

**O‘ZBEKISTON RESPUBLIKASI
OLIIY VA O‘RTA MAXSUS TA‘LIM VAZIRLIGI
ANDIJON MASHINASOZLIK INSTITUTI**

«TEXNOLOGIYA» FAKULTETI

“FIZIKA VA KIMYO”

KAFEDRASI

oliy ta’limning

barcha muhandislik yo’nalishlari talabalari uchun

***“KIMYO”
FANIDAN
AMALIY MASHG‘ULOT
UCHUN
USLUBIY KO‘RSATMA***

ANDIJON 2015



«TASDIQLAYMAN»
Andijon mashinasozlik
institut o'quv-uslubiy
kengashida ko'rib chiqilgan va
ma'qullangan
Kengash raisi _____ Q.Ermatov
«__» _____ 2015 y.

«MA'QULLANGAN»
«Texnologiya» fakulteti ilmiy
kengashida muhokama qilingan va
ma'qullangan
Kengash raisi _____ X.Akbarov
«__» _____ 2015 y.

«TAVSIYA ETILGAN»
«Fizika va kimyo» kafedrasi
majlisida muhokama qilingan va
tavsiya etilgan

Kafedra mudiri _____ M.T Xalilov
(Kafedra majlisining __ - sonli bayonnomasi
«__» _____ 2015y)

Tuzuvchilar:

Qodirov A. – AndMI "Fizika va kimyo" kafedrasi dotsenti.

Qirgizov F. – AndMI "Fizika va kimyo" kafedrasi katta o'qituchi.

Saydaxmedov X.A. – AndMI "Fizika va kimyo" kafedrasi assistenti.

Taqrizchilar:

Abdullayev SH. – ADU "Umumiy kimyo" kafedrasi dotsenti, k.f.n.

Xalilov M. – AndMI "Fizika va kimyo" kafedrasi dotsenti, t.f.n.

KIRISH

Kimyo fani xalq xo'jaligining barcha tarmoqlarida muhim ahamiyatga egadir. Xususan, kimyoda erishilgan muvaffaqiyatlardan foydalanmay turib, hozirgi zamon neft va gaz, energetika, mexanika, kon-tog', metallurgiya va boshqa sanoatlarning taraqqiy etishi mumkin emas. Kimyo fanini muvaffaqiyatli o'rganishning zarur sharoiti albatta olingan nazariy bilimlarni laboratoriya ishlarini bajarish bilan tasdiqlashdir.

Ushbu uslubiy qo'llanmada laboratoriya ishlarini boshlashdan avval har bir ishga taalluqli mavzular bo'yicha nazariy ma'lumotlar berilgan bo'lib, u tajribalar o'tkazish, ularning kimyoviy va fizik-kimyoviy ma'nosini tushunish uchun zarur ma'lumotlarni o'z ichiga olgan. «Kimyo» fanidan laboratoriya mashg'ulotlarini o'tkazishdan asosiy maqsad kimyoning qonun va nazariy qoidalarini o'zlashtirish, kimyoviy jarayonlar borishiga har xil sharoitlarining ta'sirini aniqlash, eng muhim elementlar va ular birikmalarining xossalari bilan tanishishga yordam beradi.

«Kimyo» fanidan talabalar tajribalar o'tkazayotganlarida reaksiya natijasida moddalarda bo'ladigan hamma o'zgarishlarni maxsus laboratoriya daftarlariga yozishlari shart: tajriba o'tkazilayotgan sharoitni; kuzatishlarni (cho'kma hosil bo'lishi, eritma yoki cho'kma rangining o'zgarishi, issiqlik ajralishi yoki yutilishi, gaz hosil bo'lishi va hokazolarni); borayotgan reaksiyalarning tenglamasini, hisob va xulosalarini yozish, asbob bilan ishlaganda uning sxemasini chizishi lozim.

Talaba dasturda ko'rsatilgan barcha laboratoriya ishlarini bajarish davrida o'qituvchining mavzu bo'yicha bergan nazariy savollariga (kollokvium) javob berish bilan bir qatorda, tajribalarni o'tkazish tartibini bayon qilishi; tajriba natijalarini nazariy jihatdan tushuntirishi; reaksiyalarining molekular va ionli tenglamalarini tuzishi; oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishi lozim.

KIRISH NAZORAT ISHI SAVOLLARI

1. Anorganik birikmalarning sinflari haqida ma'lumotlar bering.
2. Oksidlarga ta'rif bering, ularning turlarini yozing va misollar keltiring, nomlang, grafik tasvirini yozing.
3. Tuzlarga ta'rif bering, ularning turlarini yozing va misollar keltiring, nomlang, grafik tasvirini yozing.
4. Kislotalarga ta'rif bering, ularning turlarini yozing va misollar keltiring, nomlang, grafik tasvirini yozing.
5. Asoslarga ta'rif bering, ularning turlarini yozing va misollar keltiring, nomlang, grafik tasvirini yozing.
6. Kimyoning asosiy qonunlari haqida tushunchalar bering.
7. Massaning saqlanish qonuni. Misollar keltiring.
8. Karrali nisbatlar qonuni. Misollar keltiring.
9. Tarkibning doimiylilik qonuni. Misollar keltiring.

10. Avogadro qonuni.
11. Ekvivalentlar qonuni.
12. Termakimyoviy reaksiyalar. Misollar keltiring.
13. Gess qonuni va uning ta`rifi. Misollar keltiring.
14. D.I. Mendeleyev davriy qonuni va elementlar davriy jadvali.
15. D.I. Mendeleyev davriy qonunining hozirgi zamon ta`rifi.
16. D.I. Mendeleyev davriy jadvalidagi elementlarning bosh va yonaki guruhlar bo'yicha joylashishi. Misollar asosida tushuntiring.
17. D.I. Mendeleyev davriy jadvalining kichik va katta davrlariga misollar keltiring.
18. Kimyoviy bog'lanishlar haqida ma'lumotlar bering.
19. Vodorod bog'lanish.
20. Ion bog'lanish.
21. Kovalent bog'lanish.
22. Kimyoviy kinetika. Kataliz. Kimyoviy muvozanatlar haqida ma'lumotlar bering.
23. Reaksiya tezligi va unga ta`sir etuvchi omillar.
24. Le-Shatellye prinsipi.
25. Tuzlarning gidrolizi.
26. Osmos hodisasi. Eritmaning osmotik bosimi.
27. Elektrolit eritmalariga ta`rif bering va misollar keltiring.
28. Kislota, asos, tuzlarning dissotsiatsiyasi.
29. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar.
30. Dissotsiatsiylanish darajasi nima? Ta`rif bering va misollar bilan tushuntiring.
31. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.
32. Berilgan Al_2O_3 , BaO , ZnSO_4 , $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ moddalarining anorganik birikmalarning qaysi sinfiga tegishli ekanligini, nomlanishini yozing, grafik tasvirini chizing.
33. Berilgan K_2O , BaO , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaHCO_3 moddalarining anorganik birikmalarning qaysi sinfiga tegishli ekanligini, nomlanishini yozing, grafik tasvirini chizing.
34. Berilgan CuO , NO_2 , NaHCO_3 , NaHSO_4 moddalarining anorganik birikmalarning qaysi sinfiga tegishli ekanligini, nomlanishini yozing, grafik tasvirini chizing.
35. Berilgan $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$, ZnSO_4 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ moddalarining anorganik birikmalarning qaysi sinfiga tegishli ekanligini, nomlanishini yozing, grafik tasvirini chizing.
36. Berilgan Cr_2O_3 , N_2O_5 , BaSO_4 , H_3PO_4 moddalarining anorganik birikmalarning qaysi sinfiga tegishli ekanligini, nomlanishini yozing, grafik tasvirini chizing.
37. Berilgan Fe_2O_3 , BeO , MgO , BaCO_3 moddalarining anorganik birikmalarning qaysi sinfiga tegishli ekanligini, nomlanishini yozing, grafik tasvirini chizing.

38. Berilgan Cr_2O_3 , N_2O_5 , MnO , $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$ moddalarining anorganik birikmalarning qaysi sinfiga tegishli ekanligini, nomlanishini yozing, grafik tasvirini chizing.

39. Berilgan NaCl , HNO_3 , NO , $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ moddalarining anorganik birikmalarning qaysi sinfiga tegishli ekanligini, nomlanishini yozing, grafik tasvirini chizing.

40. Berilgan $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CO_2 , H_2SO_4 , $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$ moddalarining anorganik birikmalarning qaysi sinfiga tegishli ekanligini, nomlanishini yozing, grafik tasvirini chizing.

41. 5,6 l. vodorodning massasini aniqlang.

42. 8 g. tuz 150 g. suvda eritildi. Shu tuz eritmasining % li konsentratsiyasini aniqlang.

43. 15% li 200 g eritma hosil qilish uchun osh tuzidan qancha olish kerak?

44. Zichligi $1,149 \text{ g/sm}^3$ bo'lgan 16% aluminiy xlorid eritmasining molar konsentratsiyasini aniqlang.

45. 300 g eritmada 15 g tuz bo'lsa, shu eritmaning % konsentratsiyasini aniqlang.

46. Quyidagi reaksiyaning $\text{FeCl}_3 + \text{KOH} =$ molekular va ionli tenglamasini yozing.

47. Quyidagi oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi tenglamasini davom ettirib, reaksiyani tenglashtiring $\text{Cu} + \text{HNO}_3 =$

48. Quyidagi oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi tenglamasini davom ettirib, reaksiyani tenglashtiring $\text{NaJ} + \text{NaJO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{J}_2 + \dots +$

49. Quyidagi reaksiyalarning molekular va ionli tenglamalarini yozing:

$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HCl} =$

$\text{AlBr}_3 + \text{HNO}_3 =$

50. Quyidagi reaksiyani tenglashtirib, oksidlovchi va qaytariluvchini aniqlang:

$\text{K MnO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2 \text{MnO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

REYTING TIZIMI ASOSIDA BAHOLASH MEZONI.

"Kimyo" fani bo'yicha reyting jadvallari, nazorat turi, shakli, soni hamda har bir nazoratga ajratilgan maksimal ball, shuningdek joriy va oraliq nazoratlarining saralash

ballari haqidagi ma'lumotlar fan bo'yicha birinchi mashg'ulotda talabalarga e'lon qilinadi.

Fan bo'yicha talabalarning bilim saviyasi va o'zlashtirish darajasining Davlat ta'lim

standartlariga muvofiqligini ta'minlash uchun quyidagi nazorat turlari o'tkaziladi:

— **joriy nazorat (JN)** - talabaning fan mavzulari bo'yicha bilim va amaliy ko'nikma

darajasini aniqlash va baholash usuli. Joriy nazorat fanning xususiyatidan kelib chiqqan holda

amaliy mashg'ulotlarda o'zaki so'rov, test o'tkazish, suhbat, nazorat ishi, kollektivum, uy vazifalarini tekshirish va shu kabi boshqa shakllarda o'tkazilishi mumkin;

— **oralik nazorat (ON)** - semestr davomida o'quv dasturining tegishli (fanlarning bir necha mavzularini o'z ichiga olgan) bo'limi tugallangandan keyin talabanning nazariy bilim va amaliy ko'nikma darajasini aniqlash va baholash usuli. Oraliq nazorat bir semestrda ikki marta o'tkaziladi va shakli (yozma, og'zaki, test va xokazo) o'quv faniga ajratilgan umumiy soatlar hajmidan kelib chiqqan holda belgilanadi;

— **yakuniy nazorat (YaN)** - semestr yakunida muayyan fan bo'yicha nazariy bilim va amaliy ko'nikmalarni talabalar tomonidan o'zlashtirish darajasini baholash usuli. Yakuniy nazorat asosan

tayanch tushuncha va iboralarga asoslangan "Yozma ish" shaklida o'tkaziladi.

ON o'tkazish jarayoni kafedra mudiri tomonidan tuzilgan komissiya ishtirokida muntazam ravishda o'rganib boriladi va uni o'tkazish tartiblari buzilgan hollarda, **ON** natijalari bekor qilinishi mumkin. Bunday hollarda **ON** qayta o'tkaziladi.

Oliy ta'lim muassasasi rahbarining buyrug'i bilan ichki nazorat va monitoring bo'limi rahbarligida tuzilgan komissiya ishtirokida YaN ni o'tkazish jarayoni muntazam ravishda o'rganib boriladi va uni o'tkazish tartiblari buzilgan hollarda, YaN natijalari bekor qilinishi mumkin.

Bunday hollarda YaN qayta o'tkaziladi.

Talabanning bilim saviyasi, ko'nikma va malakalarini nazorat qilishning reyting tizimi asosida talabanning fan buyicha o'zlashtirish darajasi ballar orqali ifodalanadi.

"kimyo" fani bo'yicha talabalarning semestr davomidagi o'zlashtirish ko'rsatkichi 100 ballik tizimda baholanadi.

Ushbu 100 ball baxolash turlari bo'yicha quyidagicha taksimlanadi: Ya.N.-30 ball, qolgan 70 ball esa J.N.-35 ball va O.N.-35 ball qilib taksimlanadi.

Ball	Baho	Talabalarning bilim darajasi
86-100	A'lo	aror Qabul qilish. Ijodiy fikrlay olish. Mustaqil mushoxada yurita olish. Olgan bilimlarini amalda qo'llay olish. Moxiyatini tushuntirish. Bilish, aytib berish. Tasavvurga ega bulish.
71-85	Yashi	Mushohada qilish. Olgan bilimlarini amalda qo'llay olish.Moqiyatini tushuntirish. Bilish,aytib berish. Tasavvurga ega bulish.

55-70	Qoniqarli	Mohiyatini tushuntirish. Bilish, aytib berish Tasavvurga ega bo'lish.
0-54	Qoniqarsiz	Aniq tasavvurga ega bo'lmaslik. Bilmaslik.

Fan bo'yicha saralash bali 55 ballni tashkil etadi. Talabani saralash balidan past bo'lgan o'zlashtirishi reyting daftarchasida qayd etilmaydi.

— Talabalarning o'quv fani bo'yicha mustaqil ishi joriy, oraliq va yakuniy nazoratlar jarayonida tegishli topshiriqlarni bajarishi va unga ajratilgan ballar dan kelib chiqqan qolda baqolanadi. Talabani fan bo'yicha reytingi quyidagicha aniqlanadi:

$$R = \frac{V \cdot O'}{100},$$

bu yerda: V- semestrda fanga ajratilgan umumiy o'quv yuklamasi (soatlarda);

U -fan bo'yicha o'zlashtirish darajasi (ballarda).

— Fan bo'yicha joriy va oraliq nazoratlarga ajratilgan umumiy ballning 55 foizi saralash ball hisoblanib, ushbu foizdan kam ball to'plagan talaba yakuniy nazoratga kiritilmaydi.

— Joriy **JN** va oraliq **ON** turlari bo'yicha 55 ball va undan yuqori bali to'plagan talaba fanni o'zlashtirgan deb hisoblanadi va ushbu fan bo'yicha yakuniy nazoratga kirmasligiga yo'l qo'yiladi.

— Talabani semestr davomida fan bo'yicha to'plagan umumiy bali xar bir nazorat turidan belgilangan qoidalarga muvofiq to'plagan ballari yig'indisiga teng.

— **ON** va **YaN** turlari kalendar tematik rejaga muvofik dekanat tomonidan tuzilgan reyting nazorat jadvallari asosida o'tkaziladi. **YaN** semestrning oxirgi 2 xaftasi mobaynida o'tkaziladi.

— **JN** va **ON** nazoratlarda saralash balidan kam ball to'plagan va uzrli sabablarga ko'ra nazoratlarda qatnasha olmagan talabaga qayta topshirish uchun, navbatdagi shu nazorat turigacha, so'nggi joriy va oraliq nazoratlar uchun esa yakuniy nazoratgacha bo'lgan muddat beriladi.

— Talabani semestrda **JN** va **ON** turlari bo'yicha to'plagan ballari ushbu nazorat turlari umumiy balining 55 foizidan kam bo'lsa yoki semestr yakuniy joriy, oraliq va yakuniy nazorat turlari

bo'yicha to'plagan ballari yiqindisi 55 balidan kam bo'lsa, u akademik qarzidor deb qisoblanadi.

— Talaba nazorat natijalaridan norozi bo'lsa, fan bo'yicha nazorat turi natijalari e'lon qilingan vaqtdan boshlab bir kun mobaynida fakultet dekaniga ariza bilan murojaat etishi mumkin.

Bunday holda fakultet dekanining taqdimnomasiga ko'ra rektor buyruqi bilan 3 (uch) a'zodan kam bo'lmagan tarkibda apellyasiya komissiyasi tashkil etiladi.

— Apellyasiya komissiyasi talabalarning arizalarini ko'rib chiqib, shu kunning o'zida hulosasini bildiradi.

___ Baxolashning oʻrnatilgan talablar asosida belgilangan muddatlarda oʻtkazilishi hamda rasmiylashtirilishi fakultet dekani, kafedra mudiri, oʻquv-uslubiy boʻlim hamda ichki nazorat va monitoring boʻlimi tomonidan nazorat qilinadi.

Talabalar ON dan toʻplaydigan ballarning namunaviy mezonlari

№	Koʻrsatgichlar	ON ballari		
		maks	1-ON	2-ON
1.	Darslarga qatnashganlik darajasi. Ma'ruza darslaridagi faolligi, konspekt daftarlarining yuritilishi va toʻliqligi.	15	0-7	0-8
2.	Talabalarining mustaqil ta'lim topshiriqlarini oʻz vaqtida va sifatli bajarishi va oʻzlashtirish.	10	0-5	0-5
3.	Ogʻzaki savol-javoblar, kollektivium va boshqa nazorat turlari natijalari boʻyicha	10	0-5	0-5
Jami ON ballari		35	0-15	0-20

Talabalar JN dan toʻplaydigan ballarning namunaviy mezonlari

№	Koʻrsatgichlar	JN ballari		
		maks	1-JN	2-JN
1.	Darslarga qatnashganlik va oʻzlashtirishi darajasi. Amaliymashgʻulotlardagi faolligi, amaliy Mashgʻulot daftarlarining yuritilishi va holati	15	0-7	0-8
2.	Mustaqil ta'lim topshiriqlarining oʻz vaqtida va sifatlibajarilishi. Mavzular boʻyicha uy vazifalarini bajarilish vaoʻzlashtirishi darajasi.	10	0-5	0-5
3.	Yozma nazorat ishi yoki test savollariga berilgan javoblar	10	0-5	0-5
Jami JN ballari		35	0-20	0-15

Yakuniy nazorat "Yozma ish" shaklida belgilangan boʻlsa, u qolda yakuniy nazorat 30 ballik "Yozma ish"variantlari asosida ztkaziladi.

Agar yakuniy nazorat markazlashgan test asosida tashkil etilgan boʻlib fan boʻyicha yakuniy nazorat

"Yozma ish" shaklida belgilangan boʻlsa, u qolda yakuniy nazorat quyidagi jadval asosida amalga oshiriladi.

№	Ko'rsatkichlar	YaN ballari	
		maks	O'zgarish oralig'i
1.	Fan bo'yicha yakuniy yozma ish nazorati	6	0-6
	Jami	30	0-30

Yakuniy nazoratda "Yozma ish"larni baqolash mezonlari

Yakuniy nazorat "Yozma ish" shaklida amalga oshirilganda, sinov ko'p variantli usulda o'tkaziladi. har bir variant 2 ta nazariy savol va 4 ta amaliy topshiriqdan iborat. Nazariy savollar fan bo'yicha tayanch so'z va iboralar asosida tuzilgan bo'lib, fanning barcha mavzularini o'z ichiga qamrab olgan. har bir nazariy savolga yozilgan javoblar bo'yicha o'zlashtirish ko'rsatkichi 0-3 ball oralig'ida baholanadi. Amaliy topshiriq esa 0-6 ball oralig'ida baholanadi. Talaba maksimal 30 ball to'plashi mumkin.

Yozma sinov bo'yicha umumiy o'zlashtirish ko'rsatkichini aniqlash uchun variantda berilgan savollarning har biri uchun yozilgan javoblarga qo'yilgan o'zlashtirish ballari qo'shiladi va yiqindi talabaning yakuniy nazorat bo'yicha o'zlashtirish balli qisoblanadi

"Kimyo" fani bo'yicha amaliy mashg'ulotining kalendar tematik rejasini

T/p	Amaliy mashg'ulotlar mavzulari.(barchasi)	soat
	1-Mavzu: D. I. Mendeleyevning elementlar davriy sistemasi. Atom tuzulishi. Molekulaning tuzulishi va kimyoviy bog'lanish.Kompleks birikmalar.	2
	2-Mavzu: Kimyoviy jarayonlar energetikasi. Reaksiyani .Gibbs energiyasini aniqlash.Kimyoviy reaksiya tezligi. Kimyoviy muvozanat.	2
	3-Mavzu: Eritma konsentrasiyasini ifodalash. Eritma xossalari.	2
	4-mavzu: Elektrolitik eritmalar xossalari. Eritmani vodorod ko'rsatkichi	2
	5-mavzu: Tuzlar gidrolizi.Oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi.	2
	6-mavzu: Metallarni kimyoviy xossalari.Galvanik elementlar va ularni elektr yurituvchi kuchi. Elektroliz.Metallar korroziyasi va korroziyasidan himoyalash usullari.	2
	7-mavzu: Anorganik birikmalar sinflari.Magniy va kalsiy birikmalarini xossalari. Suvning qattiqligi.Alyuminiy va uning birikmalarining xossalari.Qo'shimcha gruppacha metallarning birikmalari..	2
	8-mavzu: . Polimer materiallar.	2
	9-mavzu: Akkumulyatorlar . Galvanik qoplama, uni xosil qilish. Xromitronlar. Yopishqoq moddalar kimyosi.	2
	Jami	18

1 - AMALIY MASHG'ULOT

Anorganik birikmalarning asosiy sinflari

Moddalarni sinflarga bo'lish ularning xususiyatlarini mukammal o'rganish uchun qulaylik yaratadi. Shu sababli anorganik moddalar tarkibi va xossalari qarang quyidagi sinflarga bo'linadi: 1.Oksidlar; 2.Asoslar; 3.Kislotalar; 4.Tuzlar.

Oksidlar

Oksidlar tabiatda eng keng tarqalgan murakkab moddalardan hisoblanadi. Ularning tarkibi ikki elementdan tashkil topgan bo'lib, biri kisloroddan iborat.

Kislorodning barcha elementlar bilan hosil qilgan birikmalari oksidlar deyiladi.

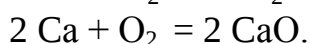
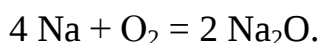
Oksidlarning ko'pchiligi odatdagi sharoitda qattiq (metallarning barcha oksidlari: MgO, CaO, CuO...), ayrimlari gaz (metallmaslar oksidlari: CO₂, SO₂, NO₂,...) va suyuq (N₂O) moddalar.

Tuz hosil qilish va hosil qilmaslik jihatidan oksidlar ikki guruhga bo'linadi. Bularga N₂O - azot (I) – oksidi, NO – azot (II) – oksidi, va CO₂ – karbon (II) – oksidlarini misol qilish mumkin. Bu oksidlar kimyoviy jihatdan faol bo'lmaganligi sababli, ular tuz hosil qila olmaydilar.

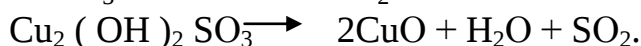
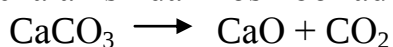
Ikkinchi turdagi oksidlar tuz hosil qiluvchi oksidlar bo'lib, ular o'z navbatida kimyoviy xossasiga ko'ra uch toifaga bo'linadi: 1. Asosli oksidlar; 2. Kislotali oksidlar; 3. Amfoter oksidlar.

1. *Asosli oksidlar.* Metallarning kislorod bilan hosil qilgan ko'pchilik oksidlari asosli oksid hisoblanadi. Ularga Na₂O, K₂O, CaO, MgO, FeO kabi oksidlar misol bo'la oladi. Bu oksidlarga asoslar muvofiq kelgani sababli, ular asosli oksidlar deyiladi.

Olinishi: 1. Asosli oksidlar metallar bevosita kislorod bilan birikkanda hosil bo'ladi:



2. Tuzlarning parchalanishidan hosil bo'ladi:



3. Asoslar (gidrooksidlar) ning parchalanishidan hosil bo'ladi:



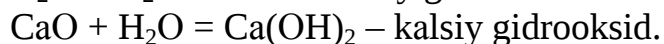
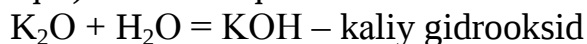
Nomlanishi. Asosli oksidlarni nomlashda oksidning nomi metall nomiga “ oksid ” so'zi qo'shib hosil qilinadi:

Na₂O – natriy oksidi

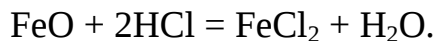
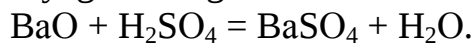
BaO – bariy oksidi.

Agar oksid tarkibidagi metall o'zgaruvchan oksidlanish darajasiga ega bo'lsa, u vaqtda metallning nomidan so'ng uning valentligi rim raqamida yozilib, keyin «oksid» so'zi qo'shib o'qiladi: FeO – temir (II) – oksidi, Fe₂O₃ - temir (III) – oksidi, Cu₂O – mis (I) – oksidi, CuO – mis (II) – oksidi.

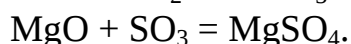
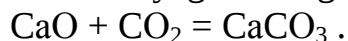
Kimyoviy xossalari. 1. Ayrim asosli oksidlar oddiy sharoitda suv bilan birikib, suvda eriydigan asos (ishqor)larni hosil qiladilar:



2. Kislotalar bilan reaksiyaga kirishganda tuz va suv hosil qiladi:

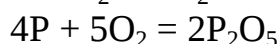
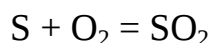


3. Kislotali oksidlar bilan reaksiyaga kirishganda tuz hosil bo'ladi:

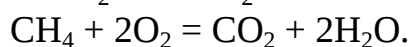
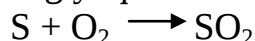


2. *Kislotali oksidlar.* Metallmas (metalloid) larning kislorod bilan hosil qilgan birikmalari kislotali oksidlar hisoblanadi. CO_2 , SO_2 , N_2O_5 , P_2O_5 , SO_3 bularga misol bo'la oladi. Kislotali oksidlarga tegishli kislotalar muvofiq kelgani uchun kislotali oksidlar deyiladi. Ya'ni CO_2 va H_2CO_3 (karbonat kislota) SO_2 va H_2SO_3 (sulfit kislota) muvofiq keladi. Bunga Cr_2O_3 xrom (VI) – oksidi, Mn_2O_7 – marganes – (VII) oksidi misol bo'la oladi.

Olinishi. 1. Kislotali oksidlar metallmaslar to'g'ridan – to'g'ri kislorod bilan birikkanda hosil bo'ladi:



2. Murakkab moddalarning yoqilishi:



3. Kislorodli kislotalar parchalanganda hosil bo'ladi:



4. Tuzlarning parchalanishidan hosil bo'ladi:



Nomlanishi. Kislotali oksidlarni nomlashda metallmasning nomidan so'ng, uning nomi yoziladi va oksid so'zi qo'shiladi:

CO_2 – uglerod (IV) – oksidi;

N_2O_3 – azot (III) – oksidi.

SO_3 – oltingugurt (VI) – oksidi;

P_2O_5 – fosfor (V) – oksidi.

Kislotali oksidlar “angidridlar” ham deyiladi. Bunda avval mos keladigan kislota nomi, so'ng “angidrid” so'zi qo'shib aytiladi:

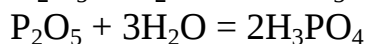
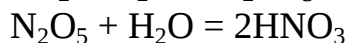
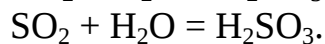
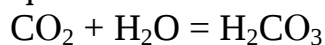
CO_2 – karbonat angidrid;

SO_3 - sulfat angidrid;

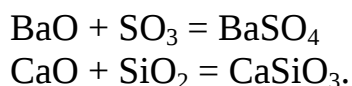
SO_2 - sulfit angidrid;

P_2O_5 – fosfat angidrid.

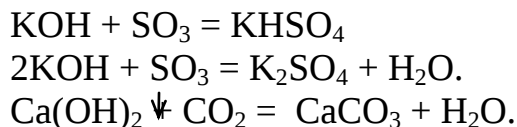
Kimyoviy xossalari. 1. Kislotali oksidlar to'g'ridan – to'g'ri suv bilan birikib, tegishli kislotalarni hosil qiladilar:



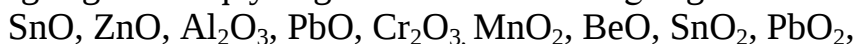
2. Asosli oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi.



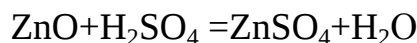
3. Asoslar bilan reaksiyaga kirishganda normal yoki nordon tuz va suv hosil bo'ladi:



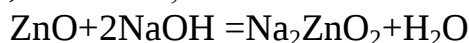
3. *Amfoter oksidlar.* Reaksiyaning sharoitiga qarab ham asos, ham kislota xossalarini namoyon qiladigan oksidlar amfoter oksidlar deyiladi. Masalan, ruh, aluminiy, qalay, qo'rg'oshin, xrom (III), marganes (IV) va berilliy oksidlari amfoter xossaga ega. Ular quyidagi formula ko'rinishiga ega bo'ladi:



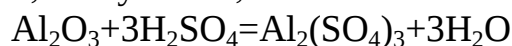
Amfoter oksidlar oddiy sharoitda qattiq moddalar. Amfoter oksidlar suv bilan bevosita birikmaydi, lekin ular ham asos, ham kislotalar bilan reaksiyaga kirishadi. Masalan:



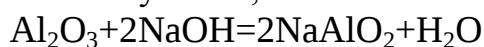
asosli oksid hamda kislota, ruh sulfat;



kislotali oksid hamda asos, natriy sinkat;



asosli oksid hamda kislota aluminiy sulfat;



kislotali oksid hamda asos.

Ba'zi o'zgaruvchan oksidlanish darajasiga ega bo'lgan metallar kislorod bilan turli xossadagi har xil oksidlarni hosil qiladilar. Masalan:

CrO – xrom (II) – oksidi asos xossasiga ega,

Cr_2O_3 – xrom (III) – oksidi amfoter xossasiga ega,

CrO_3 – xrom (VI) – oksidi kislota xossasiga ega bo'ladi.

Marganes metali kislorod bilan reaksiyaga kirishganda 5 ta oddiy va aralash oksidlarni hosil qiladi. Ularning kimyoviy formulasi quyidagicha:

MnO – marganes (II) – oksidi asos xossasiga ega,

Mn_2O_3 – marganes (III) – oksidi asos xossasiga ega,

Mn_3O_4 – aralash oksid,

MnO_2 – marganes (IV) – oksidi amfoter xossaga ega,

MnO_3 – marganes (VI) – oksidi kislotali xossaga ega,

Mn_2O_7 – marganes (VII) – kislotali oksid.

ASOSLAR

Manfiy qismi gidrooksid – ion OH^- - bo'lgan birikmalar asoslar deyiladi. Asoslar metall ion va metall valentligiga teng bo'lgan gidrooksid ionlaridan tashkil topgan. Ularning umumiy formulasi: Me(OH)_n , Me – metall (yoki metall xarakteriga ega bo'lgan radikal, masalan, NH_4^+), n – gidrooksidlar soni.

Nomlanishi. Asoslarning nomlanishida metall nomiga gidrooksid so'zi qo'shib aytiladi. Masalan, LiOH – litiy gidrooksid, Ba(OH)_2 – bariy gidrooksid. Metall

o'zgaruvchan valentlik namoyon qilsa, bir necha gidrooksidlar hosil qilishi mumkin. Bu holda metall nomidan so'ng qavs ichida rim raqami bilan metallning oksidlanish darajasi yoziladi. Ya'ni, $Mn(OH)_2$ - marganes (II) gidrooksidi; $Mn(OH)_3$ - marganes (III) gidrooksidi.

Suvda eriydigan asoslar ishqorlar deyiladi. (Mendelyev davriy jadvalining I – II guruhi asosiy guruhcha elementlari hosil qiladi).

Ayrim gidrooksidlar xossalariga va ishlatilishiga qarab ham alohida nomlanadi.

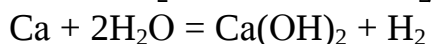
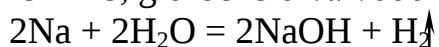
NH_4OH – novshadil spirti, ammoniy gidrooksid.

KOH – o'yuvchi kaliy, kaliy ishqori.

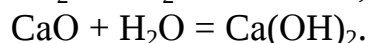
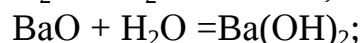
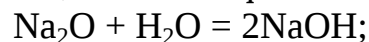
$Ca(OH)_2$ – so'ndirilgan ohak.

Olinishi. Asoslarning olinishida, asosan, quyidagi usullar amaliy ahamiyatga ega.

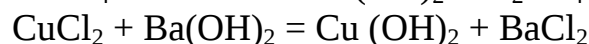
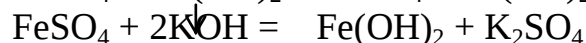
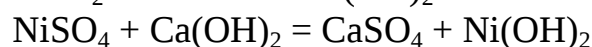
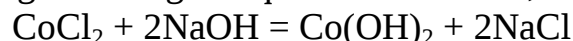
1. Aktiv metallarning suv bilan birikishi. Ishqoriy va ishqoriy – yer metallari suv bilan birikib, gidrooksid va vodorod hosil qiladi:



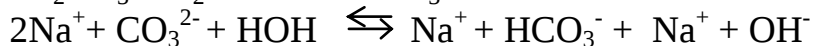
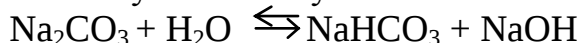
2. Ko'pgina asosli metall oksidlari suv bilan birikib, asos hosil qiladilar:



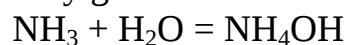
3. Tuzlarning ishqorlar bilan birikishi. Tegishli metallarning suvda yaxshi eriydigan tuzlarga ishqorlar ta'sir ettirib, suvda erimaydigan asoslar olinadi.



4. Tuzlar suvli eritmalarining elektrolizi. Bu usuldan ko'pgina miqdorlar olinishida foydalaniladi. Masalan, osh tuzining eritmasi elektroliz qilinganda eritmada o'yuvchi natriy hosil bo'ladi.

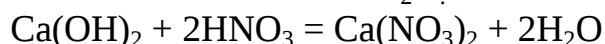
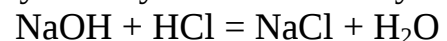


5. Ammoniy gidrooksidi ammiak gazi (NH_3)ni suvda eritib olinadi:

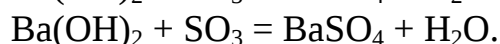
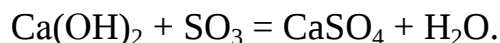


Kimyoviy xossalari.

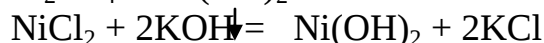
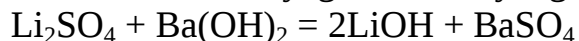
1. Asoslar kislotalar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi. Bunday reaksiyalar neytrallanish reaksiyalari deyiladi.



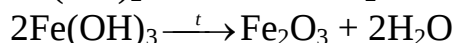
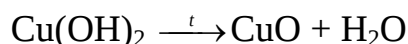
2. Asoslar kislotali oksidlar bilan ham reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi:



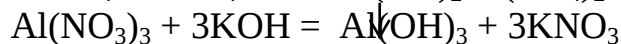
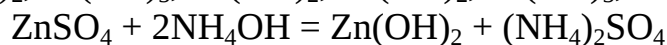
3. Asoslar tuzlar bilan reaksiyaga kirishib, yangi tuz va yangi asos hosil qiladi:



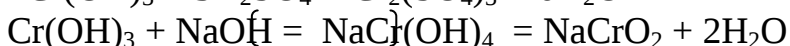
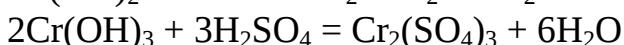
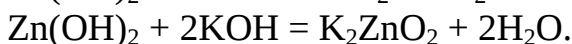
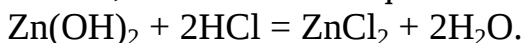
4. Ishqorlar $NaOH$ va KOH qizdirishga juda chidamlidir. Lekin, suvda erimaydigan asoslar qizdirilganda tezda parchalanadi:



5. Baʼzi asoslar, ham kislotalar bilan, ham ishqorlar bilan, reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi. Bular amfoter gidrooksidlar deyiladi. Ularga Be(OH)_2 , Zn(OH)_2 , Al(OH)_3 , Sn(OH)_2 , Pb(OH)_2 , Cr(OH)_3 , Mn(OH)_4 misol boʻla oladi.



Amfoter gidrooksidlar suvda erimaydi. Ular kislota va ishqorlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi.



Yuqori negizli asoslar quyidagicha ionlanadilar:

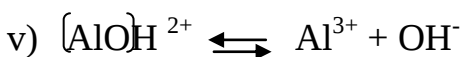
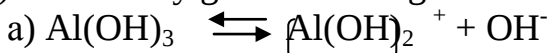
- 1). Natriy asosining ionlanishi:



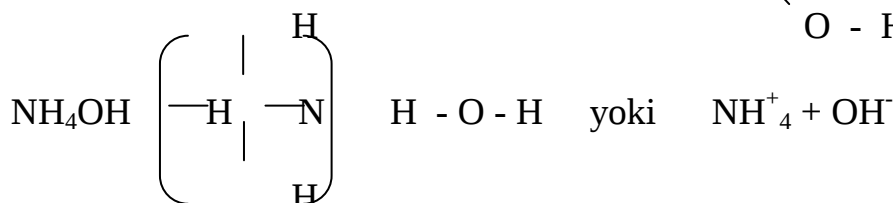
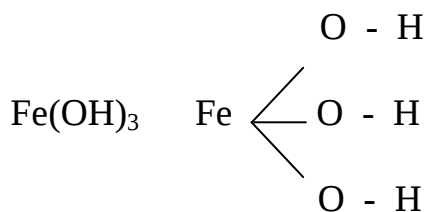
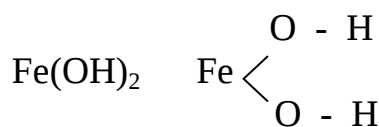
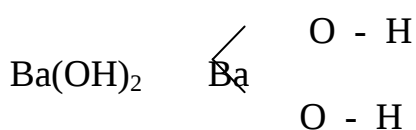
- 2). Magniy gidrooksidning ionlanishi:



- 3). Aluminiy gidrooksidning ionlanishi:



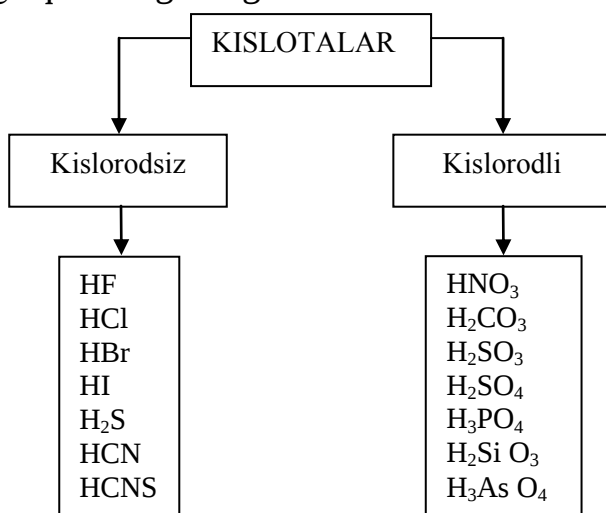
Ayrim asoslarning tuzilishi quyidagicha boʻladi:



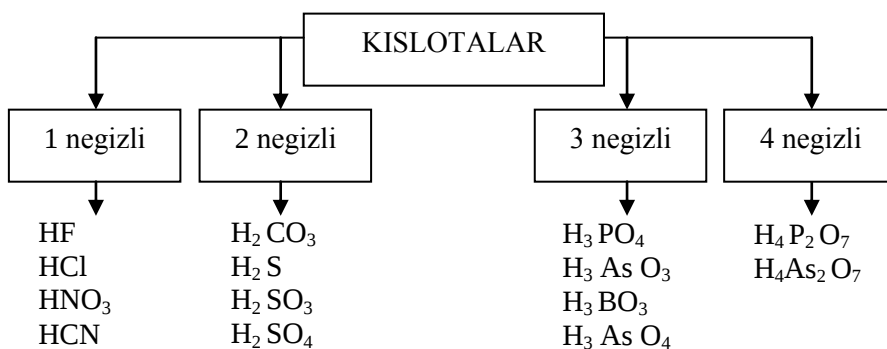
Kislotalar

Suvli eritmalarida vodorod kationidan boshqa musbat ion (kation) hosil qilmaydigan murakkab kimyoviy birikmalar kislotalar deyiladi. Kislotalarga kislotali oksidlarning gidratlari, hamda ayrim metallmaslarning vodorodli

birikmalarining suvdagi eritmaları kiradi. Ularning tarkibida kislorod bor, yoki yo'qligiga qarab 2 guruhga: kislorodli va kislorodsiz kislotalarga ajratish mumkin.



Kislotalar tarkibidagi vodorod ionlarining soniga qarab bir negizli, ikki negizli, uch negizli va to'rt negizli bo'ladi.



Nomlanishi. Kislorodsiz kislotalarni nomlashda, avval kislota hosil qiluvchi element nomi aytilib, oxiriga «id» qo'shimchasi qo'shiladi.

HF – fluorid kislota

H₂S – sulfid kislota

HCl – xlorid kislota

HBr – bromid kislota

Kislorodli kislotalarning nomi kislota hosil qilgan element nomiga, uning valentligini xarakterlaydigan, ya'ni quyi valentligiga -it, yuqori valentligiga -at qo'shimchasi qo'shib o'qiladi:

HNO₂ – nitrit kislota

HMnO₄ – permanganat kislota

HNO₃ - nitrat kislota

H₂MnO₄ – manganat kislota

H₂SO₃ - sulfid kislota

H₂SiO₃ - silikat kislota

H₂SO₄ - sulfat kislota

H₃PO₄ - fosfat kislota

H₂S₂O₃ tiosulfat kislota

H₄P₂O₇ - pirofosfat kislota

HClO gipoxlorit kislota

H₃AsO₃ - arsenit kislota

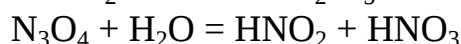
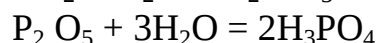
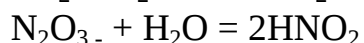
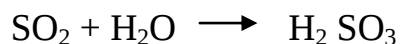
HClO₃ – xlorat kislota

H₃AsO₄ - arsenat kislota

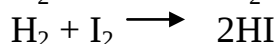
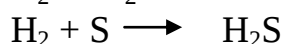
HClO₄ - perxlorat kislota

H₃BO₃ – borat kislota

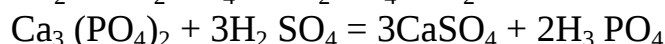
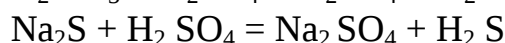
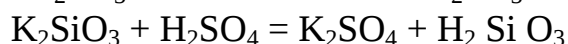
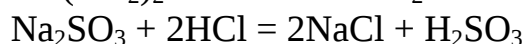
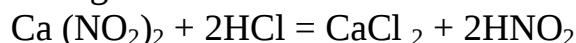
Olinishi. 1. Kislotali oksidlar (angidridlar)ni suvda eritish:



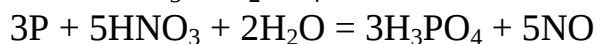
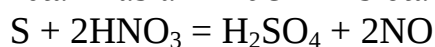
2. Metallmaslarning to'g'ridan-to'g'ri vodorod bilan ta'sirlanishi natijasida:



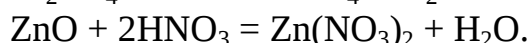
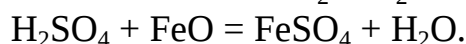
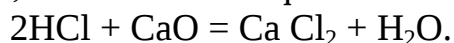
3. Tuzlarga kislota ta'sir ettirib olinadi:



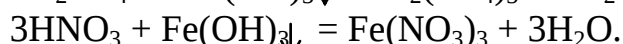
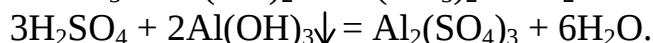
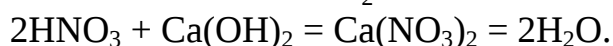
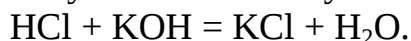
4. Metallmaslarni kuchli kislotalar ta'sirida oksidlab olinadi:



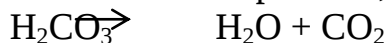
Kimyoviy xossalari. Kislotalar asosli va amfoter oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladilar:



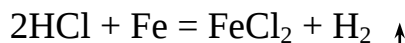
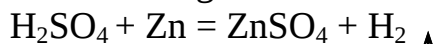
2. Kislotalar gidrooksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi. Bu reaksiya neytrallanish reaksiyasi deyiladi:



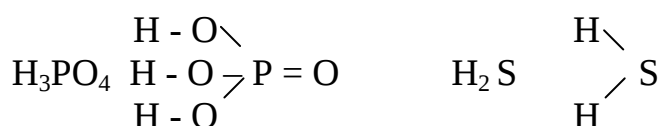
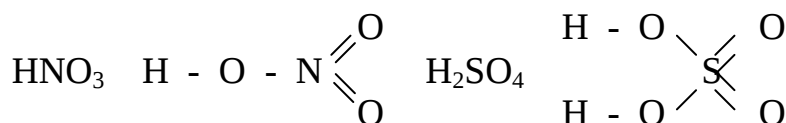
3. Harorat ta'sirida parlanib, tegishli oksid va suv hosil qiladi:



4. Kislotalarning metallar bilan o'zaro ta'sirlashadi:



Ba'zi kislotalarning tuzilishi kislorodli kislotalarning tuzilish formulasini yozish uchun kislota hosil qiluvchi element bilan avval vodorod atomlarini kislorod atomlari orqali, so'ngra qolgan kislorod atomlari qo'shbog' orqali bevosita birlashtiriladi:



Tuzlar

Asos bilan kislota qoldig'idan tashkil topgan murakkab moddalar tuzlar deb ataladi. Ular kimyoviy xossalariga ko'ra o'rta – normal, nordon, asosli, qo'sh va kompleks tuzlarga taqsimlanadi.

1. O'rta tuzlar – tarkibi metall atomi va kislota qoldig'idan iborat bo'ladi. Umumiy formulasi $M_x E_u$ yoki $M_x E_u O_z$. O'rta tuzlarga: NaCl, KF, LiI, BaSO₄, CaCO₃, Ca₃(PO₄)₂, FeSO₄, NH₄Cl, NH₄NO₃ va boshqalar misol bo'ladi.

2. Nordon tuzlar – tarkibi metall atomi, vodorod atomi va kislota qoldig'idan tashkil topgan. Ularga quyidagilar: NaHCO₃, Mg(HCO₃)₂, Ca(HCO₃)₂, K₂HPO₄, LiHS, Mg(HS)₂, KHSO₃, NaH₂PO₄ misol bo'ladi.

3. Asosli tuzlar – tarkibi metall atomi, kislota qoldig'i va OH – gidrooksid guruhlaridan iborat. Ularga misol qilib: Mg(OH)Cl, (Cu OH)₂CO₃, Fe(OH)(CH₃COO)₂, Al(OH)SO₄, Al(OH)₂Cl, Fe(OH)₂NO₃ larni olish mumkin.

4. Qo'sh tuzlar - tarkibida bir xil kislota qoldig'i va 2 xil metall atomlari saqlagan tuzlar. Bunday tuzlarga: KAl(SO₄)₂ * 12 H₂O;

(NH₄)₂Fe(SO₄)₂ * 12H₂O; KCr(SO₄)₂ * 6H₂O lar kiradi.

5. Kompleks tuzlar. Tarkibida qattiq holda va eritmada mustaqil mavjud bo'la oladigan kompleks ion saqlagan moddalar: K₄[Fe(CN)₆]; K₃[Fe(CN)₆]; Na₃[Co(NO₂)₆]; Na₂[Zn(OH)₄] kiradi.

Tuzlarning nomlanishi. O'rta tuzlarda metall nomiga (valentligi) kislota qoldig'ining nomini qo'shib aytiladi: Na₂SO₄ – natriy sulfat; FeCl₂ temir (II) xlorid; FeCl₃ –temir (III) xlorid; Cr₂(SO₄)₃ – xrom (III) sulfat.

Nordon tuzlarda metall (valentligi) va kislota qoldig'i nomiga, agar tuz tarkibida bitta vodorod atomi bo'lsa «gidro», ikkita bo'lsa «digidro» so'zi qo'shib aytiladi. KHCO₃ – kaliy gidrokarbonat; BaHPO₄ – bariy gidrofosfat NH₄H₂PO₄ – ammoniy digidrofosfat, NaH₂BO₃ – natriy digidroborat.

Asosli tuzlarda metall nomi (valentligi) va kislota qoldig'i nomiga «gidrokso» so'zi qo'shib nomlanadi: Ca(OH)NO₃ – kal'siy gidroksinitrat, Mg(OH)Cl – magniy gidroksixlorid; Fe(OH)₂Cl – temir(III) – digidroksoxlo-rid, Al(OH)₂CH₃COO – aluminiy digidroksoatsetat.

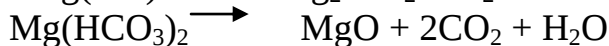
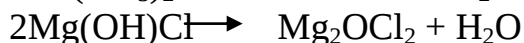
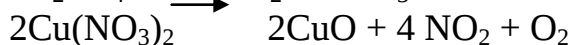
Qo'sh tuzlarda oldin valentligi (oksidlanish darajasi) katta metall, so'ng valentligi kichigining nomi va oxirida kislota qoldig'i nomlanadi:

KAl(SO₄)₂ * 12H₂O – kaliy aluminiy sulfat.

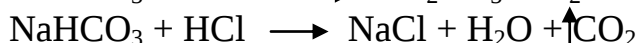
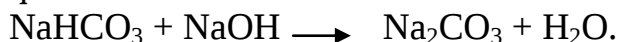
Kompleks tuzlarda avval kislota qoldig'ining lotincha soni, uning nomi, metall nomi (valentligi) va metall (yoki kislota qoldig'i) nomi aytiladi: K₃[Fe(CN)₆] - kaliy geksatsianoferat (III); K₂[PtCl₄] - kaliy tetraxloro-platinat (II).

KIMYOVIY XOSSALARI

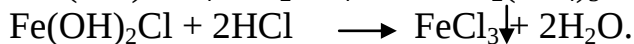
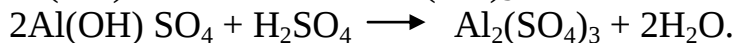
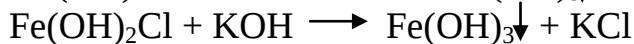
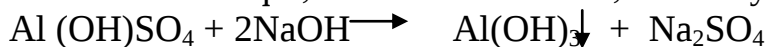
1. Hamma tuzlar harorat ta'sirida parchalanadi:



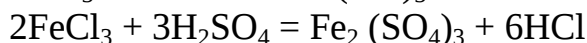
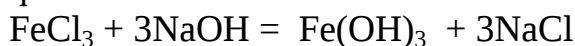
2. Nordon tuzlar ishqor va kislotalar bilan ta'sirlanib, o'rta tuz va suv hosil qiladilar:



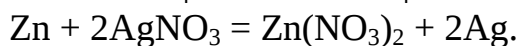
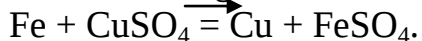
3. Asosli tuzlar ishqor, kislota bilan birikib, asos va yangi tuz hosil qiladilar:



4. O'rta tuzlar ham ishqor va kislotalar bilan ta'sirlanib, quyidagilarni hosil qiladilar:

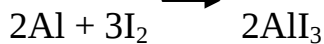
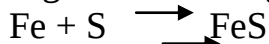
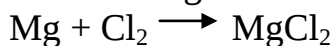


5. Tuz eritmalariga metall ta'sir ettirilsa, yangi tuz va metall ajralib chiqadi:

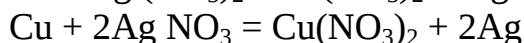
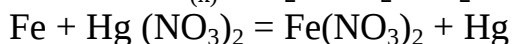
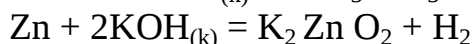
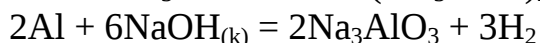
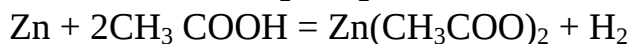
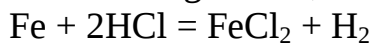


TUZLARNING OLINISHI

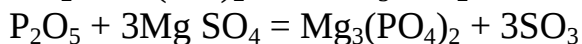
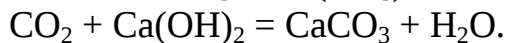
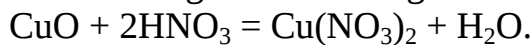
1. Metallarning metallmaslar bilan ta'siri:



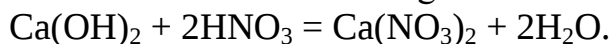
2. Metallarning kislota, ishqor va tuzlar bilan ta'siri:

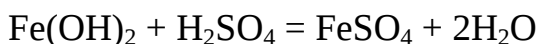


3. Oksidlarning kislotalar va gidrooksidlar bilan reaksiyasi:

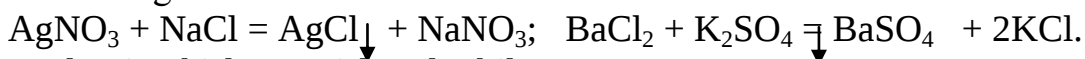


4. Gidrooksid va kislotalarning o'zaro ta'siri:

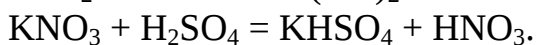
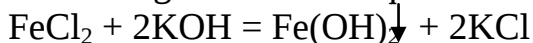




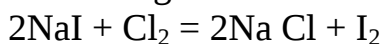
5. Tuzlarning o'zaro ta'sirlashuvi:



6. Tuzlarning kislota va ishqorlar bilan:

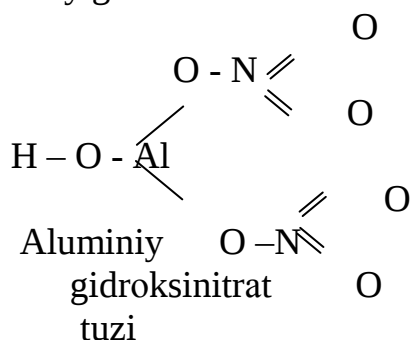
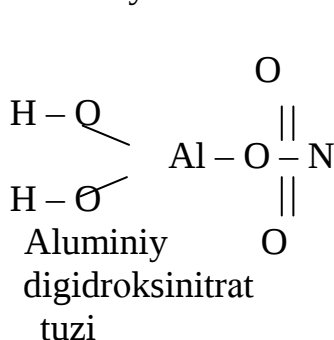
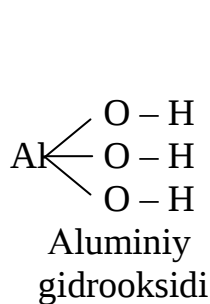
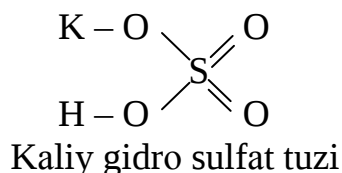
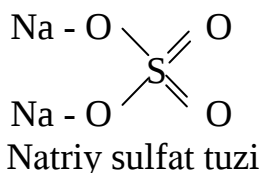
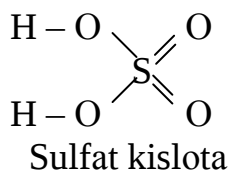


7. Tuzlarning metallmaslar bilan ta'sirlanishi:

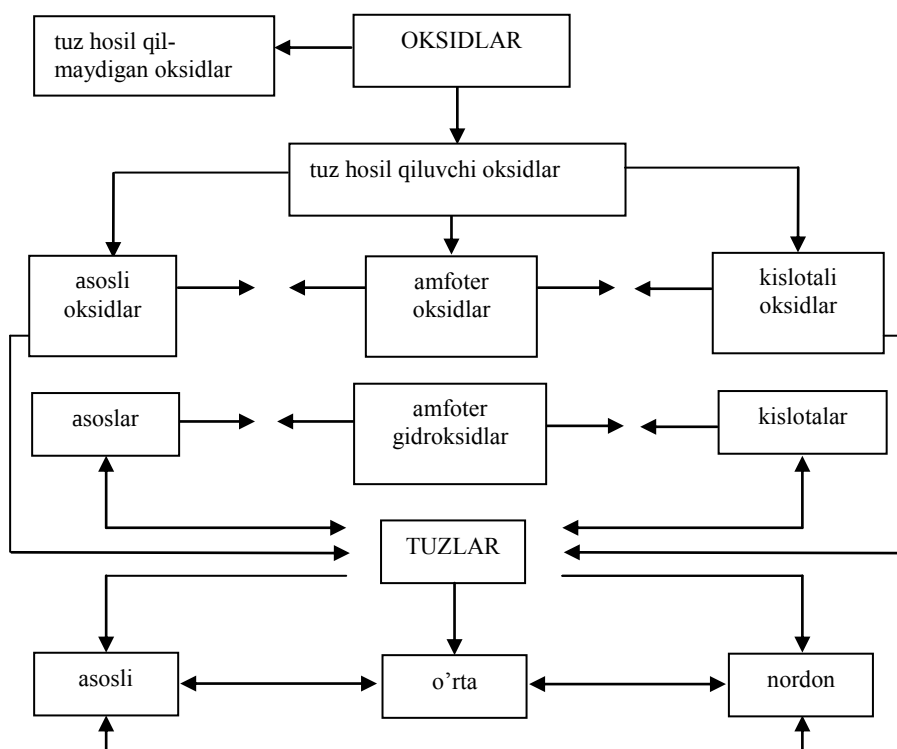


Struktura formulalari

Tuzlarning struktura formulalarini tuzishda kislota va asoslarning struktura formulalariga e'tibor berish kerak



Yuqoridagi mavzularni yakunlagan holda anorganik birikma sinflari o'zaro quyidagicha bog'langan deb aytish mumkin:



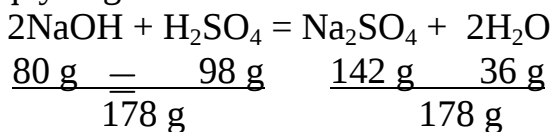
2 - AMALIY MASHG'ULOT

Kimyoning asosiy qonunlari

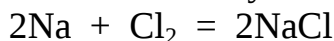
Atom-molekular ta'limot nuqtai nazaridan kimyoning asosiy qonunlariga moddalar massasining saqlanish qonuni, tarkibining doimiylik qonuni, karrali nisbatlar qonuni, hajmiy nisbatlari qonuni, ekvivalentlar qonuni, Avogadro qonuni va energiyaning saqlanish qonuni kiradi.

1. Moddalar massasining saqlanish qonuni

Og'irlik miqdori bilan bog'liq munosabatlarni o'rganuvchi qonun moddalar massasining saqlanish qonunidir. Ta'rif: reaksiyaga kirishayotgan moddalar massalarining yig'indisi reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalar massalari yig'indisiga tengdir. Buni quyidagicha misolda ko'rishimiz mumkin:



Bu qonun barcha kimyoviy hisoblashlarda qo'llaniladi. Masalan: natriy xlor bilan reaksiyaga kirishib, natriy xlorid hosil bo'ladi. Agar 35,5 g xlor olinsa, natriydan qancha olish kerak? Yechish: Reaksiya tenglamasini yozamiz.



tenglamadan ko'rinib turibdiki, 2 mol natriy 1 mol xlor bilan reaksiyaga kirishyapti. Bu moddalarning massalarini aniqlaymiz, 2 mol natriyning massasi: 2 mol $23 \text{ g/mol} = 46 \text{ g}$, 1 mol xlorning massasi: 1 mol $71 \text{ g/mol} = 71 \text{ g}$.

Proporsiya tuzamiz:

46 g Na uchun – 71 g Cl_2 kerak

X g Na uchun – 35,5 g Cl_2 kerak

$$X = 46 \cdot 35,5 / 71 = 23 \text{ g Na}$$

2. Tarkibning doimiylik qonuni

Bilamizki, har qanday modda sifat va miqdor tarkiblari bilan ajralib turadi va ular moddalarni tavsiflovchi asosiy kattaliklar qatoriga kiradi. Shu sababli, kimyoning asosiy qonunlari qatorida modda tarkibining doimiylik qonuni ham turadi. Bu qonunning asoschilari J. Dalton, S. Prust va A. Lavuazyedir.

Qonunning ta'rifi. Har qanday kimyoviy toza modda qayerda bo'lishidan va qanday usulda olinishidan qat'iy nazar doimo bir xil sifat va miqdor tarkibiga ega bo'ladi.

Bu qonunning ma'nosini quyidagi misol bilan tushuntirsa bo'ladi.

Osh tuzi - NaCl moddasini quyidagi reaksiyalar bo'yicha hosil qilish mumkin.



Tenglamalardan ko'rinib turibdiki, uchchala reaksiya (uchta usul) bilan hosil qilingan NaCl moddasi tarkibida 1atom Na ga 1atom Cl to'g'ri keladi. Bu modda qayerda saqlanmasin (laboratoriyada, idishda va hokazo), uning tarkibi NaCl ligicha qolaveradi.

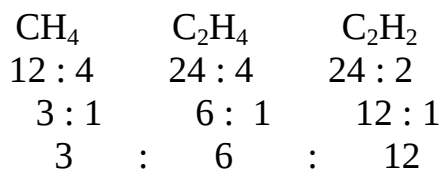
Tarkibi doimiy bo'lgan moddalarni "deltonid" lar deyiladi. Ularga kislotalar, asoslar, tuzlar, organik moddalar kiradi. Lekin, shunday moddalar ham borki, ularni hosil qilishda reaksiya sharoiti (P,T,V,C) ozgina o'zgartirilsa, hosil bo'ladigan moddaning tarkibi ham o'zgaradi, ya'ni ular tarkibning doimiylik qonuniga bo'ysunmaydilar. Bunday moddalar bertollidlar deyiladi. Ular qatoriga og'ir metallarning oksidlari - Ti_xO_y , $TiO_{1.98}$, TiO_2 , sulfidlari - Me_xS_y , $Zr_{0.7}O_{2.5}$, $Ti_{1.8}O_{2.9}$, ko'pchilik qotishma va shishalar kiradi.

Umuman, tarkibning doimiylik qonuni har birimizni kimyoviy reaksiyalarni amalga oshirishda reaksiya sharoitiga, katta ishlab chiqarish jarayonlarida texnologiyada belgilangan parametrlarga to'liq rioya qilishga o'rgatadi.

3. Karrali nisbatlar qonuni

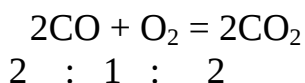
Ko'pgina elementlar bir-biri bilan birikib, turli xil moddalarni hosil qiladi. Bunda ularning massalari ma'lum nisbatlarda xarakterlanadi.

1803- yilda Angliyalik olim J. Dalton shu holatlarni o'rganib, karrali nisbatlar qonunini yaratdi. Ta'rif: agar ikki element o'zaro bir nechta birikma hosil qilsa, bu birikmalarda bir elementning massasiga ikkinchi elementning massasi o'zaro butun sonlar kabi nisbatda bo'ladi. Masalan: Uglerod vodorod bilan uch xil birikma hosil qilishida quyidagi nisbatda bo'ladi:



4. Hajmiy nisbatlar qonuni

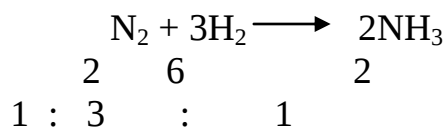
Gaz moddalar bilan ishlaganda ular orasida boradigan kimyoviy reaksiyalarning tenglamalaridagi koeffitsientlar reaksiyada qancha hajm modda ishtirok etganini ham bildiradi. Masalan: Is gazi (CO) ning yonish reaksiyasi tenglamasida,



Reaksiyaga ikki hajm uglerod (II) – oksidi bir hajm kislorodni biriktirganda ikki hajm uglerod (IV) – oksidi hosil bo'lishi ko'rsatilgan. Bunda gazlarning hajmiy nisbatlari 2 : 1 : 2 bo'ladi. Gaz moddalari orasida boradigan kimyoviy reaksiyalarni mukammal o'rgangan fransuz kimyogari Jozef Lui Gey Lyussak 1808- yilda hajmiy nisbatlar qonunini yaratdi.

Reaksiyaga kirishayotgan va reaksiya natijasida hosil bo'ladigan gaz moddalarning hajmlari o'zaro kichik butun sonlar nisbatida bo'ladi.

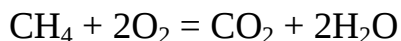
Masalan: azot bilan vodorod orasida boradigan kimyoviy reaksiya natijasida ammiak hosil bo'lganda bitta azot atomi vodorodning uchta atomini, ikkita atomi esa, oltita vodorod atomini biriktiradi. Buni tenglamada ko'rib chiqamiz:



Demak, gaz hajmlarining kichik butun sonlar nisbatida bo'lishi har ikki gaz moddalari molekulasiidagi atomlarning nisbatlaridan kelib chiqadi.

Masalan. 3,2 kg. metanning to'liq yonishi uchun, qancha hajm kislorod kerak bo'ladi?

Yechish: Reaksiya tenglamasini yozamiz.



22,4 · 2 = 44,8 L. yoki kislorod molekular massasi 32 · 2=64g

2 mol. 64g 44,8 l O₂ 22,4 l CH₄

44800 l (44,8 m³) 3200 g

89600 l (89,6 m³)

Javob: 3,2 kg metan to'liq yonishi uchun 89600 l (89,6 m³) kislorod zarur bo'ladi. Hajmiy nisbatlari 1 : 2.

6. AVOGADRO QONUNI

Kimyoviy reaksiyalar gazsimon moddalar ishtirokida ham boradi. Gazsimon moddalar ishtirokida boradigan reaksiyalardagi miqdoriy nisbatlarni A.Avogadro o'rganib, quyidagi qonunni yaratdi.

Bir xil sharoit (bir xil bosim va bir xil haroratda)da teng hajmda olingan gazlardagi molekular (atomlar) soni teng bo'ladi. Avogadro qonunidan ikkita xulosa kelib chiqadi.

a) Normal sharoit (T=273 K, P=101,325 kPa) da har qanday gazsimon moddaning «1 mol» miqdori 22,4 litr hajmni egallaydi va bunga gazlarning molar hajmi deyiladi. V molar = V₀=22,4 l/mol hajmda belgilanadi. Bu xulosaga ko'ra 1 mol N₂ gazi normal sharoitda 22,4 l, 0,1 moli 2,24 l hajmni egallaydi.

b) Gazsimon moddaning hajmi va miqdori uning tarkibidagi zarracha (molekula, atom) lar soniga bevosita bog'liqdir.

Shunga ko'ra, ikkinchi xulosa kelib chiqadi: Har qanday moddaning «1 mol» miqdori tarkibida 6,02 · 10²³ ta zarracha (molekula, atom) bo'ladi. Bu son N=6.02 · 10²³ Avogadro soni deyiladi.

Demak, 1 mol N₂ tarkibida 6,02 · 10²³ ta vodorod molekulasini bo'lib, 22,4 l hajmni egallaydi. 10 mol N₂ da 6,02 · 10²⁴ ta molekula bo'lib, 224 l hajm egallaydi. 0,5 mol O₂ gazi 16 g bo'lib, 3,0 · 10²³ ta molekula bor, ular 11,2 l hajmni egallaydi. 2,24 l Cl₂ gazida 6,02 · 10²² ta molekula bo'lib, uning miqdori 0,1 mol va massasi 7,1 g bo'ladi.

Gazning nisbiy zichligi.

Har qanday gazsimon moddaning zichligi hajm birligidagi (1 litr) gazsimon moddaning massasidir. U D bilan belgilanadi. Gazlarning zichligiga asosanib, ularning bir-biriga nisbatan zichligi (nisbiy zichligi-D) hisoblanadi. Gazlarning nisbiy zichligi deb, bir xil sharoitda teng hajmdagi gazlar massalarining o'zaro nisbatiga aytiladi. Gazlarning nisbiy zichligi gazlar molekular massalarining nisbatiga tengdir:

$$D = \frac{M_{(A)}}{M_{(B)}}$$

Masalan: Kislorodning vodorodga nisbatan zichligi:

$$D_{(H_2)} = \frac{M_{(O_2)}}{M_{(H_2)}} = \frac{32}{2} = 16,00$$

Demak, kislorodning vodorodga nisbatan zichligi $D_{H_2} = 16$, kislorod gazining 1 litri vodorod gazining 1litriga nisbatan 16 marta og'ir bo'ladi. Gazlarning nisbiy zichligi ko'pincha vodorodga (D_{H_2}), havoga (D_{havo}) yoki boshqa biror bir gazga nisbatan hisoblanadi. Gazlarning nisbiy zichligidan foydalanib, ularning molekular massasi hisoblanadi. Masalan: tarkibi uglerod va vodoroddan iborat gazsimon moddaning vodorodga nisbatan zichligi 1,03448 bo'lsa, shu gazning molar va bitta molekulasini massasining hisoblang.

$$D_{H_2} = \frac{M_{(gaz)}}{M_{H_2}}$$

$$M_{gaz} = D_{H_2} \cdot M_{(H_2)} = D_{H_2} \cdot 2 = 15 \cdot 2 = 30 \text{ g/mol}$$

$M_{havo} = 29 \text{ g/mol}$ qabul qilinadi:

$$D_{havo} = \frac{M_{gaz}}{M_{havo}} = M_{gaz} = D_{havo} \cdot M_{havo} = 1,03448 \cdot 29 = 30 \text{ g/mol}$$

Avogardo soniga asosan:

$6,02 \cdot 10^{23}$ ta molekula – 30 g bo'lsa,

1 ta molekula - m g bo'ladi

$$m = \frac{1 \cdot 30}{6.02 \cdot 10^{23}} = 5 \cdot 10^{-23} \text{ G}$$

Mendeleyev – Klayperon tenglamasi:

Har qanday sharoitda “1 mol” gaz uchun: $PV = nRT$, bunda $n =$
 m/M bo'lib, qiymatlarni o'rniga quysak:

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

Bunda gazsimon moddaning molekular og'irligi:

$$M = \frac{mRT}{PV} \quad \text{kelib chiqadi.}$$

R – universal gaz doimiysi $8,314 \text{ j/mol} \cdot \text{grad}$.

3- AMALIY MASHG'ULOT

TERMOKIMYO

1. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti.

Kimyoviy reaksiyalar ko'pincha issiqlik va boshqa energiya turlarini yutish yoki chiqarish bilan sodir bo'ladi.

Issiqlik chiqarish bilan sodir bo'ladigan reaksiyalar ekzotermik, issiqlik yutish bilan boradigan reaksiyalar esa – endotermik reaksiyalar deb ataladi. Issiqlik miqdorining o'lchov birligi Joul (J) va kiloJoul (kJ).

Barcha jarayonlar sistema energiyasining o'zgarishi bilan amalga oshadi.

Har qanday jarayonning borishi energiyaning saqlanish qonuniga bo'ysunadi.

Sistema energiyasining bir turdan boshqa turga aylanishi sababi va qonunlarini o'rgatuvchi fan bo'limiga termodinamika deyiladi.

Termodinamikaning I qonuni 1748 - yili kashf etilgan bo'lib, u energiyaning saqlanish qonuni deyiladi. Energiya yo'qolib ketmaydi, bir turdan ikkinchi turga ekvivalent miqdorda o'tadi. Termodinamikaning I qonuni quyidagicha ta'riflanadi: sistemaga berilgan issiqlik miqdori uning ichki energiyasining o'zgarishi (ΔU) va sistemaga tashqi kuchlar ustidan bajarilgan ishi (A) ga sarf bo'ladi.

$$Q = \Delta U + A$$

Bunda: Q – berilgan issiqlik miqdori;

ΔU – ichki energiya o'zgarishi;

A – bajarilgan ish.

Sistemaning ichki energiyasi – molekulaning harakat energiyasi, atomlar guruhining tebranish energiyasi, elektronlarning harakat energiyasi, yadroning ichki energiyasi va h.k.lardir.

$\Delta U = U_2 - U_1$, ichki energiya o'zgarishi, sistemaning oxirgi va dastlabki holatiga bog'liq.

Izoxor ($V = \text{const}$, $\Delta V = 0$) jarayonida tashqi bosimni yengish uchun bajarilgan ish $A = R \Delta V$ ga teng. $\Delta V = V_2 - V_1$ bu sistema hajmining o'zgarishi.

Ko'pincha kimyoviy reaksiyalar o'zgarmas bosim va o'zgarmas haroratlarda ($R = \text{const}$, $T = \text{const}$) reaksiya vaqtida ajralgan yoki yutilgan issiqlik:

$Q_p = \Delta U + P \Delta V$ 1 formulaga ΔU va ΔV larning qiymatini qo'yamiz.

$Q_p = (U_2 - U_1) + P (V_2 - V_1) = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1)$ bo'ladi.

$(U + PV) = H$ orqali belgilansa, u holda $Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$; bo'ladi. Bu yerda H – entalpiya issiqlik, demak $R = \text{const}$, $T = \text{const}$ bo'lganda reaksiyaning issiqligi $Q_p = \Delta H$ ekan.

Ekzotermik reaksiyalarda entalpiya $\Delta H < 0$ bo'ladi, endotermik jarayonlarda $\Delta H > 0$ bo'ladi.

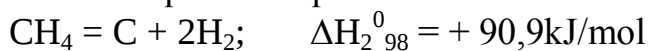
Bundan keyingi keladigan tenglama va formulalarda issiqlik effekti ΔH deb ko'rsatiladi.

1. Termokimyoning asosiy qonunlari.

Barcha termokimyoviy hisoblar termokimyo qonunlariga asoslangan.

Bu qonunlar energiyani saqlash qonunidan kelib chiqadi.

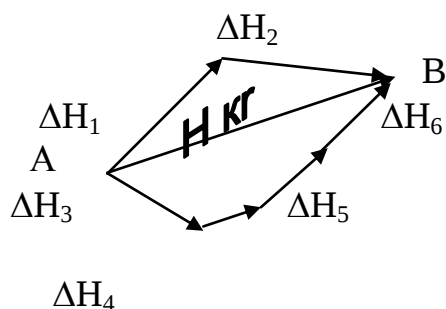
1. Termokimyoning dastlabki qonunlaridan biri Lavuazye va Laplas qonunidir. U 1784 - yili kashf etilgan, birinchi qonun quyidagicha ta'riflanadi: har qaysi kimyoviy birikma uchun parchalanish issiqligi, uning hosil bo'lish issiqligiga teng, lekin ishorasi qarama – qarshi bo'ladi. Masalan:



- ΔH hosil bo'lish = + ΔH parchalanish.

2. 1840 - yili G. I. Gess ikkinchi qonunini tajriba asosida kashf etdi. Reaksiyaning issiqlik effekti dastlabki olingan va hosil bo'lgan moddalarning tabiatiga va fizik holatiga bog'liq bo'lib, ularning bosib o'tgan oraliq yo'liga bog'liq emas.

$$H \text{ k.r.} = \Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6$$



Bu reaksiyada A modda B mahsulot hosil bo'lishi bir bosqichda va bunda $\Delta H_{k.r.}$ issiqlik ikki bosqichda va unda ΔH_1 va ΔH_2 issiqlik yoki to'rt bosqichda va unda ΔH_3 , ΔH_4 , ΔH_5 , va ΔH_6 issiqlik ajralib chiqadi yoki yutiladi.

$$\Delta H \text{ k.r.} = \sum \Delta H_{\text{hosil bo'lgan mahsulot}} - \sum \Delta H_{\text{dastlabki moddalar}}$$

Bu yerda ΔH – reaksiyaning entalpiyasi.

Hosil bo'lish issiqligi deb oddiy moddalardan 1 mol murakkab modda hosil bo'lishida chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdoriga aytiladi.

Reaksiyaning issiqlik effekti harorat va bosimga bog'liq bo'lib, u standart sharoitda beriladi. Standart sharoit: $t = 25^\circ \text{C}$; $T = (273 + 25) = 298 \text{ K}$; $P = 101,325 \text{ kPa}$.

Termokimyoviy tenglamalarda moddalarning agregat holati ko'rsatiladi. Qattiq (Q), suyuq (S), gaz (G), eritma (E). Agar reaksiyaning dastlabki va oxirgi moddalari standart sharoitda berilsa, reaksiyaning issiqlik effekti - ΔH reaksiyaning standart entalpiyasi deyiladi va ΔH_{298}^0 – bilan belgilanadi. Termokimyoviy tenglamalar 1 mol modda uchun beriladi.

Oddiy moddalar masalan: (C; S; Al; Fe; H_2 ; O_2 ; Cl_2 va hokazo) ning standart hosil bo'lishi issiqliklari qiymati nol'ga teng, ya'ni $\Delta H_{298}^0 = 0$.

(oddiy modda)

3. Entropiya haqida tushuncha

Moddalarning agregat holatlari o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar natijasida sistemaning «tartibsizlik» darajasi o'zgaradi. Sistemaning tartibsiz harakatini entropiya degan kattalik xarakterlaydi, u S harfi bilan belgilanadi.

Kondensatsiyalash, kristallash hajmning qisqarishi natijasida polimerlash reaksiyalari vaqtida entropiya kamayadi. Kimyoviy reaksiya entropiyasining

o'zgarishi $\Delta S^0_{k.r.} = \Sigma_{298} S^0(\text{mahsulot}) - \Sigma_{298} S^0(\text{dastlabki modda})$ yoki $\Delta S = S_2 - S_1$

Agar $S_2 > S_1$ bo'lsa, u holda $\Delta S > 0$

Agar $S_2 < S_1$ bo'lsa, u holda $\Delta S < 0$.

Bunda $\Sigma S_{298(\text{mahsulot})}$ (yoki S_2) – reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalar standart entropiyalarning yig'indisi.

$\Sigma S^0_{298(\text{olingan modda})}$ (yoki S_1) – reaksiyaga kirishayotgan moddalar standart entropiyalari yig'indisi. Entropiya J/mol·K gradusda ifodalanadi. Entropiya harorat ortishi bilan ortadi. $\Delta S = T \cdot \Delta S$;

Entropiya moddada yuz berishi mumkin bo'lgan va uzluksiz o'zgarib turadigan holatlarni xarakterlovchi juda muhim funksiyadir.

Suyuqlik bug' holatiga o'tganda, kristall modda suvda eriganda modda entropiyasi ortadi. Entropiya ham, xuddi entalpiya va ichki energiya kabi moddaning agregat holatiga bog'liq bo'lib, qiymatlari jadvalda beriladi.

Kimyoviy reaksiyalar sodir bo'layotgan paytda bir vaqtning o'zida sistemaning ham entalpiyasi, ham entropiya o'zgaradi. Ana shu ikki effektning yig'indisi sistemaning «Gibbs energiyasi» deyiladi va u ΔG holida belgilanadi.

Agar sistemaning harorati va bosimi o'zgaras bo'lganda sistemani harakatga keltiruvchi kuch ΔG_{298} ni quyidagicha aniqlash mumkin.

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

Uning o'lchov birligi – kJ/mol·K, kkal/mol, 1 mol moddaning standart sharoitida hosil bo'lishida reaksiya izobar–izotermik potensialning o'zgarishi shu moddaning standart hosil bo'lish izobar – izotermik potentsiali o'zgarishi deyiladi va ΔG_{kr} –ko'rinishda yoziladi.

Agar $\Delta G < 0$ bo'lsa, reaksiya n.sh. o'z–o'zicha boradi, agar $\Delta G > 0$ bo'lsa, reaksiya o'z–o'zidan bora olmaydi, agar $\Delta G = 0$ bo'lsa, bunda sistema kimyoviy muvozanat holida bo'ladi (ΔG – ning qiymati qancha kichik bo'lsa, jarayonning borishi shuncha tezlashadi va muvozanatdan shuncha uzoqlashadi).

Muvozanatni zarur reaksiya boradigan tomonga yo'naltirish uchun sistema parametrlari (P,T,S,V) ni o'zgartirish kerak bo'ladi. Termokimyoviy tenglamalar kimyoviy tenglamalardan quyidagilar bilan farq qiladi:

Termokimyoviy tenglamalarda:

1. Reaksiyada ishtirok etuvchi moddalarning agregat holati (gaz, suyuq, qattiq) ko'rsatiladi;
2. Reaksiyaning issiqlik effekti ko'rsatiladi.
3. Ularda kasr sonlar (ya'ni yarim, chorak molekula modda) ishtirok etishi mumkin.

Masalan: $2C + O_2 = 2CO$ – kimyoviy tenglama.

$C_{(qattiq)} + 1/2O_{2(gaz)} = CO_{(gaz)}$ - ΔH_{kr} – termakimyoviy tenglama.

NAZORAT SAVOLLARI

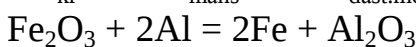
1. Kimyoviy reaksiyalarning energetik holati qanday bo'ladi?
2. Gess qonunlari nima?
3. Entalpiya va entropiya holatlarini izohlang?
4. Gibbs energiyasini tushuntirib bering.
5. ΔG ning qiymatiga qarab qanday xulosalar qilish mumkin?
6. Qanday reaksiyalar maqsadga muvofiq bo'ladi?

Namunaviy masalalar yechish.

- 1) 1mol Fe_2O_3 aluminiy metali bilan qaytarish reaksiyasining issiqlik effektini hisoblang.

Yechish: Gess qonuni bo'yicha

$$\Delta H_{kr} = \sum \Delta H_{mahs} - \sum \Delta H_{dast.modda};$$



Yechish: Gess qonuni bo'yicha $\Delta H_{k.r.} = \sum \Delta H_{mahsulot} - \sum \Delta H_{boshl.mahsulot};$

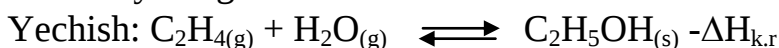
$$\Delta H_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = -822,1 \text{ kJ/mol.}$$

$$\Delta H_{\text{Al}_2\text{O}_3} = -1669,6 \text{ kJ/mol.}$$

Temir va aluminiylarning hosil bo'lish issiqlik effektlari nolga teng, chunki ular oddiy moddadir.

$$\Delta H_{k.r.} = \Delta H_{\text{Al}_2\text{O}_3} - \Delta H_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = -1669,6(822,1) = -847,5 \text{ kJ/mol}$$

- 2) Etilen $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ bilan suv bug'larining birikishidan gaz holdagi etil spirti hosil bo'ladi. Shu reaksiyaning issiqlik effektini hisoblang. Termokimyoviy reaksiya tenglamasini yozing.



$$\Delta H_{k.r.} = \sum \Delta H_{mahsulot} - \sum \Delta H_{dast.mahsulot.}$$

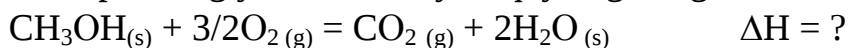
$$\Delta H_{k.r.} = [-235,31] - [52,28 + (-241,85)] = 45,75 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} = -241,85 \text{ kJ/mol.}$$

$$\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})} = -52,28 \text{ kJ/mol.}$$

$$\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})} = -235,3 \text{ kJ/mol}$$

- 3) Metil spirtining yonish reaksiyasi quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



$\text{CH}_3\text{OH}(\text{s})$ dan bug' hosil bo'lish issiqligi $+37,4 \text{ kJ}$ – ga tengligi aniq bo'lsa, shu reaksiyaning issiqlik effektini aniqlang.

Yechish:

$$\text{I. } \Delta H_{\text{CH}_3\text{OH}(\text{s})} = \Delta H_{\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})} - (+37,4) = -201,17 - (+37,4) = -238,5 \text{ kJ}$$

Gess qonunining xulosasidan

$$\text{II. } \Delta H_{k.r.} = [\Delta H_{\text{CO}_2(\text{g})} + 2\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{s})}] - \Delta H_{\text{CH}_3\text{OH}(\text{s})} = [-393,51 + 2(-285,84)] - [-238,51] = -726,62 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{CO}_2} = -393,51 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{H}_2\text{O}} = -285,84 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{CH}_3\text{OH}} = -238,51 \text{ kJ}$$

4) 6,3 g temir oltingugurt bilan reaksiyaga kirishganda 11,31 kJ issiqlik ajralib chiqadi. FeS ning hosil bo'lish issiqligini hisoblang.

Yechish:



Gess qonunining xulosasidan:

$$\Delta H_{k,r} = \sum \Delta H_{\text{hosil bo'lgan mahs-t}} - \sum \Delta H_{\text{dastlabki modda}};$$

Oddiy moddalarning hosil bo'lish issiqligi nolga teng, shuning uchun:

$$H_{\text{FeS}} = \Delta H_{kr}$$

Moddalarning hosil bo'lish issiqligi 1molga tegishli:

$$\text{FeS} = 55,84 \text{ g/mol}$$

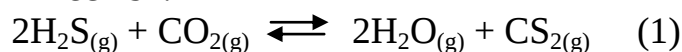
$$6,3 \text{ g} \rightarrow (-11,31 \text{ kJ})$$

$$55,84 \text{ g} \rightarrow X \text{ kJ}$$

$$X = \frac{-11,31 \cdot 55,84}{6,3} = -100,26 \text{ kJ/mol.}$$

5) Gaz holatlaridagi vodorod sulfid va uglerod (IV) – oksidining birikishidan suv bug'lari va uglerod sulfidi $\text{CS}_{2(g)}$ hosil bo'ladi. Bu reaksiyaning termokimyoviy reaksiya tenglamasini, issiqlik effektini hisoblab yozing.

Yechish:



$$H_{\text{CS}_{2(g)}} = 115,28 \text{ kJ/mol};$$

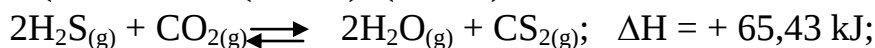
$$H_{\text{H}_2\text{O}_{(g)}} = -241,85 \text{ kJ/mol};$$

$$H_{\text{H}_2\text{S}_{(g)}} = -20,15 \text{ kJ/mol};$$

$$H_{\text{SO}_{2(g)}} = -393,51 \text{ kJ/mol.}$$

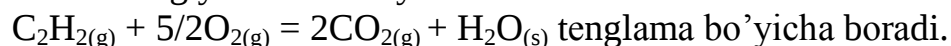
berilgan qiymatlarni (2) tenglamaga qo'yamiz.

$$2 \quad \Delta H_{kr} = [\Delta H_{\text{CS}_{2(g)}} + 2\Delta H_{\text{H}_2\text{O}_{(g)}}] - [2\Delta H_{\text{H}_2\text{S}_{(g)}} + \Delta H_{\text{CO}_{2(g)}}] = \Delta H_{kr} = [115,28 + 2(-241,85)] - [2(-20,15) + (-393,5)] = +65,43 \text{ kJ.}$$



Masalalar: ΔH , ΔG , ΔS larni aniqlang.

1) Atsetilenning yonish reaksiyasi



ΔG_{298}^0 va ΔS_{298}^0 hisoblang.

Bu reaksiya natijasida entropiyaning kamayishini tushuntiring.

Yechish:

$$\Delta G_{298}^0 = \sum \Delta G_{\text{xos bo'lgan mahs-t}} - \sum \Delta G_{\text{dastlabki mahs-t}};$$

$$\Delta G_{298}^0 = [2\Delta G_{\text{CO}_{2(g)}} + \Delta G_{\text{H}_2\text{O}_{(s)}}] - [\Delta G_{\text{C}_2\text{H}_2} + 5/2\Delta G_{\text{O}_2}] = [2(-394) + (-237,19)] - [-209,20 + 0] = 817,75 \text{ kJ/mol.}$$

$$\Delta S = \sum \Delta S_{\text{mahsulot}} - \sum \Delta S_{\text{dastlabki mahs-t}}$$

$$\Delta S = [S_{\text{H}_2\text{O}_{(s)}} + 2S_{\text{CO}_{2(g)}}] - [S_{\text{C}_2\text{H}_2} + 2,5\text{O}_2] = [69,94 + 2 \cdot 213,65] - [200,80 + 25 \cdot 205,03] = -216,15 \text{ J/mol} \cdot \text{K grad.}$$

Entropiyaning kamayishi muvozanat molekulalar sonining kamayishi tomoniga siljiydi.

2) $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) = 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ reaksiya uchun ΔG qiymatini hisoblang. Hisoblashni moddalarning hosil bo'lish issiqligi va standart entropiya qiymatlari asosida bajaring.

Yechish:

Gibbs energiyasining o'zgarishi $\Delta G = \Delta H - \Delta S \cdot T$ bu yerda:

ΔG – Gibbs energiyasining o'zgarishi.

ΔH – reaksiyaning issiqlik effekti.

ΔS – sistemaning entropiyasi o'zgarishi.

$$1. \Delta H_{\text{kr}} = \sum \Delta H_{\text{mahsulot}} - \sum \Delta H_{\text{dastlabki mahs-t}} = [4\Delta H_{\text{NO}(\text{g})} + 6\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})}] - [4\Delta H_{\text{NH}_3} - 5\Delta H_{\text{O}_2(\text{g})}] = [4 \cdot 90,4 + 6(-241,8)] - [4 \cdot (-46,2)] = \text{kJ}$$

$$2. \Delta S = (4S_{\text{NO}(\text{g})} + 6S_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})}) - (4S_{\text{NH}_3(\text{g})} + 5S_{\text{O}_2(\text{g})}) = (4 \cdot 210,9 + 6 \cdot 188,7) - (4 \cdot 192,5 + 5 \cdot 205) = +180,8 \text{ J} = 0,0180 \text{ kJ}.$$

$$3. \Delta G = -0,0180 \cdot 298 = +1816,23 \text{ kJ}.$$

$\Delta G > 0$, demak reaksiya o'z – o'zidan ketmaydi.

3) $\text{CO}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = \text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$ tenglama bo'yicha boradigan reaksiyada ΔG^0_{298} moddalarining standart issiqlik hosil bo'lish va mutlaq standart entropiyasi asosida hisoblang. Standart sharoitda bu reaksiya ketishi mumkinmi?

Yechish:

Gibbs energiyasining o'zgarishi:

$$\Delta G^0_{298} = \Delta H - T\Delta S;$$

$$\Delta H_{\text{kr}} = [\Delta H_{\text{CH}_4(\text{g})} + \Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})}] - [\Delta H_{\text{CO}(\text{g})} + 3 \cdot \Delta H_{\text{H}_2(\text{g})}] = [(-74,85) + (-41,83)] - [-110,52] = -216,16 \text{ kJ}.$$

$$\Delta S_{\text{kr}} = [S_{\text{CH}_4} - S_{\text{H}_2\text{O}}] - [S_{\text{CO}} + 3S_{\text{H}_2}] = [186,2 + 188,7] - [197,9 + 3 \cdot 130,6] = -1948 \text{ J} = -0,1948 \text{ kJ};$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = -216,16 - (-0,1948) \cdot 298 = -142 \text{ kJ}.$$

$\Delta G < 0$. Demak, standart sharoitda bu reaksiya o'z-o'zidan ketishi mumkin.

4) $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ sistemada standart sharoitda to'g'ri reaksiya ketadimi yoki teskari reaksiyami? Javobingizni to'g'ri reaksiya uchun ΔG^0_{298} hisoblab izohlang.

Yechish: Gibbs energiya o'zgarishi $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ (1)

Gess qonunining xulosasidan $\Delta H_{\text{kr}} = \sum \Delta H_{\text{mahsulot}} - \sum \Delta H_{\text{dastlabki mahs}}$

$$\Delta H_{\text{NO}(\text{g})} = +90,37 \text{ kJ/mol}; \Delta H_{\text{NO}_2(\text{g})} = -33,98 \text{ kJ}. \Delta H_{\text{O}_2} = 0;$$

$$\text{Demak: } 1. \Delta H_{\text{kr}} = 2\Delta H_{\text{NO}_2(\text{g})} - 2\Delta H_{\text{NO}(\text{g})} = 33,98 - (+90,37) = -56,48 \text{ kJ}.$$

$$2. \Delta S = [S_{\text{NO}_2}] - [2 \cdot S_{\text{NO}} + S_{\text{O}_2}] = 240,46 - [2 \cdot 210,2 + 205] = -348,94 \text{ J} = -0,3859 \text{ kJ}.$$

$$\Delta S_{\text{NO}} = 210,2 \text{ J/mol} \cdot \text{K}.$$

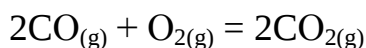
$$\Delta S_{\text{O}_2} = 205 \text{ J/mol} \cdot \text{K}.$$

$$\Delta S_{\text{NO}_2} = 240,46 \text{ J/mol} \cdot \text{K}.$$

$$\Delta N \text{ va } \Delta S \text{ qiymatlarini (1) tenglamaga qo'yamiz: } \Delta G^0_{298} = -56,48 - [298 \cdot (-0,3894)] = -69,7 \text{ kJ}.$$

$\Delta G < 0$, demak reaksiya o'z-o'zicha ketadi.

5) 4,187 kJ issiqlik ajrab chiqishi uchun n.sh.-da SO_2 gazni necha litrni yondirish kerak.



$$1. \Delta H_{kr} = \sum \Delta H_{mahsulot} - \sum \Delta H_{dast.mahsulot} = (2 \cdot \Delta H_{CO_2(g)}) - (2\Delta H_{CO(g)} + \Delta H_{O_2}) =$$

$$= 2 \cdot (-395,5) - (2 \cdot (-110,15 + 0)) = -571 \text{ kJ/mol.}$$

$$2. 571 \text{ kJ/mol} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 22,4l \cdot 2$$

$$4,187 \text{ kJ/mol} \xrightarrow{\quad\quad\quad} X.$$

$X = 0,3 \text{ l}$, yondirish kerak.

6) Quyidagi $\text{CO}_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(c)} = \text{CO}_{2(r)} + \text{H}_{2(r)}$ – reaksiya uchun ΔH , ΔS , ΔG , ning qiymatlarini hisoblang.

$$\Delta H_{CO_{2(r)}} = -393,51 \text{ kJ/mol.} \quad \left| \quad \Delta S_{CO_2} = 213,66 \text{ kJ/mol.} \right.$$

$$\Delta H_{CO_{(r)}} = -110,5 \text{ kJ/mol.} \quad \left| \quad \Delta S_{CO} = 197,9 \text{ kJ/mol.} \right.$$

$$\Delta H_{H_2O(r)} = -285,84 \text{ kJ/mol.} \quad \left| \quad \Delta S_{H_2O} = 69,96 \text{ kJ/mol.} \right.$$

$$\Delta S_{H_2} = 130,59 \text{ kJ/mol.}$$

Yuqoridagi qiymatlarni bilgan holda, $\Delta H, \Delta S, \Delta G$ – qiymatlarini hisoblaymiz.

1. Gess qonuni xulosasidan:

$$\Delta H_{kr} = [\Delta H^0_{298(CO_2)} + \Delta H^0_{(H_2)298}] - [\Delta H^0_{298(CO)} + \Delta H^0_{298(H_2O)}] = (-393,51 + 0) - (-110,52 + 285,84) = 2,85 \text{ kJ/mol.}$$

$$2. \Delta S_{x.r.} = [S^0_{298(CO_2)} + S^0_{298(H_2)}] - [S^0_{298(CO)} + S^0_{298(H_2O)}] = (213,66 + 130,59) - (197,9 + 69,94) = 0,0763 \text{ kJ/mol.}$$

$$3. \Delta G = \Delta H - T\Delta S = 2,85 - 298(0,076) = -19,91 \text{ kJ/mol.}$$

$\Delta G < 0$, demak reaksiya o'z – o'zidan ketadi.

4- AMALIY MASHG'ULOT

Atom tuzilishi

Atom tuzilishining yadroviy modeli

XIX asrning oxirigacha atomlar bo'linmas zarrachalar deb hisoblangan. Keyinchalik tajriba ma'lumotlari ko'paygan sari bunday fikrdan qaytib atomlar murakkab tuzilishga ega degan fikrga kelindi. Yangi fikr D.I.Mendeleyev 1871 – yildayoq «Oson tasavvur etish mumkinki, hozircha oddiy jismlarning atomlari haqiqatda yanada mayda zarrachalarning qo'shilishidan hosil bo'lgan murakkab moddalar ekanligini isbotlashga imkon yo'q. Men taklif etgan davriy bog'liqlik, bu fikrni tasdiqlasa kerak»-deb yozgan edi. D.I. Mendeleyev davriy qonuni, tajriba tadqiqotlari va ayniqsa radioaktivlik hodisasi asosida atom molekularining tuzilishi haqidagi ta'limot juda tez rivojlana boshladi. Atomlarning tuzilishini o'rganish uchun ingliz olimi E. Rezerford α - zarrachalarning kuchli singish xususiyatidan foydalandi. U zarrachalarning (geliy yadrolarining) qalinligi taxminan 10.000 atomga teng yupqa metall plastinkalar orqali o'tishini kuzatdi. α -zarrachalar ruh sulfid qoplangan ekranga urilganda chaqnash kuzatiladi, bu esa zarrachalar sonini sanashga imkon beradi. Ma'lum bo'lishicha, α -zarrachalarning ozroq qismi metall plastinka orqali o'tib, o'z yo'lida turli burchakka og'adi, ba'zi zarrachalar esa uchish yo'lini keskin o'zgartiradi. Bu hodisa α -zarrachalarning yoyilishi deyiladi. Rezerford α zarrachalarning yoyilishini tushuntirish uchun 1911 - yilda atom yadroviy modelini taklif etdi. Bu modelga muvofiq atom o'lchamlari juda kichik bo'lgan musbat zaryadlangan yadrodan iborat. Yadroda atomning deyarli barcha massasi to'plangan. Yadro atrofida ma'lum masofada elektronlar aylanadi va ular atomning elektron qobig'ini hosil qiladi. Butun atomning o'lchami taxminan 10^{-8} sm, yadroniki atom o'lchamidan 100000 marta kichik, ya'ni 10^{-13} sm. Shu sababli, α -zarrachalarning ko'pchiligi metall plastinkadan o'tganida ularning atom yadrolaridan ancha chekkadan o'tib ketadi va yo'nalishini o'zgartirmaydi. Ammo, α -zarrachalarning bir qismi yadroga yaqin joydan o'tadi, natijada Kulon kuchlari vujudga keladi va zarrachalar o'z yo'lidan og'adi. Yadroga juda yaqinlashgan zarrachalar shu kuchlarning ta'sirida yana ham keskin og'adi.

Vodorod yadrosi 1920 - yilda Rezerford tomonidan elementar zarracha deb tan olindi va unga proton - “birinchi” degan nom berildi. Protonning shartli belgisi 1_1P . Vodoroddan boshqa elementlarning yadro zaryadi qiymati ular atomlari massasidan farq qilishi aniqlandi va yadroda protondan boshqa yana zaryadsiz, lekin aniq massaga ega bo'lgan zarrachalar borligi to'g'risida taxmin paydo bo'ldi. 1932 - yilda Chedvig Be atomining α -zarrachalar bilan ta'sirini o'rganib chiqib, bunday zarrachaning mavjudligini isbotladi va neytron (${}_0^1n$) nomini berdi. 1932 - yilda D.I. Ivanenko va Galon atom yadrosining proton-neytron nazariyasini yaratdilar, yadroning tarkibi proton va neytrondan iboratligi tan olindi. Proton va neytron “nuklonlar” deyiladi. Nuklonlar “yadro tarkibini tashkil etuvchi zarrachalar” ma'nosini anglatadi. Bu ilmiy tajriba va ular asosida yig'ilgan dalillar atomning tarkibi to'g'risidagi quyidagi umumiy xulosaga olib keladi:

- atom musbat zaryadli yadro va manfiy zaryadli elektronlardan iborat;

- yadro atomning markazida joylashgan bo'lib, proton, neytronlardan tashkil topgan. Yadroda atomning barcha massasi yig'ilgan.
-

Atomlar tarkibini tashkil etgan elementlar zarrachalarining asosiy tavsifnomalari

Element ar zarracha	Belgisi	Zaryadi Kl	Nisbi y zaryadi	Massasi kg	Atom massa birligida
Proton	${}^1_1\text{P}$	$+1.60212 \cdot 10^{-19}$	+1	$+1.6726 \cdot 10^{-27}$	1.0073
Neytron	${}^1_0\text{n}$	0	0	$+1.6750 \cdot 10^{-27}$	1.0087
Elektron	$\bar{e}$	$+1.60212 \cdot 10^{-19}$	-1	$+9.1075 \cdot 10^{-31}$	$5.4858 \cdot 10^{-4}$

1931 - yilda Mozli yadroning zaryadi atomning raqamiga tengligini va bu elementning tartib raqami ekanligini aniqladi, hamda tartib raqamini Z harfi bilan belgiladi.

Biror element izotopining atomi yadrosidagi protonlar soni N_p elementning tartib raqamiga tengdir: $N_p = Z$

Izotop atomining massasi atom yadrosidagi protonlar va neytronlar soni yig'indisiga teng. $A = (N_p) + (N_n)$

Bu formulada N_p o'rniga Z ni qo'ysak, $A = Z + (N_n)$ kelib chiqadi. Bu formula kimyoviy elementning tartib raqami bilan atom og'irligining o'zaro bog'liqligi isbotidir: Na elementining tartib raqami $Z = 11$, uning yadrosida $(N_p) = 11$ ta va $(N_n) = A - Z = 23 - 11 = 12$, jami 23 ta nuklon bor. Atomdagi elektronlar soni $(N_p) = (N_e) = 11$ ta.

Izotop va izobaralar

Atomlar bir elementga tegishli bo'lsa-da, ular yadrolarining tarkibi har xil bo'lishi mumkin. Bu farqlanish, asosan, yadroda elementar zarrachalar soni har xil bo'lishi sababli yuzaga kelishi aniqlanib, buning oqibatida “**izotop**” va “**izobara**” yuzaga keladi. Yadrosining zaryadi (protonlar soni) bir xil bo'lib, og'irliklari har xil bo'lgan bir xil element atomlari **izotop** deyiladi. Izotoplar deyarli barcha kimyoviy elementlarda mavjud. Izotoplar kelib chiqishining sababi atom yadrosida neytronlar sonining har xil bo'lishidir. Vodorod izotoplari tarkibi bu fikrni yaqqol isbotlaydi.

Izotop	Nomi	$Z = N_p$	N_p	N_n	m.u.b.
${}^1_1\text{H}$	Vodorod	1	1	0	1
${}^2_1\text{H}$	Deyteriy	1	1	1	2
${}^3_1\text{H}$	Tritiy	1	1	2	3

Shunday atomlar turi mavjudki, ular turli elementlarga tegishli bo'lsalarda, atom og'irliklari bir xil bo'ladi.

Yadro zaryadi turlicha bo'lib, atom og'irliklari bir xil bo'lgan elementlar atomlari **izobaralar** deyiladi. Masalan, kaliy elementining $^{39}_{20}\text{K}$ va $^{40}_{19}\text{K}$ izotoplari ham, kalsiy elementining $^{40}_{20}\text{Ca}$ va $^{42}_{20}\text{Ca}$ izotoplari mavjud bo'lib, ulardan $^{40}_{19}\text{K}$ va $^{40}_{20}\text{Ca}$ atomlari o'zaro izobarlardir. Bu atomlarda nuklonlar soni o'zaro har xil bo'lsada, umumiy soni (yig'indisi) bir xil:

Izotoplar	Nomi	$Z=N_p$	N_p	N_n	m.u.b.
$^{40}_{19}\text{K}$	Kaliy	19	19	21	40
$^{40}_{20}\text{Ca}$	Kalsiy	20	20	20	40

Yadro reaksiyalari

Atomlarning yadrolari tarkibi o'zgarishi bilan borib, yangi element yadrolari hosil bo'lishiga olib keluvchi jarayonlar **yadro reaksiyalari** deyiladi. Yadro reaksiyalari tabiatda va sun'iy usulda ro'y beradi. Tabiiy yadro reaksiyalari radioaktiv elementlarning parchalanishi (radioaktivlik) tufayli sodir bo'ladi. Radioaktiv elementlar o'zidan uch xil α -, β -, γ - nurlar chiqarib, boshqa element yadrolarini hosil qiladi:

- α -nurlanish (α -zarrachalar) musbat zaryadli zarrachalar bo'lib, geliy yadrosiga to'g'ri keladi. Kuchli ionlanish xossasiga ega bo'lib, 0.1mm. qalinlikdagi to'siqlardan o'tadi.

- β -nurlanish (β -zarrachalar) manfiy zaryadli (-1) bo'lib, elektronlar oqimidan iborat 0.01m qalinlikdagi to'siqdan o'ta oladi.

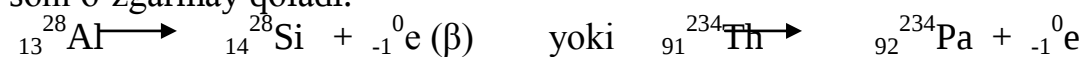
- γ -nurlanish rentgen nurlariga o'xshash bo'lib, kuchli o'tish (singish) xossasiga ega, 0.1m qalinlikdagi to'siqdan o'ta oladi.

Yadro reaksiyalari α - parchalanish, β - parchalanish kabi asosiy turlarga bo'linadi:

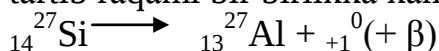
α - parchalanishda elementning tartib raqami 2 birlikka, massasi 4 birlikka kamayadi va aksincha.



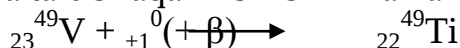
β -parchalanishda elementning tartib raqami bir birlikka ortib, yadroning massasi soni o'zgarmay qoladi.



Ba'zi yadro reaksiyalarida pozitron (^0_+1e) yoki ($+\beta$) zarrachalar hosil bo'lib, tartib raqami bir birlikka kamayadi, ammo yadroning massasi soni o'zgarmaydi.



Shunday yadro reaksiyalari ham borki, unda yadro β -zarrachani biriktirib oladi. Bunda tartib raqami bir birlikka kamayadi, yadro massasi o'zgarmaydi.



Bu hodisaga «K- **qamrash**» deyiladi.

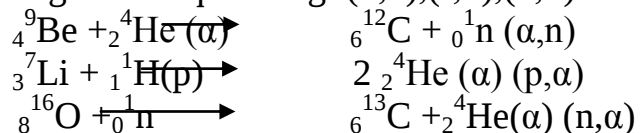
Ayrim elementlar barqaror izotoplari yadrolarining elementar zarrachalar bilan ta'sirlashuvi natijasida (bombardimon qilinganda) sun'iy yadro reaksiyalari

ro'y beradi. Shunday reaksiyalarni birinchi marta Rezerford 1919 - yilda azot atomini α -zarrachalar (He) bilan to'qnashtirib amalga oshirgan:



Bu reaksiyani (α, r) turdagi reaksiya deyiladi. α -birikuvchi, to'qnashuvchi zarrachalar, r-hosil bo'luvchi zarracha.

Shu singari boshqa turdagi (α, n), (r, α), (n, α) – reaksiya turlari ham mavjud:



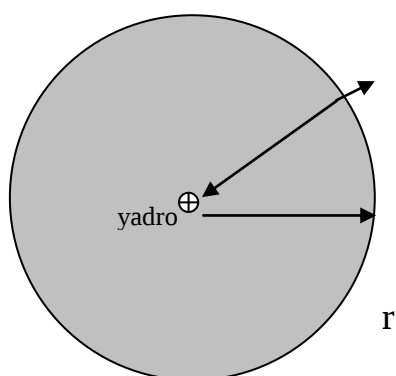
Yadro reaksiyalari fan va texnikada keng qo'llaniladi. Davriy jadvaldagi 93-elementdan boshlab undan keyingi elementlarning hammasi yadro reaksiyalari natijasida hosil qilingan. Yadro reaksiyalari natijasida Δm -massaning kamayishi va $E = \Delta m \cdot c^2$ formulaga asosan, katta energiya ajralib chiqishi tufayli radioaktiv elementlar (atom reaktorlarida) yadro yonilg'isi sifatida ishlatiladi.

Tibbiyotda saraton kasali bilan og'rikan bemorlar ${}^{60}\text{Co}$ izotopi (α -nurlari manbai) ta'sirida davolanadi. Jarrohlikda asboblarni sterillashda nishonlangan atomlar usuli bilan dorilarning organizmga ta'sirini o'rganishda qo'llaniladi.

Texnikada detallarning yemirilish darajasini, qalinligini, suv va neft quvurlarida paydo bo'lgan teshiklarni aniqlashda, moddalar miqdorini topishda (suyultirilgan izotoplar usuli) radioaktivlikdan keng foydalaniladi.

ATOMNING ELEKTRON TUZILISHI

Atomning elektron tuzilishi to'g'risidagi dastlabki tasavvurni J. Tomson ilgari surgan bo'lsada, haqiqatga yaqin fikrni Rezerford (1912) bildirdi. Uning fikricha, atomning markazida musbat zaryadli yadro va uning atrofida elektron aylanma harakatda bo'ladi.



$$F = \frac{m \cdot V^2}{q_1 \cdot q_2}$$

3 - rasm. Atomning Rezerford usuli bo'yicha modeli

F- bilan elektronning elektrostatik tortishuv kuchi.

Aylanma harakatdagi elektronga F_1 va F_2 kuchlar ta'sir etib, ular elektron yadrodan r -masofada bo'lganda o'zaro teng (F_1 va F_2) bo'ladi. Shu sababli atom barqaror zarrachadir. Lekin bu tasavvurga to'g'ri keladigan atom tuzilishi modeli

atom holidagi moddalardan chiqadigan nur chiziqli spektrlar hosil qilishini tushuntira olmadi.

Agar atom holidagi metallni qizdirib, nurlanadigan holatga olib kelinsa va bu nur prizmadan o'tkazilsa, nur ayrim bo'laklarga ajraladi, ya'ni bu nurga to'g'ri keluvchi spektr hosil bo'ladi. Bu spektr chiziqli tuzilishga ega bo'ladi. Bu atomning chiziqli spektri deyiladi. Masalan: rasmda vodorod atomining spektri keltirilgan bo'lib, har bir chiziq o'zining to'lqin uzunligi (λ , Nm) va to'lqin soni (ν , sm^{-1}) ga ega.

$$1 \text{ Nm} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 1 \cdot 10^{-7} = 10 \text{ \AA}$$

Spektrlarning chiziqsimon tabiatini tushuntirish uchun Plank (1901) tomonidan atomlarning energiya yutishi (yoki chiqarishi) uzluksiz bo'lmasdan, bo'laklar (kvantlar) dan iboratligi nazariyasi yaratildi. Bu nazariyaga ko'ra har qanday atom energiya kvantini fotonlar holida yutadi va chiqaradi. Bu energiya miqdori quyidagicha bo'ladi:

$$E = h \cdot \nu / \lambda = h \cdot \nu - \text{Plank doimiysi} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{sek} = 3 \cdot 10^{-10} \text{ sm/sek}$$

Rezerford va Plank xulosalari asosida ularga qo'shimcha ravishda zarrachalar uchun kvant mexanikasi elementlarini qo'llab, Nils Bor atomning elektron tuzilishi to'g'risida ikkita postulatini yaratdi.

Borning I postulati: atomda elektron yadrodan ma'lum bir o'zgarmas masofada, ya'ni statsionar orbital bo'ylab harakatlanadi. Bunda energiya yutilmaydi ham, chiqmaydi ham (atom nurlanmaydi).

Bu fikrga ko'ra, elektron yadro atrofida orbitallar elektron qavatlarda joylashgan bo'lib, har bir qavat o'ziga xos energiyaga ega. Statsionar orbitallar yadrodan uzoqlashib borgan sari uning va undagi elektronning energiyasi ortib boradi.

$$E_1 < E_2 < E_3 \dots < E_n$$

Agar statsionar orbital bo'ylab harakatlanayotgan elektron harakat momenti miqdori $m \cdot v \cdot r = n \cdot h / 2\pi$ bo'lib, bunda $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$ ekanligi e'tiborga olinsa, eng kam energiyali orbital $n=1$ da, ya'ni yadroga eng yaqin turgan orbital bo'ladi. Bu vodorod atomi uchun ($n=1$) mos kelib, vodorod atomining normal (asosiy) holati hisoblanadi. Agar elektron $n=2, 3, 4, 5, \dots$ orbitallarga o'tsa, vodorod atomining «qo'zg'algan holati» deyiladi va ko'p elektronli atomlar uchun mos keladi.

II postulat: atomda elektron bir statsionar orbitaldan ikkinchi statsionar orbitalga o'tganda energiya yutiladi yoki chiqadi. Bunda ikki holat bo'ladi:

- elektron yadroga yaqin orbitaldan uzoq orbitalga o'tsa:

$$E_1 \rightarrow E_2; E_2 \rightarrow E_3; E_3 \rightarrow E_4; \dots; E_{n-1} \rightarrow E_n$$

$$\text{energiya kvanti } (\Delta E) \text{ ni yutadi: } \Delta E = h\nu = E_n - E_{n+1}$$

- elektron yadrodan uzoqdagi orbitaldan yaqin orbitallarga o'tsa:

$$E_2 \rightarrow E_1; E_3 \rightarrow E_2; E_n \rightarrow E_{n-1} \text{ atom energiya kvanti } (\Delta E) \text{ ni chiqaradi, ya'ni atom (modda) nur chiqaradi.}$$

$$\Delta E = h\nu = E_n - E_{n-1}$$

Ikkala holda ham har bir o'tish uchun to'g'ri keladigan energiya qiymati v ning qiymatiga bog'liq bo'ladi. Bor yuqoridagi formulalar asosida vodorod atomi elektron orbitallari radiuslarini hisoblash formulasini taklif etdi:

$$r = \frac{n^2}{4\pi^2 m e^2}$$

Shu formula asosida vodorod atomi radiusi $n=1$ bo'lganda $r = 0,053 \text{ Nm} = 0,53 \text{ \AA}$ ekanligini ko'rsatdi. Bu formulaga asosan, $n=2$ (II qavat) uchun $r = 0,53 n^2 = 0,53 \cdot 2^2 = 2,12 \text{ \AA}$ $n=3$, (III qavat) uchun $r = 4,77 \text{ \AA}$ $n=4$, (IV qavat) uchun $r = 8,48 \text{ \AA}$ kabi bo'ladi.

Kvant sonlar

Atom elektron qavatlaridagi elektronlarning holatini to'liq tavsiflash uchun kvant sonlari (n, l, m, m_s) tushunchasi kiritilgan. Birinchi kvant soni – bosh kvant soni bo'lib, n – harfi bilan belgilanadi. Bosh kvant son har bir elektron qavatdagi elektronning energiyasini belgilaydi va uning yadrodan qanday masofada joylashganini ko'rsatadi. Uning qiymatlari $n = 1, 2, 3 \dots \infty$ bo'lishi mumkin, n ning qiymati ortib borishi bilan unga mos keluvchi qavatlarining energiyasi $E_1 < E_2 < E_3 < E_\infty$ ortib boradi.

Davriy jadvalda n_+ element joylashgan davrning raqamiga mos keladi va atomdagi elektron qavatlar sonini bildiradi. Masalan: III davr elementlari uchun $n=3$ bo'lib, ularning atomlarida 3 ta elektron qavat bor. Atomdagi har bir elektron qavat raqamiga mos keluvchi harfli belgilar mavjud: $n=1$ (K); $n=2$ (L); $n=3$ (M); $n=4$ (N) va hokazo.

Atom elektron qavatlarini (orbitallari) tuzilishini o'rganish, ularning qavat (orbitallar) dan iborat bo'lishini ko'rsatadi. $N_{orb} = n^2$ ga teng ekan. Shunga ko'ra, I qavatda 1 ta, II qavatda 4 ta orbita va hokazo bo'lishi mumkin.

Orbital kvant soni

Yuqorida aytilganidek, har bir elektron qavat bir yoki bir necha elektron orbital (qavatchalar) dan iborat bo'ladi. Bu elektron orbitallarga elektronlar yadro atrofida qanday ko'rinishda harakatlanishi, ya'ni orbitallarning fazoviy tashqi ko'rinishini aniqlab berish uchun elektronning orbital kvant soni qabul qilingan va L (el) – harfi bilan belgilanadi.

Orbital kvant sonining qiymati bosh kvant soni qiymatiga bog'liq bo'lib, n ning biror qiymati uchun $L = n - 1$ bo'ladi:

n	1	2	3	4	 n
L	0	0.1	0.1.2	0.1.2.3	 $n-1$

L ning har bir qiymatiga aniq ko'rinishdagi elektron orbitallari mos keladi, ular lotincha $s, p, d, f \dots$ kabi harflar bilan belgilanadi.

e	0	1	2	3
Orbital belgisi	S	P	D	F

Har bir orbitalga mos keluvchi fazoviy ko'rinishlar mavjud: S orbital «sharsimon», P orbital «gantelsimon» ko'rinishga ega.

Har bir elektron orbital ma'lum sonidagi elektronlarni o'zida sig'dira oladi. Bu elektronlar soni har bir orbital uchun l ning qiymatiga bog'liq bo'lib, $2(2 \cdot l + 1)$ formula bilan hisoblanadi:

S - orbitalda $l = 0$ bo'lib, $2(2 \cdot 0 + 1) = 2$ ta, $S^{(1 \div 2)}$

P - orbitalda $l = 1$ bo'lib, $2(2 \cdot 1 + 1) = 6$ ta, $P^{(1 \div 6)}$

D - orbitalda $l = 2$ bo'lib, $2(2 \cdot 2 + 1) = 10$ ta, $D^{(1 \div 10)}$

F - orbitalda $l = 3$ bo'lib, $2(2 \cdot 3 + 1) = 14$ ta, $F^{(1 \div 14)}$

elektron joylashadi. S - orbitaldagi elektronlar S - elektron, P - orbitaldagi elektronlar P - elektron deyiladi va mos ravishda D - hamda F - elektronlar ham bo'ladi.

Magnit kvant soni

Bu kvant soni m_l -harfi bilan belgilanib, elektron orbital (bulutlar) ning magnit maydoni ta'sirida biror aniq (masalan, fazoning Z o'qi) yo'nalishiga nisbatan egallagan holati (proyeksiyalar) sonini ko'rsatadi. Boshqacha aytganda, elektron bulutlari (orbitallari) fazoda X, Y, Z o'qlari bo'ylab qanday joylashganini ko'rsatadi.

Magnit kvant soni orbital kvant sonining barcha musbat va manfiy qiymatlarini qabul qiladi:

l	0	1	2	3
m	0	-1,0,1	-2,-1,0,1,2	-3,-2,-1,0,1,2,3

Magnit kvant soni har elektron qavat va bir orbitalga to'g'ri keluvchi energiya holati energetik yacheykalar sonini bildiradi. Har bir elektron qavatdagi energetik yacheykalar soni $N = n^2$ yacheyka (orbitallar soni kabi) bo'ladi. Har bir orbitaldagi yacheykalar soni $(2l + 1)$ ta bo'ladi. Masalan, S -orbital uchun $l = 0$, yacheyka soni S orbital uchun $(2 \cdot 0 + 1) = 1$ ta

P -orbital uchun $l = 1$, $(2 \cdot 1 + 1) = 3$ ta

D -orbital uchun $l = 2$, $(2 \cdot 2 + 1) = 5$ ta

F - orbital uchun $l = 3$, $(2 \cdot 3 + 1) = 7$ ta

Bu hisoblashlar asosida har bir elektron qavatdagi elektron yacheykalar soni va turlarini aniqlab ko'raylik:

I qavatda $n = 1, l = 0, m = 0$ unda $1^2 = 1$ ta $1s$ ☐ yacheyka bo'ladi

II qavatda $n = 2, l = 0, m = 0$, 1ta $2s$ ☐

$l = 1, m = -1, 0, 1$, 3 ta yacheyka $2p$ ☐ ☐ ☐

III qavatda $n = 3, l = 0, m = 0$, $3s$ ☐

$l = 1, m = -1, 0, 1$, $3p$ ☐ ☐ ☐

$l = 2, m = -2, -1, 0, 1, 2$ $3d$ ☐ ☐ ☐ ☐ ☐

IV qavatda $n = 4, l = 0, m = 0$ $4s$ ☐

$l = 1, m = -1, 0, 1$ $4p$ ☐ ☐ ☐

$$l = 2, m = -2, -1, 0, 1, 2 \quad 4d \quad \boxed{} \boxed{} \boxed{} \boxed{} \boxed{} \boxed{}$$

$$l = 3, m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3 \quad 4f \quad \boxed{} \boxed{} \boxed{} \boxed{} \boxed{} \boxed{} \boxed{} \boxed{}$$

1 n	0 (s)	1 (p)	2 (d)	3 (f)	elektro n	qavatda gi
					n ² orbital soni	2n ² elektron soni
1	☐				1	2
2	☐	☐ ☐ ☐			4	8
3	☐	☐ ☐ ☐	☐ ☐ ☐ ☐ ☐		9	18
4	☐	☐ ☐ ☐ ☐	☐ ☐ ☐ ☐ ☐ ☐	☐ ☐ ☐ ☐ ☐ ☐ ☐	16	32
m _l	0	-1, 0, 1	-2, -1, 0, 1, 2	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3		

Har bir yacheykada ko'pi bilan 2ta elektron joylasha oladi. Masalan, yacheykani qaraydigan bo'lsak:



- bo'sh S-yacheyka,



- qisman yarim to'lgan S-yacheyka,

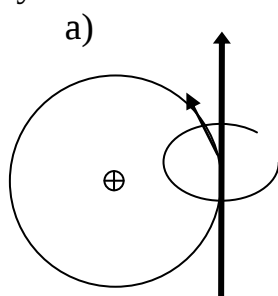


- to'liq S-yacheyka deyiladi.

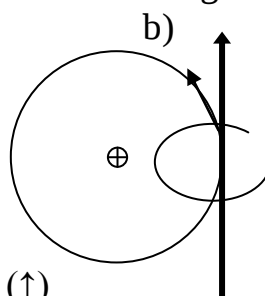
Bu xulosalar p, d, f yacheykalar uchun ham taalluqlidir.

Spin kvant soni

Elektron yadro atrofida aylanma harakat qilayotganda o'z o'qi atrofida ham aylanadi. Bu harakat quyidagi rasmda keltirilgan.



$m_s = +1/2$ (↑)



$m_s = -1/2$ (↓)

Elektronning o'z o'qi atrofida qaysi tomonga harakatlanishini ko'rsatuvchi kattalik spin kvant soni deyiladi va m_s -harfi bilan belgilanadi. Uning qiymati $+1/2$ yoki $-1/2$ bo'ladi.

Elektron o'z o'qi atrofida soat millari yo'nalishi (a) bo'yicha harakatlansa, $m_s=+1/2$ bo'lib, u to'g'ri spinli $\uparrow$ elektron deyiladi. Agar soat millari yo'nalishiga teskari yo'nalish (b) bo'ylab harakatlansa, $m_s= -1/2$ bo'lib, teskari spinli $\downarrow$ elektron deyiladi.

Ko'pchilik holatda elektronlarning spin kvant soni qiymati berilmaydi, uning o'rniga ($\uparrow$) yoki belgilar ishlatiladi. Elektronlar energetik yacheykalarga joylashtirilganda ularning spinlari yo'nalishi $\uparrow\downarrow$ (a), $\uparrow$ (b) va $\downarrow$ (d) holida ko'rsatiladi. Shunga ko'ra elektronlar toq spinli (a, b) va juftlashgan (d) spinli bo'ladi. Toq spinli elektronlar turli yacheykalarda, juftlashgan spinli elektronlar bitta yacheykada joylashadi.

Yuqoridagilarni umumlashtirib shuni aytish mumkin:

- atomdagi har bir elektron 4 xil kvant soni bilan tavsiflanadi.
- kvant sonlari har bir elektronning atomda joylashgan o'zni, tartibi, energiyasi, harakat shakli, holatini aniq ko'rsatib beradigan asosiy kattalikdir.

Kvant sonlarining taqsimlanishi

Bosh kvant soni	Orbital kvant soni	Magnit kvant soni	Spin kvant soni	Pog'onalar va ulardagi elektronlar
1	0	0	$\pm 1/2$	1s
2	0	0	$\pm 1/2$	2s
	1	+1 0 -1	$\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$	2p
3	0	0	$\pm 1/2$	3s
	1	+1 0 -1	$\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$	3p
	2	-2	$\pm 1/2$	3d
		-1	$\pm 1/2$	
		0	$\pm 1/2$	
		1	$\pm 1/2$	
4	0	0	$\pm 1/2$	4s
	1	+1 0 -1	$\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$	4p

	2	-2	$\pm 1/2$	4d
		-1	$\pm 1/2$	
		0	$\pm 1/2$	
		1	$\pm 1/2$	
		2	$\pm 1/2$	
	3	-3	$\pm 1/2$	4f
		-2	$\pm 1/2$	
		-1	$\pm 1/2$	
		0	$\pm 1/2$	
		1	$\pm 1/2$	
		2	$\pm 1/2$	
		3	$\pm 1/2$	

Elektron formulalar

Vodorod elementidan boshlab elementlarning tartib raqamlari ortib borishi bilan atomlardagi elektronlar soni ham ortib boradi. Ko'p elektronli atomlarda elektron qavatlarining elektronlar bilan to'lib borishi elektronlarning energiyalari, kvant sonlari qiymatiga, Pauli, Gund qoidalariga amal qiladi.

Pauli 1925- yilda ko'p elektronli atomlarni o'rganib, elektronlarning kvant sonlari tushunchasi va ularning qiymatlari asosida elektronlar joylashuvi to'g'risida quyidagi qoidani yaratdi: Pauli prinsipi: atomda to'rttala kvant soni bir xil bo'lgan ikki yoki undan ortiq elektronning bo'lishi mumkin emas.

Gund qoidasi. Ko'p elektronli atomlarda elektronlar soni ortib borishi bilan ular joylashishi mumkin bo'lgan orbital (yacheyka) lar ham ortib boradi. Bu yacheykalarda elektronlar Gund qoidasiga amal qilgan holda joylashadi. Ko'p elektronli atomlarda elektronlar yacheykalarga joylashayotganda o'z spinlarini parallel yo'naltirib, spinlar yig'indisi ($\sum m_s \rightarrow \max$) maksimal bo'lishiga intiladilar.

Bu qoidaga asosan, yacheykaga kelib joylashadigan har bir elektron bittadan bir xil energiyali yacheykani band qiladi. $Z=5(B)$ dan $Z=7(N)$ gacha bo'lgan element atomlari 2p-orbitallarining elektronlar bilan to'lib borishi bunga yaqqol misol bo'la oladi.

Atom orbitallarining elektronlar bilan to'lib borishi «eng kam energiyali holat» tartibiga amal qiladi. Bunga ko'ra avval eng kam energiyali (yadroga yaqin) orbital, keyin energiyasi ko'proqlari to'lib boradi.

Bu tartibda o'zida to'liq, har tomonlama aks ettirgan qoida Klechkovski qoidasidir.

Klechkovski qoidasi atom elektron orbitallarining energetik holati $(n+1)$ yig'indisining qiymatiga bog'liq qoidadir.

1- qoida. Atom orbitallarini elektronlar bilan to'lib borishida avval $(n+1)$ yig'indisi ortib borish tartibi orqali to'ldiriladi. Avval $(n+1)$ yig'indisining eng kichik qiymatiga mos keladigan orbital, keyin bu yig'indining katta qiymatlariga mos keluvchi orbitallar to'ladi. Shu qoidaga asoslanib;

$$(n+1) = 1+0 = 1; (n+1)=2+0=2; (n+1)= 2+1=3;$$

$$(n+1)= 1(1s); (n+1)=2 (2s); (n+1)= 3 (2p);$$

2- qoida. Agar bir necha orbital uchun $(n+l)$ yig'indining qiymati bir xil bo'lsa, u holda bosh kvant soni n ga qaraladi, u ham ortib borish tartibi orqali to'ldiriladi. Shu qoidaga asoslanib: $(n+l) = 2+1=3$ va $n+l = 3+0=3$

Ikkala holat uchun ham $n+l = 3$. Bu elektron orbitallardan $n=2$, $n=1$ bo'lgan ($2p$) orbital avval elektron bilan to'ladi, keyin $n=3$, $l=0$ bo'lgan ($3s$) orbital elektron bilan to'ladi. Chunki $n+l=2+1$ orbitalning energiyasi $n+l = 3+0=3$ orbitalning energiyasidan kichik, ya'ni $E_{2p} < E_{3s}$ yoki $2p < 3s$ tartib amal qilinadi.

Klechkovskiyning I a II qoidalariga asoslanib atom orbitallarning elektronlar bilan to'lib borishi quyidagicha

$n + l$	$n + l$
$1s = 1+0=1$	$5p = 5+1=6$
$2s = 2+0=2$	$6s = 6+1=7$
$2p = 2+1=3$	$4f = 4+3=7$
$3s = 3+0=3$	$5d = 5+2=7$
$3p = 3+1=4$	$6p = 6+0=6$
$4s = 4+0=4$	$7s = 7+0=7$
$3d = 3+2=5$	$5f = 5+3=8$
$4p = 4+1=5$	$6d = 6+2=8$
$5s = 5+0=5$	$7p = 7+1=8$
$4d = 4+2=6$	

5- AMALIY MASHG'ULOT

Kimyoviy kinetika

Kimyoviy reaksiyalarning tezligini va unga ta'sir etuvchi omillarni o'rganadigan kimyoning bo'limiga kimyoviy kinetika deyiladi. Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalarining vaqt birligi ichida o'zgarishi bilan o'lchanadi.

$$V = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} \text{ mol/sek}$$

Reaksiya davomida reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyasi kamaysa (-), mahsulotniki oshadi va (+) ishora qo'yiladi. Ko'pgina dastlabki moddalar konsentratsiyasining qiymati kamayishidan foydalaniladi. V xaqiqiy tezlik, reaksiya tezligi qisqa vaqt ichida bo'ladi. Agar moddaning konsentratsiyasi C_1 dan C_2 ga o'zgarsa, reaksiyaning o'rtacha tezligi yoziladi.

Kimyoviy reaksiya tezligiga ta'sir etuvchi omillar bilan tanishib chiqamiz

Konsentratsiya-C; chegara sirti-S; hajm-V; bosim—P; harorat-t; katalizator-Kt;

Kimyoviy reaksiyani o'rganishdan avval, sistema bilan tanishamiz. *Sistema deb biror hajmni egallagan bir yoki bir necha moddalar yig'indisiga aytiladi.*

Sistemalar:

1) gomogen $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} = 2HCl_{(g)}$ (bir fazali bo'ladi) va

2) geterogen sistema. $C_{(k)} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}$, bo'ladi.

$Zn_{(k)} + H_2SO_{4(s)} = ZnSO_{4(k)} + H_{2(g)} \uparrow$ (ko'p fazali bo'ladi.)

Sistemani tashkil etgan va bir-biridan ma'lum bir chegara, sirt bilan ajralgan qismiga faza deyiladi.

Muz +suv (ikki fazali sistema)

Muz +suv+suv bug'i (uch fazali sistema)

1. Reaksiya tezligiga konsentratsiya ta'siri. -Massalar ta'sir (Guldberg va Vaage) qonuni

Reaksiya tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyalarining ko'paytmasiga to'g'ri proporsionaldir. Bu qonun 1867- yil K.Guldberg va Vaage tomonidan kashf etilgan bo'lib, massalar ta'siri qonuni deb ataladi.

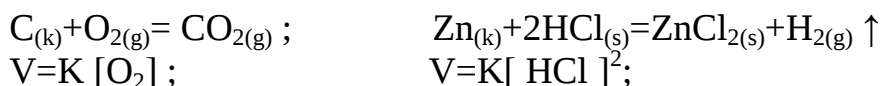
Masalan:

$A + B \rightarrow C \quad V = K C_A \cdot C_B$

$V = K[A][B]$ Reaksiya kinetik tenglamasi deyiladi.

$A = B = 1 \text{ mol}^{-1}$, $V = K$ bu konsentratsiya lga teng bo'lgandagi reaksiya tezlik solishtirma tezlik deyiladi. Bu qonunga ko'ra reaksiya tezligi, reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiya ko'paytmasiga to'g'ri proporsionaldir. K – proporsionallik koeffitsienti, u moddalarning tabiatiga, haroratga va katalizatorga bog'liq. (Konstantasiyaga bog'liq emas).

2. Reaksiya tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning chegara sirtiga ham bog'liq.



Qattiq moddalar reaksiyada faqat chegara sirti bilan ishtirok etadi, bu qattiq moddaning konsentratsiyasiga bog'liq. Chegara sirti oshsa tezlik, ham ortadi.

3. Reaksiya tezligiga haroratning ta'siri

Kimyoviy reaksiyalarning borishi va tezligi ko'pchilik hollarda sistemaning haroratiga bog'liq. Atom va molekularlar qo'zg'algan holatga o'tganda ularni reaksiyaga kirishish qobiliyati ortadi. Haroratning oshishi, bosimni oshishi, rentgen nurlari ta'sirida reaksiyaning tezligi ortadi. Vant–Goff tajriba asosida haroratni 10°C oshirganda reaksiya tezligi 2-4 marta oshishini aniqlaydi va bu quyidagi formula bilan ifodalanadi.

$$V_t = V_{t_1} \gamma^{\frac{\Delta t}{10}} ;$$

$V_2 - V_1$ – bu t_2 va t_1 haroratdagi tezlik.

γ harorat koeffitsienti, harorat 10°C oshganda reaksiya tezligi necha marta oshganini ko'rsatadi. Δt – harorat farqi.

Masalan: haroratni 10°C dan 50°C ga ortganda koeffitsienti 4ga teng bo'lganda reaksiya tezligi necha marta oshishini aniqlaymiz.

$$V_{t_2} = V_{t_1} \gamma^{t_2 - t_1 / 10}; \quad V_{50} = V_{10} \cdot 4^{50 - 10 / 10} = 256 \text{ marta ortadi.}$$

4. Gaz moddalarda reaksiya tezligiga bosim ta'siri

Gazsimon moddalarda konsentratsiya o'rniga bosim ishlatiladi. Reaksiya tezligi konsentratsiyasiga bog'liq bo'ladi. Gaz moddalarning bosimi oshsa, reaksiya tezligi ham ortadi.

Hajm bilan tezlik orasida teskari proporsionallik bor.

$$V^1 = \frac{1}{V} ; \text{ hajm ortsa, tezligi kamayadi. } V - \text{hajm.}$$

Masalan: $2\text{CO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{CO}_3$ reaksiyada aralashmaning hajmi 2 marta kichraytirilsa, tezlikning o'zgarishini aniqlang.

$V = K[\text{CO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] = K^2 \cdot 2 = 8k$; Demak, tezlik oldingiga nisbatan 8 marta oshar ekan.

Kimyoviy reaksiyaning aktivlanish energiyasi

Kimyoviy reaksiya sodir bo'lishi uchun zarrachalar o'zaro to'qnashishi kerak. Molekular kinetik nazariyaga muvofiq molekularlar o'rtasidagi to'qnashishlar soni mutloq haroratning kvadrat ildiziga to'g'ri proporsionaldir. Masalan: 10°C dagi boradigan reaksiyani 20°C ga o'tkazilsa, reaksiya tezligi $V=2\%$ ortishi kerak, ammo 100% dan 200% ortadi. Demak harorat ortsa, reaksiyalarning tezligi turlicha oshadi.

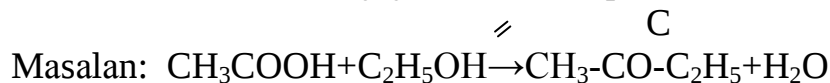
Bularning hammasini e'tiborga olib, massalar ta'siri qonuniga qo'shimcha aktivlanish nazariyasi degan nazariya kiritilgan. Bu nazariyani D.V. Alekseyev, S.Arrenius va boshqa olimlar rivojlantirgan. Bu nazariyaga binoan molekular orasida bo'ladigan reaksiyalar borishi uchun quyidagi shartlar bo'lishi kerak.

1. Har qanday to'qnashuvda ham reaksiya bormaydi, unda ichki energiyaga ega bo'lgan aktiv zarrachalari bo'lishi kerak.

2. Zarrachalarning to'qnashish momenti bo'lishi kerak.

3. Moyillik bo'lishi kerak. Masalan: benzol bilan toluol bir-biriga o'xshash, shuning uchun soatlab reaksiya olib borilsa ham reaksiya ketmaydi, moyillik yo'q.

4. Molekulalari kerakli joylari bilan to'qnashish kerak.



Zarrachalar bir-biriga yaqin kelib, ikkala zarrachadagi elektron pog'onalarining o'zaro itarilish kuchlari xalaqit beradi. Bu itarilish kuchlarini katta energiyaga ega bo'lgan aktiv zarrachalargina yenga oladi. Passiv zarrachalarni aktiv holatga o'tkazish uchun ularga berilishi zarur bo'lgan qo'shimcha energiya ayni reaksiyaning aktivlanish energiyasi deyiladi.

E_{akt} -aktivlanish energiyasi qancha yuqori bo'lsa, reaksiya shunchalik sekin boradi.

E_{akt} -energiyasi reaksiyada ishtirok etadigan moddalarning tabiatiga bog'liq.

A) Agar reaksiyada ishtirok etgan ikki modda molekulalardan tashkil topgan bo'lsa,

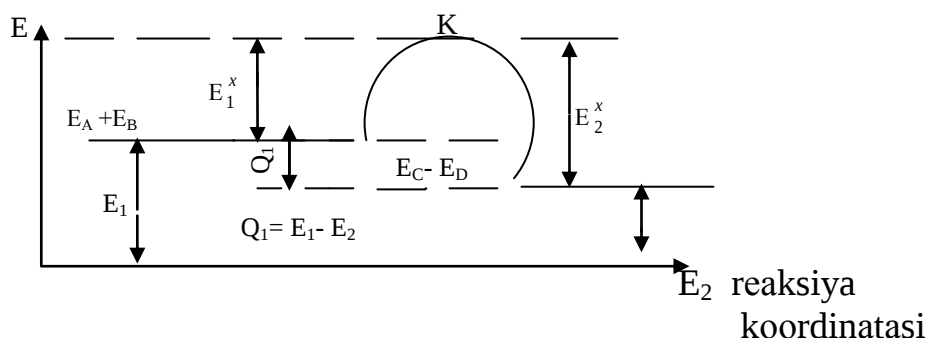
$$E_{\text{akt}} = 80 \div 250 \text{ kJ/mol.}$$

B) Agar reaksiyada ishtirok etayotgan moddalar qarama-qarshi zaryadli ionlar bo'lsa,

$$E_{\text{akt}} = 0 \div 18 \text{ kJ/mol}$$

D) Erkin radikallar ishtirokida boradigan reaksiyalarda,

$$E_{\text{akt}} = 0 \div 9 \text{ kJ/mol}$$



E_1 -sistemaning reaksiyadan oldingi energiya ho'tami.

E_2 -sistemaning reaksiyadan keyingi energiya ho'tami.

E_1^x -to'g'ri reaksiyaning aktivlanish energiyasi.

E_2^x -teskari reaksiyaning aktivlanish energiyasi.

A+B bilan reaksiyaga kirishib C+D hosil bo'lishi uchun K-to'siqni yengish kerak.

K-aktivlanish energiyasi yoki energetik g'ovni tasvirlaydi. Sistemada E_1 dan E_2 ga to'g'ridan-to'g'ri o'ta olmaydi, buning uchun u energiyani K ga qadar yetkazish kerak, ya'ni energetik g'ovni yengib o'tish kerak. Buning uchun sistema issiqlik, yorug'lik va energiyaning boshqa turlarini qabul qilib, aktiv holatga o'tish kerak,

aktiv zarrachalargina “g’ov” dan o’ta oladi. Aktivlanish energiyasini hisoblash uchun Arrenius tenglamasidan foydalaniladi.

$$K=A+I^{-\frac{E_a}{RT}}$$

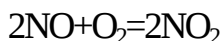
E_a -aktivlanish energiyasi 1 mol moddadagi molekulalarni reaksiyaga kirishuvchi uchun zarur bo’lgan energiyaga aytiladi. kkal/mol, kJ/mol. e -natural logarifm asosi. T - mutloq harorat ($t+273^{\circ}\text{C}$), R -universal gaz doimiyligi.

Yechish uchun misol va masalalar

1. $A+2V=S$ reaksiya tezligi 0,028 mol/l, $[A]=0,75$ mol/l, $[V]=0,9$ mol/l. Shu reaksiyaning tezligi konstantasini hisoblang.

- 1) 0,04 mol/l,
- 2) 0,004 mol/l,
- 3) 0,4 mol/l,
- 4) 4,0 mol/l.

2. Quyidagi reaksiyada $[\text{NO}]$ moddaning konsentratsiyasini 2 marta oshirsak, reaksiya tezligi qanday o’zgaradi.



- 1) 4 marta oshadi.
- 2) 4 marta kamayadi.
- 3) 8 marta oshadi.
- 4) 8 marta kamayadi.

3. Quyidagi $2\text{NO}_{2(\text{G})}\rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{G})}+\text{O}_{2(\text{G})}$ sistemada hosil bo’lgan moddalar konsentratsiyasini 3 marta oshirsak, to’g’ri reaksiya tezligi qanday o’zgaradi?

- 1) 27 marta oshadi.
- 2) 27 marta kamayadi.
- 3) 9 marta oshadi.
- 4) 9 marta kamayadi.

4. Quyidagi $2\text{H}_2\text{S}+3\text{O}_2\rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}+2\text{SO}_2$ sistemada dastlabki moddalarning hajmini 2 marta kamaytirsak, to’g’ri reaksiya tezligi qanday o’zgaradi?

- 1) 32 marta oshadi.
- 2) 32 marta kamayadi.
- 3) 64 marta oshadi.
- 4) 64 marta kamayadi.

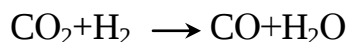
5. Quyidagi $2\text{NO}_2\rightleftharpoons 2\text{NO}+\text{O}_2$ sistemada $[\text{NO}]$ ning konsentratsiyasini 2 marta oshirsak, teskari reaksiya tezligi qanday o’zgaradi?

- 1) 4 marta oshadi.
- 2) 4 marta kamayadi.
- 3) 8 marta oshadi.
- 4) 8 marta kamayadi.

6. Reaksiyaning harorat Koeffitsienti $\gamma=2$ ga teng. Agar haroratni $t_1=20^{\circ}\text{C}$ dan $t_2=40^{\circ}\text{C}$ ga ko’tarsak, tezlik qanday o’zgaradi.

- 1) 4 marta kamayadi.
- 2) 4 marta oshadi.
- 3) 8 marta kamayadi.

- 4) 8 marta oshadi.
7. Reaksiyaning harorat Koeffitsienti $\gamma=2$. Agar haroratlar farqi $\Delta t=30^{\circ}\text{C}$ tashkil etsa, tezlik qanday o'zgaradi?
- 1) 4 marta kamayadi.
 - 2) 4 marta oshadi.
 - 3) 8 marta kamayadi.
 - 4) 8 marta oshadi.
8. Quyidagi $2\text{A}+\text{B}=\text{C}$ sistemada konsentratsiyalar, $[\text{A}]=0.3 \text{ mol/l}$, $[\text{B}]=0.5 \text{ mol/l}$, tezlik konstantasi 1 ga teng bo'lgan reaksiya tezligini hisoblang.
- 1) $0.045 \text{ mol/l, min.}$
 - 2) 0.3 mol/l, min.
 - 3) 4.5 mol/l, min.
 - 4) 0.5 mol/l, min.
9. Quyidagi muvozanatda turgan sistemalarga bosimning ortishi qanday ta'sir etadi?
- 1) O'ngga siljiydi.
 - 2) Chapga siljiydi
 - 3) O'zgarmaydi.
 - 4) Avval chapga so'ng o'ngga siljiydi.
10. Quyidagi muvozanatda turgan sistemalarga bosimning ortishi qanday ta'sir etadi?
- 1) O'ngga siljiydi.
 - 2) Chapga siljiydi.
 - 3) O'zgarmaydi.
 - 4) Avval o'ngga so'ng chapga siljiydi
11. Quyidagi muvozanatda turgan sistemalarga bosimning ortishi qanday ta'sir etadi?



- 1) O'ngga siljiydi.
 - 2) Chapga siljiydi.
 - 3) Siljimaydi.
 - 4) Bosim ta'sir etadi.
12. Quyidagi muvozanatda turgan sistemalarda konsentratsiyalari $[\text{H}_2] =0,1 \text{ mol/l}$, $[\text{J}_2]=1 \text{ mol/l}$ $[\text{HJ}]=0.2 \text{ mol/l}$ ga teng. Sistemaning muvozanat konstantasini toping.
- $$\text{H}_2+\text{J}_2=2\text{HJ}$$
- 1) 2,
 - 2) 4,
 - 3) 6,
 - 4) 8.
13. Quyidagi muvozanatda turgan sistemalarga bosim ortishi qanday ta'sir etadi?
- $$2\text{CO}+\text{O}_2 = 2\text{CO}_2$$
- 1) O'ngga siljiydi.
 - 2) Chapga siljiydi.
 - 3) Siljimaydi.
 - 4) Bosim ta'sir etadi.
14. Quyidagi $\text{CO}_2+\text{H}_2-\text{CO}+\text{H}_2\text{O}$ sistemada konsentratsiyalari $[\text{CO}]=0.2 \text{ mol/l}$, $[\text{H}_2]=0.1 \text{ mol/l}$, $[\text{CO}]=0.1 \text{ mol/l}$, $[\text{H}_2\text{O}]=0.2 \text{ mol/l}$ ga teng. Muvozanat konstantasini toping.
- 1) 1,
 - 2) 2,
 - 3) 4,
 - 4) 5

6- AMALIY MASHG'ULOT ERITMALAR

Eritmalar konsentratsiyasini ifodalash usullari

Har qanday eritmaning muhim xarakteristikasi uning tarkibidir. Eritmalar tarkibini son bilan ifodalashning har xil usullari bor: erigan moddaning ulushi, molar konsentratsiyasi va boshqalar.

Erigan moddaning massa ulushi – bu o'lchamsiz fizikaviy kattalik bo'lib, erigan modda massasining eritmaning umumiy massasi nisbatiga teng, ya'ni $\omega_M = m_M/m$, bunda: ω_M - erigan moddaning massa ulushi, m_M - erigan modda massasi va m -eritmaning umumiy massasi.

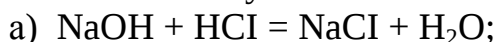
Erigan moddaning massa ulushi ω m odatda birning ulushlarida yoki foizlarda ifodalanadi. Masalan, erigan moddaning – suvdagi sulfat kislotaning massa ulushi 0,05 ga yoki 5% ga teng. Bu degan so'z, 5 g sulfat kislota va massasi 95 g suv bor demakdir.

Molyar konsentratsiya yoki molarlik – bu erigan modda miqdorining eritmaning hajmiga nisbatiga teng kattalik, ya'ni $C(X) = n(X)/V$ bunda $n(X)$ -X zarrachalarining molyar konsentratsiyasi, $n(X)$ -X modda zarrachalarining eritmadagi miqdori, V -eritmaning hajmi. Molyar konsentratsiyaning asosiy birligi mol/l. Molyar konsentratsiyani yozishga misollar: $S(HCl)=0,1\text{mol/l}$, $S(H_3PO_4)=0,5\text{mol/l}$.

1 litrida 1 mol erigan modda bor eritma molar eritma deyiladi.

Agar 1 l eritmada 0,1 mol bo'lsa, bu eritma detsimolar, 0,01 mol bo'lsa - santimolar, 0,001 mol – millimolar eritma deyiladi. Eritmaning molarligi odatda M harfi bilan belgilanadi. Masalan, 1M NaOH-natriy gidroksidning molar eritmasi, bunday eritmaning bir litrida 1 mol modda yoki 1 mol $40\text{g/mol}=40\text{ g}$ m NaOH-santimolar eritma, uning 1 litrida 0,01 mol, ya'ni $0,01 \cdot 40\text{g}=0,4\text{g}$ NaOH bo'ladi. Masalan, natriy gidroksidning detsimolar eritmasini tayyorlash uchun undan tarozida 4 g tortib olish, 1 litrga teng aniq hajmi belgilab qo'yilgan litrli o'lchov kolbasiga solish, modda batamom eriguncha distillangan suv quyish va so'ngra eritma hajmini belgigacha yetkazish lozim.

Molyar konsentratsiyadan foydalanish qulay, chunki eritmaning muayyan hajmidagi mollar soni (moddaning miqdori) ma'lum bo'ladi. Masalan, 1 l 1 M NaOH eritmasini neytrallash uchun ushbu reaksiyalarning tenglamalariga muvofiq:



kislotalar eritmalaridan quyidagi hajmda olish zarur: 1 l 1 M HCl yoki 0,5 l 1 M H_2SO_4 . Ravshanki, 0,5 l 2 M NaOH eritmasini neytrallash uchun 0,5 l 2 M HCl yoki 0,5 l 1 M H_2SO_4 yo bo'lmasa, 0,25 l 2M H_2SO_4 kerak va hokazo.

Ko'pincha foizli, molyar va normal konsentratsiyalar qo'llaniladi.

1. Miqdoriy konsentratsiyalar.

Foizli konsentratsiya (C %) 100 g. eritmada erigan moddaning grammlar sonini ko'rsatadi.

1-misol. Eritma tayyorlash uchun 5 g kumush nitrat AgNO_3 va 120 g suv olinadi. Tayyorlangan eritmani foizli konsentratsiyasi aniqlansin. 100 g.

Berilgan:

$$m \text{ modda} = 5 \text{ g AgNO}_3$$

$$m \text{ H}_2\text{O} = 120 \text{ g}$$

$$C\% = ?$$

Yechish:

1) Tayyorlangan eritmaning og'irligi (massasi) topiladi.

$$M \text{ eritma} = M \text{ modda} + M \text{ suv} = 5 + 120 = 125 \text{ g}$$

2) Foiz konsentratsiyasi topiladi.

$$125 \text{ g eritma} \quad 5 \text{ g AgNO}_3$$

$$100 \text{ g eritma} \quad X \text{ g AgNO}_3$$

$$C\% = X = \frac{5 \cdot 100}{125} = 4\%$$

Eritmaning foizli konsentratsiyasini hisoblash uchun umumiy formuladan ham foydalanish mumkin.

$$C\% = \frac{m \text{ modda} \cdot 100\%}{m \text{ eritma}} \quad \text{yoki} \quad C\% = \frac{m \text{ modda} \cdot 100\%}{m \text{ modda} + m \text{ erituvchi}}$$

2-misol. 50 g 20% li eritma tayyorlash uchun necha g mis kuporosi $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ va necha g suv kerak? (Suvsiz tuzga hisob qilinadi)

Berilgan:

$$m \text{ eritma} = 50 \text{ g}$$

$$C = 20\% \text{ CuSO}_4$$

$$m \text{ CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = ?$$

$$m \text{ H}_2\text{O} = ?$$

Yechish:

1) 50 g 20% li eritma tayyorlash uchun zarur bo'lgan suvsiz tuz CuSO_4 og'irligi (massasi) $m \text{ CuSO}_4$ topiladi.

$$50 \text{ g eritmada} \quad m \text{ g CuSO}_4$$

$$M = \frac{50 \times 20}{100} = 10 \text{ g CuSO}_4$$

2) Kristallogidrat $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ning suvsiz tuz massasi ($m \text{ CuSO}_4$) ga to'g'ri keladigan og'irlikni shu moddalarning molekular og'irliklari 250 va 160 dan foydalanib topiladi.

$$250 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ tarkibida } 160 \text{ g CuSO}_4$$

$$m \text{ CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ tarkibida } 10 \text{ g CuSO}_4$$

$$m \text{ CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = \frac{10 \times 250}{160} = 15,62 \text{ g}$$

Suv og'irligi topiladi.

$$m \text{ H}_2\text{O} = m \text{ eritma} - M \text{ CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 50 - 15,62 = 34,37 \text{ g}$$

Eritmani tayyorlash

Suv massasiga uning hajmiga teng deb hisoblab $V_{H_2O}=34.37$ ml suvni silindrda o'lchab olinadi va tarozida tortib olingan mis kuporosi eritiladi.

Molyar konsentratsiya yoki eritmaning molarligi (S_M) 1 kg (1000 g) erituvchida erigan moddaning gramm mollari sonini ko'rsatadi.

3-misol. Eritma tayyorlash uchun 4,5 g glukoza ($C_6H_{12}O_6$) va 50 g suv olinadi.

Eritmaning molyarligini aniqlash kerak.

Berilgan:

m modda 4,5 g $C_6H_{12}O_6$

m H_2O = 50g

Molyarlik $S_M = ?$

Yechish:

- 1) Olingan 4,5 g glukozaning gramm mollari soni topiladi.

$$n = \frac{m. \text{ mod } da}{M_{og'}}$$

$C_6H_{12}O_6$ $M_{og'}=180$ g

$$n = \frac{4.5}{180} = 0,025 \text{ g-mol}$$

- 2) 1000 g suvga to'g'ri keladigan g-mollar soni topiladi.

50 g H_2O ----- 0,025 g. mol

1000 g H_2O ----- X

$$X = \frac{0,025 \times 1000}{50} = 0,5 \text{ g-mol}$$

Eritmaning molyarligi $S_M = 0,5$

Eritmaning molyarligini aniqlashda umumiy formuladan foydalanish ham mumkin.

$$S_M = \frac{M \text{ mod } da \cdot 1000}{M_{og'} \text{ erituvchi}}$$

4-misol.

O'yuvchi natriy 4% li eritmasining molyar konsentratsiyasini topish kerak.

Berilgan: $C = 4\%$ li NaOH

$C_M = ?$

Yechish:

- 1) NaOH ning 1000 g suvga to'g'ri keladigan miqdori topiladi. 100 g eritma 96 g suvga 4 g NaOH to'g'ri keladi. 1000 g suvga X g NaOH to'g'ri keladi.

$$X = \frac{4 \cdot 1000}{96} = 41,66 \text{ g NaOH}$$

- 2) 41,66 g NaOH ning mollari soni topiladi.

1 g mol NaOH ----- 40 g

X g mol NaOH----- 41,66 g

$$X = \frac{41,66}{40} = 1,04 \text{ g mol}$$

Eritmaning molyarligi $S_M = 1,04$

Eritmalarning miqdoriy konsentratsiyalari eritma haroratiga bog'liq emas, chunki M modda va M erituvchi harorat o'zgarishi bilan o'zgarmaydi.

Hajmiy konsentratsiyalar

Molyar konsentratsiya yoki molyarlik (S_M) 1-l (1000) eritmadagi erigan moddaning gramm-mollari sonini ko'rsatadi.

Masalan: «1 M HNO₃» ifodasini 1 l eritmada 1 g mol HNO₃ erigan deb tushunmoq kerak.

Bu eritma bir molyar eritma deyiladi.

2 M eritmada 2 g mol modda erigan bo'lib, ikki molyar eritma, 0,01 M eritma 0,01 g – mol modda erigan bo'lib – santimolyar eritma deyiladi. Molyarligi bir xil eritmalarda gramm mollar soni ham teng bo'ladi. Bunday eritmalarning reaksiya uchun olinadigan hajmlarining o'zaro nisbati reaksiyaga kirishuvchi moddalarning reaksiya tenglamalaridagi koeffitsientlarining o'zaro nisbatlaridek bo'ladi.

5-misol.

200 g eritmada 2,1 g natriy bikarbonat NaHCO₃ erigan molyar konsentratsiyasini topish kerak.

Berilgan:

V Eritma = 200 ml.

m modda = 2,1 g NaHCO₃

Molyarlik $C_M = ?$

Yechish:

- 1) erigan 2,1 g NaHCO₃ ning g-mollar soni topiladi.

g-mollar soni

$$n = \frac{m \text{ mod da}}{M_{og'}}$$

$$\text{NaHCO}_3 \text{ M.o}^2. = 84. \quad N = \frac{2,1}{84} = 0,025 \text{ g-mol.}$$

- 2) NaHCO₃ ning 1 l (1000 ml) eritmaga to'g'ri keladigan g-mollari soni topiladi.

200 ml eritma 0,025 g-mol

1000 ml eritma X g-mol

$$X = \frac{0,025 \cdot 1000}{200} = 0,125 \text{ mol}$$

Eritmaning molyarligi $C_M = 0,125$.

Eritmaning molar konsentratsiyasini formuladan foydalanib topish ham mumkin.

$$C_M = \frac{m \cdot \text{mod da} 1000}{M_{og'} \cdot V (ml)} = \frac{m \text{ mod da}}{M_{og'} \cdot V (ml)}$$

6-misol.

0,25 detsimolar (0,1 m) eritma tayyorlash uchun necha gramm $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ achchiqtoshdan kerak?

Berilgan:

$$V = 0,25 \text{ l}$$

$$C_M = 0,1 \text{ m}$$

$$m \text{ modda} = ?$$

Yechish:

- 1) 0,25 l 0,1 M eritmasidan achchiqtoshning g-mollari soni topiladi.

$$1 \text{ l eritma} \text{ ----- } 0,1 \text{ g - mol}$$

$$0,25 \text{ l eritma} \text{ ----- } n \text{ g - mol}$$

$$n = 0,25 \cdot 0,1 = 0,025 \text{ g- mol}$$

- 2) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ achchiqtoshning og'irligi topiladi.

$$m \text{ modda} = n \cdot M. o$$

$$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O} M.o = 474 \cdot 1 \text{ g-mol} = 474 \text{ g}$$

$$m \text{ modda} = 0,025 \cdot 474 = 11,85 \text{ g}$$

Eritmani tayyorlash

O'lchov kolbasida eritma tayyorlanganda quyi meniksi o'lchov chizig'i ustida turishi kerak. Aks holda hajm to'g'ri o'lchanmagan bo'ladi. molyar eritma tayyorlash uchun olingan moddani tarozida tortib, o'lchov kolbasiga solinadi va kolbaga suv qo'yib, eritma hajmini o'lchov chizig'iga yetkaziladi.

Normal konsentratsiya yoki normallik (S_n) 1 l (1000) eritmadagi erigan moddaning g-ekvivalentlari sonini ko'rsatadi.

2 n H_2SO_4 eritmasi, 1 l eritmada 2 g ekvivalent H_2SO_4 eriganligini ko'rsatadi. Bunday eritmani ikki normal eritma deyiladi.

0,1 n eritmaning 1 l da 0,1 g-e modda erigan bo'ladi va desinormal eritma deyiladi. Normal eritmani tayyorlash va qo'llash bilan bog'liq bo'lgan barcha hisoblarda murakkab moddalarning ekvivalenti ularning molekulyar og'irligining bitta «valentlikka» to'g'ri keladigan qismi, deb qaralib, quyidagicha aniqlanadi.

$$E_{\text{asos}} = \frac{M_{\text{og's}}}{\text{metall valentligi}} = \frac{M_{\text{og'g}}}{\text{gidroksid guruhi soni}}$$

$$E_{\text{kislota}} = \frac{M_{\text{og'g}}}{\text{kislota negizi}} = \frac{M_{\text{og'g}}}{\text{kislota qoldig'i valentligi}}$$

$$E_{\text{tuz}} = \frac{M_{\text{og'g}}}{\text{tuz molekulasiidagi barcha Me atomlar valentligi}} = \frac{M_{\text{og'g}}}{\text{tuz molekulasiidagi barcha kislota qoldig'i valentligi}}$$

Normal eritmani qo'llash shuning uchun qulayki, bir xil normal eritmalarining barobar hajmdagi (V) moddalarning g-ekvivalentlar soni ham barobar bo'ladi.

Gramm-ekvivalentlar soni = $V \cdot H$.

Masalan, agar kislota va ishqorning normalligi bir xilda bo'lsa, kislalani neytrallash uchun ishqor kislotaga barobar hajmda olinadi.

Agar eritmaning normalligi har xil bo'lsa, moddalarning g-ekvivalentlar soni bir xilda bo'lishi uchun eritmalardan har xil hajmda olish kerak.

Ya'ni $V_1 H_1 = V_2 H_2$ bo'ladi.

Shuning uchun eritmaning ekvivalenti barobarlashgan vaqtdagi hajmlari ularning normal konsentratsiyasiga teskari proportsional bo'ladi.

$$\text{Ya'ni } \frac{V_1}{V_2} = \frac{H_2}{H_1}$$

Bu nisbat normal konsentratsiyali eritmalar uchun ekvivalentlar qonuni qo'llanishini ifodalaydi.

7-misol.

100 mg eritmada 1,3 g-xrom (III)- sulfat $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ erigan eritmaning normalligini aniqlang.

Berilgan: $m \text{ tuz} = 1,3 \text{ g } \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

$V \text{ eritma} = 100 \text{ ml}$

$S_n = ?$

Yechish:

1) Tuzning g-ekvivalenti topiladi.

$M.O. \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 = 392 \text{ g/mol}$

$$E_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M_{og'}}{\text{barcha metall atomlari valentligi}} = \frac{392}{3 \cdot 2} = 65,3 \text{ g}$$

2) 1,3g $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ tuzning g-ekvivalentlar soni topiladi.

$$N = \frac{M}{E} = \frac{1,3}{65,3} = 0,02 \text{ g-e}$$

3) 1000 ml eritmaga to'g'ri keladigan g-ekvivalentlar soni topiladi.

100 ml eritmada ----- 0,02 g-e

1000 ml eritmada ---- X

$$X = \frac{0,02 \cdot 1000}{100} = 0,2 \text{ g-e}$$

Eritmaning normalligi $C_n = 0,2N$

Eritma normalligini formula yordamida ham aniqlash mumkin.

$$C_n = \frac{m \text{ mod da} \cdot 1000}{E V (ml)} = \frac{m \text{ mod da}}{E V (ml)}$$

Normal eritmani ham xuddi molyar eritmalarga o'xshash o'lchov kolbalarida tayyorlanadi.

8-misol.

Sulfat kislotaning 1 m eritmasidan 250 ml 0,5 n eritmani qanday tayyorlash mumkin?

Berilgan:

$C_1 = 1 \text{ m}$

$C_2 = 0,5 \text{ m}$

$V_2 = 250 \text{ ml}$

$V_n = ?$

Yechish:

1) berilgan eritmaning normalligi topiladi.

$$E_{H_2SO_4} = \frac{M_{og'}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ g/mol}$$

$E_{H_2SO_4}$ sulfat kislotalning 1 mg-li = 2 g ekvivalent bo'ladi.

Demak, berilgan eritmaning normalligi molarligidan 2 marta katta.

$$C_1 = 1 \text{ m} = 2 \text{ n}$$

2) berilgan eritmaning hajmi topiladi. $V_1 H_1 = V_2 H_2$

3) bundan $V_1 = \frac{V_2 H_2}{H_1} = \frac{250 \cdot 0,5}{2} = 62,5 \text{ ml}$.

Dastlabki eritmaning tarkibida necha gramm ekvivalent modda bo'lsa, yangi eritmaning 62,5 ml da ham xuddi shuncha g-ekvivalent modda bo'ladi.

4) o'lchov tsilindrida V_1 hajmni o'lchab, uni o'lchov kolbasiga quyiladi va eritma hajmini suv qo'shib, kolbadagi chiziqqa yetkaziladi.

ERITMA KONSENTRATSIYASINI UNING ZICHLIGI BO'YICHA ANIQLASH

Tayyor eritma konsentratsiyasini har xil usullar bilan aniqlash mumkin. Ko'pincha ishlab chiqarish sharoitlarida eritmaning foizli konsentratsiyasini juda sodda usul bilan, ya'ni eritma zichligidan foydalanib aniqlanadi. Eritmaning zichligi deb, eritmaning hajmi birligidagi og'irligi (yoki massasiga aytiladi).

$$\text{Zichlik d eritma} = \frac{M_{eritma}}{V_{eritma}} \text{ (kg/m}^3\text{)}$$

Laboratoriya amaliyotida eng kichik birliklardan foydalaniladi, g/sm yoki g/ml.

Eritma zichligini aniqroq va tez aniqlashda areometrda foydalaniladi. Areometr shkalaga ega bo'lgan shisha asbob bo'lib, suyuqlikka tushirilganda pastki qismning og'irligi ostida vertikal holatda suzib yuradi (po'kakka o'xshagan).

Eritmaning zichligi qanchalik kichik bo'lsa, areometr eritmaga shuncha chuqurroq botib turadi.

Areometr shkalasining qiymatlari yuqoridan pastga qarab boradi (ma'lum haroratda).

Zichlikni aniq o'lchash uchun eritmani quruq tsilindrga qo'yib, unga toza va quruq areometrni shunday tushirish kerakki, u tsilindr devoriga yopishmay suzib yursin. So'ngra suyuqlikning quyi menyusiga to'g'ri kelgan shkala chizig'i aniqlanadi va yuqoridan pastga qarab kichik chiziqning yarmiga qadar aniqlik bilan hisob qilinadi.

O'lchab bo'lgandan keyin areometrni yuvib, toza latta bilan artib, g'ilofga solib qo'yiladi.

Eritma konsentratsiyasi qancha katta bo'lsa, uning zichligi ham shuncha katta bo'ladi. Eritmaning konsentratsiyasiga bog'liq bo'lgan zichligi lug'atlarda jadval shaklida beriladi. Eritma zichligini areometr bilan o'lchagandan keyin (d) jadvaldan shu zichlikka to'g'ri kelgan foizli konsentratsiyasi topiladi.

Agar jadvalda d-o'lchangan qiymat bo'lmasa, konsentratsiyasi shu zichlikka yaqinroq turgan ikkita sondan foydalanib, interpolyatsiya yo'li bilan topiladi.

Buning uchun jadvaldan $d_{o'lichangan}$ ko'ra kattaroq va kichikroq zichliklarni va shularga to'g'ri kelgan konsentratsiyalar qiymatlari topiladi va ularning farqi hisoblanadi. Masalan: NaCl eritmasi uchun $d_{o'lichangan} = 1.135 \text{ gsm}^3$ teng.

$$\begin{array}{l} \text{Jadvaldan: } d_{katta} = 1,148 \quad C_{katta} = 20\% \\ \quad \quad \quad d_{katta} = 1,132 \quad C_{kichik} = 18\% \\ \text{farqi} \quad \quad \quad \Delta d = 0,016 \quad \Delta C = 2\% \end{array}$$

$d_{o'lichangan}$ va $d_{farqlari}$ topiladi

$$d_{o'lichangan} - d_{kichik} = 1,135 - 1,132 = 0.003$$

Δd -ga to'g'ri keladigan ΔC ni topish uchun proporsiya tuziladi.

$$\Delta d - \Delta C \quad \text{yoki} \quad 0,016 - 2 \text{ foiz}$$

$$\Delta d - \Delta C \quad 0.003 - \Delta C$$

$$\Delta C = \frac{0,003 \cdot 2}{0,016} = 0.375 \text{ foiz}$$

topilgan ΔC qiymatni C kichik qiymatga tushib o'lichaganga to'g'ri keladigan konsentratsiyasi topiladi. $C_{faktik} = 18 + 0,375 = 18,375 \text{ foiz}$.

Agar eritmaning zichligi bo'lsa miqdoriy konsentratsiyasidan hajmiy konsentratsiyasiga o'tish mumkin.

9-misol.

16% li bariy xlorid eritmasining zichligi $d = 1,156 \text{ g/ml}$ ga teng. Shu eritmaning molyar va normal konsentratsiyasini topish kerak.

Berilgan:

$$C \% = 16 \% \text{ BaCl}_2$$

$$d_{eritma} = 1,156 \text{ g/ml}$$

$$C_M = ? \quad C_N = ?$$

Yechish: Molyar va normal eritmalar 1 l eritmadagi erigan moddaning g-mollari va g-ekvivalentlari sonini ko'rsatgani uchun eritma hajmini $V_{eritma} = 1 \text{ l} = 1000 \text{ ml}$ deb qabul qilinadi.

1) Eritma og'irligi topiladi.

$$M_{eritma} = d_{eritma} \cdot V_{eritma} = 1,156 \cdot 1000 = 1156 \text{ g}$$

2) Eritmadagi erigan moddaning og'irligi topiladi.

$$100 \text{ g eritmada} \text{ ----- } 16 \text{ g BaCl}_2$$

$$1156 \text{ g eritmada} \text{ ---- } M \text{ g BaCl}_2$$

$$M = (1156 \cdot 16) / 100 = 184,96 \text{ g BaCl}_2$$

$$\text{BaCl}_2 \quad M_{og'} = 208$$

3) 184,96 g BaCl_2 ning g-mollari soni topiladi.

$$N_{g-m} = (M_{\text{BaCl}_2}) / M_{og'} = 184,96 / 208 = 0,89 \text{ g-mol}$$

$$\text{Eritmaning molyarligi } C_M = 0,89 \text{ M}$$

4) 184,96 BaCl_2 g-ekvivalent soni topiladi.

$$E_{\text{BaCl}_2} = M_{og'} / 2 = 208 / 2 = 104$$

$$N_{g-e} = \frac{M_{\text{BaCl}_2}}{2} = \frac{184,96}{104} = 1,78$$

Eritmaning normalligi $C_I = 1,78 \text{ n}$ 1 mol $\text{BaCl}_2 = 2 \text{ g-e}$ ga teng.

Demak, eritmaning normalligi molyarligidan 2 marta katta.

10-misol.

Natriy nitrat NaNO_3 ning 35% li zichligi $d = 1,270 \text{ g/ml}$ ga teng bo'lgan eritmasi berilgan. Shu eritmada 200 ml 10% li zichligi $d = 1,067 \text{ g/ml}$ ga teng bo'lgan eritmani tayyorlash uchun berilgan eritmada va suvdan qancha miqdorda olish kerak.

Berilgan:

$$C_1 = 35 \%$$

$$D_1 = 1.270 \text{ g/ml}$$

$$V_2 = 200 \text{ ml}$$

$$C_2 = 10 \%$$

$$d_2 = 200 \text{ ml}$$

Yechish:

- 1) 10 % li 200 ml eritmaning og'irligi topiladi.

$$M_{\text{eritma}} = V_2 \cdot d_2 = 200 \cdot 1,067 = 213,4 \text{ g}$$

- 2) 213,4 g eritmada erigan moddaning og'irligi topiladi.

agar 100 g eritmaga 10 g NaNO_3 mos kelsa, 213,4 g eritmaga $M_2\text{NaNO}_3$ mos keladi.

$$M_{\text{NaNO}_3} = 213,4 \cdot 10 / 100 = 21,34 \text{ g NaNO}_3$$

- 3) Tarkibida M_{NaNO_3} bo'lgan dastlabki eritmani og'irligi topiladi.

Agar 100 g eritma ---- 35 g NaNO_3

$$M \text{ g eritmada} \text{ ----- } 21,34 \text{ g} \cdot 100 / 35 = 61$$

- 4) Dastlabki eritmaning hajmi topiladi.

$$V_1 = M_{\text{eritma}} / d_1 = 61 / 1,270 = 48 \text{ ml}$$

- 5) dastlabki eritmaga qo'shilishi kerak bo'lgan suv massasi topiladi.

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = M_{\text{eritma2}} - M_{\text{eritma1}} = 213,4 - 61 = 152,4 \text{ g}$$

YECHISH UCHUN MISOL VA MASALALAR

1) Kontsentratsiyasi 2,5 mol/l bo'lgan xlorid kislota eritmasidan 20 ml hajmini qanday hajmgacha suyultirilganda 0,5 mol/l konsentratsiyali eritma hosil bo'ladi?

- 1) 60 ml 2) 80 ml 3) 100 ml 4) 120 ml

2) Zichligi 1,15 g/ml bo'lgan molyarli ortofosfat kislota eritmasidagi kislotaning massa ulushini hisoblang.

- 1) 0,20 2) 0,26 3) 0,30 4) 0,32

3) Natriy gidroksidning 30 % li eritmasi zichligi $1,328 \text{ g/cm}^3$ teng, uning normal konsentratsiyasini aniqlang.

- 1) 9,96 N 2) 8,4 N 3) 11,0 N 4) 13,2 N

4) Kontsentratsiyasi 28% bo'lgan xlorid eritmasining zichligi $1,178 \text{ g/cm}^3$ teng. Bu eritmaning normal konsentratsiyasini aniqlang.

- 1) 2,1 N 2) 6,15 N 3) 4, 2N 4) 13,2N

5) 10 kg 20% li tuz eritmasi sovutilganda 1 kg tuz cho'kmaga tushadi. Sovitilgan eritmaning foiz konsentratsiyasi qanday?

- 1) 10,0 % 2) 9,0 % 3) 5,0 % 4) 11,1 %

6) Sulfat kislotaning 1 kg 60% eritmasi qaynatilib, 300 g suv bug'latildi, qolgan eritmaning foiz konsentratsiyasi qanday?

- 1) 85,5% 2) 80,5% 3) 75,2% 4) 65,5%

7) 100 sm³ nitrat kislotani neytrallash uchun 0,4 N natriy gidroksid eritmasidan 35 sm sarflandi. Kislotaning normal konsentratsiyasini aniqlang.

- 1) 0,12 N 2) 0,14 N 3) 0,1 N 4) 0,18 N

8) 5 litr 2% li ($\rho=1,02\text{g/sm}^3$) natriy karbonat eritmasini tayyorlash uchun uning 10% eritmasidan qancha olish kerak?

- 1) 980 g 2) 920 g 3) 1020 g 4) 1200 g

9) Qaynash harorati 0,26 °C ga oshishi uchun 250 g suvda qancha mochevina (NH₂)₂CO eritish kerak. Suvni ebullioskopik konstantasi -0,52 °C 1) 8 g

- 2) 6 g 3) 10 g 4) 7,5 g

10) 125 g suvda 2,3 g modda eritilganda hosil bo'lgan eritmaning muzlash harorati 0,372 °C ga kamayadi. Eritmaning moddaning molekulyar massasini aniqlang. $K_{H_2O} = 1,86\text{ °C}$

- 1) 92 g 2) 100 g 3) 86 g 4) 96 g

11) 60 g benzolda 4,86 g oltingugurt eritilganda uning qaynash harorati 0,81°C ga oshadi. Eritmadagi oltingugurt molekulasini nechta atomdan iborat.

- 1) 6 2) 8 3) 4 4) 2

12) Muzlash harorati -2,79 °C bo'lgan metanol - CH₃OH eritmasi foiz konsentratsiyasini aniqlang. $K_{H_2O} = 1,86\text{ °C}$.

- 1) 3,52% 2) 4,02% 3) 4,58% 4) 5,08%

13) 300 g suvda 25,65 g noelektrolit eritilgan eritmaning muzlash harorati -0,465 °C ga teng. Eritmaning moddaning molekulyar massasini aniqlang. $K_{H_2O}=1,86\text{ °C}$.

- 1) 292 g 2) 300 g 3) 320 4) 342 g

14) Shakar C₁₂H₂₂O₁₁ erimasining kristallanish harorati - 0,93 °C ga teng bo'lsa, uning eritmasining foiz konsentratsiyasi qanday? $K_{H_2O} = 1,86\text{ °C}$.

- 1) 14,6% 2) 16,5% 3) 13,4% 4) 12,6%

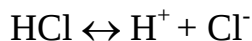
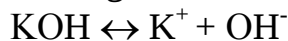
15) 250 g suvda 2,25 g noelektrik modda bo'lgan eritma -0,279 °C da muzlaydi. Moddaning molekulyar massasini aniqlang. $K_{H_2O} = 1,86\text{ °C}$.

- 1) 56 g 2) 60 g 3) 65 g 4) 72 g

7- AMALIY MASHG'ULOT

ELEKTROLIT ERITMALAR. TUZLARNING GIDROLIZI.

Eritmalari yoki suyuqliklari elektr tokini o'tkazadigan moddalarga elektrolitlar deyiladi. Elektrolitlarga hamma kislota, asos va tuzlar misol bo'la oladi. Bu moddalarning eritmalari yoki suyuqlanmalari ionlarga parchalanadi. Masalan:



Musbat zaryadli ionlar kationlar, manfiy zaryadli ionlar esa anionlar deyiladi. Hozirgi zamon elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasiga ko'ra elektrolitlarning dissotsiatsiyanishiga asosiy sabab, shu moddalarning molekulari erituvchi ta'sirida solvatlanib, ionlarga ajralishidir. Natijada gidratlangan kationlar (+) va anionlar (-) hosil bo'ladi. Elektrolitlarning ionlarga ajralishi erituvchining qutbli molekulari ion ishtirokida bo'ladi. Buni biz NaClning suvdagi eritmasi misolida tushuntirib o'tamiz. Osh tuzi bir-biriga tortilib turuvchi Na^+ va Cl^- ionlaridan tarkib topgan. Lekin, har qaysi ion o'z holicha harakat qilmaydi. Shu sababli osh tuzi kristali elektr tokini o'tkazmaydi. Osh tuzi suvda eritilganda suv molekulari Na^+ va Cl^- ionlarini musbat va manfiy qutblari bilan qurshab oladi. Natijada suv dipollari bilan Na^+ va Cl^- ionlari orasida tortishuv vujudga keladi. Bu bog'lanish ta'sirida osh tuzi ionlari orasidagi tortishuv kuchsizlanadi va ular orasidagi bog'lanish uzilib, gidratlangan suv molekulari bilan birikkan holda Na^+ va Cl^- ionlari bir-biridan ajraladi. Shunday qilib, molekulada tayyor ionlar bo'lsa, ular erituvchi ta'sirida bir-biridan ajralib ketadi.

Gidratlangan va gidratlanmagan ionlarning xossalari turlicha bo'ladi. Masalan, gidratlanmagan Cu^{2+} ioni (CuSO_4 da) oq tusli, gidratlangan Cu^{2+} (mis kuporosi $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ da) esa ko'k tuslidir.

Dissotsiatlanish jarayoni suvdan boshqa erituvchilarda ham sodir bo'ladi. Erituvchilarning Dissotsiatlanish xususiyati ularning qutbliliga, dielektrik konstantasiga hamda vadorod bog'lanish hosil qila olishiga bog'liq.

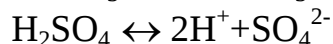
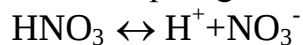
1887- yilda shved olimi Svante Arrhenius (1859-1927) eritmalarning elektr o'tkazuvchanligini o'lchash asosida elektrolitik Dissotsiylanish nazariyasini taklif qildi. Bu nazariyaga muvofiq kislota, asos va tuzlar suvda erigan vaqtda qarama-qarshi zaryadli ionlarga ajraladi. Arreniusdan ilgari Klauzius, Grotgus, Faradey va boshqa olimlarning fikricha faqat eritmadan elektr toki o'tgan vaqtidagina ionlar hosil bo'lishi kerak, elektr toki o'tishi to'xtagandan so'ng ionlar yana bir – biri bilan birikishi lozim. Arreniusning fikricha, molekularning ionlarga ajralish jarayoni uchun elektr tokining hech qanday ahamiyati yo'q, elektrolitlar suvda erigandayoq ionlarga ajraladi.

Arrenius nazariyasi elektrolitlarning suvdagi eritmalari orqali elektr toki o'tishi sababini qoniqarli ravishda izohlab berdi. Bu nazariyaga ko'ra, elektrolitmas moddalarning suvdagi eritmalaridagina ionlar bo'ladi. Shuning uchun ham elektrolitlar orqali tok o'tadi, chunki elektrni ionlar tashiydi. Arrenius nazariyasi elektroliz vaqtida musbat ionlarning katodga borishi, manfiy ionlarning anodga borish sababini ham to'la izohlab beradi.

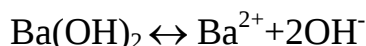
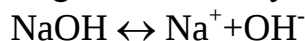
Arrenius o'z nazariyasiga asoslanib, kislota va asoslarni ta'rifladi. Arrenius nazariyasiga muvofiq suvda eriganda musbat ionlardan faqat vodorod ionlariga ajraladigan elektrolitlar kislotalar deb ataladi. Eritmada vodorod ionlarining konsentratsiyasi qanchalik katta bo'lsa, kislota shunchalik kuchli bo'ladi.

Suvda manfiy ion faqat gidroksid ionlariga ajraladigan elektrolitlar asoslar deb ataladi.

Kislotalar vodorod ionini bilan kislota qoldig'i ioniga dissotsiatsiyanadi:

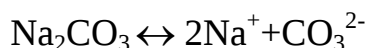
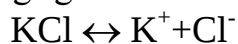


Asoslar metall va gidroksid ionlariga Dissotsiatsiyanadi:



Kislotalarning kislota xossalari H^+ ionlari mavjudligi tufayli, asoslarning asos xossalari OH^- ionlari tufayli kelib chiqadi.

Tuzlar metall va kislota qoldig'iga dissotsiatsiyanadi.



Dissotsiatsiyanish darajasi

Barcha elektrolitlar dissotsiatsiyanish xususiyati jihatidan ikki guruhga— kuchli va kuchsiz elektrolitlarga bo'linadi. Har qanday konsentratsiyada 30 % dan ko'p to'la dissotsiatsiyanuvchi elektrolitlar kuchli elektrolitlar deyiladi. Bunday elektrolitlarga masalan, xlorid, nitrat va sulfat kislotalar, natriy, bariy va kalsiy gidroksidlar, shuningdek ko'pchilik tuzlar kiradi. Eritmada qisman dissotsiatsiyanuvchi (30%) elektrolitlar kuchsiz elektrolitlar deb ataladi. Sirka kislota, karbonat kislota, ko'pchilik organik kislotalar, ammoniy gidroksid, yomon eriydigan asoslar kuchsiz elektrolitlar jumlasiga kiradi. Arrenius fikricha, to'la dissotsiatsiyanish bo'lmasligining sababi shundaki, eritmada molekular ionlarga ajralishi bilan bir vaqtda, hosil bo'lgan ionlar o'zaro birikib, yana molekularlarga aylanadi.

Molekulalar hosil bo'lgan sari dissotsiatsiyanish tezligi kamayadi, lekin ionlarning o'zaro birikish tezligi ortadi.

Nihoyat ikki jarayon tezligi baravarlashadi, shu vaqtdan boshlab, eritmada molekularlar va ionlar orasida muvozanat qaror topadi. Shundan so'ng eritmada ion va molekularlar soni o'zgarmay qoladi. Bu holatni xarakterlash uchun dissotsiatsiyanish darajasi tushunchasi kiritilgan.

Ionlarga dissotsiatsiyanigan molekular sonining eritilgan moddaning barcha molekularlari soniga bo'lgan nisbati elektrolitning dissotsiatsiyanish darajasi deb ataladi.

Dissotsiatsiyanish darajasi α harfi bilan belgilanib, % hisobida ifodalanadi. Dissotsiatsiyanish darajasi elektrolit tabiatiga, haroratga va konsentratsiyaga bog'liq.

Ionlarga dissotsiatsiyanigan molekular soni

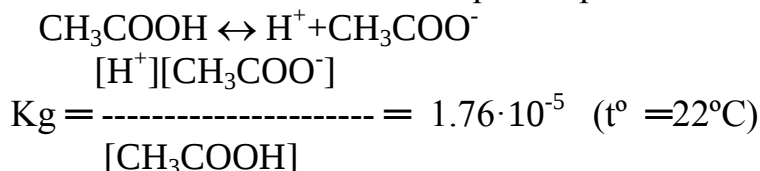
$$\alpha = \frac{\text{eritilgan modda molekulari soni}}{\text{eritilgan modda molekulari soni}} \cdot 100\%$$

Masalan, ammoniy gidrooksid NH_4OH ning 0,1M eritmasida uning atigi 0,00134 molekulari dissotsiatsiyalanadi, demak;

$$\alpha = \frac{0.00134}{0.1} \cdot 100\% = 1.34\%$$

α ning qiymatini eritmalar muzlash haroratining pasayishi, qaynash haroratining ko'tarilishi, osmotik bosimning ortishi, to'yingan bug' bosimining pasayishi, eritmalarining elektr o'tkazuvchanligi kabi xossalardan foydalanib aniqlash mumkin.

Elektrolitik dissotsiatsiyalanish jarayoni qaytar jarayon bo'lganligidan, u massalar ta'siri qonuniga bo'ysunadi. Bunda dissotsiatsiyalanmagan molekularlar bilan ionlar orasida muvozanat qaror topadi. Masalan:



Muvozanat konstantasi K_g bunday hollarda dissotsiatsiyalanish konstantasi deb ataladi va elektrolitning ionlarga ajralish darajasini xarakterlaydi. Yuqoridagi tenglamadan ko'rinib turibdiki, K_g qancha katta bo'lsa, muvozanat vaqtida ionlar konsentratsiyasi shuncha yuqori bo'ladi.

Dissotsiatsiyalanish konstantasi bilan dissotsiatsiyalanish darajasi orasida aniq bog'lanish bor. Agar ikkita ionga dissotsiatsiyalanadigan elektrolitning molar konsentratsiyasi C bilan, uning ayni eritmadagi dissotsiatsiyalanish darajasini α bilan belgilasak, u vaqtda, ionlardan har birining konsentratsiyasi $C\alpha$, dissotsiatsiyalanmagan molekular konsentratsiyasi esa $C(1-\alpha)$ bo'ladi. Bunday sharoitda K_g quyidagicha yoziladi:

$$\frac{(C\alpha)^2}{C(1-\alpha)} = K_g \quad \text{yoki} \quad K_g = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot C$$

Bu tenglama Ostvaltning suyultirish qonunini ifodalaydi va K_g ma'lum bo'lgan elektrolitning har xil konsentratsiyadagi dissotsiatsiyalanish darajasini topishga imkon beradi. Biror konsentratsiyadagi α aniqlangandan keyin K_g ni hisoblab chiqish qiyin emas. K_g eritma konsentratsiyasining o'zgarishi bilan o'zgarmaydi, faqat harorat o'zgargandagina o'zgaradi.

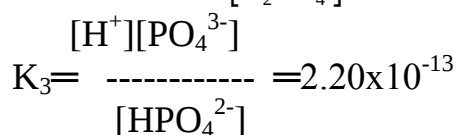
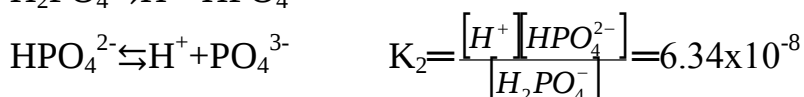
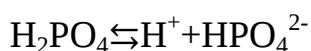
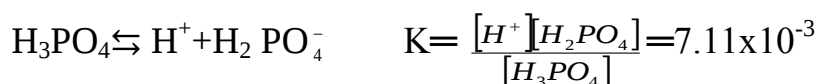
Agar elektrolitning dissotsiatsiyalanish darajasi kichik bo'lsa, suyultirish qonuni tenglamasining maxrajidagi α ni hisobga olmasa ham bo'ladi. U holda yuqoridagi formula qisqaradi:

$$K_g = \alpha^2 C \quad \text{yoki} \quad K_g = \frac{\alpha^2}{V} \quad \text{bundan}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_g}{C}} \quad \text{yoki} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_g}{V}}$$

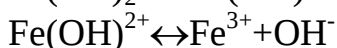
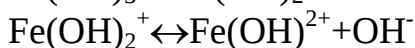
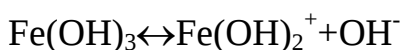
kelib chiqadi, ya'ni elektrolitning dissotsiatsiya darajasi suyultirishning kvadrat ildiziga to'g'ri proporsionaldir.

Kislotalar suvdagi eritmalarida vodorod va kislota qoldiqlariga ajraladi. Kislotalarning bir molekulasini parchalanganda hosil bo'ladigan vodorod ionlar soni kislotalarning negizligini ko'rsatadi. Ko'p negizli kislotalar ketma-ket vodorod ionlar ajratib chiqarib bosqichlar bilan dissotsiatsiylanadi. Masalan, ortofosfat kislota uch bosqich bilan dissotsiatsiylanadi, har qaysi bosqichning 25 grad. Dissotsiatsiylanish konstantasi quyidagi qiymatlarga ega:

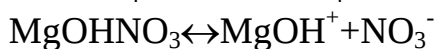
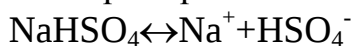


Shunga o'xshash jarayon boshqa ko'p negizli kislotalarda ham ro'y beradi. Har doim birinchi vodorod ionini osonlik bilan ajralib chiqadi ($\alpha=0.26$), ikkinchi ($\alpha=0.0011$) va uchunchi ($\alpha=1 \times 10^{-5}$) vodorod ionlari qiyinchilik bilan ajraladi, chunki vodorod ionlar chiqib ketgan sayin kislota qoldig'ining manfiy zaryadi ortib boradi.

Ko'p zaryadli kationlarning asoslari ham bosqichlar bilan dissotsiatsiylanadi. Masalan:



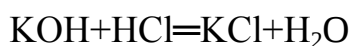
Nordon va gidroksid tuzlar bosqichli dissotsiatsiylanishida metall ionini, kislota yoki asos qoldiq hosil bo'ladi. Masalan:



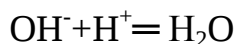
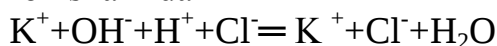
Elektrolitlar eritmalarida boradigan reaksiyalar

Elektrolitlarning eritmalarida sodir bo'ladigan reaksiyalarda ionlar ishtirok etadi. Ionlar orasida boradigan reaksiyalarning tenglamalarini yozishda kuchli elektrolitlarni ionlarga ajralgan holda ko'rsatilib, yomon dissotsiatsiylanadigan moddalarni, cho'kmalarni va gazlarni molekular shaklida yozish qabul qilingan, boradigan barcha reaksiyalarni 5 guruhga bo'lish mumkin.

1. Neytrallanish reaksiyasi: biror kuchli kislotalarning suyultirilgan eritmasiga bir necha tomchi lakmus tomizsak, eritma qizil tusga kiradi. Agar uning ustiga kuchli ishqorning suyultirilgan eritmasidan tomchilatib quysak, eritmaning rangi qizil bilan ko'k orasidagi o'rtacha (neytral) rangni oladi. Bu vaqtda neytral eritma hosil bo'ladi. Masalan:

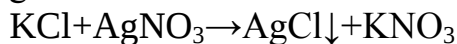


Ion shaklida

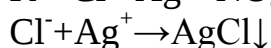
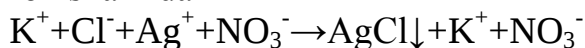


Demak, neytrallanish reaksiyaning mohiyati vodorod ionlari bilan gidroksid ionlari birikib, suv hosil bo'lishidan iborat.

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

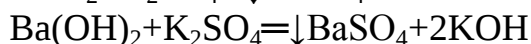
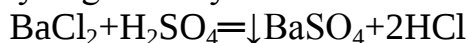


Ion shaklida

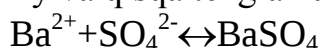


Demak, tarkibida Ag^+ ionlari bo'lgan har qanday birikma eritmasi tarkibida Cl^- ionlari bo'lgan boshqa birikma eritmasi bilan reaksiyaga kirishganida har doim oq rangli cho'kma - kumush xlorid hosil bo'ladi.

Quyidagi reaksiyalarda Ba^{2+} ionlari SO_4^{2-} ionlari bilan birikadi.

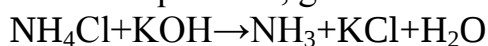


Natijada $BaSO_4$ cho'kmasi hosil bo'ladi. Ikkala reaksiyani quyidagi bitta umumiy va qisqa tenglama bilan ko'rsatish mumkin:

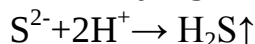
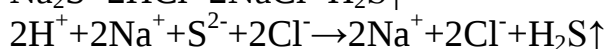
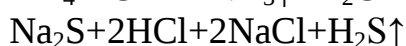
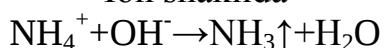


Elektrolitlar eritmalarida sodir bo'ladigan reaksiyalarning mohiyatini ko'rsatib beruvchi bunday qisqartirilgan tenglamalar ionli tenglamalar deb ataladi.

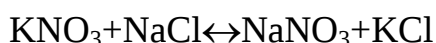
3. Gaz hosil bo'ladigan reaksiyalar. Bunday reaksiyalar sodir bo'lganida kimyoviy muvozanat reaksiya mahsulotlari hosil bo'ladigan tomonga siljiydi. Natijada reaksiya oxiriga qadar boradi. Masalan, ammoniy xlorid eritmasiga kuchli ishqor eritmasi qo'shsak, gaz holida ammiak ajralib chiqadi.



Ion shaklida



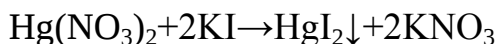
4. Eritmalarda boradigan qaytar reaksiyalar. Agar KNO_3 ning ekvimolyar eritmasiga $NaCl$ ning ekvimolyar eritmasi qo'shilsa, eritmada qaytar reaksiya sodir bo'ladi:



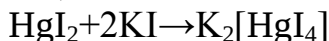
Bu reaksiyada ishtirok etayotgan to'rttacha tuz (kuchli elektrolitlar bo'lganligi sababli) ionlarga batamom dissotsiatyalanadi, shuning uchun eritmada murakkab muvozanatli jarayon vujudga keladi. Eritmada faqat erkin ionlar bo'ladi, xolos. Agar bunday eritmada barcha suvni asta-sekin bug'latib yuborilsa, to'rttala tuzdan iborat aralashma hosil bo'ladi.

5. Komplekslar hosil bo'ladigan reaksiyalar. Ionlar orasida boradigan reaksiyalarda ko'pincha kompleks birikmalar hosil bo'ladi. Masalan, agar simob

nitrat eritmasiga kaliy yodid eritmasidan qo'shsak, avval qizil rangli cho'ma hosil bo'ladi:



Agar KI dan ko'proq qo'shsak, cho'ma erib ketib, kompleks tuz hosil bo'ladi:



Suvning ion ko'paytmasi

Toza suv juda kam bo'lsada elektr tokini o'tkazadi. Demak, u juda kuchsiz elektrolitdir va oz bo'lsa ham ionlarga dissotsiatsiyalanadi. $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Toza suvning elektr o'tkazuvchanligi asosida, undagi vodorod ionlari bilan gidroksid ionlarining konsentratsiyasini hisoblab topish mumkin. Suvni juda kuchsiz elektrolit deb qarab, uning dissotsiatsiyalanish konstantasini quyidagicha yozish mumkin.

$$\frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = K$$

Suvning elektr o'tkazuvchanligidan foydalanib, 22°C da qilingan tekshirishlar $K = 1,8 \cdot 10^{-16}$ ekanligini ko'rsatdi. Yuqoridagi tenglamani $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ shaklida ko'chirib yozaylik. Bu tenglamada suvning konsentratsiyasi $[\text{H}_2\text{O}]$ qiymatini, suvning dissotsiatsiyalanish darajasi juda kichik bo'lgani uchun, o'zgarish qiyamat deb qarasak bo'ladi: $[\text{H}_2\text{O}] = 1000 \text{ g/l}$ yoki $1000:18 = 55,56 \text{ mol/l}$ $K[\text{H}_2\text{O}]$ ko'paytmasini K_w bilan belgilaymiz. U holda $K[\text{H}_2\text{O}] = K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$, yoki $K_w = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ bo'ladi. K_w suvning ion ko'paytmasi deb ataladi. K_w ning qiymati harorat o'zgarishi bilan o'zgaradi. K_w qiymatidan, 22°C da H^+ va OH^- ionlar konsentratsiyalarining ko'paytmasi 10^{-14} ga tengligini ko'ramiz, bundan $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ g-ion/l}$ dir. Demak, toza suvda H^+ ionlari konsentratsiyasi 10^{-7} g-ion/l ga, OH^- ionlari konsentratsiyasi ham 10^{-7} g-ion/l ga tengdir. Kislotali muhitda H^+ ionlarining konsentratsiyasi 10^{-7} dan ortiq, OH^- ionlariniki esa 10^{-7} dan kam bo'ladi. Ishqoriy muhitda, aksincha.

Eritmadagi vodorod ionlari konsentratsiyasining o'nlik manfiy logarifmi vodorod ko'rsatkich yoki pH deb ataladi. $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ Demak: $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ neytral muhit uchun $\text{pH} = 7$

$[\text{H}^+] > 10^{-7}$ kislotali muhit uchun $\text{pH} < 7$

$[\text{H}^+] < 10^{-7}$ ishqoriy muhit uchun $\text{pH} > 7$

pH ni o'lchashning turli usullari mavjud. Eritma muhitini indikatorlar-maxsus reaktivlar yordamida aniqlash mumkin. Eng ko'p ishlatiladigan indikatorlar lakmus, fenolftalein va metiloranjdir. Eritmadagi vodorod ionlarining konsentratsiyasini, binobarin, pH ni tajribada aniqlash uchun kalorimetrik va potensiometrik usullar keng qo'llaniladi. Kaolorimetrik usul ayni eritmaga solingan indikator rangini aniqlashga asoslangan. Hozirgi kunda pH ni aniqlash uchun juda qulay asboblari pH -metrlar ishlatiladi. Ko'pgina eritmaning pH ini aniqlash uchun maxsus indikatorlar shimdirib, tayyorlangan qog'ozlardan foydalaniladi.

TUZLAR GIDROLIZI

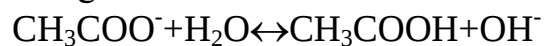
Tuz ionlari bilan suv orasida bo'ladigan va odatda kuchsiz elektrolit hosil bo'lishiga olib keladigan o'zaro ta'sir gidroliz deb ataladi. Tuzlar gidrolizlanganda suvning dissotsiatsiyanishidagi ionli muvozanat buziladi. Natijada ko'pgina tuzlarning eritmalari kislotali yoki ishqoriy muhitga ega bo'lib qoladi.

Tuzlar gidrolizining quyidagi hollarini ko'rib o'tamiz:

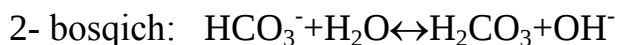
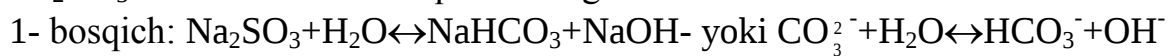
a) Kuchli asos bilan kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuz gidrolizlanganda eritma ishqoriy reaksiya ko'rsatadi. Masalan:



qisqartirilgan shaklda:

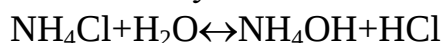


Na_2CO_3 kabi tuzlar ikki bosqich bilan gidrolizlanadi:



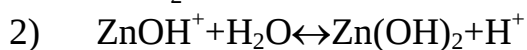
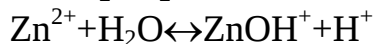
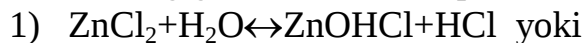
Lekin bu holda, asosan, birinchi bosqich boradi; ikkinchi bosqich juda kuchsiz sodir bo'ladi.

b) Kuchsiz asos va kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda eritma kislotali reaksiya ko'rsatadi. Masalan:

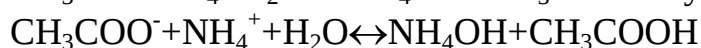


yoki ion shaklda quyidagicha yoziladi: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$

ZnCl_2 ning gidrolizi ikki bosqichda boradi.



d) Kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda kuchsiz asos va kuchsiz kislota hosil bo'ladi. Masalan:



Al_2S_3 ning gidrolizi to'liq ravishda boradi:



Eritma muhitining kislotali yoki ishqoriy bo'lishi gidrolizdan hosil bo'lgan kislota va asosning nisbiy kuchiga bog'liq. Kislota kuchliroq bo'lsa, eritma kuchsiz kislotali reaksiya ko'rsatadi, asos kuchliroq bo'lsa, eritma kuchsiz ishqoriy reaksiya namoyon qiladi.

Gidroliz jarayoni qaytar jarayon bo'lganligi sababli, uni massalar ta'siri qonuni asosida talqin qilish mumkin. Uni miqdoriy jihatdan xarakterlash uchun gidroliz darajasi va gidroliz konstantasi degan tushunchalar kiritilgan.

Gidrolizlangan tuz molekullari sonini eritilgan tuz molekullari soniga bo'lgan nisbati tuzning gidrolizlanish darajasi deb ataladi va h bilan belgilanadi.

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

Gidrolizlanish darajasi va gidrolizlanish konstantasi orasidagi bog'lanish quyidagi tenglama bilan ifodalanadi.

$$K_{gid} = \frac{h^{2-}}{(1-h)} \cdot C_0 \quad K_{gid}?$$

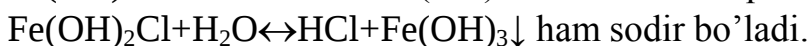
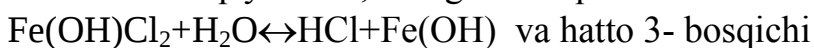
Bu yerda C_0 tuzning gidrolizlanish darajasi juda kichik bo'ladi. Shuning uchun yuqoridagi formulani quyidagicha yozish mumkin:

$$K_{gid} = h^2 C_0; \quad h = \sqrt{\frac{K_{gid}}{C_0}} \quad K_{gid}$$

Tuzlarning gidroliz darajasi tuzning tabiatiga, eritma konsentratsiyasiga va haroratga bog'liq. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning gidroliz darajasi ayniqsa katta bo'ladi. Harorat ko'tarilganda gidroliz darajasi ortadi, chunki suvning. $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ muvozanati o'nga siljiydi. Ba'zan tuzlarning odatdagi sharoitda bormaydigan gidroliz bosqichlari yuqori haroratda sodir bo'ladi. Masalan: odatdagi sharoitda $FeCl_3$ gidrolizining faqat 1-bosqichi boradi.



Lekin eritma qaynatilsa, uning 2- bosqichi



Kuchsiz asos va kuchli kislotadan tashkil topgan tuzning gidroliz konstantasi $K_{gid} = K_w / K_{asos}$ va gidroliz darajasi

$$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_{asos} \cdot C}}$$

bilan ifodalanadi, bu yerda K_{asos} - asosning formulasidir. C - konsentratsiyasi.

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

Kuchli asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzning gidroliz konstantasi va gidroliz darajasi yoziladi.

$$K_{gid} = \frac{K_w}{K_{kis}} \quad h = \sqrt{\frac{K_w}{K_{kis} \cdot C}}$$

Bu yerda K_{kis} - kuchsiz kislotaaning dissotsiatsiyanish konstantasi, C - konsentratsiyasi.

Demak, kuchli asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzning gidrolizlanish konstantasini topish uchun suvning ion ko'paytmasini kislotaaning Dissotsiatsiyanish konstantasiga bo'lish kerak.

Kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning gidroliz konstantasi va gidroliz darajasi quyidagicha ifodalanadi.

$$K_{gid} = \frac{K_w}{K_{asos} \cdot K_{kis}} \quad \frac{h}{1-h} = \sqrt{\frac{K_w}{K_{kis} \cdot K_{asos}}}$$

Demak, kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzning gidrolizlanish konstantasini topish uchun suvning ion ko'paytmasini kislota va asosning dissotsiatsiyanish konstantalari ko'paytmasiga bo'lish kerak.

Eruvchanlik ko'paytmasi.

To'yingan eritmada erigan modda cho'kma bilan muvozanatda bo'ladi. Masalan, AgI ning to'yingan eritmasida quyidagi muvozanat qaror topadi: $\text{AgI} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{I}^-$ Massalar ta'siri qonuniga muvofiq $V_1 = K_1[\text{AgI}]$ bilan ifodalanadi.

Eritmada bu jarayonga qarshi jarayon ham boradi. Ag^+ ionlari bilan I^- ionlari birikib qaytadan AgI ga o'ta boshlaydi. Uning tezligi $V_2 = K_2[\text{Ag}^+][\text{I}^-]$ bilan ifodalanadi. Ma'lum vaqt o'tgach, sistema muvozanat holatiga keladi. U holda $V_1 = V_2$ bo'ladi. $K_1[\text{AgI}] = K_2[\text{Ag}^+][\text{I}^-]$ AgI kam eriydigan modda bo'lgani uchun uning konsentratsiyasi $[\text{AgI}]$ ni o'zgarmas kattalik deb qabul qilish mumkin. U holda yuqoridagi ifodaning chap tomondagi hadini o'zgarmas qiymat EK bilan belgilash mumkin, natijada $EK = [\text{Ag}^+][\text{I}^-]$ ifodasi kelib chiqadi. Bu tenglamadagi EK- eruvchanlik ko'paytmasi nomi bilan yuritiladi.

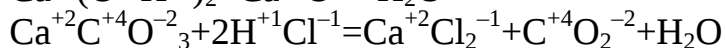
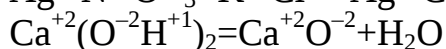
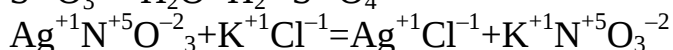
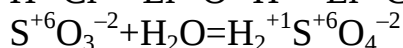
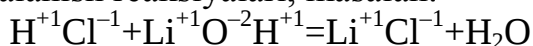
Demak, oz eriydigan elektrolitning to'yingan eritmasidagi ionlar konsentratsiyalarining ko'paytmasi ayni haroratda o'zgarmas miqdordir. Bu miqdor eruvchanlik ko'paytmasi deb ataladi.

8- AMALIY MASHG'ULOT

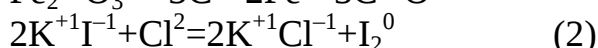
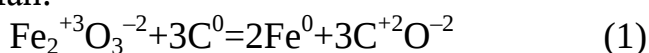
OKSIDLANISH–QAYTARILISH REAKSIYALARI

OKSIDLANISH–QAYTARILISH REAKSIYALAR NAZARIYASI

Barcha kimyoviy reaksiyalarni ikki turga bo'lish mumkin. Birinchi tur reaksiyalarga element atomining oksidlanish darajasi o'zgarmay boradigan reaksiyalar, jumladan neytrallanish, o'rin almashinish, ba'zi bir birikish va parchalanish reaksiyalari, masalan:



misol bo'la oladi. Bu misollarda element atomining oksidlanish darajasi reaksiyadan oldin va keyin o'zgarishsiz qolyapti. Ikkinchi xil reaksiyalarni element atomining oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar tashkil etadi. Masalan:



Birinchi reaksiyada temir va uglerod, ikkinchi reaksiyada yod va xlor oksidlanish darajasini o'zgartiryapti.

Element atomining oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar oksidlanish–qaytarilish reaksiyalar deyiladi.

Oksidlanish–qaytarilish reaksiyalarida element atomining valentligi o'zgarmasligi mumkin. Masalan:



Molekula	:Cl	:Cl ²	:H	:H	→H	:Cl
Har bir atomning valentligi	1	1	1	1	1	1
Oksidlanish darajasi	0	0	0	0	+1	–1

Demak, har bir xlor va vodorod element atomlarining valentligi kovalent bog'lanish nazariyasiga binoan birga teng. Oksidlanish darajasi esa reaksiyadan oldin nolga, reaksiyadan keyin esa vodorodniki +1 ga va xlorniki –1 ga teng.

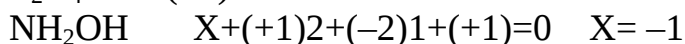
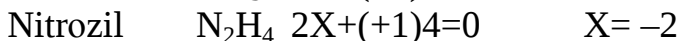
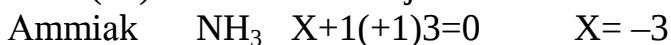
Erkin holatda har qanday element oddiy moddani hosil qiladi. Bu moddadagi har bir element atomi atrofida elektron harakati, elektron bulutining taqsimlanishi bir xil bo'ladi. Masalan, azot molekulasida elektronlar har bir azot atomi atrofida teng harakat qiladi va molekula qutbsiz bo'ladi.

Murakkab moddalarda esa elektronlar har bir element atrofida teng harakat qilmaydi. Qutbli molekulada hosil bo'lgan umumiy elektron juftida elektron manfiyroq element atomiga siljigan bo'ladi, ya'ni bu atom atrofida ko'proq harakat

qiladi. Ionli bog'lanishda esa elektronlar elektromanfiyroq elementga to'liq o'tgan bo'ladi. Elektron harakatining bunday teng taqsimlanmasligiga elementning oksidlanishi, ya'ni «oksidlanish darajasi» deyiladi. Demak, oksidlanish darajasi deb, hosil bo'lgan umumiy elektron juftining yoki elektronning elektromanfiyroq elementga siljiganda yo'qotilgan yoki qabul qilingan energiyaga (zaryadga) aytiladi. Bunda elektromanfiyroq element esa manfiy oksidlanish darajasiga ega bo'ladi.

Oddiy moddalarda elementning oksidlanish darajasi nolga teng bo'ladi. Birikmalarda ba'zi bir elementlar hamma vaqt bitta oksidlanish darajasini namoyon etadi. Masalan, ishqoriy metallar (+1), ishqoriy yer metallari (+2) va fluor (-1) doimiy, vodorod esa metall birikmalari (gidrid)da -1, boshqa birikmalarda +1 kislorod esa, asosan, -2 faqat kislorod ftorli birikmasi (F_2O)da +2 va pereoksidlar (-O-O-) da -1 oksidlanish darajasini namoyon qiladi. Metallar o'z birikmalarida hech vaqt manfiy oksidlanish darajasiga ega bo'lmaydi.

Metallmaslarning oksidlanish darajasi ham musbat, ham manfiy bo'lishi mumkin. Molekulada hamma atomlarning oksidlanish darajasi algebraviy yig'indisi nolga, murakkab ionda esa ionning zaryadiga tengligini, hamda yuqorida aytilganlarni nazarda tutib, istalgan elementning oksidlanish darajasini aniqlash mumkin. Masalan, quyidagi birikmalarda. NH_3 , N_2H_4 , NH_2OH , N_2 , N_2O , NO , $NaNO_2$, KNO_3 azot atomining oksidlanish darajasini aniqlaymiz. Azotning oksidlanish darajasini X bilan belgilab, hamda natriy (+1) kaliy (+1) vodorod (+1) va kislorod (-2) oksidlanish darajasini nazarda tutib:



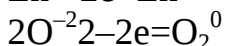
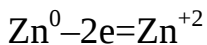
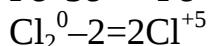
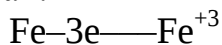
Azot molekulasida $N_2X=0$ azot(II)-oksid $NO \quad X+(-2)=0 \quad X=+2$ azot (I) oksid $N_2O \quad 2X+(-2)=0 \quad X=+1$ natriy nitrat $NaNO_3+1+X+(-2)3=5$ kaliy nitrat $KNO_3+1+X+(-2)3=0 \quad X=+5$

Elementlarning oksidlanish darajasini aniqlashda ularning elektromanfiylik jadvalidan ham foydalanish mumkin. Kimyoviy bog' hosil bo'lganda elektronlar elektromanfiyroq elementga siljigan bo'ladi.

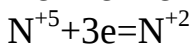
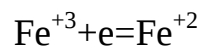
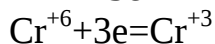
Masalan, Cl_2O_5

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida bir-biriga bog'liq ikki jarayon oksidlanish va qaytarilish jarayonlari boradi. Agar element atomi o'zidan elektron yo'qotsa, bunday jarayonga «oksidlanish» deyiladi va bunda uning oksidlanish darajasi ortadi va element atomini qaytaruvchi (Fe, Zn, Cl) deyiladi.

Masalan:



Agar element atomi elektron qabul qilsa, bunday jarayon qaytarilish va atomning o'zini oksidlovchi deyiladi. Bunda uning oksidlanish darajasi kamayadi. Masalan:



Shunday qilib, oksidlanish–qaytarilish reaksiyasida oksidlovchi qaytariladi, qaytaruvchi esa oksidlanadi.

Biror modda tarkibidagi element atomi yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lsa, u elektron yo'qota olmaydi shuning uchun ham faqat oksidlovchi xossasini namoyon etadi. Masalan: $K_2Cr_2^{+6}O_7$, $Cr^{+6}O_3$, $K_2Mn^{+7}O_4$, $Pb^{+4}O_2$, $HN^{+5}O_3$, $H_2S^{+6}O_4$, $KCl^{+7}O_4$ shular jumlasidandir, ular «tipik oksidlovchilar» ham deyiladi. Modda tarkibida element atomi eng kichik oksidlanish darajasiga ega bo'lsa, bu atom elektron qabul qila olmaydi. Shuning uchun faqat qaytaruvchi xossasini namoyon etadi.

Masalan: $N^{-3}H_3$, HI^{-1} , H_2S^{-2} , $P^{-3}H_3$

Bunday moddalar tipik qaytaruvchilar deyiladi.

Sanoatda, asosan, qaytaruvchi sifatida aktiv metallar, vodorod, uglerod (koks va ko'mir) va uglerod oksidi, oksidlovchi sifatida esa kislorod, xlor, brom, kislotalar ishlatiladi.

Elektr toki katodda eng kuchli qaytaruvchi, anodda eng kuchli oksidlovchi bo'ladi.

Moddaning element atomi o'rtacha oksidlanish darajasiga ega bo'lsa, u vaqtda reaksiya borish sharoitiga qarab yo oksidlovchi yo qaytaruvchi xossasini namoyon etadi. Masalan:

$HN^{+3}O_2$, $H_2S^{+4}O_3$, $HCl^{+3}O_2$, $Cu_2^{+1}S$, $Mn^{+4}O_2$ va boshqalar shular jumlasidandir.

Bir modda biror reaksiyada oksidlovchi bo'lsa, ikkinchi reaksiyada qaytaruvchi bo'lishi mumkin. Masalan:

$S^0 + Fe = Fe^{+2}S^{-2}$ oltingugurt oksidlovchi

$S^0 + O_2 = S^{+4}O_2^{-2}$ oltingugurt qaytaruvchi

Oksidlanish–qaytarilish reaksiyasida qaytaruvchi yo'qotgan elektronlar soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga teng bo'ladi.

Elementlar davriy jadvalda 1- guruhning asosiy guruhcha (ishqoriy metallar) elementlari va ulardan qaytaruvchi hamda 7- guruhning asosiy guruhcha (galogenlar) elementlari ular ichida fluor eng kuchli oksidlovchi xossasini namoyon etadi.

Oksidlanish–qaytarilish reaksiyasi eng muhim tabiiy jarayon bo'lib kimyoviy reaksiyalar ichida eng ko'p tarqalgandir. Bunday reaksiyaning borishi mexanizmini o'rganish va bilish xalq xo'jaligini kimyolashtirishning muhim muammolarini hal qilishda, biologik sistemalarda fotosintez, tirik organizm yashashida uning nafas olish va ozuqani hazm qilishda katta ahamiyatga egadir. Metallurgiya elektron sanoatlari oksidlanish–qaytarilish reaksiyasiga asoslangan.

Oksidlanish–qaytarilish reaksiyalarning tenglamalarini tuzish. Oksidlanish–qaytarilish reaksiyalarning tenglamalari juda murakkab xarakterga ega bo'lib, uni tuzish ancha murakkab masaladir. Bunday reaksiyalarning tenglamalari to'g'ri tuzilgan bo'lsa, u massalar saqlanish qonuniga javob beradi. Shuning uchun ham reaksiyadan oldin va keyin reaksiyada ishtirok etayotgan element atomlari soni teng bo'lishi kerak. Hozirgi vaqtda oksidlanish–qaytarilish reaksiyalarning to'liq tenglamalarini tuzishning quyidagi usullari ma'lum:

1. Elektron–balans:

2. Ion–elektron (yarim reaksiyalar).

3. Garsiya usuli.

4. Gerashenko usuli – molekular – ion - elektron

1. Elektron–balans usuli. Bu usul reaksiyadan oldin va keyin har bir element atomining oksidlanish darajasini aniqlashga asoslangan va uni gazlarda va qattiq moddalarda boradigan reaksiyalarning tenglamalarini tuzishda, ham ishlatiladi.

Bu usul bo'yicha oksidlanish–qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda quyidagi tartibga rioya qilish kerak:

1. Reaksiyaning molekular tenglamasi yoziladi;

2. Reaksiyadan oldin va keyin har bir element atomining oksidlanish darajasini aniqlab, element belgisining ustiga yoziladi va oksidlanish darajasi o'zgargan elementlar aniqlanadi;

3. Oksidlanish darajasi o'zgargan elementlar atomlarining elektron–balans tenglamasi tuziladi. Uni tuzishda oksidlanish va qaytarish jarayonlarida ishtirok etayotgan dastlabki modda tarkibidagi element atomlari soni, oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga tengligini nazarda tutib, oksidlovchi va qaytaruvchilar oldiga yoziladigan koeffitsientlar aniqlanadi.

4. Oksidlanish va qaytarilish jarayonlari hamda oksidlovchi va qaytaruvchilar ko'rsatiladi.

5. Molekular tenglamada oksidlanish darajasi o'zgargan elementlar oldiga aniqlangan koeffitsientlar yoziladi. Koeffitsientlarni yozish reaksiya tenglamasining qaysi tomonida element atomi ko'p bo'lsa, o'sha tomondan boshlanadi.

6. Massaning saqlanish qonuniga, asosan, reaksiyadan oldin va keyin element atomlari soni tenglashtiriladi va bunda quyidagi tartibga rioya qilinadi:

a) metall atomlar

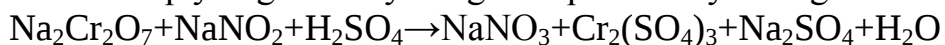
b) kislota qoldig'i

d) vodorod atomlar

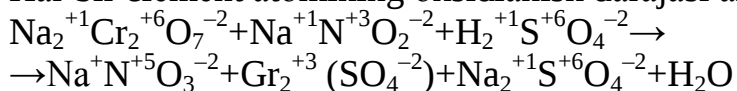
e) kislorod atomlar soni tenglashtiriladi. Kislorod atomlari soni yuqoridagi a,b,d punktlarni bajarganda teng bo'lishi shart.

7. Agar hisoblash natijasida reaksiyaning o'ng yoki chap tomonida suv molekulasini yetishmasa, u yozib qo'yiladi.

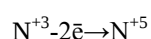
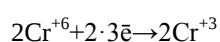
Masalan: quyidagi reaksiyaning to'liq molekulyar tenglamasini tuzing.



Har bir element atomining oksidlanish darajasi aniqlanadi.



Bu reaksiyalarda xrom +6 oksidlanish darajadan +3 ga azot atomi esa +3 oksidlanish darajadan +5 ga o'tayapti. Molekulyar tenglamadan ko'rinibdiki, oksidlanish–qaytarilish reaksiyasida ikkita xrom atomi ishtirok etyapti, elektron–balans tenglamani tuzishda uni e'tiborga olish kerak.



+6		1
	6	
-2		3

Bu yerda: xrom atomining har biri uchtdan elektron qabul qilib, Cr^{+6} dan Cr^{+3} ga qaytarilyapti. Demak Cr^{+6} oksidlovchi, azot atomi esa ikkita elektron yo'qotib, N^{+3} dan N^{+5} ga oksidlanyapti, demak azot atomi qaytaruvchi, ya'ni oksidlovchi $2\text{Cr}^{+6} + 2 \cdot 3\text{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{+3}$ qaytarilish jarayoni, qaytaruvchi $\text{N}^{+3} - 2\text{e} \rightarrow \text{N}^{+5}$ oksidlanish jarayoni

Endi molekulyar tenglamada oksidlanish darajasi o'zgargan xrom va azot atomlari bo'lgan molekularlar oldiga aniqlangan koeffitsientlar yoziladi.



Endi reaksiyadan oldin va keyin element atomlari tenglashtiriladi:

- A) Natriy atomlari reaksiyaning chap va o'ng tomonida beshtadan;
- B) Xrom atomlari reaksiyaning chap va o'ng tomonlarida teng ikkitadan;
- D) Azot atomlari soni reaksiyaning chap va o'ng qismida teng uchtdan;
- E) Oltingurgurt atomlari soni reaksiyadan oldin bitta keyin to'rtta tenglashtirish uchun sulfat kislota oldiga to'rt raqami yoziladi.



- F) Vodorod atomlarini tenglashtirish uchun suv molekulasidan to'rtta hosil bo'ladi, u vaqtda



- G) Kislorod atomlari orqali tekshiriladi, reaksiyadan oldin va keyin kislorod atomi 29 tadan, demak reaksiya tenglamasi to'g'ri tuzilgan.

2. Ion–elektron (yarim reaksiyalar) usuli.

Eritmada boradigan oksidlanish–qaytarilish reaksiyalarining to'liq molekulyar tenglamasi elektron - balans usuli bilan tuzilganda bu usul eritmadagi haqiqiy ionlarni hamda suvning vodorod (H^+) va gidrooksid (OH^-) ionlarining ta'sirini ko'rsatmaydi. haqiqatan ham suvli eritmalarda $\text{Cr}^{6+} \cdot \text{Mn}^{7+} \cdot \text{N}^{5+} \cdot \text{S}^{6+}$ va boshqa ionlar bo'lmaydi, bu ionlar eritmada suvning kislorodi bilan birikib, CrO_4^{2-} , MnO_4^- , NO_3^- , SO_4^{2-} ionlar holida bo'ladi.

Shuning uchun ham eritmada boradigan oksidlanish–qaytarilish reaksiyalarini to'liq molekular tenglamasini tuzishda ion elektron usulidan foydalanish maqsadga muvofiq bo'ladi. Chunki bu usulda eritmadagi haqiqiy ionlar hamda suv molekulasining reaksiyaga ta'siri namoyon bo'ladi.

Bu usul oksidlanish va qaytarilish jarayonlarining ion tenglamalarini reaksiyaning to'liq molekulyar tenglamasini tuzishda quyidagi tartibga rioya qilish kerak:

1. Reaksiyaning molekulyar tenglamasi;
 2. Reaksiyaning ionli tenglamasi;
 3. Reaksiyaning qisqartirilgan ionli tenglamasi yoziladi. Bu tenglamada zaryadi o'zgargan, hamda eritma muhitini tavsiflaydigan ionlar yoziladi.
 4. Oksidlanish–qaytarilish jarayonlarining ion–elektron tenglamasi ayrim ayrim holda tuziladi va massaning saqlanish qonuniga asosan element atomlari quyidagi tartibda tenglashtiriladi.
- A) metall atomlari soni
 - B) kislota qoldiqlari soni
 - D) kislorod atomlari soni

E) 1. Agar reaksiya uchun olingan modda tarkibida kislorod atomi kam bo'lsa, kislotali va neytral muhitda suv molekulasini, ishqoriy muhitda gidrooksid (OH^-) ionini yozish bilan kislorod atomlari soni, so'ngra vodorod atomlari soni, kislotali va neytral muhitda vodorod (H^+) ioni, ishqoriy muhitda suv molekulasini yozish bilan tenglashtiriladi.

E) 2. Agar reaksiya uchun olingan modda tarkibida hosil bo'lgan mahsulotlar tarkibida nisbatan kislorod atomi ko'p bo'lsa, u vaqtda kislotali muhitda ajralib chiqqan kislorod vodorod (H^+) ioni bilan birikib, suv molekulasini hosil qiladi. Bunda qancha kislorod atomi ajralsa, shuncha suv molekulasini hosil bo'ladi. So'ngra vodorod atomlari soni reaksiyaning chap tomoniga vodorod ionini yozish bilan tenglashtiriladi. Neytral yoki ishqoriy muhitda ajralgan kislorod atomi suv bilan birikib, ikkita gidrooksid (OH^-) ionini hosil qiladi. Reaksiya natijasida qancha kislorod atomi ajralsa, shuncha suv molekulasini birikib, ularga nisbatan ikki marta ko'p gidrooksid (OH^-) ionini (masalan bitta kislorod atomi ajralsa, bitta suv molekulasini bilan birikib ikki gidrooksid ionini va hokazoni) hosil qiladi.

F) Ion–elektron tenglamani reaksiya uchun olingan moddalar tomoniga elektronni qo'shish yoki ayirish bilan zaryadi tenglashtiriladi, va tenglik ishorasi qo'yiladi. Agar elektron qo'shilsa, qaytarilish jarayoni modda (ion) ning o'zi oksidlovchi, elektron ayrilsa, oksidlanish jarayoni modda (ion) ning o'zi qaytaruvchi bo'ladi.

5. Oksidlanish va qaytarilish jarayonlarining ion–elektron tenglamalari ustma–ust yozilib, oksidlovchi va qaytaruvchi oldiga yoziladigan koeffitsientlar topiladi. Bu koeffitsientlar ion–elektron tenglamani zaryadini tenglashda qo'shilgan va ayrilgan elektronlar sonidir. Uni aniqlashda qaytaruvchi yo'qotgan elektronlar soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga teng bo'lishi nazarda tutiladi.

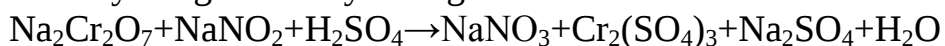
6. Qaytarilish jarayoni qaytaruvchi yo'qotgan oksidlanish jarayoni oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga ko'paytirilib, birgalikda yoziladi. Natijada qisqa ionli tenglama hosil bo'ladi.

7. Reaksiyaning to'liq ion va molekulyar tenglamasi yoziladi.

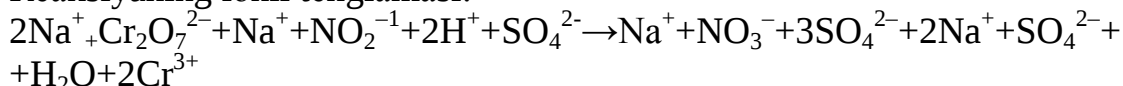
8. Molekulyar tenglama to'g'ri yozilganligi har qaysi element atomlar soni orqali tekshiriladi. Ko'pincha kislorod atomlar sonini hisoblash bilan chegaralaniladi.

Masalan:

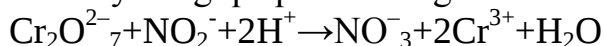
1–misol. Kislotali muhitda natriy dixromatning natriy nitrit bilan qaytarilish reaksiyalarining to'liq molekulyar tenglamasini ion elektron usuli bilan tuzish. Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:



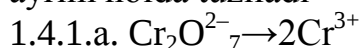
Reaksiyaning ionli tenglamasi:



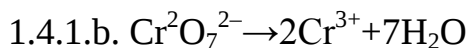
Reaksiyaning qisqa ionli tenglamasi:



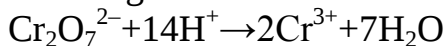
Ion–elektron tenglamalar oksidlanish va qaytarilish jarayonlari uchun ayrim–ayrim holda tuziladi



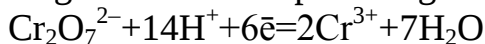
Bu yerda ajralib chiqqan kislorodning yettita atomi 14 ta vodorod ioni bilan birikib, suv molekulasini hosil qiladi.



1.4.1.d. Reaksiyaning chap tomoniga vodorod ionini yozish bilan vodorod atomlari soni tenglashtiriladi.

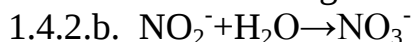


1.4.1.e. Ion elektron tenglamaning zaryadini hisoblash ko'rsatadiki, chap tomonda zaryadlarning yig'indisi musbat 12 ga, o'ng tomonda esa musbat 6ga teng, ularni tenglash uchun chap tomonga oltita elektron qo'shiladi.

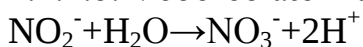


1.4.1.f. Oksidlovchi $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ qaytarilish jarayoni.

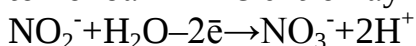
1.4.2.a. Oksidlanish jarayoni uchun $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$ reaksiyadan oldin bir atom kislorod yetishmaydi, shuning uchun kislotali muhitda bir molekula suv yozib, kislorod atomlari tenglashtiriladi.



1.4.2.d. Vodorod atomlari tenglashtiriladi.

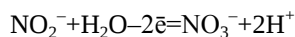
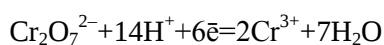


1.4.2.e. Zaryadlarni hisoblash ko'rsatadiki chap tomon minus birga o'ng tomon zaryadlar yig'indisi musbat birga teng. Zaryadlarni tenglashtirish uchun chap tomondan ikki elektron ayirish kerak.



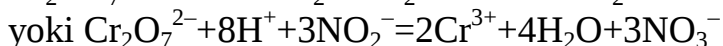
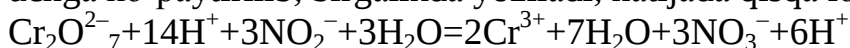
1.4.2.f. Qaytaruvchi $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$ oksidlanish jarayoni.

1.5. Oksidlanish va qaytarilish jarayonlari ustma–ust yoziladi.

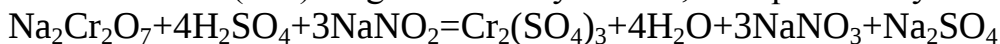


+6		1
	6	
-2		3

1.6. Qaytaruvchi yo'qotgan elektronlar soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga tengligini nazarda tutib, qaytarilish jarayoni birga oksidlanish jarayoni uchga ko'paytirilib, birgalikda yoziladi, natijada qisqa ion tenglama hosil bo'ladi.



1.7. Endi ionli (1.2.) tenglamadan foydalanib, to'liq molekulyar tenglama yoziladi.



Garsiya (Kislorod–balans) usuli

Arsessio Garsiya usuli juda soddaligi bilan o'quvchilarni o'ziga jalb etadi. Ba'zi bir moddalarda element atomining oksidlanish darajasini aniqlash qiyin, yoki element atomlari turli oksidlanish darajasini namoyon qilishi mumkin. Bunday reaksiyalarni yuqorida qayd etilgan elektron –balans va ion–elektron usullari bilan to'liq molekular tenglamasini tuzish juda murakkab, yoki tuzib bo'lmaydi. Garsiya usulida reaksiyada ishtirok etayotgan elementlarning oksidlanish darajasi aniqlanmaydi, reaksiyaning ionli tenglamasi ham yozilmaydi. Bu usulda kimyoviy reaksiyaning molekulyar tenglamasi shartli ravishda ikki yarim reaksiyaga bo'linadi. Bu yarim reaksiyadan birinchi reaksiya uchun olingan moddalarning biri va undan hosil bo'lgan (kislorod va vodoroddan tashqari) mahsulotlar; ikkinchi

yarim reaksiyani reaksiyada ishtirok etayotgan boshqa moddalar tashkil qiladi. Lekin bu yerda birinchi yarim reaksiyada ishtirok etayotgan moddalar ham bo'lishi mumkin.

Keyin ikkala yarim reaksiyalar tenglashtirilib, birgalikda yoziladi. Natijada reaksiyaning to'liq molekulyar tenglamasi hosil bo'ladi. Yarim reaksiya tenglamalarini tenglashtirish o'z tartibiga ega. Ya'ni, avval reaksiyada ishtirok etayotgan kislorod va vodorod atomlaridan tashkari, hamma element atomlari soni tenglashtiriladi. So'ngra reaksiyaning chap yoki o'ng tomoniga suv molekulasini yozish bilan vodorod atomlari soni va eng keyin (O) atomar kislorod yozish bilan kislorod atomar soni tenglashtiriladi. Yarim reaksiyalar birgalikda yozilganda atomar kislorod qisqarib ketadi.

Bu yerda shuni ham aytish kerakki, yozilayotgan atomar kislorod faqat reaksiyaning chap va o'ng tomonida kislorod atomlar sonini tenglashga hamda oksidlanish va qaytarilish jarayonlarni ko'paytirilishida kerak bo'lgan koeffitsientlarni aniqlashda ishlatiladi.

Bu usul bilan reaksiyaning tenglamasini tuzishda quyidagi tartibga rioya qilish kerak:

Reaksiyaning molekulyar tenglamasi yoziladi;

Reaksiya uchun olingan moddalarning ayrim–ayrim holda yarim reaksiya tenglamasi tuziladi, bu tenglamani tuzishda quyidagi tartibga amal qilinadi;

a) Reaksiya uchun olingan moddalarning biridan hosil bo'lgan mahsulotlar yoziladi;

b) Agar mahsulotlar tarkibida reaksiya uchun olingan ikkinchi modda ishtirok etsa, u ham yoziladi;

d) Reaksiyaning chap va o'ng tomonidagi element atomlari soni quyidagi tartibda tenglashtiriladi;

d.1. Metall atomlari soni;

d.2. Kislota qoldig'i soni;

d.3. Vodorod atomlari soni suv molekulasini yozish bilan tenglashtiriladi.

Agar bunda metall atomlari va kislota qoldig'i sonlari o'zgarsa d.1. va d.2. Punktlar qaytariladi.

d.4. Reaksiyaning chap va o'ng tomonida kislorod atomlari sonini atomar kislorod yozish bilan tenglashtiriladi.

e) Agar atomar kislorod reaksiyaning chap tomoniga yozilsa (ya'ni chap tomonida kislorod atomi kam bo'lsa), oksidlanish jarayoni boradi va bunda birinchi yozilgan modda qaytaruvchi bo'ladi.

Agar atomar kislorod reaksiyaning o'ng tomoniga yozilsa, qaytarilish jarayoni va bunda birinchi yozilgan modda oksidlovchi bo'ladi.

f) Oksidlanish va qaytarilish jarayonlari hamda oksidlovchi va qaytaruvchilar aniqlanadi.

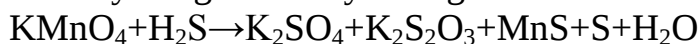
g) Oksidlanish va qaytarilish jarayonlarini ustma–ust yozib, koeffitsientlar aniqlanadi. Oksidlanish jarayoniga qo'shilgan atomar kislorod soniga qaytarilish jarayoni va qaytarilish jarayoniga qo'shilgan atomar kislorod soniga oksidlanish jarayoni ko'paytiriladi.

Oksidlanish va qaytarilish jarayonlari birgalikda yoziladi: natijada reaksiyaning to'liq molekulyar tenglamasiga ega bo'linadi.

Molekulyar tenglama to'g'ri yozilganligi har qaysi element atomlar soni orqali tekshiriladi. Ular reaksiyaning chap va o'ng tomonida teng bo'lishi kerak.

Masalan: 1. Kaliy permanganatining vodorod sulfidi bilan qaytarilish reaksiyasining to'liq molekulyar tenglamasini tuzing.

Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:



Bu reaksiyada to'liq molekulyar tenglamani ion–elektron va elektron–balans usullari bilan tuzib bo'lmaydi.

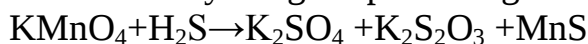
1.2. Oksidlanish–qaytarilish jarayonlari uchun kislorod balans tenglamasi tuziladi.

1.2.1. Kaliy permanganatidan hosil bo'lgan mahsulotlar yoziladi:



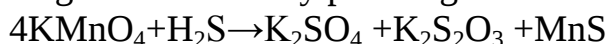
Bu yerda mahsulotlar tarkibida oltingugurt atomi ham ishtirok etyapti.

1.2.2. Reaksiyaning chap tomoniga ikkinchi modda ham yoziladi:



1.2.3. Reaksiyada ishtirok etayotgan metall atomlari soni tenglashtiriladi.

1.2.3.a. Reaksiyaning chap tomonida bitta kaliy atomi, o'ng tomonida to'rtta va uni tenglash uchun kaliy permanganat molekulasidan to'rtta olinadi.

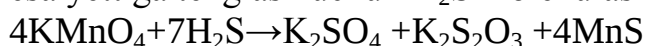


1.2.3.b. Reaksiyaning chap qismida to'rtta marganes, o'ng qismida 1 ta u tenglanadi.

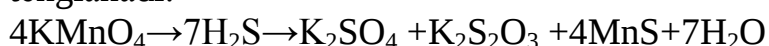


1.2.4. Oltingugurt atomlari soni tenglanadi.

1.2.3.b. Punktdan reaksiyaning chap qismida bitta oltingugurt atomi, o'ng qismida esa yettiga tenglash uchun H_2S molekulasining oldiga yetti yoziladi:

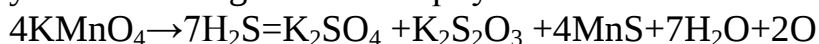


1.2.5. Vodorod atomlari soni reaksiyaning o'ng tomoniga yetti molekula suv yozib tenglanadi:



1.2.6. Kislorod atomlari soni tenglashtiriladi.

1.2.5. Punktdagi reaksiyaning chap tomonida 16 ta, o'ng tomonida 14 ta kislorod atomi bor. Ular tenglashish uchun reaksiyaning o'ng tomoniga 2 ta atomar kislorod yoziladi va tenglik ishorasi qo'yiladi.



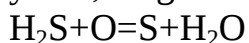
Demak, bu qaytarilish jarayoni, KMnO_4 oksidlovchi.

1.2.7. Reaksiya uchun olingan ikkinchi moddadan hosil bo'lgan moddalar yoziladi:

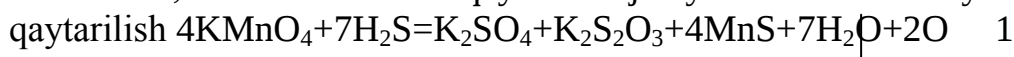


Bu yerda oltingugurt vodorod atomlar soni reaksiyaning chap va o'ng tomoniga teng.

1.2.8. Kislorod atomlari soni reaksiyaning chap tomoniga bitta atomar kislorod yozib, tenglashtiriladi va tenglik ishorasi qo'yiladi.



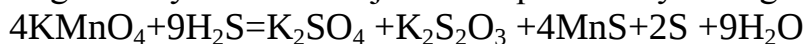
1.3 Demak, bu oksidlanish va qaytarilish jarayonlari ustma–ust yoziladi:



Oksidlanish $H_2S + O = S + H_2O$

2

1.4. Oksidlanish jarayoni ikkiga va qaytarilish jarayoni birga ko'paytirilib birgalikda yoziladi. Natijada to'liq molekulyar tenglamaga ega bo'linadi.



1.5. Reaksiyaning chap va o'ng tomonida element atomlar soni teng.

Gerashenko usuli

Ba'zi bir oksidlanish–qaytarilish reaksiyalarida bitta molekula tarkibidagi bitta elementning bir necha atomlari turli oksidlanish darajasini namoyon etadi. Bunday moddalarga umuman juda ko'p organik birikmalar misol bo'la oladi. Bunday moddalar ishtirokida boradigan oksidlanish–qaytarilish reaksiyalarida koeffitsientlar tanlash uchun I.I. Gerashenko (5) quyidagi usulni taklif etadi.

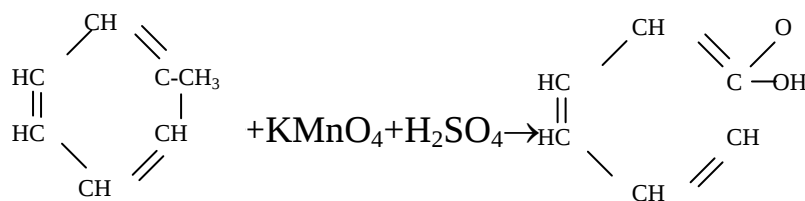
Bu usulga ko'ra ayrim atomlar emas, balki butun molekula “oksidlovchi” yoki “qaytaruvchi” deb qaraladi, ya'ni reaksiyaning to'liq tenglamasini tuzish uchun uning molekulyar tenglamasi yoziladi va element atomlarining oksidlanish darajasi aniqlanadi. Reaksiya uchun olingan bitta birikmadagi biror element atomlari turli oksidlanish darajasini namoyon etsa yoki uni aniqlash murakkabroq bo'lsa, u vaqtda, atomlarning oksidlanish darajasi aniqlanmay, molekula “oksidlovchi” yoki “qaytaruvchi” deb qaralib, oksidlanish va qaytarilish jarayonlarining molekula–elektron balans tenglamalari ayrim holda tuziladi. Uni tuzishda oldin har bir elementning atomlar soni tenglashtiriladi. Agar mahsulot yoki dastlabki modda tarkibida vodorod va kislorod atomlari yetishmasa, ularning ionlarini yozish bilan tenglashtiriladi. So'ngra tenglamaning o'ng yoki chap tomonidagi zaryadlar tenglamaning chap (dastlabki modda) tomoniga elektronni qo'shish va ayirish bilan tenglashtiriladi. Qo'shilgan yoki ayrilgan elektronlar soni oksidlovchi yoki qaytaruvchi oldiga yozish uchun izlanayotgan koeffitsientlaridir. So'ngra oksidlanish va qaytarilish jarayonlarini qaytaruvchi bergan elektronlar soni, oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga tengligini nazarda tutib, Koeffitsientlarga ko'paytirib, birgalikda yoziladi.

Massaning saqlash qonuniga binoan hisoblash olib boriladi.

Hisoblash natijasida reaksiyadan oldin va keyin element atomlari soni teng bo'lishi kerak.

Masalan: 1–misol. Toluolning kaliy permanganat bilan kislotali muhitda oksidlanishi.

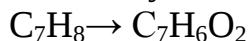
Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:



Har bir element atomining oksidlanish darajasini aniqlaymiz. Toluol molekulasida uglerod atomlari turli oksidlanish darajani namoyon etganligi uchun uni aniqlamay qaytarilish va oksidlanish jarayonlarini ayrim–ayrim holda quyidagi tartibda tuzamiz:

a) Oksidlanish jarayoni uchun:

1. Reaksiyadan oldin va keyin molekula holati

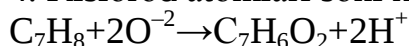


2. atomlar soni tenglashtiriladi. Uglerod atomlari reaksiyadan oldin va keyin teng yettitadan.

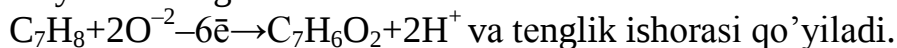
3. Vodorod atomlari sonini vodorod ioni H^+ ni yozish bilan tenglashtiriladi.



4. Kislorod atomlari soni kislorod ioni O^{-2} ni yozish bilan tenglashtiriladi .



5. Tenglikning chap qismiga elektronni yozib, tenglamani o'ng va chap tomonidagi zaryadlari tenglanadi .



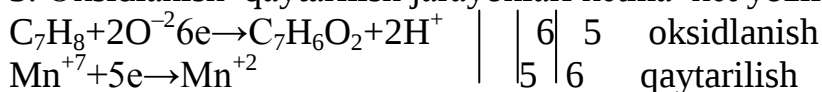
b) qaytarilish jarayoni uchun.

1. $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$ reaksiyaning o'ng va chap tomonida marganes atomlari soni teng.

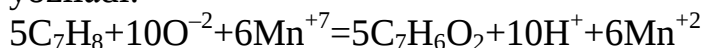
2. Tenglamaning chap tomoniga beshta elektron qo'yib zaryadlar tenglanadi.



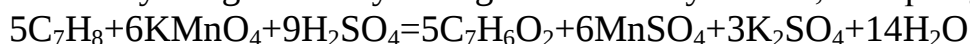
3. Oksidlanish–qaytarilish jarayonlari ketma–ket yoziladi.



4. Oksidlanish jarayoni beshga, qaytarilish jarayoni oltiga ko'paytirilib, birgalikda yoziladi.



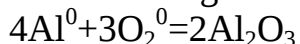
5. Reaksiyaning molekulyar tenglamasidan foydalanib, to'liq tenglamasi yoziladi.



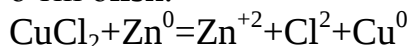
Oksidlanish–qaytarilish reaksiyalarining turlari

Oksidlovchi va qaytaruvchi atomlarning joylanishiga qarab oksidlanish–qaytarilish reaksiyalarini quyidagilarga taqsimlash mumkin:

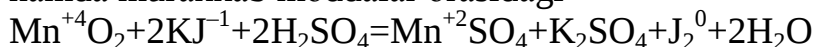
Atomlararo, molekulararo boradigan oksidlanish – qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda oksidlovchilar va qaytaruvchi turli moddalar tarkibida bo'ladi. Ularga oddiy birikish:



o'rin olish.



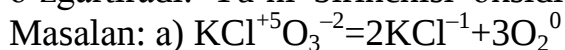
hamda murakkab moddalar orasidagi



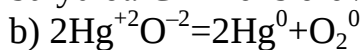
reaksiyalari misol bo'la oladi.

2. Molekulaning ichida boradigan oksidlanish–qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda bir molekula tarkibidagi turli element atomlari oksidlanish darajasini

o'zgartiradi. Ya'ni birinchisi oksidlovchi bo'lsa, ikkinchisi qaytaruvchi bo'ladi.



bu yerda Cl^{+5} - oksidlovchi, O^{-2} – qaytar.



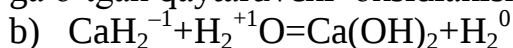
bu yerda Hg^{+2} - oksidlovchi, O^{-2} – qaytaruvchi.

3. Disproporsiyalanish (o'zi oksidlanish – o'zi qaytarilish) reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda bir element atomining biri oksidlovchi, ikkinchisi qaytaruvchi bo'ladi. Masalan:

a) Bertole tuzini qizdirganda parchalanishi:

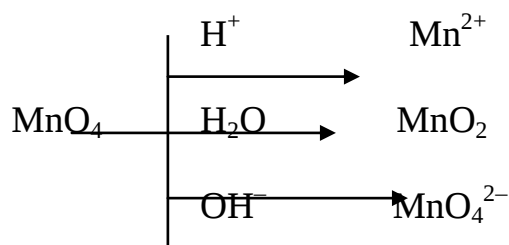


Bu yerda: Cl^{+5} dan Cl^{-1} ga o'tgan oksidlovchi–qaytarilish jarayoni, Cl^{+5} dan Cl^{-7} ga o'tgan qaytaruvchi–oksidlanish jarayoni.



bu yerda H^{-1} – qaytaruvchi, H^{+1} – oksidlovchi.

Eritma muhitining oksidlanish–qaytarilish reaksiyasining borishiga ta'siri oksidlanish–qaytarilish reaksiyalari kislotali ($\text{pH} > 7$), neytral ($\text{pH} = 7$), yoki ishqoriy ($\text{pH} < 7$) muhitda borishi mumkin. Eritmaning muhitiga qarab bir xil moddalar orasida boradigan oksidlanish–qaytarilish reaksiyasining tavsifi o'zgarishi mumkin. Eritma muhiti element atomining oksidlanish darajasini o'zgartirishga ta'sir etadi. Masalan: MnO_4^- ioni kislotali muhitda Mn^{2+} ionigacha neytral muhitda MnO_2 gacha va ishqoriy muhitda MnO_4^{2-} ionigacha qaytariladi, bu o'zgarishni quyidagicha ko'rsatish mumkin:

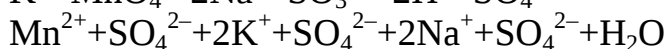


Ko'pincha kislotali muhit hosil qilish uchun kuchli kislotalardan sulfat kislota ishlatiladi. Nitrat va vodorod xlorid kislotalari juda kam ishlatiladi. Chunki nitrat kislota o'zi kuchli oksidlovchi hisoblanadi. vodorod xlorid esa reaksiyada o'zi oksidlanishi mumkin. Ishqoriy muhit hosil qilish uchun asosan natriy yoki kaliy gidroksidlar ishlatiladi.

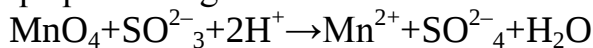
Kislotali muhitda:



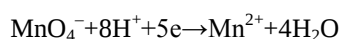
ion tenglamasi:



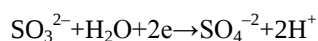
qisqa ion tenglamasi:



oksidlanish–qaytarilish jarayonlarining ion elektron tenglamasi:

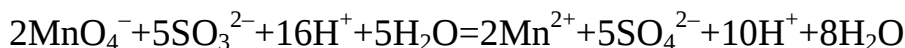


qaytarilish



oksidlanish

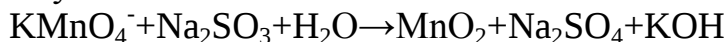
5		2
	10	
2		5



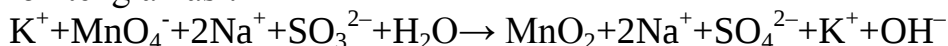
to'liq molekulyar tenglamasi:



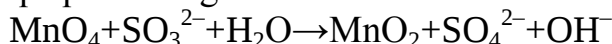
Neytral muhitda:



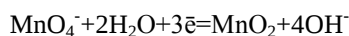
ion tenglamasi:



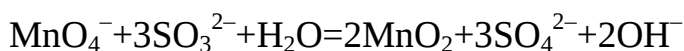
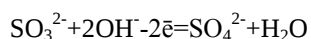
qisqa ion tenglamasi:



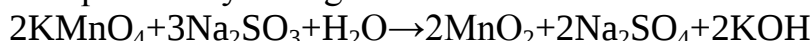
oksidlanish–qaytarilish jarayonlarining ion–elektron tenglamasi:



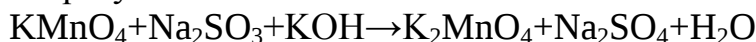
3		2
	6	
2		3



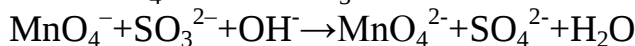
to'liq molekulyar tenglamasi:



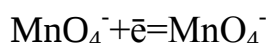
ishqoriy muhitdan:



ion tenglamasi:

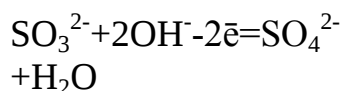


Oksidlanish–qaytarilish jarayonlarining ion–elektron tenglamasi.



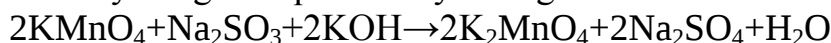
1		2
	2	
2		1

qaytarilish



oksidlanish

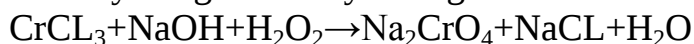
Reaksiyaning to'liq molekulyar tenglamasi:



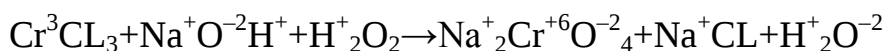
Eritma muhitni vodorod peroksid ishtriokida boradigan oksidlanish–qaytarilish reaksiyalarida ko'rib chiqaylik.

Vodorod peroksid eritmaning muhitiga qarab oksidlovchi yoki qaytaruvchi vazifasini o'taydi. Vodorod peroksid neytral va ishqoriy muhitda juda kuchli oksidlovchi hisoblanadi. Masalan, xrom xloridning ishqoriy muhitda vodorod peroksid bilan oksidlanishi.

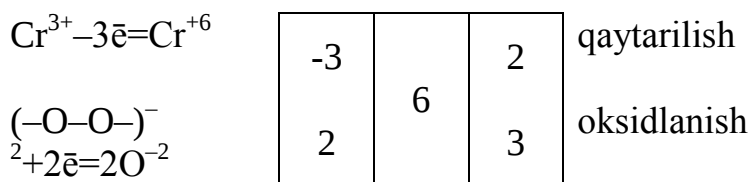
Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:



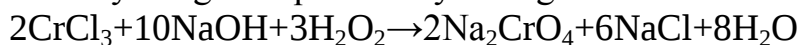
Har bir element atomining oksidlanish darajasini aniqlaymiz:



Elektron balans tenglamasi:



Reaksiyaning to'liq molekulyar tenglamasi:



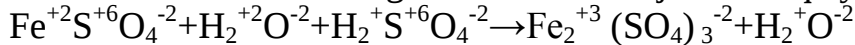
Vodorod peroksid kislotali muhitda reaksiyada kirishayotgan moddalar tabiatiga qarab oksidlovchi yoki qaytaruvchi bo'lishi mumkin.

Masalan temir (II) sulfat tuzining (FeSO_4) vodorod peroksid bilan oksidlanishini ko'raylik.

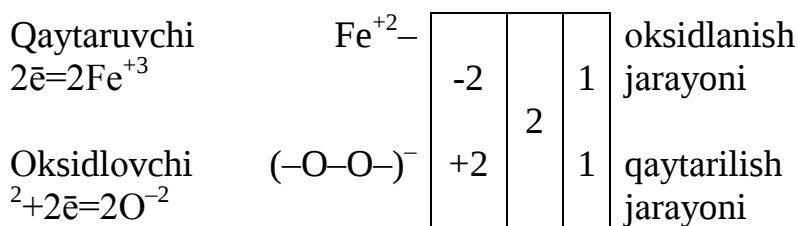
Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:



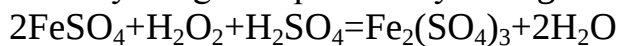
Har bir element atomining oksidlanish darajasini aniqlaymiz:



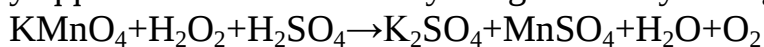
Elektron balans tenglamasi



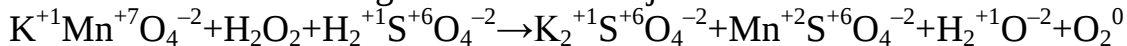
Reaksiyaning to'liq molekulyar tenglamasi:



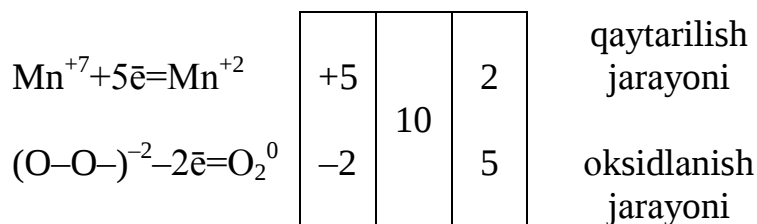
Kislotali muhitdan vodorod peroksidi kuchli oksidlovchidir yoki $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_3$ bilan to'qnashganda qaytaruvchi xossasini namoyon etadi. Masalan: kaliy permanganatning kislotali muhitda vodorod peroksid bilan qaytarilishi buning yaqqol namunasidir. Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:



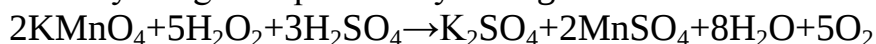
Har bir element atomning oksidlanish darajasi



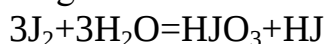
Elektron balans tenglamasi:



Reaksiyaning to'liq molekulyar tenglamasi.

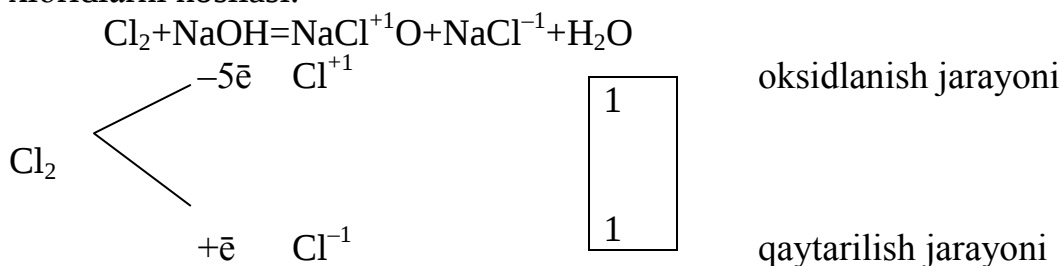


Baʼzan eritmaning muhiti oksidlanish – qaytarilish reaksiyasining yoʻnalishini oʻzgartirishi mumkin. Masalan, quyidagi reaksiya



Ishqoriy muhitda chapdan oʻngga ($\rightarrow$) kislotali muhitda esa oʻngdan chapga ($\leftarrow$) boradi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining xarakteriga harorat, moddalarning konsentratsiyasi ham taʼsir koʻrsatadi. Masalan, past haroratda suyultirilgan natriy ishqorining eritmasi bilan xlor molekulasini reaksiyaga kirishganda gipoxlorid va xloridlarni hosilasi.

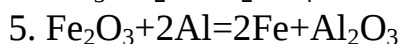
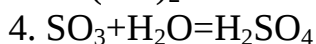
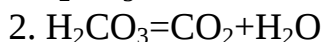
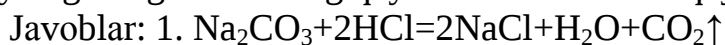


hosil qilsa, yuqori haroratda (100 °C gacha) konsentirlangan natriy ishqori bilan xlor molekulasini reaksiyaga kirishib, xlorat va xlorid tuzlarini hosil qiladi.

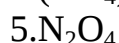
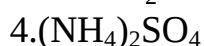
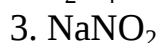
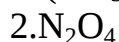
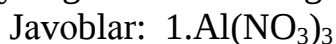
Oksidlanish–qaytarilish reaksiyasining borish xarakteriga reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiati, katalizator va hokazo taʼsir etadi.

MASHQ VA MASALALAR

1. Quyidagi tenglamalarning qaysi biri oksidlanish-qaytarilish reaksiyasiga kiradi?



2. Quyidagi birikmalarning qaysi birida azotning oksidlanish darajasi 3 ga teng?



3. Berilgan oksidlanish – qaytarilish reaksiya – sining elektron – balans tenglamasini tuzib, tenglashtiring va uni tekshirish varaqcha orkasiga yozing:



Bu reaksiyada necha molekula suv hosil boʻladi?

Javoblar: 1- ikkita. 2- bitta. 3- ettita. 4- uchta. 5- toʻrtta.

4. Oksidlanish darajasi boʻyicha oltingugurt quyidagi birikmalarning qaysi birida faqat oksidlovchi boʻladi?

Javoblar: 1.H₂SO₄ 2.SO₂ 3.Na₂SO₃ 4.Ca(HSO₃)₂ 5.H₂S

5. Quyidagi o'zgarishlarning qaysi birida oksidlanish jarayoni sodir bo'ladi?

Javoblar: 1.H⁺→H⁰ 3.W⁺⁴→W⁺²
2.Cr⁺³→Cr⁺⁶ 4.P⁺⁵→P⁰ 5.N⁺⁵→N⁺³

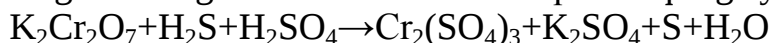
6. Quyidagi tenglamalarning qaysi biri oksidlanish-qaytarilish reaksiyasiga kiradi?

Javoblar: 1. NH₃+HNO₃=NH₄NO₃
2. H₂SO₃=H₂O+SO₂
3. 2Fe+3Cl₂=2FeCl₃
4. CuCl₂+2NaOH=↓Cu(OH)₂+2NaCl
5. Al₂O₃+6NaOH=2Na₃AlO₃+3H₂O

7. Quyidagi birikmalarning qaysi birida manganesning oksidlanish darajasi +7ga teng ?

Javoblar: 1.KMnO₄ 2.Na₂MnO₄ 3.H₂MnO₃ 4.MnSO₄ 5.K₂MnO₄

8. Berilgan oksidlanish – qaytarilish reaksiyasining elektron – balans tenglamasini tuzib, tenglashtiring va uni tekshirish varaqcha orqasiga yozing.



Bu reaksiyada qaytaruvchi moddadan necha molekula sarf bo'ladi?

Javoblar: 1. uchta 2. oltita 3. o'n oltita 4. sakkizta 5. ikkita.

9. Oksidlanish darajasi bo'yicha azot quyidagi birikmalarning qaysi birida faqat qaytaruvchi bo'ladi?

Javoblar: 1.KNO₃ 2.N₂O₄ 3.Fe(NO₃)₃ 4.NH₄OH 5.N₂O

10. Quyidagi o'zgarishlarning qaysi birida oksidlanish jarayoni sodir bo'ladi?

Javoblar: 1. Mn⁺⁷→Mn⁺⁶ 3. Cl⁺⁵→Cl⁰
2. S⁺⁶→S⁻² 4. Na⁺→Na⁰
5. O⁻²→O⁰

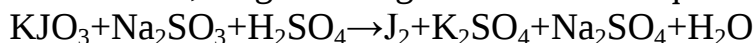
11. Quyidagi tenglamalarning qaysi biri oksidlanish-qaytarilish reaksiyasiga kiradi?

Javoblar: 1. Ca(OH)₂+CO₂=↓CaCO₃+H₂O
2. Ba(NO₃)₂+H₂SO₄=↓BaSO₄+2HNO₃
3. 2KClO₃=2KCl+3O₂↑
4. Al(OH)₃+3HCl=AlCl₃+3H₂O
5. FeS+2HCl=FeCl₂+H₂S↑

12. Quyidagi birikmalarning qaysi birida xlorning oksidlanish darajasi +5 ga teng ?

Javoblar: 1.HClO₃ 2.KClO₃ 3.NaOCl 4.KCl 5.KClO₄

13. Berilgan oksidlanish – qaytarilish reaksiyasining elektron – balans tenglamasini tuzib, tenglashtiring va kontrol` varaqcha orqasiga yozing.



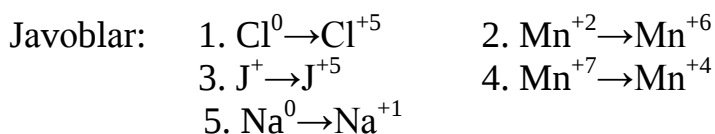
Bu reaksiyada oksidlovchi moddadan necha molekula sarf bo'ladi?

Javoblar: 1. oltita 2. ikkita 3. beshta 4. bitta 5. sakkizta.

14. Oksidlanish darajasi bo'yicha xrom quyidagi birikmalarning qaysi birida faqat qaytaruvchi bo'ladi ?

Javoblar: 1. Cr(NO₃)₃ 2. K₃CrO₃ 3. Na₂CO₃ 4. Na₂Cr₂O₇ 5. CrSO₄

15. Quyidagi o'zgarishlarning qaysi birida qaytarilish jarayoni sodir bo'ladi?



16. Quyidagi reaksiyaning elektron-balans tenglamasini tuzib, reaksiyaning tenglamasi tenglashtirilsin.



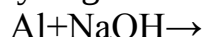
17. Quyidagi reaksiyaning to'liq tenglamasini yozing.



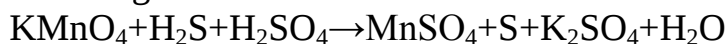
18. Quyidagi reaksiyaning elektron-balans tenglamasini tuzib, reaksiyaning tenglamasi tenglashtirilsin.



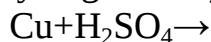
19. Quyidagi reaksiyaning to'liq tenglamasini yozing.



20. Quyidagi reaksiyaning elektron-balans tenglamasini tuzib, reaksiyaning tenglamasi tenglashtirilsin



21. Quyidagi reaksiyaning to'liq tenglamasini yozing.



22. Quyidagi reaksiyaning elektron-balans, ion-elektron tenglamasini tuzib, reaksiyaning tenglamasi tenglashtirilsin



23. Quyidagi reaksiyaning to'liq tenglamasini yozing.



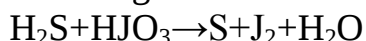
24. Quyidagi reaksiyaning elektron-balans tenglamasini tuzib, reaksiyaning tenglamasi tenglashtirilsin



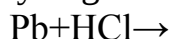
25. Quyidagi reaksiyaning to'liq tenglamasini yozing.



26. Quyidagi reaksiyaning elektron-balans tenglamasini tuzib, reaksiyaning tenglamasi tenglashtirilsin



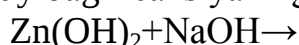
27. Quyidagi reaksiyaning to'liq tenglamasini yozing.



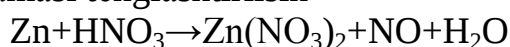
28. Quyidagi reaksiyaning elektron-balans tenglamasini tuzib, reaksiyaning tenglamasi tenglashtirilsin



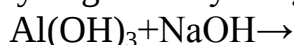
29. Quyidagi reaksiyaning to'liq tenglamasini yozing.



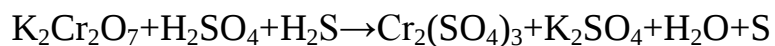
30. Quyidagi reaksiyaning elektron-balans tenglamasini tuzib, reaksiyaning tenglamasi tenglashtirilsin



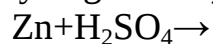
31. Quyidagi reaksiyaning to'liq tenglamasini yozing.



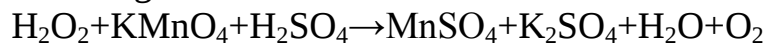
32. Quyidagi reaksiyaning elektron-balans tenglamasini tuzib, reaksiyaning tenglamasi tenglashtirilsin



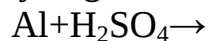
33. Quyidagi reaksiyaning to'liq tenglamasini yozing.



34. Quyidagi reaksiyaning elektron-balans tenglamasini tuzib, reaksiyaning tenglamasi tenglashtirilsin



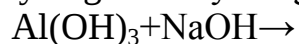
35. Quyidagi reaksiyaning to'liq tenglamasini yozing.



36. Quyidagi reaksiyaning elektron-balans tenglamasini tuzib, reaksiyaning tenglamasi tenglashtirilsin



37. Quyidagi reaksiyaning to'liq tenglamasini yozing.



9- AMALIY MASHG'ULOT ELEKTROKIMYO

O'zgarmas tok manbai ta'sirida kimyoviy reaksiyalarning sodir etilishi, yoki kimyoviy reaksiya natijasida elektr tokining hosil bo'lishi elektrokimyoviy jarayon deyiladi. Ushbu jarayonni o'rganuvchi kimyoning bo'limiga elektrokimyo deyiladi.

Elektrokimyoviy jarayonlarda oksidlanish, qaytarilish reaksiyalari sodir bo'ladi.

Elektrokimyoviy jarayonlar shartli ravishda 3 ga bo'linadi: galvanik element, korroziya va elektroliz.

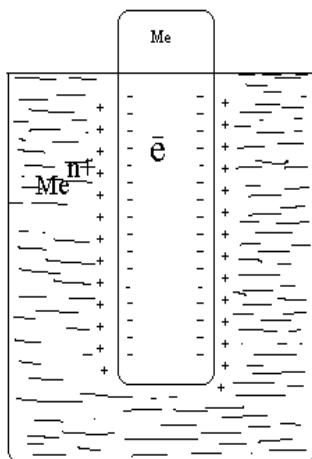
Galvanik elementni tushuntirish uchun elektrod potentsiali, gazli elektrodlar, standart potentsial haqida bilish kerak.

Metall suvga yoki o'z ioni bo'lgan eritmaga tushirilsa, metall bilan suyuqlik chegarasida elektrod potentsiali hosil bo'ladi, chunki metall sirtidagi ionlar suvning qutblangan molekulalariga tortiladi va metallning (+) ionlari suyuqlikka o'ta boshlaydi.



Ionlar suvga o'tishi natijasida metallda ortiqcha erkin elektronlar yig'ilib qoladi; natijada metall manfiy zaryadlanadi.

Ushbu jarayon natijasida metall plastinka bilan eritma orasida qo'sh elektr qavat hosil bo'ladi, ya'ni metall bilan eritma orasida potentsiallar ayirmasi vujudga keladi. Bu qiymat metallning elektrod potentsiali deb ataladi. Hosil bo'lgan elektrod potentsiali suyuqlikning konsentratsiyasiga, metall turiga va boshqa faktorlarga bog'liq bo'ladi.



1-rasm. Metall eritmaning chegara qismida qo'sh elektr qavat.

Bugungi kunda elektrodning mutloq potentsialini o'lchash juda qiyin. Shuning uchun amalda nisbiy elektrod potentsiali bilan ish ko'riladi.

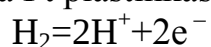
Buning uchun mutloq qiymati 0 ga teng bo'lgan H_2 elektrodi bilan aniqlanayotgan metall elektrodi orasida galvanik element tuzilib hosil bo'lgan EYuK aniqlanayotgan metallning berilayotgan sharoitdagi potentsiali bo'ladi.

Agar aniqlanayotgan elektrod potentsiali 25 °C (298 K) da, eritmaning aktiv ionlari konsentratsiyasi 1 mol/litrغا teng bo'lsa, hosil bo'lgan elektrod potentsial standart elektrod potentsiali deyiladi.

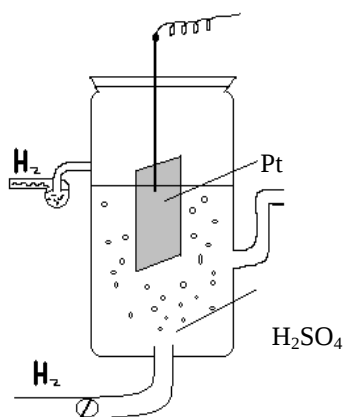
Standart elektrod potentsialining qiymati metall qanchalik aktivlashib borgan sari kichiklashib boradi.

Oksidlanish – qaytarilish reaksiyalari bitta idishda olib borilsa, kimyoviy energiya issiqlik energiyasiga aylanadi.

Bunday elektrod sifatida standart vodorod elektrodi quyidagicha tuzilgan. Biror-bir silindrsimon kimyoviy idishga sulfat kislota H_2SO_4 ning 1 molyar eritmasi solinib, o'sha sirti elektrolitga cho'ktirilgan platina kukini bilan qoplangan platina plastinkasi tushiriladi. Eritma harorati 298 K va idish tagidan bosimi $P_{n_2}=101.325$ kPa da gazsimon vodorod bilan eritib, to'yintiriladi. Ushbu elektrodda platina Pt reaksiyada ishtirok etmaydi. Bunda Pt plastinkasi sirtiga vodorod ionlari qoplanadi.



Natijada $H_2/(Pt)2H$ chegarasida potentsiallar ayirmasi vujudga keladi. Ana shu potentsiallar ayirmasini 0 ga teng deb qabul qilingan.



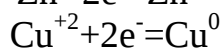
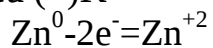
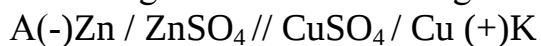
2 – rasm. Standart vodorod elektrodi sxemasi.

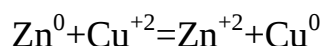
Agar oksidlovchi va qaytaruvchi moddalarni alohida idishlarga solinsa va bu idishlar tashqi o'tkazgichlar orqali tutashtirilsa, elektronlar o'tkazgichdan o'ta boshlaydi. Ushbu jarayonda kimyoviy energiya elektr energiyasiga aylanadi.

Kimyoviy energiyani elektr energiyaga aylantirib beruvchi asbobga galvanik element deyiladi.

Eng oddiy galvanik element mis-ruh galvanik elementi bo'ladi. Bunda Zn plastinkasi $ZnSO_4$ eritmasiga tushiriladi, Cu plastinkasi esa $CuSO_4$ eritmasiga tushirilib, ushbu metallar tashqi zanjir va galvanometr orqali bir-biriga tutashtirish natijasida tashqi zanjir orqali ruhdan misga elektronlar harakat qila boshlaydi va tok hosil bo'ladi.

Mis-ruh galvanik elementining elektron kimyoviy sxemasi.





Galvanik elementda oksidlanish jarayoni boradigan elektrod anod, qaytarilish jarayoni boradigan elektrod katod deyiladi.

Ikkita elektrod orasidagi potentsiallar ayirmasi galvanik elementning elektr yurituvchi kuchi deyiladi. Uning qiymati

$$E_K = E_K - E_A \text{ teng bo'ladi.}$$

Katod va anoddagi elektrod potentsiallari Nernst formulasi bilan hisoblanadi.

$$E = E_0 + \frac{0.059}{n} \text{Lg} C_{\text{me}}^{+n}$$

E – metallning elektrod potentsiali.

E₀ – metallning standart elektrod potentsiali (jadvalda berilgan).

n – metall bir atomidan ikkilamchi atomiga boradigan elektronlar soni.

C_{me}⁺ⁿ - eritmadagi metallarining konsentratsiyasi.

Agar Cu - Zn galvanik elementda CuSO₄ va ZnSO₄ eritmasining konsentratsiyalari 1 mol/l bo'lsa, u holda E_{Cu/CuSO₄} potentsiali 0.34, E_{Zn/ZnSO₄} potentsiali esa -0.76 ga teng bo'ladi va galvanik elementda hosil bo'lgan elektr yurituvchi kuch

$$\text{Ya'ni: } E_{\text{YuK}} = E_K - E_A = 0,34 - (-0,76) = 1,1\text{v}$$

Ayrim metallarning elektrod potentsiallari

(T=298 K, S_m=1m)

T/r	Elektrodlar	Potensial φ, v	№	Elektrodlar	Potensial φ, v
1.	Li/Li ⁺	-3.04	15.	Cr/Cr ⁺³	-0.74
2.	Rb/Rb ⁺	-2.99	16.	Fe/Fe ⁺²	-0.44
3.	Cs/Cs ⁺	-2.93	17.	Cd/Cd ⁺²	-0.40
4.	K/K ⁺	-2.92	18.	Zn/Zn ⁺²	-0.34
5.	Ba/Ba ⁺²	-2.90	19.	Co/Co ⁺²	-0.28
6.	Sr/Sr ⁺²	-2.89	20.	Ni/Ni ⁺²	-0.25
7.	Ca/Ca ⁺²	-2.87	21.	Sn/Sn ⁺²	-0.14
8.	Na/Na ⁺	-2.71	22.	Pb/Pb ⁺²	-0.13
9.	La/La ⁺³	-2.52	23.	H ₂ /2H	0
10.	Mg/Mg ⁺²	-2.37	24.	Cu/Cu ⁺²	0.34
11.	Al/Al ⁺³	-1.66	25.	Ag/Ag ⁺	0.80
12.	Ti/Ti ⁺²	-1.63	26.	Hg/Hg ⁺²	0.85
13.	Mn/Mn ⁺²	-1.18	27.	Pt/Pt ⁺²	1.188
14.	Zn/Zn ⁺²	-0.76	28.	Au/Au ⁺³	1.498

Galvanik element yaratish uchun albatta 2, xil elektrod bo'lishi shart emas. Faqat elektrod tushirilgan eritmalar konsentratsiyasi har xil bo'lishi kerak. Bunday galvanik elementlar konsentrasyon galvanik element deyiladi.

Masalan bir-biri bilan tutashtirilgan 2 ta Cu plastinkasi olib, ularning birini 0.1 M CuSO₄ eritmasiga va 2 chisini 0.01 M CuSO₄ eritmasiga tushirib va ushbu eritmalarini qo'shimcha KCl yoki boshqa ko'prik bilan ulansa, tok hosil bo'ladi.

Bunday galvanik elementning sxemasi quyidagicha bo'ladi

(-) anod Cu/Cu⁺² // Cu⁺²/Cu katod (+)

0.01 M 0.1 M

Ushbu konsentrasyon galvanik elementda elektrodlar tenglashguncha tok boradi, ya'ni S₁ = S₂, E = 0

Bunday galvanik elementlarda EYuK quyidagicha topiladi.

$$E = \varphi_2 - \varphi_1 + \frac{0,059}{n} \text{Lg} \frac{C_2}{C_1};$$

Masalalar va mashqlar yechish uchun savollar

1- Masala.

Marganes elektrodi o'z tuzi eritmasida -1,23 V potensialga ega. (ya'ni $\varphi = -1.23$) Mn⁺² ionlarining konsentratsiyasini aniqlang.

Yechish: $\varphi_{\text{Mn/Mn}^{+2}}^0 = -1.18$ (jadval) Nernst tenglamasi bo'yicha

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0.059}{n} \text{Lg} C_{\text{me}}$$

Berilgan qiymatlarni tenglamaga qo'yamiz:

$$-1.23 = -1.18 + \frac{0.059}{n} \text{Lg} C_{\text{me}}$$

$$\text{bunda } \text{Lg} C_{\text{me}} = \frac{-0.05}{0.029} = 1.729$$

$$S_{\text{Mn/Mn}^{+2}} = 0.02 \text{ mol/l}$$

2- Masala.

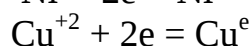
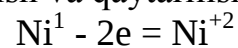
Ionlar konsentratsiyasi Ni⁺² = 0.01 mol/l / Cu⁺² / = 0.1 mol/l bo'lgan mis – nikel galvanik elementning sxemasini tuzing, elektrodlardagi jarayonlarning elektrod tenglamasini tuzing va elektr yurituvchi kuchni hisoblang.

Yechish: $\varphi_{\text{Ni/Ni}^{+2}}^0 = -0.25$ $\varphi_{\text{Cu/Cu}^{+2}}^0 = 0.34$

Galvanik element sxemasi.

Katod (+)Cu/Cu⁺² // Ni⁺²/Ni (-) anod.

Oksidlanish va qaytarilish jarayoni.



$$E = \varphi_K - \varphi_A = \varphi_{\text{Cu}/\text{Cu}^{+2}} - \varphi_{\text{Ni}/\text{Ni}^{+2}}$$

Nernit tenglamasi bo'yicha

$$\varphi = \varphi^e + \frac{0,059}{n} \text{Lg } C_{\text{me}}$$

Galvanik elementning elektr yurituvchi kuchini aniqlash uchun alohida olingan elektrodlardagi potensialni aniqlaymiz.

$$\varphi_{\text{Cu}/\text{Cu}^{+2}} = 0,34 + \frac{0,059}{2} \cdot \text{Lg } 0,1 = 0,31.$$

$$\varphi_{\text{Ni}/\text{Ni}^{+2}}^0 = -0,25 + \frac{0,059}{2} \cdot \text{Lg } 0,01 = -0,309.$$

$$E = 0,3 \cdot 10 - (-0,309) = 0,619 \text{ V.}$$

3. Vodorod elektrod potentsiali va metallning standart elektrod potentsiali haqida tushunchalarni izoxlang.
4. Galvanik element ishlaganda elektrodlarda qanday jarayonlar boradi.
5. Qanday formula bilan elektrodlardagi potensial va galvanik elementning elektr yurituvchi kuchi hisoblanadi (misol bilan tushuntiring)
6. Konsentratsiyasi 0.01 N ga teng bo'lgan Fe^{+2} eritmasining potensialini hisoblang.
7. $\text{K}/\text{K}^+ // \text{Ag}^+/\text{Ag}$ galvanik elementini EYuKni aniqlang, agar K^+ ionlarning eritmadagi konsentratsiyasi 0.1 N va Ag^+ niki esa 1 N ga teng bo'lsa.

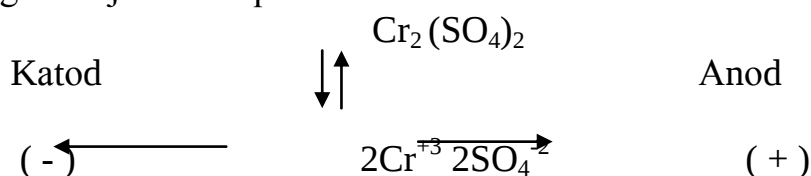
ELEKTROLIZ

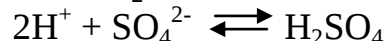
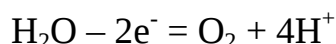
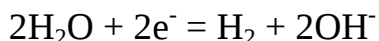
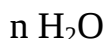
Elektroliz – bu elektr toki ta'sirida elektrolit eritmalarida yoki suyuqlanmalarda boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Elektrolizni amalga oshirish uchun o'zgarmas tok manbai, elektrodlar (2 ta elektrod (-) qutbga katod, (+) qutbga anodlarni), elektrolizlar ya'ni elektroliz vannasi va elektroliz qilinishi kerak bo'lgan eritma yoki suyuqlanma bo'lishi kerak.

Elektroliz jarayonida elektrodlarda ajralib chiqadigan moddalar elektroliz qilinadigan moddaga bog'liq bo'ladi.

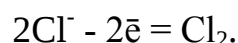
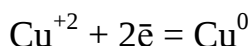
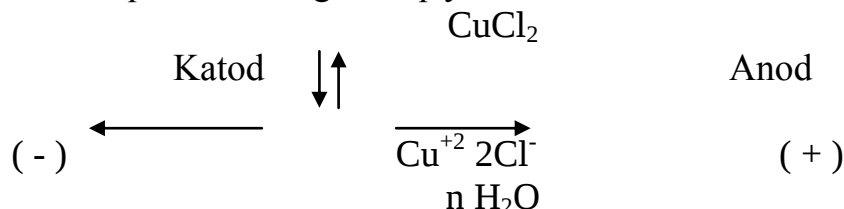
Agar eritma elektroliz qilinayotgan bo'lsa, u holda katodda ajralib chiqadigan modda metallning aktivlik qatorida tutgan o'rniga bog'liq bo'ladi, ya'ni tuz metali kuchlanish qatorida Al gacha joylashgan bo'lsa, u holda katodda suvning vodorod ioni qaytariladi.

Agar metall kuchlanish qatorida Al dan H_2 gacha joylashgan bo'lsa, katodda oldin metall so'ngra H ajralib chiqadi.





Agar tuzdagi metall aktivlik qatorida vodoroddan keyin joylashgan bo'lsa, u holda katodda faqat metallning o'zi qaytariladi.



Tuz suyuqlanmalari elektroliz qilinganda katodda faqat metall ajralib chiqadi. Anodda esa kislorodsiz tuz bo'lsa, kislota qoldig'i oksidlanadi. Elektroliz jarayonida elektrolarlarda ajralib chiqadigan modda massasi Faradey formulasi bilan topiladi.

$$m = \frac{E \cdot i \cdot t}{96500} \quad (\text{cek} - t) \quad m = \frac{E \cdot i \cdot t}{26,8}$$

E – ajralib chiqadigan moddaning kimyoviy ekvivalenti.

96500 – Faradey doimiysi.

i – elektrolarlarda o'tadigan tok kuchi.

t – elektroliz vaqti.

Faradey qonunlari

1. Elektroliz jarayonida elektrolarlarda ajralib chiqadigan modda miqdori elektrolitdan o'tgan tok kuchiga to'g'ri proporsional ($m = K_E \cdot Q = K_E \cdot I \cdot t$).
2. Turli elektrolit eritmalaridan yoki suyuqlanmalardan bir xil miqdorda elektr toki o'tganda elektrolarlarda ekvivalent miqdorda modda ajralib chiqadi.

Faradey qonuni xulosalari

- a) Elektr tokiga qarab elektrolarlarda ajralib chiqqan modda miqdorini, elektrolit eritmadan o'tgan tok kuchiga proporsional bo'ladi.
- b) Ajralib chiqqan modda miqdoriga qarab tok kuchini aniqlash mumkin.

Masala, mashq va savollar

1. ZnCl_2 eritmasi 5 A tok kuchi 0.5 soat davomida elektrolizlandi. Elektrod jarayonlarining elektron tenglamasini tuzing. Anodda ajralib chiqadigan gazning hajmini hisoblang. Faradey qonunlarini ifodalovchi tenglama.

$$V_0 = \frac{V_{2 \text{ ekv}} \cdot I \cdot t}{F}$$

Bu yerda V_0 va V_2 ekv-elektrodda ajralib chiqqan gazning hajmi va molyar ekvivalent hajmi.

I-tok kuchi.

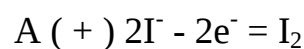
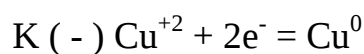
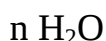
F-Faradey doimiysi (96487 K)

$$V(\text{Cl}_2)_{2 \text{ ekv}} = 11,2 \text{ l.}$$

$$V_0(\text{Cl}) = \frac{11,2 \cdot 5 \cdot 1800}{96487} = 1,04 \text{ l}$$

2. CuI_2 eritmasidan 3 soat davomida 10 A tok o'tkazilsa, elektrodda boradigan jarayonni ko'rsating va katodda ajralib chiqadigan misning massasini aniqlang.

Yechish:



Faradey tenglamasi orqali mis miqdorini aniqlaymiz.

$$M = \frac{E_{\text{Cu}} \cdot I \cdot t}{96487}; \quad E_{\text{Cu}} = 31,77 \text{ g/ekv}$$

$$M = \frac{31,77 \cdot 10 \text{ A} \cdot 10800}{96487} = 35,56 \text{ gramm}$$

3. Elektroliz deb qanday jarayonga aytiladi.
4. Faradey qonuni va tenglamasini aytib bering.
5. 1l HCl da Cl_2 to'liq ajralib chiqish uchun qancha vaqt kerak (normal sharoitda)? Tok kuchi 10 A $C_{\text{HCl}} = 2 \text{ mol/l}$.
6. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, ZnCl_2 , BiCl_3 eritmalarini elektroliz qiling.
7. 1 soat 28 min 2 A tok kuchi eritmaga berilganda 6.5 g metall ajralib chiqadi. Metallning molyar ekvivalent massasini aniqlang.

KORROZIYA

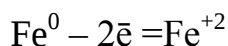
Korroziya deb metallning tashqi muhit ta'sirida yemirilishiga aytiladi. Korroziya 2 xil bo'ladi.

a). Kimyoviy korroziya.

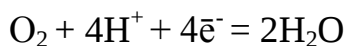
b). Elektrokimyoviy korroziya.

Kimyoviy korroziyada tok hosil bo'lmasdan faqat kimyoviy reaksiya sodir bo'ladi. Elektrokimyoviy korroziya tok ta'sirida hosil bo'ladi. Masalan, SO_2 , CO_2 , H_2S nam havoda tok o'tkazish qobiliyatiga ega bo'ladi. Ular tarkibidagi metall sirtida galvanik element hosil bo'lishiga sharoit tug'iladi va uning natijasida metall yemiriladi.

Po'lat elektrokimyoviy korroziyaga uchraganda anod qismlarida (temir kristallari) oksidlanish jarayoni ketadi.



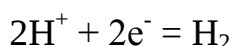
Katod qismida esa qaytarilish reaksiyasi ketadi:



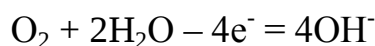
Jarayon uchun $\text{pH} = 7$ ga teng bo'ladi.

Demak, $\text{pH} = 7 < 0.86$ kichik bo'lgan metallar (kuchlanish qatorida kumushgacha oksidlanadi).

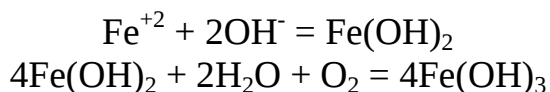
Kislotali muhitda:



neytral va ishqoriy muhitda:

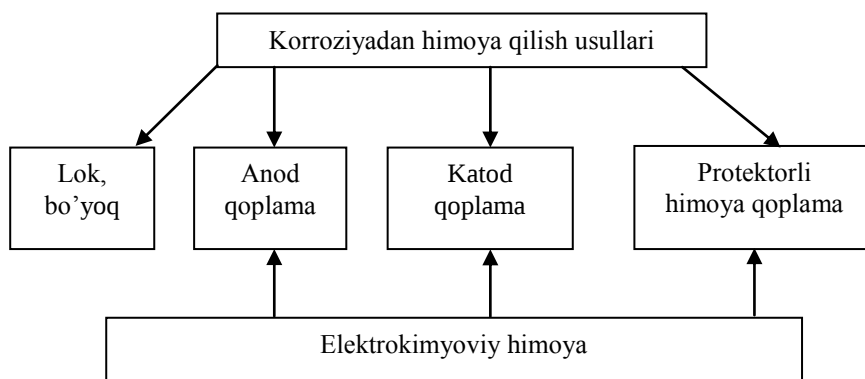


Suvli muhitda korroziya mahsuloti metal gidrooksididir. Temir uchun bu jarayon 2 bosqichda boradi.



Metallar korroziyasidan saqlanish usullari

Odatdagi sharoitda ishlatiladigan metallar va ularning qotishmalari korroziyadan to'liq saqlana olmaydi, lekin korroziyani keskin kamaytirish mumkin. Masalan metall yuzasini bo'yoq, lak yoki qoplama bilan havo nemi ta'siridan saqlash mumkin. Ammo qoplamaning sirti buzilishi korroziyasining boshlanishiga olib keladi. Korroziyadan temirni saqlash uchun unga nisbatan passivroq metall bilan qoplash mumkin, masalan, ruh, qalay bilan qoplash mumkin.



Asosiy darsliklar va o`quv qo`llanmalar

1. Н. А. Парпиев , Ҳ. Р. Раҳимов Муфтахов, А.Г. «Анорганик киме назарий асослари »,Т., Ўзбекистон, 2000й.
2. Қ.Ахмеров, А.Жалилов, Р. Сайфуддинов «Умумий ва анорганик кимё». Т., Ўзбекистон, 2003й.
3. Q. Ahmerov, A. Jalilov, R. Sayfuddinov, « Umumiy va anorganik kimyo». T. O‘zb, 2006.
4. Угай Я. А. «Общая и неоргнаническая химия», -М: «Высшая школа», - 1998.
5. X.X. Muhiddinov. «Kimyo». T. TDTU, 2005

Qo`shimcha adabiyotlar

1. X.X. Мухиддинов. Кимё, Маърузалар матни. Т. ТДТУ, 2004.
2. Н.Г. Коржуков “общая и неорганическая химия”, М., МиСиС/, 2004.
3. Н.Л.Глинка «Умумий кимёдан масала ва машқлар тўплами»,Т.,Ўқитувчи.
4. Н. В. Коровин, Э. И. Мингулин, Н. Г. Рыжова «Лабораторные работы по химии», М., Высшая школа». -1998.
5. I.I. ismoilov, X.X.Muxitdinov va boshqalar. “kimyo” fanidan amaliy va laboratoriya mashgulot boyicha uslubiy qollanma.T.,TDTU.2007.
6. 1. Muhitdinov X.X. Kimyo. Ma`ruza matni. -Toshkent, ToshDTU, 2004. -211 b
7. Muhitdinov X.X. va boshqalar. «Umumiy kimyo» kursidan laboratoriya ishlari bo'yicha metodik ko'rsatmalar. -Toshkent, ToshDTU, 1999. -83 b.

3.3 Elektron resurslar

1. [www. Ziyo.net](http://www.Ziyo.net)

