

**УЗБЕКИСТОН РЕСПУБЛИКАСИ КИШЛОК ВА СУВ
ХУЖАЛИГИ ВАЗИРЛИГИ**

**ТОШКЕНТ ИРРИГАЦИЯ ВА КИШЛОК ХУЖАЛИГИНИ
МЕХАНИЗАЦИЯЛАШ ИНЖЕНЕРЛАРИ ИНСТИТУТИ**

«КИМЁ» КАФЕДРАСИ

**БАКАЛАВРИАТУРАДА ТАЪЛИМ ОЛАЁТГАН
ТАЛАБАЛАР УЧУН «КИМЁ» ФАНИДАН
МАЪРУЗАЛАР МАТНИ**

ТОШКЕНТ - 2003 ЙИЛ

«Кимё» фанидан маърузалар матни тасдиқланган намунавий дастур асосида тузилган.

Йуналишлар буйича маърузалар таквимий режа асосида утилади.

Маърузалар матни кафедра йигилишида куриб чиқилган ва нусхалаштиришга тавсия этилган.

Тузувчи: т.ф.н. доцент Б.К. Мирзаахмедов

Такризчилар Кимё фанлари номзоди, доцент
М.М.Хафизов
Кимё фанлари доктори, проф.
Т.А. Азизов

МАЪРУЗА 1

КИРИШ

КИМЁ ФАНИНИНГ АСОСИЙ ТУШУНЧАЛАРИ ВА КОНУНЛАРИ (Атом молекуляр таълимот асослари)

РЕЖА:

1. Кимё фани нимани ургатади, унинг вазифалари, ахамияти.
2. Кимё фанининг асосий тушуналари: оддий ва мураккаб модда, атом, молекула, элемент, абсолют атом масса, молекуляр масса, масса атом бирлиги (м.а.б), нисбий атом масса, нисбий молекуляр масса, модда микдори (моль). Авогадро сони.
3. Кимё фанининг асосий конунлари.
 - а) Массанинг сакланиш конуни.
 - б) Таркибнинг доимийлик конуни.
 - в) Эквивалент ва эквивалентлар конуни.
 - г) Каррали нисбатлар конуни.
 - д) Хажмий нисбатлар конуни.
 - е) Авогадро сони.

I. Фанлар 2 тоифага булинади.

1. Табиий - химия, физика, математика, география, биология.
2. Гуманитар - ноаник тарих, адабиёт, маданият.

Атроифимизни ураб олган моддий дунё жисмлардан ташкил топган. Улар катта кичиклиги, ранги, массаси, шакли ва бошка белгилари билан фарк килади. Жисмларнинг турли хил хоссаларга эга булиши энг аввало уларнинг таркибига боғлиқ.

Жисмларни айни бир шароитда узгармас физикавий хоссаларга эга булган хар кайси тури, масалан: Мис, кумуш, темир, водород, симоб ва бошкалар химияда модда деб аталади.

Кимё фани моддаларнинг бир турдан иккинчи турга утишидаги узгаришларни, хосил булиш шартларини урганади. Д.И. Менделеев жадвалидаги 107 элемент унинг объектидир.

Моддаларнинг бошка моддаларга айланиши кимёвий жараён деб аталади. Химия фани ана шундай жараёнларни текширади. Бинобарин, кимё фани моддаларнинг такиби. Тузилиши, хоссалари, уларнинг бошка моддаларга айланиши ва бу вақтда содир буладиган узгаришлар хақидаги фандир.

II. Асосий тушунчалар.

1. Атом - мусбат зарядли ядро ва унинг атрофида айланиб юривчи манфий зарядли электронлардан таркиб топган электронейтрал зарра-

чадир. Атом химиявий жихатдан булинмайди ва оддий модда хоссасини узида саклаб колувчи энг кичик заррачадир.

2. Бир хил атомлар туплами элемент дейилади.

3. Оддий модда - O_2, O_3 , С - графит, С - аллюс, С - карбит тузилиши хар хил атомлар сони ёки кристал панжара тузилиши билан фарк килади.

Мураккаб модда - 2 ва ундан ортик элемент атомларидан ташкил топган модда - $H_2O, H_2SO_4, NaCl$.

4. Молекула - модданинг хоссасини саклаб колувчи энг кичик заррача. Барча мураккаб моддалар молекулалардан тузилган, H_2O, H_2SO_4 .

Молекула химиявий жихатдан булиниши мумкин.

$H_2O, H_2SO_4, NaCl$ - ташки таъсир натижасида парчалаш. Буни химиявий реакция дейилади. Унинг турлари мактаб курсида урганилган: бирикиш, парчаланиш, ажралиш, урин алмашиш реакциялари.

5. Абсолют атом масса. М:

H - $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг

O - $2,66 \cdot 10^{-27}$ кг

C - $1,99 \cdot 10^{-26}$ кг

Бу модда кичик сон ва нокулай шунинг учун масса атом бирлиги ишлатилади.

6. Бу халкаро бирлик. Углерод изотопи массасининг 12 дан 1 кисми кабул килинган 1/12.

7. Нисбий атом массаси (релатив relativ) Ar

$$A_{r(H)} = 1,674 \cdot 10^{-27} / 12 \cdot 1,99 \cdot 10^{-26}$$

Нисбий молекуляр масса - молекула таркибига кирувчи атомлар нисбий массалари йигиндиси тенг. Масалан: $NH_3 = M_r(NH_3) = 14 + 1 \cdot 3 = 17$.

8. Модда микдори - улчов бирлиги сифатида - грамм - молекула (моль) - модданинг молекуляр огирлигига сон жихатидан тенг булиб, грамм хисобида ифодаланган массаси.

$$H_2 = 2. \quad O_2 = 32. \quad H_2O = 18.$$

Грамм-атом - элементнинг атом огирлиги тенг булиб, грамм хисобида ифодаланган микдори $H = 1, \quad O = 16$.

9. Авогадро сони. $6,02 \cdot 10^{23}$ хар кандай элементнинг 1 грамм- молекуладаги молекулалар сони.

Авогадро конуни: Бир хил шароитда (P,t) баровар хажмда олинган турли газларнинг молекулалар сони бир-бириникига тенг булади.

Гей-Люссак хажми нисбатлар конуни: Химиявий реакцияга кирувчи газларнинг хажмлари узаро ва реакция натижасида хосил буладиган газларнинг хажмлари билан оддий бутун сонлар нисбатида булади.

Кимё фанининг асосий қонунлари.

1. Массанинг сақланиш қонуни М.В. Ломоносов томонидан кашф этилган: “Реакцияга кирган моддаларнинг массаси реакция натижасида ҳосил бўлган моддаларнинг массасига ҳамма вақт тенг”.

2. Таркибнинг доимийлик қонуни: Ҳар қандай химиявий тоза бирикма қайси ерда ва қандай усулда олинмасин, унинг таркиби узгармайди.

“Мураккаб модда ҳосил бўлишида элементлар бир-бири билан ҳамма вақт маълум оғирлик нисбатда бирикади” Мс: H_2O - 89% O_2 ва 11% H_2 . 100°C музлайди 100°C қайнайди.

3. Эквивалентлар қонуни: Элементнинг 8 оғирлик қисм қислород ва 1 оғирлик қисм водород билан бирикадиган ёки бирикмаларда шунча қислород ёки водород урнини оладиган модда микдори шу элементнинг эквиваленти деб аталади. Реакцияга киришувчи моддалар массаси шу модданинг химиявий эквивалентига пропорционалдир.

$$\text{ш}_1 \text{Э}_1 = \text{ш}_2 \text{Э}_2 \quad \text{ш}_1/\text{ш}_2 = \text{Э}_1/\text{Э}_2$$

$$\text{Э}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98:3 = 32,67 \text{ г/моль}$$

$$\text{Э}_{\text{Mg}(\text{OH})_3} = 58:2 = 29 \text{ г/моль}$$

$\text{ш}_1 \text{Э}_1$ - эквивалентни маълум элементни массаси ва эквивалент

$$\text{Э}_{\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3} = 234:6 = 39 \text{ г/моль}$$

$\text{ш}_2 \text{Э}_2$ - эквиваленти топиш керак бўлган элементнинг массаси ва эквиваленти.

$$\text{Э}_2 = \text{ш}_2 \text{Э}_1 / \text{ш}_1$$

4. Каррали нисбатлар қонуни: Ш. Дальтон кашф этган. Агар икки элемент узаро бириқиб, бир неча химиявий бирикма ҳосил қилса, элементлардан бирининг шу бирикмадаги иккинчи элементнинг бир хил оғирлик микорига тугри келадиган оғирлик микдорлари узаро оддий ва бутун сонлар нисбати каби нисбатда бўлади.

	Н	О
сув	1,008	8,00
H_2O_2	1,008	16,000

5. Гей-Люссак ҳажмий нисбатлар қонун очган бир хил босим босим, бир хил температурада узгармас шароитда реакцияга киришадиган газларнинг ҳажмлари бир - бирига ва реакцияда содир бўладиган газларнинг ҳажмларига бутун сонлар нисбати каби нисбатда бўлади.

$$1 \text{ ҳажм Н} \quad 1 \text{ ҳажм} \quad \text{Cl} = 2 \text{ ҳажм HCl}$$

$$2 \text{ ҳажм Н} \quad 1 \text{ ҳажм} \quad \text{O} = 2 \text{ ҳажм H}_2\text{O} \text{ буги.}$$

6. Авогадро қонуни. Бир хил шароитда (бир хил Р, бир хил t да) тенг ҳажмда газларнинг молекулалар сони тенг бўлади.



Оддий моддаларда валентлиги узгармайдиган элементларнинг эквивалентлари доимийдир. Валентлиги узгарувчан элементларнинг эквиваленти узгарувчан катталиқдир.

Масалан:



$$\text{Эквивалент} = \frac{\text{атом огирлик}}{\text{валентлик}}$$

Мураккаб моддаларда - кислота, асос, тузлар масалан кислоталарда.

$$\text{Кислота эквивалент} = \frac{\text{Молекуляр огирлик}}{\text{Кислотани асослиги}}$$

$$\text{Э}_{H_3PO_4} = \frac{M_{H_3PO_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,67$$

$$\text{Э}_{H_2SO_4} = \frac{98}{2} = 49$$

$$\text{Э}_{HNO_3} = \frac{63}{1} = 63$$

$$\text{Асоснинг эквиваленти} = \frac{\text{Молекуляр огирлик}}{\text{Кислотани асослиги}}$$

$$\text{Э}_{Fe(OH)_3} = \frac{M_{Fe(OH)_3}}{3} = \frac{107}{3} = 35,67$$

$$\text{Э}_{Ca(OH)_2} = \frac{74}{2} = 37$$

$$Э_{\text{NaOH}} = \frac{40}{1} = 40$$

$$\text{Тузларни эквиваленти} = \frac{\text{Молекуляр огирлик}}{\text{метал валентлик} * \text{металл атомининг сони}}$$

$$Э_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \quad 142}{1*2 \quad 2} = \frac{142}{2} = 71$$

1) Молекуляр огирликни хисоблаш

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1*2 + 32 + 16*4 = 98$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 1*2 + 16 = 18$$

2) Модданинг % ифодаланган таркибни хисоблаш.

Молекуляр огирликни хисоблаб - 100% олинг.

Хар кайси элементни - X%

Ms: H₂SO₄ да M_{H₂SO₄} = 98

$$98 \quad - \quad 100$$

$$2 \quad - \quad X$$

$$X = 2*100/98 = 2,04\% \text{H}_2$$

$$98 - 100$$

$$32 - XX = 32*100/98 = 32,65 \% S$$

$$98 - 100$$

$$64 - XX = 64*100/98 = 65,3 \% \text{O}_2 \text{ ёки}$$

$$\text{CO} - (M_{\text{H}_2} + M_{\text{S}}) = 100 - (2,04 + 32,65) = 65,31 \% \text{O}_2$$

МАЪРУЗА 2

АНОРГАНИК БИРИКМАЛАРНИНГ СИНФЛАРИ

- РЕЖА:** 1. Оксидлар олиниши хоссалари, турлари.
2. Кислоталар ва асосларнинг олиниши ва хоссалари.
3. Тузларнинг олиниши ва хоссалари.

Химиявий моддалар шартли равишда икки синфга булинади: анорганмик ва органик моддалар. Органик моддаларга углероднинг бирикмалари киритилади. Бу моддаларнинг таркибида углерод ва водород булиши шарт.

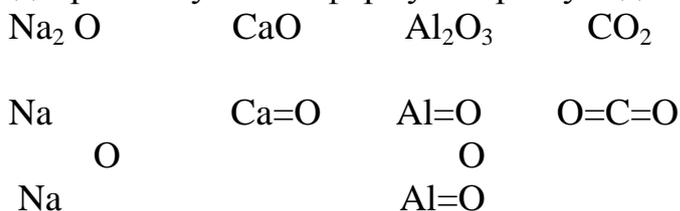
Анорганмик моддаларга углероддан ташкари барча элементларнинг бирикмалари киради. Углероднинг кислороди ва бошка элементлар билан хосил килган айрим бирикмалари хам анорганмик бирикмаларга киритилади.

Моддаларнинг хоссаларини урганишни осонлаштириш мақсадида, анорганмик бирикмаларнинг хаммаси 4 синфга: оксидлар, кислоталар, асослар ва тузларга булинади.

1. Оксидлар

Оксидлар табиатда энг кенг таркалган мураккаб мооддалардан хисобланади. Уларнинг таркиби икки элементдан ташкил топган булиб, бири кислороддан иборат. Кислороднинг барча элементлар билан хосил килган бирикмалари оксидлар деб аталади. H_2O , Al_2O_3 , SO_3 , N_2O_5 .

Тузилиш формулалари модда молекуласининг кандай элементларнинг атомидан тузилганлигини курсатиш билан бирга, бу атомларнинг узаро кандай боғланганлигини хам ифода килади. Оксидларнинг структура формуласини езиш учун, оксид таркибидаги элементлар атомининг оксидланиш даражасини аниклаш зарур. Айрим оксидларнинг тузилиш формулалари куйидаги курунишда булади:

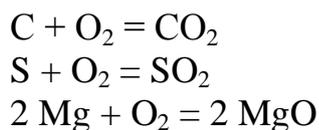


Валентлик боғланишлари чизикчалар билан курсатилади.

Оксидларнинг олиниши.

Оксидлар куйидаги усуллар билан олинади.

1. Оддий моддаларни ёндириш:



2. Тузларни киздириш



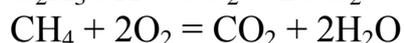
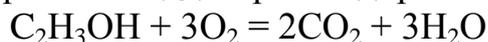
3. Асосларни киздириш $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$



4. Кислоталарни киздириш



5. Мураккаб моддаларни ёндириш

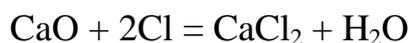


Оксидлар одатдаги шароитда 3 агрегат ҳолатда газ (CO , CO_2) суюқ (Na_2O_4), каттик (SiO_2) ҳолатда бўлиши мумкин.

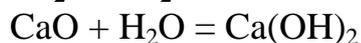
Оксидлар химиявий хоссаларининг хилма - хиллигига кура турт группага: асосли оксидлар, кислотали, амфотер, бетараф оксидларга бўлинади.

1. Асосли оксидлар.

Кислоталар билан реакцияга киришиб, туз ва сув ҳосил қилувчи металл оксидлари асосли оксидлар деб аталади. (Na_2O , Ag_2O , MgO , CaO , MnO).



Ишқорий металллар (Na , K), ишқорий ер металллар (Ca , Ba) асослар ҳосил қилади.



Оксидларнинг номи шу металл номига оксид сузини қушиш йули билан ҳосил қилинади.

Na_2O - Na оксид, CaO - Ca оксид, Al_2O_3 - Al оксид. Узгарувчан валентли металллар бир неча оксид ҳосил қила олад. FeO - темир (II) оксид, Fe_2O_3 - темир (III) оксид, Cu_2O - мис (I) оксид, CuO - мис (II) оксид. Асосли оксидлар ишқорлар билан реакцияга киришмайди.

Оксидларнинг номланиши.

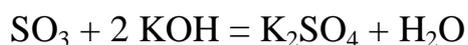
Металл узгармас валентликка эга бўлиб, фақат битта оксид ҳосил қилса, оксиднинг номи металл номига «оксид» сузи қушиб ҳосил қилинади.

Na₂O-натрий оксид; CaO – кальций оксид

Узгарувчан валентли металллар бир неча оксид хосил кила олади. Бундай оксидларнинг номларини хосил қилиш учун металл номидан кейин кавслар ичида шу металнинг валентлиги курсатилади да сунгра оксид сузи ёзилади. Масалан: темир (III)-оксид Fe₂O₃, Мис (I) –оксид Cu₂O, Мис (II)-оксид CuO.

2. Кислотали оксидлар.

Металларнинг ишкорлар билан реакцияга киришиб туз ва сув хосил қиувчи оксидлар кислотали оксидлар деб аталади.



Кислотали оксидлар кислоталар билан реакцияга киришмайди. Кислотали оксидларнинг баъзилари сув билан бирикиб, кислота хосил қилади, шунга кура уларни тегишли кислоталарнинг ангидридлар деб аташ мумкин.

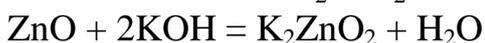
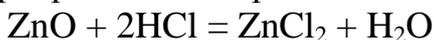


SO₃ - сульфат ангидрид

N₂O₅ - нитрат ангидрид.

3. Амфотер оксидлар.

Хам асосли, хам кислотали оксид хоссасига эга булган оксидлар амфотер оксидлар деб аталади. Амфотер оксидлар кислоталар билан хам, ишкорлар билан хам реакцияга киришиб туз ва сув хосил қилади.



Узгарувчан валентли металл оксидларининг характери металлларнинг валентлигига боғлиқ. Масалан

Марганец (II) оксид MnO - асосли

Марганец (IV) оксид MnO₂ - амфотер

Марганец (VII) оксид Mn₂O₇ - кислотали оксид.

Юқоридагилар туз хосил қила олгани учун туз хосил қилувчи оксидлар деб хам аталади.

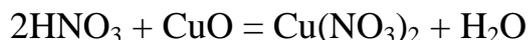
4. Бетараф оксидлар.

Кислоталар билан хам, ишкорлар билан хам реакция киришмайдиган ва гидратлар хосил қилмайдиган оксидлар бетараф оксидлар дейилади. Бунга N₂O азот (I) оксиди, NO азот (II) оксиди мисол була олади.

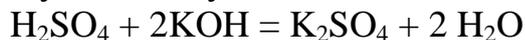
2. Кислоталар.

Таркибида кислота қолдиги ва металлларга алмашина оладиган водород атомлари булган мураккаб бирикмалар кислоталар деб аталади.

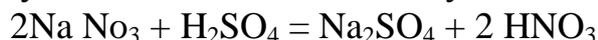
3) Кислоталар билан асосли оксидларнинг узаро таъсири.
Туз ва сув хосил булади.



4) Кислоталар билан ишкорларнинг узаро таъсири.
Туз ва сув хосил булади.



5) Кислоталар билан тузларнинг узаро таъсири.
Янги туз ва янги кислота хосил булади.



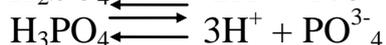
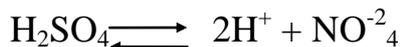
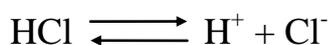
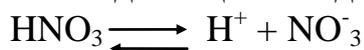
6) Киздиришнинг кислоталарга таъсири.

Кислородли кислоталар киздирилганда кислота ангидриди ва сув хосил булади



7) Кислоталарнинг диссоцияланиши.

Сувда эрийтилганда кислота молекулалари H^+ катиони ва OH^- кислота колдиги анионига диссоцияланади.



3. Асослар.

Асосли оксидларнинг гидратлари асослар деб аталади. Сувда яхши эрийдиган асослар, KOH , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ишкорлар деб аталади.

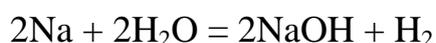
Асосларнинг купчилиги сувда эримади.



NH_4OH да NH_4^+ металл каби намоён булади.

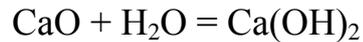
Олиниши.

1. Ишкорий ва ишкорий-ер металллар Na , K , Ca , Ba , нинг сувга таъсири натижасида ишкор хосил булади ва эркин холда H_2 ажралиб чикади:

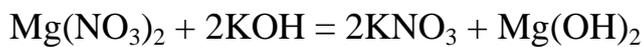
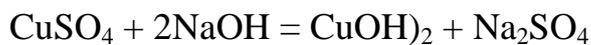




2. Ишкорий ва ишкорий - ер металллар оксидларининг сувга таъсири натижасида ишкор хосил булади.



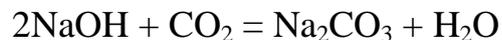
3. Сувда эрмайдиган асослар олиш учун ишкорлар огир металлларнинг сувда эрийдиган тузларига таъсир эттирилади.



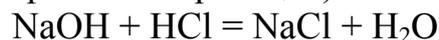
Асосларнинг умумий хоссалари

1. Индикаторларга таъсир этиб, кизил лакмусни кукартиради, метилоранжни сарик тусга, фенолфталинни пушти рангга киритади.

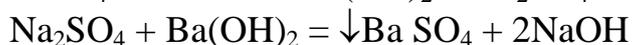
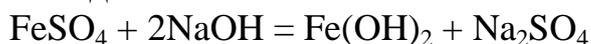
2. Асослар кислотали оксидлар билан узаро таъсир этиб туз ва сув хосил килади.



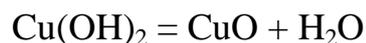
3. Асослар кислоталар билан узаро таъсир этиб туз ва сув хосил килади (нейтралланиш реакция).



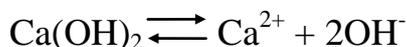
4. Ишкорлар тузлар билан узаро таъсир этиб янги туз ва янги асос хосил килади.



5. Сувда эрмайдиган асослар киздирилганда сув ва металл оксиди хосил булади.



6. Сувда эрийдиган асослар диссоцияланиб, + металл катионини ва - гидроксил анионига диссоцияланади:

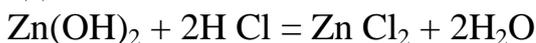


Амфотер гидроксидлар.

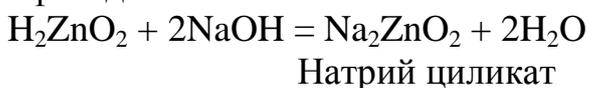
Хам кислоталар билан хам ишкорлар билан реакцияга киришиб туз ва сув хосил килувчи гидроксидлар амфотер гидроксидлар деб аталади. $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$: Буларни хам кислота, хам асос холида ёзиш мумкин.



1. Кислоталар билан узаро таъсир этиб, туз ва сув хосил килиб асос сифатида



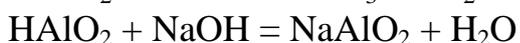
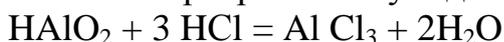
2. Ишкорлар билан узаро таъсир этиб, туз ва сув хосил килиб, кислота сифатида



3. Уч валентли амфотер гидроксидлар $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ 1 молекула сувни осон ажратиб чиқаради:



Кислота ва ишкорлар билан куйидагича реакцияга киришади



4. Тузлар

Кислота таркибидаги водород атомларининг металл атомларига тула ёки қисман алмашиниши натижасида хосил булган мураккаб моддалар тузлар деб аталади.

Тузлар:

1. Нормал ёки урта.
2. Нордон.
3. Кушалок.
4. Асосли.
5. Комплекс тузларга булинади.

Нормал тузлар

Кислота таркибида булган ва металлга алмашина оладиган барча водород атомларининг металлга алмашиниши натижасида хосил булган бирикмалар нормал ёки урта тузлар дейилади. Мс: Na_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

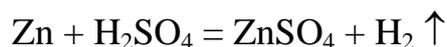
Таркибидаги водород атомларининг икки хил металлга алмашиниши натижасида кушалок тузлар хосил булади: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

Тузларнинг номи металл номи ёнига тегишли кислота номини кушиб хосил килинади.

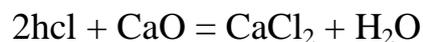
Na_2SO_4 - натрий сульфит
 CH_3COONa - натрий ацетит
 CuSO_4 - мис сульфит.

Нормал тузларнинг олинishi

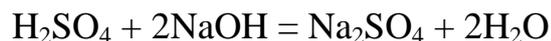
1. Металларнинг кислоталар билан узаро таъсири (кислота таркибидаги водородни металл сиқиб чиқаради ва туз хосил булади. Бунда активлик каторини эсдан чиқармаслик керак).



2. Кислота билан асосли оксиднинг узаро таъсири

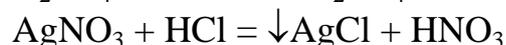


3. Кислота билан асоснинг узаро таъсири



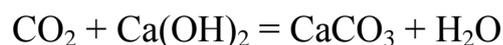
нейтралланиш реакцияси

4. Кислота билан тузнинг узаро таъсири

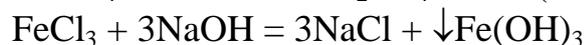


Бунда учувчан кислота ёки чуқма хосил булиши керак.

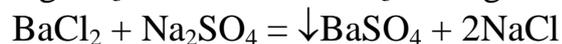
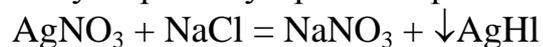
5. Кислота ангидриди билан асоснинг узаро таъсири



6. Оғир металл тузининг ишқор билан таъсири



7. Баъзи тузларнинг узаро таъсири:



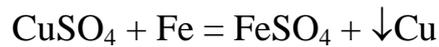
8. Кислота ангидриди билан асосли оксиднинг узаро таъсири.



9. Металлар билан металлоидларнинг таъсири



10. Туз эритмаси билан металлнинг таъсири



Нордон тузлар

Қуп асосли кислота таркибидаги водород атомларининг металл атомларига қисман алмашилиши натижасида ҳосил булган модда нордон туз деб аталади. NaHSO_4 , K_2HPO_4 .

Нордон туз номи олдида гидро ёки би сузи кушилад. KHSO_4 - калий бисульфат ёки калий гидросульфат.

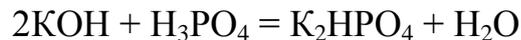
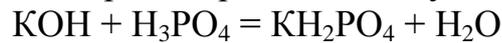
Бир асосли кислоталарнинг (HCl , HNO_3 , CH_3COOH) нордон тузлари булмайди.

Икки асосли кислоталар фақат бир хил (KHSO_4 , NaHSO_4) нордон туз хоси қилади.

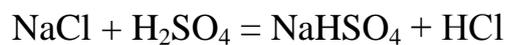
Уч асосли кислоталар (H_3PO_4 , H_3AlO_3) икки хил бирламчи (NaH_2PO_4) ва иккиламчи ($\text{Na}_2\text{H}_3\text{PO}_4$) нордон туз ҳосил қилади.

Олиниши.

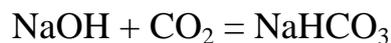
1. Оз микдор ишкорга икки ёки уч асосли кислота таъсир эттириш:



2. Тузларга икки ёки уч асосли кислота таъсир эттирилганда



3. Камрок микдор ишкорга икки ёки уч асосли кислота ангидриди таъсир эттириш усули

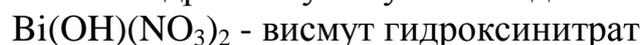


Агар нордон туз эритмасига индикаторлар таъсир эттирилса кислоталарга хос хусусиятга эга булгани учун индикаторлар рангини кислота каби узгартиради.

Асосли тузлар

Асосли тузлар таркибида металл ва кислота қолдигидан ташқари гидроксил группа ҳам булади. Икки ёки уч валентли металл гидроксидларининг гидроксил группаларини қисман кислота қолдигига алмаштириш натижасида асосли тузлар ҳосил булади. $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.

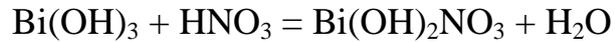
Номланиши. гидроксид сузи қулланилади.



агар 2 та OH $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ - висмут дигидроксинитрат.

Олиниши.

1. Икки ёки уч валентли металл гидроксига камрок микдор кислота таъсир эттириш



2. Икки ёки уч валентли металл тузлари эритмасига камрок микдор ишкор таъсир эттириб



Асосли тузни нормал тузга айлангириш учун асосли туз эритмасига шу туз таркибидаги кислота колдигига эга булган кислота таъсир эттириш керак.



МАЪРУЗА 3

АТОМЛАРНИНГ ЭЛЕКТРОН ТУЗИЛИШИ.

- Режа: 1. Атомларнинг тузилиши ва элементларнинг даврий системаси**
2. Атомлар электрон каватларининг тузилиши ва элементларнинг кимёвий хоссалари
3. Ионланиш энергияси, электронга мойиллик ва электроманфийлик

Атомнинг хар бир энергетик каватида (погонада) жойлашуви мумкин булган электронларнинг максимал сони $N = 2 n^2$ билан ифодаланишини юкорида куриб чиккан эдик.

бунда n - кават номери.

Энди атомларнинг электрон тузилишини куриб чикамиз.

n 1 2 3 4 5 6 7
 K L M N O P Q

Биринчи энергетик каватда $N = 2 \cdot 1^2 = 2$ уни ортик электрон булиши мумкин эмас. Шунинг учун водородни (H) $1s^1$, гелийда эса (He) $1s^2$ яъни H атом ядроси заряди +1, гелийники +2 га тенг.

Даврий системанинг учинчи элементи Li $1s^2 2s^1$ 1 каватида 2 та электрон булиб, у тугалланган кават K, учинчи электрони L - 2 каватда жойлашган. Бу каватда жойлашуви мумкин булган электронлар сони

$$N = 2 \cdot 2^2 = 8$$

Демак, литийда Li тугалланмаган кават бор. У баркарор холатга келиши учун 7 та электрон кабул килиб олиши ёки битта электронни бериши керак. Битта электрон бериш 7 та электрон кабул килишга караганда осон булгани учун, Li сиртки каватдаги 1 та электронни бериб мусбат ионга айланади. 4 элемент берилий Be $1s^2 2s^2$ ($Z=4$).

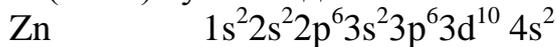
Бор атомида ($Z=5$) $1s^2 2s^2 2p^1$ кейинги элементларда p - погонача тулади. Ne (неон) - $1s^2 2s^2 2p^6$ ($Z=10$).

Шундай килиб, биринчи давр элементлари атомида давр элементлари атомида 3 та электрон кават булади ва хоказо. Хар кайси даврда элементлар тартиб номери ортиши билан улар атомларининг радиуси катталашади, электронларнинг ядрога тортилиш кучи камайиб боради. Даврий системада чапдан унга томон элементларнинг метал хоссалари сусайиб, металмаслик хоссалари кучаяди.

Учинчи давр Na($Z=11$) дан бошланади $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ учинчи каватнинг тулиши аргонда Ar тугалланади $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Туртинчи давр	K($Z=19$)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
	Ca($Z=20$)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
скандий	Sc($Z=21$)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

Скандий элементидан бошлаб 3d - погоначанинг тулик бошланади. 3d погоначанинг 5 та орбитасини 10 та электрон эгаллаши мумкин, бу рухгача (Z=30) кузатилади.



Кейинги элементларда 4 давр охиригача 4 p погонача тулиб боради ва криптонда Kr(Z=36) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ тугайди.

Тартиб номери 21 дан то 30 гача (скандийдан рухгача) элементлар оралик металлар. жумласига киради. Кейинги даврларда иттрийдан (Z=37) кадмийгача (Z=48), Лантандан (Z=57) симобгача (Z=87) лар киради. Бунда d - элементлар деб хам аталади.

Бешинчи давр рубийдан Rb(Z=37) бошланиб ксенон Xe (Z=54) билан тугайди. Бу давр элементларида хам 4 даврдаги ходиса юз беради. 5s погоначанинг энергияси 4d ва 4f погоначалар энергиясидан кичик булганлиги сабабли рубидий ва стронций атомларида аввал 5s погонача электрон билан тулади. Иттрийдан бошлаб электронлар 4d погоначага жойлашади. 5 даврда хам 18 та элемент бор.

Олтинчи давр элементларида 32 та элемент бор. Цезий (Z=53), барий (Z=56) да 6s погонача тулади. Лантанда (Z=57) 5d погоначага электрон утади, шундан кейин бу погоначанинг тулиши тухтаб, 4f - погонача тула бошлайди, бу погоначанинг 7 та орбиталини 14 электрон эгаллаши мумкин.

Еттинчи давр энергетик погоналарнинг тулиши 6 даврга ухшаш булади. Франций (Z=87) ва Радий (Z=88) да 7s погонача тулгандан кейин актиний (Z=89) нинг электрони 6d погоначага утади, ундан кейин 5f - погонача 14 электрон билан тула бошлайди. Z=104 Курчатовийда ва Z=105 да 6d погонача тула бошлайди.

Кайси погонага электронлар билан тулишига караб, барча элементлар оилага булинади.

1. Атомларида ташки погоначанинг s - погоначаси электронлар билан туладиган элементлар s - элементлар дейилади.

Уларга I ва II группанинг асосий группаларидаги элементлар, шунингдек (H) ва (He) киради.

2. Атомларида ташки погонанинг p - погоначаси электрон билан туладиган элементлар p - элементлар дейилади. Булар III - VII группаларнинг асосий группачаларидаги элементлардир.

3. Атомларида ташкаридан иккинчи погонанинг d погоначаси электронлар билан туладиган, ташки погонасида эса битта ёки иккита электрон коладиган элементлар d - элементлар дейилади. Уларга I - VIII группаларнинг кушимча группачаларидаги элементлар киради.

4. Атомларида ташкаридан учинчи погонанинг f погоначаси электронлар билан туладиган, ташки погоначасида эса иккита электрон коладиган элементлар f - элементлар дейилади. Булар лантаноид ва актиноидлардир.

Шундай килиб, элементларнинг даврий хоссалари улар атомларининг электрон конфигурацияси билан ва биринчи навбатда ташки энергетик погоначалардаги электронлар сонига боғлиқ. Ташки электрон конфигурациялар даврий равишда такрорланиши сабабли элементларнинг хоссалари ҳам даврий равишда такрорланади.

Атомнинг тузилиши хақидаги тасаввурлар даврий конуннинг физик мохиятини очиб берди. Элементларнинг хоссари даврий равишда узгаришининг сабабини талкин қилишга имкон берди, элементларнинг даврий системада жойлашиши уларнинг химиявий хоссаларига боғлиқлиги аниқланди. Элементларнинг тартиб номери айна элемент атом ядросининг мусбат зарядига тенг.

Шундан кейин даврий конун қуйидагича таърифланди.

Оддий моддаларнинг (элементларининг) хоссалари, шунингдек, элементлар бирикмаларининг шакл ва хоссалар элементларининг атом яролари заряди билан даврий равишда боғлиқдир.

Даврий системада бир элементдан иккинчи элементга утишда атом ядросининг мусбат заряди ва электронлар сони биттадан ортади. Асосий группача элементларида ортиб бораётган электронлар сиртки погоначага, жойлашади, қушимча группача элементларида эса сирткидан олдинги погоначага жойлашади.

Бир-бирига ухшаш элементларнинг сиртки ва сирткидан олдинги каватларида электронларнинг жойлашиши ҳам бир-бирига ухшаш булади.

Элементлар хоссаларининг даврий равишда узгариши - атомда электронларнинг кетма-кет жойлашиши ва ҳар қайси каватда маълум сондаги электронлар булишидан келиб чиқади.

Элементлар хоссаларининг шу элементлар атомларининг тузилишига боғлиқлиги.

Асосий группа элементлари атомининг ядродан энг узокда турган сиртки каватининг S ва P электронлари, қушимча группача элементларининг сиртки каватининг қисман d - электронлари валент электронлар дейилади, чунки улар химиявий реакция вақтида боғ ҳосил қилишда иштирок этади. Валент электронлар сони, одатда асосий группачаларда шу элемент жойлашган группа номерига тенг булади. Атомларнинг электрон йукотиши ёки бириктириб олиши натижасида ҳосил буладиган заррачалар ионлар дейилади.

Атомлар электрон йукотганда мусбат зарядли ионлар ҳосил булади. Ядродаги мусбат зарядлар сони қолган электронларнинг манфий зарядлари йигиндисидан қул булади, бунда атом берган электронлар сонига тенг мусбат валентлик намоён қилади.

Электронлар бириктириб олган атомлар, манфий зарядли ионларга айланади, бунда атом нечта электрон бириктириб олган булса, шунча манфий валентли булади.

Металл атомлари электрон беради, металмаслар атомлари эса электрон бириктириб олади. Атомларнинг электрон бериши ёки бириктириб олиши вақтида энергия ютилади ёки ажралиб чиқади. Атомдан электронни ажратиб олиш ва уни ядро таъсир этадиган зонадан узоклаштириш учун зарур булган энергия микдори **ионланиш энергияси** дейилади. Инерт газлар атомларининг ионланиш энергияси киймати энг катта, ишкорий металллар атомлариники эса энг кичик.

Ионланиш энергиясининг катта-кичиклиги, ядро заряди ва атом радиусига боғлиқ бу радиус энг сиртки каватдаги электрон кават билан ядро орасидаги масофага тенг. Атомнинг радиуси канча катта булса, электрон ядрога шунча кучсиз тортилади ва ионланиш энергияси кичик булади. Яъни ионланиш энергияси элементнинг металиклик хоссалари улчовидир. Аксинча, атомнинг электрон бириктириб олишида ажралиб чиқадиган энергия **электронга мойиллик** деб аталади ва элементнинг металлоидлик хоссаси улчови була олади.

Ионланиш энергияси билан электронли мойилликнинг арифметик йигиндиси **электроманфийлик** деб аталади. Элементнинг электроманфийлиги канча катта булса, унинг металмаслик хоссалари шунча кичик, металик хоссалари кичик булади.

Элементларнинг химиявий хоссалари улар атомларининг электрон каватлари тузилишига боғлиқ. Атомларнинг электрон каватлари бир хил тузилган элементларнинг химиявий хоссалари бир-бирига ухшаш булади.

Биринчи гурппа элементлари атомларининг тузилиши бир-бири билан солиштирилганда, юкоридан пастга томон атомларда квант каватлар сони ортиб боради, атомлар радиуси катталашиб, ионланиш энергияси камаяди, яъни литийдан, франций томон металик хоссалари ортади, бу электрон бериш хусусиятининг ортишидандир.

Еттинчи гурппа элементларида юкоридан пастга томон атом радиуси катталашиб, электронга мойиллик камайиб боради, яъни металмаслик хоссалари кучсизланиб боради.

Электронларнинг кайси атомга томон силжиши тугрисидаги масалани хал этишда куйидаги коидаларга амал килиш керак:

1. Даврий системанинг айни давридаги элементлардан хосил булган бирикмаларда электронлар чапрокда турган элементдан унгротда турган элементга томон силжийди.

2. Даврий системанинг асосий гурппачаларида турадиган элементлардан хосил булган бирикмаларда электронлар пастда турган элементдан юкорида турган элементга томон силжийди SO_2 S - 0.

3. Агар иккита бир хил атом бевосита бириккан булса, улар орасидаги боғланиш узилганда электронлар иккала атом уртасида баб-баровар булинади.

4. Кислород (фтордан бошка) барча бирикмаларида хамма вақт манфий валентлик намоён килади.

5. Водород металлоидлар билан хосил килган бирикмаларида мусбат валентликка эга булади.

Олтингугурт (II) хлоридда SCl_2 электронлар S дан Cl га томон силжиган булади, чунки хлор бу даврда S дан унгротда туради, Cl атоми ядросининг заряди S атоми ядросининг зарядидан 1 та ортик. Хлорнинг хар бир атомига хаммаси булиб битта электрон бирикиши мумкин. Шунинг учун, умумий электронларнинг хаммаси S дан Cl га утганда S атоми S^{++} ионга, SCl_2 да S валентлиги +2, Cl ники -1 га тенг.

Фосфор (5) сульфидда P_2S_5 электронлар P дан S томон силжиган булади, чунки S унгротда жойлашган. S нинг хар кайси атоми у электрон бириктириб олгандан 4 S^- ионига айланади. Фосфорнинг икки атоми 10 та электрон бериб, беш зарядли мусбат P^{+5} ионларини хосил килади. Шундай килиб, P_2S_5 да S нинг валентлиги -2 га, P нинг валентлиги эса +5 га тенг.

Сульфат ангидрид SO_3 да электронлар 0 га томон силжиган булади, чунки 0 даврий системанинг 6 даврида S дан юкорида туради. Агар валент электронларининг хаммаси S дан 0 га утса, 0 нинг хар кайси атоми икки-тадан электрон бириктириб олиб, 0^- ионига айланади, S дан эса олтига электрон кетади. Демак, SO_3 да S нинг валентлиги +6, O ники -2 га тенг.

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ - бура- борнинг валентлиги нечага тенг.

Na = +1 O = -2 маълум, B - ?

$$2(+1) + 4x + 7(-2) = 0$$

$$2 + 4x - 14 = 0$$

$$4x = 12$$

$$x = +3$$

B валентлиги +3

$$\text{H}_3\text{PO}_4 \text{ да } 3(+1) + x + 4(-2) = 0$$

$$3 + x - 8 = 0$$

$$x = 5$$

P валентлиги +5.

Д.И. Менделеевнинг элементлар даврий системаси

Д.И. Менделеев узи кашф этган даврий конун асосида элементлар даврий системасини тузганлигини айтиб утган эдик. Бу система давр (-7та) ва группаларга (-8) булинади. Даврлар еттита - 3 та кичик ва 4 та катта давр. Кичик даврлар - 1,2, 3; катта даврлар - 4,5, 6, 7. 7 давр тугалланмаган давр. Хар кайси катта давр иккита горизонтал катордан - жуфт ва ток каторларан иборат. I даврда - 2 элемент, II - III - 8 тадан, IV - V - 18 тадан VI -32 та, VII - тугалланмаган - 19 та элемент бор.

Биринчи даврдан ташкари хар кайси давр ишкорий металлдан бошланиб, инерт элемент билан тугайди. Хар кайси даврда атом массасининг ортиб бориши билан (чапдан унга) металлик хоссалари сусайиб, металл-маслик хоссалари кучаяди.

Катта даврларнинг жуфт каторларида асосан металллар жойлашган. Катта даврлардаги атомлар асосан валентликларига (оксидланиш аражасига) караб икки каторга ажратилган. Даврларда бир элементдан иккинчи элеменга утганда, энг актив металмас (фтор ёки кислородга) нис-

батан валентлик бир бирликка ортади. II ва III давр элементларида ҳам валентлик шундай узгаради.

VI даврнинг жуфт каторида жойлашган элементларнинг кислородга нисбатан энг юкори валентлиги бирдан (калийан) еттигача (марганецда) ортиб боради. Кейин эса камаяди. VIII группа элементларининг баъзиларининг кислородга нисбатан энг юкори валентлиги олтига тенг.

II ва III давр элементлари типик металллар IV даврда скандийан рухгача оралик металллардир. Кейинги катта даврларда элементларнинг хоссалари юкоридаги даврлардаги каби узгаради.

Кичик давр элементлари типик элементларини уз ичига олувчи группачалар асосий группачалар, оралик элементлар жойлашган группачалар кушимча группачалар деб аталади.

Мисол тарикасида VII группани куриб чикамиз. Бу группанинг асосий группачасига типик элементлар F, Cl, Br, I, At жойлашган. Кушимча группачаси - оралик металллар Nn, Te, Re.

Даврий системада типик металллар ва металлмаслар тегишлича I ва VII группаларнинг асосий группачаларида жойлашган. Бир группада жойлашган элементларнинг энг юкори валентлиги (кислородга нисбатан) бир хил булиб, группа номерига тенг. Баъзи оралик металллар бундан мустасно.

IV группанинг асосий группачасидаги алюминийларнинг водородга нисбатан валентлиги - 4 га тенг булиб, IV группадан унга силжиган сари элементларнинг учувчан водородли бирикмаларидаги валентликлари бир бирликка камаяди. V - VII группа элементларида бу валентлик 8 билан шу группа номерининг айирмасига тенг: V группада 8-5-3, VI группада- 8-6-2, VII группада 8-7 = 1.

Элементларнинг кислородга нисбатан валентлиги группанинг номерига тенг булганлигидан IV - VII группачаларнинг асосий группачаларидаги элементларнинг кислородга ҳамда водородга нисбатан валентликларининг йигиндиси саккизга тенг.

Демак, кислородга нисбатан энг юкори валентликни билган холда, элементнинг водородга нисбатан энг юкори валентлигини ва (аксинча) анклаш мумкин.

Масалан, олтингугуртнинг кислородга нисбатан энг юкори валентлиги 6 га тенг, демак водородга нисбатан валентлиги 2 га тенг булади.

Д.И. Менделеев кашф этган даврий конун купинча элементларнинг нотугри атом огирликларини тузатишга ва уларнинг хоссаларини аниклашга ёрдам берди. Даврий конун ва даврий система асосида атомнинг тузилиш назарияси ривожлантирилмокда. Даврий конун асосида элементларнинг хоссалари ва атомнинг тузилиши орасидаги боғлишни барча элементларни бир-бирга узаро боғлианишини мукамал тушуниш мумкин булди.

МАЪРУЗА 4

Погона ва погоначаларда электронларнинг жойлашиши. (Квант сонлар)

- Режа:** 1. Электрон каватлар, квант сонлар
2. Паули принципи, Хунд, В.Н.Клечковский коидаси
3. Гейтлер ва Лондоннинг спин назарияси

1. Бош квант сони - n - электроннинг энергетик каватини курсатади.
 n - маълум бир орбитага тугри келадиган энергия даражасини курсатади.

n - 1 дан ∞ кийматга эга.

1 2 3 4 5 6 7

K L M N O P θ

Ядроси энг якин турган биринчи энергетик квант электронларининг энергияси энг кам булади. Кейинги погоналардаги электронларнинг энергия запаси биринчига караганда куп булади. Электрон чикиб кетганда + ионлар, бирикканда эса манфий ионлар хосил булади. Атомларда электронлар кават-кават булиб жойлашади. Электрон каватлар, электрон погоналар хам дейилади.

Атомдаги энергетик погоналар, бошкача айтганда, электрон каватлар сони элемент турган давр номерига тенг.

$$N = 2n^2$$

N - электронлар сони,

n - бош квант сони - погона номери.

$n = 1 \dots \infty$ бутун сонлар. n - электроннинг умумий нергия запасини ёки унинг энергетик даражасини ифодалайди.

Бош квант сони 1 2 3 4 5 6 7

Даража ишораси K L M N O P Q

n - электроннинг умумий энергия запасини ёки унинг энергетик даражасини ифодалайди.

1 - орбитал (ёрдамч) квант сони $l = 0$ дан $n - 1$ гача булган барча бутун сонлар кийматига эга, яъни электроннинг поғонадаги энергетик холатини, электрон булут шаклини характерлайди.

1 сон киймати 0 1 2 3 4 5

Харф белгиси S P d f g h

Агар $k = 4$ булса $l = 0, 1, 2, 3$ булади, яъни 4-чи квант каватда 4-та каватга булади. Булар S, P, d, f билан белгиланади.

1. Энергетик поғонада 1 поғонача ($n = 1, l = 0$)

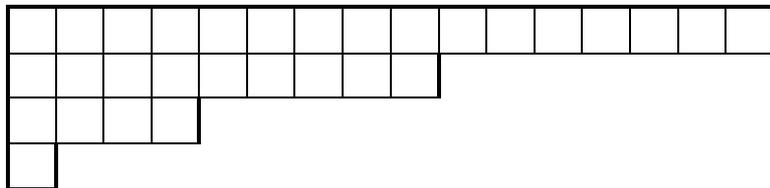
2. Энергетик поғонада 2 поғонача ($n = 2, l = 0, 1$)
3. Энергетик поғонада 3 поғонача ($n = 3, l = 0, 1, 2$)
4. Энергетик поғонада 4 поғонача ($n = 4, l = 0, 1, 2, 3$)

Хар кайси энергетик поғонадаги электронлар сони $2n^2$ билан, поғоначадаги электронларнинг максимал киймати $(2l + 1)2$ билан аниқланади. Бунда электронларнинг максимал кийматлари: $S = 2, P = 6, d = 10, f = 14$. S - электрон каватнинг максимал сизими 2 га тенглигини билиш учун $(2l+1)*2$ формулага S нинг кийматини, яъни 0 ни куямиз $(2*0 + 1)*2$ га тенглиги келиб чиқади. Колганлари ҳам шу усулда топилади.

m - магнит квант сон - электроннинг магнит моментини, электрон бу-лутнинг магнит майдонига нисбатан йуналишини курсатади. $m - l$ нинг барча + ва - ҳамда 0 кийматларини қабул қилади.

$l = 0$	$m = 0$	1 та киймат
$l = 1$	$m = -1, 0, +1$	3 та киймат
$l = 2$	$m = -2, -1, 0, +1, +2$	5 та киймат
$l = 3$	$m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	7 та киймат

m нинг киймати, айни электрон поғоначага тугри келадиган энергетик ҳолатлар сони булиб, $7l + 1$ га тенг. Демак, S - поғоначада 1 та p -3 та, d - да - 5 та, f - да 7 та энергетик ҳолат булади. Энергетик ҳолатни энергетик катакча билан, электронларни катакчалардаги стрелкалар билан ифодалаш қабул қилинган. ($\uparrow\downarrow$) □.



Бундан биринчи квант поғонада K - каватда ($n=1$) 2 та, L каватда ($n=2$) 8 та, M - каватда ($n=3$) 18 та, N - каватда ($n = 4$) 32 та электрон булади.

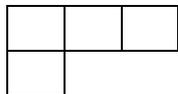
“Атомда туртала квант сонлари бир хил булган икки электроннинг булиши мумкин эмас” - Паули принципи. Демак, атомда битта энергетик ҳолатда икки электрон булмайди. M_s : икки электрон учун учта (n, l, m) квант сонлари бир хил булса, фақат икки кийматга эга булган спин квант сони хар хилдир. Демак, хар кандай квант орбита карама-қарши спинни иккитадан ортик электрони булмайди.

Паули принципи поғоначада максимал булиши мумкин булган электронлар сонини аниқлаб беради, яъни 1 та S орбиталда 2 электрон (S^2) 3 та P орбиталда 6 та (P^6) 5 та d ва 7 та f да 10 та ва 14 та (d^{10} ва f^{14} электрон булади.

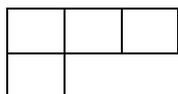
Атомнинг электрон конфигурациясини ёзиш унинг тулик ҳолатини ифода этмайди. M_s : углерод атомининг электрон конфигурациясидаги

$1s^2 2s^2 2p^2$ иккита p - электронлар бир хил магнит квант сонига эгами ёки йукми деган саволга жавоб бера олмайди, чунки иккинчи погонанинг P - орбиталларида электронларнинг жойланиши 2 хил булиши мумкин.

а)



б)

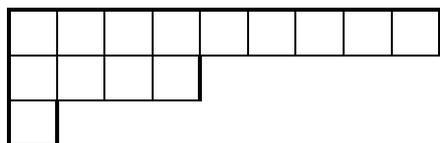


а) - холатда электронлар жуфтлашган.

б) - холатда хар бир электрон биттадан p - орбиталларга жойлашган. Буни кайси бири тугри эканлигини Хунд (гунд) коидаси тушунтириб беради: яъни “Бирор погоначадаги электронлар олдин шу погоначадаги энергетик ячейкани тулдиршига харакат килади, кейин эса карама - карши спинга эга булганлари электрон жуфти хосил килади, яъни бирор погоначадаги электронлар спин квант сон йигиндисини максимал кийматга эга булишига интилади.

Углерод атоми учн “а)” холда спин квант сон (+1/2, -1/2) нолга тенг, “б)” холда (+1/2, +1/2) 1 га тенг. Демак, Хунд коидасига кура углерод атомида орбиталларнинг электронлар билан тулиши “б” хол буйича содир булади.

Гейтлер ва Лондон яратган спин назарияга мувофик химиявий бог хосил булишида жуфтлашмаган электронлар иштирок этади ва уларни валент электронлар дейилади. Жуфтлашган электронлар валентли эмас, лекин потенциал нисбатда улар хам валентлидир. Мс. фосфор P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Бу ерда фосфор 3 валентли, чунки учта (жуфтлашмаган) ток электрони бор. Фосфор 5 валентлик намоён килиши учун ташкаридан энергия сарф килиб, уни “галаёнланган” ёки кузгалган холатга утказиш керак.



Бунда учинчи погонадаги битта S электрон энергия даражаси юкори булган d - орбиталга утади. Бу ходисани электрон 3s холатдан 3d холатга промоторланган дейилади. Бунда фосфор атомининг электрон формуласи: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$ ёки $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1 3p^1 3p^1 3d^1$ ёзилади. Катакчаларда охирги кават куйидагича.

--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

Агар бирор каватда электронлар орбиталларни тулик эгалламаган булса, бундай атомни галаёнлаштириш мумкин. Мс. Са ($Z = 20$).

--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

Буш орбиталлари булмаган атомни (Мс: кислород, азот, фтор) галаёнлантириб булмайди. Мс: Кислород атоми учун 2d погонача булмагани учун жуфтлашмаган электронлар сони (n) доимо иккита булади.

Шунинг учун кислород уз бирикмаларида икки валентлидир.

“Хар бир погона орбиталлари бош ва орбитал квант сонлари йигиндисининг (n + 1) ортиб бориши тартибида тулиб боради”. Клегковский В.Н. коидаси.

Юкоридагиларга кура погона ва погоначаларга электронларнинг жойлашиши куйидагича булади.

$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$(4s^2 3d^{10}) 4p^6$	$(5s^2 4d^{10}) 5p^6$
-----	-----	-----	-----	-----
2	8	8	18	18
$(6s^2 5d^{10} 4f^{14}) 5d^{2-10} 6p^6$		$(7s^2 6d^1 5f^{14}) 6d^{2-10} 7p^6$		
-----		-----		
32		32		

Кавс ичидагиларнинг электронларини энергияси кам фарк килади.

Д.И. МЕНДЕЛЕЕВНИНГ ДАВРИЙ КОНУНИ. АТОМ ТУЗИЛИШИ

- Режа:** 1. Даврий конун яратилиши.
2. Атом тузилишининг ядро тазарияси
3. Н.Бор постулатлари

18 асрда атом-молекуляр таълимот қарор топгандан кейин химиявий элементлар даврий конунининг кашф этилиши химияда жуда муҳим воқеа бўлди.

1789 йил А. Лавуизье - химиявий элементларнинг биринчи классификациясини тузди. У барча оддий моддаларни металллар, металлмаслар, кислота радикаллари ва оксидларга ажратди.

1808 йилда Берцелиус барча элементларни икки гурпуага металллар ва металлмаслар бўлди. Бу гурпуа ноаник.

1829 йилда Деберейлер элементларни химиявий хоссаларидаги ухшашликка қараб гурпуаларга бўлишни тавсия этди. У хоссалари жихатидан бир-бирига ухшаш элементларни ўрта-ўртадан гурпуага бўлди, буни “Триада” “Учлик” деб атади. Фақат 4 триада ажратиб олди.

Литий - 7
Натрий - 23
Калий - 39

1863 йилда Ньюлэндс элементларни атом оғирликларининг ортиб бориши тартибда жойлаштириб, ҳар бир элемент хоссалари маълум даражада қайтарилишини аниқлади ва буни “октавалар конуни” деб атади.

1864 й. Лотар Мейер элементларни валентликларига қараб 6 та гурпуа бўлди. Ҳар қайси гурпуада келадиган элементларнинг атом оғирликлари орасида фарқ узгармас катталиққа эга эканлигини таъкидлади, лекин буни тушунтириб бера олмади.

1869 йилда 1 марта Д.И. Менделеев чуқур илмий ва назарий текиришлар асосида - химиявий элементларнинг даврий конунини кашф этди. “Оддий жисмларнинг хоссалари шунингдек элементлар бирикмаларининг шакл ва хоссалари элементлар атом оғирликларининг қийматида даврий равишда боғлиқдир”.

19 аср урталарида атом мураккаб тузилганлигини тасдиқловчи, кашфиётлар қилинди.

- 1)электролиз, 2)газларда электр тоқининг ўтиши, 3)радиоактивлик.
1879 й. 1. Катод нурлари
1895 й. 2. Рентген нурлари
1896 й. 3. Радиоактивлик ҳодисалар.

Электролиз ходисасидан электронлар атомлар таркибига киради деган хулоса келиб чикди. Агар атом электрон йукотса (+) зарядланган ион, агар электрон бириктириб олса (-) зарядланган ионлар хосил булади.

1. Катод нурларини кузатиш учун, ичига иккита металл электрод кавшарлаб куйилган найдаги хавонинг хаммаси суриб олинади ва шу най ичидан юкори кучланишга эга булган ток утказилади.

Бундай шароитда най катодидан шу катод юзасига \perp йуналишда “куринмас” катод нурлари таркалади.

Электронлар - энг кичик заряд.

2. Рентген нурлари. 1895й. Рентген шишанинг катод нурлари таъсирида шулаланишини текширар экан нурланишнинг янги турини - х - рентген нурларини кашф эди.

3. Радиоактивлик - Беккерель, Мария - Кюри радиоактивлик - ходисасини текшириб, радиоактив элементлар нур таркатишни аникладилар. α, β, γ - нурлар.

Хилма-хил моддалардан электронлар ажралиб чикиши, электронларнинг барча атомлар таркибига киришини курсатади. Атомнинг мусбат ва манфий зарядли заррачалари бир-бирига нисбатан кандай жойлашганлигини инглиз физиги Резерфорд тажрибада аниклади.

1911 й. Резерфорд α - заррачаларнинг газларда ва бошка моддаларда харакатланишини текшириш вақтида атомнинг мусбат зарядланган кисмини аниклади. Резерфорд атомнинг ядро моделини тузди, яъни “атомнинг марказида мусбат зарядланган ядро туради, бу ядро атрофида хар хил орбиталар буйлаб электронлар айланади”. Ядро заряди атом огирликнинг тахминан ярмига тенглигини курсатди.

Элементларнинг даврий жадвалдаги тартиб номери хам элемент атом огирлигининг тахминан ярмига тенг.

Демак, атомдаги электронлар сони элементнинг даврий жадвалдаги тартиб номерига, элементнинг тартиб номери эса шу элемент атом ядросининг зарядига тенг.

Кейинчалик 1913 Мозли ва 1920 Чэдвик ядронинг заряди ва электронларнинг сони хам элементнинг тартиб номерига тенглигини элементларнинг рентген спектрларини таккослаш йули билан ва атомларнинг зарядларини бевосита улчаш йули билан тажрибада тасдикладилар.

Менделеев элементлар даврий системасининг хозирги таърифи: *Элементларнинг хоссалари улар атом ядроси зарядларининг катталигига даврий равишда боғлиқдир.*

Лекин Резерфорд назариясига биноан, хар кайси электрон ядро атрофида айланади, бунда ядронинг тортиш кучи электрон айланганда вужудга келадиган марказдан кочувчи куч билан мувозанатда булади. Электроннинг айланиши унинг тез тебранишига ухшайди. Натижада электромагнит тулкинлари чикиши керак. Шунинг учун айланаётган электрон муайян тулкин узунлигига эга ёруглик чикаради. Аммо электрон ёруглик чикар-

ганда уз энергиясини бир кисмини йукотади, натижада электрон билан ядро орасидаги мувозанат бузилади, электрон бу мувозанатни тиклаш учун, ядрога якинлашиши керак, унда электроннинг орбита буйлаб айланиш частотаси узгаради, натижада электрон уз энергиясини тамомлаб ядрога “Тушиши” керак, бунда ёруглик чикиши керак. Резерфорд назарияси - спектр чизикларининг таксимланиш конуниятини тушунтириб бе-ра олмади.

1913 йилда дания олими Н. Бор, немис физиги Планкнинг квантлар назариясига (1900) асосланиб, ҳамда Резерфорд ишларини умумийлаштириб уз постулатларини яратди.

Квантлар назарияси - нурланиш энергияси узлуксиз оким билан чикиб ва ютилиб турмай, балки айрим кичик ва аник порциялар энергия квантлари билан чиқади ва ютилади.

$$E = h \nu$$

E - энргия кванти.

h - Планк конс. $6,625 \cdot 10^{-27}$ эрг/сек.

ν - Тебраниш частотаси.

$$\nu = C/\lambda;$$

C - ёруглик тезлиги.

λ - тулкин узунлиги.

Нур энергиясининг квантлари фотонлар деб аталади. Бор постулатлари:

1. Электрон ядро атрофида хар кандай орбита буйлаб эмас, балки квантлар назариясидан келиб чиқадиган маълум шартни кондирувчи орбиталарбуйлабгина харакат килади. Бу орбиталар баркарор орбиталар квант орбиталар дейиади.

2. Электрон шу электрон учун мумкин булган баркарор орбиталардан бири буйлаб харакатланаётганда мутлако энергия сочмайди ва ютмайди.

3. Атомга ташкаридан энергия берилса, электрон ядрога якин орбитадан ядродан узок орбитага утади. Электрон якин орбитага утишида атом энергия чиқаради, ядродан узокрок орбитага утишида энергия ютади. Ядродан узок турган электроннинг энергия запаси куп булади. Бу вазият юкори энергетик даражадаги вазият дейилади. Бунда атом хаяжонланган холатда булади.

Бор водород атомида тушунтирди - бу оддий.

Бу назарияни кейинчалик Зоммерфельд ойдинлаштирди. - Электронлар факат доиравий орбита буйлаб эмас, балки квант шартига кура эллипслар буйлаб ҳам харакат килиши мумкин.

Квантлар назарияси нурнинг ютилиши ва чиқарилиши билан боғлиқ булган процесслар сабабини тушунтирди. Лекин нурнинг тарқалиши билан боғлиқ булган процессларни тушунтира олмади. Бу процессни тулқин механизми хал килди, яъни нур бир вақтнинг узида ҳам корпускуляр табиатга, ҳам тулқин табиатига эга.

Буни 1924 й. француз олими Де-Бройл кашф этди, кейинчалик Шредингер тасдиқлади, яъни $\lambda = h/m v$.

v - заррача тезлиги.

m - массаси.

h - Планк константаси

λ - тулқин зунлиги.

Электроннинг тезлиги ёруғлик тезлигидан анча кичик. Энди мактаб курсида утилмаган квант сонлари билан танишамиз.

МАЪРУЗА 6

ХИМИЯВИЙ БОГЛАНИШ ВА МОЛЕКУЛАЛАРНИНГ ТУЗИЛИШИ

- Режа:** 1. Кимёвий богланиш хакида тушунча
2. Кимёвий богланишлар: ион, ковалент, координацион, водород, металл богланиш
3. Молекулалараро кучлар

Элементларнинг даврий системада жойлашиши, улар атомларининг тузилишини аввалги дарсларда куриб чикдик. Энди мана шу элементлар узаро кандай бирикади - бир хил атомли ва хар хил атомли бирикмалар кандай хосил булади, бунда кандай химиявий богланишлар содир булишини куриб чикамиз.

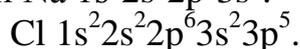
Химиявий богланишнинг куйидаги асосий тури маълум:

1. Ион ёки электровалент богланиш
2. Ковалент богланиш.
3. Координацион богланиш.
4. Водород богланиш.
5. Металл богланиш.

1. Ион ёки эквивалент богланиш.

Бу богланиш карама-карши зарядли ионлар орасида ионларнинг бир-бирига оддий электростатик тортилиши натижасида вужудга келади.

Буни NaCl бирикмаси хосил булиши мисолида курамиз. Бу атомларнинг электрон формулалари Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.



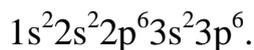
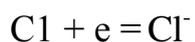
Электрон формулалардан куришиб турибдики, булар тугалланмаган энергетик погонали атомлардир. Буларнинг тугалланиши учун Na атомига 7 та электрон бириктириб олишдан кура 1 та электрон бериши, Cl атомига эса 7 та электрон беришдан кура 1 та электрон бириктириб олиши осон.

Na билан Na⁻ уртасида анча фарк бор Na - металл, керосинда сакланади, юмшок, пичок билан бемалол кесилади, электр токини яхши уткази. Na⁺ иони эса ош тузи таркибида истеъмол килинади.

Химиявий узаро таъсир натижасида, яъни сиртки каватида факат битта электрони булган Na атомини сиртки каватида еттита электрони бор Cl атоми билан тукнашганда Na атоми 1 та электронни беради:



Хлор атоми эса уни бириктириб олади:

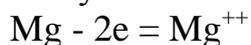


Na^+ ва Cl^- ионлари орасида электростатик тортилиш кучлари вужудга келади, натижада NaCl бирикмаси ҳосил бўлади.

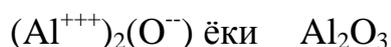


Электростатик тортишув туфайли ионлар орасида вужудга келадиган химиявий боланиш электрвалент ёки ион боғланиш дейилади. Ионларнинг узаро тортилиш йули билан ҳосил бўлган бирикмалар гетеполяр ион бирикмалар дейилади.

Бошки ионли бирикмаларнинг ҳосил бўлиши ҳам худди шу тарика боради. Масалан, магний сульфид MgS ҳосил бўлишида Mg ҳар бир атоми 2 та электронни олтингугурт атомига беради. Бунда магнийнинг 2 зарядли (+) ионлари Mg^{++} ва олтингугуртнинг 2 зарядли (-) ионлари S^{--} ҳосил бўлади. Ҳосил бўлган ионлар бир бирига тортилади ва MgS ҳосил бўлади.



Алюминий оксид Al_2O_3 ҳосил бўлишида Al атомлари 3 тадан электронни кислородга беради. Кислороднинг ҳар қайси атоми 2 тадан электрон бириктириб олади. Натижада Al^{3+} ва O^{2-} ҳосил бўлади. Бу ионлар бир бирига тортилиб алюминий оксид ҳосил килади.



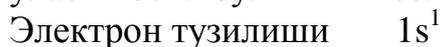
Элементларнинг ионли бирикмаларидаги валентликлари, шу бирикмалар ҳосил бўлишида атомлар берган ёки бириктириб олган электронлар сонига тенг бўлиб электрвалентлик деб аталади.

Химиявий реакциялар вақтида атомдан ажралиб кета оладиган электронлар валент электронлар дейилади.

Ионли бирикмаларга купчилик туз, баъзи оксид ва гидроксилар киради. Бу моддалар сўлтирилганда ёки сувда эритилганда электр токини утказади.

2. Ковалент боғланиш.

Ковалент боғланишни 1916 йилда Льюкс кашф этган. Буни водород молекуласи ҳосил бўлиши мисолида куриб чиқамиз $\text{H} + \text{H} = \text{H}_2$.

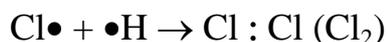
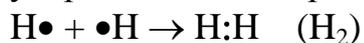


Эркин водород атомининг ядроси $1s$ - электрон ҳосил қилган сферик симметрик электрон булут билан уралган бўлади.

Атомлар узаро муайян масофага қадар яқинлашганда уларнинг электрон булутлари иккала ядронинг марказлари орасида максимал электрон зичликка эга бўлган икки электронли молекуляр булут вужудга кела-

ди. Шундай килиб, ковалент богланиш вужудга келишида атомларнинг электрон булутлари (орбиталари) бир бирини коплайди, бунда энергия ажралиб чикади. Буни куйидагича ёзиш мумкин.

Ковалент хосил килишда факат ток электронига иштирок этади ва уларнинг спинд карама карши булиши шарт.



Электрон жуфтлар туфайли вужудга келадиган химиявий богланиш атом ёки ковалент богланиш дейилади.

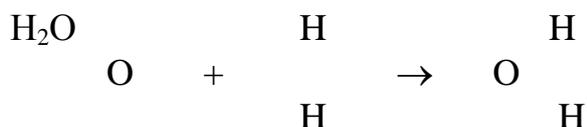
Ковалент богланиш 2 хил булади:

1. Кутбсиз ковалент богланиш.
2. Кутбли ковалент богланиш.

Кутбсиз ковалент богланиш - Бунда электронларнинг умумий жуфти хосил килган электронлар булути иккала атом ядроларига симметрик таксимланади. Бунга битта элемент атомларидан таркиб топган икки атомли молекулалар H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 , F_2 , ва бошқалар мисол була олади. Бу моддаларнинг суюклиги ва кайнаш температуралари паст булади ва сувда ионларга диссоцияланмайди.

Кутбли ковалент богланиш - Бунда электрон булути электроманфийрок атомга, яъни нисбий электроманфийлиги катта булган атомга томон силжиган булади, яъни атомларнинг электроманфийликлари бир биридан катта фарк килганда юзага келади. Бунга учувчан анорганик бирикмалар HCl , H_2S , NH_3 ва H_2O бошқалар мисол була олади.

HCl хосил булишини куйидаги схема билан курсатиш мумкин.



Водород атомининг электроманфийлиги кичкина, электромусбат.

Cl нинг электроманфийлиги катта.

Молекула хосил булишида электронлар жуфтнинг бир томонга силжиши натижасида молекуланинг бир томони ортикча (+), бир томони эса ортикча (-) зарядланади. Бу зарядларнинг огирлик марказлари бир-бирдан маълум масофада булади. Бир молекулада 2 та кутб вужудга келиб, натижада диполь хосил булади.

Микдор жихатидан баравар ва бир-бирига нисбатан маълум масофада жойлашган, карама-карши электр зарядларидан иборат система диполь система деб аталади.

Диполь узунлиги - 1 нинг электрон зарядига e га купайтмаси диполь моменти μ дейилади. $\mu = 1 e$. Диполь моментининг киймати кутбли боғланишнинг кай даражада кутбланганлигини курсатади.

Диполь моменти нольдан катта молекулалар кутбли молекулалар, ди-поль моменти нолга тенг булган молекулалар кутбсиз (поляромас) молекула-лар дейилади.

3. Координацион боғланиш. (ковалент боғланишга киради)

Ковалент боғланиш карама-карши спинли бир электронли булутларнинг бир-бирини коплаши хисобигагина хосил булмайди. Балки бир атомнинг икки электрон булути ва бошка атомининг эркин орбитали хисобига хам вужудга келиши мумкин. Бошқача айтганда координацион боғланиш хосил булаётганда факат бир атомнинг электронлари иштирок этади.

Ковалент боғланишда эса электронлар жуфти иккала атомнинг электронларидан хосил булади. Координацион боғланиш хосил килувчи электронлар жуфтини бир атом беради. Боғланиш хосил булишида электронлар жуфтини берган атом донор, бу жуфт электронларни узига кабул килган атом акцептор деб аталади. Шунинг учун бундай боғланиш донор-акцептор боғланиш хам дейилади.

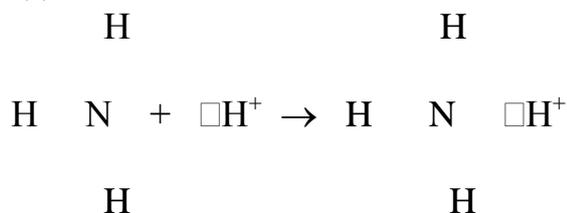
Мисол учун аммоний иони NH_4^+ нинг хосил булишини курамыз.



Аммиак молекуласида азотнинг булинмаган электронлар жуфти булади: Азотнинг 3 та ток электрони бор.

N 3 та водород бириктириб олади ва NH_3 хосил килади.

Водород ионида 1s орбитал буш (тулмаган, буни $\square\text{H}^+$) белгилаш мумкин. Бир-бирига якинлашганда азотнинг икки электрон булути азот атоми учун хам, водород атоми учун хам умумий булиб қолади, яъни у молекуляр электрон булутга айланади, яъни 4 чи ковалент боғланиш вужудга келади.



Бунда водород атомининг заряди умумий булиб қолади, барча атомлар орасида локаллашмаган булади.

Аммоний иони хосил булишида аммиак - донор, водород иони акцептор булади.



4. Водород боғланиш.

Бундай боғланиш таркибига водород ва кучли электроманфий элемент кирадиган молекулалар орасида вужудга келади. Кучли электроманфий элементлар жумласига F, O, N, Cl, S киради.

Бундай молекулада умумий электрон жуфти водороддан электроманфий элемент томонга куп силжиган, унинг мусбат заряди эса кичик хажмда тупланганлиги учун бундай протон бошка атом ёки ионнинг булинмаган электрон жуфти билан узаро таъсирлашади ва уни умумлаштиради. Натижада водород оркали иккинчи, анча буш боғланиш вужудга келади. Одатда бу боғланиш нукталар билан белгиланади.



Бу мисоллардан куришиб турибдики, водород боғланишнинг вужудга келиши икки молекула сувнинг, HFнинг бирлашишига, сирка кислотанинг 2 молекуласи бирикиб циклик структура хосил булишига олиб келади.

Юкорида куриб чикилган боғланишлардан ташкари оддий, куш ва учламчи углрод-углерод боғланишлар хам бор.

Металл боғланиш.

Купчилик металлларнинг узларига хос бир неча хусусиятлари булиб, бу билан улар бошка оддий ва мураккаб моддалардан фарк килади. Металларнинг суюкланиш ва кайнаш температураларининг юкори булиши, металл сиртидан ёруглик ва товушнинг кайтиши, улардан иссиклик ва электронинг яхши утиши, зарба таъсирида яссиланиши каби хоссалар металлларнинг энг мухим физик хоссаларидир. Бу хоссалар факат металлларга мансуб булиб, металл боғланиш мавжудлиги билан тушунтирилади.

Металл атомида валент электронлар сони у кадар куп эмас, лекин металл атомида электронлар билан тулмаган орбиталлар купдир. Валент электронлар металл атомининг ядроси билан бушгина боғланган. Шунинг учун улар металлнинг кристалл панжараси ичида эркин харакат килади. Металл тузилишини куйидагича тасаввур килиш керак: металнинг кристалл панжара тугунларида (учларида) мусбат зарядли метал ионлари (катионлар) зич жойлашган булиб, ион шари ичида эркин электронлар харакат килади. Бу электронларнинг харакати газ конунларига буйсунганлиги учун уларни электрон газ деб аталади. Демак, нисбатан анча кам микдордаги валент электронлар куп микдордаги металл ионларини бири бири билан боглаб туради. Шу билан бирга бу электронлар эркин харакатлана олади. Металларда химиявий боғланишнинг харакатчан тури локалланмаган боғланиш бор.

Бундан ташкари τ , π , d , δ - дельта боғланиш хам мавжуд.

Молекулаларнинг тузилиши.

Электронлар жуфтнинг силжиши молекула ичида мусбат ва манфий электр зарядларининг носимметрик таксимланишига олиб келади, молекуланинг бир учида (+) заряд, иккинчисидан эса (-) заряд кунайиб қолади. Бундай молекулалар кутбланган молекулалардир (уларнинг иккита - мусбат ва манфий кутби булади).

Кутбланмаган молекулалар симметрик тузилган шу сабабли уларда электр зарядлари бир-бирини компенсациялайди. (мувозанатга киради). Бундай молекулалар жумласига оддий моддаларнинг икки атомили молекулалари H_2 , F_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , купчилик мураккаб моддаларнинг куп атомли молекулалари CO_2 , CH_4 , CCl_4 , C_6H_6 киради. Cl_2 .

Ион молекулалар.

Карама-карши зарядли ионлардан таркиб топган булади $NaCl$.

Атом, ион ва молекулаларда ташки электр майдони таъсирида юз берадиган узгариш кутбланиш деб аталади. Кутбланиш 2 хил: электрон ва ориентацион кутбланишдир. **Электрон кутбланиш** электронларнинг ядрога нисбатан силжишидан келиб чиқади. Электр майдони таъсирида хар кандай молекула, атом ёки ионда электрон кутбланиш вужудга келади.

Кутбли молекулалардан тузилган моддаларнинг кутбланиши **ориентацион** кутбланиш дейилади. Бунда кутбли молекулалар ташки электр майдони таъсирида фазода шу майдоннинг йуналишига мувофик холда кутбланади. Кутбланиш молекула, атом ва ионлар электр майдонларининг бир-бирига таъсири натижасида хам содир булади.

Молекулалараро кучлар

Молекулалар валентликлари туйинган заррачалар булгани учун узаро валент боғланиши хосил кила олмайди. Шунга карамасдан, молекулалар узаро таъсирлашиб, турли моддалар хосил килиш хусусиятига эга. Молекулалараро таъсир кучлари уч хил булади.

1. Ориентацион диполь.
2. Индукцион.
3. Дисперсион кучлар.

Бу кучларнинг табиати бир хил. Агар молекулалар бир кутбли булса, улар бир-бирига якинлашганда маълум тартибда ориентацияланади. Бир хил зарядли ионлар бир-биридан кочади, турли зарядли ионлар эса бир-бирига тортилади. Молекулалар канча кучли кутбланган булса, улар бир-бирига шунча кучли тортилади. Кутбланган молекулаларнинг бир-бирига бундай таъсири ориентацион узаро таъсир дейилади. Ориентацион узаро таъсирга сабабчи кучлар диполь кучлар деб аталади. Ориентацион узаро таъсир кучлар температурага тескари пропорционал булади, чунки T

кутарилганда заррачаларнинг иссиқлик харакати кучайиб, диполларнинг узаро ориентацияланишига халакит беради.

Молекулалар ориентацияланиши билан бирга деформацияланади. Молекулаларнинг деформацияланиши, яъни ички тузилишининг узгариши натижасида улар кутбланади, диполь узунлиги ортади, ва молекулаларнинг узаро таъсирлашуви кучаяди. Кутбли ва кутбсиз молекулалар узаро якинлашганда кутбли молекуладаги доимий диполь кутбсиз молекулада муваккат диполь хосил килади, натижада молекулалар узаро тортилади. Молекулаларнинг бу тортилиши индукцион узаро таъсир дейилади. У температурага боглик эмас. Индукцион узаро таъсир эффекти унча катта булмайти. Бир лахзада вужудга келган оддий диполлар хосил булиши натижасида молекулалараро узаро таъсир кучлар юзага чикади. Бундай кучлар дисперсион кучлар дейилади. Дисперсион узаро таъсир кутбли молекулаларга хам, кутбсиз молекулаларга хам, хатто атомларга хам хос.

Бу куриб чикилган узаро таъсир кучларининг хаммаси умумий термин билан **Ван-дер-Ваальс кучи деб** аталади.

Ван-дер-Ваальс кучларининг умумий эффекти, ориентацион, индукцион ва дисперсион узаро таъсир энергиялари йигиндисидан келиб чикади.

$$E_v = E_{op} + E_{инд} + E_{дис}$$

H_2, N_2, CH_4 - кутбсиз молекулаларда умумий эффект асосан дисперсион узаро таъсир натижасида.

NH_3, H_2O, C_2H_5OH - поляр моддаларда - ориентацион узаро таъсир мухим роль уйнайти.

Масалан сувда Ван-ер-Ваальс эффектининг 77% - E_{op} , 4% - $E_{инд}$, 19% - $E_{дис}$.

Агар E_v кучлари бир хил заррачалараро (А-А) юзига чикса, бу ходиса когезия, хар хил заррачаларида (А-В) юзага чикса, адгезия дейилади. Бу кучларнинг мавжудлиги материалларнинг пишиклигини таъминлайти, эритмаларда эрувчи модда билан эритувчи модда орасида сольватлар хосил булишига йул очади, буёк ва курилиш материалларига мустахкамлик беради.

ХИМИЯВИЙ ЭНЕРГЕТИКА ВА ХИМИЯВИЙ РЕАКЦИЯЛАРНИНГ ЙУНАЛИШИ

- Режа: 1. Термохимиянинг биринчи ва иккинчи қонунлари**
2. Энтальпия ва ички энергия
3. Энтропия ва кимёвий реакцияларнинг йуналиши

Хар қандай химиявий реакция бирор энергетик эффект билан: ё энергия ютилиши ёки ажралиши билан содир бўлади. Қупчилик химиявий реакциялар амалда хар хил энергетик қурилмаларда (печлар, ички ёниш двигателлари, аккумуляторлар) иссиқлик энергия станцияларида ишлатилади, бундан мақсад янги қимматли моддалар олишдан иборат бўлмай, алки бу реакциялар давомида ажралиб чиқадиган энергиядан фойдаланиш ҳам назарда тутилади.

Химиянинг химиявий реакцияларнинг энергетик томонларини (урганувчи) бўлимини термохимия ёки химиявий энергетика деб аташ қабул қилинган.

Химиявий энергетикага Ломоносов эритмалар ҳосил бўлимида температура узғаришини улчаш ва ундан кейин Лавуазье, фосфор, мой, мум, шам, кумир ёнганда, сульфат кислота ва шу қабиларда сув билан реакцияга киришганда ажралиб чиқадиган авсоनावий (теплород) микдорини иссиқлик микдорини улчаш билан асос солган эди.

Маълумки иссиқлик чиқариш билан содир бўладиган реакциялар **экзотермик**, иссиқлик ютилиши билан борадиган реакциялар эса - **эндотермик реакциялар** деб аталади. Улчов бирлиги Жоуль (Ж) ва киложоуль (кЖ).

Агар реакция узгармас босимда олиб борилса, ажралиб чиққан ёки ютилган иссиқлик реакциянинг згармас босимдаги иссиқлик эффекти деб аталади. (Q_p).

Реакция узгармас ҳажмда олиб борилганда эса унинг иссиқлик эффекти **узгармас ҳажмдаги иссиқлик эффекти** деб юритилади (Q_v). Реакцияларнинг иссиқлик эффектлари калориметр ёрдамида аниқланади.

Бу вазифани ҳал қилишнинг воситаси Лавуазье ва Лаплас томонидан яратилган музлик калориметр бўлди.

Ёниш иссиқлигини улчаш учун модда муз тулдирилган калориметр ичида ёндирилди, бунда ёниб турган моддага ҳаво юборилади, ёниш маҳсулотлари эса калориметрдан най орқали чиқариб турилади. Лавуазье музлик яширин суюқлиниш иссиқлигини ҳисобга олган ҳолда муз эришидан ҳосил бўлган сув массасига қараб, ажралиб чиққан иссиқлик микдори ҳақида ҳулоса чиқарди.

Лавуазье термохимиянинг биринчи қонунини яратди:

Мураккаб модданинг оддий моддаларга парчаланишида шу модданинг ушанча микдор оддий моддалардан хосил булишида кандай микдорда иссиклик ажралган (ёки ютилган) булса, ушанча микдор иссиклик ютилади (ёки ажралади).

Масалан: 2 г газсимон водород 160 г суюк бром (Br) билан бирикиб 2 моль HBr хосил килганда 68,20 Кж иссиклик чикади; 2 моль HBr ни газсимон водород ва суюк бромга ажратиш учун 68,20 Кж иссиклик сарф килиш лозим.



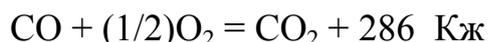
Термохимиянинг иккинчи конунини кашф этиш шухрати рус олими Г.И. Гесега муяссар булди: 1840 й.

“Бирор химиявий процесда ажралиб чикадиган иссиклик микдори шу химиявий узгариш бирданига борадими ёки бирин-кетин, бир неча боскичда борадими, бундан катъи назар, хамма вақт бир хил булади”.

Масалан, 1 моль кумир ва 1 моль кислороддан 1 моль углерод (IV) оксид хосил булади ва 412 Кж иссиклик ажралиб чикади:



Бордию реакция икки боскичда борадиган булса, у холда кумирнинг углерод (II) оксидгача оксидланиши 126 Кж, углерод (IV) оксиднинг ёниши эса 286 Кж иссиклик беради:



Шундай килиб, биз берилган бошлангич моддалардан берилган охирги махсулотларга кандай оралик махсулотлар оркали келмайлик, реакциянинг умумий иссиклик эффекти айнан бир хиллигача колаверади. Термохимия коидасига кура, реакция вақтида иссиклик ажралиб чикса, реакциянинг иссиклик эффекти (+) иссиклик ютилса (-) ишора билан ёзилади. Термодинамикада эса аксинча.

Реакциянинг узгармас босим (Q_p) ва узгармас хажм (Q_v) даги иссиклик эффектларини тушуниш учун термодинамиканинг конуни (энергиянинг сакланиш ва бир турдан иккинчи турга утиши) дан фойдаланамиз. Бу конунга мувофик, хар бир система узининг ички энергиясига (ΔU) эга булиб, унинг узгариши системага берилган иссиклик (Q) ва система бажарган иш (A) кийматларига боглик:

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

Ташки мухитдан ажралган деб фараз килинган модда ёки моддалар группаси термодинамикада **система** номи билан юритилади. Агар система бир ҳолатдан иккинчи ҳолатга утса, унда ички энергиянинг узгариши $\Delta U = U_2 - U_1$.

Химиявий реакциялар асосан, узгармас босим (изобар) шароитда олиб борилади. Бундай шароитда система ташки босимга қарши кенгайиш ишини бажаради. Бу ишни қуйидагича ҳисоблаш мумкин: ҳар қандай механик иш қуч F ва масофа Δl қупайтмасига тенг: $A = F \Delta l$. Босим P булганида F ни топиш учун P ни сирт катталигига (юзга) S қупайтирамиз $F = P \cdot S$. Бундан $A = P S \Delta l$ ёки $A = P \Delta V$

Бунда термодинамиканинг биринчи қонуни $Q = \Delta U + A$ қуйидагича ёзилади:

$$Q_p = \Delta U + P \Delta V; \quad \Delta U = U_2 - U_1 \text{ ва } \Delta v = v_2 - v_1$$

бундан

$$Q_p = U_2 - U_1 + P(V_2 - V_1) \text{ оламиз ёки}$$

$$Q_p = (U_2 + P v_2) - (U_1 + P v_1)$$

Агар $u + P v$ ни H билан белгиласак $Q = H_2 - H_1 = \Delta H$.

H - термодинамик функция булиб - **энтальпия** деб аталади. Реакциянинг узгармас босимдаги иссиқлик эффекти система энтальпияси узгариши (ΔH) га тенгдир.

$$Q = \Delta H$$

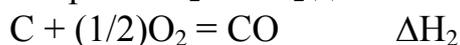
Q_p ва Q_v орасида қуйидаги боғланиш бор.

$$Q_p = Q_v + P \Delta v \quad Q_p - Q_v = P \Delta v$$

Термодинамик иссиқлик эффекти ΔH , термохимиявий иссиқлик эффекти Q_p нинг (-) ишора билан олинган қийматига тенг: $\Delta H = -Q_p$. $\Delta U = -Q_v$.

Демак, реакциянинг узгармас босим Q_p ва ҳажмдаги Q_v иссиқлик эффекти орасидаги айирма система ташки босимга қарши бажарадиган кенгайиш иши $P \Delta v$ га тенгдир.

Агар $C + O_2 = CO_2$ даги ҳосил булиш иссиқлигини ΔH_1 билан



Ҳесе қонунига қура:

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

Яъни айрим боскичларнинг иссиқлик эффекти йигиндиси умумий процесснинг иссиқлик эффектига тенгдир.

Гесс қонуни фақат узгармас босим ёки узгармас ҳажмдагина уз қучини саклайди.

Иссиқлик ютиш билан содир буладиган эндотермик реакция учун ΔH мусбат ишорасига эга $\Delta H > 0$.

Иссиқлик чиқариш билан содир буладиган экзотермик реакциялар учун ΔH манфий ишора билан $\Delta H < 0$ ёзилади.

Термодинамиканинг биринчи қонуни орқали химиявий моддалар ички энергиясининг ҳолат функцияси билан танишиб чиқдик. Ички энергиянинг физик маъноси модда тизими ҳақидаи молекуляр назария асосидагина аниқланади. Шунга ухшаш ҳолат моддалар **энтропияси** номли хусусиятига ҳам мансуб.

Термодинамиканинг иккинчи қонуни табиий процесслар қайси йуналишда содир бўлишини аниқлайди. Шу қонунга мувофиқ иссиқлик совук жисмдан иссиқ жисмга компенсациясиз уз-узича ута олмайди деган ҳулоса келиб чиқади. Бу ерда “компенсация” сузи иш бажариш кераклигини курсатади. Масалан ҳолодильник совитиш учун уни электр энергияси билан таъминлаш керак ва бу энергия кейин иссиқлик ҳолида атрофга тарқалади (ҳолодильник турган уй исийди).

Энтропия - моддада юз бериши мумкин бўлган ва узлуксиз узғариб турадиган ҳолатларни характерловчи жуда муҳим функциядир.

Мувозанат ҳолатидаги ҳар қандай система “Энтропия” номли узига хос ҳолат функциясига эгаки, энтропиянинг қайтар процессларда узариши қуйидагича:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = Q/T$$

Тенглама асосида ҳисобланади (бу ерда Q - температура T да ютилдиган ёки ажралиб чиқадиган иссиқлик).

Агар процесс узгарувчан температураларда содир бўлса, энтропия узғаришини ҳисоблаш учун барча температуралардаги (Q/T) ларнинг йигиндисини олиш керак.

ΔS ни ҳисоблаш учун оддий, иссиқликка оид қатталиқлар (иссиқлик сизими, бир фазадан иккинчи фазага утиш энергияси, температура узғариши вақтида ютилган энергиялар) керак. Моддаларнинг айни шароитдаги ҳолати жуда қуп турли туман микроҳолатлар туфайли юзага чиқади. Больцман назариясига мувофиқ микроҳолатлар сони билан энтропия орасида боғланиш мавжуд:

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

N - Авогадро сони,

R - Универсал газ доимийси.

w - Микроҳолатлар сони.

Узлуксиз узгариб турадиган микрохолатлар сони канча куп булса, модда холатининг тартибсизлик даражаси хам шунчалик катта булади.

Модда тартибли холатдан тартибсиз холатга утганда модда энтропияси ортади:

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

Демак, энтропиянинг узгариши модданинг тартибсизлик даражасига пропорционал.

Химиявий реакцияларнинг йуналиши.

Табиий процесслар 2 та харакатлантирувчи куч таъсирида амалга ошиши мумкин:

1. Хар кандай система узининг энергия запасини камайтиришга ва процесс вактида узидан иссиклик чикаришга интилади. [Бунда энтальпия (-) ($\Delta H < 0$ булади)].

2. Системанинг тартибсизлиги узининг энг юкори холатига утиш учун интилади. Бу интилиш t ва энтропия ΔS узгаришига боглик.

Агар модда бир холатдан иккинчи холатга утганида унинг энергия запаси узгармаса ($\Delta H = 0$ булса), ундай процесс энтропия узгаришига боглик булади ва у энтропия ортадиган томонга йуналади (яъни $\Delta S > 0$ булади).

Агар системанинг тартибсизлик даражаси узгармаса (яъни $\Delta S = 0$ булса), процесснинг йуналиши энтальпиянинг камайиши томон ($\Delta H < 0$) боради.

Химиявий процесс содир булаётган системада бир вактнинг узиди хам энтальпия, хам энтропия узгариши мумкин. Бундай холларда узгармас босимда содир буладиган процессларни харакатга келтирувчи куч - системада изобар потенциалнинг узгариши деб аталади ва ΔG ифодаланади ва куйидагича аникланади.

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

Агар бирор процесс зотан бориши мумкин булса, унда G нинг узгариши нолдан кичик булади: $\Delta G < 0$, Демак реакция мобайнида G нинг киймати камайдиган процесслардагина уз-узича содир булиши мумкин. Айни шароитда бориши мумкин булмаган процесслар учун

$$\Delta G > 0 \text{ дир.}$$

Реакциялар изобар потенциалларини узаро таккослашда стандарт изобар потенциалларидан фойдаланилади. Стандарт шароитда хар кайси

модда концентрацияси 1 га тенг булади. ΔG нинг 25°C киймати жадвалларда берилган.

Агар реакция махсулотлари ва дастлабки моддалар учун жадвалда ΔG ва ΔS лар берилган булиб, реакциянинг стандарт иссиклик эффекти берилмаган булса, уни $\Delta H^{\circ} = \Delta G + T\Delta S^{\circ}$ тенглама ёрдамида хисобланади. Изобар потенциалнинг узгариши билан реакциянинг мувозанат константаси уртасида куйидаги боғланиш мавжуд:

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K \quad \text{ёки} \quad \Delta \Pi = -2,303 RT \lg K$$

Энтропия ва энтальпия факторлари.

Изобар потенциал ёки Гиббс энергияси $\Delta G = \Delta H + T\Delta S$.

ΔH - энтальпия фактори. $T\Delta S$ - унинг энтропия фактори. ΔH - система тартибсизлик даражасини камайтиришга $T\Delta S$ - тартибсизлик даражасини куйайтиришга интилади. $\Delta G = 0$ булганида энтальпия фактори, энтропия факторига тенг булади.

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

Бу шароитда система мувозанат холатида булади.

Уз - узича содир булаиган реакциялар учун $\Delta G < 0$ дир. Бу ерда 3 та мухим вариант булиши мумкин.

1. ΔH° хам, ΔS хам реакциянинг боришига ёрдам беради, бунинг учун $\Delta H^{\circ} < 0$, $\Delta S > 0$ булиши керак. Бунда асосий вазифани энтальпия фактори бажаради.

2. Реакциянинг боришига фақат ΔH° ёрдам беради. Бу холда ΔH° катта манфий кийматга эга булади. $\Delta H^{\circ} < 0$,

3. $\Delta H^{\circ} > 0$, булиб, энтропия фактори ΔH° дан анча катта булганида хам реакция уз - узича бориши мумкин.

ХИМИЯВИЙ КИНЕТИКА ВА ХИМИЯВИЙ МУВОЗАНАТ. ХИМИЯВИЙ РЕАКЦИЯ ТЕЗЛИГИ

Режа: 1. Кимёвий реакциялар тезлиги

2. Кимёвий реакция тезлигига таъсир этувчи омиллар

3. Кимёвий мувозанат. Ле-шателъе принципи

Химиявий реакцияларнинг тезлиги хақидаги тушунча химиядаги энг мухим тушунчалардан биридир.

Химиявий реакцияларнинг тезлиги хақидаги таълимот химиявий кинетика дейилади.

Химиявий реакциянинг тезлиги деганда реакцияга киришаётган моддалардан бирининг концентрациясининг вақт бирлиги ичида узгариши тушунилади.

Модданинг хажм бирлигидаги микдори концентрация деб аталади. Реакцияларнинг тезлигини улчашда концентрациялар одатда 1 литр хажмдаги модданинг моллари (грамм-молекулалари) сони билан ифодаланади.

Масалан, тезлик 2 моль/мин дейилса, бир минутда реакцияда иштирок этаётган модданинг концентрацияси 2 моль узгарган булади.

Реакция тезлигини реакцияда иштирок этаётган модданинг концентрациясига реакция бораётган шароитга (t -га, моддалар сиртининг катта-кичиклигига, ва катализатор иштирок этиш-этмаслигига боғлиқ).

Одатда, кутбсиз молекулали моддалар реакцияга секин киришади, осон кутбланувчи ёки кутбли моекулалар тезроқ, ион боғланишли моддалар сувдаги эритмаларда узаро жуда тез реакцияга киришади.

1. Реакцияга киришаётган моддалар концентрациясининг таъсири.

А ва В моддалар узаро химиявий реакцияга киришиши учун уларнинг молекулалари ёки заррачалари бир-бири билан тукнашиши керак. Тукнашувлар канчалик куп булса, реакция шунчалик тез боради. Реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрациялари канчалик юкори булса, тукнашувлар сони хам шунчалик куп булади. Шу мулохазалар ва куп тажрибалар асосида химиявий кинетиканинг асосий қонуни келиб чиқади:

Химиявий реакциянинг тезлиги реакцияга киришаётган моддалар концентрацияларининг купайтмасига пропорционалдир - массалар таъсири қонуни.

Масалан, А ва В моддалар реакцияга киришаётган булса,

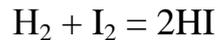
$$V = k[A] [B]$$

бунда $[A] [B]$ - А ва В моддаларнинг моляр концентрацияси.

k - пропорционаллик коэффициенти булиб, реакциянинг тезлик константаси дейилади.

Агар A ва B ларни 1 га тенг деб олсак, яъни реакцияга киришаётган моддалардан ҳар бирининг концентрацияси 1 молга тенг булганда бу константа реакция тезлигига тенг.

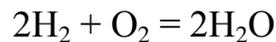
Узгармас температурада ҳар қайси реакциянинг тезлик константаси k узгармас катталиқдир. k - канчалик катта булса, айти моддалар реакцияга шунчалик тез киришади. Мисол учун водород йодид ҳосил булишини куриб чикайлик:



Тезлиги:

$$V = k[H_2] [I_2]$$

Сув ҳосил булиш процесси

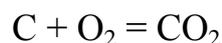


$$V = k[H_2] [H_2] [O_2] = k[H_2]^2 [O_2]$$

Умумий ҳолда $mA + nB = e$

$$v = k[A]^m [B]^n$$

Агар реакцияда газлар ёки эритмалар билан бирга каттик моддалар ҳам иштирок этса, реакция тезлиги фақат газ ҳолатидаги ёки эриган моддаларнинг концентрацияларига боғлиқ ҳолдагина узгаради. Масалан кумирнинг ёниш процесси



Тезлик кислороднинг концентрациясигагина пропорционал булади.

$$V = k[O_2]$$

2. Температуранинг таъсири.

Реакция тезлигининг температурага боғлиқлиги Вант - Гофф коидаси билан аниқланади, яъни:

Температура ҳар 10 градусга кутарилганда купчилик реакцияларнинг тезлиги 2-4 марта ортади.

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

Математик ифодаси:

V_{t_2} ва V_{t_1} - реакциянинг охириги t_2 ва бошлангич t_1 температурадаги тезликлари.

v - реакция тезлигининг температура коэффициенти. У реакцияга киришаётган моддаларнинг температураси 10 градусга кутарилганда реакция тезлигининг неча марта ортишини курсатади.

Температура арифметик прогрессия билан кутарилганда, тезлик геометрик прогрессия буйича кутарилади.

Реакция тезлиги температура кутарилиши билан ортишига сабаб шуки, температура кутарилганда заррачаларнинг харакати тезлашади ва натижада вақт бирлигидаги тукнашишлар сони ортади.

Молекулалар орасида реакция содир булиши учун зарур энергиянинг минимум запаси активланиш энергияси дейилади. Активланиш энергиясига эга булган молекула актив молекула деб аталади. Актив молекулаларнинг тукнашуви эффектив тукнашув дейилади. Факат эффектив тукнашувлардагина химиявий реакция содир булади.

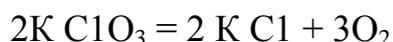
Реакциянинг активланиш энергияси канча катта булса, реакция шунча секин булади. Демак реакция тезлигини ошириш учун

1 - актив молекулалар сонини ошириш.

2 - активланиш энергиясини камайтириш керак.

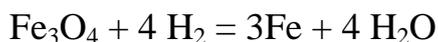
Химиявий мувозанат (Кайтар химиявий реакциялар).

Купгина химиявий реакцияларда, реакция учун олинган моддалар реакция натижасида тамомила бошка моддаларга айланади ёки охиригача боради. асалан, бертоле тузи киздирилганда калий хлоридга ва кислородга колдиксиз айланади.

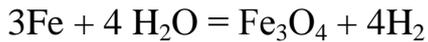


Бу реакция бир томонлама реакция дейилади ва охиригача боради.

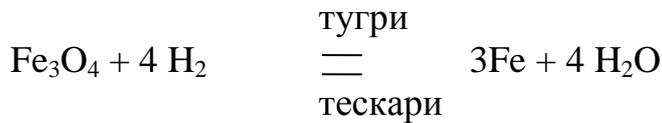
Водород билан темир куюндиси орасида борадиган реакция тамомила бошка. Агар каттик киздирилган темир куюндиси устидан водород утказилса, темир куюндиси темирга айланади, водород эса темир куюндиси таркибидаги кислород билан бирикиб, сув хосил килади:



Иккинчи томондан худди шундай температурада темир кукунига сув буги таъсир эттириб темир куюндиси хамда водород олиш мумкин.



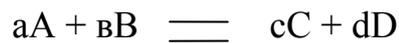
Бир шароитнинг узида икки томонга ҳам бора оладиган процесслар кайтар ёки икки томонлама процесслар деб аталади.



Кайтар реакцияларнинг узига хос хусусияти шундан иборатки, агар реакция махсулотлари узаро таъсир доирасидан чиқариб юборилмаса, бу реакциялар охиригача бормайди.

Тугри ва тескари реакцияларнинг тезликларига узаро тенг булган ҳолатда химиявий мувозанат қарор топади, яъни кайтар реакциялар охиригача бормайди. Химиявий мувозанат қарор топиши билан тухтайди, яъни вақт бирлиги ичида канча модда реакцияга киришса, худди шунча микдор модда қайта ҳосил булади, процесс тухтаб қолмайди. Узгармас шароитда химиявий мувозанат ҳамма вақт сақланиб туради, лекин шароит узгариши билан мувозанат бузилади, ҳар қандай мувозанат нисбийдир.

Масалан қуйидаги реакция бораётган бўлсин:



Массалар таъсири қонунига қура, тугри реакция тезлиги

$$V_1 = K_1 [\text{A}]^a [\text{B}]^b$$

Тескари реакция тезлиги $V_2 = K_2 [\text{C}]^c [\text{D}]^d$

K_1 ва K_2 - тугри ва тескари реакцияларнинг тезлик константалари.

Реакция давом этган сари, реакция учун олинган моддаларнинг концентрациялари $[\text{A}]$ ва $[\text{B}]$ камайиб боради, ва тугри реакция тезлиги V_1 , ҳам камайиб ҳосил бўлаётган моддаларни концентрацияси $[\text{C}]$ ва $[\text{D}]$ ортади ва V_2 тескари реакция тезлиги V_2 га тенг бўлиб қолади. Қарама-қарши томонга бораётган процессларнинг тезлиги бир-бирига бараварлашганда мувозанат қарор топади. Реакцияда иштирок этаётган моддаларнинг концентрациялари мувозанат ҳолатигача узгаради, мувозанат қарор топганда эса узгармай қолади.

Мувозанат ҳолатидаги концентрация мувозанат концентрацияси дейилади, яъни мувозанат ҳолатида

$$V_1 = V_2 \qquad \begin{aligned} v_1 &= K_1[\text{A}]^a[\text{B}]^b \\ v_2 &= K_2[\text{C}]^c[\text{D}]^d \end{aligned}$$

Демак,

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

бундан

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

$$K_2 \quad [A]^a [B]^b$$

К - мувозанат константаси.

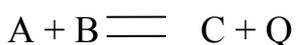
Демак, мувозанат константаси шуни курстатдики, хосил булган моддалар мувозанат концентрациялари купайтмасининг дастлабки моддалар мувозанат концентрациялари купайтмасига нисбати узгармас кийматга эга булганда химиявий мувозанат карор топади.

Химиявий реакцияларнинг мувозанат холатига температура, босим ва реакцияда иштирок этаётган моддаларнинг концентрациялари таъсир этади. Ташки шароит таъсирида концентрациянинг узгариши мувозанатнинг силжиши дейилади. Бу холат Ле-Шательенинг куйидаги принципига буйсунади:

Системанинг химиявий мувозанат холатига доир шароитлардан (температура, босим, концентрация) бири узгартирилса, мувозанат шу узгаришга карши таъсир курсатувчи реакция томонга силжийди.

Температуранинг таъсири.

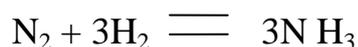
Ле - Шателье принципига мувофик температуранинг кутарилиши реакцияни иссиклик ютиладиган томонга силжитади:



А ва В дан С модда хосил булишида иссиклик ажралиб чикади (экзотермик реакция). С модданинг А ва В моддаларга ажралишида иссиклик ютилади. (эндотермик реакция). Агар мувозанатда турган бу система киздирилса, ташки таъсир системанинг температурасини оширади. Бу таъсирни йукотиш учун реакция унгдан чапга бориши, яъни С мода ажралиши керак, чунки бунда иссиклик ютилади. Шундай килиб, температуранинг кутариш мувозанатни эндотермик реакция томон, температуранинг пасайтириш эса иссиклик ажралиб чикадиган - экзотермик реакция томон силжитади.

Босимнинг таъсири.

Бу таъсирни аммиак синтезида курамиз

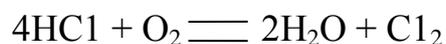


Чап томонда 4 та молекула, унга 2 та бор процесс чапдан унга борганда (NH_3 хосил булганда) молекулалар сони пасайиши сабали босим камаяди, аксинча унгдан чапга борганда босим ортади. Агар мувозанатдаги бу системанинг босими оширилса, система уз босимини камайтириши керак, яъни мувозанат чапдан унга NH_3 хосил булиш томонга силжиши керак.

Шунинг учун NH_3 синтези юкори босим остида олиб борилади.

Концентрациянинг таъсири.

Агар мувозанатда иштирок этаётган моддалардан бирортасининг концентрацияси оширилса, мувозанат шу модда концентрациясининг камайишига олиб келадиган реакция томон силжийди.

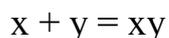


Мувозанатни унга силжитиш учун Cl_2 ва сув нинг концентрациясини камайтириш керак (яъни реакция зонасидан чиқариш керак) ёки O_2 ва HCl концентрациясини ошириш керак.

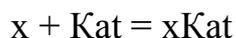
Катализ.

Реакция тезлигини узгартирувчи моддалар катализаторлар дейлади. Катализаторлар активланиш энергия анча кам булганда ҳам реакциянинг боришига ёрдам беради, реакция тезлигини бир неча марта оширади.

Катализатор қайтар процессларда тугри реакция тезлигини ҳам, тескари реакция реакция тезлигини ҳам бир хил даражада узгартириб, мувозанатни тез қарор топишига имкон беради, бунда мувозанат константаси узгармайди. Катализатор таъсирида олиб бориладиган реакция катализ дейлади. Катализ реакция борган фазага қараб, гомоген ва гетероген катализга булинади. Гомоген катализда реакцияга киришувчи моддалар ҳам, катализатор ҳам бир фазада, гетероген катализда ҳар хил фазада булади.



Секин борадиган реакция катализатор таъсирида оралик бирикма ҳосил булади.



Бу бирикма (y) билан реакцияга киришиб, $x\text{Kat} + y = xy + \text{Kat}$ ажралиб чиққан катализатор x билан яна реакцияга киришади ва ҳоказо.

СУВ . СУВНИНГ ФИЗИК ВА КИМЕВИЙ ХОССАЛАРИ

- Режа:** 1. Сувнинг каттиклиги ва уни йукотиш усуллари
 2. Сувнинг ҳолат диаграммаси
 3. Сувнинг кимёвий хоссалари

Сув водород ва кислороддан иборат мураккаб модда. Сув таркибида 11,1% водород, 88,81% кислород бор. H_2O . Умуман ер шарининг $3/4$ қисмини сув қоплаб туради. Табиий сув мутлақо тоза ҳолда бўлмайди. Энг тоза сув ёмғир сувидир. аммо бунда ҳам хаводан камраб олинган турли қушимчалар, эриган газлар, микроорганизмлар бўлади. Сувда учрайдиган моддаларнинг таркиби сувнинг келиб чиқишига боғлиқ. Дарё ҳамда булок сувларида асосан Ca ва Mg бикарбонатлари бор. Улар асосан сувнинг каттиклигини ташкил этади.

$$K = \frac{MgCa}{20,04} + \frac{Mr Mg}{12,16}$$

K - каттиклик.

Mr Ca ва Mr - 1 л сувдаги Ca ва Mg ионларининг Mr ҳиссиёти.

$K < 4$ Mg - экв/л юмшоқ, 4-8 булса, уртача каттик, 8-12 каттик сув ҳисобланади.

Таркибида қуп микдорда кальций ва магний тузлари (Ca^{+2} ва Mg^{2+} ионлари) бўлган табиий сув каттик сув деб аталади. Шу тузлар сувда кам ёки бутунлай эримаган булса, бундай сув юмшоқ сув дейилади.

Тупрокдаги сувлар, кальций ва магний тузлари, $CaCO_3$, $MgCO_3$, $CaSO_4$, $MgSO_4$ ва ер қобиғида бўлган бошқа тузларнинг узаро таъсири натижасида каттик бўлиб қолади. $CaSO_4$ сувда оз микдорда бевосита эриб, унга каттиклик беради. Ca ва Mg карбонатларнинг эриши тупрокдаги CO_2 таъсирида боради, натижада эримайдиган карбонатлар, қисман эрийдиган бикарбонатларга айланади.



Ҳосил бўлган бикарбонатлар эритмага утиши билан, улар тупрокдаги сувга ва тупрок ости сувига каттиклик беради.

Кальций ва магний тузлари, уз таркибига қараб, сувга икки хил - муваққат ва доимий каттиклик беради.

Ca ва Mg бикарбонатлар сувга муваккат, яъни карбонатли - йукотиладиган каттиклик бераи.

Сув кайнаганда бикарбонатлар парчаланиб, эрмайдиган холга утади:



Сув таркибидаги кальций хлорид ва кальций сульфат, магний хлорид ва магний сульфат (CaCl_2 , CaSO_4 , MgCl_2 , MgSO_4) сувга доимий каттиклик беради. Ca ва Mg нинг сувда эриган хамма тузларининг умумий микдори сувнинг умумий каттиклигини белгилайди.

Сувнинг каттиклиги 1 л сувда булган Ca ва Mg ионларининг миллиграмм - эквивалентлари (мг - экв/л) билан ифодаланади.

Сувда бошка моддалар эриган булганидек, сувнинг узи хам бошка моддалар таркибида булади: Химиявий бирималар таркибида учрайдиган сувлар куйидагича номланади:

1. Конституцион сув - бундай сув химиявий бирикма билан каттик боғланган булади. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ кальций бикарбонат таркибидаги сув.

2. Кристаллизацион сув - бундай сув химиявий бирикма билан маълум стехиометрик нисбатда бириккан булади. Гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ магний сульфат $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

3. Гигроскопик сув - баъзи моддалар хавода турганда нам тортиб қолади, ана шундай сув гигроскопик сув дейилади. Сувни тозалаш учун у филтрланади, яъни сувни шогал, кум, баъзан говак сопол филтрдан утказилади. Сувни филтрлашда аввал унга алюминий сульфат кушиб тиндирилади. Ундаги микробларни улдириш учун сувга оз микдорда (1литрга 1мг) хлор куйилади. Тоза сув олиш учун водопровод суви шиша, кварц, платина ёки калайдан ясалган идишларда хайдалади натижада дистилланган сув олинади.

Сувнинг физик хоссалари.

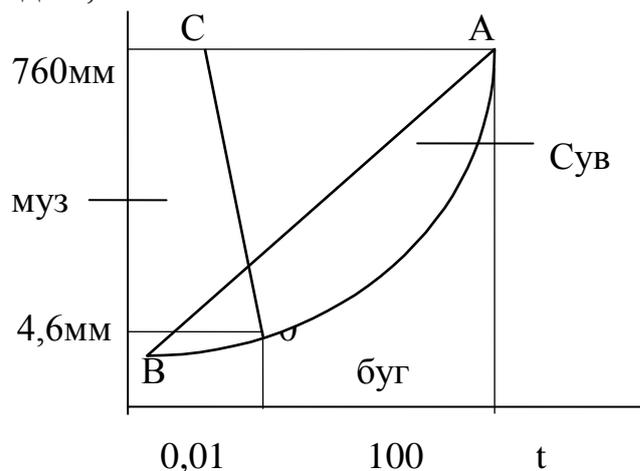
Тоза сув хидсиз, мазасиз, суюклик, юпка сув катлами рангсиз, калин сув катлами хаво ранглидир, чунки сув спектрнинг кизил нурларини ютади. Кизил ранг учун кук ранг кушимча ранг булганлиги учун калин сув каватдаги сув хаво ранг тусга эгадир. Сув $+4^{\circ}\text{C}$ да энг катта зичлиги. $1\text{г}/\text{см}^3$ 4°C дан юкори ва паст температурада хам зичлиги камаяди. Бу ходиса сувнинг зичлик аномалияси деб аталади. Шу сабабдан кишда сувнингтаги музламайди. Тоза сув 0°C музлаб, 760 мм симоб устуни босимида 100°C да кайнайди. Тоза сувни силиштирма иссиклик сизими барча суюк ва каттик моддаларникидан катта булса, 4,18 Ж/г тенг, яъни 1 г сувни 1 С иситиш учун бошка моддалардан кура купрок иссиклик сарфлаш керак. Бу сувнинг иссиклик сизими аномалиясини ташкил этади.

Сув уч агрегат холатда 1)муз, 2)сув, 3)буг холатда булади. Сув доим бугланиб туради. Сув бугининг босими, барча суюкликлар каби температура ошган сайин ошади.

Сув берк идишда бугланганда икки карама-карши процесс содир булади: булардан бири сув молекулаларининг сув сиртидан буг фазага утиши булса, иккинчи молекулаларнинг буг фазадан сув фазага утишидир. Сув устидаги фазо бугга туйинганиа суюк ва буг фаза узаро динамик мувозанат холатда булади, яъни вақт бирлиги ичида сув фазадан буг фазага утадиган молекулалар сони, вақт бирлиги ичида буг фазадан сув фазага утадиган молекулалар сонига тенг булади.

Суюкликнинг буг босими атмосфера босимига тенг булса, суюклик шу температурада кайнайди. Бу температура суюкликнинг кайнаш температураси дейилади.

Муз хам, худди сув каби булинади. Берк фазада унинг бугланишидан хосил буладиган бугнинг босими айти температура учун муайян бир кийматга етгунча бу муз бугланаверади. Муз бугининг $0,01^{\circ}\text{C}$ даги босими сув бугининг $0,01^{\circ}\text{C}$ даги босимига, яъни симоб устуни хисобида $4,6\text{ мм}$ га тенг. Температура пасайган сари муз бугининг босими тез камаяди. -20°C да $0,8\text{ мм}$ босим.



ОА - сув босимини, ОВ - муз буги босимини курсатувчи чизиклар.

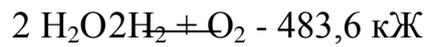
ОА эгри чизигининг нукталари сув билан буг кандай температура ва кандай босимда бир вақтнинг узида мувозанатда була олишини курсатади.

ОВ эгри чизикнинг нукталари эса муз билан буг орасидаги мувозанат шароити курсатади. Иккала эгри чизик 0 нуктада кесишади, бу нукта учала фаза кандай температура ва кандай босимда мувозанатда була олишини курсатади. Бу холда система буги- сув- муз биргина босимда ($4,6\text{ мм}$ симоб устуни) ва факат биргина температурада ($0,01^{\circ}\text{C}$) биргаликда була оади. Температура оширилса, муз суюкланиб кетади, температура пасайрилса эса, сув музлаб қолади. Агар босим оширилса, буг конденсатланади.

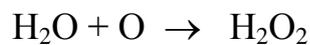
Сувнинг химиявий хоссалар.

1) Икки хажм водород билан бир хажм кислород реакцияга киришганда жуда куп иссилик чикади, калдирок газ деб аталган бу аралашма портлатилганда температура 3000 С дан ортиб кетади. Бунинг учун аралашмани 530 С киздириш керак.

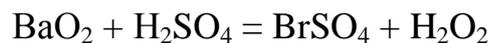
2) Сув молекулалари ниhoятда куп микдор иссилик чикиши билан хосил булганлиги сабабли сув, исикка жуда чидамли. Сув буги 1000 С дан юкори температурада диссоциялана бошлайди.



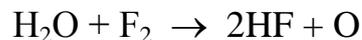
Сув ниhoятда баркарор модда. Сув атомар кислород билан бирикиб, водород пероксид хосил килади.



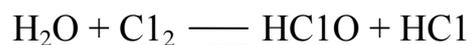
Лабораторияда - барий пероксидга H_2SO_4 таъсир эттириб, H_2O_2 оламиз.



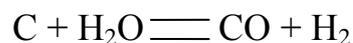
Сув газ холидаги фтор билан реакция киришиб, атомлар кислородни ажратиб чикаради:



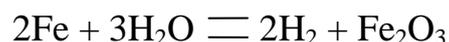
Сув хлор билан реакцияга киришади:



Буг холидаги кумир оркали сув буги утказилса СО билан H_2 хосил булади



Чугланган темир факт сув буги билан реакцияга киради.



Дейтерийнинг кислородли бирикмаси D_2O ни огир сув деб аталади. Тузлар огир сувда оз эрийди. Огир сув ядро курилмаларида ишлатилади.

МАЪРУЗА 10

Эритмалар.

Режа: 1. Эритмаларнинг турлари

2. Эрувчанлик

3. Эритма концентрациясини ифодалаш усуллари

Икки ёки бир неча компонентдан иборат каттик ёки суюқ гомоген система эритма деб аталади.

Уз агрегат ҳолатини эритмага утказувчи модда эритувчи ҳисобланади. Эритма бир жинсли система булгани учун микроскоп ёки куз билан эритма ичидаги эритувчи ва эриган модда заррачаларини ажратиш бўлмайди. Эритма таркибини узгартириш мумкин. Масалан H_2SO_4 ёки HNO_3 ни сув билан ҳар қандай нисбатда аралаштириш мумкин. Лекин жуда қўқ моддалар айни температурада малум микдорда эрийди. Уй температурада $NaCl$ сувда 26,48% эрийди.

Эритма механик аралашма билан химиявий бирикма орасидаги оралик ҳолатни эгаллайди.

Эритмаларнинг физик хоссалари (қайнаш температураси) эриган модда микдори ортуви билан узгаради.

Эрувчи моддадан айни шароитда эритмага яна қушилганда у эриса бундай эритма туйинмаган эритма дейилади. Агар эритмага яна қушилганда эрувчи модда бошқа эримай қолса, бу эритма туйинган эритма дейилади.

Баъзи тузлар эритмасида туйиниш чегарасидан ҳам ортиқ микдордаги тузни эритиш мумкин. Бундай эритмалар ута туйинган эритмалар дейилади.

Эриган модданинг улчамига қараб эритмалар қуйидагиларга бўлинади:

- а) 1нм-нанометргача -чин эритмалар
- б) 1-100 нм - қоллоид эритмалар
- в) 100 нм дан қатта - дағал эритмалар.

Эритманинг электр тоқини утқизишига қараб:

- а) Электролит моддаларнинг эритмалари (Ионли бирикмалар)
- б) Электролитмас моддаларнинг эритмалари.(Қутбли қавалент боғли бирикмалар, шақар эритмаси, органик моддалар)

Эритмалар суюқ қаттик ва газ ҳолатда бўлади.

Эритмалар концентрацияси.

Эритманинг концентрацияси - шу эритмада эриган модданинг микдоридир. Эритма концентрацияси қуйидаги усулларда ифодаланади.

1. Эритманинг % концентрацияси. Эриган модда микдори эритма огирлигининг неча % ташкил этишини курсатувчи микдор % концентрация дейилади. Мс: NaCl нинг 20% ли эритмасида 80 огир кисм сувга 20 огирлик кисм NaCl тугри келади.

Масса улуши- эриган модда массасининг эритма массасига нисбати:

$$\omega = \frac{m_{\text{эриган модда}}}{m_{\text{эритма}}}$$

$$m_{\text{эритма}} = m_{\text{эриган модда}} + m_{\text{эритувчи}}$$

2. Эритманинг моляр концентрацияси. Бир литр эритмада эриган модданинг моллари сони билан ифодаланган концентрация моляр концентрация дейилади. H₂SO₄, 1 литр. 1 г м -98 гр H₂SO₄.

$$C_M = \frac{m_{\text{модда}}}{M \text{ (молекуляр масса модда)}} \quad C_M = \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

3. Эритманинг нормал концентрацияси. 1 л эритмадаги эриган модданинг грамм - эквивалентлари сони билан ифодаланган концентрацияси нормал концентрация дейилади ва **n** билан белгиланади.

Мс: 0,1н KOH - калий гидроксиднинг децинормал эритмаси.

$$C_N = \frac{\text{Г-ЭКВ}}{\text{л}} \quad C_N = \frac{m_{\text{модда}}}{\text{Г-ЭКВ}}$$

4. Эритманинг титри. 1 мм эритмада эриган модданинг г- экв, г ёки мг билан ифодаланган микдори шу эритманинг титри деб аталади. Т билан белгиланади:

$$T = \frac{N \text{ г- экв}}{1000}$$

Мс: H₂SO₄ децинормал эритмасини мг/мл билан ифодаланган титри хисоблансин.

Ечиш H₂SO₄ - 2 асосли кислота. г экв = 98:2 = 49.

$$0,1 * 49$$

$$T = \frac{\quad}{1000} = 0,0049 \text{ г/мл}$$

Мураккаб модданинг г экв. куйидагича хисобланади.

1) кислотанинг г экв унинг г молекуласининг асослигига нисбатига тенг. Мс H₂SO₄ 98 : 2 = 49 г

2) Асоснинг г экв унинг г молекуласи ундаги металл валентлигига нисбатига тенг: $\text{Ca(OH)}_2 \quad 74 : 2 = 37 \text{ г.}$

3) Тузнинг г экв унинг г молекуласи ундаги металл атомлари сонини металл валентликлари купайтмасини нисбатига тенг.

$\text{г экв} = 2M : 2 = \text{Ca(NO}_3)_2 = (40 + 62 \cdot 2) : 2 = 164 : 2 = 82 \text{ Ca(NO}_3)_2$

$\text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{г экв} = 2M : 3 = 164 : 3 = 54,7 \text{ г Na}_3\text{PO}_4$

5) Эритманинг моляр концентрацияси 1000 г эритувчида эриган модданинг моллари сони билан ифодаланган концентрация моляр концентрация дейилади.

$$m = \frac{q \cdot 1000}{L \cdot M(\text{моль})} \quad \text{q- Эриган модданинг массаси.}$$

$$\text{L- эритувчининг массаси}$$

6) Эритманинг зичлиги 1 см^3 эритмада эриган модданинг грамм хисобидаги микдори билан ифодаланган катталиқ эритманинг зичлиги дейилади ва г/см^3 билан ифодаланади.

Агар реакцияда сарф буладиган эритмани хажмларини, V_1 ва V_2 нормалликларини H_1 ва H_2 десак

$$V_1 : V_2 = H_1 : H_2 \quad \text{ёки} \quad H_1 = (V_2 - H_2) / V_1$$

$$V_1 : H_1 = V_2 : H_2$$

Эрувчанлик.

Модданинг бирор эритувчида эрий олиш хусусияти модданинг эрувчанлиги деб аталади. Модданинг эрувчанлиги эрувчи ва эритувчининг табиатига, температура ва босимга боғлиқ.

Айни модданинг маълум температурада 100 г эритувчида эриб туйинган эритма хосил киладиган массаси унинг эрувчанлик коэффициентини деб аталади.

Узгармас температурада маълум хажм суюқликда эриган газнинг массаси шу газнинг босимига тугри пропорционал булади - Генри қонуни.

$$m = k P$$

m - маълум хажмдаги суюқликда эриган газнинг массаси,

P - газ босими,

k - пропорционаллик коэффициентини.

Бир газнинг эришига аралашмадаги бошка газлар ҳеч қандай ҳалал бермайди, эриш газнинг порциал босимигагина пропорционал булади (Генри - Дальтон қонуни).

1 г эритувчида температурада ва P босимда эрий оладиган газ хажми газнинг эрувчанлик коэффициентини дейилади.

МАЪРУЗА 11

НОЭЛЕКТРОЛИТ МОДДАЛАР ЭРИТМАЛАРИНИНГ ХОССАЛАРИ.

Режа: 1. Осмос ходисаси

2. Эритмаларнинг буг босими

3. Эритмаларнинг кайнаш ва музлаш температураси

Эритмаларнинг хоссаларига эритмадаги диффузия, осмос ходисаси, эритманинг буг босими, музлаш ва кайнаш температураси ва бошқалар киради.

а) Бир модда заррачаларининг иккинчи модда ичида таксимланишига диффузия деб аталади.

Эритмалара диффузия ходисасини пухта урганиш натижасида куйидаги қонуниятлар чиқарилган:

1) Эритмаларда диффузия жуда суёт боради.

2) Диффузия туфайли заррачалар концентрация юқори булган жойдан концентрация кам булган жойга утади ва ниҳоят система бир хил концентрацияга эришади.

3) Эритмаларда диффузия туфайли оғирлик кучи ҳам енгиледи, ҳар қандай оғир туз эритмаси устига сув солсақ, оғир заррачалар юқорига кутарилади.

4) Диффузия ходисаси иккала мода заррачалари бир-бирининг орасига киришади.

5) Агар эритувчи билан эритма уртасига ярим утқазгич парда куйсақ, бу парда орқали эритувчи заррачалари эритмага утиб уни суёлтира бошлайди.

Эритувчи заррачаларининг ярим утқазгич парда орқали утиш процесси осмос дейилади.

Осмос натижасида осмотик босим ҳосил булади. Бу босим осмос ходисасини тухтатиш учун, яъни эритувчи молекулаларини пардадан утқазмаслик учун эритмага бериш керак булган ташки босимга тенгдир.

1877 йилда Пфэффер осмотик босимни улчаш учун имкон берадиган ярим утқазгич пардалар тайёрлади. Булар - пергамент қогоз, махсус ишлов берилган сопол идиш булиши мумкин.

Туби ярим утқазгич парда билан қопланган (мн) идиш (Б) га қанд эритмаси куйилган. Бу идиш стакан (А) даги тоза сувга туширилса қанд молекулалари стакандаги сувга ута олмайди, лекин сув молекулалари стакандан эритма бириктирилган. (Т) най орқали SS_1 нуктагача кутарилиб, (Н) баландликда тухтайди ва най ичида гидростатик босим ҳосил булади. Бу пайтда ярим утқазгич парда орқали иккила томонга утаётган сув молекулаларининг миқдори тенглашади ва мувозанат қарор топади.

Осмог ходисаси хайвон ва усимликлар хаётида муҳим роль уйнайди. Хужайра қобиғи сувни осон утқазиб, хужайра суюқлиғида эриган моддаларни деярли бутунлай утқазмайдиған пардадир.

Осмотик, босим қийматини аниқ улчаш натижасида қуйидағи икки қоида қелиб қикади:

1. Эритманинг осмотик босими эриган модда концентрациясига тугри пропорционал.

2. Осмотик босим эритманинг абсолют температурасига пропорционал.

1886 йилда Голландиялик олим Вант - Гофф Пфеффер топган натижаларни Бойлл - Мариотт ва Гей - Люссак қонунларига ухшашлигини қурсатди. Шунга қура эриган модда эритма ичида худди газ қолатиға ухшаш қолатда булади. Вант - Гофф эритмаларнинг осмотик босими учун Менделеев Қлапейрон тнгламасига ухшаш қуйидағи тенгламани тақлиф қилди.

$$P V = nRT$$

P - эритма осмотик босими,

V - эритма қажми,

n - эриган модданинг моль-молекула сони.

R - газ қонстантаси,

T - эритманинг абсолют температураси. Бу билан у Авогадро қонуни ҳам эритмалар учун тақбиқ этилиши мумкинлигини қурсатди.

Масалан 1 л эритмада 1 моль эрувчи модда булса, бундай эритманинг осмотик босими 22,4 атм га тен булиши қерак, қунки $P = (n/V)RT = 0,082 * 273 = 22,4$ атм, бу тенгламада $(m/V) = c$ моляр концентрация эканлигини қисобга олсак.

$$P = C R T \quad \text{қелиб қикқан.}$$

Агар эриган модда эритма температурасида газ қолатиға булиб, эритма қажмига баровар қажми эгалласа, бу газнинг босими эритманинг осмотик босимиға тенг булади.

Бу қонун эритмаларнинг осмотик босими концентрацияси ва абсолют температураға боғлиқ булиб, эрувчи модда табиатиға боғлиқ эмаслигини қурсатади.

Эритмаларнинг буг босими.

Хар бир суюқ ва қаттиқ қисм бирор температурада маълум буг босимиға эға булади. Бу босимни қаттиқ ва суюқ модда сиртидан қикаётған заррақалар қосил қилади. Буг босими баромтерик най ёки манометр билан улчанади.

Суюқликда бирор модда эритилса, эрувчи ва эритувчи модда молекулалари бир-бириға таъсир этиши туфайли, суюқликнинг бугланиши қийинлашади, шунинг учун эритма сиртидан вақт бирлиги ичида ажралиб

чикадиган сув молекулаларининг сони, тоза сув сиртидан чикадиган молекулалар сонига караганда оз булади, яъни $P_1 < P_1^0$.

P_1 - эритма устидаги буг босими

P_1^0 - тоза эритувчининг буг босими.

$P_1 < P_1^0$ дан фойдаланиб, бир неча мухим конун чикарилган . Эритма буг босимини пасайиши сабали, эритманинг музлаш температураси тоза эритувчининг музлаш температурасидан паст булади, кайнаш температураси юкори булади. Эритмаларда буладиган осмос ходисаси хам буг босимининг пасайишига боглик. Бу хусусиятлар эритмаларнинг коллигатив хусусияти деб аталади. Бундан фойдаланиб, эриган модданинг молекуляр массасини хисоблаш мумкин.

Раулнинг конунлари.

Фрнцуз олими Раул 1886(7) йилда суюкликларнинг буг босими хакида куйидаги конунни кашф этди:

Электролитмас моддаларнинг суюлтирилган эритмаларида узгармас температурада буг босимининг пасайиши маълум микдордаги эритувчида эриган модданинг массасига тугри пропорционал булиб, модда табиатига боглик эмас.

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

P_0 - тоза эритувчи бугининг босими.

P - эритма бугининг босими.

$P_0 - P$ - эритмада эритувчи буги босимининг пасайиши (ΔP)

$(P_0 - P)/P_0$ - эритмада эритувчи буг босимининг нисбий пасайиши.

n_2 - эриган модданинг моль сони

$n_2/(n_1 + n_2) = N_2$ - эриган модданинг моляр кисми.

Бундан Раул конунини кискача:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_2$$

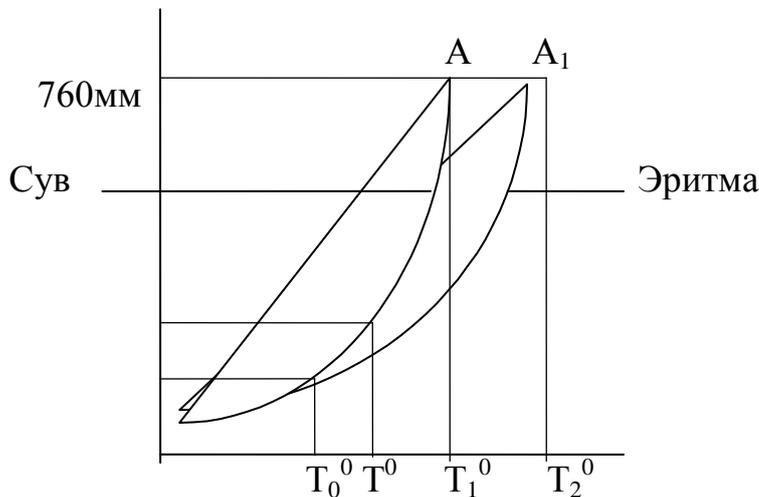
яъни, эритувчи буги босимининг нисбий пасайиши эриган модданинг моляр кисмига тенг.

Суюлтирилган эритмаларда эриган моданинг моль сони n_2 эритувчининг моль сонига нисбатан кичик булгани сабабли, суюлтирилган эритмалар учун Раульнинг 1 конуни.

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n_2}{n_1}$$

Эритмаларнинг кайнаш ва музлаш температуралари.

Химияда эритманинг музлаш шартларини урганувчи булим **криоскопия** деб, кайнаш шартларини улчанувчи булиш эса **эбулпоскопия** деб аталади.



Эритма конструкцияси канча катта булса, у шунча юкори температурада кайнайди. Ушбу диаграммада ОА чизиги тоза эритувчи буг босимининг O_1A_1 - эритма буг босимининг ОВ - каттик холатдаги тоза эритувчи буг босимининг температура узгариши билан узгаришини курсатади. (ОВ чизиги ОА га караганда тикрок, чунки буг тугридан-тугри каттик холатга утганда куп иссиклик чиқади).

Тоza эритувчининг туйинган буг босими T_1^0 да 760 мм га етади. Шунинг учун тоза эитувчи T_1^0 да кайнайди. Эритманинг туйинган буг босими хамма вақт тоза эритувчиникидан паст булганли сабабли, унинг буги босимини 760 мм га етказиш учун уни T_1^0 гачва киздириш керак. Демак эритма T_2^0 да кайнайди.

Эритма кайнаш температурасининг кутарилиши $\Delta T = T_2^0 - T_1^0$, яъни **Эритманинг кайнаш температураси билан тоза эритувчининг кайнаш температураси орасидаги фарк эритма кайнаш температурасининг кутарилиши деб аталади.** (Раулнинг иккинчи қонуни.)

$$\Delta T = E C_m$$

C_m - моляль концентрация. E - эритувчининг эбулиоскопик константаси, яъни ΔT нинг киймти эриган модданинг моляль концентрациясига тугри пропорционал.

Суюкликнинг музлаш температурасида унинг туйинган буг босими муз буги босимига тенг булади. Сув 0^0C да музлайди, бунда сувнинг туйинган буг босими 4,6 мм га тенг музнинг туйинган буг босими хам 4,6 мм га тенг

АО чизиги билан ОВ чизиги 0 нуткасида учрашгани учун тоза эритувчи (O, A_1) муз бугининг босим чизиги (ОВ) билан O_1 нуктада

учрашади. Шунинг учун эритма T_0^0 да музлайди. Демак эритманинг музлаш температураси тоза эритувчисиникига нисбатан паст булади.

$T^0 - T_0^0 = \Delta T$ - эритма музлаш температурасининг пасайиши дейилади.

Раулнинг иккинчи қонуни криоскопик қонун номи билан аталади ва қуйидагига ифодаланади. $\Delta T = K C_m$

K - криоскопик константа (ёки эбулиоскопик)

C_m - моляль концентрация

C_m - нинг урнига эриган моддасини (m) нинг молекуляр массаси M га нисбатини ёзиш

$$\Delta T_0^0 = K \frac{m}{M}$$

$m=1$ л эритмадаги эриган модданинг массаси, эсталган G микдор эритувчида эриган модданинг микдори $m G/M 1000$ бундан

$$\Delta T = \frac{1000 \text{ м.к.}}{M G}$$

Эриган модданинг молекуляр массаси

$K \cdot 1000 \text{ м}$

$$M = \frac{K \cdot 1000 \text{ м}}{\Delta T_0 G}$$

Эриган моддаларнинг молекуляр массасини эритмаларнинг музлаш температураси асосида ташкил криоскопия, қайнаш температураси асосида топиш эбулиоскопия деб аталади.

МАЪРУЗА 12

ЭЛЕКТРОЛИТЛАРНИНГ ЭРИТМАЛАРИ

- Режа:** 1. Электродитларнинг эритмалари. Изотоник коэффициент
2. Электродит диссоцияланиш назарияси
3. Кучли ва кучсиз электродитлар. Сувнинг ион купайтмаси
4. Ионли реакциялар

Сувдаги эритмалари электр токини утказувчи моддалар электродитлар дейилади. (кислота, асос ва тузлар). Сувдаги эритмалари электр токини утказмайдиган моддалар электродитмаслар дейилади.

Вант-Гофф ва Рауль конунларига электродит булмаган моддаларнинг сувдаги суюк эритмаларигина буйсунади. Туз, кислота, ва асосларнинг эритмалари бу конунларга буйсунмайди.

Электродитлар эритмаларининг осмотик босими Вант-Гофф конунига мувофик топилган осмотик босимдан хамма вақт катта булади, яъни

$$P = iCRT$$

i - изотоник коэффициент - 1 дан катта булади тажрибада топилади, яъни:

$$i = \frac{\Delta P'}{P} = \frac{\Delta T'_{\text{кай}}}{\Delta T_{\text{кай}}} = \frac{\Delta T'_{\text{муз}}}{\Delta T'_{\text{муз}}};$$

Электродит эритмасининг осмотик босими

$$\Delta P'/P = \frac{\Delta T'_{\text{кай}}}{\Delta T_{\text{кай}}}$$

Электродитмас эритмасининг осмотик босими

i - нинг киймати эритма концентрациясининг камайиши билан купайиб боради.

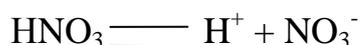
1887 йилда Швед олими Сванте Аррениус эритмаларнинг диссоцияланиш назариясини таклиф килди. Бу назарияга мувофик кислота, асос ва тузлар сувда эриган вақтда карама-карши зарядли ионларга ажралади. Бунинг натижасида эритмалардаги заррачаларнинг сони ортади ва шунинг учун электродит эритмаларининг осмотик босими худди шундай концентрациядаги электродитмас модда эритмасининг осмотик босимидан бир неча марта куп булади. Мусбат зарядланган заррачалар катионлар, манфий зарядланган заррачалар эса анионлар деб аталади.

Ош тузи бир-бирига тортилиб турувчи Na^+ ва Cl^- ионларидан таркиб топган. Лекин хар кайси ион уз холича харакат килмайди, сувда эритилганда сув молекулалари Na^+ ва Cl^- ионларини мусбат ва манфий кутблари билан куршаб олади. Натижада сув диполлари билан Na^+ ва Cl^-

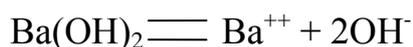
ионлари орасида тортишув вужудга келди. Бу боғланиш таъсирида ош тузи ионлари орасидаги тортишув кучсизланади ва улар орасидаги боғланиш узилиб, гидратланган сув молекулалари билан бириккан холда Na^+ ва Cl^- ионлари бир биридан ажралади, яъни эриган модда ионлари эритувчи молекулалари билан химиявий бирикиб ионларнинг гидрат-ларини ҳосил қилади.

Сувсиз эритмаларда ҳам ионлар эритувчи (масалан CH_3OH) молекулалари билан химиявий бирикади. Бу ҳодиса ионларнинг сольватланиши деб аталади.

Сувда эриганда водород ионларига ажраладиган электролитлар кислоталар деб аталади.



Сувда гидроксил ионларига ажраладиган электролитлар асолар деб аталади.



Тузлар металл ва кислота қолдигига диссоцияланади:



Диссоцияланиш даражаси.

Хар қандай концентрацияда тула диссоциялануви электролитлар кучли электролитлар дейилади. (HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , NaOH , Ba(OH)_2 , NaCl).

Эритмада қисман диссоцияланувчи электролитлар кучсиз электролитлар деб аталади. (CH_3COOH , NH_4OH , PbCl_2)/

Кучсиз эритмаларнинг қанчалик диссоцияланиши уларнинг диссоцияланиш даражаси билан баҳоланади.

Диссоцияланган молекулалар сонининг эриган модда молекулалари сонига нисбати айни электролитнинг диссоцияланиш даражаси деб аталади ва α харфи билан белгиланади.

α - қиймати электролитнинг табиатига, эритманинг концентрациясига, температура ва эритувчисини табиатига боғлиқ.

α билан i - изотоник коэффициент орасидаги боғланишни топамиз.

$$i = \frac{\alpha}{n - 1}$$

n - битта молекула диссоцияланганда ҳосил буладиган ионлар сони.

Масалан сувда N молекула электролит эриган бўлиб, хар қайси молекула n дона ионга ажралсин. Бу холда эритмада $N\alpha$ дона молекула ажралади ва улардан $N\alpha \cdot n$ дона ион ҳосил булади. Эритмада ажралган

молекулалар сони N - $N\alpha=N(1- \alpha)$, булади. Эритмадаги молекула ва ионларнинг умумий сони $N\alpha n + N(1 - \alpha)$ булади.

$$i = \frac{N\alpha n + N(1 - \alpha)}{N} = \alpha n + (1 - \alpha) = \alpha(n - 1) + 1$$

бундан $\alpha = (1 - \alpha) / (n - 1)$

Электр утказувчанлик.

Солиштирма электр утказувчанлик (λ_c) 1 мм эритманинг электр утказувчанлиги. Эквивалент электр утказувчанлик (λ_3) таркибида 1 г экв модда эриган эритманинг электр утказувчанлиги

$$\lambda_3 = \frac{\lambda_c}{C} = \lambda_c V$$

C - нормал концентрация, V - $1/C$ - эритманинг суюлтириш даражаси.

Эритма суюлтирилган сари эквивалент электр утказувчанлик маълум кийматгача бориб, сунгра узгармайди.

Эквивалент электр утказувчанликнинг бу максимал киймати чексиз суюлтирилгандаги эквивалент электр утказувчанлик ёки чексиз электр утказувчанлик дейилади λ_∞ билан белгиланади.

$$\alpha = \frac{\lambda_3}{\lambda_\infty}$$

Кучли ва кучсиз электролитлар.

Яхши диссоцияланувчи электролитлар кучли, ёмон диссоцияланувчи электролитлар кучсиз электролитлар булади. Диссоцияланиш даражаси 0,1 н эритмада 30% дан ортик электролитлар кучли, 2 дан 30% гача уртача кучли, 2% дан кичик булган электролитлар эса кучсиз электролитларга киради.

Кучли электролитларнинг суюлтирилган эритмаларидаги диссоцияланиш даражаси 100% булади. Аммо эритманинг концентрацияси ортиши билан диссоцияланиш даражаси камаяди. Бундай диссоцияланиш даражаси шартли диссоцияланиш даражаси дейилади. Шартли диссоцияланиш даражаси активлигини курсатади, кучли электролит эритмаси суюлтирилган сари унинг активлиги ортади, яъни шартли диссоцияланиш

даражаси хакикий диссоцияланиш даражасига якинлашиб боради, бинобарин актив концентрация хакикий концентрациядан кичик булади. Хакикий концентрация C , актив концентрацияни α билан белгиласак. $\alpha = f - C$

f - пропорционаллик коэффициент, бу α ни C дан канча кичиклигини курсатади ва активлик коэффициенти дейилади.

Диссоцияланиш константаси.

Электролитик диссоцияланиш процесси кайтар процесс булганлигидан, у массалар таъсири конунига буйсунади.



Электролитнинг мувозанат константаси:

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

Мувозанат константаси диссоцияланиш константаси деб аталади ва электролитнинг ионларга ажралиш даражасини характерлайди.

Диссоцияланиш константаси билан диссоцияланиш даражаси орасида аник боғланиш бор. Агар иккита ионга диссоцияланган электролитнинг моляр концентрациясини C билан, унинг диссоцияланиш даражаси α билан, у холда ионлардан хар бирининг концентрацияси $C\alpha$, диссоцияланган молекулалар концентрациясини $C(1 - \alpha)$ булади. Бунда диссоцияланиш константаси:

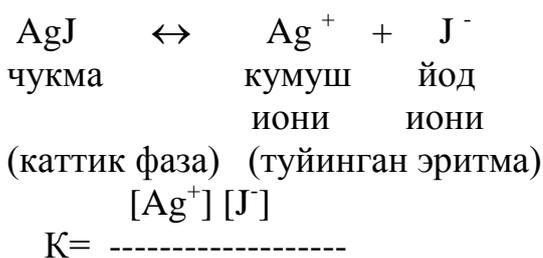
$$K = \frac{(C\alpha)^2}{C(1 - \alpha)} \quad \text{ёки} \quad K = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Бу ифода Оствальднинг суюлтириш конунин ифодалайди ва K маълум булса α ни топиш имкониятини беради. $1 - \alpha = \alpha$ булса, $K = C \alpha^2$.

$$\alpha = \sqrt{K/C} = \sqrt{K V}$$

Эрувчанлик купайтмаси.

Туйинган эритмада эриган модда чуқма билан мувозанатда булади.





Ёмон эрийдиган электролитларнинг туйинган эритмаларида ионлар концентрацияларининг купайтмаси маълум температурада узгармас микдордир. Бу купайтма маълум электролитнинггина эрувчанлигини характерлайди, шунинг учун у электролитнинг эрувчанлик купайтмаси.

$$\text{ЭК} = [\text{Ag}^+] [\text{I}^-]$$

Сувнинг ион купайтмаси.

Тоза сув жуда кам булсада электр токини утказди.



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

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

Сувнинг диссоцияланш даражаси жуда кичик булганлигидан узгармас катталиқ деб хисоблаш мумкин. Агар $[\text{H}_2\text{O}] K = K_w$ десак.

$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = K_w$$

Яъни водород ва гидроксил ионлари концентрацияларининг купайтмаси узгармас температурада сув учун ва сув кушиб суюлтирилган эритмалар учун узгармас киймат. Бу киймат сувнинг ион купайтмаси деб аталади.

K_w кийматидан 22 С да H^+ ва OH^- ионлар концентрацияларининг купайтмаси 10^{-14} га тенглигини кураимиз. Бундан

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ г ион/л}$$

Демак, тоза сувда H^+ ва OH^- ионлари концентрацияси 10^{-7} г ион/л. Кислотали эритмада H^+ , ишкорий эритмаларда OH^- ионларининг концентрацияси катта булади.

Эритмада водород ионлари концентрациясининг унлик манфий логарифми водородкурсатгич рН деб аталади.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ нейтрал мухит } \text{pH} = 7$$

$$[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ кислотали мухит } \text{pH} < 7$$

$[H^+] = < 10^{-7}$ ишкорий мухит $pH > 7$

pH ни улчамнинг хар хил усуллари бир (калориметрик, электрометрик). Эритма реакциясини индикаторлар ёрдамида аниклаш мумкин - лакмус, фенолфталин, метилоранж.

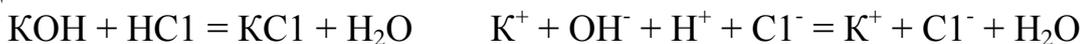
Электролитлар эритмалари орасида борадиган ионлар алмашиниш реакциялари.

Электролитларнинг эритмаларида содир буладиган реакцияларда ионлар иштирок этади. Электролит эритмаларида борадиган барча реакцияларни куйидаги группага булиш мумкин:

Ионлар орасида борадиган реакцияларнинг тенгламаларини ёзишда кучли электролитларни ионларга ажралган холда курсатилиб, ёмон диссоцияланадиган моддаларни, чуқмаларни ва газларни молекуляр шаклда ифодаланади.

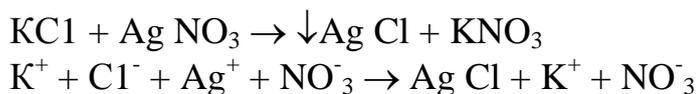
Кам диссоцияланувчи модда хосил буладиган реакция.

1. Нейтралланиш реакцияси - бирор кучли кислотанинг суюлтирилган эритмасига бир неча томчи лакмус томизсак, эритма кизил тусга киради, агар унинг устига кучли ишкорнинг суюлтирилган эритмасидан томчилатиб куйсак, эритманинг ранги кизил билан кук орасидаги уртача (нейтрал) рангни олади. Бу вақтда нейтрал эритма хосил булади:

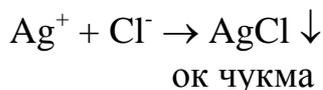


Ион шаклида $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$

2. Чуқма хосил буладиган реакциялар - охиригача борадиган реакциялардир.



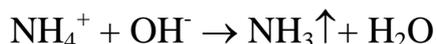
ион шаклида



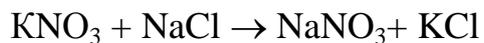
3. Газ хосил буладиган реакциялар - Бундай реакциялар содир булганида химиявий мувозанат реакция махсулотлари хосил буладиган томонга силжийди. Натижада реакция охирига кадар боради:



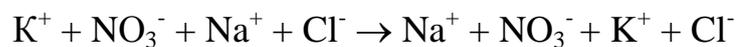
Ион шаклида $NH_4^+ + Cl^- + K^+ + OH^- \rightarrow NH_3 \uparrow + K^+ + Cl^- + H_2O$



4. Эритмаларда борадиган кайтар реакциялар.

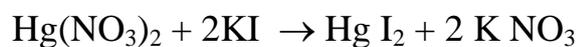


ёки



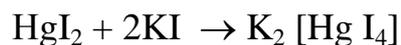
Бу реакцияд иштирок этаётган туртала туз (кучли электролит булгани учун) ионларга батамом диссоцияланади, шунинг учун эритмада мураккаб мувозанатли процесс вужудга келади. Эритмада амалда факат эркин ионлар булади.

5. Комплекс бирикма хосил буладиган реакциялар.



кизил чуқма

Агар KI дан купрок кушсак, чуқма эриб комплекс хосил булади.



МАЪРУЗА 13

ТУЗЛАРНИНГ ГИДРОЛИЗЛАНИШИ

- Режа: 1. Кучли асос ва кучсиз кислотадан хосил булган тузлар**
2. Кучсиз асос ва кучли кислотадан хосил булган тузлар
3. Кучсиз асос ва кучсиз кислотадан хосил булган тузлар

Туз ионлари билан сув орасида буладиган ва, одатда кучсиз электролит хосил булишига олиб келадиган узаро таъсир гидролиз деб аталади.

Гидролиз тузни хосил килган кислота ва асосларнинг кучига караб турлича бориши мумкин:

1. Кули асос ва кучсиз кислотадан хосил булган туз гидролизланганда эритма ишкорий реакция курсатади:



ёки



Кискартирилган холда



Бунда тузнинг аниони гидролизланади

Na_2CO_3 2 боскичда



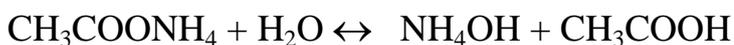
Кучсиз асос ва кучли кислотадан хосил булган тузлар гидролизланганда эритма кислотали реакция курсатади.



ZnCl_2 2 боскичда



3. Кучсиз асос ва кучсиз кислотадан хосил булган тузлар гидролизланганда кучсиз асос ва кучсиз кислота хосил булади.





Алюминий сульфид Al_2S_3 гидролиз тулик гидролизланади, чунки кийин эрийдиган асос ва кам дисс. кислота хосил булади.



Тузнинг гидролизланган моллари сонини эритмадаги тузнинг умумий моллари сонига булган нисбати шу тузнинг гидролизланиш даражаси дейилади.

тузнинг гидролизланган моллари сони

$$h = \frac{\text{тузнинг гидролизланган моллари сони}}{\text{тузнинг эриган моллари умумий сони}}$$

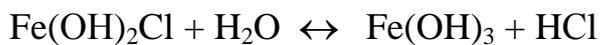
тузнинг эриган моллари умумий сони

Одатдаги температурада FeCl_3 боскичли гидролизланади



Эритма киздирилганда гидролиз процесси тезлашиб,

$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ва $\text{Fe}(\text{OH})_3$ хосил булади:



Демак, туз эритмасининг температурасини ошириб ёки эритма концентрациясини камайтириб, тузнинг гидролизланишини тезлатиш ва мувозанатни уннга силжитиш мумкин.

ОКСИДЛАНИШ-КАЙТАРИЛИШ РЕАКЦИЯЛАРИ.

Режа: 1. Оксидланиш -кайтарилиш жараёнлари

2. Оксидланиш- кайтарилиш реакцияларининг тенгламаларини тузиш

а) Электрон -баланс усули

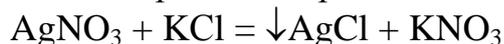
б) Илн-электрон усули

Барча химиявий реакцияларни белгиларига кура икки группага, I ва II турли реакцияларга ажратиш мумкин.

I. - реакцияга киришувчи заррачалар реакция давомида хеч кандай электронактивлик курсатмайди, реакцияда иштирок этувчи элементларнинг валентлиги узгармайди.

Булар:

а) алмашиниш реакциялари $AB + CD = AC + BD$



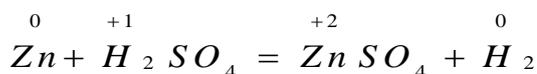
б) бирикиш реакциялари $A + B = C$



в) парчаланиш реакциялари $A = B + C$

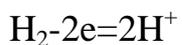
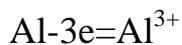


II. - реакцияга киришувчяи заррачалар реакция давомида электроактивлик намоён килади, хамма элементларда ёки уларнинг баъзиларида электрон бериш ва электрон кабул килиш ходисаси аник намоён булади, реакцияда иштирок этувчи элементларнинг валентлиги реакция давомида угаради.

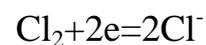
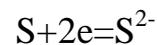
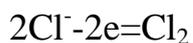


Химиявий реакцияда иштирок этувчи элементларнинг оксидланиш даражаси (валентлиги) узгариши билан борадиган реакциялар оксидланиш-кайтарилиш реакциялари деб аталади.

Химиявий реакция элемент заррачаларининг электрон бериш процесси оксидланиш (1) электрон кабул килиш процесси кайтарилиш (2) деб аталади. Оксидланиш-кайтарилиш реакциясини бир вақтда содир булади.



(1) оксидланиш $Fe^{2+} - e = Fe^{3+}$



(2) кайтарилиш $Fe^{3+} + e = Fe^{2+}$

Молекуласида химиявий реакция пайтида узига бошка элементларнинг электронларини бириктириб олиш хусусиятига эга булган заррачалар бор моддалар “оксидловчилар” деб аталади. Реакция вақтида улар кайтарилади.

Аноддаги электр токи, галогенлар, MnO_3 , Mn_2O_7 , $HMnO_4$, CrO_3 , H_2CrO_4 , K_2CrO_4 , HNO_3 ва унинг тузлари O_2 , O_3 , H_2O_2 ва унинг тузлари H_2SO_4 , CuO , Ag_2O , PbO_2 , асл металлларнинг ионлари, гипохлоритлар.

Молекуласида уша химиявий реакция пайтида узининг маълум сондаги электронларини бериш хусусиятига эга булган заррачалари бор моддалар “кайтарувчилар” деб аталади. Реакция вақтида улар оксидланади.

Катоддаги электр токи, металлларнинг атомлари ва H_2 молекуласи, углерод ва ис газиди CO , H_2S , SO_2 , H_2SO_4 ва унинг тузлари KI , HI , HBr , HCl , $SnCl_2$, $FeSO_4$ альдегидлар, спиртлар NH_3 , NO , $CrCl_3$, $MnSO_4$

Мисол тариқасида водород сульфид билан нитрат кислотанинг узаро таъсир реакцияни кураимиз.



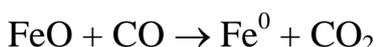
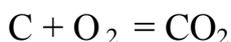
Олтингугурт ионлари 8 та электрон бериб, +6 валентликка утади - оксидланади, азот ионлари 3 та электрон қабул қилиб +2 валентликка утади - кайтарилади.



Оксидланиш-кайтарилиш реакцияларининг типлари.

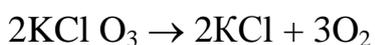
Оксидланиш-кайтарилиш реакциялари 3 типга булинади:

1. Атомлар ёки молекулалараро реакциялар



Темирнинг оксидланиш даражаси пасаяди (+2дан 0га), Сники кутарилади (+2дан +4га).

2. Молекулаларнинг узаро содир буладиган оксидланиш-кайтарилиш реакциялари.



Бу ерда C^{+5} - оксидловчи, O^{2-} кайтарувчи.

3. Оксидловчи ва кайтарувчи вазифасини айна заррачаларнинг узлари бажарадиган диспропорцияланиш реакциялари



Бу ерда Mn ҳам оксидловчи, ҳам кайтарувчидир

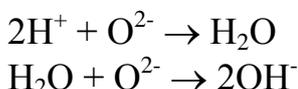
Оксидланиш-кайтарилиш реакциялари химиявий тенгламаларини тузиш.

Оксидланиш-кайтарилиш реакцияларини характерловчи тенгламалар тузишда куйидаги коидаларга риоя килиш керак:

1. Кайтарувчи модданинг атом ёки ионлари йукотган электронларнинг умумий сони оксидловчи модда кабул килган электронларнинг умумий сонига тенгдир.

2. Реакцияда иштирок этган хар кайси элемент атамаларининг сони тенгламанинг чап томонида канча булса, унг томонида ҳам шунча булади, чап томонидаги зарядларнинг алгебраик йигиндиси унг томондагиларникига тенг булиши керак.

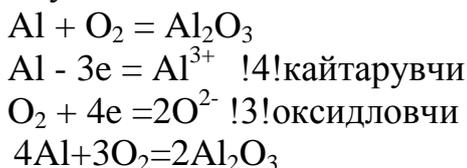
3. Агар оксидланиш-кайтарилиш реакцияси натижасида O^{2-} ионлар хосил булса, улар кислотали мухитда водород ионлари билан бирикиб сув молекулаларига айланади, ишкорий ёки нейтрал эритмаларда эса гидроксил ионларини хосил килади:



Оксидланиш - кайтарилиш реакциялари тенгламалари 2 усулда тузилади:

1. Электрон - баланс усули - кайтарувчи йукотган умумий электронлар сонини оксидловчи кабул килган барча электронлар сони билан тенглаштириш методи.

2. Ион - электрон усули - оксидланиш-кайтарилиш процессининг хар бири учун алохида ионли тенгламалар тузилади, сунгра бу тенгламаларни мувофик коэффициентга купайтирилади ва уларни бир-бирига кушиб йигиндиси топилади.



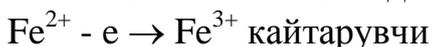
Электрон баланс усули

1. Энг аввал, оксидланиш даражаси узгарган элементларини ёзиб оламиз, масалан.

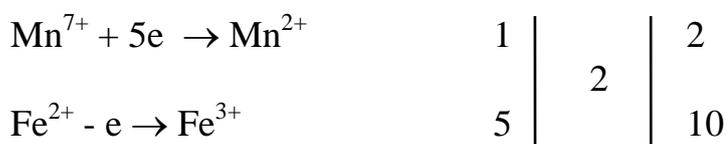


Реакцияда Mn нинг оксидланиш аражаси +7 дан +2 га утди. Темирники +2 дан +3 га утди.

2. Оксидланиш-кайтарилиш реакцияси схемасини тузамиз. Mn кайтарилди, у узига 5 та электрон кушиб олди, Fe^{2+} оксидланди, у узидан битта электрон беради



Марганецнинг хар бир атоми 5 тадан электрон олди, темирнинг хар кайси атоми факат 1 дан электрон берди, Баланс килиш учун:



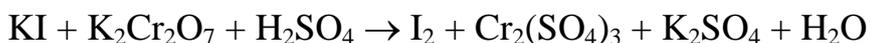
3. Схемадаги оксидловчи ва кайтарувчи моддаларнинг формулалари олдига топилган коэффициентларни куямиз.



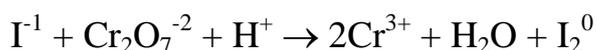
4. Реакцияда иштирок этган бошка бирикмалар учун коэффициентлар танлашда тенгламанинг унг ва чап томонларини бир-бири билан таккослаб чиқишга тугри келади. Энг охирги тенглама куйидаги шаклда ёзилади.



Ион - электрон методи. - KI нинг кислотали мухитда $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ билан оксидланиш реакциясини куриб чиқамиз.



Ионли шаклда:



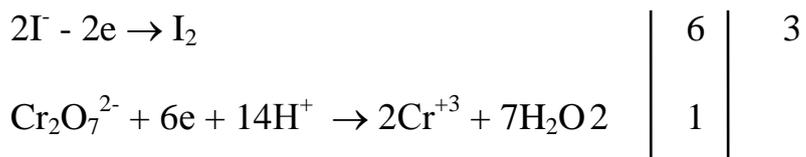
Бу реакцияда I кайтарувчи булиб, у оксидланади



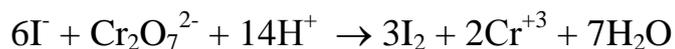
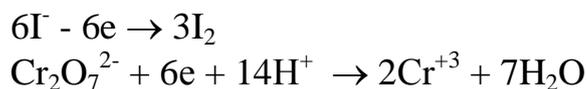
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ иони эса оксидолвчидир, у кайтарилиб, Cr^{+3} ионга айланади, бихромат иони таркибидаги 7 та кислород атоми 14 та H^+ иони билан бирикиб 7 молекула сув хосил килади:



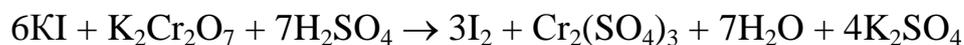
Шу тарика айрим-айрим реакциялар ёзилгандан кейин улардан бирининг тагига иккинчисини ёзиб, баланс килинади:



Бундан кейин бу тенгламаларни топилган коэффициентларга купайтирилади ва бир-бирига кушилади:



Энди ионли формадан молекуляр формага утказамиз.



МЕТАЛЛАРНИНГ УМУМИЙ ХОССАЛАРИ

Режа: 1. Металларнинг физик хоссалари

2. Рудалардан металларни олиш усуллари

3. Металларнинг кимёвий хоссалари

Д.И. Менделеев даврий системасидаги 106 элементнинг 83 тасини металлар ташкил қилади. Электрон қобикларининг тузилишига қараб водород ва гелийдан бошқа s,d,f, элементлар , ҳамда 4та p элемент (алюминий, галлий, индий, ва таллий) металларга қиради.

Металларнинг узига хос белгилари қуйидагилардан иборат:

1. Хар қандай металл узига хос ялтирокликка эга, бунинг сабаби шуки, улар ёруғлик нуруни спектрнинг қузга қуринувчан соҳасида қайтариш хусусиятига эга.

2. Металлар иссиқлик ва электрни яхши утқазади. Металларнинг электр утқазувчанлиги температура ортиши билан пасаяди ва аксинча қаршилиги температура ортуви билан ортади.

3. Қупчилик металлар одатдаги шароитда кристалл ҳолатда бўлади (координацион сони 8 ва 12 га тенг).

4. Металлар қузилувчан ва яссиланувчан бўлади.

5. Металлар электр мусбат элементлардир, яъни уларнинг оксидлари қупинча сув билан бириқиб асослар ҳосил қилади.

Металларда бу беш хусусиятнинг борлигига асосланиб, металларнинг ички тузилиши ҳақида маълум тасаввур яратиш мумкин. Масалан, металлар ёруғликни қайтариш хусусиятига эга булгани учун, жуда юпка металл пластинка ҳам тиник булмайди, яъни металл жуда зич тузилган. Металларнинг осон деформацияланишидан унинг кристалл панжараси унчалик мустаҳкам эмаслигини билиш мумкин. Металларнинг иссиқлик ва электрни яхши утқазиши - зарядланган заррачалар металл кристаллари орасида осон ҳаракатланиши ҳақида маълумот беради. Металларнинг электр мусбат элементлар жумласига қириши - валент электронларнинг металл атомидан асонгина чиқиб кета олишини қурсатади. Демак, заррачалари орасида металл боғланишли оддий моддаларни металлар ковалент боғланишли оддий моддаларни металлар жумласига қиритиш мумкин.

Металларнинг табиатда учраши.

Металлардан “асл” металлар олтин, платина, қумуш, (баъзан, мис, қалай, симоб) табиатда эркин, яъни тугма ҳолда учрайди. Металларнинг асосий массаси ер қобигида бирикмалар ҳолида учрайди. Соф металларни саноат микёсида ҳосил қилиш учун яроқли табиий хом ашё металл рудаси номи билан юритилади. Рудалар тоза булмайди - қум, лой, оҳақтош

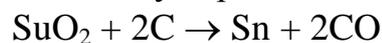
аралашган булади. Хар кандай руда ишга туширилишидан аввал бегона жинслардан тозаланади, “бойитилади”, купинча “флотацион” усулда бойитилади.

Металл рудалари - оксид рудалар - кизил темиртош Fe_2O_3 , кунгир темиртош $Fe_2O_3 \cdot 3 H_2O$, алюминий рудаси-боксит $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$, марганец рудаси-пирролюзит MnO_2 , калай рудаси SnO_2 ва бошкалар. Жуда куп металллар табиатда сульфидлар холида учрайди, мис колчедани (Cu_2S , Fe_2S_3), киновар (HgS), кургошин ялтироги (PbS). Баъзи металллар хлорид, сульфат ва фосфатлар холида учрайди: карналлит ($KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$), сильвинит ($KCl \cdot NaCl$), тоштуз ($NaCl$) гипс ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$).

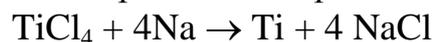
Металларнинг олиниси.

Рудалардан металллар асосан кайтарилиш, термик парчаланиш ва алмашиниш процесслари асосида олинади. Масалан:

а) Калайнинг кумир билан кайтарилиши:



б) Титан хлориднинг натрий таъсирида кайтарилиши



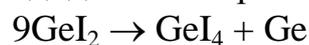
в) Металл ионларининг катодда кайтарилиши.



Термик парчаланиш -

а) Никель карбонилнинг термик парчаланиши $Ni(CO)_4 \rightarrow Ni + 4CO$

б) Германий (II) йодиднинг юкори температурада парчаланиши



Металларнинг физик хоссалари.

Симобдан (ва кисман цезийдан) ташкари барча металллар одатдаги шароитда узига хос ялтирок каттик моддалар, физик хоссаларига - оптик, термик, механик, электр ва бошкалар киради.

Оптик хоссалари. - ялтироклиги ва тиник эмаслиги.

Металларнинг электр утказувчанлиги - 2 га булинади.

1 - электрон утказгичлар (металл ва ярим утказгичлар).

2 - ион утказгичлар (электролитлар).

Металл ва ярим утказгичлар оркали электр токи утганда хеч кандай химиявий узгариш содир булмади. Электролитлар оркали электр токи утганда, химиявий узгариш содир булади.

Металларнинг электр утказувчанлиги температура пасайиши билан ортади. Электр утказувчанлигига кура металлларни куйидаги каторга жойлаш мумкин.

Ag, Cu, Au, Cr, Al, Mg, Na, Ir, W, Be, Li, Fe, Hg, Bi.

Металларнинг иссиқлик утказувчанлиги - уларнинг электр утказувчанлиги билан параллел равишда узгаради.

Иссиқлик утказувчанлиги буйича куйидаги каторга териш мумкин:
Ag, Cu, Au, Zn, Ni, Fe, Pt, Hg.

Металларнинг муҳим физик хоссаларига уларнинг магнит хоссалари, пластиклиги, каттиклиги, зичлиги, суюкланиш ва кайнаш температуралари киради.

Солиштирма массаси 5 дан кичик - енгил металлдир $Li = 0,53 \text{ г/см}^3$ 5 г/см^3 дан катталари оғир металллар дейилади. $Os = 22,48 \text{ г/см}^3$. Суюкланиш температураси 800 C паст - осон суюкланувчан - $Hg = -38,4$ 800 C дан юкори булса - кийин суюкланувчан $W = 3410$. Темир ва унинг котишмалари - кора металллар, колган металллар рангли металллар дейилади, асл металар Au, Ag, Pt, Ir бунга кирмайди. Металлар кристал тузилишга эга - ёклари марказлашган панжара, хажмий марказлашган куб, гексагонал катак хосил булиши мумкин.

Металларнинг химиявий хоссалари.

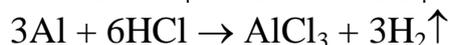
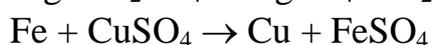
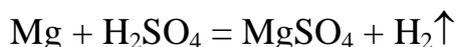
Металларнинг асосий химиявий хоссаси - уларнинг атомлари валент электронларини осон бериб, мусбат заядланган ионга айланади.

а) Металнинг ион радиуси канча катта ва заряди кичик булса, металл шунча кучли асос хосса намоён килади.

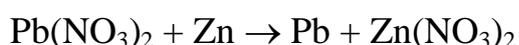
б) Металлнинг ион радиуси кичик ва ион заряди катта булса, металл кислота хоссасини шунча кучли намоён килади.

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

Хар кндай ноасл металл узидан кура аслрок металлни уша металл тузи таркибидан сикиб чикаради. Масалан, ноасл металл Fe узига караганда аслрок метал мисни мис тузларидан сикиб чикаради.



Шунингдек, агар кургошин тузи эритмасига рух метали туширилса, рух кургошинни унинг тузи таркибидан сикиб чикаради:



Металларни хоссаларини Бекетов мукамал урганган. У металларни химиявий активлигининг пасайиб бориши тартибида куйидаги каторга жойлаштирди:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, Hf, Cu, Hg, Ag, Au

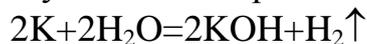
Бу катор металлларнинг “Кучланишлар катори” дейилади. Химиявий хоссаларига оид умумий курсатмалар беради.

1) Бу катордаги хар кайси металл, босм остидаги водород хам, узидан кейинги металлларни уларнинг тузлари эритмасидан сикиб чикаради. (кайтареди).

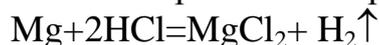
2) Кучланишлар каторида водороддан олдин турган металлларгина водородни суюлтирилган кислоталардан сикиб чикара олади.

3) Металл кучланишлар каторида канча чапда турган булса, у шунча актив булади, бошка металлларнинг ионларига нисбатан олганда унинг кайтариш хоссаси шунга кучли булади.

1) Сувнинг таъсири



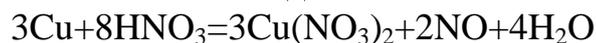
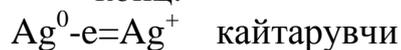
2) Кислоталарнинг таъсири



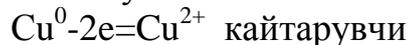
конц.



конц.

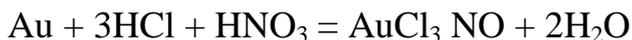


суюл.

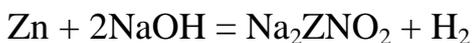
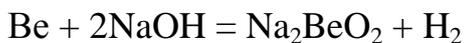


Олтин зар сувида эрийди:

$3HCl(\text{конц}) + HNO_3(\text{конц})$ зар суви



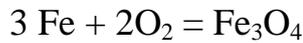
3) Ишкорларнинг таъсири.



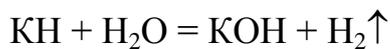
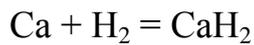
Амфотер гидроксидлар ишкорларнинг сувли эритмаларида эриб H_2 ни сиқиб чиқаради ва туз ҳосил қилади.

4) Металмасларнинг таъсири:

Нодир металллардан бошқа ҳамма металллар O_2 билан бирикади.



H_2 билан бириқиб гидридлар ҳосил қилади.



$3Mg + N_2 = Mg_3N_2$ - нитрид - юқори температурада

$Fe + S = FeS$, -сульфид

$Sn + Cl_2 = SnCl_2$ -хлорид

Купгина металллар суюлтирилганда узаро аралашиб, гомоген системани ҳосил қилади. Бундай система совитилганда котишма ҳосил булади.

1) $Sn - Pb$, $Bi - Cd$, $Ag - Pb$, $Sn - A$, $Cu - Al$ - бир металл кристалли енида иккинчи метал кристалли жойлашган - гетероген котишма.

2) $Au - Cu$, $Cu - Ni$, $Ag - Au$, $Pt - Au$ - кристаллари аралашган гомоген котишма.

3) Интерметалл котишма - котишмаларда металллар химиявий бирикма ҳосил қилади. ($Mg - Pb$, $Mg - Sb$) Электроманфийлиги катта фарк қиладиган металллар ҳосил қилди.

4) Катламларга киришиш ходисаи - суюклантирилганда содир булади - минвация - $Fe - Pb$, $Fe - Ag$, $Al - Na$.

ЭЛЕКТРОХИМИЯ АСОСЛАРИ. ГАЛЬВАНИК ЭЛЕМЕНТЛАР

- Режа: 1. Электрод потенциаллари хақида тушунча**
2. Стандарт потенциал хақида тушунча
3. Гальваник элементлар назарияси

Электрохимия, электр энергияси манбаи булиши мумкин булган оксидланиш-кайтарилиш процессларини ҳамда электр энергияси иштирокида борадиган оксидланиш-кайтарилиш процессларини урганadi. Электрохимияда электрон утказгичлар (электролитлар) кулланилади.

Материалларнинг нормал электрод потенциаллари.

Металларнинг “асл” ёки “ноасл” лигини характерлаш учун уларнинг нормал электрод потенциаллари кийматидан фойдаланилади. Агар бирор металл сувга ёки таркибида шу металл иони булган эритмага туширилса, металл билан суюклик чегарасида электрод потенциал хосил булади: унингсабаби металл ионлари сувнинг поляри молекулаларига тортилиб, металлдан эритмага ута бошлашидир:



Бу ерда Me - металл,

Meⁿ - металл иони,

Бунинг натижасида мусбат ионларнинг бир қисмини йукотган металл ортикча электронларга эга булиб қолади манфий зарядланади, эритма эса мусбат зарядланади.

Металдан эритмага утган мусбат ионлар манфий зарядланган металлга тортилади ва металл сирти яқинига жойлашиб, куш электр кават хосил қилади. Бунинг натижасида металл билан эритма орасида потенциаллар айирмаси вужудга келади; бу киймат металлнинг **электрод потенциаллари** деб аталади.

Металлнинг электрод потенциаллари E металл хоссалари эритмадаги металл ионлари концентрациясига ва температурага боғлиқ. Бу боғлиқиш Нернст формуласи билан ифодаланади.

$$E = E_0 + \frac{2,303}{n} \frac{RT}{F} \lg C$$

R - газ константаси (8,31 жоуль/градус моль) - T - абсолют температура.

C - эритма концентрацияси,

F - Фарадей сони (96500 кумок)

n - металлнинг бир атоми берадиган электронлар сони.

E - металнинг нормал (стандарт) электрод потенциали.

20 С учун Нернст формуласи.

$$E = E_0 + 0,058/n \lg C$$

Агар $C = 1$ моль/л булса $E = E_0$ булади. Демак, металл ионлари концентрацияси 1 моль/л га тенг булган металл тузи эритмасига уша металл туширилса, металлнинг электрод потенциали E_0 га тенг булади. E_0 - металнинг нормал ёки стандарт - электрод потенциали деб юритилади.

Хар кайси металнинг нормал электрод потенциали маълум температурада маълум кийматга эга. Металлнинг нормал электрод потенциалини улчаш учун уша металл уз тузининг 1 моль/л эритмасига туширилади ва потенциали маълум булган иккинчи электрод билан бирлаштирилиб, бу икки электроддан гальваник элемент ясалади. Хосил килинган гальваник элементнинг электр юритувчи кучи улчанади. Сунгра унинг кийматидан фойдаланиб, номаълум нормал электрод потенциал хисобланади, чунки гальваник элементнинг электр юритувчи кучи мусбат ва манфий электрод потенциаллар айирмасига тенг:

$$E = E_1 - E_2$$

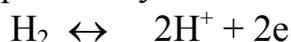
E - гальваник элементнинг электр юритувчи кучи.

E_1 - мусбат электрод потенциали.

E_2 - манфий электрод потенциали.

Нормал электрод потенциалларини улчашда нормал водород электрод потенциалини шартли равишда нолга тенг деб кабул килинади.

Нормал водород электрод тайёрлаш учун H_2SO_4 нинг таркибида 1 моль/л водород ионлари бор эритмасига сирти платина билан копланган платина электрод туширилиб, унга 1 атм босимда водород гази юборилиб туради. Платинага ютилган водород ионлари худди металл электродлардаги каби эритмага утади.



Шунинг учун, водород билан туйинган платинани водород элементи деб кабул килиш мумкин. Водород электрод учун Нернст формуласи

$$E = E_0 + 0,058/1 \lg[H^+]$$

Агар $[H^+] = 1$ моль/л булса $E = E^0 = 0$ дир.

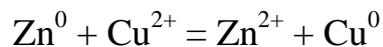
Водород электрод ва синалаётган металлнинг нормал электродидан иборат гальваник элементнинг электр юритувчи кучини улчаб, айни металлнинг нормал электрод потенциалини бевосита хисоблаш мумкин.

Металларнинг нормал электрод потенциаллари маълум булганидан кейин, ҳар қандай гальваник элементнинг электр юритувчи кучини ҳисоблаш мумкин.

Гальваник элементлар.

Химиявий энергияни (оксидланиш-кайтарилиш реакциялардаги) электр энергиясига айлантириш учун хизмат қиладиган асбоблар гальваник элементлар деб аталади.

Оксидланиш.-кайтарилиш. реакциялари кетиши учун оксидловчи ва кайтарувчи заррачалари орасида узаро контакт булиши керак. Агар рух пластинка мис тузи эритмасига туширилса, рух пластинка юзаси мис билан копланди:



Яъни рух атомлари 2 та электрон бериб, оксидланади, эритмага утади, мис ионлари эса 2 та электрон қабул қилиб рух пластинка юзасида кайтарилди. Бунда электронларнинг рух атомидан мис ионлари томон ҳаркати тартибсиздир. Бу ҳаракатни тартибли бир томонлама йуналтириш учун оксидланиш ва шундай кайтарилиш процессини алоҳида идишларда олиб бориш керакки, электронлар кайтарувчидан оксидланувчига бир текис йуналсин. Юкоридаги рухнинг мис ионлари билан оксидланишини узаро контакт булмаганда олиб бориш ҳам мумкин.

Бунинг учун, рух рух пластинкани (электродни) рух тузи эритмасига туширилади, мис пластинкани ми тузи эритмасига туширилиб, пластинкалар узаро алм билан туташтирилади.

Рух ва мис пластинкалар гальваник элементнинг электродлари булади. Рух пластинка ZnSO_4 эритмасига туширилиши билан унинг устки қаватидаги ионлар эритмага утиб, Zn метали манфий, эритма эса мусбат зарядланади. мис пластинка CuSO_4 га туширилганда мис мусбат, эритма эса манфий зарядланади.

Zn ва Cu пластинкалар сим билан туташтирилса, унда дархол электр токи пайдо булади. Мис ва рух электродларининг потенциал қийматлари турлича булганлиги, яъни эркин электронлар рух электродда мис электроддагидан қуп булганлиги учун бу икки электроднинг потенциаллари бароварлашишга интилади. Шу сабабли, электронлар сим орқали рух электроддан мис электродга ута бошлайди. Шундай қилиб электр токи ҳосил булади. Бунинг натижасида қуш электр қавати, яъни рух билан ZnSO_4 ва мис билан CuSO_4 уртасидаги мувозанат бузилиб туради.

Бузилган мувозанатни тиклаш учун рух пластинкадан Zn^{2+} ионлар узлуксиз равишда эритмага утиб туради, яъни рух пластинка эриб боради, $CuSO_4$ таркибидаги Cu ионлар эса кайтарилиб, мис пластинка устини коплаб боради.

Демак, рух электрода $Zn - 2e \rightarrow Zn^{+2}$

Мис электродда $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^0$

процесслар боради, яъни $Zn^0 + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{+2} + Cu^0$

Zn - оксидланиб, Cu^{+2} - кайтарилади.

Оксидланиш процесси бораётган электрод гальваник элементнинг (-) кутби, кайтарилиш процесс бораётган электрод эса (+) кутби булади. Бу оксидланиш-кайтарилиш реакциянинг химиявий энергияга, иссиклик энергиясига айланмасдан, тугридан-тугри электр энергиясига айланади.

Гальваник элементни ташкил килган металларнинг активлиги бир биридан катта фарк килса, уларнинг потенциаллари хам катта фарк килади, натижада икки металл орасида оксидланиш-кайтайтарилиш. реакцияси шиддатли боради. Масалан, Zn ва Pb дан ясалган гальваник элементда шундай булади. Электродларнинг потенциаллар фарки электр юритувчи куч дейилади.

ЭЛЕКТРОЛИЗ. ЭЛЕКРОЛИЗ КОНУНЛАРИ АККУМУЛЯТОРЛАР

- Режа:**
1. Электродлиз хакида тушунча
 2. Туз эритмасининг электролизи
 3. Электродлиз конунлари
 4. Аккумуляторлар хакида тушунча
 5. Кургошинли аккумуляторлар
 6. Ишкорий аккумуляторлар

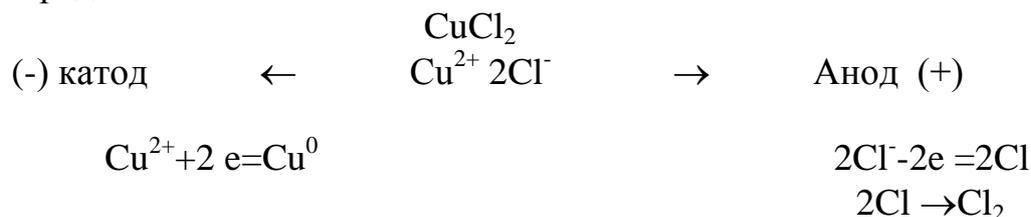
Электродлит эритмасидан ёки суюкланирилган электродлитдан электр токи утганда содир буладиган оксидланиш-кайтарилиш процесси электродлиз деб аталади.

Электродлитларнинг сувдаги эритмаларига ёки суюклантирилган электродлитга икки электрод туширилиб, узгамас ток манбаи билан туташтирилса, катионлар (+зарядли ионлар) катодга, анионлар (-зарядли ионлар) анодга томон боради.

Катодга электр манбаидан электронлар келиб тургани учун у манфий зарядли булади, унинг электронларини катионлар бириктириб олиб нейтралланади, яъни кайтарилади. Аноддаги электронлар электр манбаига тортилгани учун унда электронлар етишмайди ва, шу сабабдан, анод доимо мусбат зарядли булади. Электродлит таркибидаги анионлар анодга бориб, электронларини бериши натижасида нейтралланади, яъни оксидланади. Демак, анодда оксидланиш, катодда кайтарилиш процесси булади.

CuCl₂ (мис (III) хлорид) эритмасининг электролизи

Эритмадан ток утказилганда мис ионлари катодга, хлор ионлари анодга боради.

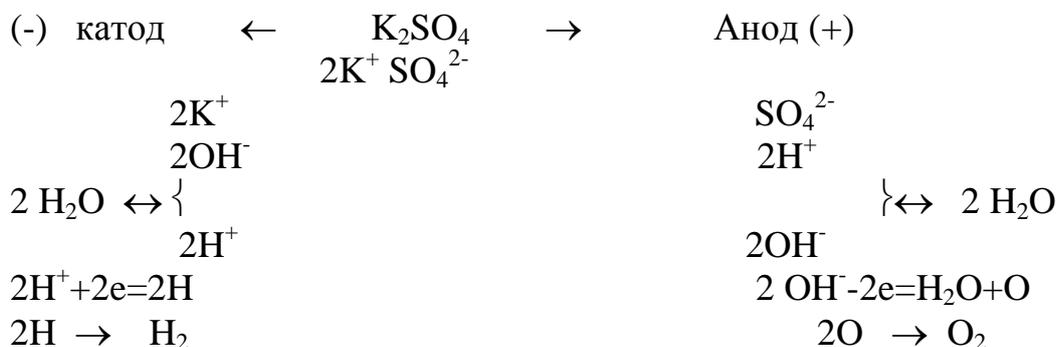


Мис ионларининг хар бири катоддан иккитадан электрон олиб, нейтрал атомга айланади. ва эритмадан ажралиб чиқади. Катод сепан аста мис билан копланеди. Хлор ионлари анодга бориб, унга электронлар беради ва хлор атомларини, хлор атомлари эса хлор молекулаларини (Cl_2) хосил қилади. Анодда хлор ажралиб чиқади. Катодда қайтарилиш, анодда эса оксидланиш процесси содир булади.

Кальций сульфат эритмасининг электролизи

Бу эритмада калий ионлари, сульфат -ионлари, ва сувнинг водород, гидроксил ионлари булади.

Калий ионлари водород ионларига карагана, SO_4^{2-} эса OH^- ионларига караганда кийинрок зарядсизланганлиги учун, ток утказилганда катодда водород ионлари зарядсизланиб водород, анодда эса гидроксил ионлари зарядсизланиб кислород ажралиб чиқади:



Шундай қилиб, K_2SO_4 эритмаси электролиз қилинганда эриган электролит ионларидан биттаси ҳам зарядланмайди, фақат сув ажралади, холос. Шу билан бир вақтда, сувнинг H ва OH ионлари зарядсизланиши ҳамда K ионларининг тухтовсиз суратда анодга томон бориши туфайли катод фазада ишқор (KOH) эритмаси, анод фазада кислота (H_2SO_4) эритмаси хосил булади.

Сувли эритмаларини электролиз қилиш йули билан рух, кадмий, кобальт, марганец ва бошқа металлар, ҳамда фтор, хлор, олинади. Электролиз йули билан олинган моддалар тоза булади.

Электролиз қонунлари.

Электр энергияси таъсирида вужудга келадиган химиявий процесслар унуми билан электр токи уртасида микдорий боғланиш борлигини 1836 йилда инглиз олими Фарадей аниқлади. Фарадей уз тажрибаларини бажаришда бир неча гальваник элементни кетма-кет улаб, батарея хосил қилди. Электролиз қилишда ана шу батареядан электр

манбаи сифатида фойдаланди. У уз текширишлари натижасида куйидаги электролиз конунларини яратди.

1. Фарадейнинг 1 - конуни.

Электролиз вақтида электродда ажралиб чиқадиган модданинг масса миқдори эритмадан утган электр миқдorigа тугри пропорционал булади.

$$m = kQ$$

m - электродда ажралиб чиқкан модданинг масса миқдори;

Q - электр миқдори;

K - пропорционаллик коэффициенти ёки электрохимиявий эквивалент, яъни эритма орқали 1 кулон электр токи утганда ажралиб чиқадиган

m - модда миқдори.

2. Фарадейнинг 2 конуни.

Агар бир неча электролит эритмаси орқали бир хил миқдорда кетма-кет уланган холда, электр утказилса, электродларда ажралиб чиқадиган моддаларнинг масса миқдорлари уша моддаларнинг химиявий эквивалентларига пропорционал булади.

Бир идишга HCl , иккинчисга AgNO_3 , CuSO_4 , FeCl_3 эритмалари солиниб, хар кайси идишга бир хил моддадан ясалган ва бир хил катталиқдаги икки электрод туширилиб барча электродлар бир-бири билан кетма-кет уланиб электродларга ток берилса, система орқали 96500 кулон ёки 26,8 ампер-соат электр утганда, биринчи идишда 1 г водород ва 35,5 г хлор, иккинчи идишда 108 г Ag , ва 8 г кислород, учинчи идишда 31,8 г мис ва 8 г кислород, туртинчи идишда 18,66 г темир ва 35,5 г хлор ажралиб чиқади, яъни

$$F = N e = 6,022 \cdot 10^{23} \cdot 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ Кл} = 96485 \text{ Кл}$$

F - Фарадей сони,

N - Авогадро сони,

e - электрон заряди.

1 грамм эквивалент модда олиш учун эритма орқали 96485 Кулон электр токи утказиш керак, Демак электрохимиявий эквивалент модданинг грамм-эквивалентини Фарадей сонига булинганига тенг

$$K = \frac{\mathcal{E}}{F}$$

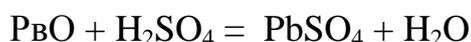
Электролиз конунлари хар хил элементларнинг эквивалентларини аниклашга имкон беради.

Электр энергиясини йигишга ва керак булганда бу энергиядан фойдаланишга имкон берадиган асбоблар аккумуляторлар дейилади. Хар кандай тескари гальваник элемент аккумулятор вазифасини бажара олади. Электролиз ёрдамида электр энергия химиявий энергияга айлантирилгандан кейин асбобдан гальваник элемент сифатида фойдаланилса, шу энергияни кайтадан электр энергияга айлантириш мумкин.

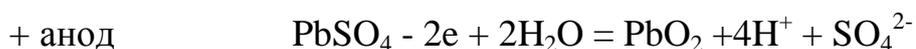
Амалда кислотали (кургошинли) ва ишкорий (темир-никелли, кадмий-никелли, кумуш-рухли) аккумуляторлар куп кулланилади.

Кургошинли аккумуляторлар.

Бундай аккумуляторлар кургошин (II) оксид PbO тулдирилган панжара шаклидаги кургошин пластинкалардан иборат. Пластинкалар сульфат кислотанинг зичлиги 1,18-1,22 г/см³ булган 25-30% ли эритмасига ботирилган булади. Кургошин (II) оксидининг H₂SO₄ билан узаро таъсири натижасида пластинка сиртида кийин эрувчан кургошин сульфат катлами хосил булади:

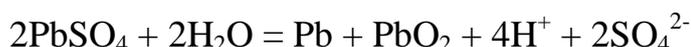


Аккумуляторларда химиявий энергияни туплаш учун уни зарядлаш керак. Бунинг учун кургошин пластинканинг бири узгармас электр токининг манфий кутбига, иккинчиси эса мусбат кутбига уланади. Электролиз натижасида электр энергияси химиявий энергияга айланади. Электродларда куйидаги процесслар содир булади:



Тенгламалардан куриниб турибдики, манфий электродда Pb²⁺ ионлар иккитадан электрон бириктириб олиб, кургошин атомига айланади.

Мусбат электродда кургошин сульфат PbO₂ га айланади. PbO₂ хосил булишига сабаб шуки, Pb²⁺ ионлари иккитадан электрон йукотиб, Pb⁴⁺ ионларига айланади. Иккала тенгламани умумийлаштириб, аккумуляторни зарядлаш процессини ифодаловчи куйидаги тенгламани хосил киламиз:

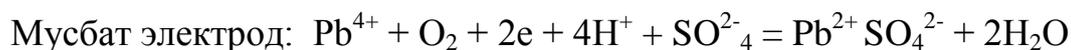
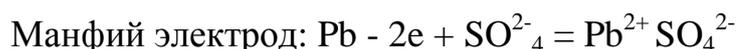


Аккумуляторни зарядлаш натижасида битта электродда кайтариш хоссасига эга булган говак кургошин, иккинчи электродда оксидлаш хоссасига эга булган кургошин (IV) оксид хосил булади. Демак, электродлар оксидланиш-кайтарилиш хусусиятига кура хар хил булиб қолади ва улар орасида потенциаллар айирмаси вужудга келади. Бошқача қилиб айтганда, аккумулятор зарядланганда гальваник элемент хосил булиб, унда кургошин манфий электрод, кургошин (IV) оксид мусбат электрод вазифасини бажаради.



Зарядланган аккумуляторларнинг электродлари утказгич орқали туташтирилганда, электронлар (-) электроддан (+) электродга томон харакатланади, яъни электр токи пайдо булади ва химиявий энергия электр энергияга айланади.

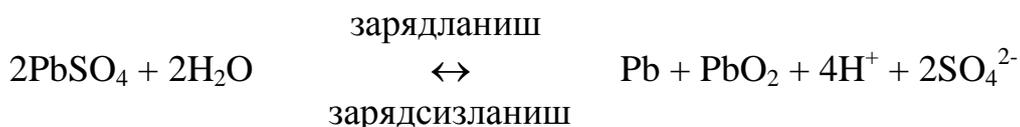
Электродларда қуйидаги процесс боради:



Иккала тенгламани қушсак:



Аккумуляторни зарядсизлашда уни зарядлашдагига тесқари процесс боришини ҳисобга олиб, иккала процессни битта умумий тенглама билан ифодаласак:



Ишқорий аккумуляторлар.

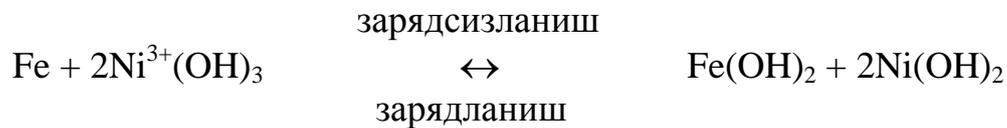
Темир-никелли аккумуляторлар амалда қатта аҳамиятга эга. Бундай аккумуляторда манфий электрод вазифасини махсус қушимча қушиб пресланган қуқун ҳолидаги темир, мусбат электрод вазифасини эса электр утқазувчанлигини қучайтириш учун тоза графит қушилган никель гидроксид $\text{Ni}(\text{OH})_3$ утайди. Электролит сифатида KOH нинг зичлиги $1,21 \text{ г/см}^3$ булган 23% ли эритмаси ишлатилади. Бу аккумуляторни зарядсизлашда қуйидаги химиявий процесс боради:

Манфий электрод: $\text{Fe} - 2e + 2\text{OH} = \text{Fe}(\text{OH})_2^-$

Мусбат электрод: $\text{Ni}(\text{OH})_3 + e = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$

Темир атомлари иккитадан электрон йукотиб, Fe^{2+} ионларига айланади ва Fe^{2+} ионлар OH^- ионлар билан бирикиб, гидроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$ хосил килади; $\text{Ni}(\text{OH})_3$ нинг Ni^{3+} ионлари биттадан электрон бириктириб, Ni^{2+} ионларига айланади, бу ионлар эса никель гидроксид $\text{Ni}(\text{OH})_2$ таркибига киради, бу реакцияда гидроксид ионларининг бир кисми эркин холда қолади.

Аккумуляторни зарядлашда тескари процесс боради. Шу сабабли темир-никелли аккумуляторни зарядсизлантириш ва зарядлашда электродларда содир буладиган реакцияларни куйидаги тенглама билан ифодалаш мумкин.



МЕТАЛЛАРНИНГ КОРРОЗИЯСИ. МЕТАЛЛАРНИ КОРРОЗИЯДАН САКЛАШ

- Режа: 1. Коррозия турлари**
2. Металларни коррозиядан саклаш
3. Коррозия активатор ва ингибиторлари

Куп металллар хаво, сув, кислота, ишкор ва тузларнинг эритмалари таъсирида емирилади.

Металнинг атроф мухит таъсирида емирилиш процесси коррозия деб аталади. - (corrodere).

Коррозия - лотинча емирилиш суздан олинган. Коррозия узининг физик-химиявий характери жихатидан 2 хил булади - химиявий ва электрохимиявий коррозия.

Металда коррозиянинг кайси тури содир булиши метални ураб турган ташки мухитга боғлиқ. Металга курук газлар (O_2 , SO_2 , H_2S , галогенлар, CO_2), электролитлар иштирок этган шароитда таъсир килса, химиявий коррозия содир булади. Бу ходиса айниқса юкори температурали шароитда куп учрайди ва у металнинг газ коррозияси деб хам аталади.

Суюқ ёкилгилар таъсирида вужудга келадиган коррозия хам химиявий коррозияга киради. Суюқ ёкилгининг асосий таркибий қисми метални коррозиялантирмайди, лекин нефть ва сурков мойлари таркибидаги S , H_2S ва таркибида S булган органик моддаларнинг металлларга таъсири натижасида коррозия вужудга келади. Сувсиз шароитдагина бу таъсир намоён булади. Сувда электрохимиявий коррозияга айланади.

Соф химиявий коррозия нисбатан кам учрайди. Металлар асосан электрохимиявий коррозия туфайли емирилади. Электрохимиявий коррозия металда кичик гальваник элементлар ҳосил булиши натижасида вужудга келади. Бундай гальваник элементлар ҳосил булишига сабаб:

1) Куп металллар таркибида қушимча ҳолида бошқа металллар булиши.

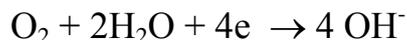
2) Металл хамма вақт сув, хаво нами ва электролитлар қуршовида туришидир.

Масалан, нам хавода темирга мис қушимчаси тегиб турсин. Бунда гальваник элемент ҳосил булади. яъни темир-анод, мис-катод вазифасини утайди.

Темир электронлар бериб оксидланади:



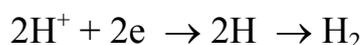
Бу электронлар катод сиртида хаво кислородини кайтаради.



Fe^{2+} ионлари OH^- ионлари билан бирикиб, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ни хосил килади, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ хаво кислороди ва нам таъсирида $\text{Fe}(\text{OH})_3$ га айланади.



Натижада, темир коррозияга учрайди. Агар водород ионлари куп булса, темирдан чиккан электронлар хаводаги кислородни кайтармасдан, водород ионларини кайтаради:



Бу холда темир оксидланаверади.

Металлар коррозияси халк хужалиги ва саноатга катта зарар келтиради, хар йили 20% металл коррозия туфайли ишдан чикади. Металларни коррозиядан саклаш учун бир неча тадбирлар курилади:

а) металл сиртини бошка металллар билан коплаш.

Бу максатда ишлатиладиган металлнинг нормал электрод потенциали металлнинг активлик каторида коррозиядан сакланиши керак булган металникига караганда манфий кийматга эга булиши лозим. Масалан, темирни рух билан коплаш (анод коплаш), бунда темир буюм унинг сиртини коплаган рухнинг хаммаси тугаманунча емирилади. Темир-катод, рух-анод электронлар рухдан темирга боради, Zn емирилади Fe сакланиб колади.

Темирни калай билан коплаганда (катод коплаш), чунки коповчи металл копланувчи металга караганда аслрок. Катод копламинг бирор жойи кучса, химоя килинувчи металл, яъни темир жуда тез ишдан чикади, чунки металлнинг очилиб колган жойига сув тегиши натижасида гальваник жуфт хосил булиб, бу жуфтда калай мусбат электрод (катод), темир эса манфий электрод (анод) вазифасини утайди. Электронлар окими темирнинг очилиб колган юзасидан калайга томон йуналиб, бу ерда водород ионларини зарядсизлантиради, темир эса эритмага янгидан-янги ионлар бериб емирилади.

б)Метални метал булмаган моддалар билан коплаш.

Металлар сиртини лак, буёк, резина, тез курийдиган минерал мойлар (салидол, техник вазелин билан коплаш) эмаллаш метални коррозиядан саклайди.

в)Металларга турли кушимчалар киритиш.

Одатдаги пулатда 0,2-0,5% мис кушиши билан пулатнинг коррозияга нисбатан мустахкамлигини атмосфера шароитида 1,5-2 марта ошириш мумкин. Зангламайдиган пулатда 12% хром булади. Таркибида 18% хром ва 8% никель булган пулат зангламайди.

г)Металл сиртини химиявий бирикмалар билан коплаш.

Махсус химиявий усул билан металл сиртини коррозияга чидамли бирикмалар пардаси билан коплаш мумкин. Бундай пардалар - оксидли, фосфатли, хроматли ва бошка бир неча синфга булинади. Металл сиртида коррозияга чидамли оксид парда хосил килиш процесси оксидлаш дейилади. Оксидлашнинг 3 усули бор:

1) Металл буюм сирти юкори температурада органик моддалар билан оксидлантирилади. (кайтарилади).

2) Металл буюм (MnO_2 , $NaNO_3$, $K_2Cr_2O_7$) оксидловчи моддалар иштирокида концентрланган ишкор эритмаси билан суюкликнинг кайнаш температурасигача киздирилади.

3) Металл буюмни электролит эритмаси ичида анод кутбга жойлаб электролиз утказилади - бу процесс анодирлаш дейилади.

Пулат буюмларни оксидлаш натижасида хосил буладиган химоя парда темирнинг магнитли оксиди Fe_3O_4 дан иборат булиб, нихоятда зичдир.

Коррозиянинг активатор ва ингибитивлари.

Коррозия процессининг тезлигига эритмаларда бор ионлар, H^+ ва OH^- ионлар концентрацияси, эритманинг рН и катта таъсир этади. Масалан H^+ ионлари концентрацияси эритмада ортса, коррозия кучаяди.

Коррозияни тезлатувчи моддалар коррозион активаторлар деб аталади. Буларга фторидлар, хлоридлар, сульфатлар, нитратлар, кисман бромид ва иодидлар киради.

Коррозион мухитда кушилганда металларнинг коррозиясини сусайтирадиган моддалар коррозион ингибиторлар деб аталади. Буларга аминлар, мочевина, тиомочевина, сульфидлар, альдегидлар, хроматлар, фосфатлар, нитритлар, силикатлар киради.

Электр токини яхши утказувчи мухитда метални коррозиядан саклаш учун протекторлар ишлатилади. Протектор актив металдан ясалади. Масалан пулатни (кисмлар корпусини) химоя килиш учун рух протектор ишлатилади. Протектор емирилмагунча, химоя килинаётган деталь коррозияга учрамайди.

АДАБИЁТЛАР

Асосий адабиётлар

1. Максудов Н.Х. «Умумий химия», Тошкент «Укитувчи» 1979 й.
2. Глинка Н.Л. «Умумий химия», Тошкент, «Укитувчи» 1986 йил

Кушимча адабиётлар.

1. Петров М.М. и другие «Неорганическая химия», Л., «Химия», 1986 йил
2. Глинка Н.Л. «Задачи и упражнения по общей химии», Л., «Химия» 1986 йил
3. Миркомиллов Т.М., Мухитдинов Х.Х. «Умумий кимё», Тошкент, «Укитувчи» 1987 йил
4. Максудов Н.Х. «Умумий кимё»дан практикум, Тошкент «Укитувчи» 1977 йил
5. Рустамов Х.Р. «Умумий кимё» Тошкент, «Укитувчи», 1987 йил
6. Лучинский Т.М. «Курс химии» М. «Высшая школа» 1981 йил
7. Ахмеров К.А., Жалилов А., Исмоилов А., - «Умумий ва аорганик кимё», Тошкент «Укитувчи» 1989 йил
8. Рахимов Х.Р.-«Аорганик кимё», Тошкент, «Укитувчи» 1980 й.
9. Хомченко Г.П.- «Олий укув юртларига кирувчилар учун кимёдан кулланма», Тошкент, «Укитувчи» 1990 йил
10. Третьяков Ю.Д., Метлин Ю.Г.- «Умумий кимё асослари» Тошкент, «Укитувчи» 1990 йил
11. Фельдман Ф.Г., Рудзитис Г.Е.- «Умумий кимё асослари» Тошкент «Укитувчи» 1990 йил
12. Николаев М.А. -«Неорганическая химия» М., «Просвещение» 1982 йил
13. Коровин Н.В. и другие- «Курс общей химии», М., «Высшая школа», 1990 йил.

Мундарижа:

1. Кириш. Кимё фанининг асосий тушунча ва конунлари.....	3
2. Аноорганик бирикмаларнинг синфлари.....	8
3. Д.И.Менделеевнинг даврий конуни. Атом тузулиши....	18
4. Погона ва погоначаларда электронларнинг жойлашиши (квант сонлар)	24
5. Атомларнинг электрон тузулиши. Д.И.Менделеевнинг элементлар даврий системаси	28
6. Кимёвий боғланиш ва молекулаларнинг тузулиши	32
7. Кимёвий энергетика ва кимёвий реакцияларнинг йуналиши.....	39
8. Кимёвий кинетика ва кимёвий мувозанат. Кимёвий реакция тезлиги	45
9. Сув. Сувнинг физик ва кимёвий хоссалари	51
10.Эритмалар	55
11.Ноэлектролит моддалар эритмаларининг хоссалари	58
12.Электролитларнинг эритмалари	63
13.Тузларнинг гидролизланиши.....	70
14. Оксидланиш-кайтарилиш реакциялари.....	72
15. Металларнинг умумий хоссалари.....	77
16. Электрохимия асослари. Гальваник элементлар.....	82
17. Электролиз. Электролиз конунлари.....	86
18. Аккумуляторлар . Металларнинг коррозияси. Металларни коррозиядан	92
19. Адабиётлар.....	97