agar oddiy kristalidagi atomlarni bir-biriga tegib turgan shar shaklida deb hisoblasak, ikki shar markazlari orasidagi masofani, atom radiusining ikkilanganiga teng, deb qabul qilish mumkin. Masalan, mis kristallari yadrolari orasidagi eng kichik masofa 0,256 nmga teng, demak, mis atomi radiusi shu qiymatning yarmisiga ya'ni 0,128 nmga teng. Yadro bilan kuchsiz bog'langan tashqi elektron qavatdagi elektronlar atomdan ajralishi va boshqa atomlarga birikishi va ularning tashqi elektron qavatiga joylashishi mumkin. Bir yoki bir necha elektronlarini yo'qotgan atomlar musbat zaryadlangan zarrachalarga, ortiqcha elektronlarni biriktirib olgan atomlar esa manfiy zaryadlangan zarrachalarga aylanishi mumkin. Hosil bo'lgan zaryadlangan zarrachalar ionlar deb nomlanadi.

Atomlarning elektron yo'qotishi ularning effektiv o'lchamlarining kichiklashishiga, elektronlarni biriktirib olishi esa atomlarning effektiv o'lchamlarining kattalashishiga olib keladi. Shu sababli musbat zaryadlangan ion (kation) ning radiusi ayni atomning radiusidan kichik, manfiy zaryadlangan ion (anion) ning radiusi esa ayni elektroneytral atomning radiusidan katta bo'ladi. Masalan, kaliy atomining radiusi 0,236 nm, K^+ ionining radiusi 0,133 nm; xlor atomining radiusi 0,099 nm bo'lsa, Cl^- ionining radiusi 0,181 nm ga tengdir. Ionning zaryadi

qanchalik katta bo'lsa, uning radiusi aynan atom radiusidan shunchalik katta farq qiladi. Masalan, xrom atomining radiusi 0,127 nm bo'lsa, Cr^{2+} va Cr^{3+} ionlarining radiuslari mutanosib ravishda 0,083 nm va 0,064 nm ga tengdir.

Ionlanish potentsiali. Elektronga moyillik. Nisbiy elektronmanfiylik

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

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

Ionlanish 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 ulchanadi.

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

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

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

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

5.2 a) - jadval

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

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

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

Bitta guruhchada yadro zaryadining oshishi bilan atom radiuslari kattalashib boradi.

Bitta guruhchada bir xil miqdordagi yadro zaryadga ega bo'lgan ionlarning radiusi yadro zaryadining ortishi bilan kattalashadi. Buni quyidagi keltirilgan 5.2-jadvalda ko'rish mumkin (ion radiuslari nm da berilgan): Bunday qonuniyat bir davrdan keyingi davrga o'tganda

elektron qavatlarining sonini ortishi va tashqi elektronlarning yadrodan uzoqlashib borishi bilan tushuntiriladi.

5.2 b) -jadval

Ayrim guruh elementlarining ion radiuslari, (nm)

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

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

5.3- jadval

Ba'zi guruhcha elementlari atomlarining ionlanish energiyasi (V)

I guruh	II guruh	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	Cl 14,97
K 4,34	Ca 6,11	Se 9,75	Br 10,84
Rb 4,18	Sr 5,69	Te 9,01	I 10,45
Cs 3,39	Ba 5,21		

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

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

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

Elektronga moyillikning son qiymati elementning tartib nomeri, davriy sistemadagi o'rnini, elektronlar bilan to'lib boruvchi pog'onachaga

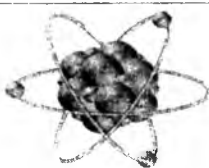
(bu pog'onacha tugallanishiga yaqin bo'lsa, element atomining elektronga moyilligi yuqori bo'ladi) hamda boshqa omillarga bog'liq bo'ladi.

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

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

Takrorlash uchun savollar

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



6. KIMYOVIY BOG'LANISH NAZARIYASI

6.1. Kimyoviy bog'lanishning umumiy tavsifi

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

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

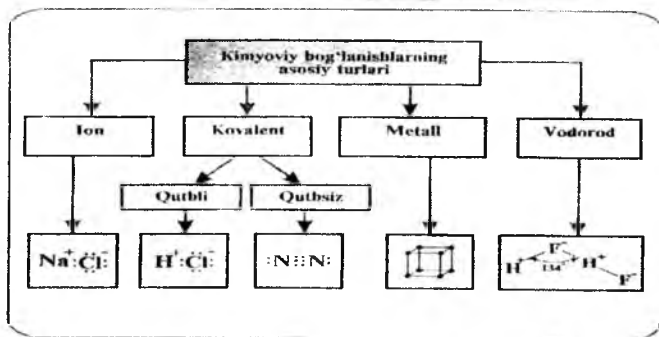
Shu yilning o'zida nemis olimi V.Kossel quyidagi fikrni bildirdi: o'zaro ta'sir etuvchi ikki atomdan biri elektron berib, ikkinchisi elektron birlashtirib oladi, bunda birinchi atom musbat zaryadlangan ionga, ikkinchisi esa manfiy ionga aylanib qoladi; hosil bo'lgan qarama-qarshi zaryadli ionlarning o'zaro elektrostatik tortilishi barqaror birikma hosil

bo'lishiga olib keladi. Bu fikr ion bog'lanish haqidagi hozirgi zamon tassavurlarini yaratilishiga olib keldi.

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

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

Kimyoviy bog'lanish turlari



6.1-rasm. Kimyoviy bog'lanishning turlari

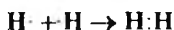
6.2. Kovalent bog'lanish

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

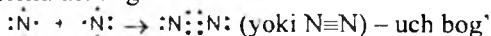
1927 yilda V. Geytler va F. London vodorod molekulasidagi yadrolararo masofa va bog'lanish energiyasi qiymatlarini hisoblab chikdilar va bu qiymatlar eksperimental topilgan qiymatga juda yaqin chikdi. Natijada vodorod molekulasidagi kimyoviy bog'lanish ikkala

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

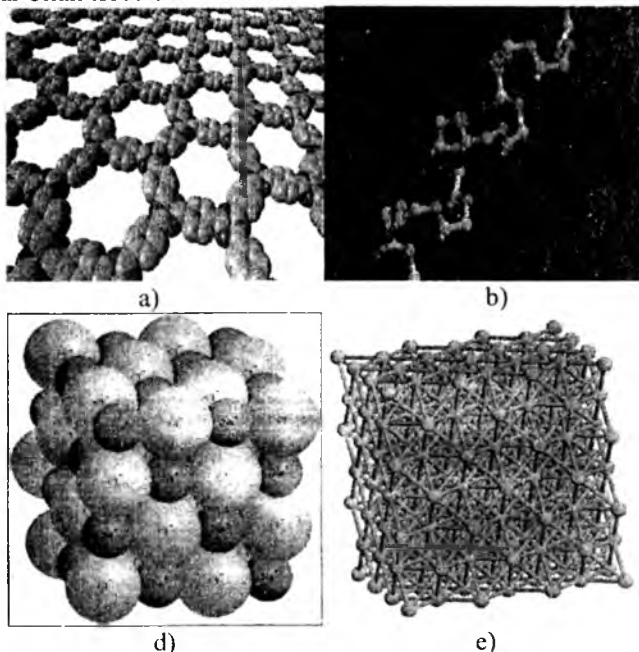
Ikkala atom uchun umumiy bo'lgan elektronlar atomlarning kimyoviy simvollari orasiga joylashtirilgan nuqtalar bilan ko'rsatiladi; qo'shbog' va uch bog'lar esa mutanosib ravishda ikki yoki uch juft umumiy nuqtalar bilan ifodalanadi. Masalan vodorod molekulasi hosil bo'lishini quyidagi sxema bilan ifodalash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



Azot molekulasi hosil bo'lish sxemasi:



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

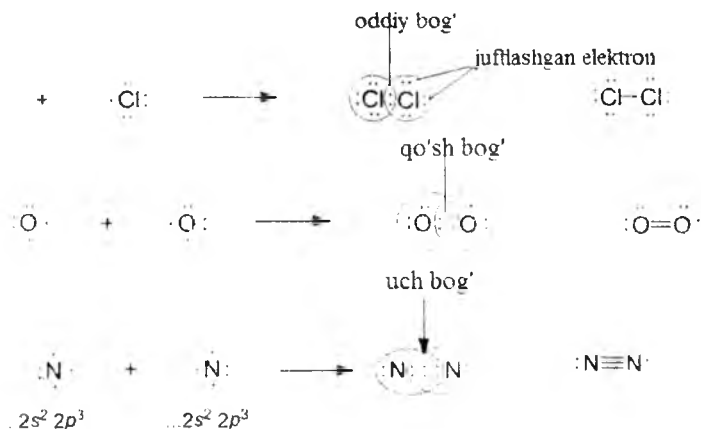


6.2-rasm. Kovalent (a) vodorod (b) ion (d) metall (e) bog'lanishning tuzilishlari

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

6.3. Qutbsiz va qutbli kovalent bog'lanish

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



6.3-rasm. Cl_2 , O_2 , N_2 molekularida kovalent bog'lanishdagi elektron juftlari

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

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

qilsa, bu siljish shunchalik kuchli bo'ladi. Ba'zi element atomlarning nisbiy elektromanfiyligi ilovada keltirilgan.

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

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

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

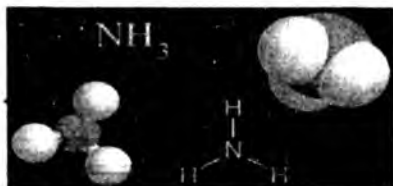
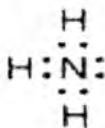
Kovalent bog'lanishni hosil qiluvchi umumiy elektron jufti qo'zg'alman atomlardagi juftlashmagan elektronlardan hosil bo'ladi. Bu holat masalan, H_2 , HCl , Cl_2 kabi molekularning hosil bo'lishida kuzatiladi. Bunda har bir atom 1 ta juftlashmagan elektronga ega, shunday ikki atomning o'zaro ta'siri tufayli umumiy elektron jufti, ya'ni kovalent bog'lanish hosil bo'ladi. Qo'zg'alman 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'alman atomdagi juftlashmagan elektronlarning sonidan ko'proq bo'lishi mumkin.

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

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

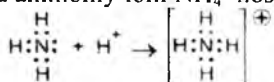
Kovalent bog' hosil bo'lish yo'llaridan ikkinchisi donor-akseptor bog'lanishdir. Ko'pgina hollarda kovalent bog'lar atomning tashqi elektron qavatidagi juftlashmagan elektronlar hisobiga vujudga keladi. Masalan, ammiak molekulasini ko'rib chiqaylik:



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

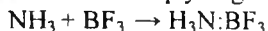
Azot atomining 6 tasi 3 ta kovalent bog' hosil qilib, ular ham azot uchun, ham vodorod uchun umumiy hisoblanadi. Lekin ikkita elektron faqat azot atomiga tegishli va taqsimlanmagan elektron juftini tashkil qiladi. Shunday elektron juftlar ham tashqi elektron qavatida bo'sh orbital bo'lgan boshqa atomlar bilan kovalent bog' hosil qilishda ishtirok etishi mumkin. Bunday bo'sh s-orbital vodorod ioni H^+ da bor: $\square\text{H}^+$

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



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

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



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

Kovalent bog'lanishning to'yinuvchanlik, yo'naluvchanlik, karralilik kabi xossalari bor. Vodorod molekulasida H_2 ga yana bitta vodorod atomining qo'shilishi va H_3 molekulasining hosil bo'lishi

mumkin emas. Ayni atom hosil qilinishi mumkin bo'lgan kovalent bog'larning soni chegaralangan. Bu son valent orbitallarning umumiy soni bilan belgilanadi.

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

Kovalent bog'lanishning hosil bo'lishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlarning valent elektron bulutlarining bir-birini qoplashi natijasidir. Bunday qoplash faqat elektron bulutlarning o'zaro ma'lum yo'nalishidagina yuz beradi, qoplash sohasi o'zaro ta'sir etuvchi atomlarga nisbatan ma'lum bir yo'nalishda joylashgan bo'ladi. Boshqachaaytganda kovalent bog'lanish yo'naluvchanlik xossasiga egadir. Masalan, vodorod molekulasida (6.5 a-rasm) atomlar s -elektron bulutlarining qoplanishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlar yadrolarining bog'lovchi to'g'ri chiziq (ya'ni bog' o'qi) yaqinida yuz beradi. Bunday kovalent bog'larga σ -bog' deyiladi. σ -bog' hosil bo'lishida bog' o'qiga ko'ndalang joylashgan p -elektronlar ham ishtirok etishi mumkin. Chunonchi HF molekulasidagi kovalent σ -bog' vodorod atomi 1s bulutini fluor atomi $2p$ -elektron buluti qoplashi natijasida vujudga keladi (6.5 b-rasm). F_2 molekulasidagi kimyoviy bog'lanish ham σ -bog'dir. bu bog'ni 2 ta fluor atomining $2p$ -elektron bulutlari hosil qilgan (6.5d-rasm). Bog'lanish o'qiga nisbatan perpendikulyar yo'nalgan p -elektronlarning o'zaro ta'sirlashuvi natijasida bitta emas, balki 2 ta qoplanish sohasi hosil bo'lib, bu sohalar bog'lanish o'qining 2 tomonida joylashgan bo'ladi. Bunday kovalent bog'lanishga π -bog'lanish deyiladi. Molekulalarning hosil bo'lishida atom elektron bulutlarining shakli va o'zaro joylashishi erkin atomdagi elektron bulutlarning shakl va o'zaro joylashishlariga nisbatan o'zgaradi, natijada valent elektron bulutlarning qoplanish sohasi katta bo'ladi, ya'ni mustahkam kovalent bog'lar hosil bo'ladi.

6.5. Atom elektron orbitallarining gibridlanishi

Atom orbitallarning 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 orbitallarning o'zaro qo'shilishi, ya'ni gibridlangan orbitallar hosil bo'ladi. 6.5-rasmda s -orbital bilan p -orbitaldan hosil bo'lgan ikkita sp -gibrid orbitallarining sxematik shakli keltirilgan.



Programming by
Selvin Danner © 2002



Programming by
Selvin Danner © 2002



Programming by
Selvin Danner © 2002

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

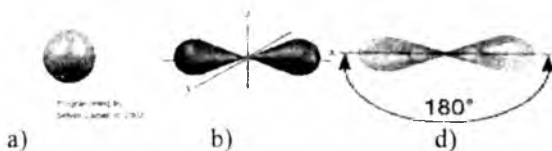


Programming by
Selvin Danner © 2002

6.6-rasm π -bog hosil bo'lishida
 p -elektron bulutlarining
qoplanish sxemasi.

p -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 tamomila simmetrik shaklni oladi.

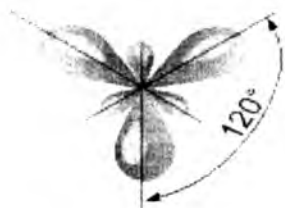
Bitta s -orbital bittap- p -orbital bilan qo'shilganda hosil bo'ladigan ikkita gibrid orbital 6.7-rasmda ko'rsatilganidek, bir-biriga qarama-qarshi yo'nalishda joylashgan bo'lib, molekulaning chiziqli yo'nalishiga sabab bo'ladi.



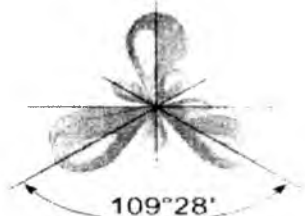
6.7- rasm. s (a) va p (b) -orbitallardan hosil
bo'lgan sp -gibrid (v) orbitalning shakli

Masalan, BeF_2 molekulasining hosil bo'lishidas p -gibridlanish kuzatiladi va gibrid orbitallar orasidagi burchak 180° ga teng bo'ladi. Hosil bo'ladigan gibrid orbitallar soni doimo gibridlanishga ishtirok etadigan dastlabki gibrid orbitallarning soniga teng bo'ladi. Chunonchi bittas- va ikkita p -orbitallarning gibridlanishi (sp^2 -gibridlanish) sababli uchta teng qiymatli sp^2 -orbitallar hosil bo'ladi. Bunda gibrid orbitallar bir-biriga nisbatan 120° li burchak hosil qilib joylashgan bo'ladi (6.7-rasm).

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



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

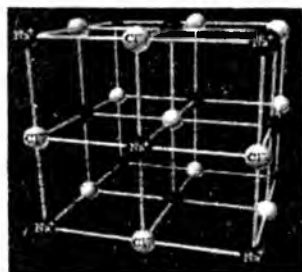


6.9 - rasm. sp^3 – gibrid orbital shakli.

6.6. Ion bog'lanish

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

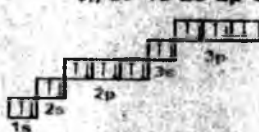
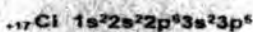
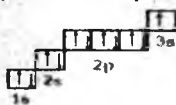
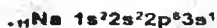
Oddiy ionlar, ya'ni 1 ta atomdan hosil bo'lgan ionlar (masalan, Na^+ , K^+ kationlari, F^- , Cl^- anionlari) yoki murakkab ionlar, yoki ikki va undan ortiq atomlardan hosil bo'lgan ionlar (NH_4^+ kationi, OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-} anionlar) bo'lishi mumkin. Ion bog'lanishli tipik birikmalar qatoriga ishqoriy metallarning galogenidlari, masalan $CsCl$, $NaCl$, NaF , KCl , $NaCl$, CsF va boshqalar kiradi. Ion bog'lanishni natriy xlorid misolida ko'ramiz (6.10-rasm): Ion bog'lanish kovalent bog'lanishdan yo'naluvchanlik xossasini namoyon qilmasligi bilan farq qiladi. Agar har bir ionni zaryadlangan shar deb qaralsa, ionning kuch maydoni fazoda hamma yo'nalishlar bo'yicha tekis tarqaladi ya'ni ion o'ziga qarama-qarshi zaryadli boshqa ionni har qanday yo'nalishda ham bir tekisda torta oladi.



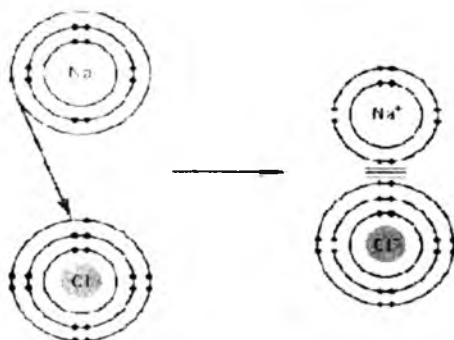
6.10-rasm. NaCl ning ionli kristall panjarasi, kubsimon.

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

Ion bog'lanish mexanizmi



Natry xlorid



6.11-rasm. Ion bog'lanishni NaCl misolida

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

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

Molekula vaatomlarda 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 tajribaorasi qarama-qarshilik mavjudligi aniqlandi. Masalan HF, NH₃ ning qaynash haroratlari kutilgadan yuqoriroq bo'lib chiqdi. Nazariya bo'yicha H₂O ning qaynash harorati H₂S ning qaynash haroratidan pastroq, HF ning qaynash harorati HCl nikidan, NH₃ niki esa PH₃ nikidan past bo'lishi kerak edi.

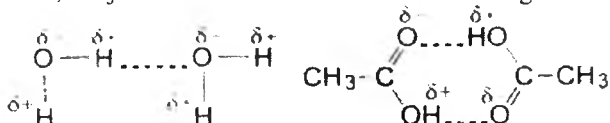
Odatdaayni guruhchadagi elementlarning bir xil tipdagi birikmalari qatorida suyuqlanish va qaynash haroratlari elementning atom massasi ortishi bilan ko'tariladi. HCl – HBr – HI, va H₂S – H₂Se – H₂Te qatorlarda bu bog'lanish kuzatiladi. Lekin H₂O va HF ning qaynash haroratlari aksincha yuqori bo'lib chiqdi. 1880 yilda Vodorod bog'lanish tushunchasini fanga M.A.II'inskiy va N.I.Beketovlar kiritishgan.



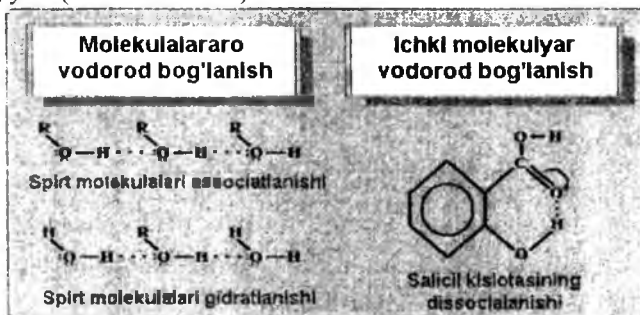
6.12-rasm. Suv molekulasidagi vodorod bog'lanish

Elektr manfiyligi yuqori bo'lgan atom bilan bog'langan vodorod atomining shunday xususiyati borki, u boshqa elektr manfiyligi yuqori shunday atom bilan yana bitta kimyoviy bog' hosil qilaoladi. Ana shu bog'lanish *vodorod bog'lanish* deb ataladi. Masalan, H₂O, CH₃COOH, HF da vodorod atomi elektroni kislorod, fluor atomiga yaqin joylashganligi tufayli shartli ravishda vodorod atomi musbat zaryadga

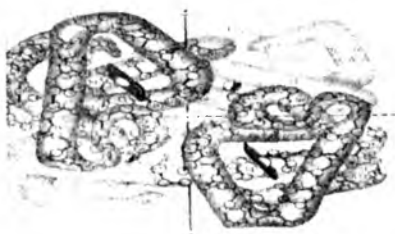
ega bo'lib qoladi. Boshqa fluor atomining juft elektronlari vodorod ionini o'ziga tortadi, natijada vodorod atomi ikki tomondan bog'lanib qoladi:



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



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



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

6.8. Metall bog'lanish

Metallarning suyuqlanish va qaynash haroratining yuqoriligi, ularni issiqlikning va elektr tokining yaxshi o'tishi, bog'lanish, yassilanish kabi xossalari ularning eng muhim fizik xossalari. Metallarning kristall

panjaralarining tuzilishini, ularning fizik xossalarini o'rganish ular da kimyoviy bog'lanishning o'ziga xos bo'lgan turi mavjudligini ko'rsatdi.

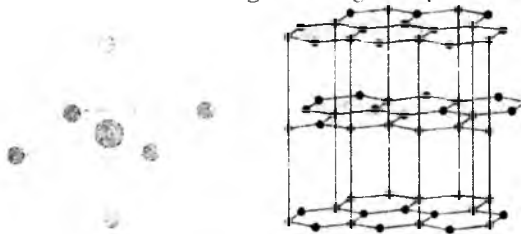
Metallarning kristall panjara tugunlarida metall atom ioni joylashgan. Bu atom - ionlar panjara hosil bo'lishida har bir metall atomidan bir yoki bir nechta elektronlarni chiqishi natijasida hosil bo'ladi. Erkin holdagi elektronlar esa xuddi gaz molekulari singari kristall panjaraning bo'shliqlarida erkin harakat qiladi. Bu elektronlarning harakati gaz molekularining harakatini eslatgani uchun ular *elektron gaz* deyiladi. Kristall panjaraning tugunlaridagi metall atom ionlari bilan elektronlar o'rtasida yuzaga keladigan tortishuv kuchlari *metall bog'lanish* deyiladi.

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

Qattiq moddalarning tuzilishi

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

Kristallarning shakli moddalarning xarakterli xossalaridan biridir. Kristallning tashqi shakli uning ichki tuzilishini ifodalaydi, ya'ni, bu tuzilish kristallni tashkil qiluvchi zarrachalar - molekular, 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 rentgent nurlarining difraksiyasi kashf etildi, bungaasoslanib rentgenostrukturaanalizi yaratildi. Bu qattiq moddalar tuzilishini o'rganishning asosiy usulidir.



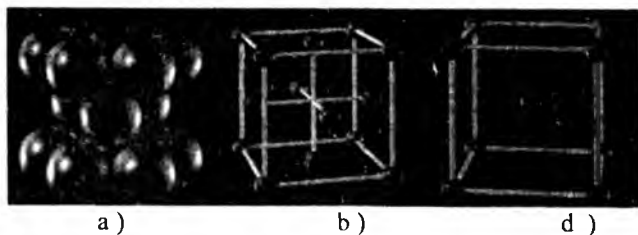
6.14 -rasm. NaCl
ning ion va
grafitning atom
kristal panjaralari

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

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

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

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



6.15- rasm. Metall kristall panjaralar:

a- kobalt; b-mis; d-xrom;

Molekulyar va atom panjaralar kovalent bog'lanishdagi moddalarga, ion panjaralar ionli birikmalarga, metall panjaralar metallar va ularning qotishmalariga xosdir. Atom panjaraga ega bo'lgan moddalar nisbatan kamdir. Ularga olmos, kremniy va ba'zi anorganik moddalar kiradi. Bu moddalar yuqori qattiqlikka ega ekanligi bilan xarakterlanadi. Ular qiyin suyuqlanuvchan va amalda xech qanday erituvchilarda erimaydi, chunki bunday moddalar mustahkam kovalent bog'lanishga egadir. Molekulyar panjaraga ega bo'lgan moddalar juda ko'p. Ularga metallmaslar (uglerod va kremniydan tashqari), ion bog'lanishda bo'lmagan hamma organik birikmalar va ko'pgina anorganik moddalar kiradi. Molekularlararo ta'sir kuchlar kovalent

bog'lanish kuchlaridan ancha kuchsiz, shu sababli molekulyar kristallar uncha mustahkam bo'lmaydi, oson suyuqlanuvchan va uchuvchandir. Ion panjaralar hosil qiluvchi moddlar ko'pchilik tuzlar va oz miqdordagi oksidlar kiradi. Ion panjarali moddalar mustahkamligi jihatdan atom panjarali moddalardan keyinda turadi, lekin molekulyar panjarali moddalardan ustun turadi. Ionli birikmalar nisbatan yuqori suyuqlanish haroratiga ega bo'lib, uchuvchanligi ko'pchilik holarda kam bo'ladi. Shunday qattiq jismlar borki, ularning sinig'ida hech qanday kristall belgisi ko'rinmaydi. Masalan, oddiy shisha sindirib ko'rilsa, unda hech qanday kristall ko'rinmaydi, moddalarning bunday holatiga amorf holati deyiladi.

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

Takrorlash uchun savollar

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



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

7.1. Termokimyoning asosiy tushunchalari

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

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

Kimyoviy o'zgarishlarda molekulalardagi energiyaning bir qismi ajralib chiqadi. Reaksiya vaqtida ajralib chiqayotgan issiqlik (reaksiyaning issiqlik effekti) miqdorini o'lchash yo'li bilan moddalarning ichki energiyasini aniqlash mumkin.

Ba'zi bir reaksiyalarda nur energiyasining ajralishi yoki yutilishi kuzatiladi. Reaksiyalar vaqtida yorug'lik ajralib chiqsa, ichki energiya issiqlik energiyasi orqali nur energiyasiga aylanadi. Masalan, ko'mir yonganda issiqlik ajralib chiqadi, bu issiqlik hisobiga ko'mir cho'g'lanadi va yorug'lik tarqatadi. Lekin shunday jarayonlar ham borki, ularning sodir bo'lishida ichki energiya bevosita nur energiyasiga aylanadi. Bu jarayon sovuq nurlanish yoki *lyuminetsensiya* deb nomlanadi.

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

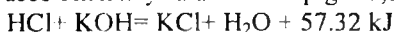
Kimyoviy jarayonlar vaqtida sistemaning ichki energiyasi va entalpiyasi (ΔH) o'zgaradi. Bu vaqtda issiqlik yutilishi yoki chiqishi mumkin. Yutilgan yoki chiqarilgan energiya miqdori reaksiyaning issiqlik effekti deyiladi.

Kimyoviy reaksiya issiqlik chiqishi bilan borsa – *ekzoterlik*, issiqlik yutilishi bilan borsa – *endoterlik* deyiladi. Reaksiyaning issiqlik effektini tajriba yo'li bilan kimyoviy tenglamaga ko'ra nazariy hisoblash mumkin. Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti (ishorasi hisobga

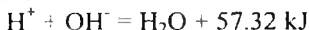
olingan holda) ko'rsatilishi bilan yozilgan tenglamaga termokimyoviy tenglama deyiladi. Termokimyoviy tenglama 1 mol modda uchun yoziladi. Ma'lumki, bir moddaning turli agregat holatlarda va kristallik modifikasiyalarda bo'lishi, uning ichki energiyasini turlicha bo'lishini ta'minlaydi. Bu esa issiqlik effektida o'z ifodasini topadi. Shuning termokimyoviy tenglamaalarda moddalarning agregat holatlari ko'rsatiladi.

Neytrallanish issiqligi

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



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



7.2. Gess qonuni

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

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

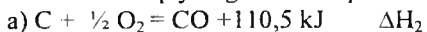
Termokimyo qoidasiga ko'ra reaksiya vaqtida issiqlik ajralib chiqsa, reaksiyaning issiqlik effekti musbat (+), issiqlik yutilsa (–) ishora bilan yoziladi. Termodinamika qoidasiga muvofiq esa reaksiya vaqtida issiqlik ajralib chiqsa, issiqlik efektini manfiy (–) ishora bilan, issiqlik yutilsa musbat (+) 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, u quyidagicha ta'riflanadi:

Reaksiyaning issiqlik effekti jarayonning oraliq hosqichlariga 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:



ikkala tenglamaning yig'indisi:



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 anhidridning hosil bo'lish issiqligi bir xil qiymatga teng. Bu qonun *reaksiya issiqliklari yig'indisi qonuni* deyiladi. 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 efektini hisoblab chiqarishga imkon beradi. Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effektini topish uchun reaksiya mahsulotlarinig hosil bo'lish issiqliklari yig'indisidan reaksiya uchun olingan moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisini ayirib tashlash kerak:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_{\text{maxs}} - \sum \Delta H_{\text{dast mod}}$$

ΔH_r – reaksiyaning issiqlik effekti,

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

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

7.3. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti

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

Termodinamika grekcha “terme” issiqlik, “dinamik” kuch so'zlaridan kelib chiqqan. Termodinamika asosida 3 ta qonun kelib chiqqan. Bu qonunlardan kelib chiqqan xulosalar turmushda, fanda texnikada tasdiqlanib kelmoqda. Birinchi marta S.Karno tomonidan termodinamikaning ikkinchi qonuni 1824 yilda ta'riflangan, keyingisi

1842 yilda R.Meyer tomonidan va uchunchi qonun 1906 yilda V.Nernst tomonidan kashf qilingan.

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

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

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

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

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

$$F = P \cdot S$$

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

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

kelib chiqadi. Bunga termodinamikaning birinchi qonuni tadbqiq etilsa, va

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

ekanligi nazarga olinsa

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

bo'ladi. Bu ifodani yana quyidagicha yozish mumkin:

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

Agar $U + PV$ ni H bilan belgilasak,

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

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

7.4. Termodinamikaning ikkinchi qonuni

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

Tabiatda sodir bo'ladigan hodisalarni kuzatishda shu narsa ma'lum bo'ldiki ko'pchilik hodisalarda tartibga intilish (masalan, ikkita vodorod atomi o'zaro birikib bitta H_2 molekulasini hosil qiladi) va tartibsizlikka intilish xollari yuz beradi. (masalan, suvning bug'lanishi, muzning sovuqda bug'ga aylanishi, diffuziya va erish xosalari); ko'p hodisalar o'z-o'zicha, ma'lum yo'nalishda sodir bo'ladi. Bu hodisalar qaytmas tarzda sogdir bo'ladi. Ular teskari tomongan bormaydi.

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

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

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

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

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

Ikkinchi qonunning ikkita klassik ta'rif ma'lum.

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

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

6) Termodinamikaning II qonuni uchun matematik ifoda differensial formada $dS = \frac{dQ}{T}$, integral formada $\Delta S = \frac{Q}{T}$ dan iborat.

7.5. Kimyoviy reaksiyalarning yo'nalishi

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

1) har qanday sistema o'zining energiya zapasini kamaytirishga, ya'ni jarayon davomida issiqlik chiqarishga intiladi. Bunday jarayonda entalpiya o'zgarishi manfiy ($\Delta H < 0$) bo'ladi;

2) sistema eng yuqori tartibsizlikka o'tishga intiladi. Bu intilish harorat va entropiya o'zgarishi ΔS ga bog'liq. Entropiya moddada yuz berishi mumkin bo'lgan va uzluksiz o'zgarib turadigan holatlarni xarakterlovchi juda muhim funksiyadir.

Modda tartibli holatdan tartibsiz holatga o'tganda uning entropiyasi oshadi. Masalan, suyuqlik bug' holatiga o'tishda, kristall modda suvda eriganda sistemaning entropiyasi oshadi. Agar bug' kondensatlanib, suyuq yoki kristall holatga o'tsa, moddaning entropiyasi kamayadi.

Agar modda bir holatdan ikkinchi holatga o'tganida uning energiya zapasi o'zgarmasa ($\Delta H = 0$ bo'lsa), bunday jarayon entropiya o'zgarishiga bog'liq bo'ladi va u entropiyaning ortishi tomonga

yo'naladi ($\Delta S > 0$ bo'ladi). Agar sistemaning tar-tibsizlik darajasi o'zgarmasa ($\Delta S = 0$ bo'lsa), jarayonning yo'nalishi entalpiyaning kamayishi tomon ($\Delta H < 0$) boradi. Kimyoviy jarayon bo'layotgan sistemada bir vaqtning o'zida ham entalpiya, ham entropiya o'zgarishi mumkin.

Bunday hollarda o'zgarmas bosimdagi jarayonlar sistema *izobar potentsialining o'zgarishi* bilan amalga oshadi. Bu o'zgarish ΔG bilan ifodalanadi va quyidagi formuladan topiladi:

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

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

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

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

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

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

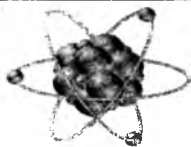
1) ΔH ham, $T \Delta S$ reaksiyaning borishiga yordam beradi: buning uchun $\Delta H < 0$ va $\Delta S < 0$ bo'lishi kerak. Bunda asosiy vazifani entalpiya bajaradi.

2) Reaksiyaning borishiga faqat ΔH yordam beradi. Buholda ΔH katta manfiy qiymatga ega bo'ladi: $\Delta H < 0$.

3) $\Delta H < 0$ bo'lib, entropiya faktori ΔH dan ancha katta bo'lganida ham reaksiya o'z-o'zicha borishi mumkin. Demak, ekzotermik reaksiya entalpiya faktorining kamayishi, entropiya faktori $T \Delta S$ ning ortishini "bosib ketadi".

Takrorlash uchun savollar

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



8. KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT

8.1. Kimyoviy reaksiya tezligi

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

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

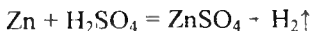
Bir xil fazadan tashkil topgan sistema gomogen sistema deb ataladi. Gomogen sistemaga misol qilib hohlagan gazlar aralashmasini, masalan, azot bilan kislorod aralashmasini, bir necha moddalarning bitta erituvchidagi eritmasini, masalan, natriy xlorid, magniy sulfat, azot va kislorodning suvdagi eritmasini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

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

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



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



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

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

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

Geterogen reaksiyaning tezligi

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

shaklda ifodalanadi.

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

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

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

demak

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

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

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

1. Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga;

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

8.2. Massalar ta'siri qonuni

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

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

$$aA + bB = cC$$

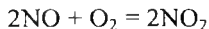
reaksiyaning tezligi bu qonunga muvofiq quyidagicha ifodalanadi:

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

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

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

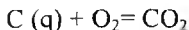
Massalar ta'siri qonunini azot (II)-oksidning oksidlanish reaksiyasi uchun qo'llab ko'raylik:



shu reaksiya tezligining matematik ifodasi:

$$v = k[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

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



uchun massalar ta'siri qonuni quyidagicha yoziladi:

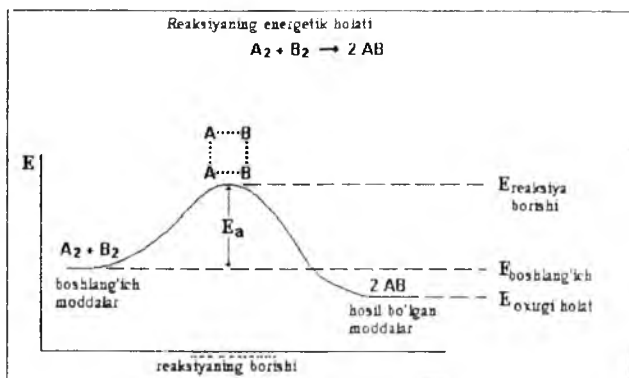
$$v = k^1 \cdot \text{const}[\text{O}_2] = k \cdot [\text{O}_2]$$

bundan

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

8.3. Reaksiya tezligiga harorat ta'siri

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



8.1-rasm. $A_2 + B_2$ reaksiyaning energetik holati

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

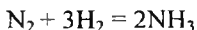
$$V_{t_{oxr}} = V_{t_{bosh}} \gamma^{\frac{t_{oxr} - t_{bosh}}{10}}$$

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

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

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

reaksiyasini olish mumkin:



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

8.4. Katalizator

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

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

Gomogen katalizda katalizator va reaksiyaga kirishuvchi moddalar bitta fazani (gaz yoki eritma) tashkil etadi. Geterogen katalizda esa katalizatorning o'zi mustaqil fazani tashkil etadi. Vodorod peroksidning suvli eritmada katalitik parchalanishi gomogen katalizga misol bo'ladi. MnO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ 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.

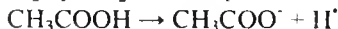
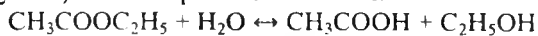
Geterogen katalitik reaksiyalarga misol sifatida sulfat kislota ishlab chiqarishning kontakt usulida olingugurt (IV) oksidning sulfat angidridgacha oksidlanishini, ammiak sintezini, nitrat kislota olishdagi ammiakning oksidlanishini olsa bo'ladi.

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

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

ketadi.

A v t o k a t a l i z. Kimyoviy reaksiyaning molekularidan biri ta'sirida katalitik tezlashishidir. Masalan, protonlar (H^+) murakkab efirlarning gidrolizini tezlashtirishi mumkin. Avtokatalizda bu protonlar hosil bo'lgan mahsulotning dissotsilanishi hisobiga hosil bo'ladi. Masalan, etilatsetatning gidrolizlanish mahsuloti – sirka kislota proton (gidroksoniy ion) lar hosil qilib dissotsilanadi:



Hosil bo'lgan protonlar gidroliz reaksiyasini tezlashtiradi.

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

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

8.5. Qaytmas va qaytar reaksiyalar

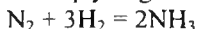
Kimyoviy reaksiyalarni ikki guruhga bo'lish mumkin: qaytmas va qaytar reaksiyalar. Qaytmas reaksiyalar bir yo'nalishda boradigan reaksiyalarga qaytmas reaksiyalar deyiladi. Qaytmas reaksiyada ko'p miqdorda issiqlik ajraladi, gaz modda, cho'kma yoki kam dissosiasiyalanadigan modda hosil bo'ladi. Qaytmas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



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

qaytmas reaksiyadir.

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



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

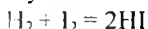
Qaytar reaksiyalar tenglamalarida tenglik ishorasi o'rniga strelka qo'yiladi; bu strelkalar reaksiyani to'g'ri va teskari tomonga borishini ifodalaydi.

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

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

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

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



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

$$v_1 = k_1 [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

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

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

$$k_1[\text{H}_2][\text{I}_2] = k_2[\text{HI}]^2$$

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

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

U ayni reaksiyaning muvozanat konstantasi K deb ataladi:

$$\frac{k_1}{k_2} = K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] [\text{I}_2]}$$

Umumiy qaytar reaksiyaning muvozanat konstantasi quyidagicha:

$$\begin{aligned} a\text{A} + b\text{B} &= c\text{C} + d\text{D} \\ k_1[\text{A}]^a[\text{B}]^b &= k_2[\text{C}]^c[\text{D}]^d \\ K_p &= k_1/k_2 = \frac{[\text{C}]^c[\text{D}]^d}{[\text{A}]^a[\text{B}]^b} \end{aligned}$$

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



Reaksiyaning muvozanat konstantasi:

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

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

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

8.6. Kimyoviy muvozanat. Le-Shatel'ye tamoyili

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

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



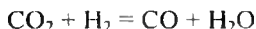
Le-Shatelye (1850-1936)

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

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

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

Masalan:



tenglama bilan ifodalangan muvozanatdagi sistemaga CO_2 qo'shimcha qo'shilsa, sistema CO_2 konsentratsiyasini 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: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ –180.5 kJ Bunda harorat oshirilishi bilan muvozanat o'ng tomonga – NO hosil bo'lishi tomonga siljiydi;

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



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

Takrorlash uchun savollar

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



IV-bob. SUV. ERITMALAR. ELEKTROLIT ERITMALAR. 9. SUV. ERITMA KONSENTRA- TSIYASINI IFODALASH USULLARI

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

Suv planetamiz yuzasini 70 % ni tashkil etadi. Uning umumiy hajmi 1 mlrd. 345 mln km^3 (1m^3 1 mlrd. tonnaga teng). Shundan 1mlrd. 137 mln. km^3 yoki 94.1% sho'r, ichishga yaroqsiz suv bo'lib, dengiz va okeanlarda to'plangan. Muzliklardagi (quruqlikning 11 % muzliklardan iborat) suv 24 mln. km^3 yoki 1.6 % dir. Ko'l va daryolar suvi 231,2 ming km^3 , atmosfera suvlari 14 ming km^3 , yer osti suvlari 75 ming km^3 . Yerda ichishga yaroqli suv miqdori 4-5 mln. km^3 yoki 0,3% dir. Muzliklardagi suvni ham qo'shib hisoblaganda 2% ga yaqin. Hozirgi kunda yer shari aholisining 1/3 qismida ichimlik suvi tanqis bo'lib turibdi.

Suv xalq xo'jaligining barcha sohalarida, jumladan, kimyo sanoatida ham keng qo'llaniladi. Buning sababi suvda ko'pgina foydali xossalari (universal erituvchi ekanligi, rangsiz, hidsiz, ta'msiz,

zaharsizligi, issiqlik sig'iminining kattaligi va boshqala) borligidandir. Suv kimyo sanoatida turli maqsadlarda ishlatiladi. Masalan: erituvchi sifatida yuvish ishlarida, ashyolarni flotasiyalashda, isitish, sovo'tish maqsadlarida, issiq almashtirish jarayonlarida hatto xom ashyo, reagent (masalan: sul'fat, nitrat, fosfat, kislotalarini, ishqor va asoslarni ishlab chiqarishda, vodorod olishda, gidroliz va gidratlash reaksiyalarida va boshqalarda) sifatida ishlatiladi.

Suvning eng yirik iste'molchilaridan biri kimyo sanoatidir. Shuning uchun ham kimyo korxonalari suv manba'lariga yaqin joylarda quriladi. Masalan: ayrim kimyoviy mahsulotlarni 1 tonnasini ishlab chiqarish uchun quyidagicha suv sarflanadi, m³/t: alyuminiy 1500, po'lat 270, nikel' 400, viskoza ipagi 1200, sintetik kauchuk 1600, kapron 2500, nitrat kislota 200, sul'fat kislota 50, ammiak 1000, fosfor 1500 m³/t, faqat bitta kapron zavodi 120 ming kishi yashaydigan shahar ta'minotiga sarflanadigan suvga teng miqdorda suv sarflaydi.

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

Tabiiy suvlar kelib chiqishiga qarab uch qismga bo'linadi:

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

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

Yer usti suvlari -- daryo, ko'l, dengiz, okean suvlari bo'lib tarkibida D.I. Mendelev davriy sistemasidagi barcha elementlarni uchratish mumkin. Dunyo okeani suvida 5 – 10¹⁶ t. tuz yerigan holda bo'ladi. Agar huncha tuzni yer shari yuzasiga bir tekisda yozib chiqilsa, 45 m qalinlikda tuz qatlami bilan qoplangan bo'lur edi. Dengiz va okean suvlarida 23·10¹⁵ t – Cl, 83·10¹² t -Br, 8·10⁹ t - I , 16·10¹⁴ t - Mg

48-10¹³ t – K, 1-10¹⁰ t – Au, 28-10⁸ t – Li, bor. 800 mln tonna molibden, 300 mlrd. t. toriy, 20 ming t. radiy, 164 mln. t. kumush bor. Shuning uchun ham keyingi yillarda dengiz va okean suvlaridan turli elementlar, tuzlar ajratib olinmoqda. Hozirgi kunda kimyo sanoati har yili dengiz suvlaridan 200 mln. t. dan ko'proq osh tuzi olinmoqda. Bundan tashqari ko'plab boshqa elementlar: kaliy, magniy, brom, uran, oltin, temir rudasi, qalay va boshqalar ajratib olinmoqda. (1990 yilda dengiz suvidan 2250 t. uran ajratib olindi.)

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

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

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

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

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

Sanoat suvlariga bakteriyalar bilan ifloslanganligi (oziq-ovqat va ba'zi biokimyoviy sanoat tarmoqlaridan tashqari) muhim ahamiyatga

ega emas. Begona qo'shimchalarning chegaraviy miqdori ishlab chiqarishning harakteriga qarab turlicha bo'ladi.

Suvning sifati: tiniqligi, tozaligi, rangi, hidi, harorati, umumiy tuz miqdori, qattiqligi, oksidlanishi va reaksiyasi kabi fizik, kimyoviy xossalari bilan aniqlanadi.

Suvning tiniqligi uning qanchalik qalinlik qatlamida chillik yoki biror harf tasvirini vizual' yoki fotoelement yordamida ko'rib uni farqlash orqali aniqlanadi. Suvning tiniqligi unda dag'al dispers mexanik va kolloid zarrachalarning borligi va ularning miqdoriga bog'liq bo'ladi. Bu aralashmalar suv o'tkazish quvurlarini, uskunalarni ichiga cho'kib, uni tiqilib qolishiga, natijada mehnat unumdorligini kamayishiga yoki avariyalarga olib keladi, suvni ko'piklatib yuborishga, elektrolizyorlarning diafragmasini ifloslashga olib keladi.

Suvning tozaligi uning tarkibidagi har qanday begona aralashmaning soni va miqdori bilan harakterlanadi. Ular qanchalik kam bo'lsa, shunchalik toza hisoblanadi. Suvning tozaligi inson sog'ligi uchun muhim omil bo'lib, yechimini talab qilinadigan aktual muammo hisoblanadi.

Umumiy tuz miqdori suv, tarkibida mineral va organik aralashmalarning borligi bilan harakterlanadi. Uni aniqlash uchun 1 l. suvni bug'lantirilganda qolgan qoldiq o'zgarmas massaga kelguncha 110°C haroratda qizdiriladi. Hosil bo'lgan massa umumiy tuz miqdori bo'lib, u mg/l bilan o'lchanadi. Umumiy tuz miqdori bug'languncha qattiq qizdirilib, sovigach o'lchanadi, massalar orasidagi farqdan organik aralashma miqdori ham aniqlanadi.

Suvning oksidlanishi uning tarkibida organik qo'shimchalarning borligi bilan harakterlanadi. Suvning oksidlanishi, 1 l suvni oksidlash uchun sarflangan KMnO_4 ning mg miqdori bilan aniqlanadi. Buning uchun 1 l suv olinib ortiqcha KMnO_4 bilan 10 minut davomida qaynatiladi.

Suvning reaksiyasi uni muhim – kislotalilik yoki ishqoriylik darajasi vodorod ionlarining konsentrasiyasi ya'ni pH bilan xarakterlanadi. pH indikatorlar yordamida aniqlanadi. Agar pH – 6,5 – 7,5 oralig'ida bo'lsa, muhit neytral. pH 6,5 bo'lsa, muhit kislotali va pH 7,5 bo'lsa, muhit ishqoriy bo'ladi. Tabiiy suvning muhiti neytralga yaqin bo'ladi.

Suvning qattiqligi uning tarkibidagi kal'siy va magniy tuzlarining miqdori bilan harakterlanadi. Qattiqlik 1 l (1 dm^3) suvda bo'lgan Ca^{2+} yoki Mg^{2+} ionlarining milligramm ekvivalent miqdori bilan

harakterlanadi. Qattiqlik birligi qilib $20,04 \text{ mg/l Ca}^{2+}$ ioni yoki $12,16 \text{ mg/l Mg}^{2+}$ ioni qabul qilingan ya'ni 1 l suvda $20,04 \text{ mg/l Ca}^{2+}$ ioni yoki $12,16 \text{ mg/l Mg}^{2+}$ ioni bo'lsa bunday suvning qattiqligi 1 mg/ekv. ga teng bo'ladi.

9.2. Eritmalar haqida tushuncha

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

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

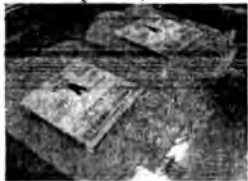
9.1-Jadval

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

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

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

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



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

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



Chin eritmalar – bu molekulyar yoki ion dispers sistemalar

Eritmaning asosiy komponentlari

Erituvchi

Erigan modda

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

Eritma hajmi erituvchi va eruvchi modda hajmlariga teng emas.

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

9.3. Eritmalar konsentratsiyasi va ularni ifodalash usullari

Erituvchida ma'lum og'irlik miqdorida yoki ma'lum hajmda erigan modda miqdori eritmaning konsentratsiyasi deyiladi. Eritmaning konsentratsiyasini bir necha usulda ifodalash mumkin.

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

1. Eritgan modda miqdori eritmaning umumiy miqdoriga nisbatan foiz hisobida ifodalanadi. Eritma konsentratsiyasini foiz bilan ifodalash uchun 100 g eritmada bo'lgan eruvchi modda miqdori hisoblanadi.

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

bu yerda C% - eritmaning konsentratsiyasi, a-erigan modda og'irligi, v-erituvchining og'irligi. Eritma konsentratsiyasini mol-foizlar bilan ifodalash uchun 100 mol eritmada bo'lgan eruvchi moddaning mollyar soni hisoblanadi.

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

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

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

g_2 – erigan moddaning og'irligi, M_2 – uning molekulyar og'irligi, n_1 -erituvchining gramm molekular soni.

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

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

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

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

bunda C_M –molyar konsentratsiya;

m - erigan moddaning grammlarda ifodalangan massasi

M – Eritgan moddaning molekulyar massasi

V – eritmaning millilitrda ifodalangan hajmi

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

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

bunda C_n – normal konsentrasiya

m – erigan moddaning grammlarda ifodalangan massasi

E – erigan moddaning gr-ekv

M – eritmaning ml da ifodalangan hajmi

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

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

bunda C_m – molyal konsentratsiya;

m – erigan moddaning grammlarda ifodalangan massasi

M – Erituvchining massasi

V – eritmaning millilitrda ifodalangan hajmi

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

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

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

Titrlashda normal eritmalardan foydalanish kerak.

$$V_1 N_1 = V_2 N_2$$

bunda V_1 – birinchi eritmaning hajmi

N_1 – shu eritmaning normalligi

V_2 – ikkinchi eritmaning hajmi

N_2 – uning normalligi

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

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

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

p - gaz bosimi, k - proporsionallik koeffisiyenti

Gazlar aralashmasi eritilganda har qaysi gaz mustaqil ravishda eriydi, ya'ni bir gazning erishiga aralashmadagi boshqa gazlar hech qanday halal bermaydi, erish gazning porsial bosimiga proporsional

bo'ladi. (Genri-Dalton qonuni) Genri va Genri-Dalton qonunlariga suyuqlik bilan kimyoviy reaksiyaga kirishmaydigan gazlarga (past bosimda) buysunadi, 1 litr erituvchida t° da va P bosimda eriy oladigan gaz hajmi gazning eruvchanlik koeffitsiyenti deyiladi.

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

1. Suyuqliklar o'zaro istalgan nisbatda aralashadi (masalan, suv bilan spirt);
2. Suyuqliklar o'zaro ma'lum chegaradagina aralashadi (suv bilan fenol);
3. Suyuqliklar o'zaro aralashmaydi (suv bilan simob).

Suyuqlikning suyuqlikda erishi temperatura ortishi bilan ortadi. lekin bosim o'zgarganda kam o'zgaradi. Erish nihoyatda katta (1000 atm) bosim qo'lanilgandagina ko'paya boshlaydi.

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

9.3 Moddalarning eruvchanligi



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

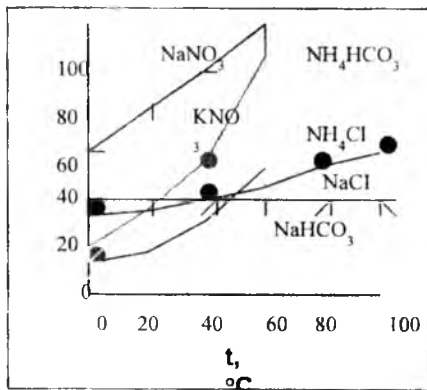
Eritmaga o'tgan zarrachalar qattiq jism sirt bilan uchrashganda qattiq jismga tortilib, qaytadan krisstallanadi. Demak, bu yerda ikki qarama qarshi proses boradi. Dastlab, erish protses tezlashadi. Ma'lum vaqt o'tgandan keyin ikkala protsess tezliklari bir-biriga teng bo'lib qoladi, ya'ni bir sekunda necha molekula eritmaga o'tsa, shuncha molekula qaytadan krisstallanadi. U vaqtda erigan modda bilan erimay qolgan modda orasida dinamik muvozanat qaror topadi, eritma to'yinadi. Shunday qilib, erimay qolgan modda bilan cheksiz uzoq vaqt birga mavjud bo'la oladigan, ya'ni muvozanatda turadigan eritma to'yingan eritma deyiladi. Moddaning biror erituvchida eriy olish xususiyati shu moddaning eruvchanligi deyiladi. Moddalarning eruvchanligi eruvchi moddaning va erituvchining tabiatiga, hamda temperatura va bosimga

bog'lik. Ayni moddaning ma'lum temperaturada 100 gr erituvchida erib to'yingan eritma hosil qiladigan og'irlik miqdori uning eruvchanlik koeffitsiyenti (yoki eruvchanligi) S deyiladi.

Nazariy jihatdan olganda mutlaqo erimaydigan moddalar bo'lmaydi. Hatto oltin va kumush ham juda oz darajada bo'lsa ham suvda eriydi. Yuqoridagi eruvchanlik diagrammasida absissalar o'qiga t° , ordinatalar o'qiga 100 gr suvda erigan modda miqdori qo'yilgan.

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

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



9.3-rasm. Moddalarning eruvchanlik diagrammasi

Diagrammaning chizigida yotuvchi har qaysi nuqta to'yingan eritma konsentratsiyasini, chiziqli tepasidagi soxa o'ta to'yingan eritmalar sohasini, chiziqliqning tagidagi soxa to'yinmagan eritmalar sohasini ko'rsatadi (9.3.rasm).

$$S = \frac{\text{Eritgan modda}}{100 \text{ gr suv}}$$

$$S(\text{NaCl}) = 31 \quad 20^{\circ}\text{C}$$

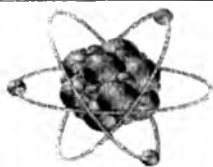
To'yingan eritma ehtiyotlik bilan sovutilganida o'ta to'yingan eritma hosil bo'lishi mumkin. lekin o'ta to'yingan eritma barqaror sistema emas.



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

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

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



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

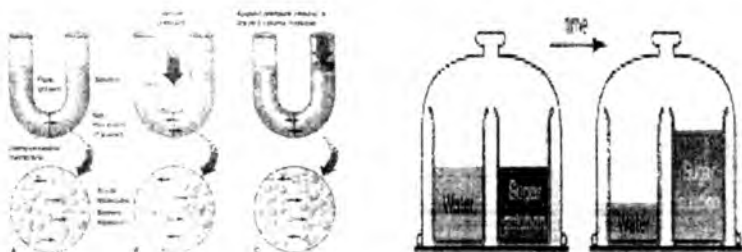
10.1. Eritmaning Osmotik bosimi

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

1. Eritmalarda diffuziya juda sust boradi.
2. Diffuziya tufayli zarrachalar konsentrasiyasi yuqori bo'lgan joydan konsentrasiyasi kam bo'lgan joyga o'tadi, nixoyat sistema bir xil konsentrasiyaga erishadi.
3. Eritmalarda diffuziya tufayli og'irlik kuchi ham yengiladi: har qanday og'ir tuz eritmasi ustiga suv salsak, og'ir zarrachalar yuqoriga ko'tariladi;

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

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



10.1- rasm. Osmos hodisasining ko'rinishlari

Suyultirgan eritmalarida bug' bosimini kattaligi erigan moddaning konsentratsiyasiga va absolyut temperaturaga proporsional bo'ladi, bu bog'lanishni **Vant-Goff** gazlarning holati tenglamasiga o'xshash tenglama bilan ifodalaydi.

$$P_{osm} = CRT$$

bunda: P_{osm} - eritmaning osmotik bosimi;

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

T - absolyut harorat.

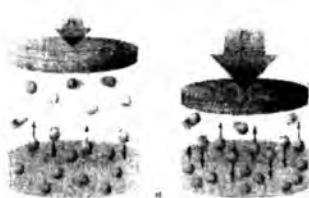
Eritmaning molyar konsentratsiyasi m/MV ga teng bo'lgani uchun, bu ifodani C o'rniga qo'ysak, Vant-Goff tenglamasi quyidagi ko'rinishga to'g'ri keladi:

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

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

10.2 Raul qonunlari

Berk idishdagi suyuqlik yuzasidagi bo'shliqda suyuqlikning bug'lanish va bug'langan suyuqlikning kondensatlanishi orasida muvozanat vujudga keladi. Suyuqlik bilan muvozanatda bo'lgan bug' to'yingan bug' deyiladi. To'yingan bug'ning idish devoriga beradigan bosimi shu suyuqlikning to'yingan bug' bosimi deyiladi.



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



Fransua Mari Raul (1830- 1901)

Suyuqlikda uchuvchan bo'lmagan modda eritilsa, eritmaning bug' bosimi P_1 toza erituvchining bug' bosimi P ga nisbatan kamayadi. Bu farqni $(P - P_1)$ eritmani bug' bosimini pasayishi deyiladi va u ΔP bilan belgilanadi.

Eritma bug' bosimini pasayishining toza erituvchini bug' bosimiga nisbati $\Delta P/P$ eritma bug' bosimining nisbiy pasayishi deyiladi. **F.Raul** 1887 yilda juda ko'p tajribalar o'tkazib, quyidagi qonunni ta'rifladi: **elektrolitmas moddalarning suyultirilgan eritmalarida o'zgarmas temperaturada bug' bosimining pasayishi ma'lum miqdordagi erituvchida erigan moddaning massasiga to'g'ri proportsional bo'lib, modda tabiatiga bog'liq emas.**

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

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

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

10.3. Qaynash va muzlash temperaturari

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

1000 g erituvchida 1 mol modda eritilishidan hosil bo'lgan eritma muzlash temperaturasining pasayishi ayni erituvchi uchun uzgarmas

kiymatga ega bulib, uni shu erituvchining **krioskopik konstantasi** (Kk) deyiladi.

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

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

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

bunda Δt_{muz} - eritma muzlash temperaturasining pasayishi

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

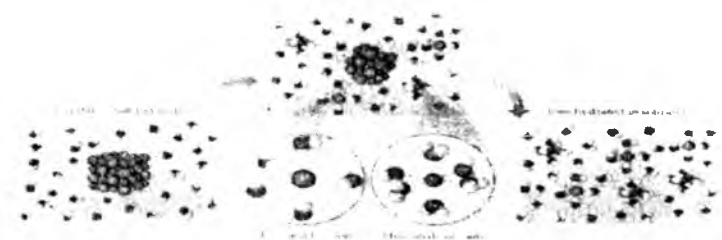
Eritmaning molyal konsentratsiyasi ifodaga teng. Shuning uchun

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

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

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

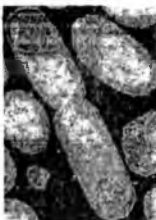
Geterogen sistema ham bir komponentdan iborat bo'lishi mumkin, lekin gomogen sistemadek bir fazali bo'lmaydi. Masalan: muz, suv va bug'. Demak, bu sistema bir komponentli uch fazali geterogen sistema bo'ladi. Shakar eritmasi olinsada, uning tagida erimay qolgan kristallari bo'lsa ikki fazali, ikki komponentli geterogen sistema bo'ladi. Shakar kristallari qattiq faza, eritma esa suyuq faza bo'ladi. Bir necha qattiq moddalar aralashmasi bir necha qattiq fazalari bo'lgan geterogen sistemalaridir.



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

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

10.1-jadval

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



10.3- rasm. Kimyoviy birikmalarning umumiy ko'rinishi

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

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

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

Moddalar chegarasiz eriganda eritmada erigan moddaning foiz miqdori 0 dan 100% gacha bo'ladi. Bunday hollarda eruvchi va

erituvchi orasidagi ayirma yo'qoladi. Bulardan istaganimizni erituvchi deb qarashimiz mumkin. Masalan suv + spirt, suv + HNO_3 , agarda dispres sistemadagi ikkala modda bir agregat holatda bo'lsa erituvchi vazifasini ko'p miqdorda olingani bajariladi.

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

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

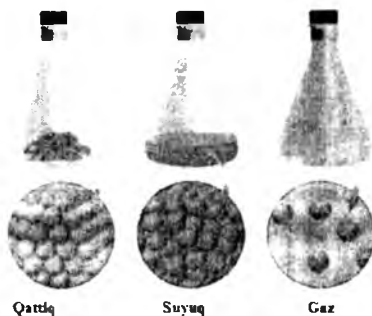
Eritmalarning fizik xossalari erigan modda miqdori ortishi bilan o'zgaradi. Ko'pincha eritma hosil bo'lganida hajmiy va energetik o'zgarishlar yuz beradi. Eritmalar jonli va jonsiz tabiatda, fan va texnikada katta rol o'ynaydi. Hayvon va o'simlik organizmidagi fiziologik protsesslar, ko'pchilik sanoat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

Eriydigan moddalar erituvchida eritma hosil qilish bilan eriydi, bunda erituvchi asosiy komponent hisoblanadi. Shunday hollar bo'ladiki ikkala modda bir – birida istalgan nisbatda eriydi, u holda eriydigan modda va erituvchi terminlari o'z ma'nosini yo'qotadi. Erituvchining fizikaviy holati eritmaning fizikaviy holatini belgilaydi. eritmalar

1. Gazsimon

2. Suyuq

3. Qattiq (rasmda ko'rsatilgan) bo'ladi (10.4 rasm).



10.4 -rasm. Qattiq, suyuq va gaz moddalarning molekulyar ko'rinishi
Eritilgan moddaning eruvchanligi (S) – bu berilgan temperaturada , erituvchining 100 gramm massasidagi uning maksimal erigan massasi to'yingan eritma hosil qilib turli eriydigan moddalar bitta erituvchining o'zida turlicha eruvchanlikka ega:

•Natriy xlorid (NaCl), $S=39.12\text{g}/100\text{g H}_2\text{O}$, 100°C da
 Kumush xlorid (AgCl), $S=0.0021/100\text{ g suvda }100^0$ da

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

Juda yaxshi qoida sifatida o'xshash moddalar o'xshashlarida yaxshi qutbli modda qutbli erituvchida yaxshi qutbsiz erituvchida yomon eriydi' qoidasi yotadi ya'ni molekulalararo o'zaro ta'sir kuchlari turlari o'xshash bo'lgan moddalar bir – birida eriydi.

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



Ion-dipol



Vodorod bog' (10-40)
 Metanol va suv $\text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$



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



Ion-induktiv dipol Xlor va geksan $\text{Cl}_2 - \text{C}_6\text{H}_{14}$



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



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

10.6- rasm. Eritmalardagi molekulalararo o'zaro ta'sir kuchlari Kuchlar turlari, ularning kamayish tartibida joylashtirilgan (qavs ichida molekulalararo o'zaro ta'sir kuchlari kJ/mol da keltirilgan.

Eritmalardagi molekulararo kuchlar

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

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

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

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

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

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

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

5. Dipol induksiyalangan dipol o'zaro ta'siri qutbli molekula qutbsiz molekulaning elektron bulutini siljitish hisobiga sodir bo'ladi. bu kuchlar ion – induksiyalangan ta'sir kuchlariga nisbatan kuchsiz. Atmosferadagi O_2 , N_2 va nodir gazlarning suvda eruvchanligi chegaralangan xususan bu kuchlarning paydo blishi bilan bog'liq.

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

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

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

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

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

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

• Yog‘ geksanda eriydi chunki eritmadagi dispersion kuchlar yog‘dagi va geksandagi dispersion kuchlarga o‘xshash bo‘ladi.

Takrorlash uchun savollar

1. Dispers sistema, dispers faza va dispersion muhit tushunchalarini izohlang.
2. Dispers sistemalar qanday klassifikatsiyalanadi?
3. Eruvchanlik koeffitsienti nima?
4. Erish jarayonining mexanizmini tushuntiring.
5. Qanday eritmalarga toyinmagan to‘yingan, va o‘ta to‘yingan eritmalar deyiladi?
6. Geni qonunining mohiyatini tushuntiring.



11. ELEKTROLITIK ERITMALAR VA DISSOTSIATSIYA NAZARIYASI

11.1. Elektrolitik dissotsiatsiya. Dissotsiatsiyalanish jarayoni

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

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

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

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

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

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



Svante Arrhenius (1859-1927yy)

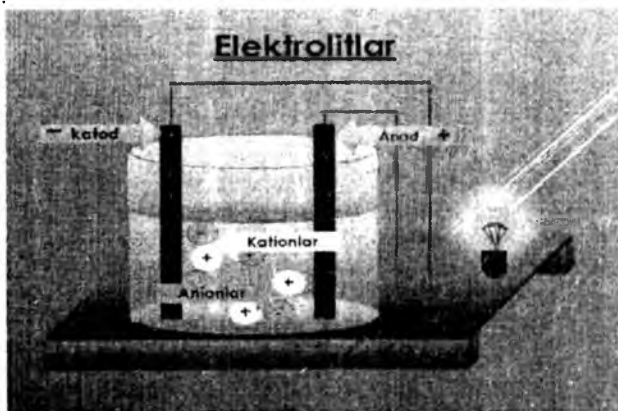
*Elektrolitlarning eritmalarida va suyuqlanmalarda ionlarga ajralish jarayoni **elektrolitik dissotsiatsiya** deb ataladi.*

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasining asosiy prinsiplari quyidagilardan iborat.

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

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

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



11.1- rasm. Elektrolitlarning suvli eritmada ionlarga ajralishi

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 xarakterlanadi, zarrachalarning kimyoviy xossasiga bog'liq emas.

Arrenius ionlarni erituvchi molekulariga bog'liq bo'lmagan erkin zarrachalar deb hisobladi. Arrenius nazariyasi Mendeleyevning eritmalar gidratlari nazariyasi, ya'ni erituvchi moddalar molekulari bilan erituvchi molekulari o'rtasidagi o'zaro ta'sir to'g'risidagi tashvurlarga 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.

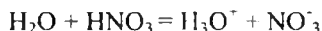
Moddalarning tuzilishiga qarab, ularning dissotsiatsiyasi ham turlicha bo'ladi. Suvli muhitda gidratlangan ionlarning hosil bo'lishi quyidagi ikki mexanizm bo'yicha boradi:

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

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

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

2. *Qutbli tuzilishdagi moddalarning erishidagi dissotsiatsiyasi.* Qutbli molekulalarning (masalan HCl) suv bilan o'zaro ta'siri natijasida (dipol-dipol o'zaro ta'sir) dipollararo bog'lanish vujudga kelib, eruvchi modda molekulasi qutblanadi. Natijada eruvchi modda ionli holatga o'tadi va ionlarga parchalanadi. Qutbli molekuladan hosil bo'lgan ionlar ham gidratlanadi. Bunda vodorod ionlari H⁺ (ya'ni proton) suv molekulasi bilan mustahkam bog'lanib gidroksoniy ionlari H₃O⁺ ni hosil qiladi. Chunonchi nitrat kislota HNO₃ suvda eriganda boradigan jarayonni quyidagicha ifodalash mumkin:



Elektrolitlarning dissotsiallasishi natijasida erkin ionlar hosil bo'lmay, balki bu ionlarning erituvchi molekulari bilan hosil qilgan birikmalari vujudga keladi. Bunday birikmalar umumiy qilib ionlarning solvatlari deyiladi. Dissotsilanish tenglamasi yozilganda, odatda ionlarning formulalari yozilib, ularning gidrat yoki solvatlari formulasi

ko'rsatilmaydi, chunki ionlar bilan bog'langan erituvchi molekulari soni eritmaning konsentratsiyasi va boshqa sharoitlarga bog'liq holda o'zgaradi.

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

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

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

11.2. Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi.

Kuchli va kuchsiz elektrolitlar

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

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

Dissotsiatsiya darajasi quyidagicha ifodalanadi:

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

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

Dissotsiatsiya darajasi qiymati 1 ning ulushlari yoki protsentlarda ifodalanadi. Elektrolit to'liq dissotsialansa, $\alpha = 1$ yoki 100 % bo'ladi.

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

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

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

Kuchli elektrolitlar 30% dan ko'proq ionlarga to'liq dissotsilanadi. Kuchli elektrolitlarga deyarli hamma tuzlar kiradi, kuchli kislotalardan HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HBr , HCl , HI , HMnO_4 , H_2SeO_4 va asoslardan KOH , NaOH , 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 kuchsiz anorganik kislotalar, masalan, H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_2SO_3 , HCN , HNO_2 , H_3BO_3 va asoslardan NH_4OH , ishqoriy va ishqoriy yer metallardan tashqari barcha asoslar misol bo'ladi.

11.3. Kuchli elektrolitlar nazariyasi

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

Tuz kristallari ionlardan tuzilgan bo'lib, tuz eriganda uning "tayor" ionlari bir-biridan ajraladi. Ammo hosil bo'lgan zarrachalarning erkin harakat qilishiga ionlar o'rtasidagi ta'sir 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:

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

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

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

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

Eritmadagi ionlar holatini belgilash uchun aktivlik deb ataluvchi kattalikdan foydalaniladi.

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

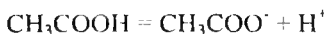
Ionning aktivligi a uning konsentratsiyasi C ning aktivlik koeffitsiyenti f ga ko'paytirilganiga teng:

$$A = fC$$

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

11.4. Dissotsiatsiyalanish konstantasi

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



Bu sistema uchun muvozanat konstantasi:

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

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

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

$$\text{HA} = \text{H}^+ + \text{A}^-$$

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

Bu tenglama *Ostvaldning suyultirish qonuni* tenglamasidir.

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

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

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

bog'lanishni ko'rsatadi.

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

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

Kislotalar dissotsilanganda H^+ ionlar (aniqrog'i gidroksoniy H_3O^+ ionlar) dan boshqa kationlar hosil bo'lmaydi. Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi nuqtai nazaridan kislotalar suvli eritmalarida dissotsilanganda gidratlangan vodorod ionlarini hosil qiluvchi elektrolitlar hisoblanadi.

11.1-jadval

Turli muhidda indikator rangi

Nomi

	Kislotali [H ⁺] > [OH ⁻] pH < 7				Neytral [H ⁺] = [OH ⁻] pH = 7				Ishqoriy [OH ⁻] > [H ⁺] pH > 7							
Lakmus									Ko'k							
Fenolftalein	Rangsiz				Rangsiz				Malina							
Metilorang	Lola rang				Sabzi rang				Sariq							
	Kuchli kislotali				Kuchsiz kislotali				kuchsiz ishqoriy				Kuchli ishqoriy			
	←				neytral				→							
	Kislotali muhit ortadi								Asosli muhit ortadi							

Asoslar dissotsilanganda gidroksid OH^- ionlari hosil bo'lib, ular quyidagi asosiy asos xossalarni hosil qiladi:

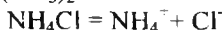
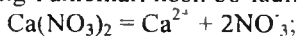
- a) bu ionlar kislotalar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuzlarni hosil qiladi;
- b) indikatorlar rangini o'zgartiradi;
- v) o'ziga xos «sovun» mazasiga ega.

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi nuqtai nazaridan asoslar eritmalaridagi gidroksid ionlarini hosil qiluvchi elektrolitlardir. Asoslarning kuchi kislotalarning kuchi kabi dissotsiatsiya konstantasi miqdori bilan belgilanadi. Asosning dissotsiatsiya konstantasi qiymati qancha yuqori bo'lsa, asos shunchalik kuchli bo'ladi.

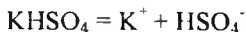
Tuzlar dissotsilanganda H^+ ionlardan farq qiluvchi musbat ionlar va gidroksid ionlardan farq qiluvchi manfiy ionlarni hosil qiluvchi elektrolitlardir. Barcha tuzlarning suvdagi eritmaları uchun umumiy

bo'lgan ionlar bo'lmaganligi uchun tuzlar umumiy xossaga ega emas.

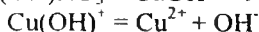
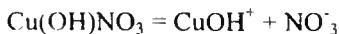
O'rta tuzlar dissotsilanganda metall kationlari (yoki ammoniy kationi) va kislota qoldig'i anionlari hosil bo'ladi:



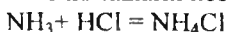
Nordon tuzlar dissotsilanganda eritma metall kationlari, H^+ ionlari va kislota qoldig'i anionlari hosil bo'ladi:



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



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



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

Takrorlash uchun savollar

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

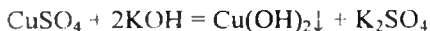


12. ELEKTROLIT ERITMALARDA IONLI REAKSIYALAR. SUVNING DISSOTSITSIYASI. TUZLARNING GIDROLIZI

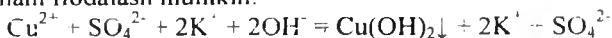
12.1. Ionli reaksiyalar

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

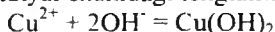
a) Mis (II)- sulfat eritmasiga kaliy gidroksid eritmasi qo'shilsa, mis (II) – gidroksid cho'kmasi hosil bo'ladi:



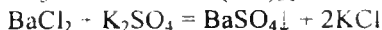
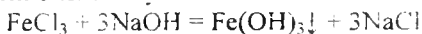
Bu tenglama molekulyar formadagi tenglama deb yuritiladi. Uni ionli shakida ham ifodalash mumkin:



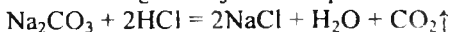
Bu reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdiki, reaksiya faqat mis va gidroksid ionlari o'rtasida borib, boshqa ionlarda o'zgarish bo'lmaydi. Bu tenglamaning ikki tomonidagi bir xil ionlarni tashlab yozsak, qisqartirilgan ion-molekulyar shakldagi tenglama kelib chiqadi:



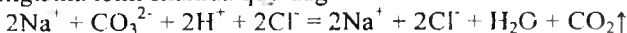
Cho'kma hosil qilish bilan boradigan reaksiyalardan suvda erimaydigan asos hamda tuzlarni olishda foydalanish mumkin:



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



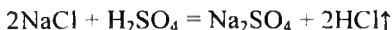
Bu tenglama ionli shaklda quyidagicha bo'ladi:



Qisqartirilgan ion-molekulyar shaklda quyidagicha bo'ladi:

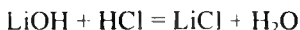


Gaz hosil qilish bilan boradigan reaksiyalar asosida ba'zi kislotalarni olishda foydalanish mumkin:



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

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



U ion-molekulyar shaklda quyidagicha:



qisqartirilgan ion-molekulyar formada esa quyidagicha yoziladi:



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

12.2.Suvning dissotsiatsiyasi

Toza suv juda kuchsiz elektrolit hisoblanadi. Suv kam darajada bo'lsa ham ionlarga parchalanadi:



Suvning dissotsiatsiya darajasi uy haroratida juda kichik qiymatga ega: $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-16}$, ya'ni suvning 5556000000 molekulasidan faqat bittasi ionlashgan holatda bo'ladi. Suvning dissotsiatsiya darajasi juda kichik bo'lishiga qaramay, 1 litr suvdagi H^+ ionlarining soni $6 \cdot 10^{-16}$ ga tengdir. Suv kuchsiz elektrolit, uning dissotsiatsiya konstantasi quyidagicha yoziladi:

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

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

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

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

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

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = (1,8 \cdot 10^{-16}) \cdot (55,56) = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$$

Vodorod va gidroksid ionlarning konsentratsiyalarini ko'paytmasi faqat suv uchun emas, balki kislota, asos va tuzlarning suvli eritmalar uchun ham konstanta hisoblanadi. Bukattaliksuvinning *ion ko'paytmasi* deb ataladi va K_{H_2O} bilan belgilanadi.

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

Vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari bir xil bo'lgan eritmalar neytral eritmalar deb ataladi. Neytral muhit uchun $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$. Kislotali muhitda $[H^+] > [OH^-]$, ishqoriy muhitda esa $[H^+] < [OH^-]$.

12.3. Vodorod ko'rsatkich

Muhit reaksiyasini miqdoriy jihatdan ifodalash uchun, odatda, H^+ ionlari konsentratsiyasi o'rniga uning manfiy ishora bilan olingan o'nli log'arifmidan foydalaniladi. Bu qiymat *vodorod ko'rsatkich* deb ataladi va pH bilan ifodalanadi:

$$pH = -\lg[H^+]$$

Masalan, agar $[H^+] = 10^{-4} \text{ mol/l}$ bo'lsa, $pH = 4$ bo'ladi. Neytral eritmalarda $[H^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$ $pH = 7$, kislotali eritmalarda $pH < 7$, ishqoriy eritmalarda $pH > 7$ bo'ladi. Eritma muhiti qandayligini (kislotalimi, ishqoriymi yoki neytralmi) aniqlash uchun indikatorlardan foydalaniladi. Indikatorlar o'z rangini H^+ ionlar konsentratsiyasiga bog'liq ravishda o'zgartiruvchi maxsus reaktivlardir. Ko'p ishlatiladigan indikatorlar jumlasiga lakmus, metiloranj, fenolftalein kiradi. Ko'pchilik biologik jarayonlar kuchsiz kislota, neytral va kuchsiz ishqoriy muhitda borib, ularning pH qiymatlari 4-8 oralig'ida bo'ladi. Qishloq xo'jaligi ekinlarining normal rivojlanishi va ulardan doimo yuqori hosil olish uchun tuproq eritmasining muhiti ma'lum pH ga ega bo'lishi kerak. $pH < 4$ kichik bo'lganda tuproq eritmasida H^+ , alyuminiy, temir, marganes va boshqa ionlar o'simliklar uchun zararli konsentratsiyada to'planadi, $pH > 8$ dan oshganda o'simliklar uchun zararli gidroksid OH^- ionlari hosil bo'ladi.

12.4. Tuzlarning gidrolizi

Toza suvda vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari teng bo'ladi, ya'ni $pH = 7$ ga teng. Agar suvda tuz eritilsa, suvning dissotsilanish muvozanati vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari o'zgarishi hisobiga buzilishi mumkin va $pH = 7$ dan o'zgaradi. pH ning o'zgarishi tuz molekulalarining gidrolizga uchrashini bildiradi.

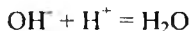
Tuz ionlari bilan suv o'rtasida boradigan o'zaro ta'sir reaksiyalariga **tuzlar gidrolizi deb** aytiladi.

Agar gidroliz mahsulotlari eruvchan bo'lsa, jarayon qaytar bo'ladi. Gidroliz natijasida ba'zan oson uchuvchan va yomon eruvchi moddalar hosil bo'lishi mumkin. Bu hollarda reaksiya qaytmas bo'lib, oxirigacha boradi.

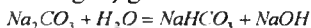
Uch xil tuzlar gidrolizlanadi.

1. Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar
2. Kuchsiz kislota va kuchli asosdan
3. Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar

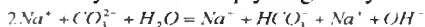
Kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchramaydi; bu holda neytrallanish reaksiyasi (gidrolizga teskari bo'lgan jarayon) borib, suv hosil bo'ladi:



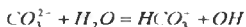
1) Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizi. Misol sifatida natriy karbonat Na_2CO_3 (kuchli asos NaOH va kuchsiz kislota H_2CO_3 dan hosil bo'lgan) gidrolizini ko'ramiz:



Bu tenglama ion molekulyar shaklda quyidagicha yoziladi:

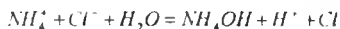


uning qisqartirilgan shakli:

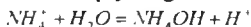


Demak, tuzning anioni gidrolizga uchraydi va reaksiya natijasida gidroksil OH^- ionlar hosil bo'ladi. Binobarin, kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlarning suvdagi eritmaları ishqoriy muhitga ega bo'ladi.

2) Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizida asosan tuz kationi reaksiyaga kirishadi. Masalan, ammoniy xlorid NH_4Cl ni gidrolizini olaylik:

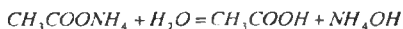


Tenglama qisqartirilgan shaklda quyidagicha bo'ladi:

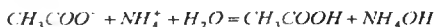


Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda eritmada vodorod ionlari to'planadi va shu sababli eritma kislotali muhitga ega bo'ladi.

3) Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizida tuzning ham kationi, ham anionlari suv bilan ta'sirlashadi, masalan:



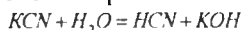
tenglama ion-molekulyar holda quyidagicha yoziladi:



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

Barcha ko'rib chiqilgan hollarda eritmadagi tuzlarning hanimasi gidrolizga uchramaydi, faqat bir qismi gidrolizlanadi. Eritmada tuz bilan gidroliz mahsulotlari o'rtasida muvozanat vujudga keladi. Moddaning gidrolizga uchragan qismi *gidroliz darajasi* deb ataladi.

Gidrolizni xarakterlovchi miqdorlardan biri gidroliz konstantasidir



Bu reaksiyaning gidroliz konstantasi quyidagicha yoziladi

$$K_{\text{gidr}} = \frac{[HCN] \cdot [KOH]}{[H_2O]}$$

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

Gidroliz darajasi (h harfi bilan belgilanadi) bir qancha faktorlarga bog'liq. Chunonchi eritma suyultirilganda ayni tuzning gidrolizlanishi kuchayadi va gidroliz darajasi oshadi. Masalan, Na_2CO_3 ning 1 n li eritmasida h_{gidr} 4,5% ga teng, uning 0,001 n li eritmasida esa $h_{\text{gidr}} = 34\%$ ga teng.

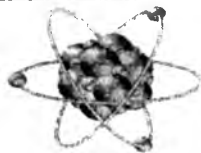
Eritma harorati oshirilganda gidroliz darajasi ham oshadi. Chunki isitilgan suvning dissotsiatsiya darajasi oshadi, shu sababli H^+ va OH^- ionlari bilan o'zaro ta'sirini kuchaytiradi, binobarin tuz gidrolizi kuchayadi, bu esa gidroliz darajasining oshishiga olib keladi.

Yog'ochni qayta ishlash sanoati hamda qishloq xo'jaligi chiqindilarini gidrolizlab, etil spirt, glyukoza va boshqa moddalar olinadi. Yog'larning gidrolizi, sovun pishirish va glitserin olishning asosini tashkil etadi. Gidroliz asosida texnikada ichimlik va sanoat suvlari tozalanadi.

Takrorlash uchun savollar

1. Dissotsiatsiya mexanizmini tushuntiring?
2. Dissotsiatsiya darajasi deb nimaga aytiladi? U eritmaning konsentratsiyasiga qanday bog'liq?

3. Aktivlik koeffitsiyenti nima? Dissotsiatsiya konstantasi deb nimaga aytiladi?
4. Amfoter elektrolitlar nima? Misollar keltiring.
5. Elektrolitik dissotsiatsiya nuqtai nazaridan kislotalar, asoslar va tuzlarga ta'rif bering.

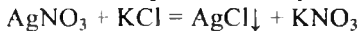


V-bob. OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI.

13. OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYA TURLARI

13.1. Oksidlanish– qaytarilish reaksiyalari

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

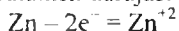


Ikkinchi guruh reaksiyalariga bir yoki bir necha elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradigan reaksiyalar kiradi:



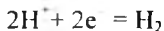
Bu reaksiyada ruxning oksidlanish darajasi 0 dan +2 gacha, vodorodniki +1 dan 0 gacha o'zgaradi.

Elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalarni *oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar* yoki *redoks reaksiyalar* (lotincha *reductio* – qaytarilish va *oxydatio* – oksidlanish) deb ataladi. Yuqoridagi reaksiyalarda rux atomlari musbat zaryadlangan ionlarga aylanadi, uning oksidlanish darajasi 0 dan +2 gacha ortadi:



Elementning oksidlanish darajasi ortishi bilan boradigan elektron berish jarayoni *oksidlanish* deb yuritiladi.

Rux tomonidan berilgan elektronlar vodorod ionlari tomonidan qabul qilinadi: vodorodning oksidlanish darajasi +1 dan 0 gacha kamayadi:



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

13.2. 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 akseptori (lotincha *acceptor* – qabul qiluvchi), qaytaruvchilar elektronlarning donori (lotincha *donor* – beruvchi) hisoblanadi.

Muhim oksidlovchilar:

1. Oddiy moddalar: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2 , S. Kimyoviy reaksiyalar vaqtida bu moddalar elektronlar biriktirib olib, manfiy zaryadlangan zarrachalarni hosil qiladi.

2. Murakkab moddalar: kislorodli kislotalar H_2SO_4 , HNO_3 va ularning tuzlari; $KMnO_4$ (kaliy permanganat), $K_2Cr_2O_7$ (kaliy bixromat); xlorning kislorodli kislotalari ($HClO$, $HClO_3$, $HClO_4$) va ularning tuzlari (gipoxloridlar, xloratlar va perxloratlar); ba'zi kislotalarning 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.

3. Metallarning yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan ionlari, masalan, Fe^{3+} , Au^{3+} , Cu^{2+} , Sn^{2+} .

Muhim qaytaruvchilar:

1. Metallar, ayniqsa, ishqoriy metallar (Li, Na, K, va boshqalar) va ishqoriy - yer metallari (Ca, Sr, Ba).

2. Vodorod, uglerod (koks), uglerod (II)-oksid CO

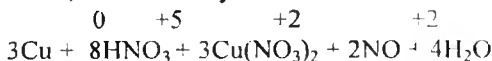
3. Kislorodsiz kislotalar va ularning tuzlari; gidridlar tarkibidagi vodorod ioni H^- (NaH , KH , CaH_2 va boshqalar).

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

13.3. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarining klassifikatsiyasi

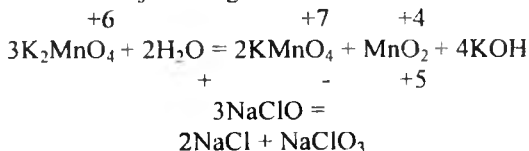
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini 4 guruhga bo'linadi.

1. Atomlararo yoki molekulararo boradigan oksidlanish qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda elektronlarning almashinishi atomlar, molekular yoki ionlar o'rtasida boradi, masalan

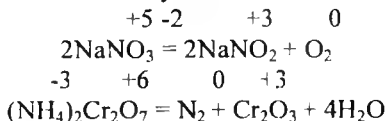


2. O'z-o'zidan oksidlanish, o'z-o'zidan qaytarilash (dispropor-iyalanish) reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda bitta element atomlari yoki

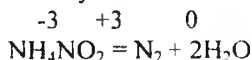
ionlarning oksidlanish darajasi bir vaqtning o'zida ortadi va kamayadi. Bunda boshlang'ich modda turli xil birikmalarni hosil qiladi, ulardan birida atomlarning oksidlanish darajasi yuqori, ikkinchisida esa past bo'ladi. Bunday reaksiyalar molekulasida oraliq oksidlanish darajasiga ega bo'lgan atomlar mavjud bo'lgan moddalarda sodir bo'ladi.



3. Ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalar jumlasiga bitta molekuladagi turli atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar kiradi. Bunda musbat oksidlanish darajasi kattaroq bo'lgan atom, oksidlanish darajasi kichikroq bo'lgan atomni oksidlaydi. Masalan:



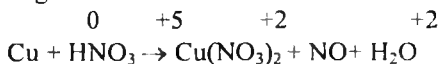
4. Bir molekula tarkibidagi oksidlanish darajasi turlicha bo'lgan atomlar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida qatnashib oksidlanish darajasi bir xil bo'lgan holatga o'tishi mumkin. Bunday reaksiyalarni sinproporsiya reaksiyalari deb aytiladi. Masalan:



13.4. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarini tenglashtirish

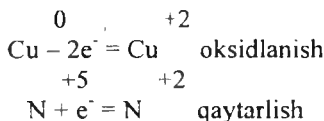
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzishning ikkita usuli qo'llaniladi – elektron balans va ion-elektron (yarim reaksiyalar) usuli.

1. Elektron balans usuli. Bu usuldan foydalanganda tenglama tuzish avvalo reaksiyada ishtirok etadigan oksidlanish darajalari o'zgaradigan elementlarning oksidlanish darajalarini hisoblashdan boshlanadi. Misning suyultirilangan nitrat kislota bilan o'zaro ta'siri quyidagi sxema bilan ifodalanadi:

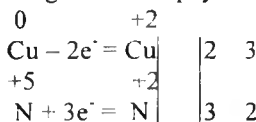


Oksidlanish darajalarini bilgan holda elektron berish va biriktirib olish (oksidlanish va qaytarilish) jarayonlari elektron tenglamalar holida

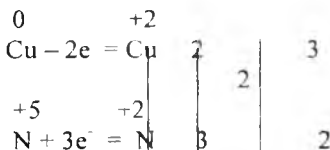
yoziyadi.



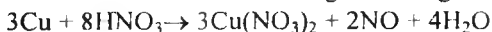
Elektron balans usulida asosiy boskich elektronlar balansini tuzishdan, ya'ni oksidlanish reaksiyasida yo'qotilgan elektronlar soniga qaytarilish reaksiyasida biriktirib olingan elektronlar sonini tenglashtirishdir. Buning uchun yo'qotilgan va biriktirib olingan elektronlar miqdori uchun eng kichik ko'paytma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



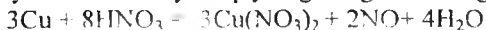
Topilgan ko'paytmaning berilgan va biriktirib olingan elektronlar miqdoriga taqsim qilishdan kelib chiqqan sonlarni oxirgi vertikal chiziq orqasiga yoziladi. Bu sonlar tenglama tuzishdagi stexiometrik koeffitsiyentlar hisoblanadi:



Koeffitsiyentlar yordamida tenglamaning chap va o'ng qismlarida qaytaruvchi 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 molekullarning reaksiyada qanday o'zgarishga uchrashini ko'rsatuvchi ionli tenglamalar (yarim reaksiyalar tenglamalari) ni tuzish va bu tenglamalari bitta molekulyar oksidlanish-qaytarilish tenglamasiga birlashtirishdan iborat. Quyidagi reaksiyaga elektron-ionli usul yordamida koeffitsiyentlar tanlashni ko'rib chiqaylik:

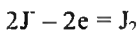


Bu reaksiyada yod va permanganatning ionlari o'zgarishga uchraydi:

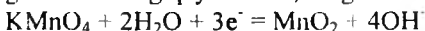


Yod ionining oksidlanish va permanganat ionning qaytarilish yarim

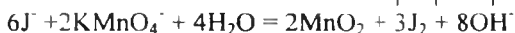
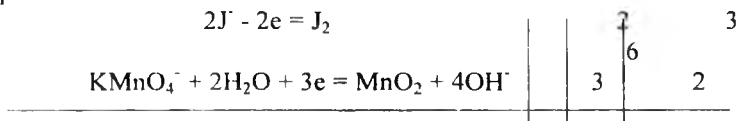
reaksiyalari tenglamalari tuziladi. 1 mol J_2 ning 2 mol J^- iondan hosil bo'lishini hisobgaolib, birinchi yarim reaksiyaning tenglamasi (yod ionining oksidlanishi) yoziladi:



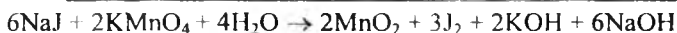
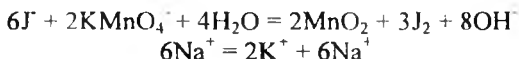
1 mol MnO_4^- ionning 1 mol MnO_2 ga qaytarilishida 2 mol atomar kislorod 2 mol suv bilan (neytral muhitda) bog'lanib, 4 mol OH^- ionlarni hosil qiladi. Zaryadlar tengligini hisobgaolib, ikkinchi yarim reaksiya (permanganat ionining qaytarilishi) tenglamasi yoziladi:



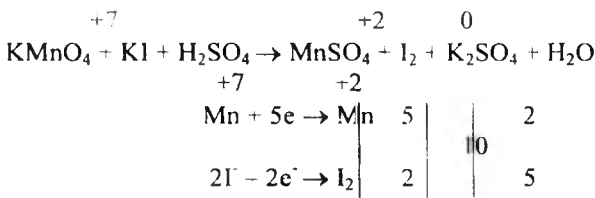
Berilgan va birlashtirilgan elektronlar soni teng bo'lganligiga qarab eng kichik umumiy ko'paytma topiladi. Bu ko'paytma 6 ga teng bo'lganligi uchun qaytaruvchining yarim reaksiyasidagi ion, molekula va elektronlar 3 koeffitsiyentga ko'paytiriladi va qaytaruvchi oksidlovchining yarim reaksiyalarining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

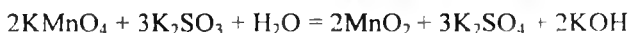
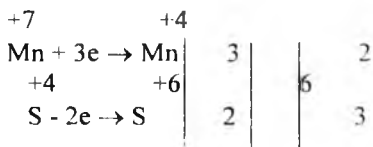
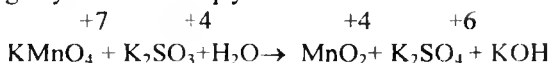
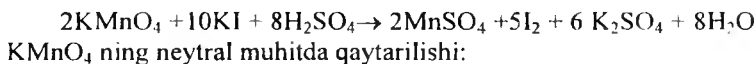


Reaksiyada o'zgarmay qoladigan kaliy va natriy kationlarini hisobgaolgan holda oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining molekulyar tenglamasi yoziladi:

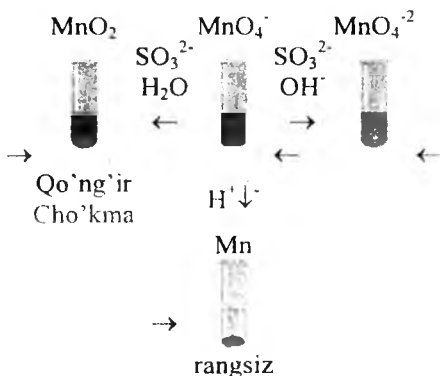
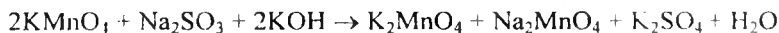
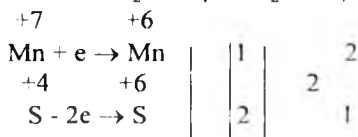
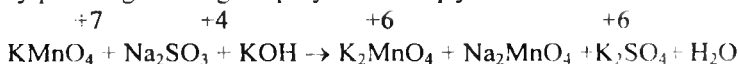


Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida muhit muhim ahamiyatga ega. Muhitning ta'siri masalan, $KMnO_4$ ning qaytarilish xarakterida yaqqol namoyon bo'ladi. Kislotali muhitda MnO_4^- ion Mn^{2+} iongacha, neytral muhitda MnO_2 gacha, ishqoriy muhitda MnO_4^{2-} (yashil rang) iongacha qaytariladi. $KMnO_4$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





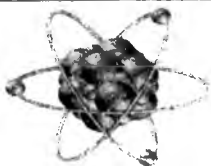
Kaliy permanganatning ishqoriy muhitda qaytarilishi:



Takrorlash uchun savollar

1. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari boshqa kimyoviy reaksiya-lardan nima bilan farq qiladi?

2. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari nazariyasining mohiyati nimada?
3. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari qanday klassifikatsiyalanadi?
4. Disproportsiya va sinproportsiya reaksiyalarini tushuntiring.
5. Oksidlanish –qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini elektron-balans va yarim reaksiyalar usulida tuzishga misollar keltiring.



VI-bob. METALLAR. ELEKTROKIMYO.

14. METALLAR. ULARNING UMUMIY XOSSALARI VA OLINISH USULLARI

14.1. Metallarning tabiatda uchrashi

Kimyoviy elementlarning 80% ni metallar tashkil qiladi. Ko'pchilik metallar odatdagi sharoitda tugunchalarida ionlagan va elektroneytral zarrachalar, metall kristallari orasida esa erkin zarracha-elektronlar joylashgan elektronlar doimiy harakatda bo'ladi. Ionlar esa bir qadar tebranma harakatda bo'ladi. Metallarning fizikaviy xossalari ularning ana shu ichki tuzilishidan kelib chiqadi.

14.2. Metallarning fizik va kimyoviy xossalari

Metallar birinchi tur o'tkazgichlardir. Ularda elektrni erkin elektronlar tashiydi. Tartibsiz harakatda bo'lgan erkin elektronlar batartib – bir tomonga harakatlanishi uchun juda kichik elektr potentsiali kifoya. Shu sababli, metallar elektr tokini yaxshi o'tkazadi. Elektronlarning batartib - bir tomonlama harakatiga to'sqinlik qiluvchi faktorlar metallarning elektr o'tkazuvchanligini pasaytiradi.

Masalan: Haroratning ko'tarilishi bilan ionlarning tebranma harakati kuchayadi va ular ichida elektronlarning harakatlanishi qiyinlashadi. Shu sababli. Haroratning ko'tarilishi bilan metallarning elektr o'tkazuvchanligi pasayadi. Metallar absolyut nol haroratiga yaqin haroratida (ma'lum haroratdan so'ng) o'ta katta elektr o'tkazuvchanlikka ega bo'ladi, bu holda ularning elektr o'tishiga qarshiliklari deyarli yo'q darajada bo'ladi.

Metallardagi turli qo'shimchalar ham elektronlarning harakatiga to'sqinlik qiladi. Shu sababli. metallarda qo'shimcha ko'paygan sari, bu metallning elektr o'tkazuvchanligi pasayadi.

Metallar issiqlikni ham yaxshi o'tkazadi. Buning asosiy sababi quyidagilardir. Bir tomondan, qo'shni ionlar orasida ikkinchi tomondan esa ion bilan elektronlar orasida energiya almashinish jarayon sodir bo'lib turadi.

Metall tayoqchanning bir uchini qizdirish natijasida, tayoqchanning ana shu uchidagi ionlarning tebranishi kuchayadi, ionlar katta energiyaga ega bo'lib qoladi. Bu ionlar ortiqcha energiyani qo'shni ionlarga beradi va natijada, qo'shni ionlar ham kuchli tebrana boshlaydi. Bu jarayon tayoqchanning ikkinchi uchiga tez yetib keladi va nihoyat hamma ionlar bir xil tebrana boshlaydi.

Energiya almashinish jarayoni juda tez boradigan jarayon bo'lganligi uchun, tayoqchanning bir uchidagi issiqlik tezda ikkinchi uchiga yetib keladi. Ionlar orasidagi elektronlarda ham ana shunday hol yuz beradi. Eng yaxshi o'tkazuvchilar: kumush-59, mis-54, oltin-40, alyuminiy-27.

Metallar solishtirma og'irligiga ko'ra: engil, solishtirma og'irligi $d=5 \text{ kg/m}^3$ dan kichik va og'ir, solishtirma og'irligi $d=5 \text{ kg/m}^3$ dan katta, metallarga taqsimlanadi. Yengil metallarga litiy $d=0,53 \text{ kg/m}^3$, kaliy $d=0,86 \text{ kg/m}^3$, natriy $d=0,97 \text{ kg/m}^3$, magniy $d=1,7 \text{ kg/m}^3$, alyuminiy $d=2,7 \text{ kg/m}^3$ va hokazo. og'ir metallarga osmiy $d=22,5 \text{ kg/m}^3$, platina $d=21,5 \text{ kg/m}^3$, oltin - $d=19 \text{ kg/m}^3$, temir - $d=7,87 \text{ kg/m}^3$, qo'rg'oshin- $d=11,3 \text{ kg/m}^3$ va hokazo.

Metallar suyuqlanish haroratiga (t_c) qarab yengil va qiyin suyuqlanuvchi metallarga taqsimlanadi. Yengil suyuqlanuvchi metallarga simob $t_c=-39^{\circ}\text{S}$, seziy $t_c=+28,5^{\circ}\text{C}$, litiy $t_c=181^{\circ}\text{C}$, kaliy $t_c=63,6^{\circ}\text{C}$, natriy $t_c=98^{\circ}\text{C}$, qalay $t_c=232^{\circ}\text{C}$, qo'rg'oshin $t_c=328^{\circ}\text{C}$, magniy $t_c=651^{\circ}\text{C}$ va hokazo, ya'ni suyuqlanish harorati 800°C dan kichik bo'lgan metallar.

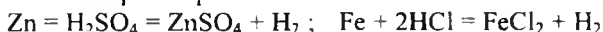
Suyuqlanish harorati (t_c) 800°C dan katta bo'lgan metallar qiyin suyuqlanuvchi, ularga volfram $t_c=3383^{\circ}\text{C}$, osmiy $t_c=2270^{\circ}\text{C}$, platina $t_c=1770^{\circ}\text{C}$, xrom $t_c=1875^{\circ}\text{C}$, oltin $t_c=1060^{\circ}\text{C}$, temir $t_c=1539^{\circ}\text{C}$ va boshqalar misol bo'la oladi.

Metallning o'ziga xos xususiyatlaridan biri ularning bolg'alanuvchanligidir. Metallar elastik bo'ladi. Buning sababi ham ularning yuqorida aytib o'tilgan ichki tuzilishidir. Metallarning elastikligi ionlar qatlamining boshqa ionlar qatlamiga nisbatan oson surilishi mumkinligidan kelib chiqadi.

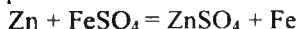
Metallarning o'ziga xos yana bir xususiyati ularning yaltiroqligidir. Qora metallarga temir va uning qotishmalari, rangdor metallarga esa qolgan hamma metallar kiradi.

Metallarning qaytarish xossalari kuchlidir. Metallar birikma hosil qilganda manfiy zaryadlanmaydi, chunki ular o'zlari elektron beradi. Elektron berish xususiyatiga ko'ra metallar aktivlik qatoriga joylashadi va u quyidagi ko'rinishga ega: Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Ag, Hg, Pt, Au.

Vodorod elektron berish xususiyatiga ko'ra metallarni aktivlik qatoriga joylashgan. Bu qatorda vodoroddan oldinda joylashgan metallar uni birikmasidan siqib chiqaradilar. Masalan:

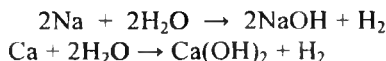


hamda bu qatorda chapda joylashgan metall o'ngda joylashgan metallni birikmasidan siqib chiqaradi



Metallarning kislorod bilan hosil qilgan birikmalari oksidlardir. Metallar vodorod bilan reaksiyaga kirishib, gidridlarni hosil qiladi. Masalan, NaH, TiH₂ gidridlarda vodorod manfiy zaryadlanadi.

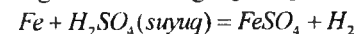
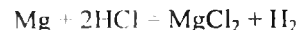
Metallarning suvga ta'sir qilish xarakteri ularning ahamiyatli kimyoviy xossalariidan biridir. Ko'pchilik metallar suvdan vodorodni siqib chiqaradi.



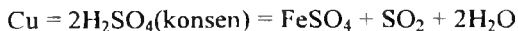
Ishqoriy va ishqoriy yer metallari suv bilan shiddatli ravishda reaksiyaga kirishadi, boshqa metallar qizdirilgandagina suvga ta'sir etadi.

Qariyb hamma metallar kislotalardan vodorodni siqib chiqaradi, bunda metallning o'zi oksidlanadi va kislota hamda metallning tabiatiga qarab quyidagi mahsulotlar hosil bo'ladi.

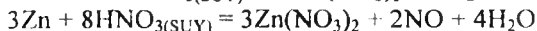
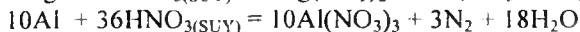
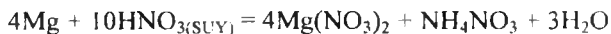
1 Kislorodsiz va suyultirilgan sulfat kislotalarning metallarga ta'siri: bu kislotalarda aktivlik qatorida vodorodgacha, qo'rg'oshindan tashqari, joylashgan barcha metallar erib, tuz va erkin vodorodni hosil qiladi. Masalan:



2. Konsentrlangan sulfat kislota da aktivlik qatorida kumushgacha joylashgan, quyidagi metallardan alyuminiy, temir, xrom, qo'rg'oshindan tashqari barcha metallar erib, sulfat tuzlarini, sulfit angidridniva suv molekulasini hosil qiladi, bunda kislota da gi oksidlanish darajasi +6 bo'lgan oltingugurt atomi oksidlovchi vazifasini o'taydi. Masalan:



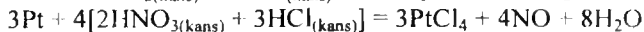
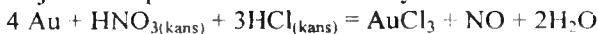
3. Suyultirilgan nitrat kislota nodir metallardan tashqari barcha metallar erib, nitrat tuzlar hamda kislota ning konsentratsiyasiva metallning aktivligiga ko'ra quyidagi NH_4^+ , N_2 , N_2O , NO birikmalarni va suv molekulasini hosil qiladi. Bunda kislota dagi oksidlanish darajasi +5 bo'lgan azot atomi oksidlovchi vazifasini o'taydi va uning qaytarilishi metallning aktivligiga bog'liq, metall qancha aktiv bo'lsa, azot atomi shuncha kuchli qaytariladi. Masalan:



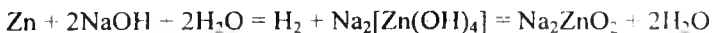
4. Konsentrlangan nitrat kislota da platina, oltin, alyuminiy, temir, xromlardan tashqari barcha metallar erib, nitrat tuzlarini, azot (IV) oksidini va suv molekulasini hosil qiladi.



5. Oltin va platina zar suvida eriydi. Zar suvi bu bir hajm konsentrlangan nitrat kislota va uch hajm konsentrlangan xlorid kislota dan yangi tayyorlangan aralashma eritmasi. Bu kislotalar aralashtirilganda xlor atom holida ajralib chiqadi va metallni oksidlaydi.



Ruh, alyuminiy, qalay singari amfoterlik xossalari bor metallar ishqor eritmalari bilan ham reaksiyaga kirishadi. Reaksiya natijasida tuz bilan vodorod hosil bo'ladi.



14.3 Metallarning olinish usullari

Aksariyat metallar tabiatda oksid, sulfat, sulfid, karbonat va boshqa birikmalar holida uchraydi. Sanoatda metallar ana shu birikmalardan ajratib olinadi. Sanoatda metallar ajratib olish uchun ishlatiladigan tabiiy minerallar ruda deyiladi.

Sanoatda rudalardan metallarni ajratib olish bilan shug'ullanadigan soha metallurgiya deb ataladi. Rudadan metallar bir necha xil usul bilan ajratib olinadi.

Qaytarish usuli. Bunda oksid xolidagi ruda qaytariladi.

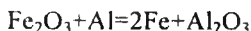
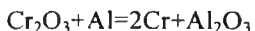
Qaytaruvchi sifatida ko'mir yoki CO dan foydalanadi va unga karbotermiy deyiladi.



Qaytaruvchi sifatida ajratib olinishi kerak bo'lgan metallga qaraganda aktivroq metall yoki metalloid ishlatilishi ham mumkin.

Mg, Al, Si

Bunday usul ayniqsa A L ishlatilsa, Alyuminotermiya – Metallotermiya deyiladi.

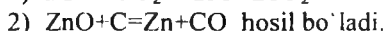
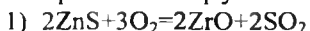


14.4. Sulfidlardan metall olish

Sulfidlardan metall ajratib olish 2 bosqichdan iborat.

Birinchi bosqichda metall sulfidi kuydiriladi va metall oksidi olinadi.

Ikkinchi bosqichda oksid qaytariladi.

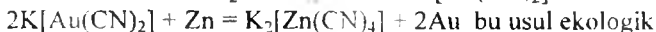
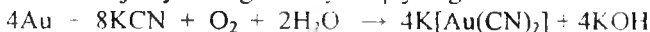


Rudani bekorchi jinslardan tozalash flotatsiya deb ataladi.

Flotatsiya chanlarda o'tkaziladi. Ruda chanlarga solinadi suv bilan to'ldiriladi, so'ngra suvli eritmaga ko'pik hosil qiladigan modda (flotoreagent) qo'shiladi va aralashtiriladi. Bekorchi jinslar chan tagiga cho'kadi. Foydali qismi ko'piklarga yopishib, suyuqlik betida yig'iladi va u qismi alohida yig'ib olinadi.

Gidrometallurgiya usulida asosan rudaning tarkibidagi kerakli metallni kislotaga yoki ishqor eritmasida eritib, tuz eritmasi holatiga o'tkaziladi va so'ngra bu eritmani elektroliz qilinadi, yoki aktiv metall yordamida eritmadagi metall qaytariladi.

Elektroliz jarayonida metall katodda ajralib chiqadi. Masalan: Respublikamizda oltin asosan qum bilan aralashma holida uchraydi. Oltinni olish uchun avval aralashma qumdan tozalanadi so'ng kaliy sianid tuzining suvli eritmasi va atomlar kislorod yordamida eritmaga kompleks birikma holida o'tkaziladi, so'ngra eritmaga rux qo'shib oltin qaytariladi. Bu jarayonning reaksiyasi quyidagicha:



bu usul ekologik toza usuldir.

Takrorlash uchun savollar

1. Elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori deb nimaga aytiladi
2. Elektrolizda anodda va katodda qanday jarayon boradi?
3. Tuzlarning suyuqlanmalari va suvdagi eritmalarining elektrolizini tushuntiring.
4. Metallarni olishning qanday usullari mavjud ?

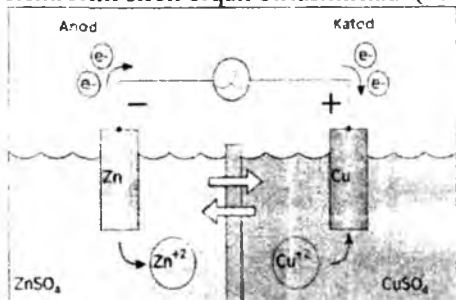


15. ELEKTROKIMYO. GALVANIK ELEMENTLAR NAZARIYASI

15.1. Galvanik elementlar

Kimyoviy reaksiya natijasida elektr toki hosil qiladigan asbob-uskunalar galvanik elementlar deb ataladi. Galvanik element hosil qilish uchun bir-biriga tegib turgan (yoki bir-biri bilan elektrolitli sifon orqali tutashtirilgan) ikki elektrolit eritmasiga ikki xil metall tyshirilib, ularning uchlari tashqi zanjir orqali bir-biriga ulanadi. Ikkala elektrod birgina metallardan yasalgan bo'lishi ham mumkin va, aksincha, ikki xil metall birgina elektrolit eritmasiga tyshirilishi ham mumkin.

Volta mis va ruxli plastinkalarni sulfat kislota eritmasiga tushirib, mis plastinkani rux plastinkaga tegizganida elektr toki hosil bo'lgan (Volta elementi). Bu galvanik elementning *elektr yurituvchi kuchi* (EYUK) dastlabki paytda 1 voltga yaqin bo'ladi, keyin bu elementning musbat qutbi bo'lgan misda vodorod ajralib chiqishi (qytblanish) sababli uning EYUKi tezda pasayib ketadi. Yakobi va Daniel yaratgan elementni tayyorlash uchun mis sulfat eritmasiga mis plastinka rux sulfat eritmasiga rux plastinka tushirilib, eritmalar bir-biri bilan elektrolitli sifon orqali birlashtiriladi (15.1.rasm).



15.1.- rasm. Mis-ruxli
galvanik element
(Yakobi -Daniel
elementi)

Elektrodlar galvanometrqa ulanadi. Galvanik elementlarda elektr tok hosil bo'lishi haqidagi nazariyaning mohiyati quyidagicha: agar biror metall suvga (yoki ayni metall ioni eritmasiga) tushirilsa, metall sirtidagi ionlar suvning qutbli molekulariga tortiladi va metall

sirtidan uzilib gidratlangan holda eritmaga o'ta boshlaydi. Buning natijasida musbat zaryadlanadi, eritma esa musbat zaryadlanadi. Metallda hosil bo'lgan manfiy zaryad metall dan eritmaga o'tgan musbat ionlarni o'ziga torta boshlaydi. Sistema muvozanat holatiga keladi: vaqt birligi ichida metall dan qancha ion eritmaga o'tsa, huddi o'shancha ion eritmadan metallga o'tadi. Metall dan eritmaga o'tgan musbat ionlar metall sirti yaqinida joylashib, metall dagi manfiy ionlar bilan birgalikda qo'sh elektr qavat hosil qiladi. Buning natijasida metall bilan eritma orasida ma'lum qiymatga ega bo'lgan potentsiallar ayirmasi vujudga keladi. Bu qiymat metallning elektrod potentsiali deb ataladi va E harfi bilan ifodalanadi.

Elektrod potentsial qiymati metallning xossalariga, eritmadagi ayni metall ionlari kontsentratsiyasiga va temperaturaga bog'liq bo'ladi. Bu bog'lanish Nernst formulasi bilan ifodalanadi:

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

Bunda R -universal gaz konstantasi, T -absolyut temperatura, C -eritmadagi metall ionlari kontsentratsiyasi, F -Faradey soni (96500 kulon), n -metallning valentligi; 20°C uchun Nernst formulasi quyidagicha yoziladi:

$$E = E_0 + \frac{0,058}{n} \lg C$$

Agar $C = 1 \text{ g-ion/l}$ bo'lsa $E = E^0$ bo'ladi. Demak, ionlarining kontsentratsiyasi 1 g-ion/l ga teng bo'lgan metall tuzi eritmasiga o'sha metall tushirilsa, metallning elektrod potentsiali E^0 ga teng bo'ladi. E^0 ayni metallning normal elektrod potentsiali deb yuritiladi. Metallning normal elektrod potentsialini o'lchash uchun metall o'zining biror tuzi 1 g-ion/l eritmasiga tushiriladi, so'ngra normal potentsiali ma'lum bo'lgan ikkinchi elektrod bilan birlashtirilib, bu ikki elektroddan galvanik element hosil qilinadi va uning elektr yurituvchi kuchi o'lchanadi. So'ngra elektr yurituvchi kuchning qiymatidan foydalanib, noma'lym normal elektrod potentsiali hisoblanadi, chunki galvanik elementning elektr yurituvchi kuchi musbat va manfiy elektrod potentsiallar ayirmasiga teng: $E = E_1 - E_2$. bu erda E - galvanik elementning elektr yurituvchi kuchi, E_1 -musbat elektrod potentsiali, E_2 -manfiy elektrod potentsiali.

Elektrod potentsialini alohida aniqlash mumkin emas, uni faqat boshqa biror elektroddga nisbatan o'lchash mumkin. Normal elektrod potentsiallarni o'lchashda normal vodorod elektrod potentsiali shartli

ravishda nolga teng deb qabul qilinadi. Normal vodorod elektrod tayyorlash uchun sulfat kislotaning suvdagi 1 M eritmasiga sirti g'ovak platina bilan qoplangan platina elektrod tushirilib, eritma orqali 1 atm bosimda toza vodorod berib turiladi. Platinaga yutilgan vodorod molekullari uning sirtida qisman atomlarga ajralib, $H_2 \leftrightarrow 2H$ muvozanat qaror topadi; platina bilan eritma chegarasida esa $H \leftrightarrow H^+ + e$ muvozanat qaror topadi, yig'indi tenglama $H_2 \leftrightarrow 2H^+ + 2e$ dan iborat. Platina bu yerda faqat o'tkazuvchilik rolini bajaradi. Shuning uchun vodorod bilan to'yingan platinani vodorod elektrod deb qabul qilish mumkin. Vodorod elektrod uchun Nernst formulasi quyidagicha yoziladi:

$$E = E_0 + \frac{0,058}{1} \lg [H^+]$$

Vodorod elektroddan boshqa standart elektrodlar (masalan, kalomel elektrod, xingidron elektrod) dan ham foydalanish mumkin. Amalda qo'llaniladigan normal kalomel elektrod potentsialini 0,282 B ga teng. Masalan, ruxning normal elektrod potentsialini aniqlash uchun $ZnSO_4$ ning $[Zn] = 1$ g-ion/l li eritmasiga rux plastinka tushirilib, bu elektrodni normal kalomel elektrod bilan birlashtirib,



dan iborat galvanik element hosil qilinadi. Bu elementning elektr yurituvchi kuchi 1,042 B ga tengligi tajribada aniqlangan.

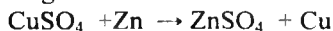
$E = E_1 - E_2$ ga asoslanib $1,042 = 0,282 - E_x^0$ ni yozamiz. Bundan $E_x^0 = 0,282 - 1,042 = -0,76$ B kelib chiqadi. Demak, ruxning normal elektrod potentsiali -0,76 B ga teng. Boshqa metallarning normal elektrod potentsiallari ham shu usulda topilgan. Agar metallarni normal elektrod potentsiallari o'sishi tartibida bir qatorga joylashtirsak, metallarning quyidagi elektrokimyoviy kuchlanishlar qatoriga (bu qatorni N.N. Beketov tuzgan) ega bo'lamiz:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au, Pt.

Bu qatorda turgan metallardan galvanik element yaratsak, "noasl" metall manfiy qutbni (katodni) va "asl" metall musbat qutbni (anodli) tashkil qiladi. Masalan, Yakobi-Daniel elementi: $Zn/ZnSO_4 \parallel CuSO_4/Cu$ da mis musbat qutb (katod), rux-manfiy qutb (anod) bo'ladi.

Elektronlar ruxdan chiqib tashqi zanjir orqali misga boradi va eritmadagi Cu^{2+} ionlari bilan birikib, Cu atomlarini hosil qiladi (misga tashqi zanjirdan elektronlar keladi, shuning uchun ham u katod). Katodda mis cho'kadi. SO_4 ionlar sifon (yoki diafragma) orqali o'tib Zn^{2+} ionlari bilan birikadi. Bu elementda boradigan ximiyaviy

protsessning yig'indi tenglamasi:



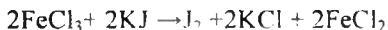
dan iborat. Rux eriydi, mis cho'kadi. Uning hisobiga elektr toki hosil bo'ladi. Bunday reaksiyalarning hammasida ham asl metall qaytariladi, noasl metall esa oksidlanadi. Binobarin, u o'zidan tashqi zanjirga elektronlar berib anod vazifasini o'taydi.

15.2. Oksidlanish - qaytarilish potentsiali

Moddalarning eritmalaridagi oksidlovchilik va qaytaruvchanlik xossalarini miqdoriy jihatdan xarakterlash uchun ularning elektrod potentsiallari yoki oksidlanish - qaytarilish potentsiallari qiymatidan foydalaniladi. Ayni moddaning elektrod potentsiali qancha kichik qiymatga ega bo'lsa, u shuncha qaytaruvchilik xossasini namoyon qiladi va aksincha u qancha katta qiymatga ega bo'lsa, shuncha kuchli oksidlovchilik xossaga ega bo'ladi. Misol tariqasida:

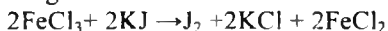


Prosesslarni ko'rib chiqaylik. Bu yerda biz ikkita oksidlanish-qaytarilish juftiga egamiz. Biri $\text{F}_2 / 2\text{F}^-$, ikkinchisi $\text{H}_2 / 2\text{H}^-$, ularning normal elektrod potentsiallari $E_1 = 2,85\text{V}$, $E_2 = -2,23\text{V}$. Sistemaning oksidlanish-qaytarilish potentsiali qanchalik katta bo'lsa, moddaning oksidlangan formasi shunchalik kuchli oksidlovchi xossaga ega bo'ladi degan qoidaga asoslanib, F_2 juda kuchli oksidlovchi, H esa kuchli qaytaruvchi bo'ladi degan xulosaga kelamiz. Oksidlanish-qaytarilish potentsiallari qiymatlaridan foydalanib, birinchidan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari qaysi yo'nalishda borishini oldindan ayta olamiz; ikkinchidan oksidlanish-qaytarilish potentsiallariga muvozanat konstantasini hisoblay olamiz. Agar oksidlovchi juftning normal elektrod potentsialini ayirganimizda hosil bo'ladigan ayirma (ya'ni shu sistemadan tashkil topgan galvanik elementning elektr yurituvchi kuchi) musbat qiymatga ega bo'lsa, berilgan oksidlanish-qaytarilish reaksiya chapdan o'ngga tomon bora oladi. Masalan:



reaksiyani ko'rib chiqaylik.

Bu reaksiyada ikkita oksidlanish-qaytarilish juftlari ishtirok etadi: biri $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$ jufti bo'lib, uning oksidlanish-qaytarilish normal potentsiali $E_1 = 0,771\text{V}$; ikkinchisi $\text{J}_2 / 2\text{J}^-$ jufti, uning potentsiali $E_2 = 0,54\text{V}$ ga teng. Ular orasidagi ayirma $E_1 - E_2 = 0,771 - 0,54 = 0,231\text{V}$ musbat qiymatga teng. Shuning uchun



Reaksiya amalga osha oladi. KJ oksidlanadi; $FeCl_3$ qaytariladi, lekin $FeCl_3$, KBr ni oksidlay olmaydi, chunki $Br_2/2Br$ juftining oksidlanish-qaytarilish normal potentsiali $1,07V$ ga teng.

Fe^{3+}/Fe^{2+} bilan $Br_2/2Br$ juftining normal potentsialilari orasidagi ayirma manfiy qiymatga ega:

$$0,771 - 1,07 = -0,30V$$

Demak reaksiya chapdan o'ngga bora olmaydi.

Endi oksidlanish- qaytarilish reaksiyalarning muvozanat konstantasini hisoblab topish uchun zarur bo'lgan formulani keltiramiz

$$\lg K = \frac{(E_o - E_n)}{0,058}$$

Bu yerda E_o va E_n – reaksiyada ishtirok etgan oksidlanish- qaytarilish juftlarining normal potentsiallari, K - muvozanat konstantasi, n - qaytaruvchidan oksidlovchiga o'tgan elektronlar soni.

Takrorlash uchun savollar

1. Galvanik elementlar deb nimaga aytiladi?
2. Elektrod potentsiallari deb nimaga aytiladi?
3. Oksidlanish –qaytarilish potentsiali nima?
4. Nernst formulasini mohiyatini tushuntiring
5. Yakobi-Daniel elementi qaysi metallardan iborat. Nega aynan ular tanlangan?



16. TUZLAR ERITMALARI VA SUYUQLANMALARINING ELEKTROLIZI

16.1. Elektroliz haqida tushuncha

Elektroliz – bu elektr toki ta'sirida elektrolit eritma yoki suyuqlanmalarda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayonidir. Ma'lumki har qanday elektrolit eritmasi kation va anionlardan tashkil topgan. Ular eritmada tartibsiz harakatda bo'ladi. Agar ana shunday eritmaga musbat va manfiy elektrodlar tushirilsa eritmadagi ionlar harakati ma'lum tartibga kiradi. Anionlar anodga kationlar katodga tomon harakat qiladi. Kationlar katodga borib undan elektron oladi,

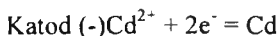
anionlar esa aksincha ortiqcha elektronlarni anodga beradi. Katodda qaytarilish, anodda oksidlanish jarayoni ro'y beradi.

Elektroliz maxsus qurilmalar - elektrolizyor yoki elektrolitik vannalarda olib boriladi. Elektrolit suyuqlanmasi yoki eritmasining zarrachalari (ionlari) katodda elektronlar biriktirib olib, qaytariladi. Anodda zarrachalar elektronlar berib oksidlanadi.

Tuzlarning suyuqlanmasi elektrolizi sifatida CdCl_2 suyuqlanmasining elektrolizini olish mumkin. Suyuqlanmada tuz ionlarga dissotsilanadi:

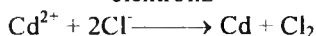


Katodda kadmiy kationlari qaytariladi, anodda esa xlor ionlari oksidlanadi:



Ikkala yarim reaksiyalarni 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 molekularlari 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:

$$E = E_0 + \frac{2.3RT}{nF} \lg[H^+] = E_0 + \frac{2.3 \cdot 8,31 \cdot 298}{1 \cdot 96500} \lg[H^+] = E_0 + 0.059 \lg[H^+]$$

Vodorod elektrodning potentsiali $E_0 = 0$ ga tengligini va $\lg[H^+] = -\text{pH}$ ekanligini hisobga olsak:

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

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

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

Katodda:

1) Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metalning elektrod potentsiali $-0,41 \text{ V}$ ga nisbatan musbat (aktivlik qatorida bu kationlar vodoroddan keyin keladi) bo'lsa, elektrolitning neytral eritmasidan

katodda metall ajralib chiqadi.

2) Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metallning elektrod potentsiali $-0,41$ Vga nisbatan manfiy qiymatga ega bo'lsa (aktivlik qatorida Li^+ dan Al^{+3}), katodda metallemas, balki suv molekulari qaytarilib, vodorod ajraladi, bu metal ionlari eritmada o'zgarmasdan qoladi.

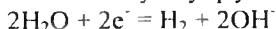
3) Agar metallning elektrod potentsiali $-0,41$ Vga yaqin bo'lsa, (Al^{+3} dan Pb^{+2}) katodda bir vaqtning o'zida metall kationi ham, vodorod ham ajraladi, ko'pincha metall va vodorod birgalikda qaytariladi.

Anodda:

1) Agar eritmada kislorodsiz kislotalarning anionlari Cl^- , Br^- , S^{2-} , J^- lar bilan birga suv molekulari mavjud bo'lsa, anodda kislorodsiz kislotalarning anionlari oksidlanadi.

2) Agar eritmada kislorodli kislotalarning anionlari SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , NO_3^- lar bilan birga suv molekulari mavjud bo'lsa, u holda anodda suv molekulari oksidlanadi.

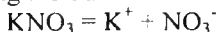
Kislotali eritmalardan vodorodning elektrokimyoviy ajralishi vodorod ionlarining zaryadsizlanishi hisobiga bo'ladi. Neytral va ishqoriy eritmalarda suv elektrokimyoviy qaytariladi:



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

Tuzlar eritmalarining elektrolizini misollarda ko'ramiz.

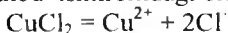
1) KNO_3 eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



$E^\circ = -2,93$ V bo'lib, K^+ kationlar katodda qaytarilmaydi. NO_3^- anionlari suvli eritmalarda oksidlanmaydi. Katod va anodda suv molekulari qaytariladi va oksidlanadi.



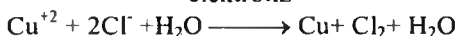
CuCl_2 eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



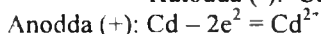
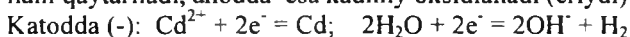
Misning standart elektrod potentsiali $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^\circ = 0,34$ V bo'lganligi uchun katodda faqat mis kationlari qaytariladi, anodda esaxlorid ionlari oksidlanadi:



Anodda (+): $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$
elektroliz



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



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

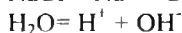
Elektrolizni amalga oshirish uchun elektrolit eritmasiga yoki suyuqlanmaga tushirilgan katod elektrodga o'zgarmas tok manbaining manfiy qutbini va anod elektrodga musbat qutbini ulash kerak.

Katod elektrodga elektrolitni musbat zaryadlangan ionlari elektron qabul qilib, zaryadsizlanadi. Qaysi ionning oldin zaryadsizlanishi eng avval metallarning kuchlanishlar qatorida vodorodga nisbatan joylanishiga, metall ionining konsentratsiyasiga va ayrim hollarda elektrod materialiga bog'liq bo'ladi?

Bir xil sharoitda kam aktiv metallar ionlari ya'ni kuchlanishlar qatorida vodoroddan keyin joylashgan metall engil zaryadsizlanadi va metallarning kuchlanish qatorida vodorodgacha joylashgan metallarning ionlari qiyin zaryadsizlanadi.

Suvli eritmalarida elektrolitning kationi va suvning H^+ ion konsentratsiyalari bir xil sharoitda bo'lmaydi. Bu esa, suvli eritmalarida vodoroddan aktiv metallar ionlarining qaytarilishiga olib keladi. Suvli eritmalarida juda aktiv kuchlanishlar qatorida alyuminiygacha bo'lgan metallar ionlari qaytarilmaydi.

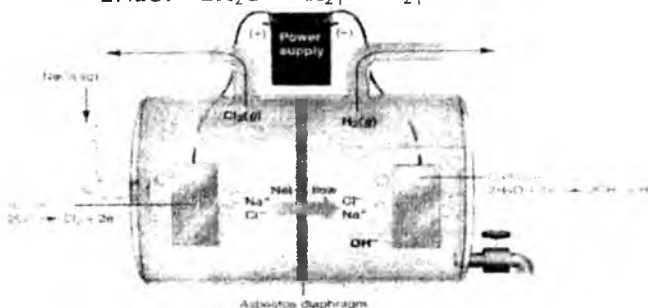
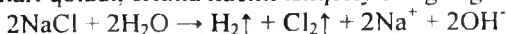
1 – Misol. Osh tuzi – NaCl suvli eritmasining elektroliz jarayoni



Katod	(-)	$2\text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{Na} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2$	Qaytarilish jarayoni. Ishqoriy muhit.
Anod	(+)	$2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$	Oksidlanish jarayoni. Neytral muhit.

Katodda vodorod ajralibchiqadiva muhit ishqoriy, anodda esa xlor ajralib chiqadiva muhit neytral bo'ladi (rasm).

Demak, NaCl tuzining eritmasi elektroliz qilinganda katodda suv molekulari qaytariladi, anodda xlor ionlari oksidlanadi. Elektroliz mahsuloti sifatida vodorod va xlor gazlari hosil bo'ladi. Eritmada esa Na^+ va OH^- ionlari qoladi, eritma kuchli ishqoriy uhitga ega bo'ladi:



16.1. rasm. Osh tuzining suvli eritmasining elektroliz sxemasi

2-Misol. Kaliy xlorid tuz suyuqlanmasining elektroliz sxemasi :

Suyuqlanma holatda kristall panjaradagi ionlar orasidagi bog'lanish susayadi, shuning uchun



katodda kaliy, anodda xlor ajralib chiqadi. Agarda suyuqlanmada bir nechta kation bo'lsa, metallarning kuchlanish qatoriga qarab qaysi metall ioni oldin qo'rg'oshin ioni, keyin ruh ioni oldin qaytarilishini aytish mumkin. Masalan, suyuqlanmadam K^+ , Zn^{2+} , Pb^{2+} kationlari bo'lganda oldin qo'rg'oshin ioni, keyin rux ioni va oxiri kaliy ioni qaytariladi.

3-misol. Kaliy sulfat K_2SO_4 tuzining suvli eritmasining elektroliz jarayoni



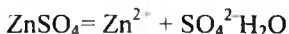
Katod	(-)	$2\text{K}^+ + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$	Qaytarilish jarayoni. Muhit ishqoriy.
Anod	(+)	$2\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = 4\text{H}^+ + 2\text{SO}_4^{2-} + \text{O}_2\uparrow$	Oksidlanish jarayoni. Muhit kislotali.

Katodda vodorod qaytarilib ajralib chiqadi va muhit ishqoriy, anodda esa kislorod ajralib chiqadi va muhit kislotali bo'ladi. Bu misolimizda suvning o'zi oksidlanib, o'zi qaytariladi, natijada vodorod va kislorod ajralib chiqadi.

Keltirilgan misollardan ko'rinib turibdiki, katodda ishqoriy metallar ionlari qaytarilmasdan ularning o'rniga suvning vodorod H^+ ionlari qaytariladi. Agar anodda kislorodli kislota qoldig'i bo'lsa, anod elektrodida ham suvning o'zi elektron berib oksidlanadi.

Agar eritmada standart oksidlanish potentsiali vodorodnikidan kichik, lekin Al nikidan katta bo'lgan kationlar (Al^{+3} dan Pb^{+2} gacha) bo'lsa, u holda katodda bir vaqtning o'zida qisman ham vodorod ionlari va asosan metall kationlari qaytariladi. Masalan:

4-misol. Rux sulfat $ZnSO_4$ tuzi suvli eritmasining elektroliz jarayoni.



Katod	(-)	$Zn^{2+} + 2e^- = Zn^0$
Anod	(+)	$4H_2O - 4e^- = O_2 + 4H^+ + 2H_2O$ yoki $2HOH - 4e^- = O_2 + 4H^+ + SO_4^{2-}$

Katodda ruxva vodorod ionlari qaytariladi, anoddakislorod ajralib chiqadi.

16.2. Eriydigan anodli elektrod yordamida suvli eritmalar elektrolizi

Eruvchan anodli elektrodlar – bular elektroliz jarayonida yemiriladigan, ya'ni eritmaga ionlar holida o'tadigan elektrodlardir. Masalan eriydigan misli, anod elektrod yordamida, mis (II) xlorid $CuCl_2$ eritmasi orqali elektr tok o'tkazilsa, katodda mis ajralib chiqadi, anodda esa xlor ionlari zaryadsizlanmaydi, demak, bunda xlor ajralib chiqmaydi. Bunday holda mis atomlari Cl ionlariga qaraganda o'z elektronini oson beradi. Natijada anodning o'zi eriydi, ya'ni mis anoddan Cu^{2+} ionlar holida eritmaga o'tadi. Shu bilan birga katodda Cu^{2+} ionlari qaytarilib, neytral atomga aylanishi sababli, eritmadagi Cu^{2+} ionlar konsentratsiyasi o'zgarmaydi. $CuCl_2$ eritmasining anod sifatida mis ishlatilgandagi elektrolizini quyidagi sxema bilan ifodalash mumkin.



Katod (-) $Cu^{2+} + 2e^- = Cu^0$ qaytarilish jarayoni

Anod (+) $Cu^0 - 2e^- = Cu^{2+}$ oksidlanish jarayoni

Eruvchan anoddan foydalaniladigan elektroliz juda toza metallar olish uchun ishlatiladi. Bunda elektroliz jarayoni tozalanayotgan metallar tuzining eritmasida olib borilishi kerak.

Tuzlarning eritmalarini elektrolizlab anodda mis, rux, kadmiy, nikel, kobalt, marganes va boshqa metallar olinadi.

Eriydigan anod yordamida elektroliz jarayoni metallni boshqa metall bilan qoplashda keng qo'llaniladi. Masalan, nikellashda katodda qoplanishi kerak bo'lgan narsa anodda nikel elektrodlar olib, ikkalasini nikel tuzining eritmasiga tushiradilar va tok o'tkazadilar. Tok o'tkazilganda nikel erib anoddan eritmaga ion holda o'tib, elektrod yuzasida qaytariladi. Bunday qoplash metodiga galvanostegiya deyiladi. Shu usul bilan metallar yuziga zar yuritiladi, kumushlanadi va hokazo.

16.3. Elektrolizdagi ikkilamchi jarayonlar

Elektrolizda birlamchi va ikkilamchi jarayonlarni bilish kerak. Birlamchi – asosiy protsess bu bevosita elktroddan elektron qabulqilish yoki elektron berish va ikkilamchi- qo'shimcha jarayon - bubirlamchi jarayon mahsuloti, elektr toki ishtirokisiz, elektrolit yoki elektrod moddasi bilan birikishi. Bunday ikkilamchi jarayonni biz osh tuzining suvli eritmasini mis elektrod yordamida elektroliz jarayonlarida ko'rib chiqaylik. Elektroliz sxemasiniyozsak: $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Katod | (-) $\text{Na}^+ 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 \uparrow + 2\text{OH}^-$

Anod | (+) $\text{Cl}^- \text{Cu}^0 - 2\text{e}^- = \text{Cu}^{2+}$

Ikkilamchi jarayon $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$

Katodda H^+ ionlari Na^+ ionlariga nisbatan yengil qaytariladi. Chunki $E_{\text{H}_2}/\text{H}^+ < E_{\text{Na}}/\text{Na}^+$

Anod elektrod (Cu) erib eritmada OH^- ionlari bilan to'qnashib $\text{Cu}(\text{OH})_2$ holda cho'kmaga tushadi, bu esa ikkilamchi jarayondir.

Elektrolizda ikkilamchi jarayon bormasligi uchun elektrodlarda ajralib chiqayotgan moddalar mustaqil yashay oladigan formada bo'lishi kerak. Masalan, Grafit elektrod yordamida mis xlorid CuCl_2 tuzining suvli eritmasi elektroliz jarayoni, ikkilamchi jarayoni bormaydi.

$\text{CuCl}_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

H_2O

Katod | (-) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}^0$

Anod | (+) $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$

Kimyoviy aktiv metallarni (natriy, kaliy, magniy va boshqalar) ni olishda ikkilamchi jarayon bormasligi uchun elektroliz jarayoni suvsiz muhitda tuzlarning suyuqlanmalarida olib boriladi. Alyuminiy esa suyuqlantirilgan kriolit (kriolit – mineral tarkibi $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$) ishtirokida aluminiiy oksid Al_2O_3 eritmasini elektroliz qilib olinadi.

16.4. Elektrolizda polyarizatsiya hodisasi

Elektroliz jarayonida ko'pincha elektrolizyorda o'tkazilayotgan ishchi tok kuchi tashqi EYuK hisobiga o'z - o'zidan asta-sekin kamayadi. Elektroliz sekinlashadi va hattoki to'xtab ham qoladi. Bu elektrodlardagi polyarizatsiya natijasidir. Polyarizatsiyaning asosiy turlari kimyoviy va konsentratsion polyarizatsiyadir.

a) Kimyoviy polyarizatsiya – elektrodning holatiga bog'liqdir.

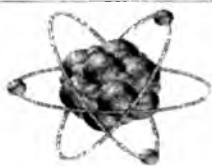
Elektrodlarda elektroliz mahsulotlarining adsorbsiyanishi natijasida elektrodlar yuzasining kimyoviy tabiati o'zgaradi. Bu esa elektrodni o'zining asosiy elektrokimyoviy vazifasidan tashqari, qarama-qarshi funksiyani bajarishgaolib keladi. Masalan, ko'p elektrolitlarning suvli eritmalarini elektrolizda katod elektrod yuzasida adsorbsiyanadigan vodorod ajralib chiqadi va natijada vodorod elektrod hosil bo'ladi, katod elektrod materiali esa «astar» vazifasini o'taydi: ($H_2/2H^+$) esa anod vazifasini o'taydi. O'z navbatida elektrolizyorning anodida kislorod ajralib chiqish ($2HOH-4e=4H^++O_2$) jarayoni boradi, ajralib chiqqan kislorod elektrod yuzasida adsorbsiyanadi, ya'ni kislorod elektrod hosil bo'ladi. Bu yangi elektrod ichki galvanik elementni katod elektrod vazifasini o'taydi. Bunday zanjirning EYuK ishchi tokka qarama-qarshi yo'ngan bo'ladi.

b) Konsentratsion polyarizatsiya -- elektroliz vaqtida elektrodlar yaqinida elektrolit konsentratsiyasi o'zgaradi. Elektrodlar yaqinida elektrolit konsentratsiyasi o'zgarishi natijasida vujudga keladigan polyarizatsiya konsentratsion polyarizatsiya deyiladi.

Demak, elektroliz elektrokimyoviy jarayon bo'lib sanoatda rudalar tarkibidan sof metallarni ajratib olishda ishlatiladi. Metall va boshqa buymlar sirtini nodir metallar bilan qoplashda ham elektroliz usulidan foydalaniladi.

Takrorlash uchun savollar

1. Oksidlanish qaytarilish potentsiali va EYuK nima?
2. Konsentratsion polyarizatsiya qanday jarayon?
3. $CuCl_2$ eritmasining inert anod ishtirokidagi elektroliz jarayonini tushuntiring
4. Elektrokimyoviy jarayon sanoatda qaysi sohalarda qo'llaniladi?
5. Alyuminiy ishlab chiqarish jarayonida kriolit nima maqsadda ishlatiladi?



17. ELEKTROLIZ QONUNLARI. AKKUMLYATORLAR. METALLAR KORROZIYASI.

17.1. Faradeyning birinchi qonuni

Elektroliz jarayonining miqdoriy tomoni ingliz olimi Faradey tomonidan kashf qilingan.

Faradeyning birinchi qonuni.

Elektroliz jarayonida elektrodlarda ajralib chiqayotgan moddalar miqdori elektrolitdan o'tgan elektr miqdoriga to'g'ri proporsionaldir.

$$m = K \cdot Q \text{ yoki } = \frac{3JZ}{96500k}$$

bu yerda, m - modda miqdori, K - proporsionallik koeffitsienti. moddaning elektrokimyoviy ekvivalenti ham deyiladi, Q - elektrolitdan o'tgan elektr miqdori (kulonda). I - tok kuchi, Z - tokni o'tish vaqti.

K - elektrokimyoviy ekvivalent - elektrolitdan bir sekund davomida bir amper tok kuchi yoki bir kulon elektr toki o'tganda ajralib chiqqan modda miqdori.

Faradeyning ikkinchi qonuni.

Har xil kimyoviy birikmalardan bir xil miqdorda elektr toki o'tganda, elektrodlarda ekvivalent miqdori modda ajralib chiqadi.

Bir gramm - ekvivalent istalgan modda ajralib chiqishi uchun elektrolitdan 96500 kulon elektr o'tkazish kerak. Bu konstanta Faradey soni deyiladi. Faradey qonunining matematik ifodasi:

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

bunda; m - qaytarilgan yoki oksidlangan moddaning miqdori; e - moddaning gramm ekvivalenti, Q - elektr miqdori, kulon.

Kuchi 1A bo'lgan tok sekundiga 1 kulon elektr o'tishiga muvofiq kelishi ma'lum bo'lsa, quyidagicha yozish mumkin.

$$m = \frac{3 \cdot I \cdot T}{96500},$$

bu yerda I - tok kuchi, T - tok o'tish vaqti, sek.

Faradey qonunlarini bilgan holda quyidagilarni hisoblash mumkin:

1. Elektr miqdoriga qarab ajralib chiqqan modda miqdorini:

2. Ajralib chiqan modda miqdoriga va tokni elektrolitdan o'tish vaqtiga qarab tokning kuchini;

3. Berilgan tok kuchida qancha vaqtda ma'lum miqdor modda ajralishi.

1 - misol Mis sulfat CuSO_4 eritmasidan 10 minut davomida kuchi 4 amper tok o'tkazilganda katodda qancha mis ajralib chiqadi?

Yechish. Eritmadan o'tgan tok miqdorini aniqlaymiz.

$$Q = I T$$

Bu yerda, I – tok kuchi, amper; T – vaqt, sek. da.

Masalaning shartiga ko'ra $I = 4 \text{ A}$, $T = 10 \text{ min}$ yoki 600 sek .

Bu yerdan $Q = I T = 4 \cdot 600 = 2400 \text{ kulon}$.

Misning ekvivalenti ($A_{\text{si}} = 63, 54$) $63, 54 : 2 = 31, 77$ ga teng.

Izlanayotgan misning miqdori:

$$m = \frac{31,77 \cdot 2400}{96500} = 1,975 \text{ g.}$$

2-misol. Normal sharoitda 5,6 l vodorod olish uchun kuchi 10 A bo'lgan elektr tokni kislota eritmasidan qancha vaqt o'tkazish kerak?

Yechish: 5, 6 l vodorod olish uchun kislotadan o'tgan elektr miqdorini aniqlaymiz. Normal sharoitda 1 gramm – ekvivalent vodorod 11, 2 l hajm egallagan uchun

$$Q = \frac{96500 \cdot 5,6}{11,2} = 48250 \text{ kulon.}$$

Tokning eritmadan o'tish vaqtini aniqlaymiz:

$$T = \frac{48250}{10} = 4825 \text{ sek yoki 1 soat 20 min 25 sek.}$$

3-misol. Kumush tuzi eritmasidan 10 minut davomida elektr toki o'tkazilganda 1 g kumush ajralib chiqqan bo'lsa, tokning kuchi qanday?

Yechish: kumushning gramm – ekvivalenti $E_{\text{Ag}} = 107, 9 \text{ g.}$ teng. Bir gramm kumush ajralib chiqishi uchun eritmadan

$96500 : 107, 9 = 894 \text{ kulon tok o'tishi kerak.}$

Bu yerdan tok kuchi $I = \frac{894}{10,60} = 1,5 \text{ a}$

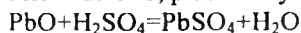
17.2. Akkumulatorlar

Elektrolizda elektrodlardagi jarayonlar, galvanik elementlarda boradigan jarayonlarga qarama-qarshidir. Bu esa tashqi elektr energiyani o'zida kimyoviy energiyaga aylantirib to'playdigan va kerakli vaqtda yana elektr energiyasiga aylantirib beradigan elektrokimyoviy sistemani tuzishga imkon beradi. Bunday yengil qaytar galvanik sistemalar akkumulyatorlar deyiladi. Shunday qilib, akkumulyatorlar – ikkilamchi elektr energiyasining manbaidir.

Har qanday qaytar galvanik sistema akkumulator sifatida ishlatilishi mumkin. Lekin, bunday sistemalarning hammasi kerakli natijani bermaydi. Amalda akkumulyator sifatida ishlatiladigan galvanik sistemalar bir-biridan elektrodning va elektrolit eritmaning tabiati bilan farq qiladi. Amalda eng ko'p kislotali (qo'rg'oshinli) va ishqoriy (temir-nikelli, kadmiy-nikelli) akkumulatorlar keng qo'llaniladi.

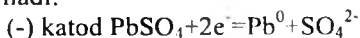
17.3. Kislotali (qo'rg'oshinli) akkumulyatorlarning ishlash sxemasi

Kislotali akkumulyatorlar panjara shaklidagi qo'rg'oshin plastinkadan iborat bo'lib, panjaraning oralari qo'rg'oshin oksidi PbO ning suvda qorilgan pastasi bilan to'ldiriladi. Plastinkalar – sulfat kislotalarining H_2SO_4 25-30% li eritmasiga (akkumulyatorning ishlash sharoitiga qarab kislotalarining konsentratsiyasi o'zgarishi mumkin) tushiriladi. Bir oz vaqt o'tgandan keyin qo'rg'oshin oksid sulfat kislotalarida erib, plastinka yuzasida qo'rg'oshin sulfat tuzini hosil qiladi.

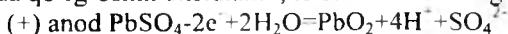


Qo'rg'oshin sulfat tuzi sulfat kislotalarida erimagani uchun elektrod yuzasida qoladi, shuning uchun elektrolit sifatida sulfat kislotalar xizmat qiladi.

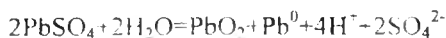
Akkumulyatorni zaryadlash uchun, ya'ni kimyoviy energiyani to'plash uchun qo'rg'oshin plastinkaning bir uchini o'zgarimas elektr manbaining musbat qutbiga, uchinchi manfiy qutbiga ulab, sistemadan tok o'tkazamiz akkumulyatorning manfiy qutbida (katodda) qo'rg'oshin qaytariladi:



Anodda qo'rg'oshin oksidlanib, to'rt valentli holatga o'tadi.



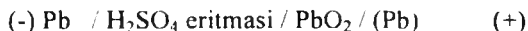
Bu ikki reaksiya tenglamasining yig'indisi quyidagi ko'rinishga ega:



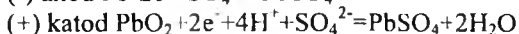
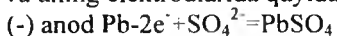
akkumulyator zaryadlanganda sulfat kislotalar hosil bo'lib, suv reaksiyasiga kirishadi. Demak, eritmada sulfat kislotalar konsentratsiyasi ortadi. Akkumulyatorning zaryadlanish jarayoni suv elektroliz bo'lguncha, ya'ni katodda vodorod, anodda esa kislorod ajrala boshlaguncha (bu hodisa «akkumulyatorning qaynashi» deyiladi) davom ettiriladi.

Shunday qilib akkumulyator zaryadlanganda bir elektronda oksidlovchi xossaga ega bo'lgan qo'rg'oshin (IV) oksidi PbO_2 va ikkinchi elektrodda PbO_2 ga nisbatan qaytaruvchi xossaga ega bo'lgan qo'rg'oshin Pb hosil bo'ladi. Bu ikki moddaning valentlik holatlari

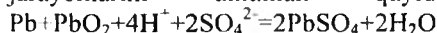
o'rtasida farq bo'lgani uchun ular orasida potentsiallar ayirmasi hosil bo'ladi. Shuning uchun anodda hosil bo'lgan oksidlovchi PbO_2 katodda hosil bo'lgan toza g'ovak qo'rg'oshin bilan birga galvanik juft hosil qiladi.



Zaryadlangan akkumulyator plastinkalarini o'zaro tutashtirsak, qo'rg'oshin bilan qoplangan plastinkadan, qo'rg'oshin (IV) oksidi bilan qoplangan plastinkaga elektronlar oqa boshlaydi ya'ni elektr toki hosil bo'ladi. Akkumulyator zaryadsizlanganda galvanik element vazifasini o'taydi va uning elektrodlarida quyidagi jarayonlar boradi :

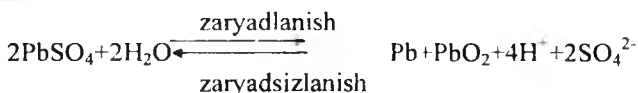


Akkumulyator zaryadsizlanganda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayonlarini umuman quyidagicha yozish mumkin:



Akkumulyator zaryadsizlanganda suv hosil bo'lib, vodorod H^+ va SO_4^{2-} ionlari sarf bo'ladi, natijada sulfat kislota konsentratsiyasi eritmada kamayadi. Kislota konsentratsiyasining o'zgarishi akkumulyatorning zaryadlanish darajasini ko'rsatadi.

Akkumulyatorning zaryadlanish va zaryadsizlanish jarayonlarini solishtirsak, bu ikki jarayon qarama-qarshi ekanligini ko'rish mumkin. Shuning uchun ikkala jarayonni quyidagi bir tenglama bilan ifodalash mumkin:



Qo'rg'oshinli akkumulyatorni E Yu K biroz katta.

Qo'rg'oshinli akkumulyatorlar ko'p afzalliklarga ega. Bu akkumulyatorlar ancha og'ir va yetarli darajada pishiq emas. Shu sababli, qo'rg'oshinli akkumulyator, asosan, statsionar holatlarda ishlatiladi.

17.4. Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi

Elektroliz sanoatning turli tarmoqlarida keng qo'llaniladi. Kimyo sanoatining elektrolizdan ko'pgina moddalarni olishda, masalan, vodorod, kislorod, alyuminiy, fluor, xlor, 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 Cu^{2+} kationlarni hosil qilib eriydi, bu kationlar katodda qaytariladi. Katodda toza metall (elektrolitik mis) ajraladi.

Misdan tashqari elektrorafinatsiya usuli bilan nikel, kobalt, qo'rg'oshin, kumush, oltin kabi metallar qo'shimchalardan tozalanadi. Elektroliz yordamida buyumlar yuzasi xrom, nikel, rux, kadmiy, mis kabi metallar bilan qoplanadi. Bu qoplamalar buyumlarni korroziyadan ximoyalaydi va ularga dekorativ ko'rinish beradi. Elektroliz usullarining sanoatda qo'llanilish sohalari to'xtovsiz o'sib bormoqda. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari biologik jarayonlarda juda katta ahamiyatga ega. Fotosintez, nafas olish, ovqat hazm qilish jarayonlari oksidlanish-qaytarilish reaksiyalaridan iboratdir.

Texnikada ham oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari muhim ahamiyatga ega. Masalan, metallurgiya sanoati oksidlanish - qaytarilish reaksiyalariga asoslangan. Bu reaksiya yordamida tabiiy birikmalardan metallar ajratib olinadi.

Takrorlash uchun savollar

1. Elektrod potentsiallari deb nimaga aytiladi?
2. Oksidlanish -qaytarilish potentsiali nima?
3. Faradeyning 2 qonunining matematik ifodasi qanday?
4. Elektroliz qanday amaliy ahamiyatga ega?
5. Akkumulyatorlarning qanday xillari mavjud?



18. KIMYOVIY KORROZIYA VA UNING TURLARI

18.1. Kimyoviy korroziya

Metall atrofidagi muhit bilan kimyoviy reaksiyaga kirishib, elektr toki hosil qilmay oksidlanishiga kimyoviy korroziya deyiladi.

Metallarning kimyoviy yemirilishiga olib keladigan muhit agressiv muhit deyiladi. Agressiv muhitga: havo yonishi natijasida hosil bo'lgan gazlar, tarkibida oltingugurt bo'lgan benzin va boshqalar misol bo'la oladi.

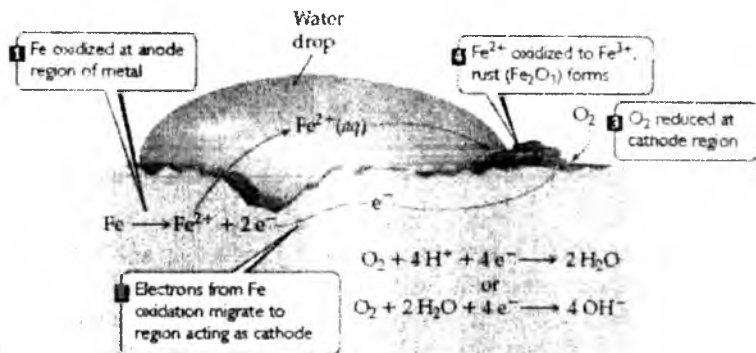
Kimyoviy korroziya o'z navbatida gazli va suyuqli korroziyaga ajraladi:

a) Gazli kimyoviy korroziyada gazlar havo kislorodi ko'minning yonish mahsulotlari bilan oksidlanadi. Korroziya jarayoni uy yoki yuqori haroratda borishi mumkin. Gazli muhitda past harorati borishi mumkin. Gazli muhitda past haroratda korroziya metall yuzasiga yutilishi – xemosorbsiya yotadi. Bunda ko'p metallarda juda ingichka metall oksid pardasi hosil bo'ladi va bu parda metallni keyingi oksidlanishidan saqlaydi.

Nikel, xrom, mis va shunga o'xshash metallarda juda ingichka bo'lib metallni tashqi ko'rinishini o'zgartirmaydi. Bunday pardalarning qalinligi taxminan $10 - 15 \text{ \AA}$ bo'ladi. Pardalar qalinligi $50 - 100$ va undan ortiq angstrom bo'lganda metallning tashqi ko'rinishi o'zgaradi, ya'ni metall o'ziga xos yaltiroqlikni yo'qotadi. Magniy, alyuminiy, qo'rg'oshinlarda hosil bo'lgan oksid pardaning qalinligi $200 - 400 \text{ \AA}$ ga boradi, shuning uchun bu metall ular oksidlarining rangini egallaydi. Oksid pardaning qalinligi harorat ko'tarilishi bilan ortadi.

Oksid pardalarini himoya qilish xossasi metall va pardaning tuzilishiga bog'liq. Masalan, suvsiz temir (III) oksidi Fe_2O_3 temirning o'ziga o'xshash kub tuzilishiga ega. Shuning uchun u temirni keyingi korroziyadan saqlay oladi, lekin nam havoda hosil bo'lgan zang temir oksidining gidratidan $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ iboratdir, va rombik tuzilishga ega.

Temir zangining kristall panjaralarida mana bunday farq temirni keyingi emirilishida saqlay olmaydi (18.1rasm).



18.1. Rasm- Atmosfera sharoitida korroziya jarayoni

Korroziya jarayonining davom yetishi hosil bo'lgan oksid mahsulotlarining xossalriga bogliq bo'ladi. Masalan ruh o'zining kuchlanishi qatorida joylanishiga qarab temirga nisbatan ancha faol, shuning uchun ham u havoda temirga nisbatan yengil oksidlanishi kerak. Haqiqatan ham shunday bo'ladi, lekin amalda temirni zanglashdan saqlash uchun rux bilan qoplaydilar. Chunki ruhlangan temir atmosfera sharoitida korroziyaga chidamli. Bu esa rux oksidining ZnO metall yuzasini tashqi muhitdan germetik qoplash bilan tushuntiriladi.

Zich himoya oksid pardani temirdan ham past jarayonida hosil qilish mumkin. Buning uchun temirga kuchli oksidlovchilar (masalan nitrat kislotasi) ta'sir ettiriladi. Natijada temir passivlashadi. Passivlangan temir suyultirilgan nirtat kislotasi bilan reaksiyaga kirishmaydi. Xuddi shunday Al, Cr, Ti, zanglamaydigan po'latni passivlash mumkin. Kimyoviy suyuqlik ishtirokidagi korroziya – tok o'tkazmaydigan suyuq muhitdagi metall korroziyasi. Neft, benzin, kerosin, moylovchi yog'lar ishtirokida kimyoviy korroziya kuchayadi.

18.2. Elektrokimyoviy korroziya

Suv, nam, suvli eritmalar ishtirokida sistemada elektr toki hosil bo'lib boradigan korroziyadir. Elektrokimyoviy korroziya ikki xil bo'ladi:

- galvanokorroziya;
- elektrokorroziya.

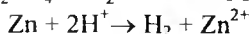
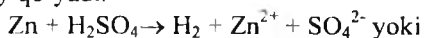
Galvanokorroziya o'z - o'zidan galvanik zanjir hosil bo'lib boradigan korroziya.

Elektrokorroziya tashqi elektr manbai ta'sirida boradigan korroziya.

Tabiiy sharoitda metallarning texnik vazifalarida ishlatishda galvanokorroziya ko'p uchrab turadi.

Elektrokimyoviy korroziya nazariyasi rus olimlarining bir qancha ishlari asosida yuksaldi. 20 asr boshlarida V.A.Kistyakovskiy (1865-1953) metallar passivligini parda (plyonka) nazariyasi, 1913 yilda akademik L.V.Piserjevskiy elektrodlar potensialining gidrat nazariyasini yaratdi va o'sha yili N.A.Izgarishev (1884-1956) elektrolit eritmalaridagi metallar yuzasida elektrokimyoviy jarayonlar borishini ko'rsatadi.

N.A.Izgarishev tajribasiga asosan metallarning kislotalarda erish jarayoni umuman boshqa ko'rinishiga ega. Agar sulfat kislotali idishga toza ruh tashlasak, vodorod ajralib chiqishi sezilmay, xuddi reaksiya bormaganday bo'ladi. Reaksiya davom etmasligining sababi shundaki eritmaga o'ta boshlagan ruh ionlari Zn^{2+} gidratlanadi va ruh parchasini musbat zaryadlangan ionlar qavati qurshab oladi, ya'ni qo'sh elektr qavati hosil bo'ladi. Bu qavat vodorod ionlarining ruh yuzasining juda yaqin kelishiga va undan elektronlar olishiga imkon bermaydi, buning natijasida rux erimay qo'yadi.



Agar rux yuzasiga qandaydir kam faol metallni, masalan, mis sim yoki grafit sterjin tekkizsak, u vaqtda metallar tegishgan joyda vodorod shiddatli ajralib chiqayotganligini kuzatish mumkin. Elektronlar ruhdan misga va undan vodorod ioniga o'tadi. rux esa eritmaga yangidan-yangi ionlar yuborib oksidlanadi, eriydi. Bu reaksiyani quyidagicha yozish mumkin



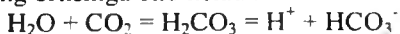
Demak quyidagi sxema bilan ishlaydigan galvanik element hosil bo'ladi.

Sulfat kislota eritmasida ruhning erishi:

a) – toza rux: b) – mislangan rux.

Bu ko'rib chiqilgan elektrokimyoviy korroziya – metallning anod oksidlanishiga misoldir. Xuddi shu prinsipda temir po'latning korroziya jarayoni boradi. Agar temirning tarkibida uglerod qo'shimcha bo'lsa, temir anod oksidlanib, uglerod esa katod astar vazifasini o'tadi.

Korroziyalanayotgan temir yuzasidagi mikrogalvanik elementlarning ishlash prinsipi ham xuddi shunday, tabiiy sharoitda metall yuzasida yutilgan – adsorbsiyalangan suv natijasida hosil bo'lgan «namlarda» elektrolit vazifasini o'taydi va bu elektrolitda atmosfera gazlari O_2 , SO_2 va boshqalar eriydi. Uglerod (IV) oksidining CO_2 erishi H^+ ionlar konsentratsiyasining ortishiga olib keladi.



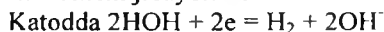
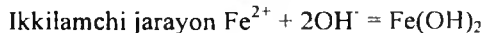
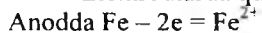
Korroziyalanishda ikkilamchi mahsulot sifatida $Fe(OH)_2$ – cho'kmasi hosil bo'ladi va u havo kislorodi bilan oksidlanib, zangni hosil qiladi.



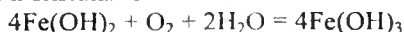
katod



Elektrodlarda quyidagi jarayonlar bo'ladi:



Temir (II) gidroksidi hosil bo'lishida temir yuzasida oq dog' «oq zang» hosil bo'ladi, so'ngra u oksidlanib:



$Fe(OH)_3$ qo'ng'ir gidroksiddir, so'ngra u qisman degidratatsiyalanadi:



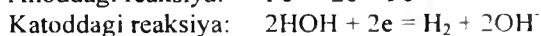
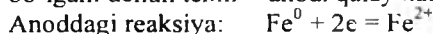
Korroziyalanish asosida esa mikrogalvanik elementlar yotadi.

Mikrogalvanokorroziya – bunday korrozion elementda elektrodlar bir-biridan farq qilib qurollanmagan ko'z bilan ko'zatish mumkin bo'ladi. Masalan, ruhlangan temirning korroziyalanishidan ruh faol metall bo'lgani uchun u anodda oksidlanib ion holatga o'tadi: $Zn - 2e^- = Zn^{+2}$.

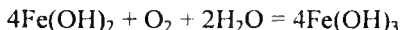
Temir ruxga nisbatan kam faol metall bo'lgani uchun katod vazifasini bajaradi: Katodda $2HOH + 2e^- = \uparrow H_2 + 2OH^-$; ikkilamchi jarayon

$Zn^{+2} + 2OH^- = Zn(OH)_2$. Korrozion galvanik juft $Zn^{+2} - Fe$ ishlashi natijasida rux yemiriladi. Rux elektronlari hisobiga temir korroziyalanmaydi.

Temir – qalay Fe/Sn galvanik juftning ish jarayonini ko'rib chiqaylik. Bu holda temir qalayga nisbatan kimyoviy faolroq metall bo'lgani uchun temir – anod, qalay katod vazifasini o'taydi.



Ikkilamchi jarayon: $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2$ so'ngra temirni oksidlanish jarayoni:



Demak bunday galvanik juftning ishlashi natijasida temir oksidlanib (yemirilib), qalay o'zgarishsiz qoladi. Amalda bunday korroziyalar ruhlangan va qalaylangan temirning korroziyalanishida uchraydi.

Korroziya metall yuzasida borgan uchun uning yuzasi butun qoplanganda korroziya bormaydi. Agar qoplangan yuzada timalish, darz hosil bo'lsa, korroziyaga sharoit yaratiladi. Temirni qalay bilan qoplashga katod qoplash, rux bilan qoplashga anod qoplash (himoya qilish) deyiladi. Anodli qoplanishni protektorli himoya qilish ham deyiladi.

18.3. Korroziya tezligi

Korroziya tezligi (K) bir soatda bir kvadrat metr yuzadan yemirilgan grammlar soni bilan ifodalanadi. Masalan, temirning suvdagi korroziya tezligi $K=0.05\text{g}/\text{sm}^2$ soat bo'lsa va bir tekisda borsa, bir yil davomida 0.1 mm chuqurlikkacha boradi.

Korroziya tezligini elektrokimyoviy polarizatsiya jarayoni chegaralaydi. Katodli va anodli konsentratsion polarizatsiyatdan tashqari anodli polarizatsiya, himoya parda hosil bo'lishi bilan amalga oshiriladi. Shuning uchun korroziyaga qarshi kurashda depolyarizatorlar ishlatiladi. Masalan, eritmada vodorod H^+ ionlar konsentratsiyasini oshirish metall yemirilishini tezlatadi, gidroksid OH^- ionlar konsentratsiyasini oshirish esa Fe, Mg va shunga o'xshash metallarning korroziyasini sekinlashtiradi.

Oddiy galvanik elementlarda korroziyaga qarshi kurashda tok kuchini oshiradilar. Anod elektrodga metallning yemirilishi qancha sekin borsa, korroziya tezligi shuncha kichik bo'ladi.

ANOD JARAYON. Agar elektrod atrofida qiyin eriydigan modda hosil bo'lsa, u metallni korroziyon muhitdan ajratuvchi himoya pardasi hosil bo'lishga olib keladi, masalan, ishqoriy muhitda temirning korroziyalanishida anodda qiyin eruvchi gidratlangan temir oksididan iborat bo'lgan himoya pardasi hosil bo'ladi. Bu esa korroziya jarayonini to'xtatadi.

Qo'rg'oshin esa suyultirilgan sulfat kislotada qiyin eriydigan parda hosil bo'lgani uchun juda oz korroziyalanadi.

KATOD JARAYONI. Katoddan elektronlarning olinishi qancha sekin bo'lsa, anoddagi metall yemirilishi shuncha sekin boradi. Katod

elektrod yuzasida elektronlarning elektrolit ionlari bilan bog'lanishiga katod depolarizatsiya deyiladi.

ATMOSFERA KORROZIYALANISHI – atmosfera sharoitida metallarning atmosferada o'z - o'zidan oksidlanishi amalda eng ko'p tarqalgandir

Oksidlanish mexanizmi quyidagicha: metallni atmosferada nam havoni adsorbsiyalanishi natijasida ingichka suyuqlik parda (elektrolit) hosid bo'ladi. Toza va quruq havoda korroziya juda sekin boradi (suv – kuchsiz elektrolit). Atmosferada O_2 , asosan SO_2 bo'lishi korrozion jarayoni tezlatadi. Masalan, temir yo'lga yaqin joylashgan simlarga nisbatan kam xizmat qiladi. Hozirgi vaqtda po'lat – aluminiy simlar ko'p qo'llaniladi. Chunki ular tokni po'latga nisbatan yaxshi o'tkazadi va aluminiy simga nisbatan ancha mustahkam. Bunday simlar korroziyaga chidamli, chunki havodagi mayda kristall holdagi tuzlar ayniqsa Cl^- ionlari korrozion faoldir.

YER OSTI KORROZIYASI. Bu elektr toki ta'sirida elektrokinyoviy korroziya jarayonidir. Masalan, elektr temir yo'l yaqiniga joylashtirilgan yer osti quvur truboprovodlarida “daydi toklar” hisobiga boradigan korroziyadir.

Relsni ulangan joylarida yaxshi kontakt bo'lmashligi relsning qarshiligini oshirishi va rels yaqinidagi nam yerning elektrni yaxshi o'tkazishi natijasida yer osti truboprovodga yaqin joylashgan rels uchastkasi katod (K), truboprovod uchastkasi esa anod (A) bo'ladi. Elektroliz jarayoni borib, truboprovod korroziyalanib anod vazifasini o'taydi. Yerdan katoddan anodga, relsdan truboprovodga qarab anionlar (A) harakat qiladi. So'ngra elektr toki relsni qandaydir uchastkasiga qaytadi (truba orqali).

Endi o'rnatilgan yer osti suv quvurlarining biror qismi – katod (K_2) rels yangi biror qismi anod (A_2) vazifasini o'taydi va natijada rels korroziyalanadi. Tuproqdagi anionlar truboprovoddan relsga qarab harakat qiladi. Daydi toklar yo'nalishini sxemada punktir chiziq bilan ko'rsatilgan va anionlar yo'nalishiga teskaridir.

18.4. Korroziyadan saqlanish metodlari

Korroziyadan saqlanish usullaridan biri metallni korrozion muhitda izolatsiya qilish. Buning uchun metall yuzasi moylanadi, loklar, moylar hamda korroziyaga chidamli rux va qalay bilan galvanostegiya usuli bilan qoplanadi – metallni metall bilan qoplashni ikki katod hamda anodli qoplashga ajratadilar.

Anodli qoplamaga temirni ruh bilan qoplash misol bo'la oladi. Bu misolda himoya qiluvchi metall ruh himoyalayuvchi temirdan faolroq bo'lgani uchun qoplama yuzasi buzilganda galvanik element hosil bo'ladi va bu elementda anod ruh yemiriladi, katod temir esa rux to'liq yemirilib bo'lmaguncha yemirilmaydi.

Biror metall buyumni uning metalidan passivroq metall bilan qoplashga katod qoplama deyiladi. Bu holda qoplama yuzasi buzilganda himoyalayuvchi metall korroziyalanadi. Temir uchun mis, qalay, qo'rg'oshin, kumush bilan qoplash bunga misol bo'ladi.

Protektorli himoya

Protektorli himoya usulida metall buyumga uning metalidan faolroq metallni sim bilan tutashtiradilar bunda galvanik juft hosil bo'ladi. Bu galvanik elementda protektor – anod. himoyalayuvchi metall buyum – katod bo'ladi. Bunday usul bilan kemalarning dengiz suvida turadigan qismi, yer osti truboprovodlarda ishlatiladigan buyumlar himoya qilinadi.

Kimyoviy himoya usuli

Korroziyaga chidamli metall birikmasi (plenka) hosil qilish uchun himoya qiluvchi metall yuzasi kimyoviy ishlanadi. Bunday himoya plyonka metall buyumlarni issiq holda temir va marganes digidrofosfat eritmaları bilan ishlanganda hosil bo'ladi va bunday metod fosfotizatsiya deyiladi. Amalda kimyoviy fosfatlash uchun temir va marganesning digidrofosfat eritmaları $\text{Fe}((\text{OH})_2\text{PO}_4)$, $\text{Mn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ preparat «Majef» ishlatiladi. Buyum majef tuzi bilan ishlanganda uning yuzasida fosfat va gidrofosfatlar ajraladi FeHPO_4 , $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$, MnHPO_4 , $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$.

Polyak kimyogarlari 1974 y elektrotexnik buyumlar va kimyoviy apparatlar uchun haroratiga chidamli poliefir qoplama ishlab chiqdilar. Bunday qoplama 150°C haroratda 25 kv/mm gacha bo'lgan kuchlanishga chidamlidir. Bu qoplama quyidagicha olinadi: tereftalat kislotaning poliefiri kremniy (IV) oksidi SiO_2 bilan aralashtirib qizdiriladi. So'ngra sovutilib, metall yuzasida elektrostatik changlatilib qoplanadi.

Elektrohimoya usuli

Elektrohimoyada himoyalayuvchi metall tashqi elektr toki manbaining manfiy qutbiga qo'shimcha elektrod esa musbat qutbga ulanadi va elektrod anod polarizatsiyalanadi. Yer osti korroziyada tashqi elektr toki manbaining musbat qutbi yerga ulanadi. Bunda kuchsiz tok ishlatib himoyalayotgan metall korroziyasini to'xtatish mumkin.

Katodli himoya usuli yer osti qurilmalarini korroziyadan saqlashda ishlatiladi. Bu usul protektor himoya usulidan afzalliklarga ega. Agar protektorli himoyaning ta'sir etish radiusi taxminan 50 m ga teng bo'lsa, katodli himoyaning ta'sir etish radiusi 2900 m ga teng. Shuning uchun katta metall yuzlarini himoyalashda katod usuli qulaydir.

Elektrohimoya usulining protektor usulidan farqi shuki elektrolit muhitdagi himoyalanuvchi konstruksiya A tashqi elektr tok V manbaining katodiga ulanadi va bu muhitga tashqi o'zgarmas tok manbaining V anodiga ulangan eski metall (rels, balka) B tushiriladi.

18.5. Korroziya ingibitorlari

Korrozion faol muhitda metall yemirilishini sekinlashtiradigan moddalarga korroziya ingibitorlari deyiladi. Kislotali korroziya ingibitorlari metall yuzasida yaxshi adsorbsiyalanib, uning kimyoviy birikmasiga adsorbsiyalanmaydi. Ingichka adsorbsion parda metallni kislotali muhit ta'siridan saqlaydi. Metallning kimyoviy birikmasi himoyalanmay ingibitor bo'lgan kislotada eriydi

Ingibitor sifatida asosan aminlar, mochevina $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, tiomochevina - $\text{SC}(\text{NH}_2)_2$, sul'fitlar - SO_3^{2-} , aldegidlar - aminlar, xromatlar - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, fosfatlar - PO_4^{3-} , silikatlar - SiO_3^{2-} va boshqalar ishlatiladi.

Ingibitorlar qora metallarni kuyindi, zanglardan himoyaviy tozalashda keng qo'llaniladi.

Takrorlash uchun savollar

1. Elektrokimyoviy korroziya mohiyatini tushuntiring
2. Elektrokimyoviy polyarizasiya hodisasini tushuntiring.
3. Korroziyaga qarshi kurash choralari qanday? Protektorli va elektrohimoya usullar farqini tushuntiring.
4. Korroziya ingibitorlariga misollar keltiring
5. Galvonokorroziya nima va uning ahamiyati qanday?

Ilovalar

1-jadval

Atomlarning nisbiy elektromanfiyligi

I	II	III a	IV a	V A	VI a	VII A		VIII a		I A	II a	III	IV	V	VI	VII
H 2,1																
Li 0,97	Be 1,47											B 2,02	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10
Na 1,01	Mg 1,23											Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83
K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,75	Ni 1,75	Cu 1,76	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74
Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21
Cs 0,86	Ba 0,97	La 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,96

2-jadval

Dispers sistemalarning asosiy turlari
(agregat holatiga qarab klassifikatsiyalanishi)

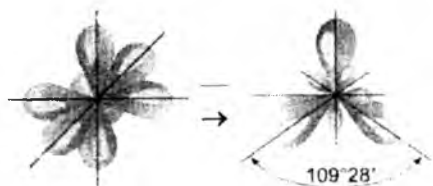
Dispers faza	Dispersion muhit	Shartli belgilari	Dispers sistemalarga misollar
Suyuqlik	Gaz	S/G	Bulut, tuman, suyuq aerzollar
Qattiq	Gaz	Q/G	Tutun. chang, qattiq aerzollar
Gaz	Suyuqlik	G/S	Ko'pik, gazlangan suyuqliklar
Suyuqlik	Suyuqlik	S/S	Emulsiya (sut, lateks)
Qattiq	Suyuqlik	Q/S	Suspenziyalar, kolloid eritmalar, Gellar, pastalar
Gaz	Qattiq	G/Q	Qattiq ko'piklar, (penoplastlar, silikagel, pemza)
Suyuqlik	Qattiq	S/Q	Loy, yaltiroq tosh
Qattiq	Qattiq	Q/Q	Rangli oynalar, qotishmalar

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

Elektrolit nomi	Elektrolitlarning dissotsiatsiya tenglamasi	Elektrolitlarning dissotsiatsiya konstantasi
Ortoborat kislota	$\text{H}_3\text{BO}_3 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$K = 7.1 \cdot 10^{-10}$
Nitrit kislota	$\text{HNO}_2 = \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$K = 6.9 \cdot 10^{-4}$
Silikat kislota	$\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$	$K_1 = 1.0 \cdot 10^{-10}$
Chumoli kislota	$\text{HCOOH} = \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$K = 1.8 \cdot 10^{-4}$
Sianid islota	$\text{HCN} = \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$K = 5.0 \cdot 10^{-10}$
Karbonat kislota	$\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_1 = 4.5 \cdot 10^{-7}$
Sirka kislota	$\text{CH}_3\text{COOH} = \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$K = 1.74 \cdot 10^{-5}$
Florid kislota	$\text{HF} = \text{H}^+ + \text{F}^-$	$K = 6.8 \cdot 10^{-4}$
Ammoniy gidroksid	$\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$K = 1.76 \cdot 10^{-5}$
Bariy gidroksid	$\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 2.3 \cdot 10^{-1}$
Kalsiy gidroksid	$\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 4.0 \cdot 10^{-2}$
Qo'rg'oshin(II)-gidroksid	$\text{Pb}(\text{OH})_2 = \text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 3.0 \cdot 10^{-8}$

Gibridlanish turlari

sp^3 - gibridlanishning fazoviy ko'rinishi tetraedr tuzilishga ega. CH_4 , NH_3 H_2O molekulalari misol bo'ladi.

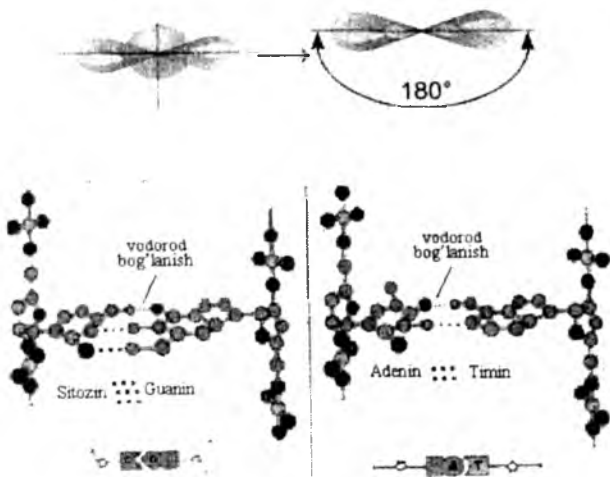


sp^2 - Gibridlanish. Bitta s- orbital va ikkita p- orbitalningo'zaro qo'shilib uchta bir xil "gibrid"ning hosil qilishi. burchak orasi 120° .



Uchta sp^2 - orbitalni uchta σ - bog' hosil qilishi mumkin. Masalan BF_3 , AlCl_3 molekullari. Yoki C_2H_4 molekulasida ham sp^2 - gibridlanishga misol bo'ladi.

sp- Gibridlanish. bitta s- orbital va bitta p- orbitalningo'zaro qo'shilib, gibrid orbitalni hosil qilishi, burchak orasi 180° ga teng.



Glossariy

Akkumulyatorlar- Elektr yurituvchi kuchni ishlab chiqarish davomida kimyoviy moddalar sarf qilib ishlaydigan va bir necha marta qayta tiklanadigan qurilma

Anod- musbat qutb, anionlar oksidlanadi

Anion- manfiy zaryadlangan zarracha

Aktiv anod- oksidlanadigan materialdan yasalgan anod

Alyuminotermiya- metallarni alyuminiy bilan qaytarish jarayoni

Atom radiusi – xar bir atom elektronlarining yadroga nisbatan joylashganligini belgilovchi kattalik

Bufer eritmalar- kam miqdorda kuchli kislota va kuchli ishqor qo'shilganda vodorod ko'rsatkichi o'zgarmay qoladigan eritmalar deb ataladi.

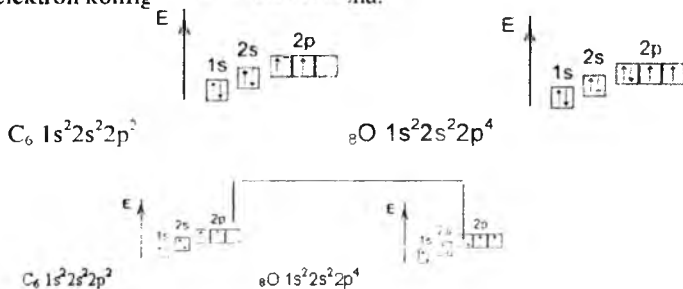
Dag'aldispers sistema- dispers faza zarrachalarining o'lchami 100 nm dan katta

Dispers sistema- bir (yoki bir necha) modda maydalangan holatda ikkinchi moddaning hajmi bo'ylab taqsimlanishi natijasida hosil bo'lgan ikkita (yoki bir necha) moddadan iborat sistema

Dispers faza- sistemadagi maydalangan modda

Dispers muhit - sistemadagi yoppa muhitni tashkil etuvchi modda

Donor akseptor bog'lanish- bir atomga (elektron juftining donoriga) tegishli bo'lgan elektron jufti va boshqa atomning (elektoron jufti akseptorining) bo'sh orbitali hisobiga vujudga kelishi. Donor-akseptor bog'lanishga uglerod (II) oksidi, ammoniy xlorid misol bo'ladi. Uglerod va kislorodning elektron konfiguratsiyasi quyidagicha:

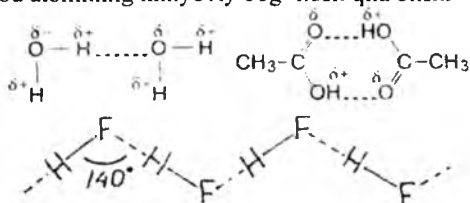


Kisloroddagi 2p orbitaldagi bir juft elektron uglerodning bo'sh yacheykasiga ko'chib o'tadi va donor akseptor mexanizmlri kimyoviy bog'lanish vujudga keladi.

C- donor, O-akseptor.

Gey-Lyussak qonuni- o'zgarimas bosimda ma'lum miqdordagi gazning hajmi uning absolyut haroratiga to'g'ri proporsional bo'ladi

Vodorod bog'lanish- elektromanfiyligi yuqori bo'lgan atom bilan bog'langan vodorod atomining kimyoviy bog' hosil qila olishi



Valent bog'lanishlar- kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lish mexanizmi murakkabroq molekullarga tatbiq qilinishi

Gellar-kolloid eritmaning suyuq holatdan qattiq holatga o'tishi

Galogenlar-“tuz hosil qiluvchi” degan ma'noni bildiradi, VII guruh bosh gruppacha elementlari

Genri qonuni - o'zgarimas haroratda ma'lum hajm suyuqlikda erigan gazning massasi shu gazning parsial bosimiga to'g'ri proporsional bo'ladi

Gibridlanish- elektronlarning bulutlari bir-biriga ta'sir ko'rsatib, o'z shakllarini o'zgartirishi

Gidrozol – sistemaning dispers muhiti suv bo'lishi

Gidrogel – kolloid eritma muhiti suv bo'lishi

Gidrofil kolloidlar- grekcha “filos” – yoqtirmoq. Dispers muhiti suv bo'lgan sistema

Geterogen sistema- har-xil fazadan tashkil topgan sistema

Gomogen sistema - bir xil fazadan tashkil topgan sistema

Yuqori tartibli birikmalar- kovalent bog'lanishli moddaning boshqa bir modda bilan birikishidan hosil bo'lgan murakkabroq moddalar

Eblyuoskopik konstanta- lotincha ebullire -- «qaynamoq»

Elektromanfiylik -elementning elektronni kuchli tortib olish xossasi. Birinchi marta elektromanfiylikni Poling kashf etgan. Eng kuchli elektromanfiy element birinchi o'rinda - flor, 2- kislorod va 3-xlor va azot. Inert gazlarda elektromanfiylik nolga teng bo'ladi.

Elektron - manfiy zaryadlangan zarracha bo'lib, tabiatda mavjud bo'lgan eng kichik elektr zaryadi ($1,602 \cdot 10^{-19}$ Kl) ga ega. Uning massasi $9,11 \cdot 10^{-31}$ kg ga teng, vodorod atomi massasidan deyarli 2000 marta kichikdir. Elektronlar istalgan elementlardan ajratib olinishi mumkinligi aniqlandi. Elektronlar metallarda tok o'tkazuvchilar vazifasini bajaradi, ko'pchilik moddalar qizdirilganda, yoritilganda yoki rentgen bilan nurlantirilganda o'zlaridan elektronlar chiqaradi. Ma'lum bo'lishicha elektronlar hamma elementlarning atomlarida bo'ladi. Elektronlar elektroneytraldirlar.

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

Elektrolitik dissotsiatsiya -Elektrolitlarning eritmalarida va suyuqlanmalarda ionlarga ajralish jarayoni

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

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

Elektronga moyillik- atomga elektron birikishi natijasida ajralib chiqadigan energiya

Elektromanfiylik-element atomining elektronni kuchli tortib olish hususiyati

Eruvchanlik - moddaning erituvchida eriy olish xususiyati

Emulsiyalar- dispers faza va dispers muhit suyuqlik

Zollar- har qanday kolloid eritma lotincha solutus "erigan"

Ideal gaz - molekullar orasidagi o'zaro ta'sir kuchini va molekullarning real hajmi hisobga olinmaydigan gaz

Izotop -Bir xil yadro zaryadiga ega bo'lgan, lekin har xil sondagi neytronlarni tutuvchi atomlar (grekcha «izos» – bir xil «topos» – joy)

Izobar - xar xil yadro zaryadiga ega bo'lgan, lekin massa soni bir xil

Ingibitor- reaksiyaning tezligini sekinlashtiruvchi modda

Induksion o'zaro ta'sir- Molekullar bir-biriga molekullararo tortishish kuchlari

Inert anod- oksidlanmaydigan materialdan (grafit, platina)
yasalgan anod

Ion bog'lanish- qarama-qarshi zaryadli ionlarning o'zaro elektrostatik tortishuvi yoki musbat va manfiy ionlarning o'zaro elektrostatik tortishuvidan hosil bo'ladigan bog'lanish.

Ionlanish energiyasi- atomdan elektronni ajratib uni musbat zaryadlangan ionga aylantirish uchun sarflanadigan, energiya

Izoton- neytronlar,protonlar va atom massasi o'zgaruvchan yadrolar

Ichki molekulyar- bitta molekuladagi turli atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari

Kationlar - Element atomining elektron yo'qotishi natijasida musbat zaryadlangan ionlar, ya'ni I ta atomdan hosil bo'lgan Oddiy kationlar (masalan, Na^+ , K^+ kationlari,) yoki murakkab, ikki yoki undan ortiq atomlardan hosil bo'lgan NH_4^+ kationlari bo'lishi mumkin. Musbat zaryadga ega bo'lgan oddiy ionlar kichik ionlanish potensialiga ega bo'lgan element atomlaridan oson hosil bo'ladi. Bunday elementlarga I va II guruhlarining bosh guruhchasi metallari kiradi.

Kataliz - katalizatorlar ishtirokida reaksiya tezligining o'zgarish hodisasi

Katalizatorlar -reaksiya tezligini o'zgartiradigan, lekin reaksiya natijasida kimyoviy jihatdan o'zgarmaydigan moddalar

Katalitik zaharlar- katalizatorlar aktivligini sekinlashtiruvchi moddalar

Katod- manfiy qutb, kationlar qaytariladi

Kimyoviy kinetika- Kimyoviy jarayonlar tezligi haqidagi ta'limot

Kimyoviy reaksiya tezligi - reaksiyaga kirishayotgan moddalar konsentrasiyasining vaqt birligi ichida o'zgarishi

Klapeyron tenglamasi - Klapeyron tenglamasi o'zgarish miqdor (gaz uchun $\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$) dan iborat:

Kimyoviy kinetika- Kimyoviy jarayonlar tezligi haqidagi ta'limot

Kimyoviy reaksiya tezligi - reaksiyaga kirishayotgan moddalar konsentrasiyasining vaqt birligi ichida o'zgarishi

Kvant- Nurning eng kichik yutilish porsiyasi

Kovalent bog'lanish- ikki atom o'rtasida bir yoki bir nechta umumiy elektron juftlar hosil bo'lishi

Kimyoviy element - oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiradigan va ma'lum xossalarga ega bo'lgan atomlarning muayyan turiidir. kimyoviy element bir xil yadro zaryadiga ega bo'lgan atomlar turi

Kimyoviy muvozanat- to'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari bir xil holat

Kuchli elektrolitlar- ionlarga to'liq dissotsilanadi. Kuchli elektrolitlarga deyarli hamma tuzlar kiradi. kislotalardan HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HBr , HCl , HI , HMnO_4 , H_2SeO_4 va asoslardan KOH , NaOH , 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 , Al(OH)_3 misol bo'ladi.

Krioskopik konstanta- grekcha krios - «sovumoq»

Kolloid moddalar- grekcha kolla- yelim, eidos - o'xshash

Koordinasion nazariya- Verner nazariyasi

Koordinasion son-Kompleks birikmadagi markaziy atom bilan bevosita birikkan ligandlar orasidagi barcha bog'lanishlar soni

Korpuskula- termini hozirgi «molekula» ma'nosiga ega

Liofob kolloidlar- grekcha “fobos” – yoqtirmaslik

Magnit kvant son - elektron orbitallarining fazodagi holatini xarakterlaydi

Markaziy atom- molekula markazida kompleks hosil qiluvchi ion yoki atom

Molekulalararo reaksiyalar - elektronlarning almashinishi atomlar, molekulalar yoki ionlar o'rtasida boradigan

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

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

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

Osmos- yarim o'tkazgich parda orqali bo'ladigan bunday bir yoqlama diffuziya

Solvatlar-(lotincha solve – eritmoq) moddalar eriganda ularning molekulalari (ionlari) erituvchi molekulalari bilan bog'lanishi

Suspenziyalar- dispers faza qattiq, dispers muhit suyuqlik

Suyultirilgan eritmalar- Kam miqdor modda erigan eritmalar

d, f elementlar- d elementlar -39 ta, tuzilishi ikkita gantelsimon va f elementlar-28 ta, tuzilishi uchta gantelsimon

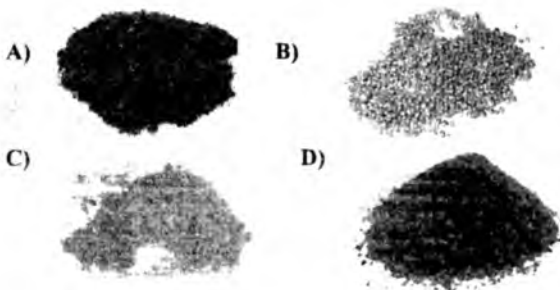
π bog'- p_y-p_y va p_z-p_z orbital perpendikulyar bog'lansa

Chin eritmalar- zarrachalarning o'lchami 1 nm dan kichik haqiqiy eritmalar

O'ta to'yingan eritmalar - erimay qolgan modda bilan muvozanatda turadigan eritma

KIMYO FANIDAN PISA TESTLAR

1. Quyidagi tuz namunalarining qaysi biri - $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$?



2. Quyida keltirilgan modda namunalari nomlarini keltiring?

1-oltin; 2-uglerod; 3-temir; 4-oltingugrt;



3.



Shisha rangining ko'k bo'lishi qaysi moddaga bog'liq?

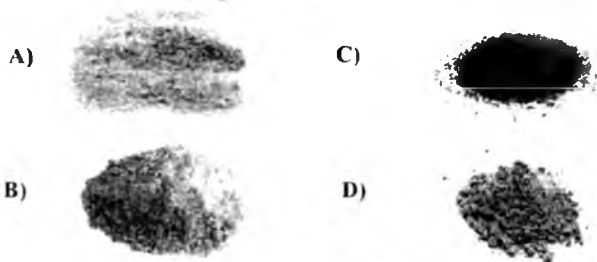
A) CoO

C) B_2O_3

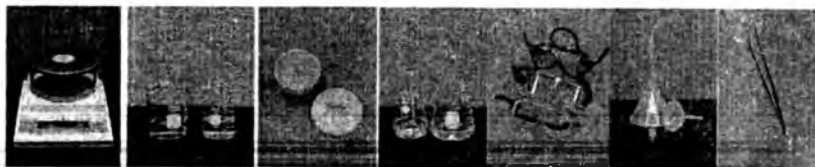
B) PbO

D) CuO

4. Quyida tuzlardan namunalar keltirilgan. Bu tuzlarni formulalari bilan juftlab ko'rsating? 1- FeCl_3 ; 2- AgPO_4 ; 3- NiCl_2 ; 4- CoCl_2



5. Laboratoriya jihozlarini aniqlang va jadvalga har bir rasm ostiga mos raqamlarni yozing. 1) voronka ; 2) stakanlar; 3) Erlenmeyer kolbasi; 4) himoya ko'zoynagi; 5) pinset; 6) elektron tarozi; 7) chinni tigil



6. Quyidagi kimyogar olimlarni nomlari bilan juftlab ko'rsating? 1-Butlerov; 2-Avogadro; 3-Le-Shatele; 4-Lomonosov; 5-Pristli; 6-Lavuaze; 7-Lotar Meyer



7. Quyidagi kimyogar olimlarni ixtirolari bilan juftlab ko'rsating?



A

B

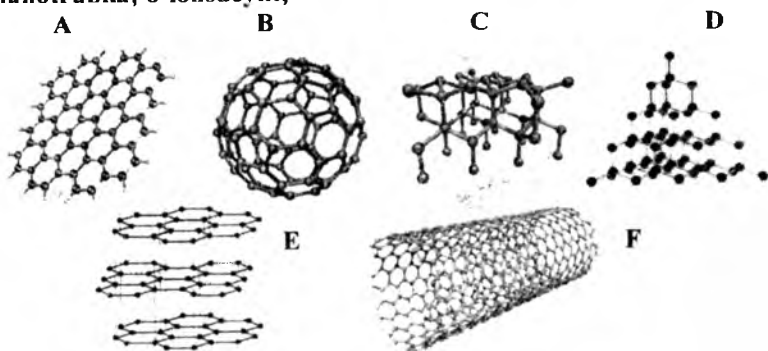
C

D

E

- 1- Radioaktivlikning asoschisi.
- 2- 1854-yili sun'iy yog' moddani sintez qilgan.
- 3- Dissotsiatsiyalanish nazariyasi asoschisi.
- 4- ($6,02 \cdot 10^{23}$) uning soni.
- 5- Hajmiy nisbatlar qonuni asoschisi.

7. Uglarodning allotropik shakllari strukturasi va nomlari bilan juftlab ko'rsating? 1-olmos; 2- grafit; 3-fullerin; 4-grafen; 5-nanotrubka; 6-lonsdeylit;



8. Quyida qaysi elementlardan namunalar keltirilgan?



10. Ishqoriy metallar alangani qanday rangda bo'yaydi?



11. Quyidagi rasmni nima birlashtirib turibdi?



9. Sovuqda bu metall vaboga uchraydi. Bu qaysi metal?



A)



B)



C)



D)

10. Quyida qaysi element haqidagi tasvirlar keltirilgan?



A) Fosfor

B) Azot

C) Kislorod

D) Uglarod

11. Quyida qaysi element haqidagi tasvirlar keltirilgan?



A) Alumiiniy

B) Mishyak

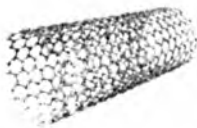
C) Volfram

D) Simob

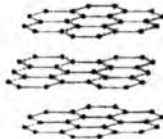
12. Quyidagi rasmning qaysi birida fullerin shakli keltirilgan?



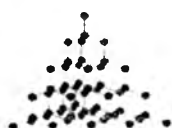
1



2



3



4

13. Qaysi oq metalsiz o'simlik yashil bo'la olmaydi?



A



B



C



D

14. Qaysi metallga suv tegsa yonadi?



A



B



C



D

15. Inert gazlarning biriga grekcha "yalqov" deb nom berilgan.

Bu qaysi gaz?



A



B



C



D

16. Eng yengil metall qaysi rasmda keltirilgan?



A



B



C



D

17. 1869-yil Elementlar davriy jadvalini kashf etgan olimni aniqlang?



A



B

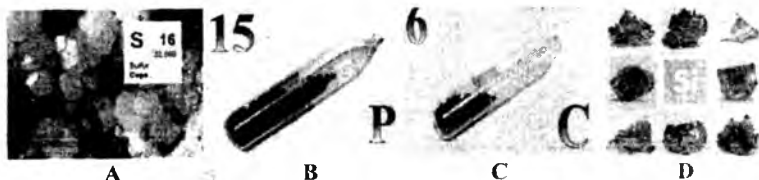


C



D

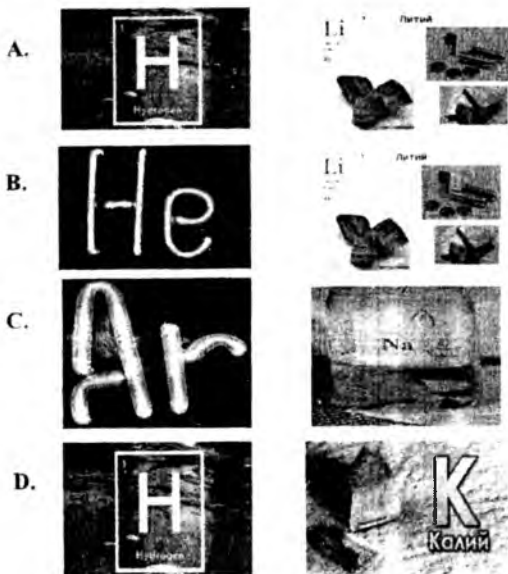
18. Akademik A.Ye.Fersman qaysi elementni “Hayot va tafakkur elementi” deb atagan?



19. Katta oilada u 17-farzand bo'lgan. U ikki marta Nobel mukofotiga sazovor bo'lgan. Zamondoshlari bu olim haqida “Hayotni san'at asariga aylantirdi” degan edilar.Gap qaysi olim haqida ketmoqda?



20.Kimyoviy elementlar ichida eng yengil gaz va eng yengil metall mavjud. Bu elementlarni ko'rsating?



20. Kimyoda eng kuchli oksidlovchi deb qaysi element tan olingan?



A



B



C



D

21. Insoniyatga qadimdan ma'lum bo'lgan birinchi metallni aniqlang?



A



B



C

22. Quyidagi minerallarni nomlari bilan juftlab ko'rsating?

1-flyuorit CaF_2 , 2-kaolin $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, 3-limonit $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, 4-magnetit Fe_3O_4 , 5-gematit Fe_2O_3



A



B



C



D



E

Javob: 1-E, 2-A, 3-B, 4-C, 5-D

23. Quyida keltirilgan tuz namunalari formulalari bilan juftlab ko'rsating? 1- CuSO_4 , 2- MgSO_4 , 3- CaCO_3 , 4- KNO_3 , 5- KCl , 6- FeTiO_3 , 7- KMnO_4 , 8- FeCl_3



A



B



C



D



E



F



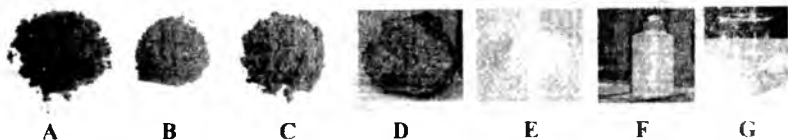
G



I

Javob: 1-A, 2-B, 3-C, 4-D, 5-E, 6-F, 7-G, 8-I

24. Quyida tuz namunalari keltirilgan, ularni formulalari bilan juftlab ko'rsating? 1- $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, 2- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, 3- NiCl_2 , 4- Na_2SiO_3 , 5- $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, 6- NH_4NO_3 , 7- PbI_2



Javob: 1-A, 2-B, 3-C, 4-F, 5-D, 6-E, 7-G

25. Quyidagi keltirilgan karikaturalarda qaysi elementlar tasvirlangan?



A).Hg, W, Br, Ca, B).Br, V, Zn, Ca, C).Hg, Co, Zn, Ca, D).I, W, Br, Ca

26. Quyida rasmlari keltirilgan kimyogar olimlarning nomlariga qo'yilgan kimyoviy elementlarni juftlab ko'rsating?



1. Kyuriy
2. Eynshteyniy
3. Fermiy
4. Mendeleyeviy
5. Nobeliy
6. Rezerfordiy
7. Meytneriy
8. Lourensiy

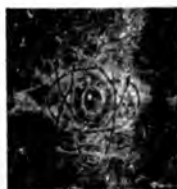
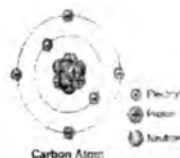
Javob: 1-F, 2-C, 3-D, 4-A, 5-B, 6-I, 7-G, 8-E

Foydalanilgan adabiyotlar ro'yxati

1. Theodore L. Brown et al. CHEMISTRY the central science. United States of America, (Urbana-Champaign), 2014.
2. Tahsin Uyar, Serpil Aksoy Genel Kimya (temel kavramlar) Ankara. 2006. 734.
3. Парпиев Н.А., Рахимов Х.Р., Муфтахов А.Г. Анорганик кимё назарий асослари. Дарслик. -Т.: Ўзбекистон, 2000.
4. Ahmerov Q., Jalilov A., Sayfutdinov R. Umumiy va anorganik kimyo. Darslik. - T.: O'zbekiston, 2006.
5. Ixtiyarova G.A., Yoriyev O.M.. Umumiy kimyodan elektron darslik. DGU 034252015.
6. Axmerov Q. Jalilov A. Sayfuddinov R. Akbarov A., Turobjonov S.M. "Umumiy va anorganik kimyo" T. O'zbekiston. 2017 y.
7. Абидханов А. Мухитдинов Х., Мирзаев У., Менглиев А. Кимё. Ўқув қўлланма. Квантпринт 2020.
8. Глинка Н.Л. Общая химия. Учебное пособие. -М.: «Интеграл-Пресс». 2007.
9. Миркомилов Т., Мухитдинов Х. "Умумий кимё". Дарслик. Т.: "Ўқитувчи". 1987.
10. Расулов К. Йулдошев О., Кораболаев Б. Умумий ва анорганик кимё Ўқув қўлланма. Тошкент. "Ўқитувчи" 1996. 218 бет.
11. M.Masharipov X.S.Tadjiyeva Tibbiy kimyo. Toshkent. O'zbekiston. 2018 296 b.
12. Ixtiyarova G.A. Yulchibayev A.A. Modda tuzilishi. Toshkent. Turon Zamin ziyo. 2015. 166 b.
13. Б.В. Некрасов Основы общей химии.
14. <http://www.ru.wikipedia.org>
15. <http://www.krugosvet.ru>

MUNDARIJA

So'z boshi	4
I BOB.	KIRISH. ATOM – MOLEKULAR TA'LIMOT. ATOM TUZILISHI
	1.KIMYO FANINING RIVOJLANISH TARIXI. UNING MAQSAD VA VAZIFALARI.
1 1	Kimyo fani va uning rivojlanish tarixi Kimyo fanining maqsad va vazifalari 5
1 2	Kimyoning asosiy tushunchalari Atom. Molekula. Valentlik. Allotropiya..... 8
1 3	Atom- molekulyar ta'limot 12
	2.KIMYO FANINING ASOSIY QONUNLARI
2 1	Moddalar massasining saqlanish qonuni..... 14
2.2.	Modda tarkibining doimiylik qonuni 15
2.3.	Avogadro qonuni 17
2.4.	Ekvivalentlar qonuni..... 18
2.5.	Karrali nisbatlar qonuni..... 20
2.6.	Hajmiy nisbatlar qonuni..... 21
	3. ANORGANIK BIRIKMALARNING KLASSIFIKASIYASI
3 1.	Oksidlar, nomlanishi, olinish usullari va xossalari 25
3.2.	Asoslar. Ularning nomlanishi, olinishi va xossalari 27
3.3	Kislotalar, olinishi va xossalari..... 29
3 4	Tuzlar nomlanishi, olinishi va xossalari..... 31
	4. ATOM TUZILISHI. KVANT SONLAR
4 1	Atomning yadro modeli 34
4.2	Elementlarning atom spektrlari 36
4.3	Atom yadrosining tuzilishi. Izotoplar 37
4 4	Tabiiy va sun'iy radioaktivlik Yadro reaksiyalari 41
4.5.	Yorug'likning kvant nazariyasi. Nils Bor nazariyasi 42
4.6	Kvant sonlar 47
II BOB.	5. D.I.MENDELEYEVNING KIMYOVIIY ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI VA DAVRIY QONUNI
	KIMYOVIIY ELEMENTLARNING DAVRIY SISTEMASI
5.1.	Davriy sistemaning kelib chiqish tarixi 50
5.2	Elementlarning davriy sistemasi..... 52
5.3.	Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati 56
	6.KIMYOVIIY BOG'LANISH NAZARIYASI
6.1	Kimyoviy bog'lanishning umumiy tavsifi..... 66
6.2.	Kovalent bog'lanish..... 67
6.3	Qutbsiz va qutbli kovalent bog'lanish..... 69



6.4.	Kovalent bog'lanishning hosil bo'lish yo'llari va xossalari.....	70
6.5.	Atom elektron orbitallarining gibridlanishi.....	73
6.6.	Ion bog'lanish.....	76
6.7.	Vodorod bog'lanish. Molekulalararo ta'sir kuchlar.....	77
6.8.	Metall bog'lanish.....	79

III.BOB.

KIMYOVIY JARAYONLARDAGI ASOSIY QONUNIYATLAR. KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT

7.MODDANI ICHKI ENERGIYASI.

TERMOKIMYO. GESS QONUNI

7.1.	Termokimyoning asosiy tushunchalari.....	82
7.2.	Gess qonuni.....	84
7.3.	Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti.....	85
7.4.	Termodinamikaning ikkinchi qonuni.....	87
7.5.	Kimyoviy reaksiyalarning yo'nalishi.....	89

8.KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT

8.1.	Kimyoviy reaksiya tezligi.....	91
8.2.	Massalar ta'siri qonuni.....	93
8.3.	Reaksiya tezligiga haroratning ta'siri. Vant-Goff qoidasi.....	94
8.4.	Katalizatorlar.....	96
8.5.	Qaytar va qaytmas reaksiyalar.....	98
8.6.	Kimyoviy muvozanat Le-Shatel'ye tamoyili.....	100

IV BOB.

SUV. ERITMALAR. ELEKTROLIT ERITMALAR.

9. SUV. ERITMALARNI KONSENTRASIYASINI IFODALASH USULLARI. ERUVCHANLIK

9.1.	Suv Tabiatda suv Suvning fizik va kimyoviy xossalari.....	102
9.2.	Eritmalar haqida tushuncha.....	102
9.3.	Eritmalar konsentratsiyasi va uni konsentratsiyasini ifodalash usullari.....	105
9.4.	Moddalarning eruvchanligi.....	107

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

10.1.	Eritmaning osmotik bosimi.....	109
10.2.	Raul qonunlari.....	111
10.3.	Qaynash va muzish temperaturasi.....	113

11. ELEKTROLITIK ERITMALAR VA DISSOTSIATSIYA NAZARIYASI

11.1.	Elektrolitik dissotsiatsiya Dissotsiatsiyalanish jarayoni.....	121
11.2.	Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi Kuchli va kuchsiz lektrolitlar.....	125
11.3.	Kuchli elektrolitlar nazariyasi.....	126
11.4.	Dissotsiatsiyalanish doimiysi.....	128

12.IONI REAKSIYALAR. SUV-NING DISSOTSITSIYASI. TUZLARNING GIDROLIZI



12.1.	Ionli reaksiyalar.....	132
12.2.	Suvning dissotsiatsiyasi.....	134
12.3.	Vodorod ko'rsatkich.....	135
12.4.	Tuzlarning gidrolizi Gidroliz darajasi.....	136
V BOB	13.OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYASI	
13.1.	Oksidlanish- qaytarilish reaksiyalari.....	138
13.2.	Oksidlovchilar va qaytaruvchilar.....	139
13.3.	Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarining klassifikatsiyasi.....	140
13.4.	Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarini tenglashtirish.....	141
VI-BOB.	METALLAR, ELEKTROKIMYO.	
	14.METALLAR. ULARNING UMUMIY XOSSALARI VA OLINISH USULLARI	
14.1.	Metallarning tabiatda uchrashi.....	146
14.2.	Metallarning fizik va kimyoviy xossalari.....	146
14.3.	Metallarni olinish usullari.....	150
14.4.	Sulfidlardan metall olish.....	150
	15. ELEKTROKIMYO. GALVANIK ELEMENTLAR NAZARIYASI	
15.1.	Galvanik elementlar.....	151
15.2.	Oksidlanish - qaytarilish potentsiali.....	156
	16. TUZLAR FRITMALARI VA SUYUQLANMALARINI ELEKTROLIZI	
16.1.	Elektroliz haqida tushuncha.....	157
16.2.	Eriydigan anodli elektrod yordamida suvli eritmalar elektrolizi.....	163
16.3.	Elektrolizdagi ikkilamchi jarayonlar.....	164
16.4.	Elektrolizda polarizatsiya hodisasi.....	165
	17.ELEKTROLIZ QONUNLARI. AKKUMLYATORLAR. METALLAR KORROZIYASI.	
17.1.	Faradeyning birinchi qonuni.....	166
17.2.	Akkumulyatorlar.....	168
17.3.	Kislotali (qo'rg'oshinli) akkumulyatorlarning ishlash sxemasi.....	168
17.4.	Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi.....	170
	18. KIMYOVIIY KORROZIYA VA UNING TURLARI	
18.1.	Kimyoviy korroziya.....	172
18.2.	Elektrokimyoviy korroziya.....	173
18.3.	Korroziya tezligi.....	176
18.4.	Korroziyadan saqlanish metodlari.....	178
18.5.	Korroziya ingibitorlari.....	180

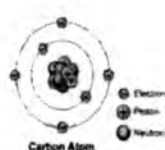
Glossariy.....182

Foydalanilgan adabiyotlar ro'yxati.....193

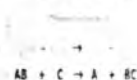
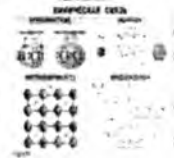


ОГЛАВЛЕНИЕ

ГЛАВА I	ВВЕДЕНИЕ. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ. СТРОЕНИЕ АТОМА	
1.1	Химия и история её развития. Цели и задачи химии.....	5
1.2	Основные понятия химии. Атом. Молекула. Валентность. Аллотропия.....	8
1.3	Атомно-молекулярное учение.....	12
2.	ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ	
2.1	Закон сохранения массы вещества.....	14
2.2	Закон постоянства состава вещества.....	15
2.3	Закон Авогадро.....	17
2.4	Закон эквивалентов.....	18
2.5	Закон кратных отношений.....	20
2.6	Закон объёма отношений.....	21
3.	КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.	
3.1	Оксиды, номенклатура, способы получения и свойства.....	25
3.2	Основания. Их номенклатура, получение и свойства.....	27
3.3	Кислоты, получение и свойства.....	29
3.4	Номенклатура солей, получение и свойства.....	31
4.	СТРОЕНИЕ АТОМА. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА	
4.1	Ядерные модели атома.....	34
4.2	Атомные спектры элементов.....	36
4.3	Строение атомного ядра. Изотопы.....	37
4.4	Естественная и искусственная радиоактивность. Ядерные реакции.....	41
4.5	Квантовая теория света. Теория Нильса Бора.....	42
4.6	Квантовые числа.....	47
ГЛАВА II	ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН	
5.	ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ	
5.1.	<u>История открытия Периодического закона</u>	50
5.2	Периодическая сис элементов.....	52
5.3	Значение периодического закона и периодической системы.....	56



6	ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ.	
6.1	Основные характеристики химической связи	66
6.2	Ковалентная связь	67
6.3	Полярная и неполярная ковалентная связь	69
6.4	Способы образования и свойства ковалентной связи	70
6.5	Гибридизация электронных орбиталей атома	73
6.6	Ионная связь	76
6.7	Водородная связь. Силы межмолекулярного взаимодействия	77
6.8	Металлическая связь	79
ГЛАВА III	ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИИ. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ ВЕЩЕСТВА. ТЕРМОХИМИЯ. ЗАКОН ГЕССА.	
7.		
7.1	Основные понятия термохимии	82
7.2	Закон Гесса	84
7.3	Тепловой эффект	85
7.4	Второй закон термодинамики	87
7.5	Направленность химических реакций	89
8.	ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	
8.1	Скорость химических реакций	91
8.2	Закон действия масс	93
8.3	Влияние температуры на скорость химических реакций. Правило Вант-Гоффа	94
8.4	Катализатор	96
8.5	Обратимые и необратимые реакции	98
8.6	Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье	100
ГЛАВА IV	ВОДА. РАСТВОРЫ. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.	
9.	ВОДА. РАСТВОРЫ. МЕТОДЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ	
9.1	Вода. Вода в природе. Физические и химические свойства воды	102
9.2	Понятие о растворах	102
9.3	Концентрация растворов и методы выражения их концентрации	105
9.4	Растворимость веществ	107
10.	СВОЙСТВА РАЗБАВЛЕННЫХ РАСТВОРОВ. ОСМОТИЧЕСКОЕ ДАВЛЕНИЕ. ЗАКОНЫ Ф.РАУЛЯ	
10.1	Свойства разбавленных растворов. Осмос. Осмотическое давление	109
10.2	Законы Ф.Рауля	111
10.3	Температура кипения и замерзания растворов	113



11.	РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И ТЕОРИЯ ДИССОЦИИАЦИИ	
11.1	Электролитическая диссоциация	
	Процессы диссоциации.....	121
11.2	Степень электролитической диссоциации.....	125
11.3	Сильные и слабые электролиты.....	126
11.4	Теория сильных электролитов.....	128
12.	ИОННЫЕ РЕАКЦИИ. ДИССОЦИАЦИЯ ВОДЫ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.	
12.1	Ионные реакции.....	132
12.2	Диссоциация воды.....	134
12.3	Водородный показатель.....	135
12.4	Гидролиз солей. Степень гидролиза.....	136
ГЛАВА V	ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.	
13.		
13.1	Окислительно-восстановительные реакции	138
13.2	Окислители и восстановители.....	139
13.3	Классификация окислительно-восстановительных реакций.....	140
13.4	Способы уравнивания окислительно-восстановительных реакций.....	141
ГЛАВА VI	МЕТАЛЛЫ. РАСПРОСТРАНЕНИЕ ИХ В ПРИРОДЕ. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА. ЭЛЕКТРОХИМИЯ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ	
14.	МЕТАЛЛЫ. РАСПРОСТРАНЕНИЕ В ПРИРОДЕ И СПОСОБЫ ИХ ПОЛУЧЕНИЯ.	
14.1	Распространение металлов в природе	146
14.2	Физические и химические свойства металлов.....	146
14.3	Способы получения металлов.....	150
14.4	Получение металлов из сульфидов.....	150
15.	ЭЛЕКТРОХИМИЯ. ТЕОРИЯ ГАЛЬВАНИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ.	
15.1	Гальванические элементы.....	151
15.2	Окислительно-восстановительный потенциал.....	156
16.	ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРОВ И РАСПЛАВОВ СОЛЕЙ	
16.1	Понятие об электролизе.....	157
16.2	Электролиз растворов солей с растворимым анодным электродом.....	163
16.3	Катодные и анодные процессы электролиза.....	164
16.4	Поляризационные свойства электролиза	165
17.	ЗАКОНЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА. АККУМУЛЯТОРЫ И ЕЁ ВИДЫ.	
17.1	Первый и второй законы Фарадея.....	166
17.2	Аккумуляторы.....	168
17.3	Кислотные (свинцовые) аккумуляторы	168



17.4	Используемые промышленности электролиза.....	170
18.	ХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ И ЕЕ ВИДЫ.	
18.1	Химическая коррозия.....	172
18.2	Электрохимическая коррозия.....	173
18.3	Скорость коррозии.....	176
18.4	Способы защиты от коррозии.....	178
18.5	Ингибиторы коррозии.....	180
Список использованной литературы		182
Глоссарий		190



ABLE OF CONTENTS

Chapter I

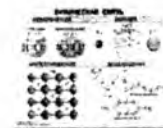
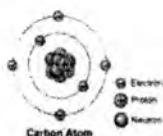
INTRODUCTION ATOMIC MOLECULAR TEACHING. ATOM STRUCTURE

1.1	Chemistry and the history of its development.	5
1.2	Goals and objectives of chemistry	
1.3	Basic concepts of chemistry. Atom. Molecule. Valence. Allotropy	8
1.3.	Atomic-molecular theory	12
	BASIC LAWS OF CHEMISTRY	
2.1.	The law of conservation of mass of matter	14
2.2	The law of constancy of the composition of the substance	15
2.3.	Avogadro Law	17
2.4	Law of equivalents	18
2.5	The law of multiple relations	20
	CLASSIFICATION OF INORGANIC COMPOUNDS.	
3.1	Oxides, nomenclature, methods of preparation and properties	25
3.2.	Reasons Nomenclature, receipt and properties	27
3.3.	Acid retrieval	29
3.4	Nomenclature of salts, preparation and properties	31
	ATOM STRUCTURE. QUANTUM NUMBERS	
4.1.	Nuclear models of the atom	34
4.2	Atomic spectra of elements	36
4.3.	The structure of the atomic nucleus. Isotopes	37
4.4.	Natural and artificial radioactivity. Nuclear reactions	41
4.5.	Quantum theory of light Theory of Niels Bohr	42
4.6.	Quantum numbers	47

Chapter II

PERIODIC SYSTEM OF CHEMICAL ELEMENTS D. I. MENDELEEV AND PERIODIC LAW PERIODIC SYSTEM OF CHEMICAL ELEMENTS

5.1.	History of the discovery of the Periodic Law	50
5.2	Periodic system of elements	52
5.3	The significance of the periodic law and the periodic system	56
	CHEMICAL COMMUNICATION THEORY.	
6.1	The main characteristics of the chemical bond	66
6.2	Covalent bond	67
6.3.	Polar and non-polar covalent bond	69
6.4	Methods of formation and properties of covalent bonds	70
6.5.	Hybridization of atomic electron orbitals	73
6.6.	Ionic bond	76
6.7.	Hydrogen bond. The forces of intermolecular interaction	77
6.8.	Metal bond	79



Chapter III

GENERAL REGULARITIES OF THE CHEMICAL REACTION. CHEMICAL KINETICS AND CHEMICAL EQUILIBRIUM. INTERNAL ENERGY OF SUBSTANCE. THERMOCHEMISTRY. LAW OF HESS.

7 1	Basic concepts of thermochemistry.....	82
7 2	Hess law.....	84
7 3	Thermal effect.....	85
7 4	The second law of thermodynamics.....	87
7 5	The focus of chemical reactions.....	89

CHEMICAL KINETICS AND CHEMICAL EQUILIBRIUM

8 1	Chemical reaction rate.....	91
8 2	Compliance Mass.....	93
8 3	The effect of temperature on the rate of chemical reactions. Rule of Hoff.....	94
8 4	Catalyst.....	96
8 5	Reversible irreversible reactions.....	98
8 6	Chemical equilibrium The principle of Le Chatelier.....	100

Chapter IV

WATER. SOLUTIONS. ELECTROLYTE SOLUTIONS

WATER. SOLUTIONS. METHODS FOR EXPRESSING THE CONCENTRATION OF SOLUTIONS.

9 1	Water. Water in nature. Physical and chemical properties of water.....	102
9 2	The concept of solutions.....	102
9 3	The concentration of solutions and methods for expressing their concentration.....	105
9 4	Solubility of substances.....	107

PROPERTIES OF DILUTED SOLUTIONS. OSMOTIC PRESSURE. LAWS OF F. RAUL

10 1	Properties of dilute solutions. Osmosis Osmotic pressure.....	109
10 2	The laws of F. Raul.....	111
10 3	The boiling and freezing points of solutions.....	113

SOLUTIONS OF ELECTROLYTES AND THEORY OF DISSOCIATION

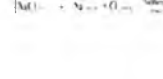
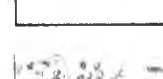
11 1	Electrolytic dissociation. Dissociation processes.....	121
11 2	The degree of electrolytic dissociation Strong and weak electrolytes.....	125
11 3	Theory of Strong Electrolytes.....	126
11 4	Dissociation of acids, bases and salts.....	128

ION REACTIONS. DISSOCIATION OF WATER. HYDROLYSIS OF SALTS.

12 1	Ionic reactions.....	132
12 2	Dissociation of water.....	134
12 3	Hydrogen indicator.....	135
12 4	Hydrolysis of salts Degree of hydrolysis.....	136



$$Q = \frac{K \cdot \Delta t}{m};$$



Chapter V	REDOX REACTIONS.	
13 1	Redox reactions.....	138
13 2	Oxidizing agents and reducing agents.....	139
13 3	Classification of redox reactions.....	140
13 4	Ways to equalize redox reactions.....	141

Chapter VI METALS. THEIR DISTRIBUTION IN NATURE, METHODS OF PRODUCING. CHEMICAL PROPERTIES. ELECTROCHEMISTRY. CORROSION OF METALS

	METALS. DISTRIBUTION IN NATURE AND METHODS FOR PRODUCING THEM.	
14 1	The distribution of metals in nature.....	146
14 2	Physical and chemical properties of metals.....	146
14 3	Methods for producing metals.....	150
14 4	Production of metals from sulfides.....	150

	ELECTROCHEMISTRY. THEORY OF GALVANIC ELEMENTS.	
15 1	Galvanic cells.....	151
15 2	Redox potential.....	156

	ELECTROLYSIS OF SOLUTIONS AND SALT MELTS	
16 1	The concept of electrolysis.....	157
16 2	Electrolysis of solutions of salts with a soluble anode electrode.....	163
16 3	Cathode and anode electrolysis processes.....	164
16 4	Polarization properties of electrolysis.....	165

	LAWS OF ELECTROLYSIS. BATTERIES AND ITS TYPES.	
17 1	The first and second laws of Faraday.....	166
17 2	Batteries.....	168
17 3	Acid (lead) batteries.....	168

	CHEMICAL CORROSION AND ITS TYPES	
18 1	Chemical corrosion.....	172
18 2	Electrochemical corrosion.....	173
18 3	Corrosion rate.....	176
18 4	Corrosion protection methods.....	178
18 5	Corrosion inhibitors.....	180

List of references.....	182
--------------------------------	------------

Glossary.....	190
----------------------	------------



G.A.Ixtiyarova

K I M Y O

Muharrir: R.Mo‘llaxo‘jayeva

Texnik muharrir: N. To‘rayev

Sahifalovchi: Sh. Amonova

“Muharrir nashriyoti”

Litsenziya: AI №309. 2017-yil 22-iyunda berilgan.

2020-yilning 9-oktyabrda terishga berildi. 2020-yilning 5-noyabrda bosishga ruxsat etildi. Bichimi 60x84 1/16. Hajmi 11,75 shartli bosma toboq. 10,92 hisob-nashriyot bosma tobog‘i. Ofset qog‘oziga ofset usulida chop etildi. Adadi 200 nusxa. 67-sonli buyurtma.

«Standart Poligraf» x/k bosmaxonasida chop etildi
Buxoro shahri, Navoiy shohko‘chasi 6-uy.