

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

NAMANGAN MUHANDISLIK-PEDAGOGIKA INSTITUTI

«Kimyo» kafedrası

M.Abdullayev, H. Bakiyeva



Kimyo

(Muammoli ma'ruzlar matni)

Namangan – 2007

Ushbu ma'ruzalar matni ta'lim sohasi barcha yo'nalishlarining bakalavriat bosqichidagi talabalar uchun kimyo fanidan amaldagi dasturlar asosida hamda O'zbekiston Respublikasi Oliy va o'rta maxsus ta'lim vazirligining «Fanlar buyicha ma'ruza matnlarini tayyorlashga eslatma»si, shuningdek 7 avgust 2003 yil 194«a»-sonli buyrug'ida ko'rsatilgan muommoli ma'ruza matnlarini tayyorlash va uni o'quv jarayoniga tadbiq etish yuzasidan kelib chiqqan talablar asosida yozilgan.

Ma'ruzalar matni NamMPI «Kimyo» kafedrasida ko'rib chiqildi va 2007 yil _____№____ sonli qarori bilan ma'qullandi.

Mualliflar:

M.Abdullayev
X.Boqiyeva

Taqrizchilar:

O.Abdullayev –

NamDU prorektori, dosent, k.f.n.

Namangan Muhandislik-pedagogika instituti – 2007 yil

So'z boshi

Ushbu ma'ruzalar matni kimyo fani bo'yicha o'quv yuklamasida 27 soatlik ma'ruza darslari bo'lgan nokimyoviy bakalavr ta'lim yo'nalishining amaldagi dasturlari asosida tayyorlangan. Ma'ruzalar matnidagi materiallar Respublikamiz kimyo fani va sanoatining istiqbolli yo'nalishlarini hisobga olgan xolda yozilgan bo'lib, kimyoning asosiy qonun va tushunchalari, atom va moddalarning tuzilishi to'g'risidagi xozirgi zamon tasavvurlari, davriy qonun kimyoviy elementlar davriy sistemasi, kimyoviy jarayonlarni amalga oshirish qonuniyatlari, elementlar va birikmalarning xossalari hamda ularning xalq xo'jaligidagi ahamiyati aloxida ko'rsatilgan.

Har bir ma'ruza matni oxiridagi mavzuga tegishli bo'lgan nazorat savollari, tayanch so'z va iboralari talabalarning o'quv kursi yakunida sinovga tayyorlanishi uchun asos bo'lib xizmat qiladi. Shuningdek, mavzular rejasidan so'ng berilgan tegishli muammoli savollar talabalarni mustaqil ilmiy izlanishga, fikrlashga jalb etadi.

Ma'ruzalarda umumiy kimyo fanidan talabalar o'zlashtirgan bilimlar o'z ta'lim yo'nalishlari fanlaridan oladigan bilimlarini to'ldirishi, ularni amaliyot davrida qo'llay olishga yordam beradigan jixatlariga alohida ahamiyat berilgan.

1 - MA'RUZA. Kirish. Kimyoning asosiy stexiometrik qonunlari (2 soat)

Reja:

1. Kimyo fanining mazmuni, vazifalari.
2. Kimyo tarixi.
3. Atom - molekulyar ta'limot.
4. Kimyoning asosiy stexiometrik qonunlari

Muammoli savollar:

1. *Kimyoning qaysi stexiometrik qonunlari bir-birini to'ldiradi, ya'ni biri ikkinchisini mohiyatini ochib beradi?*
2. *Gey-Lyussak va Boyl-Mariott qonunlari bilan Avagadro qonuni orasida qanday bog'liqlik mavjud?*
3. *Tabiatda «ideal gaz» yo'q, lekin fanga bu tushunchani kiritilishiga sabab nima?*

Kimyo fanining mazmuni, vazifalari. Kimyo fani - tabiatni o'rganuvchi fanlardan biridir. Kimyo fani tabiatni bir - butunligini, jismlar va hodisalar orasida bog'liqlik, u materiyadan iborat ekanligini o'rganuvchi fandır. Materiyaning harakat formalari har xildir. Jismlarning qizishi va sovishi, nur sochish, elektr toki, kimyoviy o'zgarishlarning hammasi materiya harakatining turli formalaridir. Materiya hech qachon yo'qolmaydi va yo'qdan bor bo'lmaydi, u faqat bir turdan ikkinchi turga o'tib turadi.

Kimyo – moddalarning tarkibi, tuzilishi va xossalarini, ularning o'zgarishlarini hamda moddalarning o'zgarishida sodir bo'ladigan hodisalarni o'rganadigan fandır.

Kimyo fanining asosiy vazifalaridan biri, moddalarni o'rganib, shu moddalardan xalq xo'jaligida foydalanish sohalarini oldindan aytib berish bo'lsa, ikkinchisi xalq xo'jaligi uchun zarur bo'lgan yangi moddalarni yaratishdan iborat.

Kimyoning xalq xo'jaligidagi ahamiyati. Hozirgi jamiyat hayotida kimyoning roli beqiyosdir. Xalq xo'jaligining hamma sohalarini rivojlanishi kimyoning rivojlanishi bilan chambarchas bog'liqdir.

Sanoatimizda kimyoning yutuqlaridan foydalanib, yuqori sifatli maxsus po'latlar, qattiq va o'ta qattiq qotishmalar, sintetik kauchuk, plastmassalar, sun'iy va sintetik tolalar, mineral o'g'itlar, motor yoqilg'isi, dori-darmonlar, bo'yoqlar, portlovchi moddalar va hokazolar ishlab chiqarilmoqda.

Tabiatda mavjud bo'lmagan moddalarni laboratoriya sharoitlarida va sanoat miqyosida sintez qilinmoqda. Kimyo sohasidagi yutuqlar yangi foydali moddalar sonini ko'paytiribgina qolmay, balki ulardan foydalanish sohasini ham kengaytiradi, shuningdek, ishlab chiqarish chiqindilaridan foydalanish, chiqitsiz texnologiyaga o'tishga imkon beradi. Yog'och qipig'idan foydalanib etil spirti va boshqa mahsulotlar olish, paxta lintidan karboksimetil-sellyuloza (KMS) olish va hokazolar bunga misol bo'ladi. Shunday qilib, kimyo - butun xalq xo'jaligini rivojlantirishning muhim omilidir.

Kimyo tarixi. Amaliy kimyo Miloddan qariyb 4000 yil avval Misr, Mesopatamiya, Hindiston, Xitoy mamlakatlarida rivojlana boshladi. Amaliy kimyoviy bilimlar Misrdan qadimgi dunyoning turli qismlariga tarqalgan.

Insonlar qadimdan rudalardan temir, kumush, qo'rg'oshin, ajratib olganlar, shisha olishni, uzum sharbatini bijg'itib sirka hosil qilishni, o'simliklardan shakar va moy olishni bilganlar va ulardan foydalanganlar.

Kimyoning rivojlanishiga arab, yunon va ko'plab yevropalik olimlar bilan bir qatorda O'rta Osiyo olimlari ham katta hissa qo'shganlar, Forobiy, Abu Ali ibn Sinolar ana shular jumlasidandir.

O'zbekistonda kimyo fani va sanoatining rivojlanishi. O'zbekistonda kimyo fani va sanoatining rivojlanishi Toshkent Davlat Universiteti (hozirgi Milliy Universitet) ning kimyo fakultetini tashkil etilishi bilan bog'liq. Hozirgi kunda O'zbekiston fanlar akademiyasi qoshidagi kimyoga doir ilmiy-tekshirish institutlarida va respublikamizdagi ko'pgina oliy o'quv yurtlarining kimyo va kimyoviy texnologiya kafedralarida olimlar, mutaxassislar kimyo fani va sanoatining eng muhim muammolarini tadqiq qilish bilan shug'ullanmoqdalar. Respublikamizning kimyo fani va sanoati rivojiga salmoqli hissa qo'shgan va qo'shayotgan akademiklar O.S.Sodiqov, S.YU.Yunusov, K.S.Ahmedov, M.N.Nabiyev, X.U.Usmonov, M.Asqarov, Z.Salimov va boshqa yirik kimyogar olimlarning ilmiy ishlari horij davlatlarida ham mashhurdir.

O'zbekiston xududida tabiiy gaz, neft, ko'mir, oltingugurt, rangli metallar rudasi va boshqa xom ashyolar ko'pligi uchun mamlakatimiz yirik kimyo sanoatiga ega. Xom ashyoning ko'pligi yetakchi kimyo sanoati korxonalari – Olmaliq «Ammofos» ishlab chiqarish birlashmasi, Chirchiq elektrokimyo ishlab chiqarish birlashmasi, Navoiy «Azot» ishlab chiqarish birlashmasi, Farg'ona sun'iy tola zavodi, Namangan kimyo zavodi, Toshkent lok-bo'yoq materiallari va plastmassalar ishlab chiqarish korxonasi va qator boshqa kimyo korxonalarini vujudga keltirish imkonini yaratdi. Hozirda kimyo sanoati rivojlangan xududlar – Olmaliq, Chirchiq, Farg'ona, Qo'qon, Navoiy kabi yirik kimyo sanoati markazlari ishlab turibdi.

Atom - molekulyar ta'limot. Atom – molekulyar ta'limotni dastlab M.V.Lomonosov (1741 y.) ishlab chiqdi va keyinchalik J.Dalton rivojlantirdi. Atom - molekulyar ta'limotdan quyidagi xulosalar kelib chiqadi.

- 1.Moddalar-molekulalardan, molekulalar esa atomlardan tarkib topgan.
- 2.Molekula va atomlar to'xtovsiz harakatda bo'ladi.
- 3.Molekula va atomlar aniq massa va o'lchamga ega.
- 4.Oddiy moddalar bir xil element atomlaridan, murakkab moddalar har xil element atomlaridan tashkil topgan.

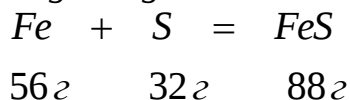
Molekula – ayni moddaning tarkibini va kimyoviy xossalarini o'zida saqlaydigan, bir nechta atomlardan tarkib topgan va mustaqil mavjud bo'la oladigan eng kichiq zarrachadir.

Atom – moddaning kimyoviy jihatdan bo'linmaydigan eng kichiq zarrachasidir.

Kimyoviy element – yadro zaryadlari bir xil bo'lgan atomlarning muayyan turidir.

Kimyoning asosiy qonunlari. Kimyoning asosiy qonunlari quyidagilar: moddalar massasining saqlanish qonuni, tarkibning doimiylik qonuni, karrali nisbatlar qonuni, hajmiy nisbatlar qonuni, Avagadro qonuni, Ekvivalentlar qonuni.

Moddalar massasining saqlanish qonuni. Moddalar massasining saqlanish qonunini dastlab, rus olimi M.V.Lomonosov kashf etdi (1748-56 y) va uni keyinchalik Lavuazye rivojlantirdi. Bu qonun shunday ta'riflanadi: *kimyoviy reaksiyalarda qatnashuvchi dastlabki moddalar massalarining yig'indisi reaksiya mahsulotlari massalari yig'indisiga tengdir.*



Katta miqdorda energiya ajralib chiqishi bilan sodir bo'ladigan jarayonlar moddalar massasining saqlanish qonuniga emas, balki materiyaning saqlanish qonuniga bo'ysunadi. Masalan, radiaktiv moddalarning yemirilishi, atom hamda vodorod bombalarining portlashi ana shunday jarayonlardan hisoblanadi. Agar jarayonning issiqlik effekti Q bo'lsa, jarayon davomida massaning o'zgarishi Eynshteyn tenglamasi bilan ifodalanadi:

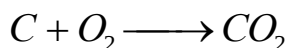
$$\Delta m = Q / C^2$$

Bunda, C^2 —nihoyatda katta son ($9 \cdot 10^{16} \text{ m}^2 \text{ s}^{-2}$) bo'lganligidan odatdagi reaksiyalarda massa o'zgarishi nihoyatda kichiq bo'ladi va uni tarozi yordamida ham payqash qiyin.

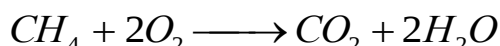
Tarkibning doimiylik qonuni. Fransuz olimi Prust turli moddalarning tarkibini tajribalar yordamida o'rganib, 1809 yilda *moddalar tarkibining doimiylik qonunini* yaratdi: *har qanday toza modda qayerda va qanday usulda olinishidan kat'iy nazar, uning tarkibi hamma vaqt bir xil bo'ladi.*

Masalan, karbonat angidridni quyidagi uch usulda olinadi:

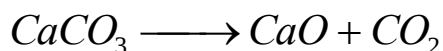
1. Ko'mirni yondirib olinadi:



2. Tabiiy gazni yondirib olinadi:



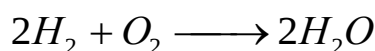
3. Oxaktoshni ko'ydirib olinadi:



Bunda har uch usul bilan olingan karbonat angidridning ham tarkibi bir xil, ya'ni CO_2 .

Hajmiy nisbatlar qonuni. Fransuz olimi Gey – Lyussak 1804 yilda gaz moddalar orasida sodir bo'ladigan kimyoviy reaksiyalarni o'rganib chiqib, quyidagi xulosani chiqardi: *o'zgarmas sharoitda (bir xil bosim va bir xil haroratda) kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi gaz moddalarning hajmlari o'zaro bir-biri bilan va reaksiya natijasida hosil bo'ladigan gaz moddalarning hajmlari bilan o'zaro oddiy butun sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi.*

Masalan, 2 hajm vodorod 1 hajm kislorod bilan yuqori haroratda reaksiyaga kirishganda 2 hajm suv bug'i hosil bo'ladi.



Avagadro qonuni. Italiyalik olim A. Avagadro hajmiy nisbatlar qonunini tushuntirish uchun 1811 yilda quyidagi gipotezani ishlab chiqdi: *bir xil sharoitda (bir xil harorat va bir xil bosimda) teng hajmda olingan gazlarning molekulalar soni o'zaro teng bo'ladi.* Oddiy gazlarning molekulalari bir necha atomdan iborat bo'lishi mumkin Avagadroning bu gipotezasi xilma xil faktlar bilan tasdiqlandi va 1860 yildan boshlab (kimyogarlarning xalqaro s'yezdidan keyin) bu gipoteza *Avagadro qonuni* deb tan olindi. Turli moddalarning bir gramm-molekulasidagi molekulalar soni, shuningdek turli elementlarning bir gramm-atomlaridagi atomlar soni ham teng bo'ladi. Har qanday moddaning bir gram-molekulasida $6,02 \cdot 10^{23}$ ga teng molekula bo'ladi. Bu *Avagadro sonidir*. 1 litr gazning normal sharoitdagi massasi aniq bo'lsa, ayni gazning bir moli xuddi shu sharoitda qancha hajmni egallashini aniqlash mumkin, masalan:

$$V(O_2) = \frac{32}{1,43} = 22,4 \text{ l}$$

$$V(CO_2) = \frac{44}{1,93} = 22,4 \text{ l}$$

Har qanday gazning 1 moli normal sharoitda 22,4l hajmni egallaydi ($V_0 = 22,4\text{l}$)

Avagadro qonunidan quyidagi xulosalar kelib chiqadi:

- 1) oddiy gazlarning (kislorod, vodorod, azot, xlor) molekulalari ikki atomdan iborat;
- 2) normal sharoitda bir gramm-molekula gaz 22,4 l hajmni egallaydi;
- 3) bir xil sharoitda barobar hajmda olingan ikki gaz og'irliklarini orasidagi nisbat shu gazlarning molekulyar og'irliklari orasidagi nisbatga teng.

Karrali nisbatlar qonuni. Ingliz olimi J. Dalton 1804 yilda moddaning tuzilishi haqidagi atomistik tassavurlarga asoslanib, karrali nisbatlar qonunini ta'rifladi: *Agar ikki element o'zaro birikib bir necha kimyoviy birikma hosil qilsa, elementlardan birining shu birikmalardagi ikkinchi elementning bir xil massa miqdoriga to'g'ri keladigan massa miqdorlari o'zaro butun kichiq sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi.* Bu qonun tez orada tajribada isbot etildi. Dalton, metan va etilen gazlarining tarkibiga e'tibor berdi: masalan, metan va etilen gazlarini tarkibini kuzatilsa, metan tarkibida 75% uglerod va 25% vodorod bo'lib, unda 1 massa qism vodorodga 3 massa qism uglerod to'g'ri keladi, ya'ni 3 : 1

Etilen tarkibida esa, 85.71% uglerod va 14.29% vodorod bor; bu moddada 1 massa qism vodorodga 6 massa qism uglerod to'g'ri keladi, ya'ni 6 : 1. Demak, bu birikmalarda 1 massa qism vodorodga to'g'ri keladigan uglerod miqdorlari o'zaro 3:6 yoki 1:2 nisbatda bo'ladi.

Ekvivalentlar qonuni. Moddalar o'zaro ma'lum massa miqdorida birikadi. Masalan, 49 g sulfat kislota 32,5 g rux bilan reaksiyaga kirishganda 1 g vodorod ajralib chiqadi. Sulfat kislota o'rniga 36,5 g xlorid kislota olinsa ham, o'shancha vodorod ajralib chiqadi. Demak, kimyoviy jakatdan qaraganda 49 g sulfat kislota "qiymati" 36,5 g xlorid kislota "qiymati"ga tengdir. Vodorodning ekvivalenti 1 ga teng deb qabul qilindi.

Elementning bir og'irlik qism vodorod, sakqiz og'irlik qism kislorod bilan birika oladigan yoki shularga almashina oladigan miqdori uning k i m y o v i y e k

v i v a l y e n t i deyiladi. Elementning kimyoviy ekvivalentini quyidagi formula bilan topamiz:

$$\mathfrak{E}_{\text{ЭКВИВАЛЕНТ}} = \frac{Ar}{B}$$

Murakkab moddaning bir ekvivalent (1 og'irlik qism) vodorod yoki bir ekvivalent (8 og'irlik qism) kislorod bilan, yoki, umuman boshqa har qanday elementning bir ekvivalenti bilan reaksiyaga kirishadigan og'irlik miqdori shu murakkab moddaning *e k v i v a l y e n t i* deyiladi.

Ekvivalentlar qonuni quyidagicha ta'riflanadi: elementlar bir-biri bilan o'zlarining ekvivalentlariga proporsional miqdorlarda birikadi. Masalan, 8 g kislorod bilan 20 g kalsiy birikadi; 16 g kislorod bilan 40 g kalsiy birikadi.

Elementlarning ekvivalenti tajribada analiz, sintez va umuman kimyoviy reaksiya natijalari asosida hisoblab topiladi.

Elementning atom massasini valentligiga bo'lish bilan ham shu elementning ekvivalentini hisoblay olamiz, atom massa ekvivalentning valentlikka ko'paytmasiga tengdir.

$$Ar = \mathfrak{E} \cdot B$$

Valentligi o'zgaruvchan elementlarning ekvivalentlari ham o'zgaruvchan bo'ladi.

Murakkab moddalar ekvivalentlarini topishda quyidagi formulalardan foydalaniladi:

$$\mathfrak{E}_{acoc} = \frac{M_{acoc}}{B_{(OH\ soni)}}$$

$$\mathfrak{E}_{\text{кислота}} = \frac{M_{\text{кислота}}}{B_{(водородони)}}$$

Nazorat savollari

1. Kimyo fani nimani o'rganadi?
2. Kimyo fanining vazifalari nimada?
3. Kimyoning rivojlanish tarixi qanday?
4. Atom molekulyar ta'limotni tushuntiring?
5. Moddalar massasini saqlanish qonuni qanday ta'riflanadi?
6. Tarkibning doimiylik qonuni qanday ta'riflanadi?
7. Avagadro qonuni qanday ta'riflanadi?

Tayanch so'z va iboralar

Atom - molekulyar talimot, moddalar massasini saqlanish qonuni, tarkibning doimiylik qonuni, hajmiy nisbatlar qonuni, avagadro qonuni, Avagadro soni, kimyoviy ekvivalent, ekvivalentlar qonuni.

Foydalanilgan adabiyotlar

1. Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov. Umumiy va anorganik kimyo. Toshkent. «O'zbekiston» 2003 y.
2. N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.
3. YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.

2 - M A ' R U Z A. **D.I. Mendeleyevning kimyoviy elementlar davriy qonuni va davriy sistemasi. Atom tuzilishi.**

Reja:

- 1.D.I. Mendeleyev davriy qonuni va kimyoviy elementlar davriy sistemasi,uning ahamiyati.
- 2.Atom murakkab sistema. Elektronning kashf etilishi.
- 3.Atom tuzilish nazariyalari.
4. N. Bor nazariyasi.

Muammoli savollar:

- 1.Qanday elementlar toza elementlar jumlasiga kiradi?
- 2.Triadalar, oktavalar, Meyerning atom tuzilishi grafigi va davriy qonun orasida qanday umumiylik bor?
- 3.Nima uchun yadro reaksiyalari «Moddalar massasining saqlanish qonuni» ga bo'ysunmaydi?

D.I.Mendeleyev davriy qonuni. XIX asrda kimyoning jadal rivojlanishi va juda ko'p tajriba ma'lumotlar to'planganligi munosabati bilan kimyoviy elementlarni sistemalashtirish zarurati tug'ildi. Elementlarni xossalaring o'xshashligiga asoslanib muayyan guruhlar tarzida birlashtirishga ko'p urinib ko'rildi. Lekin olimlar guruhlar orasidagi mavjud bo'lgan ichki bog'lanishlarni topa olmadilar va guruhlarini bir-biridan ajralgan deb qaradilar. Shuning uchun, ular, umumiy nazariy yakun chiqara olmadilar, xossalari o'xshash bo'lgan va bir-biriga o'xshamaydigan elementlarni yagona sistemaga birlashtira olmadilar. Kimyoviy elementlarni yagona sistemaga keltirish masalasini D.I.Mendeleyev muvaffaqiyatli hal qildi; u 1869 yilda davriy qonunni kashf etdi va shu asosda kimyoviy elementlar davriy sistemasini yaratdi. D.I.Mendeleyev o'zi yaratgan davriy qonunni quyidagicha ta'rifladi: oddiy moddalarning (elementlarning) xossalari, shuningdek, elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlarning atom massalarining ortib borishiga davriy ravishda bog'liqdir.

Atom tuzilishini mukammal o'rganilishi natijasida davriy qonunning mohiyati yaqqol namoyon bo'ldi, elementlarning xossalari davriy ravishda o'zgarishini talqin qilishga, ularning davriy sistemada joylanishi bilan kimyoviy xossalari orasida ma'lum bog'lanish borligini aniqlashga imkoniyat yaratildi.

D.I.Mendeleyev davriy sistemacida bir elementdan ikkinchi elementga o'tilgan sari atom yadrosining musbat zaryadi va elektron soni ortib boradi. Bu o'z navbatida kimyoviy elementlarning xossalari o'zgarishiga olib keladi. Demak, elementning tartib raqami shunchaki bir raqam bo'lmasdan, balki uning atom yadrosining musbat zaryadini va elektronlar sonini bildiradi. Shunga ko'ra, hozirgi vaqtda davriy qonun quyidagicha ta'riflanadi: "Elementlarning xossalari, hamda ular hosil qilgan oddiy va murakkab moddalarning xossalari elementlarning atom yadrolari zaryadlarini ortib borishiga davriy ravishda bog'liqdir".

Kimyoviy elementlar davriy sistemasi. Elementlar davriy sistemasi davriy qonunning grafik ifodasidir. Bu sistema davr va guruhlariga bo'linadi.

Hozir davriy sistemada 109 ta element bo'lib, ular yettita davr, o'nta qator va sakkizta guruhga joylashtirilgan. Davrlarning har biri katta va kichik davrlarga bo'linadi. I,II,III davrlarning har biri faqat bir qatordan tuzilgan bo'lib, ular kichik davrlar, IV,V,VI davrlarning har biri ikki qatordan tuzilgan bo'lib, ular katta davrlar hisoblanadi. VII davr tugallanmagan davr hisoblanadi. Birinchi davrdan boshqa hamma davrlar ishqoriy metallar bilan boshlanib inert gazlar bilan tugaydi.

Har qaysi davrda elementlar atom massasining ortib borishi bilan (chapdan o'ngga siljigan sari) elementlarning kimyoviy xossalari asta-sekin o'zgarib boradi: metallik xususiyati susayib, metallmaslik xususiyati kuchayadi.

Kimyoviy elementlar davriy sistemasida sakkizta guruh bo'lib, har qaysi guruh ikkita guruhchaga bo'linadi. Tipik elementlar bilan boshlanuvchi guruhchalar asosiy (bosh) guruhcha nomi bilan yuritiladi. Katta davrlarning toq qatori elementlari bilan boshlanuvchi guruhchalar qo'shimcha (yonaki) guruhcha deb yuritiladi.

Davriy sistemada tipik metall va metallmaslar tegishli I va VII guruhlarning asosiy guruhchalarida joylashgan, qolgan hamma elementlar ulardagi metallik yoki metallmaslik xossasi kuchliligiga qarab, shartli ravishda, metall yoki metallmaslar jumlasiga kiritiladi.

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

1. Gorizontaal yo'nalishda: bu o'xshashlik – katta davr elementlarida, lantanoid va aktinoidlar turkumiga kirgan elementlarda uchraydi. Masalan, misning bazi xossalari nikelnikiga o'xshaydi.

2. Vertikal yo'nalishda: davriy sistemaning vertikal ravishda joylashgan elementlari o'zaro bir – biriga o'xshaydi.

3. Diagonal yo'nalishda: davriy sistemada o'zaro diagonal joylashgan ba'zi elementlar o'zaro o'xshashlik namoyon qiladi, masalan: Li bilan Mg; Be bilan Al; B bilan Si ; Ti bilan Nb lar bir-birlariga kimyoviy xossalari jihatidan o'xshaydi.

Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati. D.I.Mendeleyev davriy qonun asosida yaratgan davriy sistema hamma kimyoviy elementlar orasida mavjud bo'lgan bog'lanishni ochib beradi. Har qaysi elementning xossasi haqida boshqa elementlarning xossalari, shuningdek, shu elementning davriy sistemadagi o'rniga qarabgina to'la xulosa chiqarish mumkin. Mendeleyev "elementlar bitta

qonunga buysunadi, tabiati jihatidan bir xil va bir-birini to'ldiradi, ana shuning uchun ham ular davriy sistemada ma'lum tartibda joylashadi" degan edi.

Davriy sistema kimyoning va boshqa tabiiy fanlarning rivojlanishida nihoyatda muhim ahamiyat kasb etdi. U yangi elementlar izlash, ko'pgina elementlarning atom massasini to'g'rilash, ularning valentligini aniqlash hamda moddalarning tuzilishini o'rganishda olg'a siljish uchun muhim turtki bo'ldi.

Atom murakkab sistema. Elektronning kashf etilishi. XX asr boshlaridagi juda ko'p izlanishlar shuni ko'rsatdiki, atom moddaning eng kichiq bo'linmaydigan zarrachasi emas, balki, atomning o'zi elektron, proton, neytrondan va boshqa elementar zarrachalardan tashkil topgan.

Atomning murakkabligini tasdiqlovchi dastlabki tajriba ma'lumotlari 1879 yilda, siyraklashtirilgan gazlarda elektr zaryadi hosil bo'lishi hodisasini tekshirish natijasida olindi. Agar elektrodlar kovsharlangan shisha naydan havo so'rib olinsa va unga yuqori kuchlanishli tok ulansa, katoddan nur tarqala boshlaydi. Bu nurlar katod nurlari deyiladi. Ular elektr maydoni (E) da to'g'ri chiziqli harakatini o'zgartirib, musbat qutb tomonga og'adi. Demak, bu nurlar manfiy zaryadga ega. Tadqiqotlar shuni ko'rsatdiki, bu oqim elektronlar oqimidan iborat. Ko'pchilik metallar UB nur bilan yoritilganda (fotoeffekt) ham elektronlar ajralib chiqadi.

Elektronning massasi $9,1 \cdot 10^{-28}$ g, bu vodorod atomi massasining $1/1837$ qismini tashkil qiladi.

Radiaktivlik. 1896 yilda Bekkerel uran birikmalari ko'zga ko'rinmaydigan nur chiqarishni aniqladi. Mariya Kyuri – Sklodovskaya va Pyer Kyurilar Bekkerel ishlarini davom ettirib, toriy va aktiniy ham shunday xossaga ega ekanligini aniqladilar. O'z-o'zidan nurlanish xodisasi radiaktivlik deb, bu xossaga ega bo'lgan moddalar esa radiaktiv moddalar deb ataladigan bo'ldi.

Radiativ nurlanishni o'rganish shuni ko'rsatdiki, ba'zi radiativ elementlar (α (alfa)- zarracha, boshqalari (β (beta)- va (γ (gamma)- nurlar chiqaradi.

(α - zarracha musbat zaryadlangan bo'lib, uning massasi 4 uglerod birligiga, harakat tezligi (dastlabki) 20000 km/s ga teng bo'lgan geliy ionlari (He^{+2}) dan iborat.

(β - zarracha manfiy zaryadga ega bo'lib, uning harakat tezligi 100000 km/s . Bu nur tez harakatdagi elektronlar oqimidan iborat.

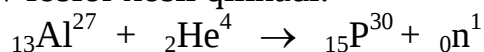
(γ - nur zaryadsiz bo'lib, xuddi rentgen nuriga o'xshab elektromagnit to'lqin xossasiga ega. U juda qalin metal plastinkadan ham o'tadi.

Shunday qilib yangi kashfiyotlar atom murakkab sistema ekanligini va bir necha oddiy zarrachalardan tuzilganligini tasdiqladi.

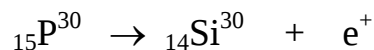
Elektronlar turli xil moddalardan ajralib chiqadi. Bundan, elektronlar hamma element atomlarining tarkibiy qismidir, degan xulosa chiqarildi. Lekin elektronlar manfiy zaryadlangan, atom esa umuman elektroneytral bo'lgani uchun, ravshanki, atomning ichida musbat zaryadlangan qismi bo'lib u elektronning manfiy zaryadini kompensasiya qilib turadi.

1933 yilda Iren Kyuri va Frederik Jolio Kyuri ba'zi yengil elementlar - bor, magniy, alyuminiylar α -zarrachalar bilan bombardimon qilinganda pozitronlar (pozitron e^+ - elementar zarracha bo'lib, uning massasi elektron massasiga teng,

ammo musbat elektr zaryadiga ega elektron va pozitronning zaryadlarining absolyut mikdorlari bir xil) ajralib chiqishini kuzatdilar. Avval alyuminiyga α -nurlar tasir ettirib, radioaktiv fosfor xosil qilinadi:



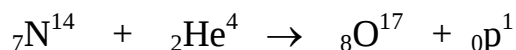
Bunda neytronlar xam ajralib chiqadi, so'ngra xosil bo'lgan beqaror radioaktiv fosfor pozitron chiqarish bilan yemirilib, kremniyning barkaror izotopiga aylanadi:



Shunday qilib, sun'iy ravishda radioaktivlik xodisasi kashf etildi. Xozirgi davrda sun'iy yul bilan kimyoviy elementlarning yuzlab radioaktiv izotoplari xosil qilingan. Radioaktiv elementlar va ularning tabiatini o'rganuvchi kimyoning bo'limi radiokimyo deb ataladi.

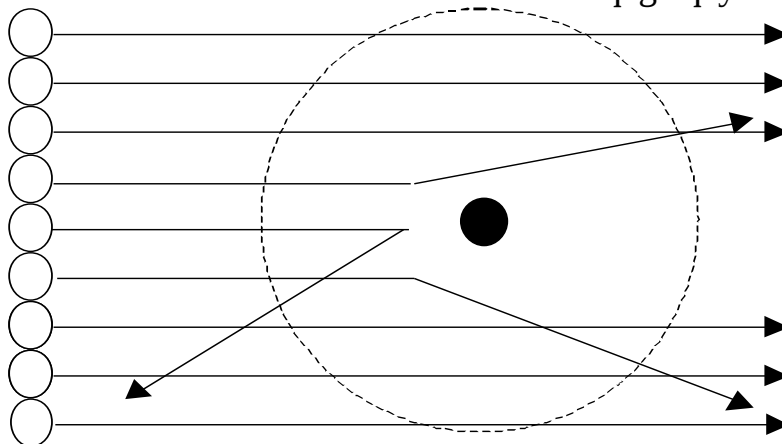
Yadrolarning elementar zarrachalar (neytronlar va protonlar) yoki boshqa yadrolar (masalan α - zarrachalar yoki deytronlar $_1\text{H}^2$) bilan o'zaro tasirlashuviga yadro reaksiyalar deyiladi.

Birinchi sun'iy yadro reaksiyasi 1919 yilda Rezerford tomonidan amalga oshirilgan edi: azot atomlariga α -zarrachalar oqimini tasir ettirib, kislorod izotopi O^{17} ni xosil qilgan edi:



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

Rezerford tajribasi. Atom tuzilishining nuklear nazariyasi. Atom tarkibining musbat zaryadli qismini ingliz olimi E.Rezerford 1911 yilda (α -zarrachalarning tarqalishini o'rganish natijasida kashf etdi. Rezerford (α -nurlarni yupqa metall plastinkaga yo'naltirilsa, ularning ko'p qismi metall plastinka orqali o'tib, o'zining to'g'ri chiziqli harakatini o'zgartirmasligini, bir oz qismi yo'nalishini o'zgartirishini kuzatdi. Juda kamdan-kam hollarda zarracha sachrab orqaga qaytadi(1-rasm).



1-rasm. (- zarrachalarining atom ichidan o'tishi

Shu tajriba asosida Rezerford *atom tuzilishining nuklear (yadro) nazariyasini* taklif qildi. Bu nazariyaga muvofiq atomlarning markazida musbat zaryadli yadro joylashgan bo'lib, uning atrofida elektronlar harakatlanadi.

Atom elektroneytraldir, chunki elektronlar soni yadroning musbat zaryadi soniga teng. Atomdagi elektronlarning umumiy massasi yadroning massasidan

ancha kichiq. Shuning uchun atomning 99,9% dan ko'proq massasi uning yadrosida to'plangan.

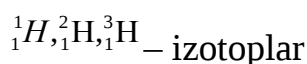
Atom yadrosi ikki elementar zarrachalar – proton va neytronlardan tuzilgan. Protonning massasi, taxminan, 1 massa atom birligi (m.a.b.) ga, zaryadi +1 ga tengdir.

Neytron zaryadsiz zarracha bo'lib, uning massasi taxminan proton massasiga teng. Yadroning zaryadi yadroga protonlar soni bilan aniqlanadi. Yadroga protonlar soni Z va neytronlar soni N yig'indisi atomning umumiy massasini beradi. (elektronlar massasi nihoyatda kichiq qiymatga ega bo'lgani uchun hisobga olinmaydi).

$$A = Z + N$$

Izotop va izobarlar. Fiziklar ko'pgina elementlar bir xil atomlardan emas, balki turli massaga ega bo'lgan atomlar aralashmasidan tuzilganligini aniqlaydilar.

Atomlar turli-tuman, ular bir-biridan yadro zaryadlari (protonlar soni) bilan, massasi soni bilan farq qiladi. Shunday atomlar borki, ularning yadro zaryadlari bir xil, ammo massasi jihatidan farq qiladi. Yadro zaryadlari bir xil bo'lib, atom massalari bilan bir-biridan farq qiladigan atomlar turiga *izotoplar* deyiladi (Izo – bir, top – joy so'zlaridan kelib chiqqan, chunki ayni elementning barcha izotoplari davriy sistemada birgina katakni egallaydi).

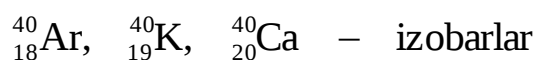


Izotopiya hodisasi deyarli hamma elementlarda uchraydi. Ko'pchilik elementlar o'zlarining bir necha izotoplari aralashmasidan iborat. Masalan, tabiiy qo'rg'oshin atom massalari 206, 207 va 208 hamda yadro zaryadlari 82 ga teng bo'lgan uch izotop aralashmasining; 207.21 bu aralashmadagi atom massalarining o'rtacha qiymatini tashkil qiladi.

Izotoplar soni turli elementlarda turlicha bo'ladi. Masalan, qalay elementini 10 ta tabiiy izotopi ma'lum, ksenonni 9 ta, simobni 7 ta, kislorodni 3 ta, fluor esa faqat 1 ta tabiiy izotopdan iborat.

Izotoplar kashf etilgandan keyin kimyoviy element tushunchasiga quyidagicha ta'rif berildi: yadrolarining zaryadlari bir xil bo'lgan atomlar turi *kimyoviy elementdir*. Demak, kimyoviy element tushunchasini ta'riflashdan yadro zaryadi asos qilib olinadi. Hozirda 109 ta elementning 250 dan ortiq izotopi ma'lum (radiaktiv izotoplar bular jumlasiga kirmaydi).

Shuningdek, yadro zaryadlari har xil, massalari bir xil bo'lgan atomlar ham mavjud. Atom massalari bir-biriga teng, lekin yadro zaryadlari turlicha bo'lgan atomlar *izobarlar* deyiladi (isos – bir xil, ros – vazn so'zlaridan olingan).



N. Bor nazariyasi. Nils Bor 1913 yilda vodorod atomining tuzilish nazariyasini taklif qildi. N. Bor o'zining nazariyasini yaratishda E. Rezerford nuklear nazariyasiga va Plankning kvantlar nazariyasiga asoslandi.

N.Borning nazariyasining I postulatiga ko'ra, elektron yadro atrofida faqat kvantlangan, ya'ni ma'lum energiya darajasiga muvofiq keladigan orbitalar bo'ylab aylanadi. Bu orbitalarning qaysi birining elektron bilan band etilishi atomning energiyasiga bog'liq. Agar atomning energiyasi minimal qiymatga ega bo'lsa elektron yadroga eng yaqin birinchi orbita bo'ylab harakat qiladi; atomning bu holatini qo'zg'olmagan, normal yoki asosiy holat deyiladi. Bu holda elektron yadro bilan eng mustahkam bog'langan bo'ladi. Qo'shimcha energiya qabul qilgan atom qo'zg'olgan holatga o'tadi, lekin atomning qo'zg'olgan holati nihoyatda qisqa muddatlidir. Elektron uzoq orbitadan yaqin orbitaga o'tganda atom elektromagnit nur chiqarib o'z energiyasini kamaytiradi.

N.Borning II postulatiga ko'ra, elektron bir orbitadan ikkinchi orbitaga o'tgandagina atom o'z energiyasini o'zgartiradi; elektron kvantlangan orbitalar bo'ylab aylanganda, atom energiya chiqarmaydi va energiya yutmaydi.

Elektron yadrodan uzokda to'rgan orbitadan yadroga yaqin orbitaga utganda atom yoruglikning bir kvantiga teng energiya chiqaradi. Bu kvantning kattaligi dastlabki va oxirgi xolatlarning energiyalari orasidagi ayirmaga tengdir:

$$E = E_1 - E_2 = h\nu$$

E_1 va E_2 - dastlabki va oxirgi xolatlar energiyalari ;

h - Plank doimiysi, $6,624 \cdot 10^{-34}$ joul* sek ;

ν - nurning 1 sekunddagi tebranishlar soni (chastotasi):

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

c - yoruglik tezligi;

λ - yoruglikning tulkin uzunligi.

Nazorat savollari

- 1.Davriy qonun ta'rifini ayting?
- 2.Davriy sistemada davrlar, guruhlar bo'yicha elementlarning xossalari qanday o'zgaradi?
- 3.Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyatini tushuntiring?
- 4.Atom qanday zarralardan tarkib topgan?
- 5.N.Bor nazariyasini tushuntiring.

Tayanch so'z va iboralar

Davriy qonun, davriy sistema, davrlar, guruhlar, atom, elektron, radioaktivlik. Rezerford tajribasi, izotop, izobar, N.Bor nazariyasi

Foydalanilgan adabiyotlar

1. N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.
2. YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y. 38-40- betlar.

3. Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov Umumiy va anorganik kimyo. Toshkent. «O'zbekiston» 2003 y.

3-ma'ruza. Atomda elektronning energetik holati va ularning orbitallarda taqsimlanishi

Reja:

1. Kvant sonlari.
2. Klechkovskiy qoidasi.
3. Pauli prinsipi va Gund qoidasi.

Muammoli savollar:

1. Nima uchun elektronlar yadroga qulab tushmaydi?

Kvant sonlari. Atom tuzilishini yanada chuqurroq tekshirish elektronning ikki xil tabiati borligini ko'rsatdi. Unda zarracha xususiyati ham, to'lqin xususiyati ham bor ekan. Elektron muayyan massali va katta tezlik bilan harakatlanadigan zarrachadir. Shu bilan birga elektron to'lqin xossalriga ham ega, u atomning butun hajmi bo'ylab harakatlanadi va atom yadrosi atrofidagi fazaning istalgan qismida bo'la oladi.

Elektronning atomdagi holatini belgilaydigan kattalik uning energiyasidir. Elektron energiyasining kattaligi butun sonlar bilan ifodalanib, bular 1,2,3,4,5,... va xokazo sonlar bo'lib, bu sonlar *bosh kvant sonlar* (n) deb ataladi

Bosh kvant sonlar qiymatiga tegishli 1,2,3,4,5,6,... energiya qavatlari bo'lib, ular kvant qavatlari deyiladi va ba'zan K, L, M, N, O, P, Q harflari bilan belgilanadi. Bitta kvant qavatining o'zidagi barcha elektronlar uchun energiya zonasi bir xil bo'ladi; bunday holda elektronlar bitta energetik daraja qavat (pog'ona) da turibdi deyiladi.

Energetik pog'onalar pog'onachalarga (s - birinchi, p - ikkinchi, d - uchinchi, f - to'rtinchi pog'onaga) bo'linadi. Birinchi energetik pog'onaga 1ta s va 3 ta p pog'onacha, uchinchi energetik pog'onaga 1 ta s 3 ta p va 5 ta d pog'onacha, to'rtinchi energetik pog'onaga esa 1 ta s pog'onacha, ikkinchi energetik pog'onachaga 1 ta s va 3 ta p va 5 ta d pog'onacha to'g'ri keladi, to'rtinchi energetik pog'onada esa s , p , d , f pog'onachalar mavjud. Ikkinchi kvant son – *orbital kvant son* (l) bo'lib, u elektronning ayni hajmda bo'lib turish ehtimolligining fazodagi shaklini (ya'ni elektron bulut shaklini) ifodalovchi funksiya bilan aloqador kattalik. l ning qiymati 0 dan $(l - 1)$ ga qadar butun sonlar bilan ifodalanadi. $l=0$ holatga d -orbital, $l=3$ holatga esa f — orbital muvofiq keladi.

Bir pog'onachada joylashgan elektronning energetik holati ham bir-biridan farq qiladi; uchinchi kvant son *magnit kvant son* (m) deb ataladi. Magnit kvant son – elektron harakat moqdori vektorining harakat miqdori biror yo'nalishga nisbatan proyeksiyasini ifodalaydi, u olishi mumkin bo'lgan qiymatlar soni $2l+1$ ga teng ($m_2=+l; 0; -l$).

Demak, s - pog'onachada bitta, p - pog'onachada uchta, d - pog'onachada beshta, f - pog'onachada yettita elektron holat bo'lishi mumkin.

Masalan: Birinchi kavatda fakat bitta s -orbital ($m=0$) bo'ladi. Ikkinchi kavatda bitta s -orbital ($m=0$) va uchta p -orbital ($m=+1;0;-1$) bo'ladi. Uchinchi kavatda bitta s -orbital ($m=0$) uchta p -orbital ($m=+1;0;-1$) va 5ta d -orbital ($m=+2;+1;0;-1;-2$) bo'ladi.

n va l uzgarmas bulsa, m ning energiyasi xam uzgarmasdir. Masalan: $5d$ -orbitallarning fazoda joylashishi (turli uklarda) uzgarsa xam, energiyasi bir xildir.

Har qaysi elektron yadro maydonida harakat qilishi bilan birga, o'zining ichki harakatiga ham ega; u *spin kvant son* - m_s bilan harakterlanadi. Spin kvant son ikkita qiymatga ega bo'la oladi: biri $+1/2$, ikkinchisi $-1/2$. Shunday qilib, atomdagi har qaysi elektron 4 ta kvant son bilan harakterlanadi.

Pog'onadagi elektronlarning maksimal soni $Nq2n^2$ bilan ifodalanadi.

Elektron pog'onachalardagi elektronlarning maksimal soni quyidagicha ifodalanadi: s - pog'onachada 2 ta elektron (s^2), p - pog'onachada 6 ta elektron (p^6), d - pog'onachada 10 ta elektron (d^{10}), f - pog'onachada 14 ta elektron (f^{14}).

Klechkovski qoidasi. Pauli prinsipi va Gund qoidasi.

Ko'p elektronli atomlarda elektronlarning joylashishi quyidagicha: avval eng kam energiyali orbital, shundan so'ng energiyasiko'proq bo'lgan orbital elektronlar bilan to'lib boradi. Klechkovskiyaning 1-qoidasiga muvofiq $(1+n)$ yig'indisi kichiq bo'lgan orbital birinchi navbatda to'ladi. Masalan, $3d$ -orbital uchun $(n+l)$ yig'indisi $3+2=5$ ga teng. $4s$ -orbital uchun $n+l=4+0=4$ ga teng. Demak birinchi $3d$ -orbital emas, balki, $4s$ - orbital elektronlar bilan to'lib boradi.

Klechkovskiyaning 1 - qoidasi. Ikki xolatdan qaysi biri uchun $(n+l)$ ning yig'indisi kichiq bo'lsa, shu xolatda to'rgan elektronning energiyasi minimal qiymatga ega bo'ladi.

Klechkovskiyaning 2 - qoidasi. Agar berilgan ikki holat uchun $(n+l)$ yig'indisi teng qiymatga ega bo'lsa, bosh kvant soni kichiq bo'lgan xolat minimal energiya qiymatiga ega bo'ladi.

Elektronlarning energetik pog'onasi va orbitalari buylab joylashishi elementning elektron konfiguratsiyasi deb ataladi. Atomda elektronlarning pog'onachalarga taqsimlashda quyidagi uch qoida nazarda tutiladi.

1. Har qaysi elektron minimal energiyaga muvofiq keladigan holatni olishga intiladi.

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

2. Bunda minimal energiyali orbital $1s$ bo'lgani uchun dastlab $1s$ so'ngra $2s$ va hokazo holatda pog'onachalar elektronlar bilan to'lib boradi.

Elektronlarning joylashishi Pauli prinsipiga zid kelmasligi lozim.

Pauli prinsipi quyidagicha ta'riflanadi: "Bir atomda to'rttala kvant sonining qiymati bir xil bo'lgan ikkita elektron bo'lishi mumkin emas". Agar bir atomda n , m , l kvant sonlarining qiymati bir xil ikkita elektron bo'lsa, ular to'rtinchi spin kvant son m_s spinlari qarama qarshi yo'nalishga ega bo'lishi bilan farq qiladi.

3. Ayni pog'onachada to'rgan elektronlar mumkin qadar ko'proq orbitallarni band qilishga intiladi (*Gund qoidasi*).

Elementlar atomlaridagi energetik pog'onalar soni davriy sistemadagi davrlar raqamiga, elektronlar soni esa tartib raqamiga teng bo'ladi. Masalan:

Natriy atomining elektron tuzilishi (elektron konfiguratsiyasi) quyidagicha:
 $+11\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Atomlar elektron qavatlarining tuzilishi ko'pincha, energetik yacheykalar (katakchalar) shaklida ifodalanadi.

Nazorat savollari

1. Kvant sonlarini tavsiflang.
2. Elektronlar energetik pog'onachalar bo'yicha qanday taqsimlanadi?
3. Klechkovskiy qoidasi nima deydi?
4. Pauli prinsipi, Gund qoidasini tushuntiring.

Tayanch so'z va iboralar.

Kvant sonlar, bosh kvant soni, orbital kvant soni, magnit kvant son, spin kvant son, Pauli prinsipi, Klechkovskiy qoidasi.

Foydalanilgan adabiyotlar

1. N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.
2. YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.
3. Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov Umumiy va anorganik kimyo. Toshkent. «O'zbekiston» 2003 y.

4 – MA'RUZA. Kimyoviy bog'lanish va molekulalar tuzilishi.

Reja

1. Kimyoviy bog'lanishlarning vujudga kelishi.
2. Kimyoviy bog'lanish turlari.
3. Kimyoviy elementlar valentligi. Birikmalardagi element atomlarining valentligi va oksidlanish darajasi.

Muammoli savollar:

1. Kelajakda davriy sistema rivojlanib borgan sari bosh kvant son qanday qiymatlarga ega bo'lishi mumkin?
 2. s-, p-, d-, f- elektronlardan tashhari yana qanday elektronlar bo'lishi mumkin?
1. Elektronlarning valent bog' hosil qiluvchi va valent bog' hosil qilmaydigan guruhlarga bo'linishiga sabab nima?

2. *Kimyoviy bog'lanishning kuchsiz bog'lanish turi – vodorod bog'lanishning Yer kurrasi haroratini optimal saqlab turishda katta ahamiyatga ega ekanligini qanday izohlaysiz?*

Kimyoviy bog'lanishlarning vujudga kelishi. Kimyoviy bog'lanish hakidagi ta'limotlar hozirgi zamon kimyosining asosiy masalalaridan biridir. Bu ta'limotni bilmay turib kimyoviy birikmalarning turli-tumanligi sabablarini, ularning hosil bo'lish mexanizmini, tuzilishini va reaksiyaga kirisha olish xususiyatini tushunib bo'lmaydi.

Molekulada atomni tutib turadigan kuchlarning yig'indisiga *kimyoviy bog'lanish* deyiladi.

Hozirgi vaqtda molekulalarda element atomlarining qanday bog'langanligi quyidagicha tushuntiriladi: kimyoviy bog'lanish paytida element atomlarining tashqi va tashqidan oldingi energetik pog'onachalaridagi elektronlar ishtirok etadi va qayta taqsimlanadi. Kimyoviy bog'lanishda ishtirok etuvchi bu elektronlar valent elektronlar deyiladi. Bosh guruhcha elementlari tashqi qavat elektronlari bilan, yonaki guruhcha elementlari tashqi va tashqidan oldingi ikkinchi qavat elektronlari bilan kimyoviy bog'lanishda ishtirok etishi mumkin.

Ularning maksimal sonini elementning davriy sistemadagi o'rnidan, ya'ni guruh raqamidan bilish mumkin (ayrim elementlar bundan mustasno).

Element atomlari tashqi energetik pog'onalarini tugallashga intiladi. Buning uchun ayni atom boshqa atomlardan elektron olishi yoki valent elektronlarini birgalikda juftlashtirishi yoxud boshqa atomga elektron berishi mumkin.

Element atomlari orasida qanday bog'lanish vujudga kelishi elementlarning elektromanfiyligiga bog'liq.

Elektromanfiylik – molekuladagi atomlarning o'ziga elektron tortib turish qobiliyatidir.

Ayni elementning taqribiy elektromanfiyligi (EM) uning elektronga moyilligi E bilan ionlanish energiyasi (I) yig'indisiga (yoki uning yarmiga) teng:

$$EM = E + I \quad \text{yoki} \quad EM = \frac{E + I}{2}$$

Gazsimon fazada bo'lgan normal xolatdagi atomdan bir elektronni batamom chiqarib yuborish uchun zarur bo'lgan minimal energiya miqdori *ionlanish energiyasi* deyiladi. Element atomi bir elektron biriktirib olganda ajralib chiqadigan energiya miqdori ayni elementning *elektronga moyilligi* deb ataladi.

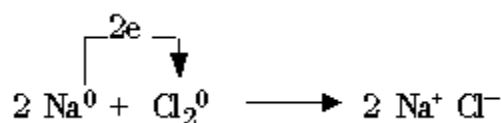
Demak, atomlardan molekulalar xosil bo'lishining sababi sistemada energetik afzallikning sodir bo'lishidir. Kimyoviy boglanish boglanish energiyasi, boglanish uzunligi va valentliklararo burchak nomli kattaliklar bilan xarakterlanadi. Kimyoviy bogni uzish uchun zarur bo'lgan energiya boglanish energiyasi deyiladi. Xar bir bog uchun tugri keladigan boglanish energiyasining kiymati 200-1000 kJG'mol ga teng. Masalan, CH₃F da C-F boglanish energiyasi 487 kJG'mol ga teng. Molekulada atomlar markazlari orasidagi masofa boglanish uzunligi deb yuritiladi. Boglanish uzunligi molekula xosil kiluvchi

atomlarning tabiatiga, boglanish turiga, element valentligiga va boshqalarga boglik bo'ladi.

Hozirgi davrda kimyoviy bog'lanishning quyidagi turlari ma'lum:

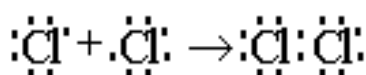
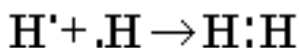
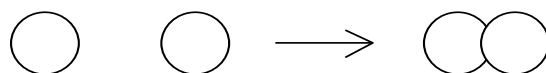
1. Ion bog'lanish;
2. Kovalent bog'lanish;
3. Metall bog'lanish;
4. Donor - akseptor bog'lanish;
5. Vodorod bog'lanish.

Ionli bog'lanish. Ionli bog'lanish elektromanfiylik qiymatlari bir-biridan keskin farq qiladigan element atomlari (odatda, metall va metalmas atomlari) o'rtasida vujudga keladi. Bunda elektromanfiyligi kuchli element atomi elektromanfiyligi kuchsiz element atomidan elektronni tortib oladi va ular qarama-qarshi zaryadli ionlarga aylanadi. Bu ionlar o'zaro elektrostatik tortishish kuchlari yordamida o'zaro birikadi.



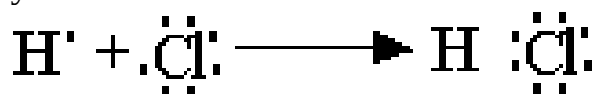
Kovalent bog'lanish. Kovalent bog'lanish, asosan, metalmas atomlari orasida vujudga keladi. Atomlarning o'zaro bir yoki bir necha elektron juftlik hosil qilishi natijasida vujudga keladigan bog'lanish *kovalent bog'lanish* deyiladi. Kovalent bog'lanish tabiatiga ko'ra 2 xil bo'ladi:

1. Qutbsiz kovalent bog'lanish. Elektromanfiylik qiymati jihatidan o'zaro teng bo'lgan element atomlari o'rtasida vujudga kelgan bog'lanish *qutbsiz kovalent bog'lanish* deyiladi.



Bunda atomlar o'rtasida hosil bo'lgan umumlashgan elektron juftlik har ikkala atom yadrolaridan bir xil uzoqlikda joylashadi. Qutbsiz kovalent bog'lanishli moddalarga, ko'pincha, oddiy moddalar H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 molekulalarini misol qilishi mumkin.

2. Qutbli kovalent bog'lanish. Elektromanfiylik qiymatlari jihatidan bir-biridan oz farq qiladigan element atomlari orasida vujudga kelgan bog'lanish *qutbli kovalent bog'lanish* deyiladi.



Bunda atomlar o'rtasida hosil bo'lgan umumlashgan elektron juftlik elektromanfiyligi kuchliroq element atomi tomon siljigan bo'ladi, natijada

molekulani bir tomonida musbat qutb, ikkinchi tomonida manfiy qutb (dipol) vujudga keladi. Molekula qutbli bo'ladi.

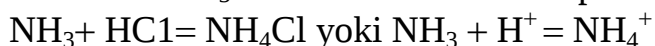
Elementlarning kovalent bog'lanish hosil qilish xususiyati, ularning kovalentligi (valentligi) deyiladi.

Metall bog'lanish. Ko'pchilik metallarning o'zlariga xos bir necha xususiyatlari mavjud bo'lib, bu bilan ular boshqa oddiy va murakkab moddalardan farq qiladi. Metallarning suyuqlanish va qaynash harorat-larining yuqori bo'lishi, metall sirtidan yorug'lik va tovushning qaytishi, ulardan issiqlik va elektr tokining yaxshi o'tishi, zarba tasirida yassilanishi kabi xossalari metallarning eng muhim fizik xossalari hisoblanadi. Bu xossalari faqat metallarga mansub bo'lgan metall bog'lanish mavjudligi bilan tushuntiriladi.

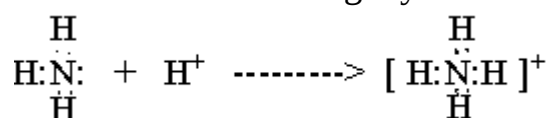
Ma'lumki, barcha metallar kristall moddalardir. Metall kristallaridagi panjara tugunlarining bir qismida ion joylashgan bo'ladi. Metallarning tashqi energetik pog'onalaridagi valent elektronlari atom yadrosi bilan kuchsiz bog'langani uchun oson uziladi. Uzilgan elektronlar atomlar va ionlar oralig'ida harakatlanib yuradi, agar erkin elektron birona elektronini yo'qotgan atomga (ionga) yaqin kelib kolsa, unga birikib, ionni neytral atomga aylantiradi. Demak, erkin elektronlar goh bir ion, goh ikkinchi ion atrofida aylanib yuradi va metall kristallidagi barcha atomlar (ionlar) orasida bog'lanish hosil qiladi. Kimyoviy bog'lanishning bunday turi *metall bog'lanish* deyiladi.

Donor - akseptorli bog'lanish. Kovalent bog'lanishning boshqacha donor - akseptorli mexanizmlilik turi ham bo'lishi mumkin. Bunday kimyoviy bog'lanish bitta atomning ikki elektroni bilan boshqa atomning erkin orbitali hisobiga vujudga keladi. Misol uchun:

HCl bilan NH₃ ni birikishi donor-akseptorli bo'ladi:



Ammiak molekulasida azot atomining bo'linmagan elektron jufti bo'ladi. Vodorod ionida 1S - orbital bo'sh uni H⁺ deb belgilaymiz.



Ammoniy ioni hosil bo'lishida azotning elektron jufti azot va vodorod atomlari uchun umumiy bo'lib qoladi, ya'ni molekulyar elektron bulutga aylanadi. Vodorod ionining zaryadi umumiy bo'lib qoladi (u delokallashtirilgan, ya'ni barcha atomlar orasida tarqalgan). Bo'linmagan elektron juftini beradigan atom *elektronodonor*, uni birlashtirib oladigan (ya'ni bo'sh orbital beradigan) atom *elektronokseptor* deyiladi.

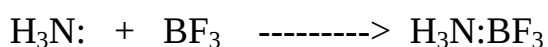
Bir atomning (elektrodonorning) ikki elektron jufti va boshqa atomning (elektronokseptorning) bo'sh orbitali hisobiga kovalent bog'lanish hosil bo'lish mexanizmi donor-akseptorli mexanizm deyiladi. Shu yo'l bilan hosil bo'lgan kovalent bog'lanish *donor-akseptorli kovalent bog'lanish* deyiladi.

Molekulalararo va ichki molekulyar ta'sir. Vodorod bog'lanish. Yuqorida ko'rib o'tilgan ion, kovalent, metall, donor-akseptor kabi bog'lanishlar kimyoviy bog'lanishning asosiy turi hisoblanadi. Atom va molekulalar orasida bu xil bog'lanishlardan tashqari yana ikkinchi darajali bog'lanish xili-vodorod

bog'lanish hamda molekular aro tortishish kuchlari (Vander-Vals kuchlari) ham mavjud. Oriyentasion, dispersion va induksion kuchlar ham shular jumlasiga kiradi. Vodorod bog'lanish–kimyoviy bog'lanishning o'ziga xos turidir. U molekulararo va ichki molekulyar bo'lishi mumkin.

Molekulararo vodorod bog'lanish tarkibiga vodorod hamda kuchli elektromanfiy element – fluor, kislorod, azot, xlor va oltingugurt atomlari kiradigan molekular orasida vujudga keladi. Bunday molekularada umumiy elektron juft vodorod atomidan elektromanfiy element atomi tomoniga siljigan bo'ladi. Bunda musbat vodorod ioni kichiq bo'lganligi uchun boshqa atom yoki ionning bo'linmagan elektron jufti bilan o'zaro ta'sirlanib kuchsizroq bog'ni hosil qiladi. Bu bog'lanish *vodorod bog'lanish* deyiladi.

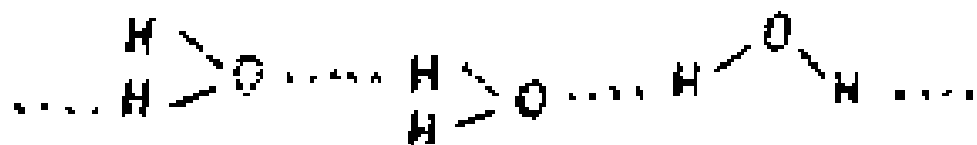
Masalan: Donor-akseptor bog'lanish ikki xil molekula orasida xam yuzaga chiqishi mumkin. Masalan,



Bu yerda NH_3 elektron juftli donor bo'lib, BF_3 bu elektron juft uchun akseptordir.

CO molekulasida xam ichki donor-akseptor bog'lanish mavjuddir. Bunda uglerod akseptor, kislorod donor vazifasini utaydi.

Odatda vodorod bog'lanish nuqtalar bilan belgilanadi va bu bilan uning kovalent bog'lanishdan ancha kuchsizroqligi ko'rsatiladi. Shunga qaramay, molekularning assosilanishi ana shu bog'lanish tufayli vujudga keladi.



Lekin bu bog'lanishning energiyasi unchalik katta emas. Masalan: kimyoviy bog'lanishlarning asosiy turlarini bog'lanish mustahkamligi 84–1042 kJ/mol bo'lsa, vodorod bog'lanishniki 21–42 kJ/mol.

Kimyoviy elementlar valentligi. Birikmalardagi element atomlarining valentligi va oksidlanish darajasi. Atomning (elementning) valentligi ham kimyoning asosiy tushunchalari qatoriga kiradi. U elementlar atomlarining kimyoviy bog'lanishlar hosil qilish xususiyatini ko'rsatadi.

Atom massa yo ekvivalentga teng bo'ladi yoki ekvivalentdan bir necha marta ortiq bo'ladi. Atom massaning ekvivalentdan necha marta ortiq ekanligini ko'rsatuvchi son *valentlikdir*, valentlik V harfi bilan belgilanadi. $B = \frac{A}{\varnothing}$

Valentlik quyidagicha ta'riflanadi: *Elementning bnr atomiga necha atom vodorod birikishi yoki almashinishini ko'rsatadigan son shu elementning valentligi deb ataladi.*

Bir atom kislorod ikki atom vodorod bilan birikadi, demak kislorod ikki valentlidir. Elementlarning valentliklarini faqat vodorod orqali emas, kislorod orqali ham aniqlash mumkin. Vodorod va ishqoriy metallar hamisha bir valentli, kislorod va ishqoriy yer metallar esa ikki valentli, alyuminiy hamisha uch valentli bo'ladi. Bu elementlar o'zgarmas valentli elementlar deyiladi.

Ammo ba'zi elementlar borki, ularning valentliklari birikuvchi elementlarning tabiatiga va reaksiya sharoitiga qarab o'zgaradi.

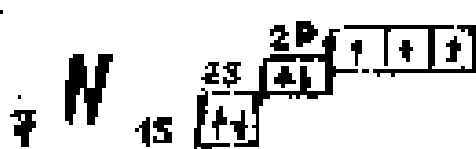
Masalan: Mis qizdirilganda, sharoitga qarab ba'zan bir valentli bo'lib Cu_2O hosil qiladi, ba'zan esa ikki valentli bo'lib CuO hosil qiladi. Demak, mis bir valentli ham, ikki valentli ham bo'lishi mumkin, yana N, P, As va galogenlar va boshqa ko'pgina metallar o'zgaruvchan valentli elementlardir.

Azot o'z birikmalarida 1, 2, 3, 4, 5 valentli bo'la oladi. Davriy sistemaning VIII-guruhidagi inert gazlarning valentliklari nolga teng. Ya'ni ular bir-biri bilan va boshqa elementlar bilan birikmaydi.

Atom hosil qila oladigan bog'lanishlar soni uning juftlashmagan elektronlari soniga teng. Eng oddiy hollarda element atomining valentligi ham unda umumiy elektronlar jufti hosil qilishga ketadigan juftlashmagan elektronlar soni bilan aniqlanadi. Bunda hosil bo'lgan bog'lanishlar qutbliligi e'tiborga olinmaydi, shu sababli valentlikning ishorasi bo'lmaydi.

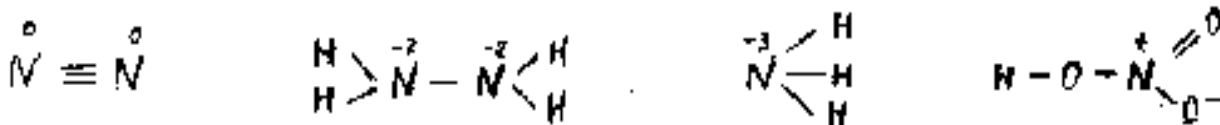
Bog'lanishlar soni sifatida aniqlanadigan valentlik manfiy bo'lishi ham, nolga teng bo'lishi ham mumkin emas.

Buni azot – N_2 , gidrazin – N_2H_2 , nitrat kislota – HNO_3 , ammiak – NH_3 misolida ko'rib chiqamiz. Azot atomi elektronlarning kvant katakchalarida joylashuvi quyidagicha:



Bundan azotning uchta juftlashmagan elektroni bo'lgani sababli u uchta kimyoviy bog'lanish hosil qilishi mumkin va uning valentligi 3 ga teng bo'ladi.

Kovalent bog'lanishning har qaysi elektron juftini chiziqcha bilan belgilab, struktura formulalarini olamiz:



Bu birikmalarning hammasida azot uch valentli. Lekin azotning oksidlanish darajasi 0, -2, -3 ga teng. NH_4^+ da azot 4 valentli, lekin azotning oksidlanish darajasi -3 ga teng. HNO_3 molekulasida azotning valentligi 4 ga teng. Oksidlanish darajasi +5 ga teng bo'ladi.

Ayni birikma batamom ionli tuzilishga ega deb faraz qilinganda uning tarkibidagi biror elementning shartli zaryadi uning oksidlanish darajasi deb ataladi. Elementlarning oksidlanish darajasini aniqlashda doim kislorodning oksidlanish darajasining - 2, vodorodnikini +1 deb qabul qilinadi. Metall ionlarining oksidlanish darajasi ularning zaryadiga teng deb olinadi. Masalan, H_2O da

vodorodning oksidlanish darajasi +1, kislorodniki – 2 dir. KI da kaliyniki +1, yodniki – 1 ga teng.

Ko'pchilik hollarda element atomining oksidlanish darajasi u hosil qiladigan bog'lanishlar soniga to'g'ri kelmaydi, ya'ni shu element valentligiga teng emas. Bu ayniqsa, organik birikmalar misolida yaqqol ko'rinadi. Ma'lumki, organik birikmalarda uglerodning valentligi 4 ga teng (4 ta bog'lanish hosil qiladi), lekin uglerodning oksidlanish darajasi metan CH_4 da -4, metanol CH_3OH da -2, formaldegid CH_2O da -0, chumoli kislota HCOOH da +2, karbonat angidrid CO_2 da +4 ga teng bo'ladi.

Kovalent bog'lanish bo'lmaydigan birikmalarda atomlarning valentligi xaqida gap yuritib bo'lmaydi, bunda oksidlanish darajasi to'g'risida gapirish kerak. Shuning uchun anorganik kimyoda oksidlanish darajasi tushunchasini, organik kimyoda esa valentlik tushunchasini qo'llagan ma'qul.

Bunga sabab shuki, ko'pchilik anorganik birikmalar nomolekulyar tuzilgan, organik birikmalarning ko'pchiligi esa molekulyar tuzilgan.

Nazorat savollari

- 1.Kimyoviy bog'lanishlarni vujudga kelishini tushuntiring?
- 2.Ionli bog'lanish qanday hosil bo'ladi?
- 3.Kovalent bog'lanish va uning turlari haqida gapiring.
- 4.Valentlik va oksidlanish darajasi nima?

Tayanch so'z va iboralar

Kimyoviy bog'lanish, valent elektron, elektromanfiylik, ionli bog'lanish, kovalent bog'lanish, donor – akseptor bog'lanish, valentlik, oksidlanish darajasi.

Foydalanilgan adabiyotlar

- 1.N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.
- 2.Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov Umumiy va anorganik kimyo. Toshkent. «O'zbekiston» 2003 y.
- 3.YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.

5-MA'RUZA. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti (termokimyo).

Reja.

- 1.Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti.
- 2.Termodinamikaning I qonuni.
- 3.Termokimyo qonunlari.

Muammoli savollar:

- 1.Nima uchun yonish reaksiyalarining boshlanishi uchun dastlab moddani qizdirish kerak?

2. Tuzlar suvda eritilganda issiqlik yutilishi qanday energetik jarayon hisobiga sodir bo'ladi?

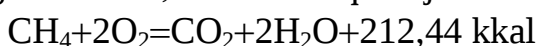
Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti. Kimyoviy reaksiyalar ko'pincha issiqlik va boshqa energiya turlarini yutish yoki chiqarish bilan sodir bo'ladi. Agar reaksiya o'zgarmas bosimda olib borilsa ajralib chiqqan yoki yutilgan issiqlik – reaksiyaning *o'zgarmas bosimdagi issiqlik effekti* deb ataladi va Q_p bilan belgilanadi. Reaksiya o'zgarmas hajmda olib borilganda esa uning issiqlik effekti Q_v bilan belgilanadi va u reaksiyaning *o'zgarmas xajmdagi issiqlik effekti* deb yuritiladi.

Issiqlik chiqarish bilan sodir bo'ladigan reaksiyalar *ekzotermik*, issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiyalar esa *endotermik reaksiyalar* deb ataladi. Issiqlik miqdorini o'lchov birligi Joul (J) va kilojoul (kJ) (kaloriya va kilokaloriyadan ham foydalanish mumkin).

Kimyoviy reaksiya natijasida reaksiyaga kirishuvchi moddalarning energiya zapasi o'zgaradi. Ekzotermik reaksiyalarda hosil bo'lgan moddalarning energiya zapasi boshlang'ich moddalarnikidan kam, endotermik reaksiyada esa ko'p bo'ladi. Kimyoviy birikma hosil bo'lishida qancha ko'p energiya ajralib chiqsa, bu mahsulotlar shuncha barqaror bo'lishi mumkin. Aksincha, endotermik reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalar o'zining beqarorligi bilan ajralib turadi va ular oson parchalanadi.

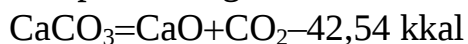
Reaksiyaning issiqlik effekti ya'ni ajralib chiqayotgan yoki yutilayotgan issiqlik miqdori ko'rsatilgan kimyoviy tenglamalar *termokimyoviy tenglama* deyiladi. Bu tenglamalar massalar saqlashi qonuni va energiyaning saqlanish qonuni asosida tuziladi.

Ekzotermik reaksiyalar issiqlik effekti musbat (+), endotermik reaksiyalar issiqlik effekti esa manfiy (–) ishora bilan yoziladi. Masalan: 1 mol CH_4 , 2 mol O_2 bilan reaksiyaga kirishganda +212,44 kkal issiqlik ajraladi:



ekzotermik reaksiya

1 mol kalsiy karbonat to'la parchalanganda – 42,54 kkal issiqlik yutiladi:



endotermik reaksiya

Kimyoning kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlari miqdorini o'rganadigan bo'limi *termokimyo* deyiladi va bu soha kimyoviy termodinamikaning bir qismini tashkil etadi.

Termodinamikaning I qonuni. Reaksiyaning o'zgarmas bosim (Q_p) va o'zgarmas xajm (Q_v) dagi issiqlik effekti tushunchalarini to'la tushunish uchun termodinamikaning I qonunidan foydalanamiz. Bu qonunga muvofiq, har bir sistema o'zining ichki energiyasi U ga ega bo'lib uning o'zgarishi sistemaga berilgan issiqlik Q va sistema bajargan ish A qiymatiga bog'liq.

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

Termodinamikaning I qonuni quyidagicha ta'riflanadi:

Sistemaga berilgan issiqlik miqdori uning ichki energiyasining o'zgarishi (ΔU) va sistemaning tashqi kuchlar ustidan bajargan ishi (A) ga sarf bo'ladi.

Tashqi muhitdan ajralgan deb faraz qilingan modda yoki moddalar guruhi termodinamikada *sistema* nomi bilan yuritiladi. Sistemaning ichki energiyasi deganda moddaning umumiy energiya tuzumini tushunish kerak.

Oddiy moddalardan bir mol birikma hosil bo'lganida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu birikmaning *hosil bo'lish issiqligi* deyiladi.

Agar hosil bo'lish issiqligi 25°C va 760 mm simob ustunida aniqlangan bo'lsa, u *modda hosil bo'lishining standart issiqligi* deyiladi va Q bilan belgilanadi.

Agar sistema bir xolatdan ikkinchi xolatga utsa, sistemaning ichki energiyasi uzgaradi :

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Kimyoviy jarayon paytida sistema xech kanday ish bajarmasa, ya'ni sistemaning xajmi uzgarmasa, sistemaga uzgarmas xajmda berilgan issiklik ($-Q_v$) sistemaning ichki energiyasining uzgarishiga sabab bo'ladi :

$$-Q_v = \Delta U$$

Demak, reaksiyaning uzgarmas xajmdagi issiklik effekti sistema ichki energiyasining uzgarishiga teng .

Reaksiyaning termodinamik issiklik effekti ΔH va termokimyoviy issiklik effekti karama-karshi ishora bilan tengdir:

$$\Delta H = -Q_p \quad \text{yoki} \quad \Delta U = -Q_v.$$

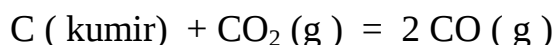
Termodinamikaning ikkinchi qonuni.

Entropiya nima ?

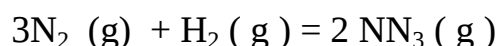
Entropiya- muvozanat xolatida to'rgan xar qanday sistemadagi moddalarning xarakatlanganligini ifoda-lovchi kattalik .

Masalan, suyuqlik bugga utganda entropiya ortadi, bug kondensatlanib suyuq yoki kristall xolatga utsa entropiya kamayadi. Shuningdek, kimyoviy jarayonlarda xam entropiya ortishi yoki kamayishi mumkin.

a) Entropiya ortadi :



b) Entropiya kamayadi :



Kattik jismlarda entropiya kam uzgaradi. Entropiyaning uzgarishi :

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \frac{Q}{T}$$

Bolsman nazariyasiga muvofiq mikroxolatlar soni bilan entropiya orasida quyidagicha boglanish mavjud :

$$S = \frac{R}{N} * \ln w$$

N - Avogadro soni; R - universal gaz doimiysi;

W - mikroxolatlar soni.

$$\Delta S = R * \ln \frac{\text{иккинчи хoлатдаги тартибсизлик}}{\text{биринчи хoлатдаги тартибсизлик}}$$

Birligi: J.G' mol* grad.

Tabiiy jarayonlar ikkita xarakatlantiruvchi kuch ta'sirida amalga oshishi mumkin.

1) xar kanday sistema uzining energiya zapasini kamaytirishga va jarayon paytida uzidan issiklik chiqarishga intiladi. Bunday jarayon paytida entalpiya uzgarishi manfiy ($\Delta N < 0$) bo'ladi.

2) sistemaning tartibsizligi uzining eng yukori xolatiga utishga intiladi . Bu jarayon xaroratga va entropiya uzgarishi ΔS ga boglik .

Agar modda bir xolatdan ikkinchi xolatga utganda uning energiya zapasi uzgarmasa (ya'ni $\Delta N = 0$ bulsa), unday jarayon entropiya uzgarishiga boglik bo'ladi va bu entropiya ortadigan tomonga yunaladi (Ya'ni $\Delta S > 0$ bo'ladi).

Agar sistemaning tartibsizlik darajasi uzgarmasa (ya'ni $\Delta S=0$), jarayonning yunalishi entalpiya kamayish tomon ($\Delta H < 0$) bo'ladi.

Kimyoviy jarayon paytida bir vaktning uzida xam entalpiya, xam entropiya uzgarishi mumkin. Bunday xollarda uzgarmas bosimlarda sodir bo'ladigan jarayonlarni xarakatlantiruvchi kuchi - izobar poten-sialining uzgarishi deyiladi.

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

$\Delta G < 0$ bulsa, uz uzicha boradigan jarayon bo'ladi.

$\Delta G > 0$ bulsa, ayni sharoitda borishi mumkin bulmagan jarayondir.

$$\Delta G^0 = \sum \Delta G^0_{\text{maxs.}} - \sum \Delta G^0_{\text{dast.modda}}$$

ΔG^0 - standart izobar potensial

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H^0_{\text{max.}} - \sum \Delta H^0_{\text{dast.modda.}}$$

$$\Delta S^0 = \sum \Delta S^0_{\text{max.}} - \sum \Delta S^0_{\text{dast.modda.}}$$

$$\Delta G = 0 \text{ muvozanat xolatida } \Delta H = T * \Delta S$$

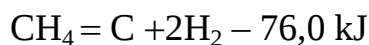
$$T = \Delta H / \Delta S$$

Termokimyo qonunlari. Barcha termodinamik hisoblar termokimyo qonunlariga asoslangan. Termokimyo o'ld ikkita qonun kashf etilgan bo'lib, biri Lavuazye–Laplas qonuni va ikkinchisi Gess qonunidir. Bu qonunlar energiyaning saqlanish qonunidan kelib chiqadi.

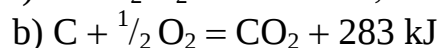
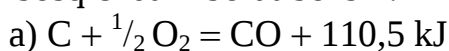
Lavuazye–Laplas qonuni. 1784 yilda Lavuazye va Laplas kashf etgan birinchi qonun quyidagicha ta'riflanadi.

Har qaysi kimyoviy birikma uchun parchalanish issiqligi uning hosil bo'lish issiqligiga teng, lekin ishorasi qarama-qarshi bo'ladi.

Masalan:



Gess qonuni. 1840 yilda G.I.Gess termokimyoning ikkinchi qonunini tajriba asosida kashf etdi. *Reaksiyaning issiqlik effekti jarayonida ishtirok etayotgan moddalarning dastlabki va oxirgi holatlariga bog'liq bo'lib reaksiyaning qanday usulda olib borilishiga bog'liq emas.* Masalan, CO_2 ni ikki usulda hosil qilinsin. Birinchi usul quyidagi ikki bosqichdan iborat bo'lsin:



jami: 393,5 kJ

Ikkinchi usulda reaksiyani bosqichsiz (bir yula) olib borilsin.



Demak, har ikki usulda CO_2 ning hosil bo'lishi issiqlik effekti +393,5 kJ ga teng.

Termodinamika nuqtai-nazardan kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti uning *entalpiyasi* ΔH deb yuritiladi va u issiqlik effektiga teskari ishoraliidir.

$$\Delta H = -Q \quad \Delta H = -393,5 \text{ kJ G' mol.}$$

Yuqoridagi kimyoviy reaksiyalarda ayrim bosqichlarning entalpiyalari yig'indisi umumiy jarayonning entalpiyasiga teng. Kimyoviy reaksiyaning entalpiyasini topish uchun reaksiya mahsulotlarining hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisidan dastlabki moddalarning hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisini ayirib tashlash kerak:

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

Bu yerda ΔH – reaksiyaning entalpiyasi $\sum \Delta H_{\text{maxs}}$ – reaksiya mahsulotining hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisi $\sum \Delta H_{\text{dast.mod.}}$ – dastlabki moddalarning hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisi.

Nazorat savollari

- 1.Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti nima?
- 2.Termodinamikaning I qonuni mohiyatini tushintiring.
- 3.Lavuazye–Laplas qonunini tushuntiring.
- 4.Gess qonunini tushuntiring.

Tayanch so'z va iboralar

Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti, ekzotermik reaksiyalar, endotermik reaksiyalar, termokimyo qonunlari, Gess qonuni, Lavuazye-Laplas qonuni.

Foydalanilgan adabiyotlar.

1. N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari.Toshkent.«O'zbekiston». 2000y.
2. Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov Umumiy va anorganik kimyo. Toshkent. «O'zbekiston» 2003 y.
3. YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.

6-MA'RUZA. Kimyoviy kinetika va muvozanat

Reja:

- 1.Kimyoviy reaksiya tezligi, unga ta'sir etuvchi omillar.
- 2.Katalizator, katalitik jarayonlar. Gomogen va geterogen kataliz.
- 3.Qaytar va qaytmas reaksiyalar. Kimyoviy muvozanat. Muvozanat konstantasi. Muvozanatni siljishi.

Muammoli savollar:

- 1.Nima uchun har qanday molekulalarning to'qnashuvi reaksiya sodir bo'lishiga olib kelavermaydi?
- 2.Aktivlanish energiyasi qanday omillarga bog'liq?
- 3.Katalizator kimyoviy reaksiya tezligini oshiradi, lekin muvozanatga ta'sir etmaydi. Nima uchun?

Kimyoviy reaksiyalar turli xil tezlikda sodir bo'ladi. Ulardan ba'zilari sekundning mingdan bir ulushida sodir bulsa, ayrimlari minutlar, soatlar, kun, oylar va yillar davomida amalga oshadi.

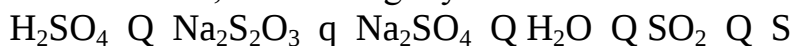
Shunday reaksiyalar xam ma'lumki, ular sharoitga qarab tez va sekin amalga oshishi mumkin, masalan: yukori xaroratda tez, sovukda sekin borishi mumkin. Bu reaksiyalarning tezliklari orasidagi fark katta bo'lishi mumkin.

Modda va moddalar yigindisiga kimyoda sistema deyiladi. Sistemalar gomogen va geterogen sistemalariga bo'linadi.

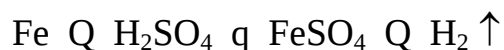
Bir xil fazadan tashkil topgan sistema gomogen, xar xil fazadan tashkil topgan sistema geterogen sistema deb ataladi. Sistemaning boshqa kismalaridan chegara sirtlari bilan ajralib turuvchi kismiga faza deb ataladi. Gomogen sistemaga gazlar aralashmasi, chin eritmalar, metallarning kotishmasini, geterogen sistemalariga esa dagal dispers sistemalar, aralashmalar va xokazolar misol bo'ladi.

Gomogen sistemada boradigan (gomogen reaksiyalar) va geterogen sistemada boradigan (geterogen reaksiyalar) reaksiyalar bir birlaridan fark kiladi.

Gomogen sistemada reaksiya sistemaning butun xajmi buyicha ketadi. Masalan, sulfat kislotasiga natriy tiosulfat eritmasi aralashtirilsa, butun xajmi buyicha oltingugurt xosil bo'lib, eritmaning loykalanishi kuzatiladi:



Geterogen sistemalarda esa, sistemani tashkil etuvchi fazalar sirtidagina reaksiya amalga oshadi. Masalan, metallning kislotada erishi:



Bu reaksiya fakat metall sirtida sodir bo'ladi, chunki reaksiyaga kirishuvchi ikkala modda shu sirtida bir biri bilan tuknashadi.

Gomogen reaksiya tezligi geterogen reaksiya tezligidan fark kiladi va ular xar xil aniklanadi. Gomogen reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan yoki xosil bulayetgan moddalardan birortasining konsentratsiyasini vakt birligi ichida uzgarishi bilan aniklanadi. Geterogen reaksiyaning tezligi esa vakt birligi ichida faza sirtining yuza birligida reaksiyaga kirishgan yoki xosil bo'lgan moddalarning mikdori bilan aniklanadi.

Gomogen reaksiya tezligini matematik usulda quyidagicha ifodalanadi.

$$V_{\text{gomogen}} = C/t$$

Geterogen reaksiya tezligi: $V_{\text{geterogen}} = n/S \cdot t$

Har qanday reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiatiga, konsentratsiyasiga, haroratga, qattiq moddalarning sirt yuzasiga va maydalanish darajasiga, bosimga, katalizatorning ishtirok etish-etmasligiga bog'liq bo'ladi.

Reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiatining reaksiya tezligiga ta'siri.

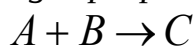
Reaksiya tezligi moddaning ichki tuzilishiga bog'liqdir. Odatda, qutbsiz molekulali moddalar reaksiyaga sekin kirishadi, oson qutblanuvchi va qutbli molekulalar reaksiyaga tezroq kirishadi. Ayniqsa, ion bog'lanishli moddalar suvdagi eritmalarda o'zaro tez reaksiyaga kirishadi.

Reaksiya tezligiga konsentratsiya ta'siri. Massalar ta'siri qonuni. Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasiga bog'liq. Moddalar konsentratsiyasi qancha katta bo'lsa, hajm birligida shuncha ko'p molekula bo'ladi, shuning uchun ular tez-tez to'qnashadi va reaksiya mahsulotiga aylanadi. Natijada reaksiya shuncha tez boradi. Vaqt o'tishi bilan kimyoviy reaksiya tezligi kamayadi. Chunki reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasi kamayib, ularning to'qnashishlar soni kamayadi.

Reaksiya kirishuvchi moddalar konsentratsiyasi bilan reaksiya tezligi orasidagi bog'lanishi massalar ta'siri qonunida o'z ifodasini topgan. Bu qonun 1867 yilda norvegiyalik olimlar K.Guldberg va P.Vaage tomonidan kashf etilgan.

Massalar ta'siri qonuni quyidagicha ta'riflanadi:

Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalar konsentratsiyalarning ko'paytmasiga to'g'ri proporsionaldir. Masalan:



reaksiya uchun massalar ta'siri qonuni

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

tenglama bilan ifodalanadi.

Bu yerda, V – reaksiya tezligi; $[A]$ va $[B]$ – moddalar konsentratsiyasi; K – tezlik konstantasi.

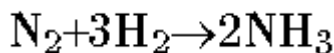
Agar $[A] = [B] = 1$ bo'lsa $V = K$ bo'ladi.

Demak, kimyoviy reaksiyaning tezlik konstantasi K – reaksiyaga kirishuvchi har qaysi moddaning konsentratsiyasi 1 mol/l bo'lgan holdagi reaksiya tezligiga son jihatdan tengdir.

Agar reagentlarning stexiometrik koeffitsiyentlari birdan boshqa songa teng bo'lsa, masalan: $aA + bB \rightarrow cC$ umumiy reaksiya uchun massalar ta'siri qonunining matematik ifodasi quyidagicha bo'ladi:

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

Misol:



uchun

$$V = K[N_2] \cdot [H_2]^3$$

Massalar ta'siri qonunidan foydalanib, konsentrasiyaning o'zgarishi bilan reaksiya tezligining o'zgarishini hisoblab topish mumkin.

Reaksiya tezligiga haroratning ta'siri, Vant-Goff qoidasi. Haroratning ortishi, odatda reaksiya tezligining keskin ortishiga sabab bo'ladi. Reaksiya tezligining haroratga miqdoriy bog'liqligini Vant-Goff qoidasi bilan aniqlanadi: harorat har 10^0C ga ko'tarilganda reaksiya tezligi 2-4 marta ortadi. Bu qoidaning matematik ifodasi quyidagicha:

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

bunda V_{t_2} – harorat t_2 gacha ko'tarilgandan keyingi reaksiya tezligi;

V_{t_1} – reaksiyaning t_1 haroratdagi boshlang'ich tezligi;

(γ – reaksiyaning harorat koeffitsiyenti, ya'ni harorat $100S$ ko'tarilganda reaksiya tezligining necha marta ortishini ko'rsatuvchi son.

Misol: Agar reaksiyaning harorat koeffitsiyenti 4 ga teng bo'lsa, harorat 10^0C dan 50^0C ga ko'tarilganda reaksiya tezligi qanday ortadi? Bu quyidagicha yechiladi:

$$V_{50} = V_{10} \cdot 4^{\frac{50-10}{10}} = V_{10} \cdot 4^4 = V_{10} \cdot 256;$$

$$\text{bundan: } \frac{V_{50}}{V_{10}} = 256$$

Demak, reaksiya tezligi 256 marta ortadi.

Kimyoviy reaksiya sodir bo'lishi uchun zarrachalar o'zaro to'qnashishi kerak, lekin har qanday zarrachalarning o'zaro to'qnashuvlari reaksiya sodir bo'lishiga olib kelavermaydi. Faqat ortiqcha energiyaga ega bo'lgan aktiv zarrachalar orasidagi to'qnashuvlargina kimyoviy reaksiyani vujudga keltiradi.

Passiv zarrachalarni aktiv holatga o'tkazish uchun zarur bo'lgan qo'shimcha energiya *aktivlanish energiyasi* deyiladi.

Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyada ishtirok etayotgan qattiq moddalarning sirt yuzasiga va maydalanish darajasiga bog'liq bo'ladi. Agar reaksiyaga kirishuvchi qattiq moddaning sirt yuzasi qanchalik katta yoki maydalanish darajasi yuqori bo'lsa, reaksiya tez, aksincha bo'lsa, sekin boradi.

Kimyoviy reaksiyalarda gaz moddalar ishtirok etadigan hollarda jarayonning tezligiga bosimning o'zgarishi katta ta'sir ko'rsatadi. Bosimning o'zgarishi bilan

reaksiyaga kirishuvchi gazlarning konsentratsiyasi o'zgaradi, demak reaksiya tezligi ham o'zgaradi.

Katalizator, katalitik jarayonlar. Kimyoviy reaksiya tezligi jarayonda katalizatorning ishtirok etish-etmasligiga ham bog'liq. Kimyoviy reaksiyalar tezligini o'zgartirib reaksiya mahsulotlari tarkibiga kirmaydigan moddalar *katalizator* deyiladi.

Kimyoviy reaksiyalar tezligini oshirish yullaridan biri – reaksiyaning aktivlanish energiyasini kamaytirishdir.

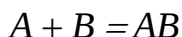
Reaksiyaning aktivlanish energiyasini katalizator yordamida kamaytiriladi. Ko'pchilik katalizatorlar reaksiyasining tezligini minglab marta oshiradi. Lekin, shunday katalizatorlar ham borki, ular kimyoviy reaksiya tezligini kamaytiradi. Kimyoviy reaksiya tezligini oshiradigan moddalar musbat katalizatorlar, reaksiya tezligini kamaytiradigan moddalar esa manfiy katalizatorlar yoki ingibitorlar deyiladi.

Qaytar jarayonlarda katalizatorlar to'g'ri va teskari reaksiyalar tezligini bir xil darajada o'zgartiradi. Demak, kimyoviy muvozanat konstantasi kattaligini o'zgartirmagani holda muvozanatning qaror topishini tezlashtiradi.

Reaksiya tezligini katalizatorlar ta'sirida o'zgarishi *kataliz* deyiladi.

Gomogen va geterogen kataliz. Adsorbsiya. Barcha katalitik jarayonlar gomogen va geterogen kataliz bo'linadi. Gomogen katalizda reaksiyaga kirishadigan moddalar ham, katalizator ham bir xil fazada (gaz holatida yoki eritmada) bo'ladi.

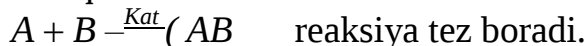
Gomogen katalizda katalizatorning reaksiya tezligiga ta'sirining mohiyati shundan iboratki, reaksiyaga kirishuvchi modda bilan katalizator orasida oraliq birikma hosil bo'ladi. Masalan:



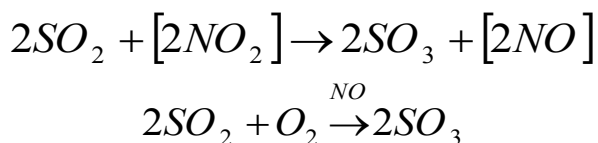
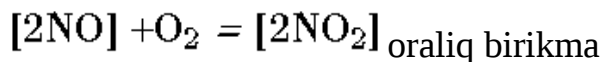
reaksiya sekin boradi. Shu reaksiyada katalizator qo'llanganda reaksiya qo'yidagicha boradi.

Dastlab, reaksiyaga kirishadigan moddalardan biri A modda katalizator bilan birikib oraliq birikma $A\text{Kat}$ hosil bo'ladi. $A + \text{Kat} \rightleftharpoons A\text{Kat}$

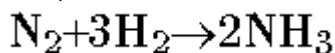
Oraliq birikma $A\text{Kat}$ dastlabki olingan ikkinchi modda B bilan reaksiyaga kirishib AB moddani hosil qiladi. $A\text{Kat} + B = AB + \text{Kat}$



Masalan, nitroza usuli bo'yicha H_2SO_4 ishlab chiqarishda SO_2 ni SO_3 ga aylantirish uchun NO katalizator sifatida ishlatiladi.



Geterogen reaksiyada, reaksiyaga kirishuvchi moddalar va katalizator boshqa-boshqa fazalarda bo'ladi. Masalan, ammiak sintezi



reaksiyasining tezligi temir ishtirokida tezlashadi. Bunda reaksiyaga kirishuvchi moddalar gaz fazasida, katalizator qattiq fazada bo'ladi.

Geterogen katalizda o'zaro ta'sir etuvchi moddalar katalizator sirtida reaksiyaga kirishadi.

Reaksiyaga kirishuvchi moddalar molekulari kataliz boshlanishidan oldin katalizator sirtining alohida nuqtalariga (adsorбилanadi) yutiladi.

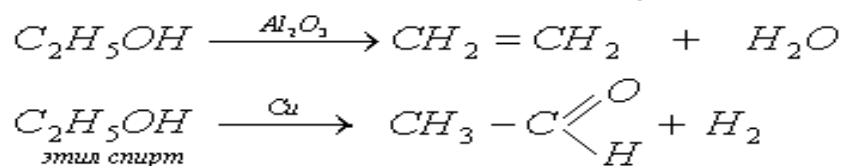
Katalizatorning *aktiv markazlari* deb ataladigan bu nuqtalarda adsorбилangan molekular o'zgaradi, natijada mahsulot hosil bo'lishi tezlashadi.

Suyuq va qattiq moddalar yuzasiga boshqa moddalarning yutilishi *adsorbsiya* deyiladi. Gaz, bug, suyuqlik va erigan moddalar adsorбилana oladi. Adsorбlovchi modda *adsorbent* deb ataladi. qattiq moddalar eng yaxshi adsorbentlardir.

Katalizatorlar sirtiga shilib, uning aktivligini pasaytiruvchi moddalar *katalitik zaharlar* deyiladi. Qattiq katalizatorlar oson zaharlanadi. Masalan, Pt li katalizatorni As va Se zaharlaydi.

Katalitik jarayonlarda shunday moddalar ham ishtirok etadiki, ular katalizatorni aktivlashtiradi. Katalizator aktivligini oshiradigan bunday moddalar *promotorlar* deyiladi. Masalan: Ammiakni sintezida Fe katalizatorga ishqoriy metallar yoki Al oksid qo'shish bilan katalizator aktivligini oshiriladi.

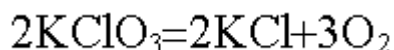
Katalizatorlar tanlab ta'sir etadi. Turli katalizatorlar qo'llash bilan ba'zi reaksiyalarda turli mahsulotlar olish mumkin. Masalan: etil spirtidan Al_2O_3 katalizatori ishtirokida etilen, Cu ishtirokida esa sirka aldegid olish mumkin.



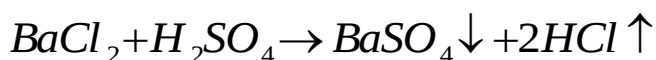
Kataliz hodisasi ko'pgina kimyoviy, biokimyoviy jarayonlarda muhim o'rin tutadi. Xayvon va o'simlik organizmlaridagi biologik jarayonlar biokatalizatorlar, ya'ni fermentlar ishtirokida sodir bo'ladi. Xususan, kimyo sanoatida keng maqsadlarda foydalaniladi, ammiak, sulfat kislota, sintetik kauchuklar, turli-tuman plastmassalar va boshqa mahsulotlar aynan katalizatorlar ishtirokida sintez qilinadi.

Qaytar va qaytmas reaksiyalar. Kimyoviy reaksiyalar jarayonining qaytar va qaytmasligiga ko'ra ikki turga: qaytar va qaytmas reaksiyalarga bo'linadi. Faqat bir yo'nalishda boradigan va reaksiyaga kirishayotgan boshlangich moddalar oxirgi mahsulotlarga to'liq aylanadigan reaksiyalar *qaytmas reaksiyalar* deyiladi. Kimyoviy reaksiyalar reaksiya mahsulotlaridan biri reaksiya muhit doirasidan chiqib ketadigan hollarda (gaz ajralib chiqkanda, cho'kma tushganda, amalda dissosiyalanmaydigan moddalar hosil bo'lganda), shuningdek reaksiya natijasida katta miqdorda issiqlik ajralib chiqkan hollarda qaytmas reaksiya hisoblanadi.

Masalan:



yoki



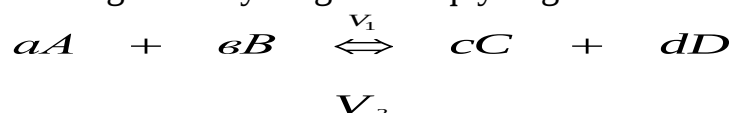
Ko'pchilik kimyoviy reaksiyalarda reaksiya mahsulotlari bir-biri bilan ta'sirlashib dastlabki moddalarni hosil qilishi mumkin. Masalan uglerod (IV)-oksid (CO_2) bilan vodorod (H_2) qizdirilganda o'zaro reaksiyaga kirishadi, natijada uglerod (II)-oksid va suv bugi hosil bo'ladi. Shu sharoitning o'zida CO va suv bugi o'zaro ta'sirlashib dastlabki moddalar CO_2 va H_2 hosil qiladi.

Bunday reaksiyalar odatda, bir tenglama bilan yoziladi va tenglik o'rniga qarama-qarshi strelkalar qo'yiladi:



Ayni sharoitda bir vaqtning o'zida o'zaro qarama-qarshi yo'nalishda ketadigan reaksiyalar *qaytar reaksiyalar* deyiladi.

Qaytar reaksiyalarning umumiy tenglamasi quyidagicha bo'ladi:



Bunda massalar ta'siri qonuniga asosan, to'g'ri va teskari reaksiyalarning tezliklari – V_1 , V_2 quyidagiga teng bo'ladi:

$$V_1 = K_1[A]^a \cdot [B]^b \quad \text{va} \quad V_2 = K_2[C]^c \cdot [D]^d$$

Kimyoviy muvozanat. Muvozanat konstantasi. To'g'ri reaksiyaning tezligi vaqt o'tishi bilan kamayadi, chunki reaksiyaga kirishuvchi A va B moddalarning konsentrasiyasi kamayib boradi. Teskari reaksiya tezligi ortib boradi. Chunki C va D moddalar konsentrasiyasi ortib boradi. Nihoyat, shunday payt keladiki, qarama-qarshi reaksiyalarning tezliklari tenglashadi ($V_1 = V_2$)

Qaytar jarayonning to'g'ri va teskari reaksiyalar tezligi teng bo'lgan holati *kimyoviy muvozanat* deyiladi. Bunda $V_1 = V_2$ bo'lgani uchun:

$$K_1[A]^a \cdot [B]^b = K_2[C]^c \cdot [D]^d \quad \text{bo'ladi.}$$

$$\text{Bundan, } \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \frac{K_1}{K_2} = K_m$$

K_m – *muvozanat konstantasi*.

K_m – ning qiymati reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiati va haroratsiga bog'liq, lekin aralashmaydigan moddalarning konsentrasiyasi, bosim va katalizatorga bog'liq emas. Moddalarning muvozanat vaqtidagi konsentrasiyasi *muvozanat konsentrasiyasi* deyiladi.

Kimyoviy muvozanat qaror topganda reaksiya to'xtamaydi, o'zaro qarama-qarshi ikki jarayon orasida *harakatchan* (siljishi mumkin bo'lgan) kimyoviy muvozanat qaror topadi.

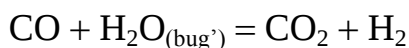
Muvozanatning siljishi, Le-Shatlye prinsipi.

Kimyoviy muvozanat faqat o'zgarmas sharoitda saqlanib turadi. Reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentrasiyasi, haroratsi yoki bosimi o'zgarsa, muvozanat buziladi va reaksiyada katnashuvchi hamma moddalarning muvozanat vaqtidagi konsentrasiyasi o'zgaradi.

Sharoit o'zgarishi bilan reaksiyaga kirishuvchi moddalarning muvozanat konsentrasiyasining o'zgarishi *muvozanatni siljishi* deyiladi. muvozanatni siljishi 1884 yilda ta'riflangan umumiy qoidaga – *Le-Shatlye prinsipiga* buysunadi. Le-

Shatelye prinsipi quyidagicha ta'riflanadi: kimyoviy muvozanat holatida to'rgan sistemada tashqi sharoitlardan biri (masalan: harorat, bosim yoki konsentrasiya) o'zgartirilsa, muvozanat tashqi ta'sirni kamaytiradigan reaksiya tomoniga siljiydi.

Konsentrasiya o'zgarishining ta'siri. Reaksiyaga kirishuvchi moddalardan birining konsentrasiyasi ortganda, muvozanat shu modda konsentrasiyasining kamayishiga olib keladigan reaksiya tomonga siljiydi. Aksincha, reaksiyada qatnashuvchi moddalardan birining konsentrasiyasi kamayganda, muvozanat shu modda hosil bo'ladigan reaksiya tomonga siljiydi. Buni ushbu reaksiya misolida ko'rib chiqamiz:



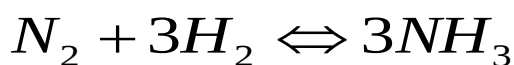
Agar CO yoki H₂O ning konsentrasiyasi oshirilsa, muvozanat o'ngga siljiydi. CO₂ yoki H₂ konsentrasiyasi oshirilsa, muvozanat chapga siljiydi. CO yoki H₂O ning konsentrasiyasi kamaytirilganda ham muvozanat chapga siljiydi.

Haroratning o'zgarishining ta'siri. Le-Shatelye prinsipiga muvofiq, harorat ko'tarilganda muvozanat endotermik reaksiya (ya'ni issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiya) tomonga siljiydi. Harorat pasaytirilsa, muvozanat ekzotermik reaksiya (ya'ni issiqlik chiqarishi bilan boradigan reaksiya) tomonga siljiydi. Masalan:



Bu reaksiyada harorat oshirilsa, muvozanat o'ng tomon, ya'ni NO ni hosil bo'lish reaksiyasi tomoniga siljiydi. Aksincha, haroratni pasaytirilsa, muvozanat chap tomon, ya'ni NO ni parchalanish reaksiyasi tomoniga siljiydi.

Bosim o'zgarishining ta'siri. Sistemada gaz moddalari ishtirok etsa, bosim ahamiyatga ega bo'ladi, chunki bosimning o'zgarishi konsentrasiyaning o'zgarishi demakdir. Le-Shatelye prinsipiga muvofiq bosimning ortishi, muvozanatni gaz aralashmasidagi molekulalar umumiy sonining kamayishiga va demak, sistemada bosimning kamayishiga olib keladigan reaksiya tomonga siljitadi. Aksincha, bosim kamaytirilsa, muvozanat gaz molekulalarining umumiy sonining ortishiga va natijada sistemada bosimning ortishiga sabab bo'ladigan reaksiya tomonga siljiydi. Masalan:



Bu reaksiyada bir molekula azot bilan uch molekula vodoroddan faqat ikki molekula ammiak hosil bo'ladi. Bunda molekulalar soni kamaygani uchun bosimning ko'tarilishi reaksiya muvozanatini o'ngga-ammiak hosil bo'lishi tomoniga siljitadi. Aksincha, bosim kamayganda, muvozanat chapga ammiak parchalanadigan tomonga siljiydi.

Gaz moddalarning hajmi o'zgarmaydigan jarayonlarda bosim muvozanatga ta'sir ko'rsatmaydi.

Kimyoviy muvozanat qonunlarini o'rganish qaytar kimyoviy reaksiyalarni boshqarishda va ulardan ko'proq mahsulot olishda katta ahamiyatga egadir.

Nazorat savollari

1. Kimyoviy reaksiya tezligi nima bilan o'lchanadi?

2. Massalar ta'siri qonuni qanday ta'riflanadi?
3. Vant–Goff qoidasini tushuntiring.
4. Katalizatorlar qanday moddalar?
5. Gomogen kataliz nima? Misollar bilan tushuntiring.
6. Kimyoviy muvozanat nima?
7. Muvozanatni siljishi deb nimaga aytiladi?
8. Le-Shatelye prinsipini tushuntiring.

Tayanch so'z va iboralar

Kimyoviy reaksiya tezligi, massalar ta'siri qonuni, Vant-Goff qoidasi, katalizatorlar, gomogen kataliz, geterogen kataliz, qaytar va qaytmas reaksiyalar, kimyoviy muvozanat, muvozanat konstantasi, Le-Shatelye prinsipi, muvozanatni siljishi.

Foydalanilgan adabiyotlar

1. N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.
2. Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov . Umumiy va anorganik ximiya. Toshkent. «O'zbekiston». 2003 y.
3. YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.

8- MA'RUZA. Eritmalar. Elektrolitmas eritmalarining xossalari

Reja:

1. Dispers sistemalar.
2. To'yingan va to'yingan eritmalar.
3. Eruvchanlik
4. Eritmalarining xossalari. Osmos hodisasi.

Muammoli savollar:

1. O'ta to'yingan eritmaga biror ta'sir o'tkazilsa erigan modda to'la kristallga tushib qolishiga sabab nima?
2. Elektrolitmas eritmalarining xossalari bilan fiziologik jarayonlarning bog'lanishini qanday izohlanadi?

Dispers sistemalar. Bir modda ichida boshqa bir moddaning ma'lum darajada maydalangan zarralar hamda tarqalishi natijasida hosil bo'lgan sistemalar *dispers sistemalar* deyiladi.

Dispers faza zarrachalarning o'lchamiga qarab, dispers sistemalar bir necha guruhga bo'linadi:

1. Dag'al dispers sistemalar.
2. Kolloid eritmalar.
3. Chin (haqiqiy) eritmalar.

Dag'al dispers sistemalarda dispers faza zarrachalarning o'lchami 100 nm dan katta bo'lib, ularni ko'z bilan yoki oddiy mikroskopda ko'rish mumkin. Ular zarrachalari oddiy filtr qog'ozdan ham o'tmaydi. Dispers faza zarrachalari tezda idish tubiga cho'kadi yoki qavat holida ajraladi. Dag'al dispers sistemalar geterogen sistemalaridir.

Dag'al dispers sistemalar tarkibiga ko'ra, suspenziya va emulsiyalarga bo'linadi. Dispers faza qattiq moddadan, dispersion muhit suyuq moddadan iborat dag'al dispers sistemaga *suspenziya* deyiladi. Suspenziyaga, bo'ring mayin kukuni va suv aralashmasi misol bo'ladi. Dispers faza ham, dispersion muhit ham suyuq moddadan iborat dag'al dispers sistemaga *emulsiya* deyiladi. Emulsiyaga, sut, o'simlik moyi yoki benzinning suv bilan aralashmasi misol bo'ladi.

Dispers faza zarrachalari o'lchami 1 nm dan 100 nm oralig'ida bo'lgan dispers sistemalar *kolloid eritmalar*, boshqacha aytganda, *zollar* deyiladi. Dispers muhiti gazsimon bo'lgan moddalar sistemasi *aerозollar*, dispers faza qattiq bo'lganda *tutunlar* deyiladi. Agar dispers faza gaz dispers muhit suyuqlik bo'lsa, bunday sistema *ko'pik* deyiladi. Kolloid eritmalariga qon plazmasi, tuxum oqsilining suvdagi eritmasi misol bo'ladi.

Kolloid eritmalar mikroheterogen sistemalaridir. Kolloid eritmalar zarrachalarini faqat ultramikroskopda payqash mumkin. Ular oddiy filtr qog'ozidan o'tib ketadi, kichiq teshikli ultrafiltrdan o'tmaydi. Kolloid eritmalarida koagulyasiya hodisasi kuzatiladi. Kolloid zarrachalarning molekulyar tortishish kuchi ta'sirida bir-biriga yopishib, ancha yirik agregatlar holida cho'kishi *koagulyasiya* deyiladi.

Kolloid eritmalar faqat o'tuvchan yorug'likdagina tiniq bo'ladi. Chin eritmadan farq qilib, kolloid eritmalar qaytgan nurda, odatda, loyqaga o'xshab ko'rinadi, bu yorug'likning tarqalishidir. Agar kolloid eritmalaridan nurlar dastasi o'tkazilsa, suyuqlikda yaxshi ko'rinadigan yorug'lik konusi paydo bo'ladi, bu hodisa *Tindal effekti* deyiladi.

Kolloid sistemalar amalda katta ahamiyatga ega. Ular suvni tozalashda, gazlarni elektr yordamida tozalashda, kauchuk ishlab chiqarishda va qishloq xo'jaligining boshqa sohalarida ishlatiladi.

Chin (xaqiqiy) eritmalar zarrachalar o'lchami 1 nm dan kichiq bo'ladi, ular zarrachalarini mikroskop yordamida ham ko'rib bo'lmaydi. Har qanday filtr qog'ozdan o'tib ketadi, yorug'lik nurini to'g'ridan-to'g'ri o'tkazadi, koagulyasiyalanmaydi. Chin eritmalariga, osh tuzi yoki shakarining suvdagi eritmasi misol bo'ladi.

Ikki yoki bir necha komponentdan iborat suyuq yoki qattiq gomogen sistema *eritma* deyiladi. Odatda, eng ko'p tarqalgan suyuq eritmalar haqida so'z yuritiladi.

Tuyingan eritma va eruvchanlik. Kattik modda erituvchiga tushirilganda uning zarrachalari erituvchi zarrachalari ta'sirida erish jarayoni boshlanadi. Erish paytida unga karshi kristallanish jarayoni xam sodir bo'ladi. Dastlab erish jarayoni tez boradi, eritmada zarrachalarning soni kupaygandan keyin, kristallanish tezlashadi. Ma'lum vaktan sung erish va kristallanish tezliklari tenglashadi. U vaktan erigan modda bilan erimay kolgan modda orasida dinamik muvozanat karor topadi, ya'ni eritma tuyinadi. Shunday qilib, erimay kolgan

modda bilan cheksiz uzok vakt muvozanatda mavjud bula oladigan eritma tuyingan eritma deyiladi.

Ayni moddaning ma'lum xaroratda 100 g erituvchida erib, tuyingan eritma xosil kiladigan massasi uning eruvchanligi (yoki eruvchanlik koeffitsiyenti) deyiladi.

Masalan, 20°S da 100 g suvda:

Glyukoza..... 200 g

NaCl 35 g

H₃BO₃ 5 g

SaSO₃ 0,0013 g

AgJ 0,00000013 g eriydi.

Gazlarning suyuqliklarda eruvchanligi. Gazlarning suyuqliklarda eruvchanligi Genri qonuni bilan ifodalanadi.

Uzgarmas xaroratda ma'lum xajm suyuqlikda erigan gazning massasi shu gazning bosimiga tugri proporsional bo'ladi:

$$m = k * P$$

k - gazning massasi;

R - gazning bosimi.

Genri-Dalton qonuni:

Gazlar aralashmasi suyuqliklarda eritilganda xar kaysi gaz mustakil ravishda eriydi, ya'ni bir gazning erishiga aralashmadagi boshqa gazlar xalal bermaydi, erish gazning parsial bosimigagina boglik.

Genri va Genri-Dalton qonunlariga suyuqlik bilan reaksiyaga kirishmaydigan gazlarga (past bosimda) buysunadi. Xaroratning kutarilishi gazlarning eruvchanligini kamaytiradi.

Eruvchanlik eruvchi va erituvchining tabiatiga, xaroratga va bosimga boglik.

Eritmalarning tabiatdagi ahamiyati juda katta. Odam va xayvonlar organizmida ovqat eritma holida xazm bo'ladi. Yoki o'simliklar oziqlik moddani tuproqdan eritma holatida qabul qiladi. Shuningdek, kimyoviy ishlab chiqarishda ko'pgina jarayonlar (masalan ishqorlarning olinishi) asosan eritmalarda sodir bo'ladi.

Erishning issiqlik effekti. Moddalar eriganda issiqlik yutiladi yoki ajralib chiqadi. Bir mol modda eriganda yutiladigan yoki ajraladigan issiqlik miqdori shu moddaning *erish issiqligi* deb ataladi, hamda Q harfi bilan belgilanadi. Agar modda eriganda issiqlik yutilsa Q manfiy ishora bilan issiqlik ajralib chiqsa musbat ishora bilan ko'rsatiladi.

Masalan, NH_4NO_3 ning erish issiqligi -6,32 kkal(-26,5kj)ga, KOH ning erish issiqligi +13,3 kkal ((55,7kj)ga teng.

Eritmalarning xossalari. Eritmadagi diffuziya, osmos hodisasi, eritmalarning bug' bosimi, muzlash va qaynash haroratlarining va hokazolar eritmalarning xossalari hisoblanadi.

Eritmalarning xossalaridan biri bo'lgan osmos hodisasi bilan tanishib chiqamiz.

Eritmadagi erigan modda va erituvchining zarrachalari tartibsiz xarakati tufayli eruvchi modda erituvchining butun xajmi buyicha bir tekisda taksimlanadi. Agar silindrga kandning konsentrlangan eritmasini kuyib, uning ustiga extiyotlik bilan suyultirilgan kand eritmasini solsak, kandning konsentrlangan eritmada suyultirilgan eritmaga utishi, suvning esa suyultirilgan eritmada konsentrlangan eritmaga utishi yuz beradi, xar bir modda uzining konsentratsiyasi kam bo'lgan tomonga uta boshlaydi. Ana shunday moddalarning uz-uzidan utishiga, ya'ni ular konsentratsiyalarining tenglashishiga olib keluvchi jarayon diffuziya deyiladi.

Agar ikki eritma orasiga erituvchi uta oladigan, lekin eruvchi modda uta olmaydigan tusik parda kuyilsa, axvol boshqacha bo'ladi. Bunday pardalar yarimutkazgich pardalar beb ataladi. Ular tabiatda xam uchraydi va sun'iy yul bilan xam xosil qilinadi. Masalan, mis kuporosi eritmasi shimdirilgan govak sopol silindr kaliygeksatsiano(II)-ferrat eritmasiga tushirilsa, silindr govaklariga mis geksatsiano(II)-ferrat chukib koladi. Shunday usul bilan ishlangan silindr yarimutkazgich parda xossasiga ega bo'lib koladi. Shunday silindrga shakar eritmasi solinib, suvga botirilsa, fakat suv molekulalarining utishi xisobiga sopol idishdagi eritmaning xajmi kupaya boshlaydi, undagi kandning konsentratsiyasi kamaya boshlaydi. Yarimutkazgich orkali bo'ladigan bunday bir yoklama diffuziya osmos deb ataladi. Eritmaning kutarilishi xisobiga nayda suv ustunining ortikcha bosimi vujudga keladi. Bunday gidrostatik bosim eritmaning osmotik bosimi deyiladi. Gidrostatik bosim ma'lum kiymatga yetganda osmos tuxtaydi va muvozanat xosil bo'ladi.

Osmos xodisasi xayvonlar va usimliklar organizmi xayetida muxim rol uynaydi. Xujayralar pusti suv yaxshi uta oladigan, lekin xujayra ichi suyuqligida erigan moddalar deyarli uta olmaydigan pardadan iborat.

Turli eritmalarining osmotik bosimini ulchash natijasida 1886 yilda golland olimi Vant-Goff elektrolit bulmagan moddalarning uncha yukori bulmagan konsentratsiyali eritmalarini osmotik bosimini konsentratsiya va xaroratga boglikligini anikladi (Vant-Goff qonuni):

$$R = S \cdot R \cdot T$$

R - eritmaning osmotik bosimi;

S - eritmaning molyar konsentratsiyasi;

R - gazlarning universal doimiysi;

T - xarorat.

Eritmaning molyar konsentratsiyasi:

$$S = n/V$$

Bundan: $n = m/M$.

U xolda: $R = mRT/M$ tenglama Mendeleev-Klaypeyron tengla-masiga uxshaydi.

Nazorat savollari

1. Dispers sistemalar va ularning turlari.
2. Dag'al dispers sistemalar.
3. Kolloid eritmalar.

4. Gazlarning suvda eruvchanligi qanday?
5. Eritmalarning qanday xossalari bor?

Tayanch so'z va iboralar

Dispers sistema, eritma, kolloid eritmalar, gazlarning suvda eruvchanligi, eritmalarning xossalari.

Foydalanilgan adabiyotlar

1. N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.
2. Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov . Umumiy va anorganik ximiya. Toshkent. «O'zbekiston». 2003 y.
3. YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.

8-ma'ruza. Raul qonunlari. Eritmalar konsentrasiyasini ifodalash

Reja:

1. Raul qonunlari.
2. Eritmalar konsentrasiyasi.

Muammoli savollar:

1. Suv 0°C da qaynashi mumkinmi?

Raul qonunlari. Suyuqlik bilan muvozanatdagi bugning uzgarmas xaroratdagi bosimi suyuqlikning bug bosimi deyiladi. Suyuqlikning bug bosimi bilan tashki atmosfera bosimi tenglashsa suyuqlik kaynaydi. Toza erituvchining bug bosimidan eritmaning bug bosimi doimo past bo'ladi. Eritma bug bosimlarini o'rganish natijasida 1887 yilda fransuz fizigi Raul kuyidagi boglanishni aniqladi.

Raulning I-tanometrik qonuni:

Eritma bug bosimining pasayishi eritmadagi erigan moddaning molyar kismiga teng.

$$(P_0 - P)G' = P_0 \cdot n_2$$

P_0 - toza erituvchining bug bosimi;

P - eritmaning bug bosimi;

n_2 - erigan moddaning molyar kismi:

$$(n_1 - n)G' = n \cdot P_0$$

n - erigan moddaning mol mikdori;

n_1 - erituvchining mol mikdori.

Raulning II-(ebulioskopik va krioskopik) qonuni

Eritma kaynash xaroratining kutarilishi va muzlash xaroratining pasayishi eritmaning molyal konsentratsiyasiga tugri proporsional.

$$t_{\text{kay.}} \propto E^* \cdot m; \quad t_{\text{muz.}} \propto K^* \cdot m.$$

Eritmalar konsentraciyasi. Eruvchanlik. Eritmaning yoki erituvchining ma'lum massa miqdorida yoki ma'lum hajmida erigan modda miqdori *eritma konsentraciyasi* deb ataladi. Eritma konsentraciyasi bir necha usulda ifodalash mumkin:

1.Erigan moddaning massa ulushi yoki foiz konsentraciyasi Erigan modda massasini eritmaning umumiy massasiga nisbati erigan moddaning massa ulushini tashkil qiladi.

$$\varpi = \frac{m_{\text{erigan mod}}}{m_{\text{erigan mod}} + m_{\text{erituv}}} = \frac{m_{\text{erigan mod}}}{m_{\text{eritma}}}$$

Bu qiymatni 100 ga ko'paytirilsa, massa ulushini foizlar ifodalangan qiymati *foiz konsentraciyasi* olinadi.

$$C\% = \frac{m_{\text{erigan mod}} \cdot 100\%}{m_{\text{eritma}}}$$

2.Molyar konsentraciya

1l (1000ml) eritmada erigan moddaning mollar soni bilan ifodalanadigan konsentraciyasi *molyar konsentraciya* deyiladi.

$$C_M = \frac{n \cdot 1000}{M \cdot V} \text{ yoki } C_M = \frac{n}{V}$$

bu yerda C_M - eritmaning molyar konsentraciyasi, mol/l yoki molyarli;

m - erigan moddaning massasi (g);

M - erigan moddaning molekulyar massasi (g/mol);

V - eritmaning hajmi (ml);

n - erigan modda miqdori (mol);

V - eritma hajmi (l).

3.Normal konsentraciya.

1l (1000ml) eritmada erigan moddaning gramm ekvivalentlar soni bilan ifodalanadigan konsentraciyasi *normal konsentraciya* deyiladi.

$$C_M = \frac{m}{E \cdot V} \cdot 1000$$

bu yerda C_M -eritmaning normal konsentraciyasi

E - erigan moddaning ekvivalent masasi (g/ekv)

M - erigan moddaning masasi

V - eritmaning hajmi (ml).

4.Molyal konsentraciya. 1000 g erituvchida erigan moddaning gramm molekulalar soniga *molyal konsentraciyasi (molyallik)* deyiladi.

$$C_{\text{моль}} = \frac{m_{\text{эриганн.}} \cdot 1000}{m_{\text{эритувчи}} \cdot M}$$

Titrl 1 ml eritmadaagi erigan moddaning masa miqdori *titrl* deb ataladi va T harfi bilan belgilanadi.

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

bu yerda E-erigan modda ekvivalent massa.

N- eritmaning normal konsentrasiyasi

Nazorat savollari:

1. Raulning I- qonuni qanday ta'riflanadi?
2. Raulning II-(ebulioskopik va krioskopik) qonuni qanday ta'riflanadi?
3. Eritma konsentrasiyasi qanday usullarda ifodalanadi.

Tayanch so'z va iboralar

Raulning qonunlari, eritmalar konsentrasiyasi, normal konsentrasiya, molyar konsentrasiya, foiz konsentrasiya.

Foydalanilgan adabiyotlar.

1. N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.
2. Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov . Umumiy va anorganik ximiya. Toshkent. «O'zbekiston». 2003 y.
3. YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.

9-MA'RUZA. Elektrolitik dissosilanish nazariyasi. Ionlararo reaksiyalar

Reja

1. Elektrolitik dissosilanish nazariyasi.
2. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar. Dissosilanish darajasi. Dissosilanish konstantasi.
3. Suyultirish qonuni.

Muammoli savollar:

1.Nima uchun muzlagan suvga tuz sepilsa muz eriydi?

Elektrolitik dissosilanish nazariyasi. Suvdagi eritmaları yoki suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazuvchi moddalar *elektrolitlar* deyiladi. Kislota, asos va tuzlar elektrolitlardir.

Masalan, kupgina asos, kislota va tuzlar bunga misol bo'ladi. Suvdagi eritmasi yoki suyuqlanmasi elektr tokini utkazmaydigan moddalar elektrolitmaslar deyiladi. Vant-Goff va Raul qonunlariga elektrolitmas eritmalariga buysunadi. Elektrolit eritmalarida $t_{\text{kay.}}$, $t_{\text{muz.}}$, Rosm. kabilar kutilganidan yukori bo'lishi, molekulyar massasi krioskopik va ebulioskopik usullarda topilganida uning xakikiy molekulyar massasidan kam bo'lishi kuzatiladi.

Elektrolit eritmalar uchun Vant-Goff tenglamasi:

$R = iCRT$ shaklida bo'lib,
 i - izotonik koeffitsiyent deyiladi.

$$i = \frac{\text{elektrolit eritmasining osmotik bosimi}}{\text{elektrolitmas eritmasining osmotik bosimi}} = \frac{P}{P_0}$$

$$i = \frac{t_{\text{qay.}}(\text{elektrolit})}{t_{\text{o'qay.}}(\text{elektrolitmas})} = \frac{t_{\text{muz.}}(\text{elektrolit})}{t_{\text{omuz.}}(\text{elektrolitmas})}$$

i ning qiymati elektrolit eritmasining konsentratsiyasi kamayishi bilan ortib boradi.

NaCl da $i = 2$, Na_2SO_4 da $i = 3$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ da $i = 4$
 i ni ionlar soniga yaqinlashadi.

Elektrolitlarning elektr utkazuvchanligi ulardagi molekulalar va kristallardan musbat va manfiy zaryadlangan ionlarning xosil bo'lishiga bogliq.

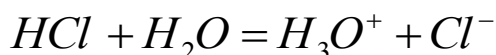
Shved olimi S.Arrenius elektrolitlarning xossalarini o'rganib (1887y) quyidagi xulosaga keldi.

Elektrolitlar suvdagi eritmalarida yoki suyuqlanmalarida musbat va manfiy ionlarga dissosiyalanadi. Musbat zaryadlangan ionlar *kationlar*, manfiy zaryadlangan ionlar *anionlar* deyiladi. Ionlarning uzluksiz harakati elektr tokini o'tkazishga sabab bo'ladi. Elektrolit ionlarga ajralganda bitta molekuladan ikki va undan ortiq ion hosil bo'lishi natijasida eritmadagi zarrachalarning umumiy soni ortadi.

Kislota, asos va tuzlarning dissosilanishi. Eritmada vodorod kationi (H^+) va kislota qoldig'i anioniga dissosilanuvchi birikmalar *kislotalar* deyiladi.

Masalan: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

Hosil bo'lgan H^+ ionida elektron qavat bo'lmaydi. Shuning uchun u suvli muhitda $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+$ hosil qiladi. Eritmada H^+ ionining bo'lishi eritmalarining kislotali xususiyatiga sabab bo'ladi.



Biroq, dissosilanish tenglamalarining soddalashtirish maqsadida H_3O^+ o'rniga H^+ yoziladi.

Asoslar eritmalarida metall ion bilan gidroksid ionlariga dissosilanadi, masalan:

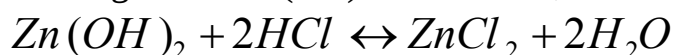


Asoslar eritmalarida OH^- ionlarining borligi ishqoriy muhit hosil qiladi.

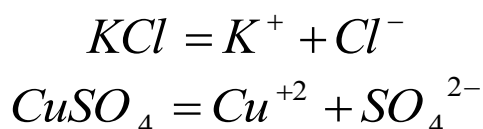
Kislota va asoslardan tashkari ham kislota ham asos xossalariga ega bo'lgan gidroksidlar *amfoter gidroksidlar* deyiladi.

Masalan: $2\text{H}^+ + \text{ZnO}_2^{2-} \leftrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^-$

Shuning uchun $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ham kislota, ham asoslar bilan reaksiyaga kirishadi.



Tuzlar eritmalarida metall ionlari bilan kislota qoldig'i ionlariga dissosilanadi.
Masalan:



Suvdagi eritmalarida ionlarga to'liq ajraladigan elektrolitlar *kuchli elektrolitlar* deyiladi. Ular jumlasiga $HClO_4$, HCl va boshqa kislotalar, $NBuH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ kabi asoslar va deyarli barcha tuzlar kiradi.

Suvdagi eritmalarida qisman dissosiyalanib juda oz miqdorda ionlar hosil qiluvchi elektrolitlar *kuchsiz elektrolitlar* deyiladi. Ular jumlasiga kuchsiz kislotalar (CH_3COOH , H_2S , H_2CO_3 , HCl ,) qiyin eruvchi asoslar, shuningdek NH_4OH va ba'zi tuzlar kiradi.

Moddalarning tuzilishiga qarab, ularning dissotsiatsiyasi xam turlicha bo'ladi. Suvli muxitda gidratlangan ionlarning xosil bo'lishi kuyidagi ikki mexanizm buyicha boradi:

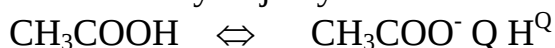
1. Ion tuzilishdagi kristallarning eritmada dissotsiatsiyasi.

Natriy xlorid $NaCl$ kristallari suvga tushirilganda kristallar yuzasidagi Cl^{-} ionlariga suvning kutbli molekulalari uzining musbat zaryadlangan tomoni, Na^{+} ionlariga esa manfiy tomoni bilan elektrostatik tortiladi (ion-dipol o'zaro ta'sir). Ionlarning suvni dipollari bilan bunday o'zaro ta'siri natijasida kristallning ionlari urtasidagi o'zaro boglanish bushashadi va ular eritmaga gidratlangan ionlar xolida utadi.

2. Kutbli tuzilishdagi moddalarning erishdagi dissotsiatsiyasi.

Kutbli molekulalarning (masalan HCl) suv bilan o'zaro ta'siri natijasida (dipol-dipol o'zaro ta'sir) dipollararo boglanish vujudga kelib, eruvchi modda molekulasi kutblanadi. Natijada eruvchi modda ionli xolatga uradi va ionlarga parchalanadi. Kutbli molekuladan xosil bo'lgan ionlar xam gidratlanadi.

Elektrolitik dissotsilanish xam kaytar jarayondir:



Dissotsiatsiyaga teskari jarayonni molekulyarizatsiya deyiladi.

Dissosilanish darajasi. Kuchsiz elektrolitning dissosilanishi natijasida hosil bo'lgan kation va anionlar bir biri bilan to'qnashib qayta erigan modda molekulasini hosil qila oladi, demak kuchsiz elektrolitning elektrolitik dissosilanishi qaytar jarayondir. Kuchsiz elektrolitning dissosilanish tenglamasida kuchli elektrolitning dissosilanish tenglamasidan farqli o'laroq tenglik belgisi o'rniga qaytar belgisi yoziladi.



Erigan moddalar yoki eritmada elektrolit miqdorining qancha qismi ionlarga ajralganligini ko'rsatuvchi kattalik elektrolitik *dissosilanish darajasi* deyiladi va α harfi bilan belgilanadi.

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

n - moddaning ionlarga ajralgan molekulalar soni; N - erigan

moddaning molekulalar soni.

Elektrolitning dissosilanish darajasini foizda ifodalash uchun α ni 100% ko'paytiriladi.

Agar elektrolitning dissosilanish darajasi $\alpha < 3\%$ bo'lsa kuchsiz elektrolit, $\alpha = 3-30\%$ bo'lsa o'rta kuchli elektrolit, 30% dan ortiq bo'lsa, kuchli elektrolit hisoblanadi.

Dissosilanish darajasi elektrolit va erituvchining tabiatiga hamda eritmaning konsentrasiyasiga bog'liqdir. Elektrolitning dissosilanish darajasi bir erituvchidan boshqa erituvchiga o'tish bilan o'zgaradi. Eritma suyultirilganda dissosilanish darajasi ortadi.

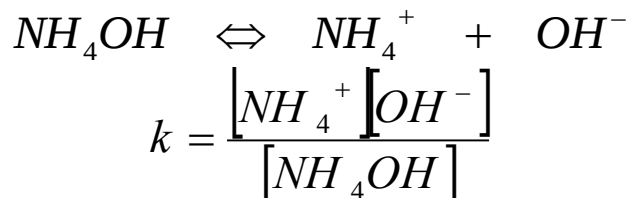
Dissosilanish konstantasi. Suyultirish qonuni. Elektrolitning dissosilanish jarayoni qaytar jarayon bo'lgani uchun, bu jarayon albatta muvozanatga keladi. Agar AB elektrolit A^+ va B^- ionlarga dissosilansa $AB = A^+ + B^-$ bo'ladi.

Massalar ta'siri qonuniga muvofiq muvozanat konstantasi quyidagicha hisoblanadi.

$$k = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$

Demak, muvozanat yuz berganda ionlar konsentrasiyasi ko'paytmasining dissosiyalanmagan molekular konsentrasiyasiga nisbati o'zgarmaydi. Bu konstanta *dissosilanish konstantasi* deb ataladi.

Dissosilanish konstantasi k bilan dissosilanish darajasi (orasida bog'lanish bor. Bu bog'lanishni NH_4OH misolida ko'rib chiqamiz.



NH_4OH dan hosil bo'lgan kationlar (NH_4^+) va anionlar (OH^-) soni o'zaro teng.

Elektrolitning mol/litr hisobida olingan konsentrasiyasini S bilan, dissosilangan molekular konsentrasiyasi $C\alpha$ bilan, dissosilanmagan molekular konsentrasiyasini $C - C\alpha$ bilan belgilasak, har bir molekuladan ikki ion (biri kation, biri anion) hosil bo'lgani uchun, kationlarning ham anionlarning ham

konsentrasiyalari $C\alpha$ dan bo'ladi. Bu ifodalarni $k = \frac{[NH_4][OH^-]}{[NH_4OH]}$ tenglamasiga

qo'yilsa:

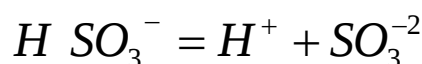
$$\frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1-\alpha)} = k \text{ yoki } \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} = k \text{ kelib chiqadi.}$$

Bu qonunni Ostvald topgan bo'lib, u *suyultirish qonuni* deyiladi. U dissosilanish darajasi bilan konsentrasiya orasidagi bog'lanishni ifodalagani uchun, shu kattaliklarni ifodalashda ishlatiladi. Bu qonunni faqat ikki ionga dissosilanuvchi kuchsiz elektrolitlarga tadbiiq etiladi.

Kuchsiz elektrolitlarning dissosilanish darajasi juda kichiq bo'lsa, bunday elektrolit uchun $1-\alpha$ ni 1 deb qabul qilish mumkin, shunda k ning ifodasi quyidagicha bo'ladi: $k = c \cdot \alpha^2$

$\alpha = \sqrt{\frac{k}{C}}$ kelib chiqadi. Demak, konsentrasiya (C) ning kamayishi bilan dissosilanish darajasi ortar ekan.

Bosqichli dissosilanish. Ko'p negizli kislotalar, ko'p ko'p negizli asoslar, nordon va asosli tuzlar bosqichli dissosilanadi. Masalan:



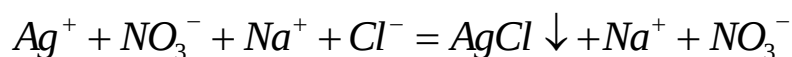
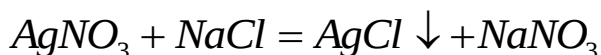
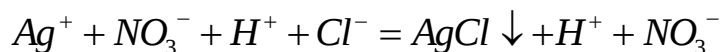
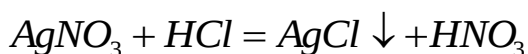
Dissosilanishning har bir bosqichini o'ziga xos muvozanat (dissosilanish) konstantasi mavjud.

$$k_1 = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]} = 1,7 \cdot 10^{-2} \quad k_2 = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[H SO_3^-]} = 6,2 \cdot 10^{-8}$$

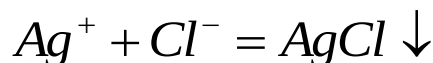
Ko'p negizli asoslar, nordon va asosli tuzlar ham bosqichli dissosialanadi va ular dissosilanishida ham har bir bosqichda dissosilanish konstantalari mavjud.

Elektrolit eritmalarida boradigan jarayonlarda erigan modda ionlari orasida turli reaksiyalar boradi.

Masalan:



Bu reaksiyalarning mohiyati shundaki, eritmadagi, Ag^+ va Cl^- ionlari o'zaro ta'sirlashib $AgCl$ cho'kmasini hosil qiladi. H^+ va Na^+ va NO_3^- ionlari ushbu almashinish reaksiyalarida o'zgarmaydi, shuning uchun bu ionlarni reaksiya tenglamasini tuzishda yozish shart emas. Yuqoridagi jarayon bitta umumiy formula bilan ifodalanadi:



Elektrolit eritmalarida sodir bo'ladigan reaksiyalarning mohiyatini ko'rsatib beruvchi bunday qisqartirilgan tenglamalar *ionli tenglamalar* deyiladi.

Qiyin eruvchan moddalar, kam dissosialanuvchi elektrolitlar, oson uchuvchan moddalar ionli tenglamada hamma vaqt molekulalar holida yoziladi. Kimyoviy reaksiyalar elektrolitlar eritmalarida erkin ionlarning bog'lanishi tomonga yo'naladi.

Nazorat savollari.

1. Elektrolitik dissosilanish nazariyasining mohiyati nimada?
2. Kislota, asos va tuzlarning dissosilanish tenglamalariga misollar keltiring.
3. Dissosilanish darajasi deb nimaga aytiladi?
4. Dissosilanish konstantasi nima?

Tayanch so'z va iboralar.

Elektrolitlar, dissosilanish darajasi, dissosilanish konstantasi, kuchli va kuchsiz elektrolit.

Foydalanilgan adabiyotlar.

1. YU.T. Toshpo'latov, SH.YE. Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.
2. N.A. Parpiyev, H.R. Rahimov, A.G. Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.

10-MA'RUZA. Vodorod ko'rsatkich. Tuzlar gidrolizi

Reja

1. Suvning elektrolitik dissosilanishi.
2. Vodorod ko'rsatkich (pH).
3. Tuzlar gidrolizi.

Muammoli savollar:

1. Vodorod ko'rsatkichning kimyoviy jarayonlardagi ahamiyatini tushintiring?
2. Kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar umuman olganda gidrolizlanadimi?

Suvning elektrolitik dissosilanishi. Toza suv kuchsiz elektrolit sifatida oz bo'lsada ionlarga dissosilanadi:



Bir molekula suvdan bitta H^+ va bitta OH^- ionlari hosil bo'lsa, 1 l suvda 10^{-7} mol H_2O dissosilanganda 10^{-7} g-ion H^+ va 10^{-7} g-ion OH^- hosil bo'ladi.

Massalar ta'siri qonuniga muvofiq suvning dissosilanish konstantasi:

$$k = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Suvda dissosilanmagan molekular soni $[H^+]$ va $[OH^-]$ ga nisbatan g'oyat ko'p bo'lgani uchun $[H_2O]$ ni o'zgarmas miqdor deyish mumkin, 1 l suvda $\frac{1000}{18} = 55,56 \text{ mol}$ suv bor.

$$[H^+][OH^-] = k \cdot [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56$$

Shuning uchun bu konstanta *suvning ion ko'paytmasi* deyiladi va K_{H_2O} holida yoziladi.

$$[H^+][OH^-] = k_{H_2O} = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$$

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 10^{-7}$$

Shunday qilib, 1l suvda $[H^+]$ ham $[OH^-]$ ham 10^{-7} ga teng bo'ladi. Demak $22^\circ C$ da suvning ion ko'paytmasi 10^{-14} ga teng bo'lib, shu haroratda o'zgarmas miqdordir.

Toza suvda $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ va $[H^+]$ ionlarning konsentrasiyalari esa teng shuning uchun suv neytral moddadir. Suvdagi har qanday eritmalarida $[H^+]$ va $[OH^-]$ konsentrasiyasi o'zgarishi mumkin, shuning uchun suv neytral moddadir. Suvdagi har qanday eritmalarida $[H^+]$ va $[OH^-]$ konsentrasiyasi o'zgarishi mumkin, lekin ularning ko'paytmasi o'zgarmaydi.

Agar suvda biror modda eritilganda $[H^+]$ va $[OH^-]$ ionlarning konsentrasiyasi teng bo'lsa eritma neytral bo'ladi. Suvga kislota qo'yilsa, unda $[H^+]$ konsentrasiyasi oshib ketadi. Lekin $[H^+]$ va $[OH^-]$ konsentrasiyalarining ko'paytmasi o'zgarmas bo'lgani uchun $[H^+]$ konsentrasiyasi ko'payganda $[OH^-]$ konsentrasiyasi kamayadi. Bunda $[H^+]$ ning konsentrasiyasi 10^{-7} dan katta bo'ladi. Bunday eritmaning muhiti kislotali bo'ladi.

$[H^+] = [OH^-]$ – Neytral muhit

$[H^+] > [OH^-]$ – Kislotali muhit

$[H^+] < [OH^-]$ – Ishqoriy muhit

Har qanday eritmada $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ bo'lganidan, uning muhitini aniqlash uchun $[H^+]$ ning yoki $[OH^-]$ konsentrasiyasini bilish kifoya. Eritma muhitini odatda $[H^+]$ ning konsentrasiyasi bilan ifodalash qabul qilingan.

$[H^+] = 10^{-7}$ - neytral muhit

$[H^+] > 10^{-7}$ - ishqoriy muhit

$[H^+] < 10^{-7}$ - kislotali muhit

Agar eritma $[H^+] = 10^{-5}$ bo'lsa, $[OH^-]$ ni hisoblash mumkin: $[OH^-] = 10^{-9}$, bunda muhit kislotali bo'ladi.

Agar eritmada $[H^+] = 10^{-9}$ bo'lsa $[OH^-] = 10^{-5}$ bo'ladi, bunda muhit ishqoriy bo'ladi.

Vodorod ko'rsatkich (pH). Yuqoridagi kichik sonlarni ishlatish noqulay bo'lganligi uchun, $[H^+]$ ionlar konsentrasiyalari o'nlik logarifmining teskari manfiy

qiymati ishlatiladi va pH bilan belgilanadi, pH ko'pincha *vodorod ko'rsatgich* deb ataladi .

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

Masalan: $[H^+] = 10^{-7}$ bo'lsa, u holda $pH = -\lg[10^{-7}] = -(-7) = 7$ bo'ladi, bu muhit ishqoriy bo'ladi. Neytral muhit $[H^+] = 10^{-3}$ bo'lsa $pH = -\lg[10^{-3}] = -(-3) = 3$ bo'ladi, bu eritmaning muhiti kislotalidir. $[H^+] = 10^{-9}$ bo'lsa $pH = -\lg[10^{-9}] = -(-9) = 9$ bo'ladi, bu muhit ishqoriy bo'ladi.

Biror eritmada $pH=5$ bo'lsa $pOH=9$ bo'ladi.

Eritmalarni, umuman kimyoviy reaksiyalarni o'rganishda reaksiya muhiti, ya'ni pH katta ahamiyatga ega.

Eruvchanlik ko'paytmasi. Ma'lumki, kattik moddalarning erish jarayonida tuyingan eritma xosil bo'lishida eruvchi modda bilan uning eritmadagi molekulalari urtasida muvozanat vujudga keladi. Elektrolitlar eriganda eritmaga molekulalar emas, balki ionlar utadi. Masalan, tuzning tuyingan eritmasida tuz kristallari bilan eritmaga utgan ionlar urtasida muvozanat vujudga keladi. Kam eriydigan bariy sulfat $BaSO_4$ ning tuyingan eritmasida quyidagi muvozanat xolati vujudga keladi:



Bu jarayonning muvozanat konstantasi quyidagi kurinishga ega bo'ladi:

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

yoki

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

Tuyingan eritmada $[BaSO_4]$ ayni xaroratda uzgarmas kiymatga egaligini e'tiborga olinsa, $K_{\text{muv.}} \cdot [BaSO_4]$ ifodani eruvchanlik ko'paytmasi (EK) deb ataladi.

$BaSO_4$ ning tuyingan eritmasi uchun EK quyidagicha yoziladi:

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

Yomon eriydigan elektrolitning tuyingan eritmasidagi ionlar konsentratsiyalari kupaytmasiga eruvchanlik kupaytmasi deyiladi. Eruvchanlik ko'paytmasi qiymatidan foydalanib, ayni elektrolitning umumiy eruvchanligini xisoblab topish mumkin :

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

Kimyoviy reaksiyada ishtirok etuvchi ionlar konsentratsiyalari kupaytmasi eruvchanlik kupaytmasi kiymatidan katta bulsa , yomon eruvchi modda chukmasi xosil bo'ladi.

Toza suvda vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari teng bo'lib, $pH = 7$ ga teng. Agar suvda tuz eritilsa, suvning dissotsilanish muvozanati

vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari uzgarishi xisobiga buzilishi mumkin va $pH = 7$ dan uzgaradi. pH ning uzgarishi tuz molekulalarining gidrolizga uchraganligini bildiradi.

Eritmalarning vodorod ko'rsatgichi (pH) odatda indikator yordami bilan aniqlanadi.

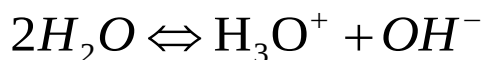
Tuzlar gidrolizi. Agar erituvchi suv bo'lsa, erigan moddalar bilan suv orasida almashinuv reaksiyalari sodir bo'ladi va moddalar parchalanadi.

Bu jarayon *gidroliz* deb ataladi. Bunda erigan modda molekulasini parchalanib, suv ionlari bilan, ya'ni $[H^+]$ yoki $[OH^-]$ bilan yoki ham H^+ bilan, ham OH^- bilan reaksiyaga kirishadi, buning natijasida molekulalar bilan suv ionlari orasidagi muvozanat buzilib, suvning dissosilanishi ancha davom etadi.

Tuzning ionlari suvning H^+ ionlari bilan biriksa, eritma suvning $[OH^-]$ ionlari konsentratsiyasidan oshib ketadi. Eritma ishqoriy muhitga ega bo'ladi.

Agar, aksincha bo'lsa, eritmaning muhiti kislotali bo'lib qoladi. Ba'zi tuzlar borki, umuman gidrolizlanmaydi va suv bilan reaksiyaga kirishmaydi.

Tuz ionlari bilan suv orasida bo'ladigan, odatda kuchsiz elektrolit (kuchsiz kislota, kuchsiz asos va asosli yoki kislotali tuz) hosil bo'lishiga olib keladigan o'zaro ta'sir *tuzlar gidrolizi* deb ataladi. Gidroliz natijasida suvning dissosilanish muvozanati o'ng tomonga siljiydi:

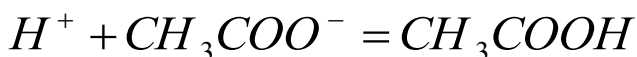


Tuzlarning qanday tipda gidrolizlanishi ularni hosil qilgan kislota bilan asosning kuchiga bog'liq bo'ladi.

1. Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuz suvda gidrolizlanadi, eritma ishqoriy xossaga ega bo'ladi

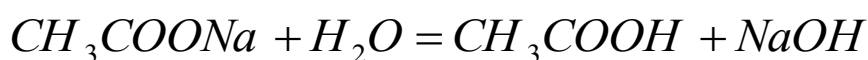


$H_2O = H^+ + OH^-$ bu yerda Na^+ suvning $[OH^-]$ ionlari bilan birikmaydi. $NaOH$ kuchli elektrolit hosil bo'lishi kerak edi, lekin u eritmada hamisha ionlar holida bo'ladi. Ammo tuzning asetat CH_3COO^- ionlari suvning $[H^+]$ ionlari bilan birikadi.

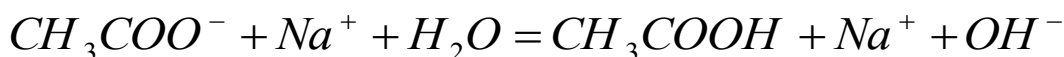


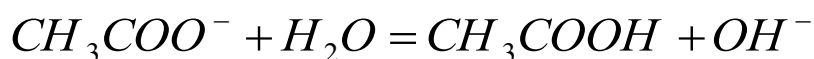
bu kuchsiz kislota u oz dissosilanadi. Natijada eritmada $[OH^-]$ ionlari $[H^+]$ ionlaridan ortiq bo'lgani uchun eritma muhiti ishqoriy bo'ladi:

CH_3COONa gidrolizining molekulyar tenglamasi :



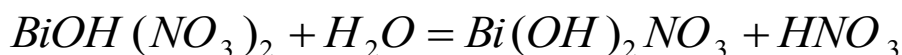
ionli tenglamasi



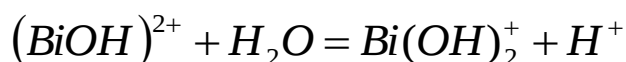
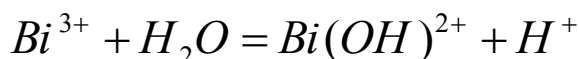


bu tenglamalardan ortiqcha $[OH^-]$ borligi, muhitning esa ishqoriy bo'lishi ko'rinib turibdi.

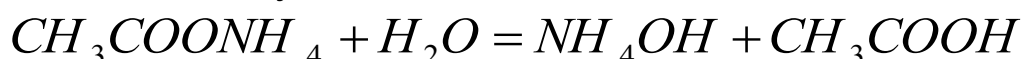
2. Kuchli kislota va kuchsiz asos dan hosil bo'lgan tuz gidrolizlanadi, eritma muhiti kislotali bo'ladi.



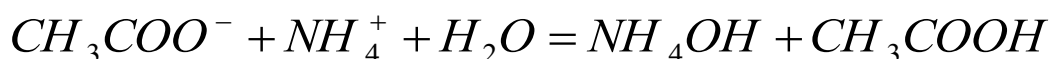
ionli tenglamasi



1. Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanadi. Bunda eritma muhiti kislotali yoki asosning bir oz kuchliligiga qarab kuchsiz kislotali yoki kuchsiz ishqoriy bo'ladi. Agar kislota va asosli dissosilanish darajasi teng bo'lsa eritma muhiti neytral bo'ladi.



ionli tenglamasi



4. Kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchramaydi.

Gidrolizlanish darajasi. Gidroliz qaytar jarayon bo'lganligi sababli uni massalar ta'siri qonuni asosida talqin qilish mumkin. Uni miqdoriy jihatdan Harakterlash uchun gidrolizlanish darajasi degan tushuncha kiritilgan. idrolizlangan tuz molekulalari sonining eritilgan tuz molekulalar soniga bo'lgan nisbati, tuzning *gidrolizlanish darajasi* deb ataladi va h bilan belgilanadi.

$$h = \frac{\text{gidrolizlangan tuz molekulalari soni}}{\text{eritilgan tuz molekulalari soni}}$$

Tuzlarning gidroliz darajasi tuzning tabiatiga, eritma konsentrasiyasiga va haroratga bog'liq. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotalardan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizlanish darajasi ayniqsa katta bo'ladi. Harorat ko'tarilganda gidroliz darajasi ortadi, chunki suvning $H_2O = H^+ + OH^-$ muvozanati o'ngga siljiydi. Ba'zan tuzlarning odatdagi sharoitda bormaydigan gidroliz bosqichlari yuqori haroratda sodir bo'ladi.

Nazorat savollari.

1. Suvning ion ko'paytmasi deb nimaga aytiladi?
2. Vodorod ko'rsatgich-pH nimani anglatadi?
3. Qanday tuzlar gidrolizlanadi?

Tayanch so'z va iboralar.

Suvning ion ko'paytmasi, vodorod ko'rsatkich – pH, tuzlar gidrolizi, gidrolizlanish darajasi.

Foydalanilgan adabiyotlar.

1. N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.
2. Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov . Umumiy va anorganik ximiya. Toshkent. «O'zbekiston». 2003 y.
3. YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.

11– MA'RUZA. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalari

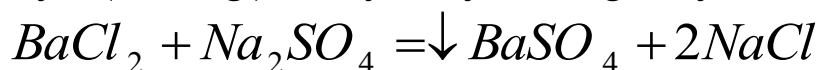
Reja:

- 1.Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarining mohiyati.
- 2.Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarining turlari.
- 3.Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzish.

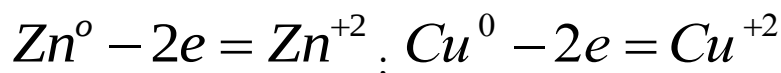
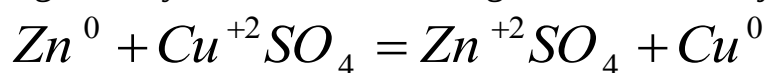
Muammoli savol:

Sanoat miqyosida metallarni ajratib olishda oksidlanish-qaytarilish jarayonlari qanday ahamiyatga ega?

Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarining mohiyati. Ko'pchilik kimyoviy reaksiyalarda reaksiyaga kirishuvchi moddalar tarkibidagi elementlarning oksidlanish darajasi (valentligi) reaksiya natijasida o'zgarmaydi.



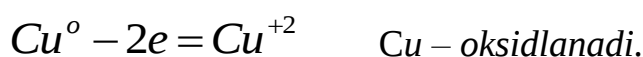
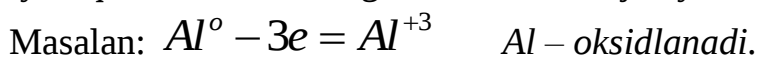
Boshqa turdagi reaksiyalarda elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradi.



Elektronlarning bir atomdan ikkinchi atomga o'tishi natijasida elementlarning oksidlanish darajasi (valentligi) o'zgaradigan reaksiyalar *oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari* deyiladi.

Oddiy moddalarda atomlar elektroneytral bo'ladi. Shuning uchun ularning oksidlanish darajasi shartli ravishda nolga teng deb qabul qilingan.

Neytral atomlar elektron yo'qotishi natijasida musbat zaryadlangan ionga aylanadi va nechta elektron bergan bo'lsa o'shancha musbat oksidlanish darajasi namoyon qiladi. Atomlarning elektron berish jarayoni *oksidlanish* deyiladi.



Atomlar elektron biriktirib olsa manfiy zaryadlangan ionga aylanadi. Bunda atom nechta elektron qabul qilgan bo'lsa uning oksidlanish darajasi shuncha manfiy bo'ladi. Atomning elektron biriktirib olish jarayoni *qaytarilish* deyiladi. Masalan:

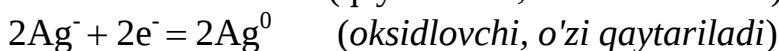
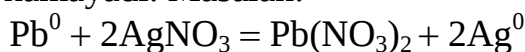


O'zidan elektron bergan atom *qaytaruvchi*, o'ziga elektron biriktirib olgan atom esa *oksidlovchi* hisoblanadi.

Faqat neytral atomlar emas, balki ionlar ham elektron biriktishi yoki berishi mumkin.



Qaytaruvchi elektron berganligi sababli, uning oksidlanish darajasi algebraik qiymati ortadi. Oksidlovchi elektron biriktirib olish tufayli uning oksidlanish darajasi algebraik qiymati kamayadi. Masalan:



Demak, oksidlanish - qaytarilish reaksiyasi yagona jarayondir. Oksidlanish vaqtida qaytarilish sodir bo'ladi, aksincha qaytarilish vaqtida oksidlanish jarayoni ham boradi.

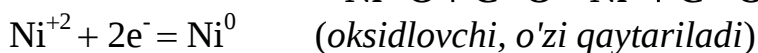
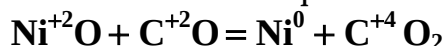
Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarining turlari. Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarining quyidagi turlari ma'lum.

1. Molekulalararo (ionlararo) oksidlanish - qaytarilish reaksiyalari.

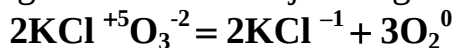
2. Ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.

3. Disproporsiyalanish reaksiyalari.

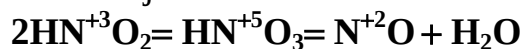
Molekulalararo oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarida oksidlovchi element bir modda tarkibida qaytaruvchi element boshqa modda tarkibida bo'ladi.



Ichki molekulyar oksidlanish - qaytarilish reaksiyalari bir molekula tarkibiga kiruvchi turli elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradi.



Disproporsiyalanish reaksiyalaridan ham oksidlovchi ham qaytaruvchi vazifasini bir element atomlari bajaradi.



Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzish. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida elektronlar qaytaruvchidan oksidlovchiga o'tadi. Bunda

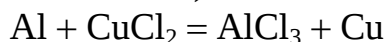
qaytaruvchi bergan elektronlarning umumiy soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlarning umumiy soniga hamma vaqt teng bo'ladi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini tenglamalarini ikki usulda tuzish mumkin.

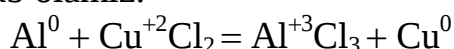
1. Elektron balans usuli.
2. Yarim reaksiyalar (ion elektron) usuli.

1-usul. Quyida oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzishning elektron balans usulini Al bilan CuCl_2 orasidagi reaksiyani tenglashtirish misolida ko'rib chiqamiz.

1. Reaksiya sxemasini (koeffitsientlarsiz) tuzamiz.

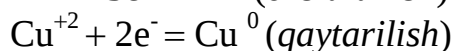
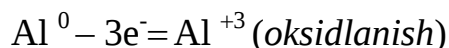


2. Har qaysi modda formulasida elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarganini aniqlaymiz, shu yo'l bilan qaysi modda oksidlovchi va qaysi modda qaytaruvchi ekanligini aniqlab olamiz.

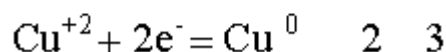
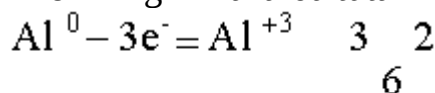


Reaksiya sxemasidan ko'rinib turibdiki, Al ning oksidlanish darajasi 0 dan +3 gacha ortdi. Su ning oksidlanish darajasi esa +2 dan 0 gacha kamaydi. Demak, Al qaytaruvchi, chunki Al atomni elektron berdi. CuCl_2 esa oksidlovchidir, chunki Cu^{+2} ioni elektron biriktirib oldi.

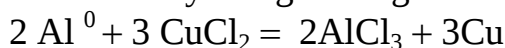
3. Oksidlanish va qaytarish jarayonlarini ifodalaydigan elektron tenglamalar tuzamiz.



4. Eng kichiq ko'paytuvchi qoidasiga ko'ra oksidlovchi hamda qaytaruvchi shu bilan birga reaksiya natijasida hosil bo'lgan mahsulotlar uchun koeffitsiyent tanlaymiz, bunda qaytaruvchi yo'qotgan elektronlar soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga teng bo'lishi lozimligini nazarda tutamiz. Masalan:

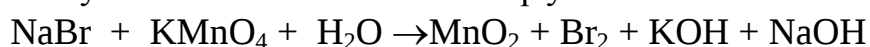


Topilgan koeffitsiyentlarini tegishli moddalar formulalari oldiga quyib, sxemadan reaksiya tenglamasiga o'tamiz:

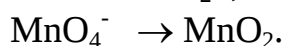
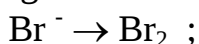


2-usul. Elektron ionli (yarim reaksiyalar) usuli

Bu usul ion yoki molekullarning reaksiyada kanday uzgarishlarga uchrashini kursatuvchi ionli tenglamalar (yarim reaksiyalar tenglamalari)ni tuzish va bu tenglamalarni bitta molekulyar oksidlanish- qaytarilish tenglamasiga birlashtirishdan iborat. Quyidagi reaksiyaga elektron - ionli usul yordamida koeffitsiyentlar tanlashni ko'rib chiqaylik :

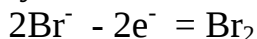


Bu reaksiyada brom va permanganat ionlari uzgarishga uchraydi:



Brom ionining oksidlanish va permanganat ionining qaytarilish yarim reaksiyalari tenglamalari tuziladi 1 mol Br₂ ning 2 mol Br⁻ iondan xosil bo'lishini xisobga olib , birinchi yarim reaksiyaning tenglamasi

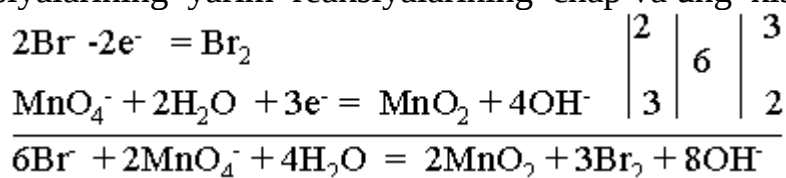
(brom ionining oksidlanishi) yoziladi:



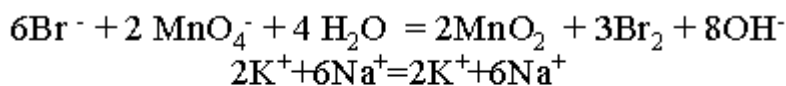
1 mol MnO₄⁻ ionning 1 mol MnO₂ ga qaytarilishida 2 mol atomar kislorod 2 mol suv bilan (neytral muxitda) boglanib , 4 mol OH⁻ ionlarni xosil kiladi. Zaryadlar tengligini xisobga olib , ikkinchi yarim reaksiya (permanganat ionining qaytarilishi) tenglamasi yoziladi :



Berilgan va biriktirilgan elektronlar soni teng bo'lganligiga qarab eng kichiq umumiy kupaytma topiladi. Bu kupaytma 6 ga teng bo'lganligi uchun qaytaruvchining yarim reaksiyasidagi ion, molekula va elektronlar 3 koeffitsiyentga kupaytiriladi va qaytaruvchi oksidlovchining yarim reaksiyalarining yarim reaksiyalarining chap va ung kislmlari kushiladi :



Reaksiyada uzgarmay koladigan kaliy va natriy kationlarini xisobga olgan xolda oksidlanish- qaytarilish reaksiyasining molekulyar tenglamasi yoziladi :



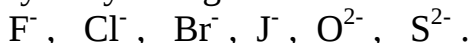
Oksidlovchilar va qaytaruvchilar. Tarkibida qaytariluvchi element bo'lgan moddalar oksidlovchilar, oksidlanuvchi element saklovchi moddalar qaytaruvchilar deyiladi.

Oksidlovchilar tarkibidagi element uz oksidlanish darajasini pasaytiradi, qaytaruvchilar tarkibidagi element uz oksidlanish darajasini oshiradi.

Muxim oksidlovchilar:

1. Oddiy moddalar: F₂, Cl₂, Br₂, J₂, O₂, S.

Kimyoviy reaksiyalar vaktida bu moddalar elektronlar biriktirib olib, manfiy zaryadlangan zarrachalarni xosil kiladi:



2. Kislorodli kislotalar : H₂SO₄ , HNO₃ va ularning tuzlari : KMnO₄ (kaliy permanganat), K₂Cr₂O₇ (kaliy bixromat); xlorning kislorodli kislotalari (HClO, HClO₃, HClO₄) va ularning tuzlari (gipoxloritlar , xloratlar va perxloratlar) ;

ba'zi kislotalarning angidridlari, masalan, CrO₃ (xrom (VI) - oksid), Mn₂O₇ (marganes (VII)- oksid), O₃ (ozon) , N₂O₂ (vodorod peroksid) , metallarning peroksidlari (Na₂O₂, SaO₂) va boshqalar.

3. Metallarning yukori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan ionlari , masalan Fe^{3+} , Au^{3+} , Cu^{2+} , Sn^{4+} .

Muxim qaytaruvchilar:

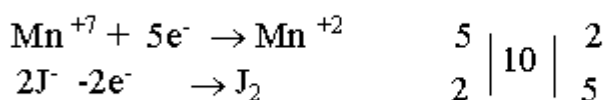
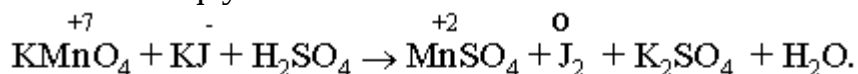
1. Metallar, ayniksa ishkoriy-yer metallar (Li , Na, K va boshqalar) va ishkoriy-yer metallari (Ca, Sr , Ba) .

2. Vodorod , uglerod (koks), uglerod (II) - oksid CO.

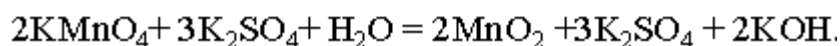
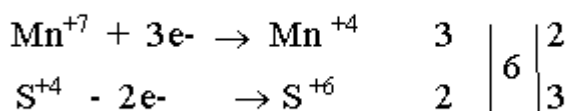
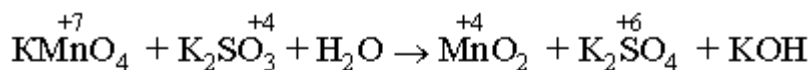
3. Kislorodsiz kislotalar va ularning tuzlari : gidridlar tarkibidagi vodorod ioni N- (NaH , KH , CaH_2 va boshqalar).

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

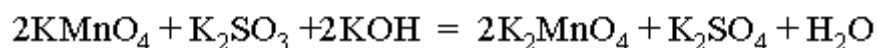
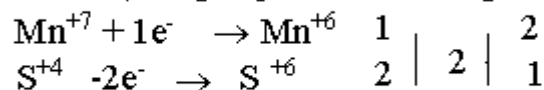
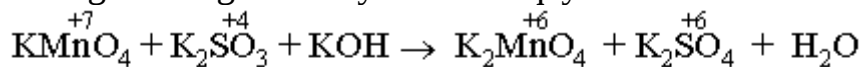
Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalariga muxitning ta'siri. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarida muxit muxim ahamiyatga ega . Muxitning ta'siri masalan, KMnO_4 ning qaytarilish xarakterida yakkol namoyon bo'ladi. Kislotali muxitda MnO_4^- ion Mn^{2+} iongacha, neytral muxitda MnO_2 gacha, ishkoriy muxitda MnO_4^{2-} (yashil rang) iongacha qaytariladi. KMnO_4 ning kislotali muxitda qaytarilishi:



KMnO_4 ning neytral muxitda qaytarilishi :



Kaliy permanganatning ishkoriy muxitda qaytarilishi :



Nazorat savollari.

1. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari deb nimaga aytiladi?
2. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining qanday turlari bor?
3. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini qanday usullarda tenglashtiriladi?
4. Oksidlovchi va qaytaruvchi nima?
5. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalariga muxit qanday ta'sir ko'rsatadi?

Tayanch so'z va iboralar.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari, oksidlanish-qaytarilish reaksiya turlari, oksidlovchi, qaytaruvchi, electron balans usuli, oksidlanish - qaytarilish reaksiyalariga muxitning ta'siri.

Foydalanilgan adabiyotlar

1. N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.
2. Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov . Umumiy va anorganik ximiya. Toshkent. «O'zbekiston». 2003 y.
3. YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.

12-ma'ruza. Kompleks birikmalar

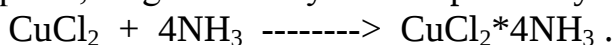
Reja:

1. Kompleks birikmalarning tuzilishi.
2. Verner nazariyasi.
3. Kompleks birikmalarni hosil qiluvchi kuchlar.
4. Kompleks birikmalarning nomlanishi.

Kompleks birikmalarning tuzilishi. Kompleks birikma shunday birikma, uning molekulasida yoki ioni markaziy atomga ega bo'lib, buni bir necha ion yoki molekularlar, ya'ni ligandlar qurshab turadi.

Kompleks birikmalar oddiy molekularlardan farq qilib, kompleks xosil qiluvchi markaziy atomni qurshab turuvchi ion va molekularlar mustaxkam bog'lab turadi. Xatto eritmalarda ham u o'zining mustaxkamligini saqlab qolishga intiladi.

Markaziy ionning musbat zaryadi, uni qurshab turuvchi ligandlar manfiy zaryadlari yigindisidan katta bo'lsa, kation kompleks, kichik bo'lsa anion kompleks, teng bo'lsa neytral kompleks deyiladi.



Tasser 1798 yilda birinchi kompleks birikmani $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ ni xosil qildi.

Kompleks birikmalar tabiatda keng tarqalgan. M: xlorofill - magniyni kompleks birikmasidir. Tirik xujayrani kislorod bilan ta'minlab turadigan gomoglobin (qondagi) temirning kompleks birikmasidir. Juda ko'p minerallar, alyumosilikatlar - kompleks birikmalardir.

Kompleks birikmalarning o'ziga xos suyuqlanish, qaynash xaroratlari, ma'lum erituvchilarda, xususan suvda eruvchanligi va xokazo xossalari bo'ladi.



Cu^{2+} - kompleks xosil qiluvchi ion.

NH_3 - ligand.

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ - kompleks ion yoki kompleksning ichki sferasi.

SO_4 - kompleksning tashqi sferasi.

Verner nazariyasi. 1893y.da A.Verner kompleks birikmalar tuzilishi xaqidagi original nazariyani yaratdi. Bu nazariya 3 banddan iborat:

1) ko'pchilik elementlar o'zining asosiy valentligidan tashqari qo'shimcha valentlikni xam namoyen qila oladi;

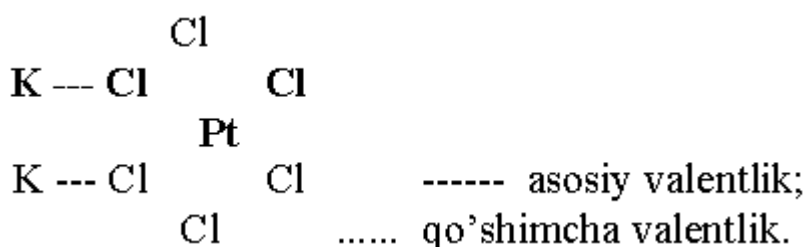
2) xar qaysi element o'zining asosiy va qo'shimcha valentliklarini to'yintirishga intiladi;

3) markaziy atomning qo'shimcha valentlilari fazoda ma'lum yo'nalishga ega.

Verner nazariyasi koordinatsion nazariya deb ataladi.

Oddiy kimyoviy birikmalar asosiy valentliklari xisobiga, kompleks birikmalar esa elementning qo'shimcha valentligi xisobiga xosil bo'ladi.

Masalan: $\text{PtCl}_4 + 2\text{KCl} = \text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$



Pt ning asosiy valentligi 4 ga, qo'shimcha valentligi 6 ga teng.

Kompleks birikma tarkibidagi markaziy atom bilan bevosita birikkan ligandlar orasidagi bog'lanishlar soni markaziy atomning koordinatsion soni deyiladi.

Markaziy ionning koordinatsion soni ko'pincha 1 dan 12 gacha bo'lishi mumkin. Lekin 8 dan katta koordinatsion sonli komplekslar kam uchraydi.

I valentli elementlarning koordinatsion soni ko'pincha 2 ga teng. Masalan: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$.

II valentli elementlarning koordinatsion soni ko'pincha 4 ga, ba'zan 3 ga va 6 ga teng bo'ladi. Masalan,



III va IV valentli elementlarning koordinatsion soni asosan 6 ga teng. Masalan,



V valentli elementlarning koordinatsion soni 7 ga teng bo'ladi. Masalan,



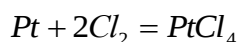
Umuman, ayni elementning koordinatsion soni elementning valentligiga, eritma konsentratsiyasiga va markaziy atom ion radiusining ligand radiusiga nisbati bilan bog'liq.

Kompleks hosil bo'lishiga sababchi kuchlar. Kompleks birikmalar hosil bo'lishni elektrostatik nazariya bilan kovalent bog'lanishlar nazariyasidan foydalanib tushuntiriladi. Elektrostatik nazariyaga binoan markaziy atom bilan yoki markaziy ion bilan addendlar orasidagi bog'lanish zarrachalarning

elektrostatik tortishuvi natijasida vujudga keladi va bu bog'lanish, o'z tabiati jihatidan, xuddi ion bog'lanishga o'xshaydi.

Ikkinchi nazariya kompleks hosil bo'lishini izohlab berishda addendlar kompleks hosil qiluvchi bilan, rasmiy atomli birikmalaridagi kabi, elektron juftlar orqali birikadi, degan tasavvurlarga asoslanadi.

Masalan, kompleks tuz $K_2[PtCl_6]$ ning hosil bo'lishini elektrostatik nazariya nuqtai nazaridan ko'rib chiqsak. Bu tuz platina (IV)-xloridning kaliy xlorid bilan birikish mahsulotidir. Platina xlor ta'sir etganida platinaning har bir atomi xlor atomlariga to'rttadan elektron berib, to'rt valentli platina ioniga aylanadi. Hosil bo'lgan ionlar bir vaqtda hosil bo'ladigan xlor ionlari bilan bog'lanib, $PtCl_4$ tuzni hosil qiladi:



Ammo to'rtta xlor ionining bog'langan bo'lishi, platina ionini boshqa xlor ionlariga ta'sir etish xususiyatidan mutlaqo mahrum qila olmaydi. SHuning uchun, agar boshqa xlor ionlari platina ioniga yaqin bo'lsa, platina ionlari ularni darhol o'ziga torta boshlaydi. Ammo platina ioniga yaqin kelayotgan har qaysi xlor ionini platina bilan bog'langan to'rtta xlor ionlari itaradi. Agar platina ionini tortish kuchi xlor ionlarining itarish kuchlaridan ko'p bo'lsa, xlorning yangi ionlari platina ioniga birikadi. Yana boshqa xlor ionining birikishi bilan itarish kuchi ortib boradi va bu kuch tortish kuchidan ortib ketgach, boshqa xlor ionlari birikmaydi. Ayni sholda platina ionlari bilan oltita xlor ionlari bog'langanda ana shunday payt vujudga keladi. Bitta platina ionidan va oltita xlor ionidan iborat gruppada ortiqcha ikkita manfiy zaryad bo'ladi; bu guruppa kompleks ion $[PtCl_6]^-$ ning xuddi o'zidir. Unga ikkita musbat kaliy ionlari birikkanda kompleks tuz $K_2[PtCl_6]$ hosil bo'ladi.

Kovalent bog'lanishlar nazariyasi fluor ionlari va bor(III)-florid molekullaridan kompleks ionning hosil bo'lishini ko'rib chiqamiz:

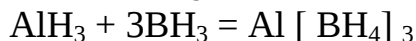
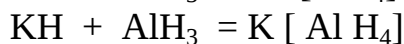
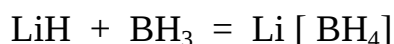


bor florid molekulasida bor atomi atrofida hammasi bo'lib 6 ta valent elektronlar bor, bu elektronlar $[BF_4]^-$ anionining hosil bo'lishida fluor ionining bir juft elektroni hisobiga 8 ga etadi. Kompleks ionlardagi kovalent bog'lanishlar umumiy juft elektronlar vujudga keltiradigan odatdagi kovalent bog'lanishlardan faqatgina o'zlarining kelib chiqishlari bilan farq qiladi.

Kompleks birikmalarning turlari. Kompleks birikmalar kation kompleks birikmalar va anion kompleks birikmalarga bo'linadi. Kompleks birikmadagi ligandlar turiga qarab xam bir necha turdagi kompleks birikmaga ajratish mumkin :

1. Ammiakatlar va aminerlar : $[Cu(NH_3)_4]SO_4$
2. Gidratlar va akvokomplekslar: $[Cu(H_2O)_4]SO_4$
 $[Co(H_2O)_6]SO_4$
3. Atsidokomplekslar: $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_3[Fe(CN)_6]$,
 $K_2[Pt(NO_2)_4Br_2]$
4. Poligalogenidlar : $K[JJ_2]$, $K[JSI_4]$, $K[BrCl_2]$.

5. Gidridlar:



Nomlanishi. Kompleks birikmalar ligandlari nomi quyidagicha ataladi:

“ammiak” - amin, “suv” - akvo, S — tio, OH - gidrokso, — O — O — — perokso, Cl- - xloro va xokazo.

Kompleks birikmalar quyidagicha nomlanadi :

$\text{K}_4 [\text{Fe} (\text{CN})_6]$ - kaliy ferrokeksatsianid:

$\text{K}_3 [\text{Fe} (\text{CN})_6]$ - kaliy ferrikeksatsianid :

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Br}$ - diaminoargento (1) - bromid

$\text{K}_2 [\text{CuCl}_3]$ - kaliy trixlorokuprat :

$\text{K}_2 [\text{Pt}(\text{NO}_2)_2\text{Cl}_2]$ - kaliy dixlorodinitroplatinat

Nazorat savollari.

1. Kompleks birikmalar deb qanday birikmalarga aytiladi?
2. Verner nazariyasini tushuntirib bering.
3. Kompleks birikmalarning qanday turlari bor?
4. Kompleks birikmalarning qanday nomlanadi?

Tayanch so'z va iboralar.

Kompleks birikma, Verner nazariyasi, kompleks hosil qiluvchi kuchlar, kompleks birikmalarning turlari, kompleks birikmalarning nomlanishi.

Foydalanilgan adabiyotlar

1. N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.
2. Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov . Umumiy va anorganik ximiya. Toshkent. «O'zbekiston». 2003 y.
3. YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.

13 – MA'RUZA. Metallarning xossalari. Metallar korroziyasi.

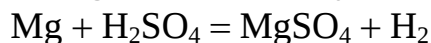
Reja:

1. Metallarning kimyoviy xossalari.
2. Gal'vanik elementlar.
3. Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori.
4. Metallar korroziyasi. Korroziya turlari.

Muammoli savollar:

1. Metallarning aktivlik qatori bilan kimyoviy elektr manbalari orasida qanday bog'liqlik bor?
2. Metallarning elektrod potensialiga qanday omillar ta'sir ko'rsatadi?

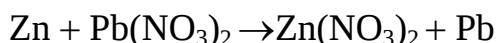
Metallarning kimyoviy xossalari. Metallarning atomlari elektronlarini osonlik bilan berib, musbat zaryadlangan ionga aylanadi. Tipik metallar kimyoviy reaksiyalarda elektronlarni oson berganligi uchun aktiv qaytaruvchilardir. Masalan, rux, temir, magniy, nikel kabi metallar kislotalar bilan reaksiyaga kirishganda qaytaruvchi vizifasini bajaradi. Bu metallar xlorid va suyultirilgan sulfat kislota eritmalari bilan reaksiyaga kirishganda vodorod ajralib chiqadi:



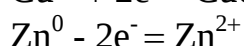
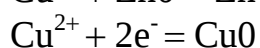
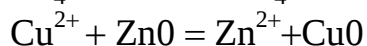
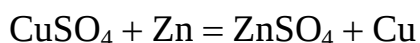
Bu reaksiyada Mg metali qaytaruvchi vazifasini bajaradi, o'zi oksidlanadi. Vodorod ioni H^+ esa oksidlovchi rolini bajaradi va qaytariladi. Shu sababli bu reaksiya oksidlanish-qaytarilish reaksiyasidir. Metallar bilan konsentrlangan kislotalar, masalan, nitrat va sulfat kislotalar reaksiyaga kirishganda, oksidlovchi rolini kislota qoldig'i bajaradi:



Metallarning tuzlaridan shu metallarni boshqa metallar siqib chiqarishi mumkin. Bu metallarning aktivligita bog'liq, masalan, qo'rg'oshinning biror tuzi eritmasiga bir bo'lak rux tashlansa rux eriy boshlaydi., eritmadan qo'rg'oshin ajralib chiqadi:

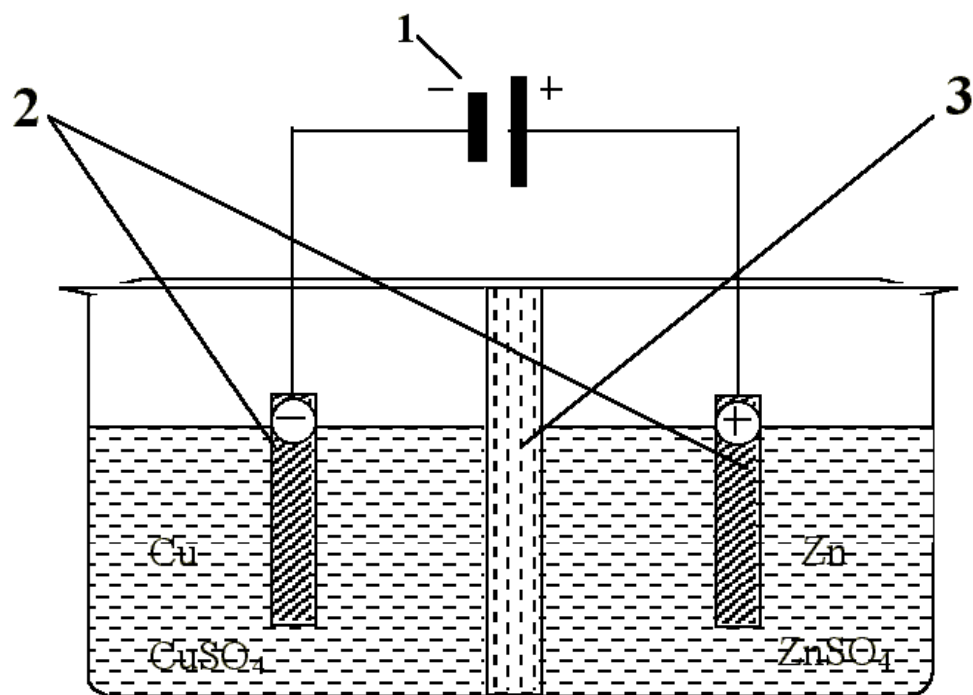


Ushbu reaksiyada rux o'zining valent elektronlarini qo'rg'oshin ioniga beradi. Bunda, rux oksidlanadi, qo'rg'oshin esa qaytariladi. Yuqoridagi reaksiyalarda ta'sirlashuv jarayoni metallarning sirtida sodir bo'ladi. Rux metali bilan mis (II)-sulfat eritmasi orasida boradigan reaksiyani quyidagi sxemada ko'rsatilgan asbobda o'tkazilsa, asbobning galvanometrik reaksiya natijasida elektr toki hosil bo'lishini ko'rsatadi.



Oksidlanish-qaytarilish reaksiyasini bunday amalga oshirish natijasida kimyoviy reaksiya energiyasi elektr energiyasiga aylanadi.

Galvanik elementlar. Metallarning standart elektrod potentsiali. Kimyoviy reaksiyalar energiyasi bevosita elektr energiyasiga aylantirish uchun xizmat qiladigan qurilmalar *galvanik elementlar* yoki *elektr tokining kimyoviy manbalari* deb ataladi.



2-rasm. Gal'vanik element.

1. gal'vonometr; 2- elektrodlar; 3- erit-
2. madagi ionlar o'ta oladigan to'siq.

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

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

Elektrod jarayonlarining potentsiallari metallning tabiati (aktiv yoki passivligi)ga, eritmadagi ionlarning konsentrasiyasiga hamda sistemaning haroratiga bog'liqligi aniqlanadi. Bu bog'lanish Nernst tenglamasi bilan ifodalanadi:

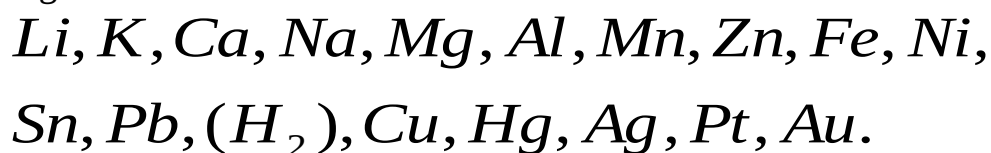
$$E = E_0 + \frac{2,3 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \lg C$$

Bu tenglamadagi: E - ayni elektrod potentsiali; E_0 —ayni elektrodning standart (normal) potentsiali; R —universal gaz doimiysi; T —absolyut Harorat; n —reaksiyada ishtirok etuvchi elektronlar soni; F —Faradey soni (96500 Kl/mol); C —metall ionlarining eritmadagi konsentrasiyasi (mol/l).

Metall ionlari konsentrasiyasi 1 mol/l ga teng bo'lgandagi elektrod potentsiali *metallning standart (normal) elektrod potentsiali* deb ataladi.

Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori. Metallarni ularning birikmalaridan boshqa metallar siqib chiqarishini N.N. Beketov mukammal o'rgangan. Beketov metallarni kimyoviy aktivligi pasayib borish tartibida joylashtirib, metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatorini tuzdi. Bu qatorda

metallarning standart elektrod potentsiallari qiymati ortib borishi tartibida joylashtirilgan.



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

K uchun
 $E_0 = -2,93V$;

Mg uchun
 $E_0 = -2,36V$;

Fe uchun
 $E_0 = -0,44V$;

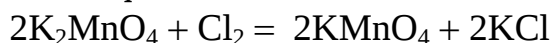
N_2 uchun
 $E_0 = 0$;

Cu uchun
 $E_0 = 0,34V$;

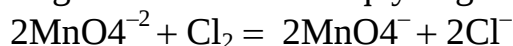
Ag uchun
 $E_0 = 0,80V$;

Standart elektrod potentsiallari qatori oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining borish yo'nalishini aniqlashga imkon beradi. Agar ikki elektrokimyoviy sistemadan galvanik element tuzilsa, elektronlar manfiy qutbdan musbat qutbga o'ta boshlaydi, ya'ni kichiq elektrod potentsialiga ega bo'lgan elektrokimyoviy sistemadan kattaroq elektrod potentsialiga ega bo'lgan sistemaga o'tadi. Bunda birinchi sistema qaytaruvchi, ikkinchi sistema esa oksidlovchi vazifasini bajaradi.

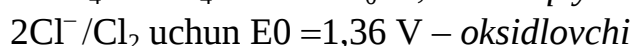
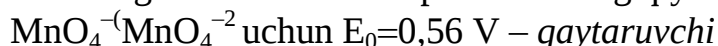
Standart elektrod potentsiallari qiymatiga qarab, reaksiyalarning qaysi tomonga o'z-o'zidan borishini aniqlash mumkin. Masalan, quyidagi reaksiyaning yo'nalishini aniqlash lozim:



Bu tenglama ionli shaklda quyidagicha bo'ladi:



Ionlarning standart elektrod potentsialining qiymati:



Demak, yuqoridagi reaksiya o'z-o'zicha boradi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida dastlabki moddalarining konsentrasiyalari kamayib, mahsulotlarning konsentrasiyalari ortib boradi. Bu ikkala yarim reaksiyalarning potentsiali qiymatlarini o'zgarishiga olib keladi. Oksidlovchining elektrod potentsiali kamayadi, qaytaruvchining elektrod potentsiali oshadi. Ikkala jarayonni potentsiallari bir-biriga tenglashganda kimyoviy muvozanat qaror topadi.

Metallar korroziyasi haqida tushuncha. Korroziya turlari. Ko'pchilik metallar havo, suv, kislota, ishqor va tuzlarning eritmalari ta'sirida yemiriladi. Bu hodisa *korroziya* deyiladi. Korroziya so'zi lotincha «*corrodere*» - *yemirilish* degan ma'noni anglatadi. Korroziya o'zining fizik-kimyoviy Harakteri jihatidan ikki xil bo'ladi: *kimyoviy* va *elektrokimyoviy korroziya*.

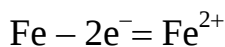
Metallarda qanday turdagi korroziya sodir bo'lishi metallni qurshab to'rgan muhitga bog'liq bo'ladi.

Metallarga quruq gazlar (kislorod, sulfid angidrid, vodorod sulfid, galogenlar, karbonat angidrid va x.k.), elektrolit bo'lmagan suyuqliklar ta'sir etganda *kimyoviy korroziya* sodir bo'ladi. Bu ayniqsa yuqori haroratli sharoitda ko'p uchraydi, shuning uchun bunday yemirilish metallarning *gaz korroziyasi* deb ham ataladi. Gaz korroziyasi ayniqsa, metallurgiyaga katta zarar keltiradi. Temir va po'lat buyumlarini gaz korroziyasidan saqlash uchun ularning sirti alyuminiy bilan qoplanadi.

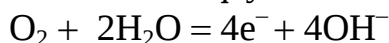
Suyuq yoqilg'ilar ta'sirida vujudga keladigan korroziya ham kimyoviy korroziya jumlasiga kiradi. Suyuq yoqilg'ining asosiy tarkibiy qismlari metallarni korroziyalantirmaydi, lekin, neft va surkov moylari tarkibidagi oltingugurt, vodorod sulfid va oltingugurtli organik moddalarning metallarga ta'siri natijasida korroziya vujudga keladi. Suvsiz sharoitdagina bu ta'sir namoyon bo'ladi. Suvda elektrokimyoviy korroziyaga aylanadi.

Elektrolitlar ta'sirida bo'ladigan korroziya *elektrokimyoviy korroziya* deyiladi. Ko'pgina metallar asosan elektrokimyoviy korroziya tufayli yemiriladi. Elektrokimyoviy korroziya metalda kichiq galvanik elementlar hosil bo'lishi natijasida sodir bo'ladi.

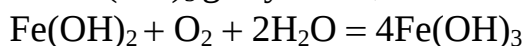
Galvanik elementlar hosil bo'lishiga sabab: 1) ko'p metallar tarkibida qo'shimcha sifatida boshqa metallar bo'lishi; 2) metall hamma vaqt suv, havo namligi va elektrolitlar qurshovida turishidir. Masalan, nam havoda temirga mis metali tegib to'rgan bo'lsin. Bunda galvanik element hosil bo'ladi (temir – anod, mis – katod vazifasini o'taydi). Temir oksidlanadi:



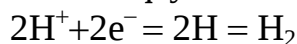
Bu elektronlar katod sirtida havo kislorodini qaytaradi:



Fe^{2+} ionlari OH^- ionlari bilan birikib, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ni hosil qiladi; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ havo kislorodi va namlik ta'sirida $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ga aylanadi;



Natijada temir korroziyaga uchraydi. Agar, vodorod ionlari mo'l bo'lsa, temirdan chiqqan elektronlar havodagi kislorodni qaytarmasdan vodorod ionlarini qaytaradi;



Temir qalayga tegib tursa, korroziya temir misga tegib to'rgandagiga qaraganda sustroq sodir bo'ladi, temir ruxga tegib tursa, zanglamaydi, chunki, temir ruxga qaraganda asl metaldir; elektrolitlar ishtirokida rux bilan temir hosil qilgan galvanik elementda rux – anod, temir – katod vazifasini bajaradi.

Metallar korroziyasini oldini olish. Metallarni korroziyadan saqlash uchun bir necha choralar qo'llaniladi: a) metall sirtini boshqa metallar bilan qoplash; b) metall sirtini metall bo'lmagan moddalar bilan qoplash; v) metallarga turli qo'shimchalar kiritish; g) metall sirtini kimyoviy birikmalar bilan qoplash.

Metall sirtini boshqa metallar bilan qoplash. Metall sirtini boshqa metallar bilan qoplash usullaridan biri *anod qoplash* hisoblanadi. Bu maqsadda ishlatiladigan metallning standart elektrod potentsiali metallarning aktivlik qatorida korroziyadan saqlanishi kerak bo'lgan metallnikiga qaraganda manfiy qiymatga ega bo'lishi lozim. Masalan, temirni rux bilan qoplash (anod qoplash) nihoyatda

katta foyda keltiradi, chunki temir buyum uning sirtini qoplagan ruxning hammasi tugamaguncha yemirilmaydi.

Temirni qalay bilan qoplanganda *katod qoplama* olinadi, chunki qoplovchi metall qoplanuvchi metallga nisbatan asroq. Katod qoplamaning biror joyi ko'chsa, himoya qilinuvchi metall, ya'ni temir juda tez yemiriladi.

Metall sirtini metall bo'lmagan moddalar bilan qoplash. Metallarning sirtini lak, bo'yoq, rezina, surkov moylari (solidol, texnik vazelin) bilan qoplash, emallash va hokazolar metallarni korroziyadan saqlaydi.

Metallarga turli qo'shimchalar kiritish. Odatdagi po'latga 0,2-0,5% mis qo'shish bilan po'latning korroziyaga bardoshlilikini 1,5-2 marta oshirish mumkin. Zanglamaydigan po'lat tarkibida 12%ga qadar xrom bo'ladi, bu xrom passiv holatda bo'lib, po'latga mustahkamlik beradi. Po'latga nikel va molibden qo'shilganida uning korroziyaga chidamliligi yanada ortadi. Bunday po'latlar *legirlangan po'latlar* deyiladi.

Metall sirtini kimyoviy birikmalar bilan qoplash. Maxsus kimyoviy operatsiyalar o'tkazib, metall sirtini korroziyaga chidamli birikmalar pardasi bilan qoplash mumkin. Bunday pardalar - oksidli, fosfatli, xromatli va hokazo pardalar nomi bilan yuritiladi. Metall sirtida korroziyaga chidamli oksid parda hosil qilish jarayoni *oksidirlash* deyiladi. Metall buyumni oksidirlashning uch usuli mavjud: 1) metall buyum sirti yuqori haroratda organik moddalar bilan oksidlantiriladi (qoraytiriladi, ko'kartiriladi va hokazo); 2) metall buyum (MnO_2 ; $NaNO_3$; $K_2Cr_2O_7$ kabi) oksidlovchi moddalar ishtirokida konsentrlangan ishqor eritmasi suyuqlikning qaynash haroratigacha qizdiriladi; 3) metall buyumni biror elektrolit eritmasi ichida anod qutbga joylab elektroliz o'tkaziladi, bu jarayon *anodirlash* deyiladi.

Korrozion aktivator va ingibitorlar. Korroziya jarayonining tezligiga eritmalarda bo'lgan ionlar, ya'ni H^+ va OH^- ionlari konsentrasiyasi, eritmaning (pH) i katta ta'sir ko'rsatadi. H^+ ionlari konsentrasiyasi ortsa, korroziya kuchayadi, OH^- ionlari konsentrasiyasining ortishi temirning korroziyalanishini susaytiradi. Lekin gidroksidlari amfoter xossaga ega bo'lgan metallar (Zn, Al, Pb)ning korroziyasi OH^- ionlari konsentrasiyasi ortganda tezlashadi.

Korroziyani tezlatuvchi moddalar *korrozion aktivatorlar* deyiladi. Bularga ftoridlar, xloridlar, sulfatlar, nitratlar va hokazolar kiradi. Korrozion muhitga qo'shilganida metallar korroziyasini susaytiradigan moddalar *korrozion ingibitorlar* deb ataladi. Masalan, aminlar, mochevina, aldegidlar, sulfidlar, xromatlar, fosfatlar, nitritlar, silikatlar va hokazolar korrozion ingibitorlardir.

Nazorat savollari

1. Standart elektrod potentsiali nima?
2. Galvanik elementlar deganda nimani tushunasiz?
3. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari deb nimaga aytiladi?
4. Oksidlovchi nima? Qaytaruvchi-chi?
5. Metallar korroziyasi deb nimaga aytiladi?
6. Metallar korroziyasining qanday turlarini bilasiz?

Tayanch so'z va iboralar

Elektrod potensial, metallning standart elektrod potentsiali, galvanik element, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari, oksidlanish, oksidlovchi, qaytarilish, qaytaruvchi, metallar korroziyasi, korroziya turlari, kimyoviy korroziya, elektrokimyoviy korroziya.

Foydalanilgan adabiyotlar

- 1.YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.
- 2.N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.
- 3.Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov Umumiy va anorganik kimyo. Toshkent. «O'zbekiston» 2003 y.

14 – MA'RUZA. Elektroliz. Elektroliz qonunlari.

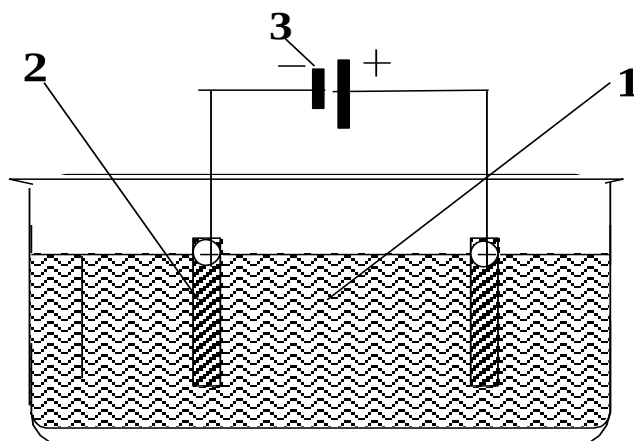
Reja:

1. Elektroliz jarayoni.
2. Suyuqlanma va eritma elektrolizi
3. Eriydigan va erimaydigan elektrodlar bilan olib boriladigan elektroliz

Muammoli savollar:

1. Natriy metalini sanoatda uning suyuqlanmasidan elektroliz qilib olinadi. Nima uchun kaliyni shu usul bilan olib bo'lmaydi?
2. Sanoatda elektroliz jarayonlarining qanday ahamiyati bor? Korroziya faqat metall va uning birikmalari-gagina xosmi yoki boshqa birikmalarda ham uchrashi mumkinmi?
3. Korroziyaning qaysi turi eng havfli, nima uchun?

Elektroliz jarayoni. Elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasi orqali o'zgarmas elektr toki o'tkazilganda elektrodlarda boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari *elektroliz* deb ataladi. Elektroliz jarayoni maxsus qurilmalar – elektrolizerlar yoki elektrolitik vannalarda olib boriladi.

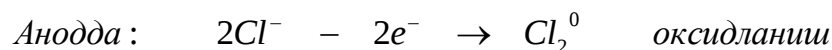
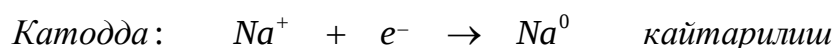


3-раам. Электролизёр схемас 1- анод 2- катод
3 — ыгармас ток манбаи.

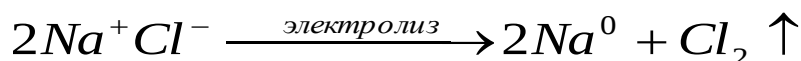
Agar elektrolitning suvdagi eritmasiga o'zgarmas tok manbaiga ulangan elektrod tushirilsa, eritmada tartibsiz harakatda bo'lgan ionlar bir tomonga yo'naladi: kationlar katodga, anionlar esa anodga tomon yo'naladi. Elektr toki manbaining ishlashi natijasida elektronlar anoddan katodga uzatiladi, shu sababli anodda elektronlar yetishmay qoladi, katodda esa ko'payib ketadi. Elektronlar katoddan musbat zaryadlangan ionlarga o'tadi va ularni neytral atomlarga aylantiriladi. Manfiy zaryadlangan ionlar anodga kelib unga o'z elektronlarini beradi va o'zi zaryadsizlanadi. Shunday qilib, elektrolizning mohiyati shundaki, katodda qaytarilish anodda esa oksidlanish jarayoni boradi.

Masalan, suyuqlantirilgan NaCl ning elektrolizi jarayonini ko'rib chiqamiz.

Agar NaCl suyuqlanmasi orqali elektr toki o'tkazilsa, suyuqlanmadagi Na^+ va Cl^- ionlari tegishli elektrodlar tomon yo'naladi va ularda quyidagi jarayonlar sodir bo'ladi:



Suyuqlantirilgan NaCl ning elektrolizi umumiy tarzda quyidagi tenglama bilan ifodalanadi.



Suyuqlantirilgan elektrolitlarning elektrolizi bilan elektrolit eritmalarining elektrolizi bir-biridan farq qiladi.

Tuzlarning suvdagi eritmalarining elektrolizida eritmada tuz ionlaridan tashqari suvning dissosilanishidan hosil bo'lgan H^+ va OH^- ionlarining hosil bo'lishi ham hisobga olinadi. Katod atrofida elektrolit va vodorod kationlari hamda anod atrofiga elektrolit va gidroksid ionlari to'planadi. Katod va anodda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayoni ionlarning oksidlanish-qaytarilish potentsiallari qiymatiga bog'liq.

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

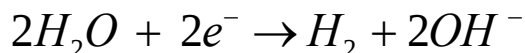
Vodorod elektrodning potentsiali $E_0=0$ ga tengligini va $\lg[H^+]=-\text{pH}$ ekanligini hisobga olsak, $E_0=-0,059 \cdot \text{pH}$ bo'ladi.

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

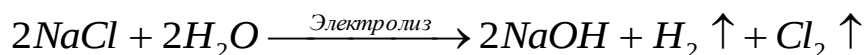
$$E_0=-0,059 \cdot 7=-0,41\text{v bo'ladi.}$$

Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metallning elektrod potentsiali – 0,41V dan katta bo'lsa, katodda metall emas, balki vodorod ajraladi. Agar metallning elektrod potentsiali – 0,41V ga yaqin bo'lsa, katodda metall ham, vodorod ham birgalikda qaytariladi.

Kislotali eritmalaridan vodorodni ajralib chiqishi vodorod ionlarining zaryadsizlanishi hisobiga boradi. Neytral va ishqoriy eritmalarida suv molekullari qaytariladi:



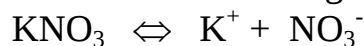
Masalan: NaCl suvdagi eritmasini elektroliz qilinganda, suv molekullari elektrolizga uchrashi hisobiga katodda Na o'rniga H_2 qaytariladi. Umumiy tarzda quyidagicha:



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

Tuzlar eritmalarining elektrolizini misollar asosida kurib chiqamiz.

1) KNO_3 tuzi eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



K^+/K uchun $E_0 = -2,93$ V bo'lib, K^+ kationlari katodda qaytarilmaydi,

NO_3^- anionlari suvli eritmalarida oksidlanmaydi. Katodda va anodda suv molekullari qaytariladi va oksidlanadi:

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

Anodda (+): $2H_2O - 4e^- = 4H^+ + O_2$.

$CuCl_2$ eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi.

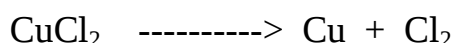


Misning standart elektrod potentsiali $E_0 = 0,34$ V bo'lganligi uchun katodda faqat mis ionlari qaytariladi, anodda esa xlorid ionlari oksidlanadi:

Katodda (-): $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$;

Anodda (+): $2Cl^- - 2e^- = Cl_2$

elektroliz



2) Tuz eritmalarining aktiv anod kullanilgandagi elektrolizi.

Bunday elektroliz jarayonida anod materiali eriydi. Masalan, kadmiy sulfat eritmasining elektrolizini misol qilish mumkin:



Katodda (-): $Cd^{2+} + 2e^- = Cd$

Anodda (+): $Cd - 2e^- = Cd^{2+}$

Elektroliz qonunlari. Elektroliz vaqtidagi anodda boradigan oksidlanish jarayonida anod materiali ikki guruhga: erimaydigan va eriydigan anodlarga bo'linadi.

Oksidlanmaydigan materialdan (grafit, platina) yasalgan anod *erimaydigan (inert) anod*, oksidlanadigan materialdan yasalgan anod *eriydigan (aktiv) anod* deyiladi.

Elektr energiyasining ta'sirida vujudga keladigan kimyoviy jarayonlar unumi bilan elektr toki o'rtasida miqdoriy bog'lanish borligini dastlab 1836 yilda ingliz

olimi M.Faradey aniqladi. Faradey fanga elektrod, anod, katod, anion, kation, elektrolit, elektroliz tushunchalarini kiritdi. Faradey o'z tajribalarini bajarishda bir necha galvanik elementni ketma-ket ulab, batareya hosil qildi; elektroliz qilishda ana shu batareyadan elektr manbai sifatida foydalandi. U o'zining ilmiy kuzatishlari asosida quyidagi elektroliz qonunlarini kashf etdi:

1. Faradeyning I qonuni. Elektroliz vaqtida elektrodga ajralib chiqadigan moddaning massasi miqdori eritmadan o'tgan elektr toki miqdoriga to'g'ri proporsional bo'ladi.

2. Faradeyning II qonuni. Agar bir necha elektrolit eritmasi orqali bir xil miqdorda ketma-ket ulangan holda, elektr o'tkazilsa elektrodlarda ajralib chiqadigan moddalarning massa miqdorlari o'sha moddalarning kimyoviy ekvivalentlariga proporsional bo'ladi.

Elektroliz vaqtida elektrodlarda 1 g – ekvivalent modda ajralib chiqishi uchun elektrolit eritmasidan 96500 kulon elektr toki o'tishi kerak. Bu son Faradey soni (F) deyiladi.

Faradey qonunlaridan

$$m = \frac{E \cdot I \cdot t}{F} \quad \text{yoki} \quad m = \frac{E \cdot Q}{F}$$

ifoda kelib chiqadi.

Bunda, m-moddaning massasi, E-moddaning gramm ekvivalenti (g-ekv); I-tok kuchi; Q-elektr miqdori; t-vaqt; F-Faradey soni; F=96500.

Elektroliz metallurgiya, kimyo sanoati va boshqa sohalarda keng qo'llaniladi. Metallarni ularning birikmalaridan ajratib olish, metall buyumlarni korroziyadan saqlashda, metall sirtiga korroziyabardosh metall qoplash kabi ishlarda elektrolizdan foydalaniladi.

Nazorat savollari

1. Elektroliz jarayonini tushuntiring.
2. Eritma va suyuqlanma elektrolizini boorish mexanizmini tushuntiring.
3. Faradey qonunlarini ayting.
4. Elektrodlar turi haqida tushuncha bering.

Tayanch so'z va iboralar

Elektroliz, suyuqlanma elektrolizi, eritmalar elektrolizi, elektroliz qonunlari, elektrodlar turi, eriydigan elektrodli elektroliz

Foydalanilgan adabiyotlar

1. YU.T.Toshpo'latov, SH.YE.Ishoqov. Anorganik kimyo. Toshkent. «O'qituvchi». 1992 y.
2. N.A.Parpiyev, H.R.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyo nazariy asoslari. Toshkent. «O'zbekiston». 2000 y.
3. Q.Ahmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov Umumiy va anorganik kimyo. Toshkent. «O'zbekiston» 2003 y.

Mundarija.

	Kirish. Kimyo fanining mazmuni va vazifalari, kimyo tarixi. O'zbekistonda kimyo fani va sanoatining rivojlanishi.	
	Kimyoning asosiy stexiometrik qonunlari va tushunchalar	
	D.I. Mendeleyevning kimyoviy elementlar davriy qonuni va davriy sistemi. Atom tuzilishi	
	Kimyoviy bog'lanish va molekulalar tuzilishi	
	Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti (termokimyo)	
	Kimyoviy kinetika va muvozanat	
	Eritmalar. Elektrolitmas eritmalarining xossalari	
	Elektrolitik dissosilaniş nazariyasi. Ionlararo reaksiyalar	
	Vodorod ko'rsatkich. Tuzlar gidrolizi	
	Oksidlanish-qaytarilishi reaksiyalari	
	Metallarning xossalari. Metallar korroziyasi. Elektroliz	

--	--	--