



54  
К - 40

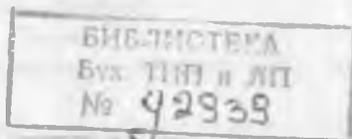
**ЎЗБЕКИСТОН РЕСПУБЛИКАСИ ОЛИЙ ВА ЎРТА  
МАХСУС ТАЪЛИМ ВАЗИРЛИГИ  
АБУ РАЙҲОН БЕРУНИЙ НОМИДАГИ ТОШКЕНТ  
ДАВЛАТ ТЕХНИКА УНИВЕРСИТЕТИ**

**КИМЁ**

**маъруза матни**

**52000 – Мухандислик ва мухандислик иши**

**540000 – Ишлаб чиқариш ва қайта ишлаш тармоқлари  
таълим соҳалари учун**



**Тошкент 2004**

Ушбу маъруза матни Умумий киме кафедрасининг мудири академик Т.М.Мирқониллов таҳрири остида доцент Х.Х.Мухитдинов томонидан техника йўналишлари бўйича бакалавр тайёрлаш учун киме фанининг намунавий дастури асосида қайта тузилган.

Абу Райхон Беруний номидаги Тошкент давлат техника университетининг илмий-методик кенгаши қарори асосида chop этилди.

Тақризчилар :

Тошкент архитектура қурилиш институти доценти, техника фанлар номзоди Р.Т.Ахмедов.

Тошкент давлат авиация институти доценти, киме фанлар номзоди О.Обидхонов.

## 1 - маъруза

### Кириш.

Кимё фанининг келиб чиқиши ва тараққиёт омиллари.

### Режа:

1. М.В.Ломоносовнинг атом-молекуляр таълимоти.
2. Кимё фанининг ривожланишидаги асосий қонулар. Модда массаси сақланиш қонуни.
3. Таркибнинг доимийлик қонуни.
4. Каррали нисбатлар қонуни.
5. Ҳажмий нисбатлар қонуни.
6. Авогадро қонуни.
7. Эквивалентлар қонуни.

Кимё моддаларни таркибини ва хоссаларини, бир турдан иккинчи турга ўтиш сабабларини ўрганувчи деган маънони билдиради. Модда бир турдан иккинчи турга айланганда энергия тарқатади ёки ютади. Бу энергия турли кўринишда бўлиши мумкин. Ҳаёт бу атроф мухитни, борлиқни ўрганишдир. Қайсидир халқ борлиқни тўла ўрганиб ундан тўғри фойдаланса ўша халқ яхши ва фаровон яшаши мукаррардир. Борлиқни тўла билиш, хис этиш, табиат ноз-неъматларидан тўла фойдаланиш учун кимёни билиш зарур. Ана шундай билим эгаси бўлиш учун борлиқни ўрганамиз, табиат сирларини билишга интиламиз. Буни мавжуд бўлган асосий таянч қонуллари асосида ўрганиш керак.

Моддаларни олиш, янгиларни ҳосил қилиш, истеъмол даражасини қондириш бу асосий мақсаддир. Нефть, табиий газларни олиш кўмир, оҳак, сув ва қимматли маҳсулотларни олиш технологиясини яратиш ҳаётга жорий қилиш зарур. Ядро энергиясидан тўғри фойдаланиш, моддаларни суъний олиш технологиясини яратишда кимё фани катта роль ўйнайдди. Шундай қилиб кимёни ривожлантириш бутун халқ хужалигини ҳамма тармоқларини ривожлантириш демақдир.

Тараққиётнинг бошланғич даври, ўтиш даври яхши ривожланиши ва катта ютуқларга эришиш бўлгани каби, кимё ҳам шу тариха ривожланади.

Мисол учун алхимиклар даври, дастлабки уринишларни ва ниҳоятда кимё фанини аниқ фан сифатида ривожланишида

Масалан: куйидаги азот оксидларини эквивалентини аниқлаш талаб этилсин:

- |             |     |  |
|-------------|-----|--|
| 1) $N_2O$   | 44  | $\text{Э } N_2O = M \quad N_2O/nN \cdot BN = 44/2 \cdot 1 = 22$        |
| 2) $NO$     | 30  | $\text{Э } NO = M \quad NO/nN \cdot BN = 30/2 \cdot 1 = 15$            |
| 3) $N_2O_3$ | 76  | $\text{Э } N_2O_3 = M \quad N_2O_3/nN \cdot BN = 76/2 \cdot 3 = 12,66$ |
| 4) $NO_2$   | 46  | $\text{Э } NO_2 = M \quad NO_2/nN \cdot BN = 46/1 \cdot 4 = 11,5$      |
| 5) $N_2O_5$ | 108 | $\text{Э } N_2O_5 = M \quad N_2O_5/nN \cdot BN = 108/2 \cdot 5 = 10,8$ |

Кимёвий элемент ёки кимёвий бирикмаларнинг эквивалентлиги сон жиҳатидан тенг бўлган мг, г, кг микдори мг-эқв, г-эқв, кг-эқв деб аталади. Реакцияга киришувчи моддалар массаси шу моддаларни кимёвий эквивалентига пропорциялангандир.

Элементнинг эквивалентини билган ҳолда бошқа ҳар қандай элемент билан ҳосил қилган бирикмасининг таркибини билиш мумкин.

Мисол: 4,56г Mg ёнганда 7,56г MgO ҳосил бўлди.

$$\text{Э}_{Mg} = ? \quad \text{Э}_{O_2} = 8 \quad m_1/m_2 = \text{Э}_1/\text{Э}_2 \quad \text{ён} \quad m_{Mg}/m_{O_2} = \text{Э}_{Mg}/\text{Э}_O$$

$$7,56/4,56 \quad Mg=3,00 \quad O_2$$

$$MgO$$

$$\text{Э}_{Mg} = M_{Mg} \cdot 70/m_{O_2} = 4,56 \cdot 8/3 = 12,16г$$

Мисол 2: Эқв-12,16г тенг бўлган магнийнинг 32грамми 98,08г  $H_2SO_4$  билан реакцияга киришади.  $\text{Э } H_2SO_4 = ?$   
 $m_{H_2SO_4} / m_{Mg} = \text{Э } H_2SO_4 / \text{Э } Mg;$

$$\text{Э } H_2SO_4 = m_{H_2SO_4} \cdot \text{Э } Mg / Mg = 98,08 \cdot 12,16/24 \cdot 32 = 49,04г$$

Мураккаб модданинг эквивалентини уни ҳосил қилган ионлар эквивалентларининг йиғиндиси билан ҳам аниқлаш мумкин. Масалан, бирор тузни эквивалентини аниқлаш учун уни ҳосил қилган катион ва анионларни эквивалентлари аниқланиб сўнгра қўшилади. Яъни  $\text{Этуз} = \text{Э}(к) + \text{Э}(а)$ , агарда алюминий сульфат тузини эквивалентини аниқлаш талаб этилса:

$$\text{Э } Al_2(SO_4)_3 = \text{Э } Al^{3+} + \text{Э } SO_4^{2-} = 9 + 48 = 57$$

$$\text{Э } Al^{3+} = A/B = 27/3 = 9 \quad \text{Э } SO_4^{2-} = M \quad SO_4^{2-}/B = 96/2 = 48$$

Кимёвий реакцияда моддани эквивалентчи аниқлаш учун унинг молекуляр массасини ўрин алмашган радикаллар(ионлар) сонига бўлиш керак. Масалан, натрий

карбонат тузи гидролизга учраганда ҳосил бўлган натрий гидрокарбонат тузини эквивалентини



Аниқлаш унинг молекуляр массасини ( $M \text{NaHCO}_3 = 84$ ), бирга бўлиш керак, чунки битта натрий иони водород ионига алмашган

$$\text{NaHCO}_3 = M \text{NaHCO}_3 / R = 23 + 1 + 12 + 16 \cdot 3 / 1 = 84 / 1 = 84$$

Кўпгина ҳолатларда газ моддалар оғирлик ўлчовларида эмас, балки ҳажм ўлчовларида берилади. Бу ҳолатда Авогадро қонунидан фойдаланиб уларни г-эквивалентига тенг келадиган биргина Н.Ш. ҳажмга айлантирилади.

Мисол:  $\text{H}_2$ нинг г-экв. 1г тенг. Унинг Н.Ш. ҳажми эса 11200мл бўлади.

$$\text{Яъни } 2\text{H}_2 \qquad \qquad \qquad 22400\text{мл}$$

$\text{O}_2$ нинг эквиваленти 8г тенг бўлади, унинг Н.Ш. ҳажми эса 32г 22400мл га тенг.

$$8\text{г} \quad - \quad \text{Хмл}$$

$$\text{Яъни } \quad X = \frac{8 \cdot 22400}{32} = 5600\text{мл} \quad \text{бўлади.}$$

#### Назорат саволлар:

1. Кимё фанини келиб чиқиши ва тараққиёти.
2. М.В. Ломоносовнинг атом-молекуляр таълимоти.
3. Кимёнинг асосий қонуларини таърифлаб беринг.
4. Авогадро қонунини таърифланг.
5. Эквивалентлар қонунига мисоллар келтиринг.
6. Оддий моддаларни г эквиваленти қандай топилади.
7. Мураккаб моддаларни г эквиваленти қандай топилади:
  - а).Оксидларни г эквиваленти қандай топилади.
  - б).Асосларни г эквиваленти қандай топилади.
  - в).Кислоталарни г эквиваленти қандай топилади.
  - г).Тузларни г эквиваленти қандай топилади.

## 2-маърузи.

### Атом-молекуляр таълимот, Аллотропия. Неорганик моддаларнинг турлари.

Режа:

1. Атом-молекуляр таълимот.
2. Аллотропия.
3. Газларнинг молекуляр массаларини аниқлаш.
4. Элементни атом массасини аниқлаш.
5. Оддий ва мураккаб моддалар.
6. Оксидлар, асослар ва кислоталар.
7. Тузлар ва уларнинг турлари.
8. Модданинг таркибий фоиз қисмини аниқлаш.

XIX асрни ўрталарига келиб кимёда атом-молекуляр таълимот тўла-тўқис тасдиқланди, ҳамда атом молекула тушунчаларининг таърифи қабул қилинди.

Молекула-модданинг кимёвий хосаларини ўзида сақлаб қолган ва мустақил равишда мавжуд бўла оладиган жуда кичик заррачадир.

Атом кимёвий элементнинг оддий ва мураккаб моддалар таркибига кирадиган энг кичик заррачасидир.

Кимёвий элемент ядро заряди бир хил бўлган ўзига муайян хоссаларини мужассамлаштирган атомлар туридир.

Оддий модда элементининг эркин ҳолда мавжуд бўлиш формуласидир

Битта кимёвий элементнинг ўзи икки ёки бир неча оддий моддалар ҳосил қилиши аллотропия, бу моддаларнинг ҳар бири эса аллотропия шакл ўзгаришлар, яъни модификация деб аталади. Масалан.

Кислород O	2 хил кўринишга эга O <sub>2</sub> ва O <sub>3</sub>
Углерод C	3 хил кўринишга эга: графит, олмос ва карбин
Фосфор P	3 хил кўринишга эга: қизил, қора, оқ.
Олтингургурт S	8 хил кўринишга эга

Аллотропик ҳодисалар ўзаро тузилиши, таркибидаги атом сони, улар хоссалари билан фарқ қилади.

### Грамм-молекула. Грамм-атом.

Атом ва молекуляр массаларнинг ўлчов бирлиги қилиб углерод атом массасининг  $1/12$  қисми қабул қилинган. Бу бирлик углерод бирлиги (у.б.) дейилади.

Элемент атом массасининг углерод бирлигида ифодаланган миқдори шу элементнинг атом массаси дейилади.

Модда молекуласи массасининг углерод бирлигида ифодаланган миқдори шу модданинг молекула массаси дейилади.

Модданинг граммлар ҳисобидаги массасига сон жиҳатидан молекуляр массасига тенг қилиб олинган миқдори грамм-молекула ёки моль дейилади.

Масалан: 1 моль сув 18,06 граммга тенг. Элементнинг граммлар ҳисобидаги массаси сон жиҳатидан унинг атом массасига тенг бўлган миқдори грамм- атом дейилади.

Масалан: рухнинг грамм-атоми 65,35г.га тенг. Турли моддаларнинг бир грамм-молекуласидаги молекулалар сони ўзаро тенг бўлади. Ҳар қандай модданинг бир грамм-молекуласида  $6,02 \cdot 10^{23}$  та молекула бўлади. Ҳар қандай элементнинг бир грамм-атомида ҳам шунча атом бўлади.  $6,02 \cdot 10^{23}$  ва у Авогадро сони ҳам дейилади.

### Газ моддаларининг молекуляр массасини аниқлаш.

Грамм-молекуляр ҳажм ёрдамида газ моддаларининг молекуляр массасини ҳисоблаб топиш мумкин. Бунинг учун берилган газдан 22,4 литрнинг н.ш. массасини, яъни грам-молекуляр массасини топиш керак.

Мисол:

0,3487г. ацетилен н.ш. 0,3л. ҳаж. ини эгаллашини билган ҳолда, унинг молекуляр массасини аниқланг.

$$\left. \begin{array}{l} 0,3487\text{г} - 0,3\text{л} \\ X_2 - 22,4\text{л} \end{array} \right\} X = \frac{0,3487 \cdot 22,4}{0,3} \approx 26,04\text{г}$$

Демак  $C_2H_2$  нинг молекуляр массаси 26,04г. экан.

Агар температура ва босим н.ш. дан фарқ қилса, газ моддаларининг молекуляр массаси Клапейрон-Менделеев

тенгламаси ёрдамида ҳисоблаб топилади:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \qquad M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

$P$  – газнинг босими;  $V$  – газнинг ҳажми;  
 $m$  – олинган газ массаси;  $M$  – газнинг грамм-молекуласи;  
 $T$  – абс. температура;  $R$  – универсал газ доимийси.

Бу тенглама идеал газнинг ҳолат тенгламаси дейилади.

$$R = \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{760 \cdot 22400}{273} = 62400 \text{ мл.мм.уст/градус.моль.}$$

Агар  $P_0 = 1 \text{ атм}$ ,  $V_0 = 22,4 \text{ л}$ . да ўлчанса  $R = 0,082$   
 $\text{л} \cdot \text{атм/градус} \cdot \text{м}$

Агар  $P_0 - P_a$  ва  $V_0 = \text{л}$  да ўлчанса  $R = 8,31 \frac{\text{ж}}{\text{к} \cdot \text{м}}$

Авогадро қонунидан тенг ҳажмдаги икки хил газнинг массалар нисбати уларнинг молекуляр массаларини нисбати каби бўлади, деган ҳулоса чиқиши мумкин:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} \qquad \text{бунда } m - 1 \text{ газ массаси}$$

$m_2 - 2$  газ массаси.

$M$  ва  $M_1$  лар 1 ва 2 газларнинг молекуляр массаси нисбий зичлик- $D$  бўлганидан

$$D = \frac{M_1}{M_2} \qquad \text{ёки } M_1 = D \cdot M_2$$

Газнинг молекуляр массаси, иккинчи газга нисбатан зичликнинг шу газнинг молекуляр массасига кўпайтирилганига тенг. Нисбий зичлик одатда, водород, кислород ёки ҳавога нисбатан аниқланади. Унда юқоридаги формулалар қуйидаги кўринишга эга бўлади.

$$M = D_{H_2} \cdot 2 \qquad M = D_{H_2O} \cdot 29 \qquad M = D_{кисл} \cdot 32$$

Мисол. Метан  $CH_4$  нинг ҳавога нисбатан зичлиги 0,553 га тенг, унинг молекуляр массасини ҳисоблаб топинг.

$$M = D_{кисл} \cdot 29 = 0,553 \cdot 29 = 16,04$$

Италия олими Канницаро (1826-1910) атом массасини аниқлашниги умумий усулини таклиф қилди. Текширилаётган элементнинг ўзгарувчан бирикмаларини ҳавога нисбатан зичлиги тажриба йули билан аниқланади. Зичлик бўйича бирикмаларнинг молекуляр массасини ҳисоблаб топилди. Кейин кимёвий таҳлилларининг натижаларига қараб берилган элементнинг бу бирикмалардаги фойиз миқдори тонилади, ҳамда олинган ҳар қайси бирикмани бир молекуласида айти элемент массасига қанча у.б. туғри келиши аниқланади.

Топилган сонларнинг энг кичиги айти элементнинг атом массаси дейилади.

Бирикма	Молекуляр массаси	Кислороднинг % миқдори	1 молекулада кислород туғри келадиган у.б.сони
CO	28	57,1	16
CO <sub>2</sub>	44	77,7	32
SO <sub>2</sub>	64	50,0	32
SO <sub>3</sub>	80	60,0	48
H <sub>2</sub> O	18	88,9	16

Юқорида келтирилган моддалар молекуласида кислороднинг энг кам миқдори 16 у.б. тенг эканлиги жадвалда кўриниб туради. Демак, кислороднинг атом-массаси 16 га тенг экан.

Учувчи бирикмалар ҳосил қилмайдиган элементларнинг атом массасини аниқлашда Дюлонг ва Пти (1819) қондасидан фойдаланилади.

Каттик ҳолатдаги оддий модда нисбий иссиқлик сизимини тегишли элементининг атом массасига кўпайтмаси тахминан доимий сон бўлиб у  $A : C = 16,8$  га тенг.

1г моддани 1°C иситиш учун зарур бўлган миқдори нисбий иссиқлик сизими C дейилади.

Дюлонг ва Пти қондасининг математик ифодаси қуйидагича бўлади. Ж

$A * C = 26,8$  A-атом массаси. C-нисбий иссиқлик сизими, моль.к

Шунинг учун ҳам водородни даврий системада ҳам I, ҳам VII группادا, икки марта жойлатирилади, аммо бирида қавсга олинади.

Даврларнинг ҳар хил таркибга эга бўлиши жуда муҳим ҳулосага олиб келади: кичик даврларда қўшни элементлар, масалан углерод C ва азот N хоссалари жиҳатидан бир-бирдан жуда катта фарқ қиладилар. Катта даврларнинг қўшни элементлари эса, масалан қўрғошин Pb ва Bi хоссалари жиҳатидан бир-бирга анча ўхшаш, чунки катта даврларда элементлар характери ўзгариши кичик сакраш орқали бўлади. Катта даврларнинг айрим бўлимларида металл хоссалари шундай секин ўзгарадики ёнма-ён турган элементлар кимёвий хоссалари жиҳатидан бир-бирига ўхшаб кетади. Масалан, тўртинчи давр триада элементлари: темир Fe; кобальт Co, никель Ni, темир оиласи дейилади. Темир группачаси элементлари- темир, рутений, осмий бир-бирига жуда оз ўхшайдилар, темир оиласи элементларига нисбатан Горизонталь аналогларга (ўхшаш) лантаноидлар якқол мисол бўла олади. Уларнинг ҳаммаси лантан ва бир-бирлари билан кимёвий ўхшаш, уларнинг кўпчилигини юқори валентлиги учга тенг. Лантаноидларда айрим икки даврилиқ бор: улар тартиб билан жойлашган ҳар қайси саккизинчи элемент айрим даражада биринчи элементни хоссаларини ва валентлигини намоён қилади. Масалан, Тербий Tb, церий Ce га ўхшаш, Лютеций Lu, гадолиний Gd га ўхшаш.

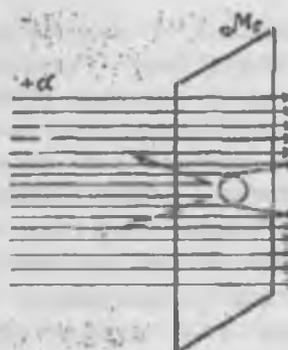
Актиноидлар лантаноидларга ўхшаш, аммо уларда горизонталь аналогия (ўхшашлик) анча кичик даражададир. Баъзи бир актиноидларнинг юқори валентлиги олтига етади (масалан уранники).

#### ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ ҲОЗИРГИ ЗАМОН ТАЪРИФИ.

Оддий моддаларнинг хоссалари, шунингдек, элементлар бирикмаларининг шакл ва хоссалари элементларнинг атом ядро зарядига даврий равишда боғлиқ бўлади.

Радиоактив нурланишнинг очилиши, инглиз физиги Резерфордга 1911 йили икки мусбат зарядга эга бўлган заррачаларни қўллаб экспериментал тажриба ўтказишга имкон яратади.

Резерфорд тажрибалари мусбат зарядланган  $\alpha$ -заррачаларини металллардан ўтишини кузатишдан иборат эди. Радиоактив препаратдан диафрагмада ажратилган нурлар тарамини ингичка металл пластинка юзасига йуналтирилади. Пластинканинг бошқа томонига заррачаларнинг таъсир изини аниқлаш учун алоҳида экран ўрнатилган. Тажрибалар атомлар ҳаддан ташқари зарядсизланган хулосага олиб келади, шунинг учун ҳам  $\alpha$ -заррачалари оқимининг кўп қисми юпқа металл пластинкадан ўтиб, ўзининг тўғри чизикли ҳаракатини ўзгартирмайди:  $\alpha$ -заррачаларнинг фақат бир қисмигина атом ядроси билан тўқнашганда ўзининг тўғри чизикли ҳаракатидан турли бурчакларга оғади ва баъзилари ўз йуналишидан орқага қайтади.  $\alpha$ -заррача мусбат заррачаланган заррача билан тўқнашганда ўз йуналишидан орқага қайтади, унга яқин ўтганда ўз йуналишини ўзгартиради. Шундай қилиб, биринчи марта атомнинг марказида мусбат зарядланган ядроси жойлашган бўлиб, унинг атрофида орбиталар бўйлаб электронлар айланиши аниқланган. Металл атомининг ядроси қанча катта бўлса  $\alpha$ -заррачалар тўғри чизикли ҳаракатидан шунча катта оғади. Ўз йуналишидан оғган ва орқага қайтган заррачалар миқдорини ва қайтиш бурчагини аниқлаб, ҳар қандай атомни ядро зарядини ҳисоблаб аниқлаш мумкин. Ҳисоблаш натижалари шуни кўрсатадики, ядро мусбат зарядининг катталиги даврий системадаги элементлар номерига яқин ва атом массасининг ярмига тенг. Шундай қилиб, даврий системада элементларнинг тартиб номери жуда чуқур физик маънога эга: у атом тузилиши билан узлуксиз боғлиқ бўлиб атом ядро зарядининг қийматини катталигини кўрсатади.



Резерфорд тажрибасида  $\alpha$ -заррачаларнинг тарқалиш схемаси. А-  $\alpha$ - заррачалар манбаи, М-юпка металл пластинка, Э-элементнинг тартиб номери, Э- экран, В-тажриба натижасида ҳисоблаб топилган ўртача ядро зарядининг катталиги

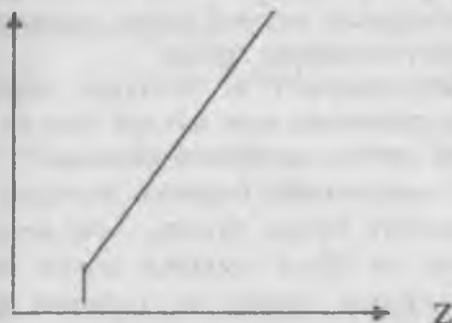
### Рентген нурлари

Тўлқин узунлиги  $0,06:20 \text{ \AA}$  атрофида бўлган электромагнит нурланишга рентген нурлари дейилади. Рентген трубкаларида антикатодни электронлар билан бомбардимон қилиш натижасида рентген нурлари пайдо бўлади ва электрон билан бомбардимон қилиш натижасида антикатодда жуда қисқа тўлқин узунлигига эга бўлган икки хил нурланиш: характеристик ва тормозланиш. Тормозланиш нурланиш катод нурунинг тезлигига боғлиқ бўлиб узлуксиз спектр беради, характеристик нурланиш эса антикатод тайёрланган модданинг табиатига боғлиқ бўлиб чизиксимон спектр ҳосил қилади. Атомнинг электрон булути тузилишини ўрганиш учун фақат чизик-чизик рентген спектри аҳамиятга эга. Рентген нурланиши амалда элемент оддий модда ҳолатда ёки бирикма ҳолатда бўлишига боғлиқ эмас. Элемент тарқатаётган рентген нурларининг тебраниш частотаси унинг атом номери билан чизикли боғланишда бўлади.

Квадрат илдиздан чиқарилган тўлқин узунлигининг тескари қиймати элементни тартиб номери билан чизикли боғланишда, бу Мозли қонунидир.

$$\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = a(Z - \sigma)$$

бу ерда,  $\lambda$  -тулкин узунлиги,  $Z$  -элементнинг тартиб номери,  $a$  ва  $b$  лар константалар, бирор серияда ўхшаш чизиклар учун бир хил қийматга эга. Англия олими Мозли қонуни (1913й) нинг очилиши атом тузилишини тушунтиришда асосий роль ўйнади, айниқса у атомни қатламли тузилганлигини аниқлаб берди.



Бу қонун тажриба йўли билан элемент атом номерини аниқлаш мумкинлигини ва Д.И.Менделеевнинг элементлар даврий системасида элементларнинг тўғри жойлашганлигини исботлади. Кейинчалик аниқландики, элементнинг тартиб номери чуқур физик маънога эга бўлишидан ташқари, бошқа тушунчалар ҳам физик маънога эга. Масалан, Н.БОР назарияси шулар жумласидандир (постулатлари).

Резерфорднинг атом тузилишини планетар модели кейинчалик атом тузилишини тушунтириб бера олмади. Чунки унинг қўйидаги камчиликлари бор эди.

1.Резерфорд назариясига биноан электрон ўз ядроси атрофида ҳаракат қилганда у ўзидан электромагнит нурлар тарқатади ва унинг энергияси камаяди ва электрон ядрога яқинроқ бўлган энергетик орбитага ўтади, у ерда ҳам ҳаракатини давом эттириб ўз энергиясини йўқотади ва ядрога қўлаб тушиши, яъни атом ўз-ўзидан йўқ бўлиши керак. Ҳақиқатда эса бундай бўлмайди.

билан еттита қийматга эга бўлади. Унинг қийматлари электронни энергетик ҳолатини белгилайди ва элемент атомида электрон формуласини ёзишда энергетик ҳолат квадрат  $\square$  ёки туғри чизиқ-билан белгиланиб энергетик ячейка дейилади.

4. Спин квант сони ( $S, m_s$ ) – электронни ўз ўқи атрофидаги ҳаракат йўналишини кўрсатади ва унинг ҳаракати ўзининг магнит моментига боғлиқ бўлади, яъни у соат миллари бўйлаб ёки унга қарама – қарши ҳаракатда бўлиши мумкин, ҳамда ўзича магнит квант сонининг ҳар бир қийматида

$+\frac{1}{2}$  ва  $-\frac{1}{2}$  қийматларини қабул қилади. Масалан, Бош квант сони  $n=4$  га тенг бўлса орбиталь квант сони =

0, 1, 2, 3

s p d f қийматларга, магнит квант сони m.

Магнит квант сони	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3
Спин квант сони	-1/2	-1/2	1/2	-1/2	1/2	-1/2	-1/2
	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2

Қийматларини ўзига қабул қилади. Спин квант сонининг қиймати ноғоначадаги максималъ электронлар сони ҳам кўрсатади. Электрон формула ёзишда электронлар энергетик ячейкада стрелъка  $\uparrow\downarrow$  билан кўрсатилади.

Назорат саволлари:

1. Элементлар системасини тузишга биринчи уринишларни айтиб беринг.
2. Даврий системанинг тузилиши.
3. Унинг асосий талаблари.
4. Э. Резерфорднинг атом тузилиш назарияси ва унинг камчилиги.
5. Квант сонлари ва қийматлари
6. Даврий системанинг ахамияти, келажаги.

7. Элементлар системасини даврий система деб  
италишидан мақсад, нима?
8. Даврий системага асосланиб қандай элементлар  
топилиб тўлдирилган.
9. Мозли қонуни.
10. Н Бор постулатлари.
11. Электронни иккиламчи хоссаи. Де - Бройль  
тенгламаси.

#### 4. маъруза

##### Атомда электронни тақсимланиши.

###### Режа.

1. Паули принципи
2. Энергиянинг афзаллик принципи. Клечковский қонуни
3. Хунд қонуни, элсмент оилалари.
4. Шредингер тенгламаси ва атом орбиталларининг шакллари.
5. Элемент атомининг электрон формуласини ёзиш.
6. Элементларни давний системада жойлашишига қараб хоссаларини аниқлаш.
7. Ионланиш энергияси, электронга мойиллик ва элементларнинг нисбий электроманфийлиги.
8. Ядровий реакциялар.

Атомда электронни тақсимланиши қуйидаги принцип ва қоидаларга асосланади.

**Паули принципи.** Битта атомда тўртала квант сонининг қиймати бир хил бўлган иккита электроннинг бўлиши мумкин эмас. Бу принципга асосан ҳар бир энергетик ячейкада кўпи билан иккита қарама-қарши спинли электронлар жойлашиши мумкин ва унга асосан бир хил спинли иккита ёки учинчи электронни жойланиши мумкин эмас. Паули принципига асосланиб ҳар бир поғоначадаги энергетик ячейкалар миқдорини аниқлаш мумкин. Масалан, S поғоначада 2 та электрон бўлиши мумкин ва улар битта ячейкада жойлашади.

P поғоначада эса 3 та ячейка

d поғоначада эса 5 та ячейка ва

f поғоначада эса 7 та ячейка бўлади.

##### Энергиянинг афзаллик принципи. Клечковский қонуни.

Энергияси кичик бўлган электрон, энергияси юқори бўлган электронга нисбатан энергетик ячейкани олдин тўлдиради, яъни ядрога яқинроқ жойлашган энергетик поғонада буш ячейка бўлса, узоқроқ жойлашган энергетик поғонада электронга ўрин йўқ. Энергетик поғоначаларни

электронлар билан тулиш тартиби куйидагича.

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s <$   
 $4d < 5p < 6s < 4f < 4d < 6p < 7s < 5f < 6d <$   
 $7p < 8s \dots$

Энергетик поғоначалар электронларни энергияси ортиб бориши тартибида тулишади. Клечковский қондасига биноан ҳар бир электрон энергиясини бош ва орбитал квант сонларининг  $|n+l|$  йиғиндиси билан аниқлаш мумкин. Бунда электрон энергияси шартли равишда олинади ва бунга Клечковскийнинг I қонуни дейилади. Масалан: 3d ва 4s электронлар энергиясини ва уларнинг энергетик ячейкани тулдириш тартиби аниқлансин. Демак, 3d электрон энергияси  $E_{3d}=n+l$  яъни бош квант сони  $n=3$  га орбитал квант сони эса  $l = 0, 1, 2$ , қийматларга эга бўлади. Лекин электронни энергияси  $E_{3d} = 3+2=5$  га тенг, 4s электронни энергияси  $E$  бош квант сони  $n=4$  га, орбитал квант сони

$l=0$	1	2	3
s	p	d	f

қийматларга эга бўлади. Лекин 4s электронни энергияси эса  $E=4+0=4$  га тенг бўлади. Демак 4s электронни энергияси  $|4|$  3d электрон энергиясидан (s) кичик бўлгани учун энергетик ячейкани олдин 4s электрон сўнгра 3d электрон тулдиради.

Клечковскийнинг II қонуни. Агарда бир неча электронни энергияси тенг бўлса, у ҳолда бош квант сонининг қиймати ортиб бориши тартибида электронлар ячейкани тулдиради.

Масалан. 4f, 5d, 6p, ва 7s электронларни энергияси еттига тенг ва улар бош квант сонларнинг қийматлари тегишлича 4, 5, 6, ва 7га тенг, шунинг учун ҳам электронлар энергетик ячейкаларни

$4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s$  тартибда тулдириб боради, чунки 4f электроннинг бош квант сони 4 га 5d электронники эса 5га, 6 p-электронники эса 6 га ва 7s электронники 7га тенг.

#### Хунд қонуни

Электронлар энергетик поғоначадаги барча ячейкани жуфтлашмаган ҳолда эгаллашга интилади. Сўнгра бўш

ячейка қолмагандан кейин қарама-қарши спинли электрон ячейкадаги иккинчи ўринни эгаллайди, яъни ҳар бир энергетик поғоначада электронлар спин йиғиндиси максимал бўлишига интилади. Масалан, тартиб номери 15 бўлган фосфор элемент атомининг электрон-ларини энергетик ячейкаларга жойлаштириш талаб этилсин, фосфор даврий системада V гуруҳ III даврда жойлашган элемент, унинг 15 та электрони учта энергетик поғонада ҳаракат қилади.

Бу электронлар энергетик поғоналарида қуйидагича тақсимланган I поғонада 2 та, II поғонада 8 та ва III поғонада 5та ва унинг электрон формула  $1S^2 \cdot 2S^2 \cdot 2P^6 3S^2 3P^3$ -қуринишдадир

Улар энергетик ячейкаларда қуйидагича жойлашади. Демак, кўзғалмаган атомда аввал атомни биринчи S поғоначаси электронлар билан тўлади, сўнгра иккинчи поғонанинг S поғоначаси ва унинг P поғоначаси электронлар билан банд бўлади.

Кейин эса учинчи поғоначанинг S поғоначаси ва P поғоначаси электронлар билан тўлади. P электронлар P поғоначадаги барча ячейкани жуфтлашмаган ҳолда эгаллайди ва унда электрон-ларни спин йиғиндиси 1,5 га тенг бўлади.

Атомда охириги электрон қайси энергетик поғоначани тўлдиришига (эгаллашига) қараб барча элементлар 4 та S, P, d, f элементлар оиласига тақсимланади. Агарда охириги электрон S поғоначасини тўлдирса S элемент P поғоначани тўлдирса P элемент ва P оилага мансуб бўлади.

S элементлар оиласини I ва II группанинг асосий группача элементлари /ишқорий ва ишқорий ер металлари/ ҳамда водород ва гелий, «P» элементлар оиласини III, IV, V, VI, VII группанинг асосий группача элементлари ва гелийдан ташқари барча инерт газлар, d-элементлар оиласини барча қўшимча группача элементлари, f Элементлар оиласини лантаноид ва актиноидлар ташкил этади. Элементларнинг валентли электронлари S ва P элементларники фақат ташки, d-элементларники охириги ва охиригидан олдинги, f -элементларники эса учта охириги энергетик поғонада жойлашади.

### Шредингер тенгламаси. Атом орбиталлар шакллари.

Электрон тўлқин хоссасига эга бўлганлиги учун атомдаги уни ҳаракатини нур ва товуш тўлқини каби тўлқин тенгламалари билан ифодалаш мумкин. Бундай тенглама 1926 йили австрия олими Шредингер томонидан электронга тадбиқ қилинди.

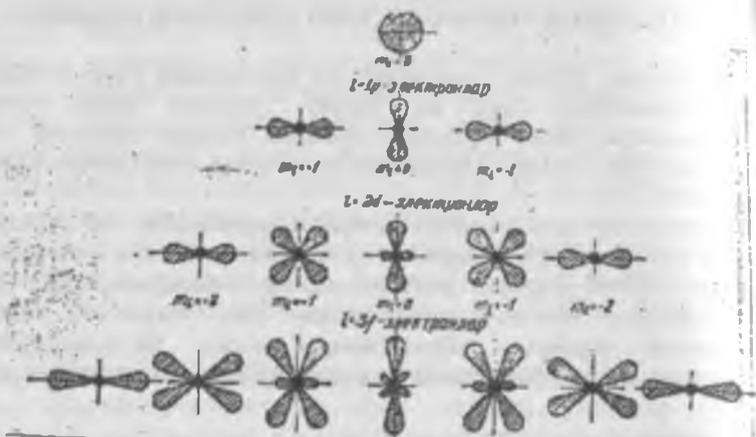
Шредингер электроннинг атомдаги ҳаракатини тик тўлқин деб қабул қилди ва уни квадратга кўтарилган қиймати электроннинг фазода бўлиб туриши эҳтимоллигини тавсифлайдиган тўлқин функция учун тенглама ҳосил қилади. Тик тўлқин деб, икки учи боғланган торнинг тебранишидан ҳосил бўлган тўлқинга айтилади. Бу дифференциал тенглама қуйидаги кўринишга эга.

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

бу ерда :  $h$ - Планк доимийси,  $m$ -масса, электрони  $E$ -тўлик,  $V$ - потенциал энергияси,  $x$ ,  $y$ ,  $z$  - координаталари,  $\Psi$ -тўлқин функцияси.

Квант механикасини асосий тенгламаси бўлган бу тенгламани  $\Psi$  ЛПСИ/ функцияни маълум миқдорда чегаралаб, ҳамда координатларга қийматлар бериб тенгламани ечиш мумкин. Бунинг натижасида электронни ўз ядроси атрофидаги кўпроқ ҳаракат қилган фазони аниқлаш мумкин ва уни атом орбитал /АО/ дейиш мумкин.

Электрон бирор атом орбитални эгаллаб, электрон булутини ҳосил қилади ва у битта атомдаги электронлар учун турли шаклга эга бўлиши мумкин. Электрон булутларни шакллари атом орбиталларники каби бўлади. Электронларни атом орбиталлари қуйидаги шаклга эга:



Масалан:  $l=n-1$  бўлса  $l=0$ ,  $m=0$  ва  $S=+1/2, -1/2$  кийматга эга бўлади, демак 2 ва электрон сферик орбита шаклига эга бўлади. Уларни булутлари ўзаро бир-бирини қоплайди.

2/  $n=2$  бўлса,  $l=0$  ва  $l=1$   $m=+1,0,-1$ ,  $P=2$  бта кийматга эга

S P

Иккинчи энергетик поғонада ҳам иккита электрон сферик орбита бўйлаб ҳаракат қилади, лекин биринчи энергетик поғонадаги электронга нисбатан ҳаракат радиуси катта бўлади. P электронларни АО ларни шакли.

3/  $n=3$  бўлса  $l=0, 1, 2$ ,  $m=2,+1,0,-1,-2$  ва  $d=10$  та

S | P | d

кийматга эга бўлади.

S ва P электронларни АО ларини шакли биринчи ва иккинчи энергетик поғонадаги каби бўлади, лекин энергияси юқори бўлади. d электронлар эса 5та ҳолатга эга бўлади.

Элемент атомини электрон формуласини ёзиш.

Элемент атомини электрон формуласини ёзиш учун унинг тартиб номерини ҳамда қайси даврда жойлашганини билиш шарт. Чунки элементни тартиб номери унинг ядро зарядини протонлар ва электронлар сонини, давр номери эса атом электронларини нечта энергетик поғонада ҳаракат қилаётганини кўрсатади. Электрон формула ёзишда S,P,d,f ҳарфлари билан поғоначалар, ҳарфларни олдидаги рақамлар электронни қайси поғонада ва ҳарфларни юқори қисмидаги рақамлар шу поғоначада неча электрон ҳаракат қилаётганини кўрсатади.

Масалан.  $4d^4$  ёзув- тўртинчи энергетик поғонани «d» поғоначасида бешта электрон ҳаракат қилаётганини кўрсатади.

Айтилганларга асосланиб даврий системадаги элемент атомларини электрон формуласини ёзиш мумкин.

Биринчи элемент водород унинг электрон формуласи  $1S^1$  билан ифодаланади. Унинг ядро заряди бирга тенг, бирикмаларда у ўз электронини бериб мусбат водород иони  $H^+$  ни, ёки ўзига электрон қабул қилиб манфий водород иони  $H^-$  ни ҳосил қилади, чунки биринчи энергетик поғонани электрон сиғими иккига тенг. Иккинчи элемент-гелий, унинг электрон формуласи  $1S^2$  кўринишга эга ва у электрон қавати тугалланган, шунинг учун ҳам гелий атоми барқарор.

Учунчи элемент литий атомининг электрон формуласи  $1S^22S^1$

Литий электронлари иккита энергетик поғонада бўлади, Биринчи поғонада иккита, иккинчи поғонада битта. Иккинчи поғонанинг электрон сиғими саккизга тенг, яъни S поғоначада иккита ва P поғоначада 6 та электрон бўлиши мумкин. Литий атоми барқарор ҳолатни эгаллаши учун еттита электрон қабул қилиши, ёки битта электрон бериб, ташқи иккинчи L поғонани /қавати/ни йўқотади, натижада K қават ташқи бўлиб қолади ва литий иони  $Li^+$  ни ҳосил қилади.

Тўртинчи элемент /Be/ бериллий атомини электрон формуласи  $1S^22S^2$ . бешинчи элемент бор /B/, атомини электрон формуласи  $1S^22S^22P^1$  яъни P поғонача электрон билан тўла бошлайди. Ундан кейин келадиган углерод, азот, кислород, фтор элементларига утганда атомнинг иккинчи қаватдаги P электронлар сони ҳар сафар биттадан ортиб

боради ва иккинчи даврнинг охириги, яъни унинг элементи неон атомининг электрон формуласи  $1S^2.2S^2.2P^6$  кўринишга эга ва у тугалланган поғона, шунинг учун ҳам унинг атоми анча барқарор. Кўпинча неон атомини электрон формуласи  $1S^2.2S^2.2P^6$  ёки  $2S^2.2P^6$  ёки қисқача /Ne/ шаклида нфодаланади.

Учинчи давр элементи атомини электрон формуласини ёзишда биринчи ва иккинчи поғонадаги электронларни [Ne] қисқа неон электрон формуласи / Ne/ ёзилади.

Учинчи даврни биринчи элементи натрий атомининг электрон формуласи  $1S^2.2S^2.2P^6 .3S^1$  ёки [Ne] $3S^1$ , иккинчи элементи магний [Ne]  $3S^2$ , учинчи элементи алюминий [Ne] $3S^2 .3P^1$ , яъни P поғонача электрон билан тўла бошлайди ва у 18 элемент аргон [Ne]  $3S^2.3P^6$  билан тугайди. Бу поғона ҳам тугалланган ва уни электрон формуласи қисқача [Ar] шаклда ёзилади. Учинчи даврда d поғонача бўлса ҳам, у электронлар билан тўлишмайди, чунки у охиридан олдинги поғонадан бошлаб электрон билан тўлишиб боради.

Элементларни системада жойланишига қараб хоссасини аниқлаш.

Элементларнинг хоссалари горизонтал йўналиш -даврлар ва вертикал йўналиш- группалар ва группачалар билан амалга оширилади.

Иккита элементдан иборат бўлган биринчи даврдан бошқа ҳамма даврда чапдан ўнга горизонтал йўналишда атомларнинг ҳажмлари аста-секин камаяди, бу атомни электрон қобигига ядро заряди таъсирининг ортиши натижасида бўлади. Вертикал йўналишда даврлар сонини ортиши натижасида атомлар ҳажмлари аста-секин ортади. Юқорида айтилганларга яна элементлар хоссалари диагональ йўналишда ўзгаришини кўрсатсак, у вақтда атомнинг хоссалари анча мунча маълум бўлади.

Асосий группачаларда атомнинг ҳажмлари ортиши билан, яъни юқоридан пастга, ташқи электронларнинг узилиб чиқиши енгиллашади ва атомга янги электронни қўшиб олиш қийинлашади. Элементнинг электрон бериши қайтарувчилик хоссасини, айниқса типик металллар учун характерлайди. Электронни бириктириб олиш оксидловчилик хоссасини,

типик металлмаслар учун характерли.

Демак, юқоридан пастга асосий группачада элемент атомининг қайтарувчанлик хоссаси ортиб боради ва шу элементдан ташкил топган оддий модданинг металлинги ортади. Оксидловчилик хоссаси эса камаяди. Юқорида кўрилаётган элементларнинг хоссалари ҳар бир даврда элемент атомининг қайтарувчилик хоссаси камайиб, оксидловчилигининг ортишини, яъни металлмаслик хоссаси ортишини кўрсатади. Айтилганлардан маълумки даврий система билан элементларнинг атомларини тузилиши ва уларнинг кимёвий хоссалари орасида узлуксиз боғланиш бор.

Атомдан электроннинг узилиб чиқиши ва бу атомнинг мусбат ионга айланиши учун маълум бир энергия сарф қилиши керак, яъни шу энергия ионланиш энергияси дейилади. Уни кж/г-атом ёки ЭВ билан ифодалайдилар. Бу энергия қанча кичик бўлса, элемент шунча кучли қайтарувчилик хоссасини, яъни унда металллик характери кучли эканлигини намоён қилади.

Элементнинг металлмаслик характери электронга мойиллик билан улчанади. Электронга мойиллик атомни электрон бириктиришда ажралиб чиққан энергия миқдорини кўрсатади, у ҳам бўлса кж/г-атом ёки ЭВ билан ифодаланади.

Ионланиш энергияси ва электронга мойиллик  
қийматларига мисоллар.

Ионланиш Энергияси	Элементлар	Электронга мойиллик	Элементлар
5,390 кж/г-атом	Li	0,79 кж/г-атом	Li
5,138 кж/г-атом	Na	3,45 кж/г-атом	F
4,39 кж/г-атом	K	атом	Cl
13,01 кж/г-атом	Cl	3,63 кж/г-атом	Br
9,320 кж/г-атом	Be	3,42 кж/г-атом	J
17,418 кж/г-атом	F	3,17 кж/г-атом	

Элементни нисбий оксидловчи-қайтарувчилигини атомнинг катталиги билан ва унинг радиусини қийматига боғлиқлиги орқали ифодалаш мумкин. Кучлироқ қайтарув-

чилик, ўлчами катта бўлган атомга хос, атомнинг радиуси катта, шунинг учун электрон ядро зарядига кам тортилади ва уни ядродан узиб олишга кам энергия сарф бўлади. Бошқа оксидловчиларга нисбатан кучлироқ оксидловчи хоссани намоён этадиган элемент радиуси кичик бўлган атомга хос.

Ҳар бир элемент бирор даражада металл ва металлмасдир, яъни қарама-қарши хоссалари бирлигини ифодалайди. Бу бирлик хоссасини миқдорий электроманфийлик билан характерлаш қабул қилинган. Электроманфийлик ионланиш энергияси ва электронга мойилликнинг арифметик йиғиндисидир. Масалан:

Элемент	F	Li
Ионланиш энергияси:	-415	-123
Электронга мойиллик:	+ 95	+ 5
Электроманфийлик:	510	128

Литийнинг электроманфийлиги бирга тенг /128/ деб қабул қилинган. У вақтда элементнинг нисбий электроманфийлиги қуйидаги кийматлар билан ифодаланади.

Элементларнинг нисбий электроманфийлиги /ЭНЭ /

H=2,1 Be=1,5 B=2,0 C=2,5 N=3,0 O=3,5 F=4,1  
 Li=0,97 Mg=1,2 Al=1,5 Si=1,74 P=2,1 S=2,6 Cl=2,83  
 Na=1,01 Ca=1,04 Ga=1,82 Ge=2,02 As=2,2 Se=2,48 Br=2,74  
 K=0,91 Sr=1,0 Jn=1,49 Sn=1,7 Sb=1,8 Tc=2,01 J=2,2  
 Rb=0,89 Ba=0,97 Tl=1,44 Pb=1,6 Bi=1,67 P =1,76 At=1,9  
 Fr=0,86

Даврий қонун ва элементларнинг даврий системаси бизни ўраб турган оламни материаллигини, бирлигини тўлиқ ишонч билан исботлайди. а/ Модда ва ҳодисаларнинг ўзаро боғлиқлиги ва ўзаро қарамлиги, б/ Ҳаракат ва ўсишнинг тўхтовсизлиги, в/ Миқдорий ўзгаришларнинг нисбий ўзгаришга ўтиши, г/ бирлик ва курашнинг қарама-қаршилиги. Даврий система атомни ички тузилишини ва унинг ядросини ўрганишга йўл очиб берди.

## Атом ядроси. Ядро ўзгаришлар.

Д.Д.Иваненко, Е.А.Гапон назариясига асосан атом ядроси протон ва нейтронлардан ташкил топган. Бу заррачалар кулоннинг икки ҳар хил ҳолатдаги ядронинг элементар заррачаси деб қаралади. Ядронинг хоссаси асосан унинг таркиби билан, протон ва нейтронлар сони билан аниқланади, бу эса атомнинг массасини ташкил қилади. Масса миқдори ядродаги нуклонлар сонини, протон ва нейтронлар йиғиндисини, тартиб номери эса ядродаги протонлар сонини аниқлайди.

Ядрода бир хил миқдорда протонлар  $P$  сони ва ҳар хил миқдорда нейтронлар сони бўлган атом ядроси турларига /демак, даврий системада битта жойга эга/ изотоп дейилади. Уларни кимёвий хоссалари бир хил бўлади ва даврий системада битта хонада жойлашади. Масалан, кислород элементи учта изотопга эга.

Изотоплар	Ядро
-----------	------

$8O^{16}$	8p8 n
-----------	-------

$8O^{17}$	8p9 n
-----------	-------

$8O^{18}$	8p10n
-----------	-------

Изотопни ёзишда элементнинг тартиб номери пастда, масса миқдори юқорида ёзилади.

Бир хил заряд билан характерланадиган /тартиб номери/ ядро йиғиндисига **плеяда** дейилади. Масалан, углероднинг барқарор изотопининг плеядаси икки аъзодан иборат -  $C^{12}$  ва  $C^{13}$

Тоқ масса сонига ва тоқ тартиб номерига эга булган элемент учун,  $Be^9$  билан, фақат битта барқарор изотоп маълум. Бундай элементларни моноизотоп элементлари дейилади.

Икки ёки undan кўп изотопдан иборат булган элементлар полиизотоп элементлар дейилади. Изотоп ходисаси очилиши билан кимёвий элемент деб, бир хил ядро заряди ёки тартиб номери билан характерланадиган атом турига айтилади.

## Изобарлар

Изобарлар деб, бир хил масса миқдорига эга бўлиб ҳар хил тартиб номерига эга бўлган атомлар турига айтилади. Демак, ядродаги протонлар сони ҳам ҳар хил бўлади. Масалан:  ${}_{24}\text{Сч}^{54}$ ,  ${}_{26}\text{Fe}^{54}$ ,  ${}_{48}\text{Co}^{112}$  ва  ${}_{50}\text{Sn}^{112}$  Изобар элементлар ўзаро протонлар, нейтронлар миқдори ва кимёвий хоссалари билан фарқ қилади, ҳамда даврий системада турли хоналарда жойлашади.

### Ядро массасининг дефекти.

Протонлар бир-биридан қочадилар, протонлар ва нейтронлар ўртасида тортишиш кучи содир, бунинг ҳисобига ядро ҳосил бўлади Ядродаги заррачаларнинг таъсир кучига ядро кучлар дейилади. Ҳозирги вақтгача ядро кучларнинг табиати тўлиқ ўрганилмаган ва маълум эмас. Лекин ядродаги ядро заррачаларнинг боғланиш энергиясини ёки таъсир энергиясини ҳисоблаш мумкин.

Протон ва нейтронлардан ядро ҳосил бўлишида массасини камайиши кузатилади. Бу камайишга ядро массасининг дефекти (МД) дейилади.

Масалан: Гелий ядроси ҳосил бўлишдаги массаси дефектини ҳисобланг. Гелий ядроси 2 та протон ва 2 та нейтрондан ташкил топган.

Протон массаси  $P = 1,007805$  уг.  
бирликка тенг.

Нейтрон массаси  $n = 1,008665$  уг.  
бирликка тенг.

Ҳосил бўлган ядронинг массаси қуйидагига тенг бўлиши керак:

$$1,007805,2 + 1,008665,2 = 4,03194$$

Гелий массаси 4,001506 га тенг. Бу ердан гелий ядро массасининг дефекти  $2p$  ва  $2n$  дан:

$MД = 4,03194 - 4,001506 = 0,030434$  Масса дефекти Эйнштейн яратган нисбийлик назариясига биноан  $E$  энергияни ҳисоблашга имкон беради, бу жуда кўп миқдорда энергия ажралишга 28,2 мэв тенг. Бу ердан ядрода битта нуклонни ўртача боғланиш энергияси 7 мэв тенг. Ядрода нуклон боғланиш энергияси молекуладаги атомлар боғланиш

энергиясидан миллион марта катта бўлади. Шунинг учун кимёвий ўзгаришларда атом ядроси ўзгармай қолади.

### Радиоактив қаторлар.

Атом ядроси - мураккаб система, ядро реакцияларини, ядрони парчаланиш ва ҳосил бўлишини, урганиш асосида ядрони тузилиш назарияси келиб чиқди.

Радийнинг радиоактив емирилишини биринчи урганилган табиий ядро реакция дейиш мумкин.

1903 йили Содди радий атомидан радон ва гелий ҳосил бўлишини кўрсатган эди.

Бунда радий атомининг ядроси емирилиб ( $\lambda$ ) заррача гелий ядроси ҳосил бўлади.



${}_2\text{He}^4$ -гелий ядроси, яъни  $\alpha$ -заррачаси

Ядро реакцияни бундай кўрсатишда куйидаги баланслар яккол кўринади:

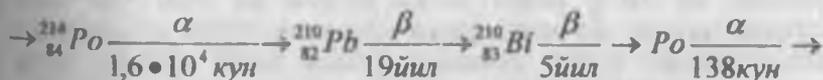
а) Тартиб номер баланси (ядро заряди  $88=2+86$ ):

б) массаси сони ( $226=4+222$ ).

Бирор ядро узидан мусбат зарядланган заррача ( $\alpha$ ) ёки электронни ( $\beta$ ) чиқариши натижасида радиоактив емирилиш ҳосил бўлади. Бир хил ядро жуда тез емирилиши натижасида жуда қисқа тўлқин узунликка эга бўлган  $\gamma$  нурларни тарқатади. Бундай емирилиш барқарор изотоп, радиоактив бўлмаган элемент, ҳосил бўлгунча давом этади.

Ядронинг ўз-ўзидан емирилишига радиоактивлик дейилади ва у нурларга тарқалиши билан боради.

Радиоактив қатор.



Содда ва фаянс радиоактив силжиш қонуни

1. Агарда ядро емирилишида  $\alpha$  - заррачалар тарқатса, тартиб номери иккита кам бўлган янги ядро ҳосил бўлади, яъни элемент даврий системада икки хона чапга силжийди.

янги элементнинг массаси эса 4 уг бирл., кам бўлади ва аксинча  $M_{92}U^{238} - \alpha \rightarrow M_{90}Th^{234}$

2. Агарда ядро  $\beta$  нурлар тарқатса, ҳосил бўлган янги ядро ўша массага эга бўлиб, янги элементнинг тартиб номери биттага ортади ва у даврий системада бир хона унга силжийди ва аксинча.



Радиоактив емирилишини ўрганиш шуни кўрсатадики, ҳар бир секундда бор атомларни бир хил миқдори емирилади. Бу миқдор емирилиш константаси дейилади.

Радиоактив элемент дастлабки миқдорининг ярми емирилишига кетадиган вақт ярим емирилиш даври дейилади ва у "Т" билан белгиланади.

Ҳар қайси радиоактив элементни ўзининг ярим емирилиш даври бор. Радиоактив қаторда шу қаторга кирувчи элементлар учун "Т" миқдори келтирилади. Масалан, Радийнинг емирилиш даври 1622 йилга тенг, бу демак, 1622 йилдан кейин бир граммдан /радий/ емирилмаган 1/2 грамм радий қолади.

Ярим емириш даврий Т қуйидаги нисбат билан топилади:

$$T = \frac{1}{K} \ln 2$$

Бу ерда, К - емирилиш константаси.

### Радиоактив емирилишнинг иссиқлик эффекти.

Радиоактив процесслар ҳамма вақт иссиқлик эффекти билан боради. Масалан, 1г радий 1 соатда 573,6 дж иссиқлик чиқаради. 1 грамм атом (226 г) радий емиришда 206 г кўрғошин ва 20 г гелий ҳосил бўлади ва  $26,6 \cdot 10^{11}$  дж иссиқлик чиқади. Бу миқдордаги иссиқлик 79326 кг кўмирни ёқишда чиқади. Бунда қуйидаги хулоса келиб чиқади, атом ядросида жуда кўп миқдорда энергия мужассамланган бўлади.

### Сунъий ядро реакциялари

Атом ядроларини ўрганишда сунъий ядро реакциялари кашф қилинган эди. Улардан биринчиси газ азот атомини альфа заррачалар билан бомбардимон (Резерфорд 1919й)

қилиш натижасида водород Н атомининг ядроси олинди у протон деб номланади.



бу ядро реакция натижасида радиоактив бўлмаган кислород изотопи олинди.

1932 йили Лейпунский, Вальтер ва Сидельниковлар Харьковда ядро реакцияни амалга оширадидилар.

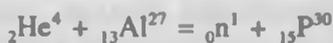


Литий ядроси протон билан бомбардимон қилиши натижасида гелий ядроси, яъни альфа заррачалар ҳосил бўлади.

Бериллий атомини  $\alpha$  - заррачалар билан бомбардимон қилиниши натижасида (1930 й) янги нурланиш зарядга эга бўлмаган заррача топилди ва уни нейтронлар деб номладилар.



Ирэн Кюри ва Фредерик Жолио Кюри радиоактив реакция-ларини урганиб 1934 й янги хоссасини очдилар, яъни радиоактив изотопни сунъий усул билан олиш,



Фосфор изотопи бекарор, қисқа вақт яшайдиган радиоактив изотоп бўлиб, унинг ярим эмирилиш даври  $T = 325$  мин. У қуйидаги реакция билан эмирилиб кремний изотопини ҳосил қилади.



Сунъий «радиоэлементлар» ҳар хил тажрибалар олиб боришда оддий кимёвий анализ усуларини қўллаш мумкин бўлмаган ҳолларда, жуда кенг қўламда қўлланилмоқда.

Радиоактив изотопларнинг бу усулда қўлланиши белгиланган атом методи деб аталади. Бу методнинг моҳияти шундан иборатки, текшириляётган элементга жуда оз миқдорда сунъий олинган изотоп қўйилади. Оз миқдордаги радиоактив миқдорлар элементлар, уларни нурланишдан фото пластинкага таъсир эттириб физик усуллар (электроскоп, радиосчётчик

разряд) билан энгил аниқланалади.

Шу усул билан текшириляётган радиоактив бўлмаган элементни бор йуклиги аниқланади. Чунки радиоэлемент, изотоп ҳолда, радиоактив бўлмаган элементни ҳамма кимёвий реакцияларда кузатиб боради. Текшириляётган элемент худди радиоактив белги-ларга эга бўлгандай булади.

Ҳозирги вақтда сунъий радиоактив изотоплар кўп миқдорда ҳар хил ядро реакторларида олинади. Масалан, радиоуглерод  $^{14}\text{C}$  углероднинг радиоактив изотопи, азотдан куйидаги радио реакция билан олинади. Унинг емирилиш даври тахминан 6000 йил белгиланган атом методи металллар дефектини, яъни металл турба, пластинка ва бошқаларни қалинлигини аниқлашда қўлланади.

#### Назорат саволлари

1. Паули принципи ва Клечковский қонуни.
2. Электрон қавати ва қаватчалари.
3. Электрон орбитадаги электронларни сони қандай топилади?
4. Элементнинг электрон формуласи қандай ёзилади? Мисол келтиринг
5. Электронни энергетик ҳолати қандай аниқланади?
6. Квант сонлари.
7. Элементларни хоссалари қандай аниқланади?
8. Энергиянинг афзаллик принципи.
9. Хунд қонуни қандай таърифланади?
10. Элемент оилалари.
11. Атом орбиталлар қандай кўринишга эга.
12. Ионланиш энергияси элементни қандай хоссасини тавсифлайди.
13. Элементларни нисбий электроманфийлиги даврий системада қандай ўзгаради.
14. Атом ядроси қандай заррачалардан ташкил топган.
15. Ядро массасининг дефекти деганида нимани тушинилади.
16. Содда ва Фаянсни радиоактив силжиш қонуни қандай таърифланади.

## 5 - маъруза

### Кимёвий боғланиш. Молекуланинг тузилиши.

#### Режа:

1. Кимёвий боғланиш ва унинг турлари.
2. Ковалент ёки атом боғланиш.
3. Боғланишларни гибридланиши.
4. Кутбли боғланиш.
5. Ковалент боғланишнинг йўналганлиги
6. Ион боғланиш.
7. Координатив боғланиш.
8. Водород боғланиш.
9. Молекулалараро кучлар.

Кимёвий боғланишни урганиш ҳозирги замон кимёсининг асосий муаммоларидан бири.

Молекуладаги атомларни бирикиш табиатини билмасдан туриб, уларни ҳосил бўлиш механизмини, тузилишини, реакцияга қобилиятини ва кимёвий боғланишининг хилма-хил сабабларини тушуниш қийин.

Ҳозирги замон тушунчаларига кўра, кимёвий боғланиш энергетик келиб чиқишга эга. Элемент атомини валент электрони турли энергетик поғонада жойлашади, жумладан «S» ва «P» элементларда ташқи поғонадаги, «d» элементларда ташқаридан икки энергетик поғонадаги ва «f» элементларда ташқаридан учта энергетик поғонадаги электронлар валентли ҳисобланади.

Моддада валент электронларнинг тақсимланиши характерига қараб асосан икки кимёвий тур боғланишга ажратадилар: ковалент ва ион.

#### Ковалент ёки атом боғланиш.

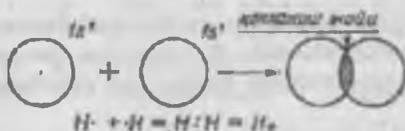
Антипараллель спинли, жуфтлашмаган электронли икки атомни бир-бирига яқинлаштирганда боғланиш ҳосил бўлади. Атомларни ядро ва электронларининг таъсири натижасида жуфт электрон, ядролар орасидаги зичлиги катта бўлган умумий электрон булути ҳосил бўлади. Бу эса атомлар ядроларини бир-бирига кўпроқ тортилишини ва умуман молекулаларни мустақиллигини таъминлайди. Битта ёки бир

нечта электрон жуфти ҳосил бўлиш билан содир бўладиган боғланишга ковалент боғланиш дейилади. Ковалент боғланиш асосида электрон булутларини қопланиши ётади: қопланиш қанча кўп бўлса, боғланиш шунча кучли бўлади.

Шартли равишда боғланиш ҳосил бўлишини, битта молекуляр энергетик ячейкада икки электроннинг ўзаро таъсири деб қараш мумкин. Электрон булутлар қопланишини водород молекуласи ҳосил бўлишида кўриш мумкин.



Водород молекуласи ҳосил бўлишида электрон булутларнинг қопланиши:



Электрон булутлари қопланиш жойида, булутларини бириктирувчи электрон зичлиги максимал бўлади.

Водород молекуласи ҳосил бўлишидаги электрон дублет икки ядрога хизмат қилади, бунинг натижасида улар ўзаро битта молекулага мустаҳкам боғланган бўлади.

Ковалент боғланишнинг назариясига биноан валентлик умумий электрон жуфтини ҳосил қилган электронлар сони билан аниқланади.

Квант механикасининг қонунига асосан кимёвий боғланишни мустаҳкамлигини асосан икки фактор аниқлайди: электрон булутларни максимал қопланиш принципи ва боғланишни йўналишига эгаллиги.

### 1. Валентли электронлар булутини қоплаш даражаси.

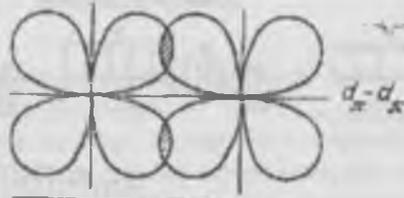
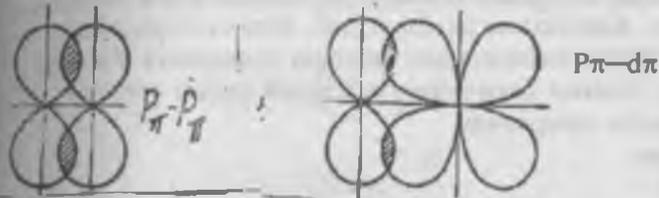
Атомлар орасида кимёвий боғланиш ҳосил бўлишида валент электронлар орбиталлари бир хил қопланмайди. Бунда содир бўлаётган кимёвий боғланишнинг асосий турлари  $\delta$  ва  $\pi$  билан белгиланади. Масалан, S ва P орбиталларини боғланиш схемаси.



$\delta$  - боғланишни турли формулалари.

Атомларни симметрик уқи бўйича бирлаштирувчи чизик бўйлаб электрон булутларни ўзаро қопланиши натижасида содир бўладиган боғланишга  $\delta$  - боғланиш дейилади, бу ковалент боғланиш туридир.

Мисол, p ва d орбиталларни боғланиш схемаси.



$\pi$  - боғланишни турли формалари.

$\pi$  - боғланиш – бу ковалент боғланиш бўлиб атомларни уқига перпендикуляр чизик бўйлаб электрон булутларни ўзаро қопланиши натижасида содир бўлади,  $\delta$  - боғланишда электрон булутларни ўзаро қопланиш даражаси  $\pi$  - боғланишдагига нисбатан анча юқори бўлади. Шунинг учун,  $\delta$  - боғланиш,  $\pi$  - боғланишга нисбатан анча мустаҳкам бўлади.

Кимёвий боғланишни ёзиш учун сарф бўлган энергия миқдори унинг мустаҳкамлик бирлиги дейилади. Боғланиш энергияси кж/м, ккаль/моль да ўлчанади. Водород молекуласида битта  $\delta$  - боғланиш содир ва боғланиш энергияси

$\Delta H_f^0$  / 402,6 кж/моль га тенг. Кислород молекуласида битта  $\delta$  - боғланиш, битта  $\pi$ - боғланиш содир ва боғланиш энергияси 494,2 ж/моль га тенг. Азот молекуласида битта  $\delta$  - боғланиш, иккита  $\pi$  -боғланиш  $N=N$  содир ва боғланиш энергияси 942,2 кж/моль га тенг.

Ковалент боғланиш назариясига асосан электрон жуфти ҳосил қиладиган электронлар ҳар хил спинга эга бўлиши керак, шунинг учун элемент атомидаги ток электронлар сони шу элементнинг спин валентлиги дейилади. Атомни ҳаяжонланмаган ва ҳаяжонланган ҳолатларини фарқ қила билиш керак. Ҳаяжонланган ҳолат деб, битта поғонадаги электронни, бирон поғоначадан иккинчи поғоначага ўтиши тушунилади. Атомни ҳаяжонланган ҳолати ташқи энергия ҳисобига амалга оширилади.

Масалан:



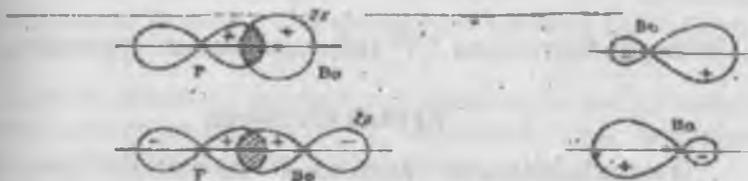
$\pi$  ва  $\delta$  боғланиш ҳисобига молекулада иккиламчи ва учламчи боғланишларни қаррали боғланишлар дейилади.

### Боғланишларни гибридланиши

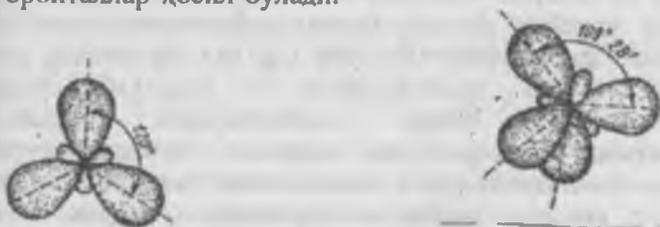
Кўпинча атом ҳар хил энергетик ҳолатда турган электронлар ҳисобига боғланиш ҳосил қилади. Масалан, боғланиш ҳосил бўлишида бериллий атомида ( $2S^1 2P^1$ ) битта S ва битта P электронлар, Бор атомида  $2S^1 2P^2$  битта S ва иккита P электронлар, углерод атомида ( $2S^1 2P^2$ ) битта S ва

учта P электронлар иштирок этади ва ҳоказо.. Бундай ҳолатларда дастлабки электрон булутлар шакллари ўзаро ўзгариб, янги бир хил шаклдаги электрон булут ҳосил бўлади, бу ҳодисага **гибридланиш** дейилади. Масалан, бериллий, рух, кадмий атомларида битта S ва битта P орбиталлар (S P-гибридланиш) гибридланади . Бу элементлар атомлари эркин ҳолатда ташқи поғанада иккита жуфтлашган S-электронга эга. Хаяжонлантириш натижасида битта S -электрон P-электронга ўтади ва икки жуфтлашмаган электрон ҳосил бўлади, улардан бири S-электрон, иккинчиси P-электрон.

Гибрид булутлар ҳисобиغا ҳосил бўлган кимёвий боғ, S ва P электронларни айрим булутлари ҳисобиغا ҳосил бўлган боғланишга нисбатан мустаҳкамроқ бўлади.



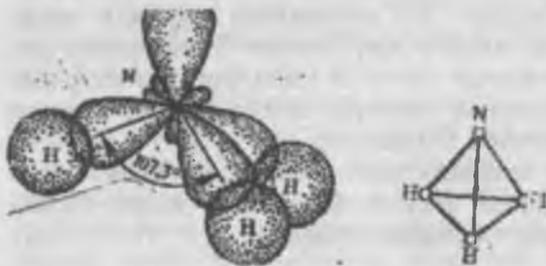
Бор бирикмалари ҳосил бўлишда битта S ва иккита P орбиталарни гибридланиши / S P<sup>2</sup> -гибридланиш/ содир бўлади. Хаяжонланган бор атоми учта жуфтлашмаган, битта S ва иккита P электронга эга. Бу орбиталардан учта эквивалент бир-бирдан 120° бурчак остида бир текисликда жойлашган гибрид орбиталлар ҳосил бўлади.



S<sup>1</sup> P<sup>2</sup> гибридланишдаги электрон булутларини жойлашиши.

Битта S ва учта P орбиталарни /S<sup>1</sup> P<sup>3</sup>-гибридланиш/ углерод атомининг валентлигини тушунтиради.

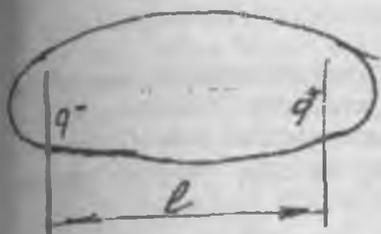
Углерод аналоглари кремний ва германий ҳам  $S P^3$  гибрид боғланиш ҳосил бўлиши характерлидир. Уларда тўртта гибридланган булутлар фазода  $109^\circ 28'$  бурчак орқали ўзаро симметрик ориентирланган



Электрон булутларни  $S P^3$  гибридланишдаги кўриниши.

### Кутбли боғланиш

Электроманфийлик жиҳатидан бир-бирдан унча фарк қилмайдиган элементлар орасида ковалент кутбли боғланиш содир бўлади. Бундай боғланишда ҳосил бўлган умумий электрон жуфти электроманфийлиги кучлироқ бўлган элемент томон силжиган бўлади. Масалан, водород хлорид молекуласида, умумий электрон жуфти хлор атомининг ядроси томон силжиган ва электрон булутлар иккала ядро майдонида бир текисда жойлашмаган. Шунинг учун, иккала атомнинг мусбат ва манфий зарядланган электростатик марказлари бир нуқтада ётмайди, бу эса боғни кутбланишига олиб келади. Кимёвий боғланишнинг бу тури ҳар хил элементлар атомидан ташкил топган молекулаларга / мураккаб моддаларга / характерлидир. Поляр молекулаларда қарама-қарши зарядларнинг электростатик «марказга тортилиш кучи» бир нуқтада ётмаганлиги учун молекуланинг бир қисмида манфий, иккинчи қисмида мусбат электрланиш кучлироқ бўлади ва натижада иккита электрик кутб ҳосил бўлади.



Оддий молекуляр диполь схемаси.  $P$  - дипол узунлиги Қарама-қарши зарядларни электростатик "марказга тортишиш кучи" бир нуктада ётмаган молекулалар қутбли дейилади. Чунки бундай молекулалар электрланишни икки қутбга эга, шунинг учун ҳам уларни "диполлар" ҳам дейилади. Қутбланишнинг ўлчами сифатида диполь моменти ( $\mu$ ) хизмат қилади.

Диполь моменти элементар зарядни  $e$  дипол узунлигига  $l$  яъни электростатик марказга тортишиш кучи орасидаги масофага кўпайтмаси билан ифодаланади.

$$\mu = e \cdot l$$

Электроннинг заряди тахминан  $10^{-10}$  эл.ст.бирл. га тенг, дипол узунлиги эса  $10^{-8}$  см, яъни молекула ўлчамининг кўпайтмасига тенг.

Демак, диполь моменти қуйидаги бирлик  $10^{-18}$  эл.ст.бирлик  $\times$  см билан ифодаланади. Бундай ўлчам бирлигини дебай /Д/ деб аталади. Инглиз олими П.Дебай номи билан.

Молекуланинг полярлигига / қутблигига / мисол.

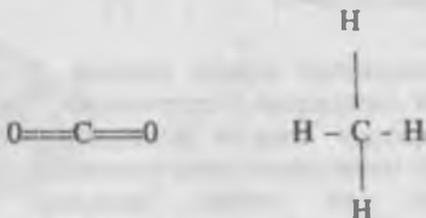
Моддалар	HCN	SO <sub>2</sub>	NH <sub>3</sub>	HCl	HJ	CO	CO <sub>2</sub>	CH <sub>4</sub>	H <sub>2</sub>
Д	2,1	1,6	1,57	1,04	0,4	0,11	0	0	0

Бир хил элемент атомларининг бирикиши натижасида қутбсиз ковалент кимёвий боғланиш ҳосил бўлади, яъни оддий моддалар ҳосил бўлишидаги кимёвий боғланиш. Бундай боғланишда мусбат ва манфий зарядларнинг электростатик марказга тортишиш кучи бир нуктада ётади ва валент электронлар жуфти қўзғалмаган бўлади, бунинг натижасида оддий модданинг молекулалари қутбсиз бўлади.

Масалан:

$\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  ва ҳоказолар.

Лекин, қутбсиз молекулалар фазода атомлар симметрик жойлашган ҳар хил элемент атомидан ташкил топган молекулаларга ҳам хосдир. Уларнинг умумий дипол momenti ( $\mu=0$ ) нолга тенг. Масалан,  $\text{CO}_2$  ва  $\text{CH}_4$  уларни график тасвири:



Углерод  $\text{IV}$ -оксид молекуласи чизикли структурага, метан молекуласи марказида углерод атоми ва учларида водород атоми жойлашган тетраэдр шаклга эга.

Демак, ковалент боғланиш, жуфтлашмаган электронларни умумий электрон жуфти ҳосил қилиши натижасида вужудга келади. Бу боғланиш умумий электрон жуфтининг /электрон булутлари/ силжишга қараб қутбли ва қутбсиз формада бўлади.

#### Ковалент боғланишнинг йўналганлиги ва молекулаларни формалари

Ҳозирги вақтда молекула тузилишини спектроскопик ва рентгеноструктур анализлар билан ўрганиш атомлар марказлари /ядролари/ орасидаги ва фазода валент боғланишларни йўналишларни аниқлашга имкон беради. Боғланишнинг йўналганлиги молекулани формасини структурасини кўрсатади. Масалан, қуйидаги боғланишларда  $\text{S-S}$ ,  $\text{S-P}$ ,  $\text{P-P}$  электрон булутларнинг қопланиши икки ядро марказларини бирлаш-тирувни тўғри чизик бўйлаб бўлади.

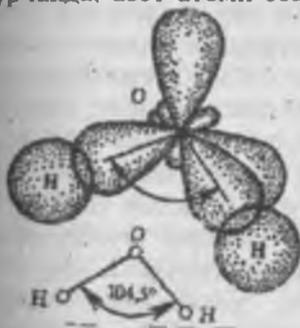


Молекуланинг чизикли формаси.

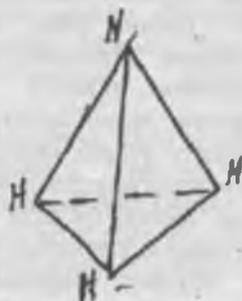
Молекула ҳосил бўлишида битта атом ковалент боғланиш ҳосил бўлишида иккита  $\text{P}$  электронлари билан иштирок этганда (бу кислород группачаси элементлари учун

хосдир), иккита Р электронлар булути координат ўқи бўйлаб, яъни  $90^\circ$  бурчак билан жойлашган. Масалан: сув молекуласида кислород атоми боғланишида, иккита водород атомининг S-электронлар булути билан қопланаётган икки Р электронлар булути билан иштирок этади. Молекула бурчакли формага эга бўлади. Бир хил зарядли атомларни маълум даражада бир-биридан итарилиши натижасида валентли бурчаклар кенгайиши мумкин: масалан, сув молекуласида боғлар орасидаги бурчак  $90^\circ$  бўлмасдан,  $105^\circ$  дир.

Агарда атом учта Р электронлар билан боғланишда иштирок этса, у вақтда электрон булутлар фазода координат ўқлар бўйлаб жойлашади. Бундай молекулалар учбурчак асосида қурилган пирамида шаклига эга бўлади. Бундай молекулаларни учта жуфтлашмаган Р электронлари бўлган азот /азот, фосфор, мишьяк, сурьма, висмут/ группачасидаги элементлар атомлари ҳосил қилади. Бунда ҳам валент бурчакларни кенгайиши мумкин. Масалан, аммиак молекуласида ҳамма N - H боғланишлар бир-биридан  $108^\circ$  бурчакда, азот атоми эса пирамиданинг чўққисига жойлашган.



Молекуланинг бурчакли шакли



Молекулани пирамидали шакли.

Молекулада атомларнинг бундай жойланишида валент боғланишлар ўзаро тўлиқ қопланмайди. Шунинг учун ҳам сув молекуласи катта диполь моментига 1,85 дебайга эга бўлади. Аммиак молекуласида ҳам худди шундай. Молекулада атомларни носимметрик жойланиши натижасида диполь momenti нолдан катта бўлади.

## Ион боғланиш.

Агарда элементлар кимёвий хоссалари жиҳатидан бир-биридан катта фарқ қилса, у вақтда электрон жуфти электрманфийлиги каттароқ бўлган атомнинг ядро майдонига ўтиши мумкин. Электрон жуфтининг силжиши натижасида зарядланган заррачалар бир қисми мусбат, бошқалари манфий зарядланган - ионлар ҳосил бўлади. Ҳар хил зарядланган ионлар электростатик тортишиши учун ҳисобига бир-бирига яқинлашади. Бунинг натижасида ион-электровалент боғланиш ҳосил бўлади. Ион боғланиш ковалент боғланишдан сифат жиҳатидан фарқ қилади. Ион боғланиш кимёвий хоссалари жиҳатидан катта фарқ қиладиган атомлар орасида, масалан, ишқорий металллар билан галогенлар атомлари орасида содир бўлгани учун кам тарқалган. Электровалент боғланиш типик металлмаслар билан ўзаро таъсири яъни қарама-қарши характерга эга бўлган элемент атомлари таъсирида ҳосил бўлади.

Ион боғланишда валентлик мусбат ва манфий бўлиши мумкин. Валентлик эса у ёки бу атом валентини қабул қилиб олган ёки берилган электронлар сони билан аниқланади. Масалан, кальций оксиди -  $\text{CaO}$  ҳосил бўлишда, кальцийнинг икки  $S$  - электрони ва кислороднинг икки  $P$  электрони икки электрон жуфти кислород атомининг ядро майдонига тўлиқ силжиган, иштироқ этади. Натижада бир-бирига электростатик тортишиб  $\text{CaO}$  ҳосил қилган  $\text{Ca}^{+2}$  ва  $\text{O}^{-2}$  ионлар пайдо бўлади. Бу бирикмада кальций мусбат икки валентликка, кислород эса манфий икки валентликка эга.

Мусбат зарядланган ионларни катионлар, манфий зарядланган ионларни анионлар деб қабул қилинган. Менделеев элементлар жадвалида қанчалик чапга ва пастда жойлашган бўлса, унинг атомида катионга ўтиш тенденция хоссаси шунчалик кучлироқ ва қанчалик ўнроқ ва юқорида жойлашган бўлса элемент унинг атомларини анионга ўтиш хоссаси кучлироқ ифодаланган.

Атом ва ионларни нисбий ўлчамлари.  
Электронейтрал атомни ион ҳолатга ўтганда заррачалар, ўлчами юқори даражада ўзгаради. Атом ўзининг валент

электронини йўқотиб, катион барқарорроқ заррачага айланади.

Масалан, натрий атомини, структураси неонга ўхшаш ҳолатга, катион  $-Na^+$  га ўтганда, заррачанинг радиуси кучли даражада қисқаради.

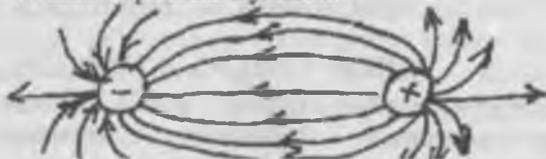
Бир томондан, атомдан ўзига қўшимча электронни қўшиб олганда, дастлабки атом ўлчамидан, каттароқ бўлган анион ҳосил бўлади. Масалан,

Заррача ўлчами, ангстремда / $\text{Å}$ /

Элемент	Электронсйтраль Атом	Катион	Анион
Na	1,86	0,98	-
Cl	1,02	-	1,74

Бунда катионлар худди шундай электрон каватга эга ва электронлар сонига эга бўлган инерт элементларни атомлари ўлчамидан кичик. Масалан,  $Na^+$  ионининг радиуси Ne атомининг радиусидан кичик, чунки натрий ионида ядро зарядининг тортиш кучи, неонга нисбатан кучли. Анионларда эса юқоридагига нисбатан тескари ҳолат бўлади. Масалан, олтингугурт  $S^{2-}$  ионининг радиуси, аргон атомининг радиусидан катта.

Лекин аргоннинг ядро заряди олтингугурт ядро зарядидан катта, бу эса заррачаларнинг ўлчамларига таъсир этади. Ионларни кучланиш майдони фазода ҳамма йўналишда тенг тарқалган, зарядланган шар деб фараз қилиш мумкин. Шунинг учун ҳам ҳар бир ион ўзига исталган йўналишда қарама-қарши зарядланган ионни тортиши мумкин.



Икки қарама-қарши ионларда электр кучланиш майдонини тақсимланиши.

ассоцијаланишида кристалланиш, эриш процесларида, кристаллогидратлар ҳосил бўлишида асосий роль ўйнайди. Водород боғланиш янги кимёвий бирикмалар ҳосил бўлишига олиб келади. Масалан, поляр аммиак ва сув молекулалари орасида водород боғланиш ҳисобига аммоний оксидининг гидрати ҳосил бўлади.



Водород хлорид ва аммиак молекулалари таъсирида анча мустаҳкам бирикма ҳосил бўлади. Бунда молекулалараро таъсир  $\text{HCl}$  ионланиши ва водород боғланишни донор-акцептор механизми билан ковалент боғланишга ўтиши кузатилади. Шундай қилиб, электроманфийлиги катта бўлган элемент атоми билан водород атоми орасида вужудга келадиган иккинчи даражада кимёвий боғланиш водород боғланиши деб юритилади.

#### Молекулалараро кучлар.

Молекулалани бир-бирига яқинлаштирганда улар орасида тортишиш кучи содир бўлади. Бундай кучларни Вандеръ-Ваальс кучлари дейилади.

#### Молекулалараро кучларнинг табиати.

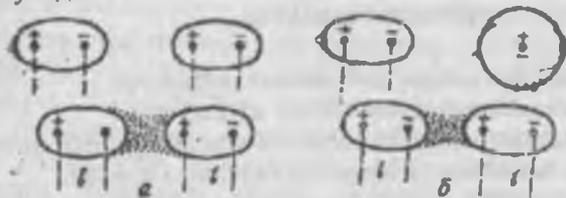
Молекулалараро кучлар асосида электр табиати ётади. Молекулалар атомлар каби мураккаб электр системалардир. Жуда яқинлашган молекулалар орасида итарилиш кучларини пайдо бўлиши электрон қобикларни бир хил зарядланганлигидир. Тортишиш кучлари ҳам электр табиатига эга. Бу кучлар асосан қуйидагилардан ориентацион, индукцион ва дисперсион кучлардан иборат.

I. Ориентацион таъсирланиш. Бу куч поляр молекулалар орасида содир бўлади. Поляр молекулалар тартибсиз ҳаракат қилиб яқин-лаштирилган бир молекуланинг мусбат қутби, иккинчи молекуланинг манфий қутбига ориентацияланади. Улар тез ўзувчи итарилиш кучи тортишиш кучи билан тенглашгунча яқинлашадилар.

Ориентацион таъсирланиш энергияси молекулаларни полярланиш даражасига яъни молекулаларнинг дипол узунлигига жуда, катта боғлиқ бўлади. Молекуларнинг

полярипти қанча юқори булса, улар бир-бирига шунча кучли тортилади ва ориентацион таъсирланиш кучли булади.

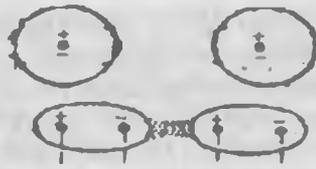
**2. Индукцион таъсирланиш.** Икки поляр молекулаларни узаро яқинлашганда индукцион диполь ҳосил бўлиши мумкин ва натижада молекуларни полярланиши, диполь моменти кучаяди бу эса молекулалар орасидаги боғланишни кучайтиради. Бундай индукцион таъсирланиш поляр билан полярмас молекулалар орасида содир бўлиши мумкин. Поляр молекулаларнинг ташқи электр майдони таъсирида полярмас структурали молекула полярланади. Ташқи электр таъсирини йўқотсак ҳар хил зарядли электроннинг марказлари яна бирикади ва поляр структурали молекула яна полярмас бўлади.



Кутбсиз молекулада индукцион диполни ҳосил бўлиши.

**3. Дисперсион таъсирланиш.** Молекула динамик системадир, унда электронлар ҳар доим ҳаракатда ва ядро тебранишида булади, шунинг учун уларда заряднинг ҳамма вақт тенг тақсимланиши мумкин эмас. Масалан,  $\text{Cl}_2$  молекуласи кутбсиз молекуладир ва унинг диполь моменти нолга тенг. Лекин ҳар бир ионда заряднинг хлор атомларидан бирига силжиши бирор сонли микродиполь ҳосил қилиши кузатилади. Атомда ёки молекулада электронни ҳолатини узгартириши жуда тез тахминан секундига 10-16 марта булади. Бирор оғли диполь натижасида кутбсиз молекулаларда тортишиш кучи ҳосил булади. Бу кучлар фақат молекулалар орасидагина бўлмай, атомлар орасида ҳам содир булади.

Дисперсион таъсирланишсиз суюқ ҳолатда кутбсиз молекулали моддаларни олиш мумкин бўлмайди.



### Икки қутбсиз молекулаларнинг таъсирланиши.

Бир-бирига қарши бўлиш ва полярланиш молекулаларни молекулалараро таъсирланиш кучини ифодалайди.

#### Назорат саволлар.

1. Кимёвий боғланиш деб нимага айтилади.
2. Боғланишни турларини ёзиб кўрсатинг.
3. Боғланишни гибридланишини қандай тасвур қиласиз.
4. Ионли боғланиш ҳақида нималарни биласиз.
5. Боғланишнинг турига қараб модда ҳақида нималарни айтиш мумкин.
6. Валентлик-ион, ковалент
7. Боғланишни характерлайдиган омиллар.
8. Элемент атомини оксидланиш даражаси.
9. Ковалент боғланиш хоссалари.
10. Молекулалараро кучлар.

### Молекуляр орбиталлар методи.

Режа:

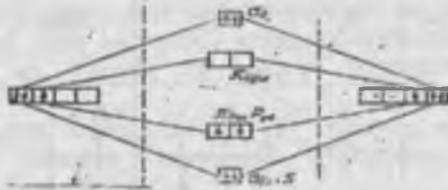
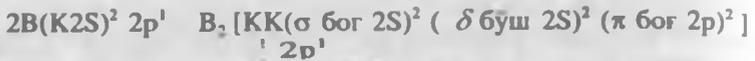
1. Молекуляр орбитал методи.
2. Молекуляр спектрлар.
3. Моддаларнинг аморф ва кристалл ҳолатлари.
4. Кристалл панжаралар
5. Полиморфизм ва изоморфизм ҳодисалари.

Молекуляр орбиталлар методига кўра, молекула бир бутун деб қаралади ва унда ҳамма электронлар бутун молекула учун умумий бўлади. Атомда ҳар бир электронга атом орбита (АО) тўғри келгандек, молекулада унга молекуляр орбитал (МО) тўғри келади. Атомда электронлар s,p,d,f ҳарфлар билан ифодалангани каби молекуляр орбиталлар грек ҳарфлари  $\sigma$ ,  $\pi$ ,  $\delta$ ,  $\phi$  билан ифодаланани.

Молекуляр орбиталлар методига кимёвий боғланиш молекула орбиталларида электронларни тақсимланишидан иборатдир. Молекуляр орбиталлар, атом орбиталлари каби электронларни энергияси ортиб бориши тартибидан Паули принципига риоя қилган ҳолда яъни битта ячейкада қарама-қарши спинли икки электрон билан тўлишиб боради. Молекуляр орбиталларни тўлишиши Хунд қондаси бўйича бўлади.

Молекуляр орбиталларни атом орбиталларидан фарқи шуки улар кўп марказли бўлади, шунинг учун форма жиҳатидан ҳам атом орбиталларидан мураккаб бўлади. Атом орбиталлар таъсирланиб молекуляр орбиталлар ҳосил қилиши учун, улар биринчидан энергиялари яқин, иккинчидан бир-бирини қоплаши юқори даражада ва учунчидан молекулада боғланиш чизигига кўра бир ҳил симметрияга эга бўлиши керак.

Молекуляр орбиталлар формалари атом орбиталлари формаларини қўшиш ва айиришдан келиб чиқади. Атом орбиталларни қўшиш натижасида ҳосил бўлган молекуляр орбиталларда, ядро атрофида манфий заряднинг концентрацияси юқори бўлади ва унинг энергияси дастлабки атом орбиталлар энергиясидан жуда кичик бўлади ва уни боғловчи орбитал дейилади.



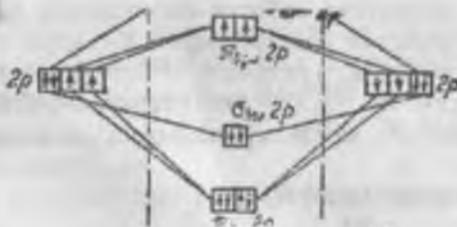
Бор  $B_2$  молекуласини ҳосил бўлиш схемаси.

Демак, бор молекуласида 4 та боғловчи ва 2 та бўшаштирувчи электрон бор.  $B_2$  молекуласи мавжуд. Тузилишидан кўриниб турибдики у парамагнит хосса намоян қилади. Бу молекуланинг сиғими тўртта электрон бўлган  $2P$  поғанада иккита электрон жойлашган. Хунд қондасига кўра бу электронлар паралел спинлидир. Ҳақиқатда, тажриба натижалари бу молекулада иккита жуфтлашмаган электрон борлигини тасдиқлайди, бу эса молекулага парамагнетизм хоссасини беради.

Кислород  $O_2$  молекуласида молекуляр орбиталарда 12 та электрон тақсимланиши керак. Бу молекулада тўртта электрон жойлаша оладиган бўшаштирувчи орбиталда фақат иккита электрон бор. Хунда қондасига кўра улар паралел спинлидир. Кислород молекуласини ҳосил бўлиши.



Шундай қилиб, молекуляр орбиталар методи, кислород молекуласида иккита тоқ электрон борлигини назарий равишда изохлаб берди. Иккита тоқ электрон борлиги сабабли кислород магнитга тортилади, у парамагнит модда.



Орбиталарни валент электронлар билан тўлишиши тартиби Молекуляр орбиталлар методини тузишда Р.Маликсеннинг (АҚШ) хизматлари каттадир. Бу метод кимёвий боғланишни квантмеханика таҳсил қилишда энг яхши усулидир.

Молекуляр орбиталар (МО)лар методи назариясига биноан боғланишни характерлаш учун «боғланиш тартиби» деган тушунча киритилган. Боғланиш тартиби боғловчи ва бушаштирувчи орбиталлардаги электронлар йигиндилари айермасининг ярмига тенг :

$$m = \frac{\sum \text{бог} - \sum \text{буш}}{2}$$

бу ерда : m-боғланиш тартиби,

$\sum \text{бог}$  - боғловчи орбиталардаги электронлар сони,

$\sum \text{буш}$  - бушаштирувчи орбиталлардаги электронлар сони.

Боғланиш тартиби нолга тенг бўлса бундай молекула ҳосил бўлмайди.

### Молекуляр спектрлар.

Атом спекторини ўрганиш, спектр чизиклари атомда электронларни бир энергетик поғанадан иккинчи поғанага ўтганда ҳосил бўлишини кўрсатади.

Молекулаларда электронлар ҳаракатидан ташқарн, ядроларни бир-бирига нисбатан силжиши мумкин. Атомлар масса марказининг атрофида айланиши ва тебраниши мумкин. Бу ҳаракатлар ҳам квантланади, лекин заррачаларнинг массалари катта бўлгани учун энергетик поғаналар бир-бирига яқин жойлашади ва молекуланинг айланиш поғанаси кам фарқ қилади.

Одатда молекуланинг спектрни ютиши ўрганилади. Бунинг учун текширилаётган моддадан нур ўтказилади ва спектрограф ёрдамида қайси тўлқин узунлиги ютилаётганлиги аниқланади. Молекула квант нурланишини ютиб бир энергетик ҳолатдан иккинчи ҳолатга ўтади. Энергиялари ўтиш энергиясига тенг бўлган квантлар ютилади. Шундай қилиб, ютилиш спектори худди эмиссион спектор каби молекулада энергетик поғаналар ҳақида муҳокама қилишга имкон беради. Молекулаларнинг спектрлари айрим чизикларидан иборат бўлмай, умумийдир.

Молекуляр спектрларни мураккаблиги, молекулада

электронларни ядрога нисбатан ҳаракати ва ядроларнинг бир-бирига нисбатан тебранма ва айланма ҳаракати билан тушунтирилади. Бу уч турли ҳаракатга электрон, тебранма ва айланма спектрлар туғри келади.

Молекулада айланма сакраш энергияси энг кичик бўлади ва уларга узок инфрақизил областда ётган нурланиш туғри келади.

Тебранма сакраш энергияси айланма сакраш энергиясидан тахминан 10 марта каттадир ва улар яқин инфрақизил областда ётган нурланишга туғри келади.

Электрон спектр кўринадиган ёки инфрабинафша нурланишлар ёрдамида ўрганилади. Бу молекуланинг энергетик характеристикасини яъни ҳаяжонланиш, ионланиш ва кимёвий боғланиш энергияларини аниқлашга ёрдам беради.

Айланма спектрларни ўрганиш молекулада ядролар орасидаги масофани аниқлашга ёрдам беради.

Молекулаларни газсимон ҳолатда спектраль текшириш натижалари.

Молекула	Радиус, $\text{Å}^0$	Боғланиш энергияси, эв
$\text{H}_2$	0,74116	4,4763
$\text{Li}_2$	2,6725	1,03
$\text{Na}_2$	3,0786	0,73
$\text{Cl}_2$	1,988	2,475
$\text{HF}$	0,9175	5,8
$\text{HCl}$	1,2744	4,430
$\text{KCl}$	2,6666	4,97
$\text{CsI}$	3,315	3,37

Молекуляр спектрларни ўрганиш молекула ва унинг структураси ҳақида жуда кўп муҳим натижаларни беради.

Жадвал, молекулалар структурасини электрографик аниқлаш натижалари.

Молекула	Атомлари орасидаги масофа, н.м.	Молекула формаси
$\text{Vc}_2$	Vc-Vc 2,28	Гантель
$\text{Cl}_2$	Cl-Cl 2,01	Гантель
$\text{CO}_2$	C-O 1,13	Чизикли
$\text{CS}_2$	C-S 1,54	Бурчакли $120^\circ$
$\text{SO}_2$	S-O 1,43	Бурчак
$\text{CCl}_4$	C-Cl 1,75	Тетраэдр
$\text{PCl}_5$	P-Cl 2,00	Пирамида, Cl-P-Cl
		Бурчак= $101^\circ$

Электрографик ва спектрал методлардан ташқари молекуланинг структурасини ўрганишда кристалларни рентгенструктур анализи катта роль уйнайди. Кристалларда молекулани тузилиши, айрим олинган молекуланинг тузилишидан фарқ қилиши мумкин.

Моддаларнинг аморф ва кристалл ҳолатлари.

Молекулалар қаттиқ ҳолатда кам кинетик энергияга эга бўлади. Улар асосан тебранма ҳаракат қилиб бир-бирини олдида ушлаб туради ва жисм ўз формасини сақлайди. Модданинг бир агрегат ҳолатдан иккинчи ҳолатга ўтиши ички запас энергияни ўзгариши билан кузатилади. Модда қаттиқ ҳолатда суюқ ҳолатдагига нисбатан, суюқ ҳолатда эса газ ҳолатидагига нисбатан кам энергияга эга бўлади. Қаттиқ модда кристалланиши шаронитига қараб аморф ва кристал ҳолатда бўлиши мумкин. Қаттиқ моддалар кристалл ҳолатда маълум геометрик формага ва маълум суюқланиш температурага эга бўлади.

Аморф ҳолат

Аморф моддаларни ички ишқаланиши катта бўлган ўта

совутилган суюқлик деб қаралади. Модданинг аморф ҳолатида айрим атомлар ва молекулар тартибсиз жойлашган. Аморф моддалар маълум суюқланиш температурага эга эмас, улар иситилганда аста секин юмшоқланиб кейин суюқланади. Температура бунда доим ортиб боради.

Аморф моддаларда электр ўтказувчанлик, иссиқлик ўтказувчанлик нурнинг тарқалиш тезлиги ва бошқа хоссалар температурага боғлиқ бўлмайди. Бундай моддаларни изотроп моддалар дейилади. Аморф моддаларга қаттиқ смолалар, полимерлар, шиша ва бошқалар киради.

Аслини айтганда аморф моддалар катта ёпишқоқликка эга, улар сув ёпишқоқлигидан  $10^{15}$  марта катта бўлган суюқликдир. Шунинг учун уларнинг кристалланиши жуда секин ўн, юз йиллар давом этади.

#### Моддаларнинг кристалл ҳолати.

Кристалл деб, тўғри геометрик формаларга эга бўлган жисмга айтилади. Кристаллар формасини геометрик кристаллография ўрганади, унга кўра кристаллар формалари олти системага бўлинади. Кубсимон, тетрагонал, ромбик, гексагонал, моноклин ва триклин системалар.

Кристалл моддалар муайян суюқланиш ва қотиш температураларига, муайян геометрик шаклларга эгадир, Уларнинг хоссалари электр ва иссиқлик ўтказувчанлиги, механик-мустақамлиги, иссиқлик кенгайиш коэффициенти, турли йўналишларда турлича бўлади. Бу хусусият анизотроплик деб аталади.

Кристалл ҳосил бўлишининг асосий хусусияти уларнинг ўзи кирраланиш хоссасидир. Масалан, ош тузининг сувли эритмасини аста-секин бўғлантириб, NaCl яққол кўринадиган текис киррал кристалли ҳолида ажралиб чиқади.

Кристалл моддани асосий фарқ қиладиган белгиси ёпишқоқликдир. Масалан, шишадан натрий хлорид кристаллининг ташқи формасига ўхшаш куб тайёрлаш мумкин, лекин шиша кристалл тузилишга эга эмас. Шунинг учун ҳам шишага қаттиқ таъсир этганда у исталган формадаги булақчаларга парчаланиб кетади. Натрий хлорид кристалли эса қаттиқ таъсир натижасида ўзаро кесишувчи маълум бурчакли кристалларга парчаланади. Бундай ҳодисани 1609 йили Стенон аниқлаган эди ва бу ҳодиса ёқлар орасидаги бурчакларнинг ўзгармаслик қонуни дейилади. Унинг моҳияти шундаки кристаллнинг ёқлар орасидаги бурчаги

маълум модда учун ҳамма вақт бир хиллигича қолади. Масалан, ҳар хил ташқи формага эга бўлган кварц кристаллида ўхшаш қирралар орасидаги бурчак ҳамма вақт  $38^{\circ}13'$  га тенг.

Кристалларни ҳосил қилувчи заррачалар орасидаги боғланишнинг мустақкамлиги панжарани бузиш ва панжарани ташкил этувчи заррача-ларни уларни ўзаро таъсир этишини назарга олмаслик даражада бир-бирдан узоқлаштириш учун керак бўладиган иш миқдори билан характерланади. Бу иш кристалл панжара энергияси деб аталади, ёки кристалл панжараси деб, кристалланиш процесси бораётган шароитда дастлаб идеаль газ ҳолатида бўлган модданинг I молекуласи кристалланганда ажралган энергияга айтилади.

### Кристалл панжаралар.

Моддаларнинг кристалл ҳолатида кристаллни ташкил этувчи заррача фазода маълум тартибда жойлашади ва улар кристалл панжара ёки яъни фазовий панжара ҳосил қилади. Кристаллда заррачаларнинг жойлашиш марказлари фазовий панжаранинг тугунлари дейилади. Кристалл панжара тугунларида молекулалар, атомлар, ионлар бўлиши мумкин. Масалан, ош тузининг кристалларида туғри бурчакли кубсимон фазовий панжара тугунчаларида ўзаро перпендикуляр уч йуналишда бир хил масофада натрий ( $\text{Na}^+$ ) иони ва хлор ( $\text{Cl}^-$ ) ионлари жойлашган.

Кристалларнинг хусусиятларини белгилайдиган энг муҳим катталиклардан бири, панжара константасидир ( $d$ ), у – кристаллнинг элементар катакчасидан икки қўшни заррача марказлари орасидаги энг қисқа масофани билдиради. Панжара константасини билган ҳолда, кристалларни ҳосил қилувчи заррачаларнинг (ион ва атомларнинг эффектив радиусларини ҳисоблаб топиш осон). Эффектив радиус кристалл ҳосил бўлишида заррачалар маркази бир-бирига қанчалик яқинлаша олишини кўрсатади.

Кристалл ҳосил қилувчи заррачаларнинг энг зич қилиб, жойлашган шарлар сифатида қарасак, панжара константасини эффектив радиуслар йиғиндисига тенг деб ҳисоблаш мумкин:

$$d = Z_1 + Z_2$$

Дастлаб фтор  $\text{F}^0$  ( $1,33 \text{ \AA}$ ) ва кислород  $\text{O}^2$  ( $1,32 \text{ \AA}$ ) ионларининг эффектив радиуслари анча аниқ топилган. Булар

ёрдамида бошқа ионларнинг эффектив радиуслари аниқланган.

Масалан,  $\text{NaF}$  кристаллининг панжара константасини ( $2,31 \text{ \AA}$ ) аниқлаб,  $\text{Na}^+$  ионининг эффектив радиусини ҳисоблаш мумкин.

$$Z_{\text{Na}} = d_{\text{NaF}} - Z_{\text{F}} = 2,31 - 1,33 = 0,98 \text{ \AA} \text{ ёки}$$

$\text{NaCl}$  нинг панжара константаси ( $2,79 \text{ \AA}$ ) булган ҳолда,  $\text{Cl}^-$  ионининг радиусини аниқлаш мумкин.

$$Z_{\text{Cl}} = d_{\text{NaCl}} - 2Z_{\text{Na}^+} = 2,79 - 0,98 = 1,81 \text{ \AA}$$

Атомларнинг эффектив радиуслари мусбат зарядланган реал ионлар радиуслардан катта ва манфий зарядланган ионлар радиусларидан кичик.

Масалан:	$\text{Na}$	$\text{Na}^+$	$\text{Cl}$	$\text{Cl}^-$	
	$\text{ \AA}$	1,84	0,98	1,07	1,83

Кристаллни ҳосил қилувчи заррачаларнинг ўлчами координацион сонга боғлиқ. Бу сон кристалл панжарадаги айни заррача (марказий) билан бевосита ўзаро таъсир этадиган заррачалар ( ионлар, атомлар ёки молекулалар) сонини билдиради. Масалан, Олмос кристаллида углерод атомининг тўртта валент боғланишига тўғри келадиган координацион ( $K$ ) сони тўртга тенг.  $K=4$ .) ҳар бир атомини тетраэдр марказида ва ундан бир хил масофада, тетраэдрни чўққиларида тўртта, бошқа атомлар жойлашган деб қараш мумкин.

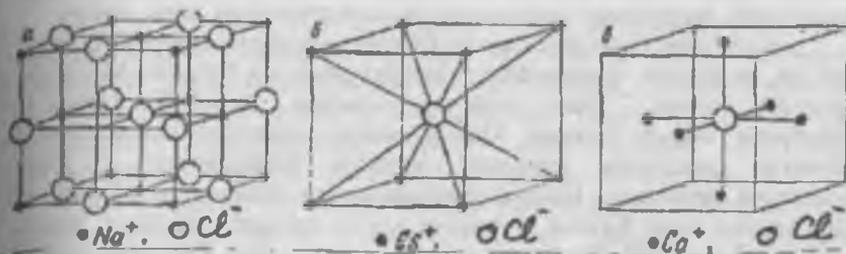
Ош тузининг ( $\text{NaCl}$ ) кристаллида  $K=6$  тенг, чунки кубсимон кристални тузилишига қараб ҳар бир  $\text{Na}^+$  иони бир хил масофада жойлашган олтига  $\text{Cl}^-$  иони билан, худди шундай ҳар бир  $\text{Cl}^-$  иони олтига  $\text{Na}^+$  иони билан уралган бўлади.

Ҳар қандай кристалл панжаранинг муайян қисми шу кристаллда қонуний равишда такрорланади, унинг бу қисми кристаллнинг элементар (катакчаси) ячейкаси дейилади. Кристаллнинг элементар катакчаси панжаранинг ўзига хос структура хусусиятларини акс эттира оладиган энг кичик ҳажмдир. Пастдаги расмда уч хил кубсимон системадаги элементар кристаллик ячейкалари келтирилган.

Кристалл тузилиш системасини қирралар узунлигини нисбати ва улар орасидаги бурчак ва элементар ячейканинг формаси белгилайди.

Ҳар бир системадаги электронлар ячейкада заррачаларни

жойлани-шига қараб ҳар хил турдаги ва синфдаги кристалл формалар бўлиши мумкин. Бир турдаги элементар ячейкалар ўлчамлари - панжаранинг параметрлари, қирраларнинг узунликлари ( бурчакни сақлаган ҳолда) билан фарқ қилиш мумкин.



Элементар кристалл ячейкалар.

Кубсимон системанинг уч турли панжараси.

а) оддий, б) ҳажмий марказлаштирилган ва в) қиррали марказлаш-тирилган.

Ош тузи (NaCl) кристалларининг элементар ячейкаси кубсимон бўлиб, панжаранинг қирраларида галмагалдан Na<sup>+</sup> иони ва Cl<sup>-</sup> иони жойлашган бўлади, ош тузининг монокристалли ҳам худди шундай формага эга.

Цезий хлорид CsCl тузини элементар ячейкаси ҳажмий-лаштирилган:

кутбнинг марказида Cs<sup>+</sup> иони жойлашади.

Кристал панжара тугунларидаги заррачаларнинг турига қараб, панжаралар тўрт хилга, ионли, молекуляр ва атомли, металл панжара-ларга бўлинади.

Молекуляр панжарали кристаллар икки турли бўлиши мумкин:

Кристалл панжара тугунчаларида ўзаро Ван-дёр-ваальс кучлари таъсирида жойлашади. Бунга қаттиқ углерод (IV) - оксиди (қуруқ CO<sub>2</sub>) мисол бўла олади.

Сувнинг муз кристалли панжарасини тугунчаларида қутб-ли молекулалар жойлашишига мисол бўла олади. Бу ерда молекулаларнинг қарама-қарши қутблари орасида асосан ориентацион Ван-дёр-ваальс кучлари таъсир этади.

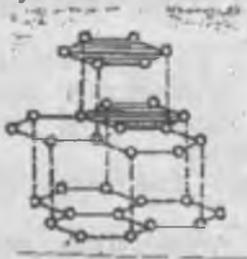
Молекула панжарада молекулалар бир-бири билан анча бўш боғланган, шунинг учун молекуляр структуради кристаллар анча қаттиқ эмаслиги ҳамда структура панжаралари ионли ёки

ковалент боғланишга асосланган кристалларга nisbatan past температурада суюқланиши билан ажралиб туради.

Ион панжарали кристалларда қарама-қарши зарядланган ионлар орасида кулон кучлар таъсир этади. Яъни ион боғланиш содир бўлади. Бундай панжарали моддаларнинг физик ва механик хоссалари, молекуляр панжарали моддаларникидан анча юқори.

Кристалли атом панжарали бўлган моддалар жуда мустаҳкам, қаттиқ ва юқори суюқланиш температурага эга бўлади. Масалан, олмосни олсак. Унда атомлар орасида кимёвий ковалент боғланиш содир бўлади. Оддий модда кристалл панжарасида атомлар орасидаги ковалент кутбсиз боғланишини атом боғланиш дейилади. Бундай панжараларни хоссалари жиҳатидан бир-бирига яқин бўлган моддалар ҳосил қилади. Масалан, кремний карбиди  $\text{SiC}$  Ковалент кимёвий боғланиш Ван-дёр-ваальс кучларига nisbatan анча мустаҳкамдир, шунинг учун ҳам, кристалли атом панжарали моддалар юқори суюқланиш ва қайнаш температура билан характерланади.

Атомлар ва ионлар орасидаги масофанинг характерига қараб, кристалл панжарали, занжирли, қават-қават ва координацион структураларга ажратадилар. Пластик олтингурут, селен, теллур ва бошқа гомозанжирли бирикмалар занжирли молекуляр панжарага эга. Графит эса қават-қават панжарали кристалларга мисол бўла олади.



Графитнинг кристалл панжараси.

Металл панжаралар юқорида айтиб ўтилган панжаралардан фарқ қилади. Ҳозирги замон тасаввурларига мувофиқ металл панжара тугунларида мусбат ионлар бўлиб, улар орасида элект-

ронлар ҳаракатланиб туради, бу электронлар махсус (эркин) ҳолатда булади. Металларнинг кристалл панжараларида узулуксиз қайтар, электронларни бериш ва бириктириб олиш процесси боради.



Кристаллда металл панжара энергияси асосан қуйидагилардан ташкил топган: 1) электронларни кинетик энергияси, 2) энергиянинг потенциал турлари, а) электрон газ ҳосил қилишда катионларни электронларга таъсири, б) бир хил зарядланган катионларни ўзаро электростатик итарилиш энергияси ва в) электронларни ўзаро итарилиш энергияси.

Электронлар ионларни қамраб ўтиб юрадиган электрон газ ҳосил қилади. Мусбат зарядли ионлар орасида жойлашган электронлар алоҳида-алоҳида ионлар билан боғланмаган бўлиб, улар шу кристалдаги металл ионларининг ҳаммаси учун умумийдир.

Бунда электронлар бир хил зарядланган металл ионларини зич кристалл панжарага бирлаштирувчи, худди цемент ролини бажаради. Ўз навбатида электронлар металл катионлари билан боғланиб туради, шунинг учун панжарани ташлаб кета олмайди. Бу эса металлларга мустаҳкамлик беради.

Металл ионлари "коллективи" нинг электронлар "коллективи" билан ўзаро таъсири натижасида вужудга келган боғланиш металл боғланиш дейилади. Бу боғланиш одатда жуда пишиқ булади. Кўп металллар учун ҳос бўлган каттиклик, кам учувчанлик, суюқланиш ва қайнаш температураларининг юқорилигига сабаб, ана шу металл боғланишнинг пишиқлигидир. Металл боғланиш металлларга ҳос бўлган ялтироқлик, эгилувчанлик, фотоэффект ва иссиқлик утказувчанлик каби хоссаларни ҳам келтириб чиқаради.

Металл панжараларда координацион сон.

Кристалл ички тузилишининг микдорий характеристикаларидан бири - координацион сон. Кристаллдан ҳар қайси мусбат ионни қуршаб турувчи манфий ионлар сони шу панжаранинг координацион сони дейилади. Бу сон билан кристалл ҳосил булишнинг хоссалари (зичлик, мустаҳкамлик ва бошқалар) боғлиқдир. Масалан, зич жойлашган кирралари марказлаштирилган тарзда кристалланган қубдаги металл панжараларига координацион сон 12 характерлидир. Буларга қуйидаги металллар Си, Аg, Аи, Аl, Pt, Рd, Ni, Cd ва бошқалар қиради. Ҳажмий марказлашган қутбсимон металл панжаралар учун

координацион сон 6 характерлидир. Бундай металларга Na, K, V, Mg, ва бошқалар киради. Зич гексоганаль тузилишли панжарали металлар координацион сон 8 билан характерланади. Бундай металларга Mo, W ва бошқалар киради.

### Полиморфизм.

Айрим моддалар кристалланиш шароитига қараб ҳар хил формали ва ички тузилишли кристаллар ҳосил қилади. Бундай ҳодисага полиморфизм (поли - poli грекча кўп, морфизм morphе-форма) дейилади ва у 1821 йили немец химиги Эйльхорд Мутчерлих томонидан кашф қилинган. Полиморфизм ҳодисаси табиатда жуда кенг тарқалган, асосан кўп моддалар маълум шароитда ҳар хил полиморф модификацияда олиниши мумкин. Масалан, олтингургурт 5 та полиморф модификация ҳосил қилади (улардан 3 таси моноклинли, 1 таси - ромбик ва 1 таси гексоганаль), темир - 4 та, муз эса ҳар хил босим остида 7 турдаги кристалл форма ҳосил қилади. Полиморфизм ҳодисаси минералларда доим учраб туради. Масалан, кальций карбонати  $\text{CaCO}_3$  табиатда арагонит ва кальций минералларини ҳосил қилади, улар бир-биридан кристалларни ички тузилиши билан фарқ қилиб, кимёвий таркиби жиҳатидан бирдир. Титан (IV)-оксиди  $-\text{TiO}_2$  анатаз ва рутил минералларини ҳосил қилади. Анатаз ва рутидан тайёрланган буюклар бир-биридан ўзининг сифати жиҳатидан катта фарқ қилади.

Полиформ модданинг ҳар қандай кристалл формаси температура ва босимнинг маълум чегарасида барқарордир. Масалан, темирнинг куйидаги  $\alpha, \beta, \gamma, \delta$  тўрт, грек ҳарфи билан белгиланадиган формалари мавжуд. Бу формалари температура-нинг куйидаги чегараларида барқарордир.

$\alpha$ - Fe -оддий температурадан то  $768^\circ$ гача,  $\beta$ -Fe  $768^\circ$ дан то  $910^\circ$ гача,  $\gamma$ - Fe  $910^\circ$  дан то  $1400^\circ$  гача,  $\delta$ -Fe  $1400^\circ$ дан то металлларнинг суюқланиш температураси ( $1539^\circ$ ) гача. Кристалл модданинг бир модификациядан бошқа модификацияга ўтиш температураси ўтиш нуқтаси дейилади.

Юқорида кўрсатилган температуралар темир учун бир модификациядан иккинчи модификацияга ўтиш нуқталари ҳисобланади. Ўтиш нуқталари модда таркибидаги аралашмаларга боғлиқ бўлади. Кўп моддалар учун босим ҳам катта таъсир кўрсатади. Масалан, олтингургуртти полиморф ўзгариши босимга боғлиқ бўлади. Бир кристалл модификациядан иккинчи

модификацияга ўз-ўзидан ўтиши жуда секин боради.

Битта модданинг турли кристалл модификацияларининг хоссалари орасидаги фарқ улар кристалларининг ички тузилишидадир. Агарда бу моддани суюлтирсак ёки эритсак кристалл модификациялар хоссалари орасидаги фарқ йўқолади.

### Изоморфизм.

Кимёвий таркиблари бир-бирига яқин бўлган моддалар ўзининг ички тузилиши ва формалари бир хил ёки жуда яқин бўлган кристалларини ҳосил қилади, бундай ҳодисага изоморфизм дейилади ва у 1819 йили Митчерлих томонидан кашф қилинган.

Изоморф кристаллар ҳосил қилувчи моддаларга мисоллар:



Фазовий панжарани тугунчаларини тўлдирувчи заррачаларнинг эффектив радиуслари тенг ёки ўлчамлари билан бир-бирига яқин. Масалан,

$$Z_{Ni} = 0,78 \text{ \AA} , \quad Z_{Zn} = 0,83 \text{ \AA} \quad Z_{Ni} = 0,74 \text{ \AA}$$

Бирор модданинг туғма кристаллари ўзи билан изоморф бўлган бошқа моддани эритмадан кристалланишига олиб келади.

Изоморф моддалар эритмалари ёки суюқланмаларини аралашмаларини кристалланганда, кристалл панжара тугунларида кимёвий табиати жиҳатидан ҳар хил лекин ўлчамлари яқин бўлган заррачалар тенг тартибда жойлашади. Масалан, мис никель қотишмаси совутилганда, бу металллар атомлари кристалл панжара тугунчаларида, қотишмада процент миқдорига қараб, галма-галдан жойлашади. Бундай ҳосил бўлган қаттиқ жисملарни аралашган кристаллар дейилади. Аралашган таркибли кристалл фазаларни Вант - Гофф қаттиқ эритмалар деб атади.

### Назорат саволлари.

1. Молекуляр орбиталар методи нималарга асосланган.
2. Боғловчи ва бушаштирувчи орбиталарни ҳосил бўлиши.
3. Молекуляр спектрлар.
4. Моддаларни аморф ва кристалл ҳолатлари.
5. Кристалл панжаралар.
6. Металл панжараларда координацион сони.
7. Полиморфизм ва изоморфизм ҳодисалари.
8. Биринчи ва иккинчи давр элементлари молекуласини ҳосил бўлиш ва молекуляр орбиталарда электронларни таҳсимланиши.
9. Молекулаларни магнит хоссалари.
10. Кимёвий боғланиш тартиби, бурчаги, энергияси ва узунлиги.

## 7 - маъруза

### Кимёвий кинетика ва кимёвий мувозанат.

Режа:

1. Кимёвий реакцияларнинг тезлиги ва унга таъсир этувчи омиллар.
2. Гетероген системалардаги реакциялар. Массалар таъсир қонуни.
3. Реакция тезлигига температуранинг таъсири. Вант-Гофф қойдаси.
4. Реакция тезлигига катализаторларнинг таъсири.
5. Кимёвий мувозанат ва Ле - Шателье принципи.
6. Мувозанат константаси.
7. Гетероген системада кимёвий мувозанат.
8. Реакция тезлиги билан кимёвий мувозанат орасидаги боғланиш.
9. Кимёвий мувозанат ва концентрация орасидаги боғланиш.

Кимёвий кинетиканинг асосий мақсади кимёвий жараёндаги реакция тезлигини ва максимал микдорда керакли маҳсулот олишни бошқариш-дан иборатдир.

Кимёвий реакцияларнинг тезлиги.

Кимёвий реакциянинг тезлиги реакцияга киришувчи моддалар концентрацияларининг вақт бирлиги ичида ўзгариши билан улланади. Бу ҳолда, концентрация бир литр эритмадаги моддаларнинг грамм-моле-куляр сони билан, вақт — эса миғут

ёки секундларда ифодаланади.

Масалан, агарда  $\tau = \tau_2 - \tau_1$  вақт бирлигида реакцияда иштирок этаётган моддалардан биттасининг концентрацияси  $C = C_1 - C_2$  камайса, у ҳолда кимёвий реакциянинг ўртача тезлиги қуйдагича ифодаланади:

$$V = \frac{C_1 - C_2}{\tau_2 - \tau_1} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Кимёвий реакция вақтида модда концентрацияси камайди, шунинг учун ҳам реакция тезлигининг математик ифодасини ёзишда минус ишораси қўйилади. Кимёвий жараёнинг маълум вақт оралиғидаги ўртача кимёвий тезлиги билан белгиланади. Баъзи реакциялар, масалан, моддаларнинг портлаши

бир онда тамом бўлади, баъзи реакциялар эса соатлар, ойлар ва хатто йиллар давом этади. Амалда Кимёвий реакцияларнинг мумкин қадар тез, силлиқ ва унузли бўлиши йўллари изланади.

**Кимёвий реакция тезлигига таъсир этувчи омиллар.**

Кимёвий реакциялар тезлигига таъсир этувчи омиллардан асосийлари: концентрация, температура, катализатордир. Бундан ташқари реакция тезлигига реакцияга киришадиган моддаларнинг ҳолатлари яъни

- а/ майдаланиш даражаси, масалан, бир тўпламда турган кўмир секин ёнади, унинг хаводаги қанғи портлаш билан ёнади.
- б/ модданинг агрегат ҳолати, масалан, бирор идишга бирдан қўйилган бензин секин ва жим тутаё ёнади, бу ҳолатидаги бензин ҳаво билан ёндирилганда портлаб кетади.

**1. Концентрациянинг таъсири. Массалар таъсир қонуни.**

Реакцияга киришувчи моддаларнинг концентрацияси қанча катта бўлса, ҳам бирлигида шунча кўп молекула бор, шунинг учун ҳам уларнинг тўқнашиш эҳтимоллиги катта бўлади, бунинг натижасида реакция шунча тез боради. Вақт ўтиши билан кимёвий реакция тезлиги камаёди. Бунга сабаб шуки, реакцияга киришувчи моддаларнинг концентрациялари вақт ўтиши билан камайиб боради ва молекулаларнинг ўзаро тўқнашиш эҳтимоллиги камаёди.

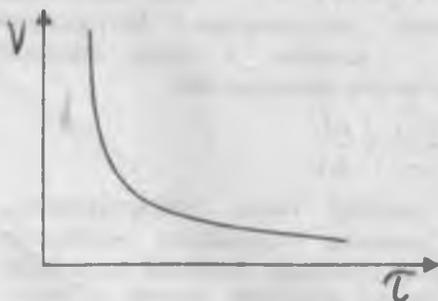
Норвег олимлари Гульдберг ва Вааге (1867й) жуда кўп далилларга асосланиб массалар таъсир қонунини яратдилар. **У**

қуйидагича таърифланади. Кимёвий реакция тезлиги, реакцияга киришувчи моддалар

концентрацияларнинг кўпайтимасига тўғри пропорционалдир.

Масалан,  
 $mA + nB = AB$  реакция учун массалар таъсир қонуни қуйидаги тенглама билан ифодаланган.

$V = K[A]^m \cdot [B]^n$  бу ерда



**Реакция тезлигининг вақтга боғлиқлиги**

$/A/$  ва  $/B/$  - А ва В моддаларнинг 1 литр реакция аралашмасидаги моляр концентрациялари,  $m$  ва  $n$  - А ва В моддаларнинг молекулалар сони, улар реакция тезлигининг ифодасини ёзишда даражага кўтарилади,  $K$  - тезлик константаси / пропорционаллик коэффициенти/.

Агарда реакцияга киришувчи А ва В моддаларнинг концентрацияси бирга тенг, яъни  $/A/ = /B/ = 1$  бўлса, тезлик константаси реакцияга киришувчи моддалар табиатига ва температурасига боғлиқ бўлиб, моддалар концентрациясига боғлиқ бўлмайди. У ҳолда  $V=K$  бўлади.

Реакция тезлигининг математик ифодасини ёзишга мисоллар:

Реакциялар	Vнинг математик ифодаси
$H_2 + Cl_2 = 2HCl$	$V = K [H_2][Cl_2]$
$2NO + O_2 = 2NO_2$	$V = K [NO]^2 [O_2]$
$N_2 + 3H_2 = 2NH_3$	$V = K [N_2][H_2]^3$

#### Гетероген системадаги реакциялар.

Моддалар аралашмаси ёки бир модданинг икки ёки ундан ортиқ агрегат ҳолати аралашмаси система деб аталади. Системалар модда ёки моддаларнинг кимёвий ва физик хоссаларига қараб, икки хил бўлади.

Газ аралашмаси, суюқликлар аралашмаси ёки эритмалар бир жинсли, яъни гомоген системалардир.

Бир-биридан физик ва кимёвий хоссалари билан фарқ қилувчи ва бир-бирига кўзга кўринадиган юза билан тегишиб турувчи қисмлардан иборат аралашма кўп жинсли, яъни гетероген системани ташкил қилади. Гетероген системанинг айрим бир жинсли қисмлари унинг фазалари дейилади, системани ҳосил қилган моддалар компонентлар деб аталади. Масалан, муз, сув ва унинг устидаги бугдан иборат система уч фазадан /каттик, суюқ, газ/, бир компонентдан  $/H_2O/$  иборат гетероген системадир. Масалан

	Газлар аралашмаси	Сув + ёғ	Муз-сув-сув буг
Система Фаза Компонент	$N_2 + O_2, H_2 + Cl_2$ Битта Иккита	$C_{\text{кат}} + O_2$ Иккита Иккита	Учта Битита

Гетероген системадаги кимёвий реакцияга кўмирнинг ёниш процесси мисол бўла олади.



Бу реакциянинг кинетикаси шу билан фарқ қиладики, реакция фақат қаттиқ кўмирнинг юзасида боради. Кўмирнинг кислород билан тўқнашиш юзасининг майдони ўзгармай қолганда, реакциянинг тезлигига кўмирнинг массаси таъсир этмайди ва массалар таъсир қонуни қуйидаги ифодага эга бўлади.  $V = K[O_2]$  бунда реакциянинг тезлиги фақат кислороднинг концентрациясига боғлиқ бўлиб, қаттиқ фазаларнинг концентрацияси реакция тезлик тенгласига кирмайди. Масалан, мисни унинг оксидидан водород билан қайтарилиши реакциясининг тезлиги математик ифодаси



Реакция тезлиги фақат водород концентрациясига боғлиқ бўлади.

Актив молекулалар ва активация энергияси.

Молекулаларнинг ҳар қандай тўқнашиши кимёвий бирикма, яъни модда ҳосил бўлишига олиб келавермайди. Масалан, оддий температурада водороднинг кислород билан бирикиб кимёвий бирикма ҳосил қилиши учун  $6,5 \cdot 10^7$  йил керак, лекин шу шароитда секундига  $10^{10}$  тўқнашиш бўлса ҳам, реакция жуда секин боради. Молекулаларнинг энергиялари жуда катта фарқ қилади ва молекулаларнинг ҳаракат тезлиги ҳар хил бўлади.

Молекулаларнинг тезликлари бўйича тақсимланиши. 22% га яқин молекулаларнинг тезлиги 700 м/сек дан катта демак, уларнинг тезлиги максималдир. Тезликлари максимал қийматга эга бўлган молекулалар актив молекулалар дейилади. Молекулаларни актив ҳолатга ўтказишга сарф бўлган энергияга активация энергияси дейилади.

Молекулалар ўзаро реакцияга киришиши учун, активацион барьерни босиб ўтишига активация энергиясини сарф қилиши керак.

Иссиклик, квант нурланиши, электр энергияси, радиоактив нурланиш энергияси ва бошқалар ташқи активация энергияси була олади. Активация энергияси ж/моль да ифодаланади, шунинг учун ҳам уни активация иссиқлиги ҳам дейилади.

## 2. Реакция тезлигига температуранинг таъсири.

Реакция тезлиги фақат концентрациягагина эмас балки яна бир муҳим фактор - температурага ҳам боғлиқдир. Температура орлиши билан ўзаро таъсир этувчи молекулаларнинг кинетика энергияси ошади. Оддий температурада  $6,5 \cdot 10^7$  йил давомида кислород ва водород ўзаро таъсирланиб бирикма ҳосил қилса, температура  $630^\circ\text{C}$  бўлганда улар 1/3 секунд давомида портлаш билан бирикиб мураккаб молекула ҳосил қилади. Реакция тезлигининг температурага микдорий боғлиқлигини Вант-Гофф қондаси билан аниқланади: температурани ҳар  $10^\circ\text{C}$  га кўтарилганда реакция тезлиги 2-4 марта ошади. Бу қонданинг математик ифодаси қуйидагичадир.

$$Vt_2 = Vt_1 \cdot v^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

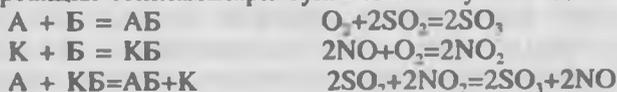
Бунда  $Vt_2$  - температура  $t_2$  га кўтарилгандаги реакция тезлиги,  $Vt_1$  - реакциянинг  $t_1$  - температурадаги бошланғич тезлиги,  $v$  - реакциянинг температура коэффиценти, яъни реакцияга киришувчи моддалар температураси  $10^\circ$  кўтарилганда реакция тезлигининг қанча ортиши-ни кўрсатувчи сон. Бу формуладан келиб чиқадики температура арифметик прогрессияда ошса, кимёвий реакция тезлиги геометрик прогрессия тарзида ортади.

## 3. Реакция тезлигига катализаторнинг таъсири.

Катализаторлар реакция тезлигини ўзгартирувчи, аммо ўзи кимёвий ва микдорий жиҳатидан ўзгармайдиган моддалардир. Катализатор иштирокида борадиган кимёвий реакцияларга каталитик реакциялар /катализ / дейилади. Катализ гомоген ва гетероген бўлиши мумкин. Реакцияга

киришувчи моддалар ва катализатор бир фазада бўлса, яъни улар бир хил системани ташкил қилса, бу гомоген катализ деб аталади.

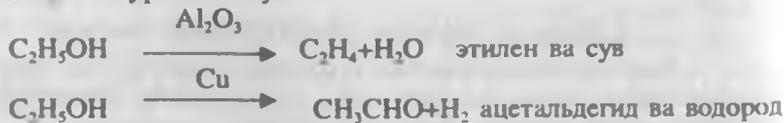
Масалан, кўпчилиikka маълум бўлган нитроза методининг камера процесси ва минора процесслари усули билан сульфат кислота олишда сульфит ангидрид  $SO_2$  ҳаво кислороди билан реакцияга киришиб, сульфат ангидрид  $SO_3$  ҳосил қилади. Бу реакцияда азот  $NO$  катализатор бўлади. Бу реакцияда ҳамма моддалар газ ҳолатда бўлиб, бир фазани ташкил этади. Гомоген катализдан катализаторнинг таъсири гомоген катализ назарияси билан тушунтирилади. Яъни катализатор аввало реакция учун олинган дастлабки моддаларнинг биронтаси билан у кимёвий реакцияга киришиб, мустаҳкам бўлмаган оралиқ маҳсулот ҳосил қилади. Сўнгра оралиқ маҳсулот реакция учун олинган иккинчи модда билан актив реакцияга киришиб, катализатор қайтарилади ва эркин ҳолда ажралиб чиқади. Қуйидаги реакция тенгламалари бунга мисол бўла олади:



бу мисолларда катализатор ҳеч қайси реакция маҳсулотларининг кимёвий таркибига кирмай эркин ҳолда ажралиб чиқиши кўриниб турибди.

Сув ҳам кўп кимёвий реакцияларда катализатор ролини утайди.

Катализаторларга, специфик таъсир кўрсатиш характерлидир, яъни бир катализатор айрим реакцияда катализатор вазифасини ўтаб, бошқа реакция учун катализатор бўла олмаслиги мумкин. Яна шуни айтиб ўтиш керакки, қандай катализатор ишлатилишига қараб реакция маҳсулотлари ҳар хил бўлиши мумкин. Бунга мисол қилиб этил спиртидан  $Al_2O_3$  ва  $Si$  катализаторлар иштирокида этилен ва ацетальдегид олиш реакциясини кўрсатиш мумкин:



Айрим катализаторлар, сув, платина, никель ва бошқалар

жуда кўп реакцияларда катализатор ролини бажариши мумкин.

Гетероген катализда реакцияга киришувчи моддалар ва катализатор турли хил фазода бўлади. Масалан, контакт усули билан сульфат кислота олишда, сульфит ангидрид катализатор платина /Pt / ёки ванадий V оксиди /  $V_2O_5$  / иштирокида қаттиқ фаза юзасида кислород  $O_2$  билан бирикиб сульфат ангидридга айланади.



Гетероген катализ назарияси, адсорбция назариясига асосланади. Бу процесс қуйидагича тушунтирилади. Бу назарияга кўра катализатор юзасида реакцияга киришувчи моддаларнинг концентрацияси ошиб молекулаларни ўзаро тўқнашувини оширади.

Суюқ ва қаттиқ модда юзасига бошқа модданинг ютилиши адсорбция дейилади. Адсорбция ҳодисаси юзада борганлигидан, модда юзаси қанчалик катта бўлган қаттиқ модда шунчалик яхши адсорбент бўлади.

Адсорбция модда юзасининг ҳамма жойида эмас, балки айрим нуқталардагина боради. Адсорбция борадиган бундай нуқталар актив марказ дейилади. Актив марказ умумий юзанинг жуда кам қисмини ташкил этади.

Адсорбция ҳодисасини қуйидагича тушунтириш мумкин. Модданинг ички қаватларидаги заррачалар бир-бири билан ҳамма йўналишларда худди шундай заррачалар билан боғланган шунинг учун улар орасидаги тортилиш кучлари бир-бирини мувозанатлаб туради. Ташқи қаватни ташкил қилувчи заррачалар бошқа шароитда бўлади. Бу заррачаларда, модданинг ички қаватларига ва шу модда сиртига йўналган тортилиш кучларигина мувозанатлашади. Демак, ташқи қаватда жойлашган заррачаларда молекулаларнинг тортилиш кучлари мувозанатлашмагани учун маълум миқдорда энергияси бўлади. Бу энергия сирт энергияси дейилади. Шу энергия ҳисобига газ ва эриган моддалар молекулалари адсорбент юзасига тортилади.

$aA + bB = cC + dD$   
 мувозанат константаси қуйидагича аникланиди:

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

Агарда кимёвий мувозанатда турган системага, реакцияда иштирок этаётган моддаларнинг бирортасидан қўшсак тўғри ва тесқари реакциялар ўзгаради ва вақт ўтиши билан аста-секин яна тенглашади ва система яна мувозанат ҳолатга келади. Янги мувозанат ҳолатда реакцияда иштирок этаётган ҳамма моддаларнинг концентрациялари фарқ қилади, лекин мувозанат константасида ифодаланган уларнинг нисбатлари ўзгармайди.

Вақт бирлигида шароит ўзгармаса мувозанат ҳолат ўзгармайди. Катализаторлар мувозанат ҳолатни ўзгартирмайди, у фақат мувозанатни содир қиладиган реакция тезлигини ўзгартириши мумкин.

Кимёвий мувозанатта асосан қуйидаги параметрлар таъсир этади:

1/ реакцияга киришувчи моддалар концентрациялари, 2/ температура, 3/ босим. Параметрлардан бирортаси ўзгартирилганда кимёвий мувозанат қай томонга силжишини Ле-Шателье принципи ифодалайди.

Ле-Шателье принципи — /1884 йил/ Агарда кимёвий мувозанатда турган системанинг бирор параметри ўзгарса, кимёвий мувозанат шу ўзгарган параметрга қарама-қарши таъсир этувчи реакция томонга силжийди.

1/ Реакцияда иштирок этаётган моддалар концентрациясининг таъсири. Мувозанатда турган системада бирор модданинг концентрацияси оширилса кимёвий мувозанат шу концентрация сарф бўлиш томонга қароб силжийди. Масалан, аммиак синтез қилишда водород ёки азот концентрациясини ошириш кимёвий мувозанатни аммиак ҳосил бўлиш томонга силжитади. Агарда аммиак концентрациясини оширсак, кимёвий мувозанат азот ва водород концентрациялари ортиш томонга силжийди.



2/ Температуранинг таъсири.  
 Мувозанатдаги системанинг температурасини оширсак,

кимёвий мувозанат иссиқлик ютилиши билан борадиган реакция томон силжийди. Масалан, юкори температура /1000°/ водород ва кислороддан сув олиш реакциясида



агарда температуранинг /2000° гача/ оширсак, у ҳолда мувозанат сувнинг парчаланиш реакцияси томон силжийди, чунки бу реакция иссиқлик ютилиши билан боради.

### 3/ Босимнинг таъсири.

Мувозанатдаги системанинг босимини оширсак, мувозанат ҳажм камайиши - яъни молекулалар кам ҳосил бўлиш томонга силжийди. Масалан, аммиак синтези реакциясида иштирок этаётган газлар ҳажимлари нисбати: 1:3:2 бўлганда боради.



Босимни оширганда мувозанат аммиак ҳосил бўлиш томонга силжийди, чунки тенгламанинг ўнг томонда газ ҳажми кам.

Кимёвий мувозанатта босим ҳажм ўзгарганда таъсир этади, агарда ҳажм ўзгармаса босим таъсир этмайди. Масалан,

$\text{CO}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$  буг реакцияга босим таъсир этмайди.

Гетероген системада кимёвий мувозанат.

Ле-Шателье принципини фақат гомоген системага қўллаб қолмай, уни гетероген системага ҳам қўлласа бўлади. Масалан, углерод (IV) оксидини қайтариш реакциясини олиб кўриш кумкин :



Келтирилган кимёвий системада қаттиқ /C/ ва газ /CO ва CO<sub>2</sub> / фазалар иштирок этапти. Демак, бу система гетероген системадир Ле-Шателье принципига кўра, а/ температуранинг кўтарилиши мувозанатни СО кўпайиш томонга силжитади, чунки СО<sub>2</sub>нинг қайтарилиши экзотермик процессдир. б/ Температуранинг пасайтирсак мувозанат чап томонга силжийди. в/ Босимни ошириш мувозанат ҳажмини камайиши, яъни СО<sub>2</sub>, ҳосил бўлиш томонга силжитади, чунки чап томонда газсимон моддадан бир молекула, ўнг томонда эса СО молекуласидан иккита. Бу реакция мувозанат константасини математик ифодаси қуйидаги кўринишга эга.

$$\Delta G = (H_2 - H_1) - (TS_2 - TS_1) = \Delta H - T\Delta S$$

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

$\Delta G$ - изобар- изотермик потенциал ёки Гиббс энергияси дейилади.

У модданинг табиатига, унинг миқдорига ва температурага боғлиқ бўлган катталиқдир. Уни қуйидагича аниқлаш мумкин.

$$\Delta G_{x,p} = \sum \Delta G_{\text{ҳосил бўлган модда}} - \sum \Delta G_{\text{дастлабки моддалар}}$$

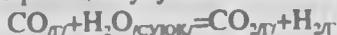
Агар  $\Delta G < 0$  процесс амалда бориши мумкин

$\Delta G > 0$  процесс ўз-ўзидан бориши мумкин эмас.

$\Delta G$  нинг қиймати қанча кичик бўлса, процесснинг бориши шунча тезлашади ва мувозанатдан шунча узоклашади.

Мисол.

Бирикманинг доимий ҳосил бўлиш иссиқлиги ва абсолют доимий энтропиясининг қийматини бўлган ҳолда реакциянинг энергиясини қуйидаги реакция учун ҳисобланг.



$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

$$\Delta H_{x,p}^0 = \sum \Delta H_{x,b}^0 - \sum \Delta H^0_{\text{дастл. мод}}$$

$$\Delta S_{x,p}^0 = \sum S_{x,b,\text{БИР}}^0 - \sum S^0_{\text{даст. мод.}}$$

$$\Delta G_{x,p}^0 = \sum G_{x,b,\text{БИР}}^0 - \sum G^0_{\text{даст. мод.}}$$

$$\Delta H_{x,p}^0 = (-393,51 + 0) - (-110,52 - 285,84) = +2,85 \text{ кж}$$

$$\Delta S_{x,p}^0 = (213,65 + 130,59) - (197,91 + 69,94) = +76,39 = 0,07639$$

кдж/моль.градус

$$\Delta G^0 = +2,85 - 298(0,07639) = -1991 \text{ кж}$$

$$\Delta G < 0$$

бўлгани учун процесс ўз-ўзидан бориши мумкин.

Юқорида айтилганларни эътиборга олиб қуйидаги хулосага келиш мумкин

Термохимёвий реакцияларни тенгламаларини ёзишда иштирок этувчи (этаётган) моддаларни ҳолати (газ, суяқ, қаттиқ, металл) ҳамда реакцияни иссиқлик эффекти кўрсатилиши шарт. Агарда

иссиқлик эффектени ( $Q=$ ) қиймати берилмаса бундай реакция оддий реакция бўлиб қолаверади.



Реакцияни иссиқлик эффекти икки хил бўлади. Ҳосил бўлиш ва ажралиш эффектлари, лекин буларни қийматлари бири-бирига тенг бўлиб қарама-қарши ишорали бўладилар.  
 $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})} + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{с})}$



Кимёвий мувозанат содир бўлганда Гиббс энергияси "0"га тенг бўлади,  $\Delta G = 0$  демак  $\Delta H - T\Delta S = 0$  Бу тенгламадан қандай ҳолатда мувозанат содир бўлишини аниқлаш мумкин

$$\Delta H = \Delta S T; \text{ яъни } T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

Назорат саволлари:

1. Кимёвий реакцияларни энергетик ҳолати қандай бўлади.
2. Гесс қонунлари.
3. Энтальпия ва энтропия ҳолатлари.
4. Гиббс энергиясини тушунтириб беринг.
5.  $\Delta G$  ни қийматига қараб қандай ҳулосалар қилиш мумкин.
6. Қандай реакциялар мақсадга мувофиқ бўлади.

9-майруза

## ЭРИТМАЛАР.

Режа:

1. Эритма деб қандай системага айтилади.
2. Эритмаларнинг классификацияси.
3. Моддаларнинг эрувчанлиги.
4. Генри ва Дальтон қонуллари.
5. Эритма концентрациясини ифодалаш усуллари.
6. Эритма концентрациясининг бир ифодадан иккинчисига ўтиш.
7. Эритма концентрациясини аниқлаш ( $H_1 \cdot V_1 = H_2 \cdot V_2$ )

Эритма деб икки ёки ундан ортиқ моддадан ташкил топган термодинамик бўлган тургун системага айтилади. Эритмаларда бирор моддада иккинчи модда бир текисда тақсимланган бўлади. Бир текисда тақсимланган моддани дисперс фаза дейилади. Дисперс фаза тақсимланган моддага дисперс мухит дейилади. Дисперсланиш даражасига, яъни дисперс фаза заррачаларининг ўлчамига қараб эритмалар бир неча гурппага бўлинади:

1. Муаллақ заррачали (дагал) системалар.
2. Коллоид эритмалар.
3. Молекуляр ёки чин эритмалар.

1) Муаллақ заррачали системаларда дисперс фаза заррачалари ўлчами 100 нм дан катта бўлади. Улар суспензия ва эмульсияга бўлинади ва қоғоз филтрида ушлаб қолинади.

Дисперс фаза қаттиқ моддадан дисперс мухити суюқ моддадан иборат системалар эмульсия дейилади.

Муаллақ заррачали системалар гетероген системалардир.

2) Коллоид эритмаларда дисперс фаза заррачаларининг ўлчами 1 нм дан 100 нм гача бўлади. Улар қоғоз филтридан ўтиб кетади. Шунинг учун ҳам ультрамикроскопда аниқлаш мумкин. Булар ҳам гетероген системалардир, яъни икки ёки ундан ортиқ фазадан иборат.

3) Молекуляр ёки чин эритмалар - улар гомогендир, яъни икки ёки бир неча моддадан ташкил топган бир фазадан

иборатдир. Чин эритмала р моддаларни бир-бирида молекуляр сингиб кетган бир хил системадир. Бундай системада дисперс заррачаларнинг ўлчами 1 нм дан кичик бўлади. Эритмаларда эритувчи вазифасини эритма билан бир агрегат ҳолатда булган модда ўтайди.

Агарда эритмани ташкил қилган моддалар бир агрегат ҳолатда бўлса, у вақтда эритувчи фазифасини қайси бири эритмада кўп бўлса уша бажаради.

Масалан: сув билан спирт.

Моддаларни агрегат ҳолларига қараб, турли дисперс системалари бўлиши мумкин.

Фаза-муҳит системалар	Гетероген	Гомоген
Газ-газ	-	Газ аралашмалари
Газ-суюқ	туманлар	
Газ-қаттиқ	тутун	
Суюқ газ	пуфаклар	
Суюқ-суюқ	эмульсия	суюқ эритмалар
Суюқ-қаттиқ	суспензия	суюқ эритмалар
Қаттиқ-газ		
Қаттиқ- қаттиқ		

**Қаттиқ молекулали моддаларнинг чин эритмалари.**

Ўтган асрнинг 60-йилларида эритмаларни молекуляр аралашма деб, эритувчини муҳит деб қараб келинди. Шу қарашларга Вант-Гофф ва Сванте Аррениус томонларидан ташкил этган эритмаларнинг физик назарияси асосланган

Бу назариянинг моҳиятига кўра эритувчи билан эритилаётган модда орасида ҳеч қандай кимёвий таъсирланиш бўлиши мумкин эмас. Эритган модда молекулалари эритувчи молекулаларда тенг тақсимланади.

Агарда 500 мл этил спиртини 500мл сув билан аралаштирсак 1000мл эритма ҳосил бўлиш ўрнига 940 мл ҳосил бўлади.

Демак, спирт эриганда системада сиқилиш содир бўлади. Бундай ходиса контракция дейилади.

Д.И.Менделеев ишлари кўрсатадики, эритмада сульфат кислота микдорини узлуксиз ўзгартириб турганда, сульфат кислота эритмаларининг солиштирма оғирлиги сакраб-сакраб ўзгаради. Бу эса эритмада маълум гидратлар ( сульфат кислотани сув билан таъсирланиш натижасида), масалан:  $H_2SO_4 \cdot H_2O$ ,  $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$  ва ҳоказолар. Шундай тажрибаларга асосланиб 1887 йилда Д.И.Менделеев эриш процессида содир бўладиган иссиқлик эффектини (иссиқлик ютилиши ёки чиқишини) текшириб), модда ва эритувчи (сув) ўзаро кимёвий таъсир этади, деган назарияни, яъни гидратланиш назариясини яратади. Эритмада эриган модда эритувчи (сув) билан кўпинча кимёвий бирикади, бу бирикма гидрат деб аталади, процесснинг ўзи эса гидратланиш дейилади. Фақат сувдаги эритмаларда эмас, бошқа эритувчилардаги эритмаларда ҳам шундай процесс бўлиши мумкин. Бу процесс умумлаштирилиб, сольватланиш деб, бирикмалар эса сольватлар деб аталади. Сульфат кислота, спирт ва бошқа моддаларнинг сувли эритмаларини чуқур ўрганиш натижасида Д.И.Менделеев қуйидаги натижага келади. Эритмалар диссоциацияланиш ҳолатида бўлиб, температура ва эритманинг концентрациясига қараб ўз таркибини ўзгартирадиган мустахкам бўлмаган кимёвий бирикмадир. Оддий кимёвий боғланишга нисбатан гидратлар анча кучсиз боғлар бўлса ҳам гидратланган сув эриган модда билан шундай мустахкам боғланадики, модда кристалланганда кристалл таркибига киради. Бундай сувни кристаллизацион сув, деб таркибида сув бўлган бирикмаларни эса кристаллогидратлар дейилади. Кристаллогидратларнинг формуласи ёзилганда бир молекула эриган моддага тўғри келган кристаллизацион сув молекулалари кўрсатади. Масалан.

$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  ,  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  ,  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  ва ҳақозо.

Кимёвий боғланишга нисбатан сольватларни ( ва гидратларни) беқарорлиги ва мустахкам бўлмаган сольватлар ҳосил бўлишида кимёвий боғланиш иштирок этмай, асосан малекулалараро кучлар (Ван-дер-Ваальс) ва водород боғланиш ҳосил бўлишидадир.

Сольватларни (гидратларни) кимёвий бирикма деб қараб

бўлмайди, чунки уларнинг таркиби доимий эмас, ҳамда температура ва концентрацияга қараб ўзгаради. Масалан, эриган модда молекулалари билан бириккан эритувчи моддаларнинг сони температура кўтарилиши билан камаяди, концентрацияни камайиши эса тескари таъсир этади.

Эриш процесси система энергияси ўзгариши билан боради. Масалан молекуляр кристал панжарага эга бўлган шаккар  $C_{12}H_{22}O_{11}$  ва глюкоза  $C_6H_{12}O_6$  қаттиқ моддаларни сувда эриш механизм ва энергетик характеристикаси.

Қаттиқ модда эриганда эритувчининг (сув) молекулалари модда юзасидаги поляр молекулалар билан таъсирланади, бунинг натижасида кристалл панжарада молекулалараро кучлар боғланиши сусаяди.

Эришнинг иссиқлик эффектини қуйидагилар ташкил қилади:

- 1) Гидратланиш энергияси ( $+Q_r$ ), сув молекулаларининг эриган модда молекулалари билан таъсирланганда ажралиб чиқадиган энергия.
- 2) Кристалл панжара энергияси ( $-Q_k$ ), кристалл панжарани емирилиши учун сарф бўлган энергия.
- 3) Диффузияланиш энергияси ( $-Q_d$ ), эриган моддани эритувчига диффузияланиши учун сарф бўлган энергия.

Эришнинг иссиқлик эффекти қуйидаги алгебраик йиғиндиси билан ифодаланади:

$$Q = Q_r + Q_k + Q_d$$

Одатда  $Q_d$  қиймати жуда кичик бўлгани учун асосан алгебраик йиғиндиси  $Q_r + Q_k$  асосий ҳал қилувчи рол ўйнайди. Агар  $+Q = Q_r - Q_k$  бўлса эриш процесс экзотермик эритма исийди, агар  $-Q = Q_k - Q_r$  бўлса, яъни кристалл панжара энергияси сольватланиш эндотермик бўлади ва эритма совийди.

Суюқ моддалар эритилганда (кристалл панжарани бузишга энергия? сарф бўлмайди) одатда эритма исийди. Масалан, сувда сульфат кислота эритилганда эритмани жуда кучли исиб кетиши кузатилади.

Кристалл моддалар эриганда кристалл панжарани бузишга жуда кўп энергия сарф бўлади. Агарда бу энергия сольватация энергиясидан кўп бўлса эритма совийди.

Газларни эриши, яна бир факторга яъни газни эритма ҳажмигача сиқишга сарф бўлган иссиқликка- $Q$  боғлиқ бўлади.

Агарда газ модда эриш процессида ионларга диссоциацияланмаса эритма исийди ва газ модда ионларга диссоциацияланса энергия сарф бўлади.

Бир молекула модданинг эришида ажралиб чиққан ёки ютилган иссиқлик миқдорига модданинг эриш иссиқлиги дейилади ва у кЖ/моль да ўлчанади.

Сувли эритмаларда гидратланиш катта ахамиятига эгадир. Масалан А.В.Думанский аниқладики, 1г сувни эркин эритувчи ҳолатдан молекуланинг ёки ионнинг гидратланган қобиғининг таркибига ўтишида 366 кЖ яқин иссиқлик ажралади. Эриётган модда заррачаларини эритувчи заррачалари билан ўзаро таъсирланишида сув молекулалари гидрат қобиғида ўз-ўзига зичлашади.

### Моддаларнинг эрувчанлиги.

Моддалар ўзининг эрувчанлигига қараб қуйидагиларга тақсимланади:

1) снгил эрувчан ( масалан қанд), 2) қийин эрувчан(гипс) ва амалда эримайдиган (масалан мелъ ва  $\text{CaCO}_3$ ) моддалар. Табиатда абсолют эримайдиган моддалар йўқ.

Ўзгармас температурада 100г эритувчида эриган модда миқдорига, унинг эрувчанлиги дейилади. Демак, эрувчанлик айни температурада тўйинган эритманинг концентрациясини билдиради.

Бир қанча моддаларнинг эрувчанлигига температурани ошириш тескари таъсир этади. Масалан, бундай моддаларга  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$  ларни келтириш мумкин.

Каттиқ моддаларнинг эрувчанлиги одатда температура кўтарилиши билан ортади. Эриш иссиқлик эффекти манфий бўлган моддаларда температура кўтарилиши билан эрувчанлиги ортади. Эриш иссиқлик эффекти мусбат бўлган моддаларда эса температура кўтарилиши билан эрувчанлиги камаяди. Бу эса Ле-Шателье принципига тўлиқ риоя қилади.

Моддаларнинг эрувчанлиги кўп миқдорда эритувчининг табиатига боғлиқ бўлади. Масалан, амалда спиртда қанд эримаса, сувда эса жуда яхши эрийди ва тескари мисол, йод ва нафталин сувда эримайди, спиртда эса жуда яхши эрийди.

Суюқликларни суюқликларда эриши ҳам турлича бўлади.

баъзи суюқликлар бир-бирида чексиз эрийди. Масалан, сув билан спирт ва баъзи бирлари эса бир-бирида маълум чегарада эрийди. Масалан, сув билан эфир аралашмасида икки қатлам ҳосил бўлади. Юқори қатлам сувнинг эфирда туйинган эритмаси, пастки қатлам эса эфирнинг сувда туйинган эритмаси.

Температураси узгариши билан уларнинг узаро бир-бирида эрувчанлиги узгаради, масалан, эфирнинг сувда эрувчанлиги камаяди, сувнинг эфирда эрувчанлиги ортади.

Температура °С	20	40	60	65	66
Фенолнинг сув қатламидаги миқдори %	8,4	9,8	17,1	24,2	30,3
Сувнинг фенол қатламидаги миқдори %	27,8	33,2	43,9	51,1	69,2

Шундай системалар борки, температура узгариши билан бир-бирида маълум миқдорда эрийдиган моддалар бир-бирида чексиз эрийдиган моддаларга ўтади. Масалан, сув-фенол системасида

Температура °С	0	10	20	30	40
Эфирнинг сув қатламидаги миқдори %	11,8	8,9	6,6	5,1	4,7
Сувнинг эфир қатламидаги миқдори	0,9	1,1	1,2	1,3	1,5

Температура 66° га кўтарилгунга қадар система гетероген, яъни икки фазадан иборат: пастки қатлам - сувнинг фенолдан эритмаси, юқори қатлам фенолнинг сувдаги эритмаси. Температура 66°С бўлганда система узаро бир-бирида чексиз эрийдиган, гомоген системага ўтади.

Газларнинг суюқликларда эрувчанлиги - адсорбция коэффициенти яъни нормал шароитда бир хажм эритувчида эрилган газ хажмининг миқдори билан ўлчанади. Жадвалда бир неча газларнинг сувда эрувчанлиги келтирилган.

$6,65 \cdot 3 = 19,95$  г экв  $H_3PO_4$  кислота бор. Демак, эритманинг концентрацияси 6,65 м ёки 19,95 Н ли бўлади.

Мисол 2.5 молярли ( $\rho = 1,29$ )  $H_2SO_4$  кислота эритмасини процент концентрациясини аниқланг.

Ечиш. 1л эритманинг массаси 1290 г га тенг ва унда масаланинг шартига кўра,  $98,5 = 490$ г  $H_2SO_4$  бор. Демак, эритмада  $H_2SO_4$  кислотанинг процент микдори

$$\frac{490 \cdot 100}{1290} = 38\%$$

Мисол 3. Зичлиги 1,10 г/мл бўлган 20% ли сульфат кислота эритмасининг молярь концентрациясини аниқланг.

Ечиш. 1л 20%  $HCl$  кислота эритмасининг массаси 1100г бўлади. унда  $1100 \cdot 0,2 = 220$ г  $HCl$  кислотта бор. Водород хлорицнинг молекуляр оғирлиги 36,5 г. 20% эритманинг молярлигини аниқлаш учун 220г  $HCl$  неча г молекула эканлигини аниқлаймиз.

$$\frac{220}{36,5} = 6,03 \text{ молекула (г.моль)}$$

Демак, 20%  $HCl$  эритмасининг молярлиги 6,03 м экан.

#### Газларнинг суухликдаги эритмаларига мисоллар.

Генри қонуни. Эриган газнинг массаси босимга туғри пропорционалдир ёки эриш процессида газнинг ҳажми босимига боғлиқ эмас.

Мисол 1. Кислороднинг I атмосфера босим ва  $25^\circ C$  да сувда эрувчанлиги 40,6 мг/литр га тенг. Агарда эриётган кислороднинг босими 300 мм сим.уст. нига тенг бўлса, шу температурада I литр сувда нормал шароитда ( $0^\circ C$ , 760 мм сим.уст.) неча ҳажм кислород бор?

Ечиш. Эриган кислороднинг массаси.

$$\frac{40,6 \cdot 300}{760} = 16 \text{ м}^3, \text{ норм. шароит. ҳажм } 11,2 \text{ га тенг.}$$

Мисол 2. Босими I атмосферага тенг бўлган 72%  $N_2$  азот, 18%  $O_2$  кислород ва 10%  $CO_2$  лардан иборат бўлган газлар

аралашмаси 0°C да сувда эрийди. Бу газларнинг абсорбцияланиш коэффициенти тегишли равишда 0,023; 0,049 ва 1,71 га тенг. Газларнинг процент миқдорини аниқланг.

Ечиш. Бир литр сувда 0°C да ва I атм. да газларнинг эрувчанлиги 23 мл N<sub>2</sub>, 49 мл O<sub>2</sub> ва 1710 мл CO<sub>2</sub> га тенг.

Газларнинг аралашмасидаги газларнинг парциаль босимларини ҳисобга олганда уларнинг эрувчанлиги қуйидаги рақамларга тенг бўлади:

$23 \cdot 0,72 = 16,6$  мл N<sub>2</sub>,  $49 \cdot 0,18 = 8,8$  мл O<sub>2</sub> ва  $1710 \cdot 0,1 = 171$  мл CO<sub>2</sub>. Газлар аралашмасининг умумий ҳажми 196,4 мл га тенг, ҳар бир газнинг процент миқдори эса

$$\frac{16,6 \cdot 100}{196,4} = 8,45\% N_2 \quad \frac{8,8 \cdot 100}{196,4} = 4,22\% O_2$$

$$\frac{171 \cdot 100}{196,4} = 87,33\% CO_2 \text{ га тенг бўлади.}$$

Ўзaro реакцияга киришувчи моддаларнинг ҳажмларини ва концентрацияларини аниқлашга мисоллар

Ўзaro реакцияга киришувчи эритмаларнинг нормалликлари ҳажмларига тескари пропорционалдир.

Мисол I. 100 мл 4 N HCl эритмаси билан неча граммни парчалаш мумкин.

Ечиш. 100 мл 4 N ли HCl эритмасида, 0,4 г.экв. HCl бор. 0,4 г.экв. HCl кислота билан 0,4 г.экв Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> реакцияга киришади. Демак, I г.экв Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> - 53 г.

$$0,4 \text{ г.экв ти эса } 53 \cdot 0,4 = 21,2 \text{ г Na}_2\text{CO}_3$$

Мисол 2. 0,5л 0,3 N AlCl<sub>3</sub> эритмаси билан 0,1 Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> эритмаси орасидаги ўрин алмашилиш реакцияси учун қанча Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> эритмасидан олиш керак?

Ечиш. 0,5 л 0,3 N AlCl<sub>3</sub> эритмасида

$$0,5 \cdot 0,3 = 0,15 \text{ г.экв AlCl}_3 \text{ бор.}$$

0,15 г.экв AlCl<sub>3</sub> билан 0,15 г.экв Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> реакцияга киришади. Бир литр Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> эритмасида 0,1 г.экв Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, 0,15 г.экв эса 1,5 литр Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> эритмада бўлади.

ёки формулага кўра

$$\frac{0,5 \cdot 0,3}{0,1} = 1,5 \text{ эритма}$$

Мисол 3. 20 мл. 2 N ли  $\text{BaCl}_2$  эритмасидан ҳамма барийни  $\text{BaSO}_4$  кўринишда чуқтириш учун 0,25 N  $\text{H}_2\text{SO}_4$  эритмасидан неча миллитр керак. Ечиш :

$$V_{\text{BaCl}_2} \cdot C_{\text{BaCl}_2} = V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot C_{\text{H}_2\text{SO}_4}; \quad 20 \cdot 2 = V \cdot 0,25$$

$$\text{Бу ерда } \frac{20 \cdot 2}{0,25} = 160 \text{ мл}$$

Назорат саволлар:

1. Эритма деб қандай системага айтилади.
2. Қандай эритмалар бўлади.
3. Каттик молекулали моддаларнинг чин эритмаларини қандай тасаввур қиласиз.
4. Эритмани тайёрлаш тартибини гапириб беринг.
5. Модданинг эрувчанлигини қандай тушунасиз.
6. Модда эрувчанлигига температурани таъсири.
7. Қандай концентрацияли эритмалар бўлади.
8. Эритма концентрациясини топиш, тайёрлаш.
9. Эритма концентрациясини бир ифодадан иккинчисига ўтиш усули.
10. Генри қонуни. Газларнинг аралашмасидаги газларнинг эришини порциаль боғлиқлиги.

## Ноэлектролит эритмаларнинг хоссалари

Режа:

1. Суюлтирилган эритмаларнинг осмотик босими
2. Осмотик босимни ҳаётий аҳамияти
3. Эритманинг буг босими. Ф. Рауль қонуни
4. Эритманинг қайнаш ва музлаш температуралари
5. Суюлтирилган ноэлектролит эритмаларни қайнаш ва музлаш температураларини аниқлашга масалалар.

Суюлтирилган эритмаларнинг хоссаларини ўрганиш, модданинг газ ҳолати, унинг эритмадаги ҳолатига ўхшашлигини кўрсатади.

Газ молекулаларига ўз характери туфайли, газ турган идишни мумкин қадар ҳамма ҳажмини эгаллаш характерлидир. Газ молекулалари бир-биридан шундай масофада жойлашадики, уларнинг ўзаро таъсири амалда нолга тенг бўлади, шунинг учун ҳам газ молекулалари исталган йўналишда ҳаракат қилади. Худди шунга ўхшаш ҳодиса суюлтирилган эритмаларда ҳам кузатилади. Эритманг модда молекулалари эритманинг бутун массасига тенг тарқалади. Бундай ҳодисага диффузия дейилади.

Диффузия процесси ўз-ўзидан бориб натижада молекулалар бутун ҳажм бўйлаб тенг тақсимланади. Бу эса эритманг модда молекулаларининг ҳаракати натижасидир.

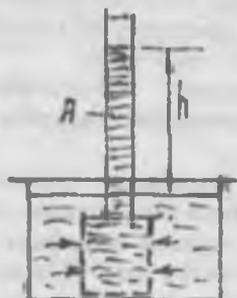
### Суюлтирилган эритмаларнинг осмотик босими.

Агарда эритма билан эритувчи ярим ўтказгич (мембрана) ёрдамида ажратиб қўйилса, бу ярим ўтказгичдан эритувчи молекулалари бемалол ўта олади, аммо эритманг модда молекулалари ўта олмайди. Бунда диффузия бир томонлама бўлади – яъни бундай тўсиқдан фақат эритувчи молекулалари ўтади. Ярим ўтказгич тўсиқ сифатида тирик организм хужайралари масалан, ичак деворлари, тери, ўсимликларнинг барги ва бошқалар, сунъий тайёрланган мембраналар (желатина, целофан ва бошқалар) бажаради. Бир томонли эритувчининг эритмага диффузиясига осмос дейилади.

Ярим ўтказгич мембрана юзасининг бир-бирига тўғри келадиган осмосни вужудга келтирадиган куч эритманинг осмотик босими дейилади.

Осмос ҳодисасини бевосита осмометрда кузатиш мумкин.

Расмда оддий осмометр кўрсатилган бу ерда А- эритмани юқори қисми ингичка ва узун вертикаль найдан иборат ярим ўтказувчи деворли идиш, В- эритувчи идиш, Ага эритувчи идишга (В) эритмали идиш (А)ни тушурсак, эритувчининг молекулалари ярим ўтказгич тўсиқ орқали эритмали идишга ўта бошлайди ва натижада ички идиш (А)даги суюқликнинг сатхи ингичка қисми бўйича кўтарила боради.



Оддий осмометр.

Эритманинг бундай кўтарилишидан ҳосил бўлган устун ( $h$ )нинг гидростатик босими эритувчининг сиртидан ичкарига кираётган молекулаларга қаршилик қила бошлайди, лекин эритмадаги эритувчи молекулаларнинг ярим ўтказувчи тўсиқ орқали сиртки идишга чиқишга ёрдам беради. Ниҳоят, ички идиш (А)да эритманинг кўтарилиши тўхтабди. Яъни устуннинг босими эритманинг осмотик босимига тенглашади ва осмос ҳодисаси тўхтабди.

Суюқлик кўтарилган устун эритманинг концентрациясига ва температурага боғлиқ бўлади. Системада мувозанат ҳолатга тўғри келадиган бу гидростатик босим осмосни миқдорий характеристикаси ҳисобланади ва осмотик босимни ташкил қилади. Шундай қилиб, осмотик босим осмос ҳо-дисасини тўхтатадиган босимга тенг. Осмотик босимни миқдорий ўлчамлари биринчи марта (1877й) В.Пфеллер томонидан ўтказилди ва у қуйидаги қонуниятни яратди.

1. Ўзгармас температурада эритманинг осмотик босим эриган модда концентрациясига тўғри пропорционалдир.
2. Осмотик босим - эритманинг абсолют температурасига пропорционалдир.

Пфеффер қондалари билан Бойль-Мариотт, Ге<sup>2</sup>-Люссак ва Авогадронинг газларга оид қонуни орасида тула ўхшашлик борлигига биринчи марта 1886 йилда голланд физик-химиғи Вант/Гофф эътибор берди. У бу қонунларни бириктириб идеаль газларнинг ҳолат тенглама-ларига ўхшаш бўлган осмотик ҳолат тенгламасини яратди, у қуйидаги кўринишга эга

$$P = CRT$$

бу ерда,  $C$  – эритманинг моляр концентрацияси,  
 $R$  – газ доимийлиғи,  $T$  – абсолют температура,  
 $P$  – осмотик босим.

Газлар билан эритмалар орасидаги чуқур ўхшашлик Вант-Гофф қонуни деб юритиладиган қуйидаги таърифда очиқ ифодалананади.

Эритманинг осмотик босими эриган модда айнаи температурада газ ҳолатида бўлиб, эритма ҳажмига тенг ҳажмини эгалланганда кўрсата оладиган босимга баробардир.

Осмотик босимни одатда атмосферада ифодалайдилар. У катта қийматларга эга бўлиши мумкин. Масалан, шакарнинг 1 моляр эрит-масининг осмотик босими 0°С да 22,4 атмосферага тенг.

Бир хил осмотик босимга эга бўлган эритмалар изотоник эритма-лар дейилади.

Эритувчи осмос ҳодисасида, концентрацияси кам бўлган эритмадан концентрацияси кўп бўлган эритмага ўтади, яъни осмотик процессларда эритувчи ярим ўтказувчи тўсик оркали бир-бирига тегиб турган икки эритманинг концентрациясини тенглаш томонга диффузияланади.

Осмотик босим ҳайвон ва айниқса ўсимликлар ҳаётида жуда муҳим роль ўйнайди. Қуйидаги муҳим процесслар, масалан, ўсимликлар илдизига ер-ости эритмаларини ўтиши ва уларни ўсимликнинг бутун танаси бўйлаб ҳаракати, ҳайвонларда озика моддаларининг ҳазм бўлиш процесслари, буйракдан моддаларнинг ажралиши ва бошқа процесслар юқори даражада осмотик босимга боғлиқдир. Масалан, шўр озик-овқат қабул қилган одамда ташналикнинг ҳосил бўлиши бу осмотик босимни кўтарилиш натижасидир ва у сув қабул қилиш билан тўхтайди.

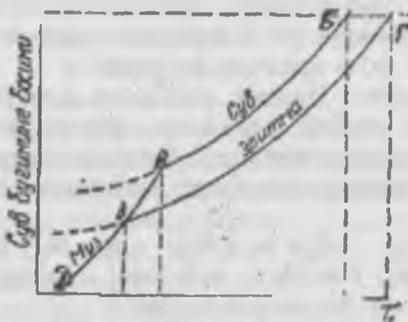
#### Осмотик босимга масалалар.

Суюлтирилган эритманинг осмотик босими эритманинг концентра-циясига тўғри пропорционал бўлиб, унинг ҳажмига тесқари пропор-ционалди. Агарда эритманинг концентрацияси ва

Бу қийматларни қуйидаги формулага қўйсақ,  $P = P_0 - P_1 = \Delta P$   
 $13 = 220 / 4,35$  : эриган модданинг молекулалар сонини  
 аниқлаймиз:  $= 13 * 4,35 / 220 = 0,25$  моль  
 0,25 моль 23 граммни ташкил қилади. Демак, молекуляр оғирлиги  
 $M = 23 / 0,25 = 92$

Эритмаларнинг музлаши ва қайнаши.

1. Ҳар қандай суюқлик буг босимига тенглашганда музлай бошлайди. Расм 22 да соф эритувчи билан эритма буг босимининг температурага қараб ўзгариши тасвирланган.



Сув ва эритма юзасидаги буг босими.

Расмда АБ эгри чизик соф эритувчи сув юзасидаги буг босими, ВГ эгри чизик эритма юзасидаги буг босими, АД – эгри чизик муз юзасидаги буг босими. Расмдаги А ва Б нуқталарда сув буғи босимининг ва эритма буғи босимининг эгри чизиклари муз буғи босимининг эгри чизиклари билан кесишади. Бу нуқталардан абцисса ўқига туширилган перпендикулярлар кўрсатадики, эритманинг музлаш температураси эритувчининг музлаш температурасидан  $t$  га кичик.

$\Delta t_{\text{муз}}$  - эритма музлаш температурасининг камайиши, эритманинг температурасига тўғри пропорционалдир. Эритманинг бир хил миқдориди моддаларнинг эквимолекуляр миқдорлари эритилса музлаш температурасининг камайиши бир хил градусга ўзгаради. Масалан:

- 1 моль шакар  $C_{12}H_{22}O_{11}$  – 342 г 1000 г  $H_2O$  да = -1,86 град
- 1 моль глицерин  $C_3H_8O_3$  – 92 г « » = «
- 1 моль спирт  $C_2H_5OH$  - 46 г « » = «

1000 г эритувчи 1 моль модда эришдан ҳосил бўлган эритма музлаш температурасининг пасайишини кўрсатувчи сон

хар бир эритувчи учун узгармас сондир ва у эритувчининг криоскопик константаси деб аталади ва  $K_{кр}$  билан белгиланади. Хар бир эритувчининг криоскопик константалари турлича булади. Масалан,

модда	криоскопик константалар град
сув $H_2O$	-1,86
сирка кислота $CH_3COOH$	-3,9
бензол $C_6H_6$	-5,1
нафталин $C_{10}H_8$	-6,9

концентрацияни эритманинг музлаш температураси камайишига таъсири математик куйидаги кўринишга эга.  $T_{муз} = KС$

Бу ерда  $T_{муз}$  – музлаш температурасини камайиши,  $K_{кр}$  – криоскопик константа,  $C$  – молял концентрация. Демак,  $K_{кр}$ , ни билган холда эриган модданинг молекуляр оғирлигини аниқлаш мумкин. Эритманинг моляр концентрацияси

$$C = a \cdot 1000 / V \cdot M \quad \text{га тенг.}$$

Бу ерда  $a$  – эриган модданинг микдори, граммда,  $V$  – эритувчининг массаси граммда,  $M$  – эриган модданинг молекуляр оғирлиги. Концентрация кийматини юқори формулага куйсак

куйидагига эга буламиз:

$$M = \frac{a \cdot 1000}{C \cdot V};$$

2. Хар қандай суюқлик унинг туйинган буг босими атмосфера босимга тенг булганда қайнайди.

Расм... да  $B$  ва  $F$  нуқталар соф эритувчи ва эритма бути босимларини атмосфера босими билан тенглашганлигини кўрсатади. Расмда абцисса ўқидан кўринадикки эритма эритувчига нисбатан юқорироқ температурада қайнайди. Эритманинг қайнаш температурасининг кўтарилиши музлаш температурасининг камайишига ўхшаш, эритманинг концентрациясига тўғри пропорциональدير. Эритувчининг бир хил микдорда моддаларнинг эквимолекуляр микдорлари эритилса эритманинг қайнаш температурасининг кўтарилиши бир хил градусга ўзгаради. Масалан:

1г/моль шакар  $C_{12}H_{22}O_{11}$  – 342 г 1000 г  $H_2O$  да  $\Delta t = + 0,52$  град

1г/моль глицерин  $C_3H_8O_3$  – 92 г « «  $\Delta t = + 0,52$  «

1г/моль спирт  $C_2H_5OH$  – 46 г « «  $\Delta t = + 0,52$  «

1000 г эритувчи 1 г/молекула модда эришидан ҳосил бўлган эритманинг қайнаш температурасининг кўтарилиши кўрсатувчи сон ҳар бир эритувчи учун ўзгармас сон бўлиб, эритувчининг эбулоскопик константа деб аталади ва  $K_{\text{эбу}}$  билан белгиланади.

Эбулоскопик константа эриган модданинг табиатга боғлиқ бўлмай фақат эритувчига боғлиқдир. Қуйида бир неча эритувчилар учун эбулоскопик константа қийматларини келтирамиз.

Модда	эбулоскопик константа, градусда
сув $\text{H}_2\text{O}$	+ 0,52
этил спирти $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	+ 1,16
диэтил эфири $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$	+ 2,12
бензол $\text{C}_6\text{H}_6$	+ 2,57

Эритманинг қайнаш температурасининг кўтарилиши қуйидаги формула билан ифодаланади.  $\Delta t_{\text{қай}} = K_{\text{эбу}} C$

$\Delta t_{\text{қай}}$  - эритма қайнаш температурасининг кўтарилиши,

$K_{\text{эбу}}$  - эбулоскопик константа,  $C$  - эритманинг молял концентрацияси Бу формулага  $C$  қийматларини қўйсак

$$\Delta t = K \frac{m_1 \cdot 1000}{M_1 \cdot m_2}$$

га эга бўламиз.

Эриган модданинг молекуляр оғирлигини аниқлашда криоскопия ва эбулоскопия асосий методлар ҳисобланади. Бу методлар бугсимон ҳолатга ўтмайдиган моддаларни (оксил, шакар ва бошқалар) молекуляр оғирликларини аниқлашда аҳамиятга эга.

Криоскопия формуласи амалда антифризни яъни автомобиллар ва тракторларни совитиш системасида қўлланадиган паст температурада совийдиган суюқликлар (эритмалар) да ҳисоблашда кенг қўлланади. Этилен гликоль асосида тайёрланган антифризлар кенг қўлланилади. Масалан, музлаш температураси  $-20^\circ\text{C}$  атрофида бўлганда радиатор суюқлиги тайёрлаш учун 30 литр сувга қанча этилен гликоль қўшиш керак?

Ечиш. Ҳисобни 1 кг учун олиб борамиз.

30 литр сув 30 кг бўлади. Унинг  $K_{\text{эбу}}=1,86$   $\Delta t = 20^\circ\text{C}$ .

этиленгликольни  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$  молекуляр оғирлиги  $M=62$  сув эса 30 кг.

$$m = \frac{\Delta t \cdot M_1 m_2}{k \cdot 1000} = \frac{-20 \cdot 62 \cdot 30}{186 \cdot 1000} = 20$$

Осмотик босим, эритма буғи босимининг камайиши, эритмаларни музлаш температурасини камайиши, қайнаш температурасининг кўтарилиши эриган модданинг молекулаларига боғли юқорида келтирилган формулалар фақат ноэлектролит эритмалар учун яроқлидир.

Сувли эритмалари электр токи ўтказмайдиган моддаларга ноэлектролитлар дейилади.

Суюлтирилган ноэлектролит эритмаларни қайнаш ва музлаш температураларини аниқлашга масалалар.

Эритмалар соф эритувчиларга нисбатан юқориок температурада қайнайди ва пастроқ температурада музлайди.

Эритмаларни қайнаш температурасини кўтарилиши ва музлаш температурасини қуйидаги формулалари билан аниқлайдилар.

$$\Delta t = \frac{K_{\text{суд}} \cdot m_1 \cdot 1000}{M_1 \cdot m_2}; \quad \Delta t = \frac{K_{\text{кр}} \cdot m_1 \cdot 1000}{M_1 \cdot m_2}$$

бу ерда,  $K_{\text{суд}} = K_{\text{млн}}$  – эритувчининг эбулоскопик ва криоскопик константалари,  $m$ –эриган модданинг массаси,  $a$ –эритувчининг массаси,  $M$ –эриган модданинг молекуляр оғирлиги.

Мисол 1. Сувли 5%ли шакар  $C_{12}H_{22}O_{11}$  эритмасининг қайнаш температурасини аниқланг.

Ечиш. Берилган қийматларни юқоридаги формулага қўямиз.

$$\Delta t_{\text{кр}} = 0,52 \cdot (5 \cdot 1000 / 342 \cdot 95) = 100,08^\circ\text{C}.$$

$$\begin{array}{l} M \\ C_{12}H_{22}O_{11} \end{array} = 342 \text{ г, } d = 5 \text{ г, } a = 95, \quad \begin{array}{l} K \\ H_2O \end{array} = 0,52$$

Мисол 2. 250 г сувда 54 г глюкоза  $C_6H_{12}O_6$  эришдан хосил бўлган эритманинг музлаш температурасини аниқланг. Сувнинг криоскопик константаси  $1,86^\circ\text{C}$  га тенг.

Ечиш. Берилган қийматларни юқоридаги келтирилган формулага қўямиз.  $M = 180$



$$\Delta t_{\text{муз}} = 1,86 \cdot (54 \cdot 100 / 180 \cdot 250) = 2,23^\circ\text{C}$$

демак, эритма -  $2,23^\circ\text{C}$  температурада музлайди.

**Назорат саволлари:**

1. Қандай эритмаларга нозлектролит эритма деб аталади?
2. Осмотик босимни қандай тушунтириш мумкин?
3. Осмотик босимни амалий аҳамияти.
4. Рауль қонунига қандай мисоллар келтириш мумкин?
5. Суқултирилган эритмаларни қайнаш ва музлаш температурасини аниқлаш.
6. Изотоник коэффициетни қандай тушунтириш мумкин?

## 11 – МАЪРУЗА

### Электролит эритмалар

Режа:

1. Электролит эритма тўғрисида тушинча.
2. Электролит эритмани диссоциация даражаси.
3. Босқичли диссоциация
4. Кучсиз электролитларнинг диссоциация константаси ва амфотер электролитлар
5. Кучли электролитларнинг эритмадаги ҳолати
6. Ионли реакциялар
7. Кам диссоциацияланувчи бирикмаларни эритувчанлик кўпайтмаси.

Эритмалари ёки суюқликлари электр токини ўтказадиган моддаларга электролитлар дейилади. Электролитларга ҳамма кислота, асос ва тузлар мисол бўла олади. Бу моддалар эритмаларга ёки суюқланмаларда ионларга парчаланadi. Масалан,



Мусбат заряд ташийдиган ионлар катионлар, манфий заряд ташийдиган ионлар эса анионлар дейилади.

Эритмада электролит молекулалари ионларга парчалангани учун эритмада заррачалар сони ортади. Шунинг учун суюлтирилган ноэлектролит эритмалар учун аниқланган Вант-Гофф ва Рауль қонушларини математик ифодасини электролитларга қўллаш учун тузатиш коэффициентини (бу коэффициент изотоник, Вант-Гофф коэффициентини деб ҳам аталади)ни киритиш керак.

У вақтда Вант-Гофф қонунининг тенгламаси қуйидаги кўринишга эга бўлади :

$$P = C R T i$$

Рауль қонунини тенгламаси эса,  $\Delta t = Cki$ ,

Изотоник коэффициент тажрибада топилган осмотик босимни ( $p$ ), электролит эритманинг буг босимини камайиши, эритманинг музлаш температурасини камайиши ва эритманинг қайнаш температурасини кўтарилишини худди шу параметрларнинг назарий ҳисоблаб топилган кийматларидан неча марта катталигини кўрсатади, яъни

$$\frac{P^1}{P} = \frac{\Delta P^1}{\Delta P} = \frac{\Delta t^1_{\text{муз}}}{\Delta t_{\text{муз}}} = \frac{\Delta t^1_{\text{қайн}}}{\Delta t_{\text{қайн}}} = i$$

Мисол 2. Рух хлорид тузининг 0,85г ми 125г сувда эритилишидан ҳосил бўлган эритма – 0,23°C да музлайди. Бу эритмадаги рух хлориднинг диссоциация даражасини аниқлаш.

Ечиш. Шу эритма учун музлаш температурасини камайишининг назарий қийматини қуйидаги формуладан аниқлаймиз.

$$K_{\text{уз}} \cdot n_2 \cdot O = -1,86$$

$$t_{\text{уз}} = K_{\text{уз}} \cdot d \cdot 1000 / M_a = 1,86 \cdot 0,85 \cdot 1000 / 136 \cdot 125 = 0,093^\circ\text{C}$$

Изотоник коэффициентни ҳисоблаймиз:

$$i = \frac{0,23}{0,093} = 2,47$$

Диссоциация даражасини аниқлаймиз:

$$a = \frac{i-1}{n-1} = \frac{2,47-1}{3-1} = 0,735 \text{ ёки } 73,5\%$$

Мисол 3. Сувнинг 250г мида 2,1г калий ишқори КОН булган эритма-0,519°C да музлайди. Шу эритма учун изотоник коэффициентни аниқлаймиз.

Ечиш. Музлаш температурасини камайишининг назарий қийматини аниқлаймиз.

$$K_{\text{уз}} = 1,86^\circ\text{C} \quad T_{\text{уз}} = \frac{1,86 \cdot 2,1 \cdot 1000}{56,850} = 0,278^\circ\text{C}$$

Изотоник коэффициент  $i = -\frac{0,519}{0,278} = 1,86$

Электролитлар диссоциация даражаси билан характерланади:

$$\alpha = \frac{\text{диссоциацияланган молекулалар сони}}{\text{умумий эриган молекулалар сони}}$$

Диссоциация даражаси бирлик ёки процент миқдорда улчанади. Кучли электролитларга диссоциация даражаси 0,3 ёки 30% дан юқори ва кучсиз электролитларга диссоциация даражаси 0,3 ёки 30% дан кам бўлган моддалар киради.

Диссоциация даражаси концентрацияга боғлиқ бўлиб эритмани суялтириш билан ортади. Чунки эритманинг кичик концентрациясида ионларнинг туқнашиш эҳтимоллиги – моляризация тезлиги камаяди.

Масалан, сирка кислота учун:

Концентрация С, норм.	1,0	0,1	0,01	0,001
Диссоциация даражаси (18°)	0,004	0,014	0,042	0,124

Диссоциация даражаси температурага боғлиқ булиб, у кутарилиши билан ортади, чунки бу эса молекуладаги боғланишни кучсизлантиради.

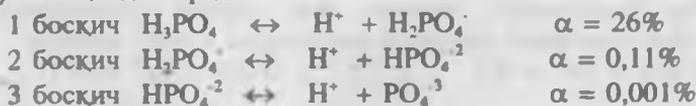
Жадвал.

Децинормаль концентрацияли электролитларнинг сувли эритмасини 18°С даги диссоциация даражаси.

Электролитлар	%	Электролитлар	%	Электролитлар	%
HCl	92	HCN	0,001	KNO <sub>3</sub>	83
HBr	92	NaOH	91	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	71
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	92	KOH	91	MgCl <sub>2</sub>	76,5
HNO <sub>3</sub>	92	Ba(OH) <sub>2</sub>	77	CuSO <sub>4</sub>	40
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	58	NH <sub>4</sub> OH	1,34		
HNO <sub>2</sub>	34	NaCl	84		
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	27	KCl	86		
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	0,17	NH <sub>4</sub> Cl	85		
H <sub>2</sub> S	0,17	AgNO <sub>3</sub>	81		

### Босқичли диссоциация

Кўп негизли кислоталар водород ионини аста-секин ажратиш кузатишган. Масалан, фосфот кислотанинг ионланиши куйидаги уч босқичда боради



Диссоциация биринчи босқичда кучли боради, иккинчида кучсиз, учинчи босқичда эса жуда ҳам кучсиз. Нейтраль  $\text{H}_3\text{PO}_4$  молекуласидан водород ионини ажратиш олиш манфий зарядланган

$\text{H}_2\text{PO}_4^-$  ионидан енгил.  $\text{HPO}_4^{2-}$  ионидан эса  $\text{H}^+$  ионини олиш янада қийинроқ.

Кучли электролитларнинг эритмадаги ҳолати.

Тажриба натижалари кўрсатадики, кучли электролитларнинг диссоциацияланиши массалар таъсир қонунига бўйсунмайди. Кучли электролитлар эритмаларда тулик диссоциацияланади. ( $\alpha=1$ ). Бу назарияни кучли электролит эритмаларни спектрларини ўрганиш диссоциацияланмаган молекулалар йўқлигини тасдиқлайди. Масалан,  $KCl$  ни кўрсатадики улар ионли кристалл панжарага эга. Кристалл модда эритилганда кристаллик панжара бузилади ва эритмага электролит молекуласи эмас, ионлар ўтади. Лекин кучли электролит эритмасининг электр ўтказувчанлик қиймати модданинг ионларга тулик диссоциацияланишига тўғри келмайди.

Эритмаларнинг электр ўтказувчанлиги фақат электролитнинг диссоциация даражасига боғлиқ бўлмай, ионларнинг ҳаракат тезлигига ҳам боғлиқдир. Кучли электролит эритмаларида ионлар сони жуда кўп ва улар бир-бири билан шундай яқин масофада жойлашганки, улар орасида электростатик тортилиш ва итарилиш кучлари содир бўлади. Бунинг натижасида ҳар қайси ион ўз атрофида қарама-қарши зарядли ионлар «ион атмосферасини» ҳосил қилади.

Бу ион атмосфера эритмада ионлар ҳаракатига тўсқинлик қилади. Бу эса электр ўтказувчанликни камайтиради. Шунинг учун электр ўтказувчанлик орқали аниқланган электролитнинг диссоциация даражаси бирдан кичик бўлиб эҳтимолий диссоциация даражаси дейилади. Эҳтимолий диссоциация даражасининг қиймати кўрсатадики, ионлар орасида ўзаро таъсир кучи бўлгани учун электролит электр токини худди ҳамма молекулалар ионларга диссоциациялангандек ўтказади. Ионлар орасида кучлар эритманинг осмотик босимига, музлаш ва қайнаш температура-сига, ионларнинг кимёвий реакцияга қобилиятига ва бошқа хоссаларига ҳам таъсир этади.

Кучли электролит хоссасини характерловчи қонуларнинг математик ифодасини кучли электролитларга қўллаш учун ионларнинг активлиги ёки концентрациясини аниқлаш керак.

Ионнинг активлиги деб, эритманинг маълум хоссаларига жавоб берадиган ионнинг эффектив концентрацияси тушунилади. Ионнинг активлиги —  $a_{\text{ион}}$  ионнинг концентрациясига  $C_{\text{ион}}$  тўғри пропорционалдир.

$$a_{\text{ион}} = f \cdot c_{\text{ион}}$$

бу ерда,  $f$  — пропорционаллик коэффициентини, активлик коэффициентини ҳам дейилади.  $a_{\text{ион}}$  лар,  $c_{\text{ион}}$  лар г-ион/л да ифодаланади.

Одатда активлик коэффициенти бирдан кичик ва фақат эритма жуда ҳам суюлтирилганда бирга тенг бўлади. Бу ҳолда  $a_{\text{ион}} \approx c_{\text{ион}}$ . Агарда  $\phi < 1$ , ионлар активлиги уларни концентрацияси-дан кичик:  $a_{\text{ион}} < c_{\text{ион}}$

жадвал

Кучли электролитлар учун  $f$  нинг қиймати.

Элект-ролит	Концентрация моль/л да					
	0,001	0,01	0,05	0,1	0,5	1,0
HCl	0,965	0,906	0,833	0,798	0,757	0,809
KCl	0,965	0,902	0,817	0,770	0,652	0,607
NaOH		0,899	0,805	0,759	0,681	0,667

### Ионли реакциялар.

Электролит эритмаларда реакция молекулалар орасида бормай, эриган модданинг ионлари орасида боради. Электролит эритмаларда борадиган реакцияларни молекуляр тенглама кўринишда эмас, балки ион тенглама кўринишда қуйидаги уч қаторда ифодалайдилар: биринчи молекуляр, иккинчи ион ва учинчи қискартирилган ионли тенглама.

Электролит эритмаларда реакция бориши учун қуйидаги шароитлар бўлиши керак: 1) Эритмадаги ионлар қийин эрийди-ган моддалар; 2) газсимон моддалар; кам диссоциацияланувчи моддалар ҳосил бўлса, агарда шу моддалар ҳосил бўлмаса ҳеч қандай реакция бормайди.

Ионли тенгламани ёзишда ҳамма кучли электролитлар формалари ионли кўринишда кам диссоциацияланувчи қийин эрийдиган ва газсимон моддалар молекула кўринишда ёзилади.

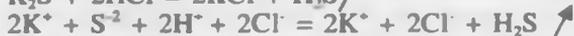
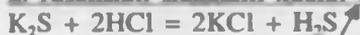
1. Қийин эрийдиган бирикмани ҳосил бўлиши.



Келтирилган мисолларда  $\text{Ba}^{+2}$  ва  $\text{SO}_4^{-2}$  ионлари қайси бир молекулада бўлмасин реакция эритмада бу ионлар узаро тортилиб  $\text{BaSO}_4$  чўкма ҳосил қилишга олиб келади.

Агарда реакцияда бир неча қийин эрийдиган моддалар ҳосил бўлса, у ҳолда олдин жуда кам эрийдиган модда чўкмага тушади.

2. газсимон моддани ҳосил бўлиши.



Юқорида кўрсатилгандек, беқарор енгил парчаланувчи учувчан модда ҳосил бўлса, уларда ҳам ион реакциялар охиригача боради.

3. Кам диссоциацияланувчи бирикмаларни ҳосил бўлиши.

Бунга реакция натижасида кам диссоциацияланувчи сув ҳосил бўладиган нейтралланиш реакцияси яққол мисол бўла олади,



Умуман эрмайдиган моддалар йўқ. Эритмада чўкма юзасида эриган модданинг ионлари бўлади. Агарда қийин эрийдиган бирикманинг бирор иони эритувчи билан бирикса чўкма эрийди. Масалан,



Бу мисолда  $PbCl_2$  чўкмага тушади ва кам диссоциацияланувчи сув ҳосил бўлади, натижада  $Pb(OH)_2$  – эрийди.

Агарда кучли электролитлар эритмаларини аралаштирсак уларнинг ионлари орасида тортишиш бўлмайди ва реакция бормайди яъни эритмада молекула ҳосил бўлмай бу электролитларнинг ионлари бўлади.



Эритмалар аралаштирмасдан, аралаштирилгандан кейин ҳам эритмада фақат  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Cl^-$ ,  $NO_3^-$  ионлари эркин ҳолда бўлади. Шундай қилиб, қаттиқ фаза юзасидаги туйинган эритмадаги кам эрувчан бирикманинг ионлар концентрациясининг кўпайтмаси бирор температурада ўзгармас қиймат бўлиб, эрувчанлик кўпайтмаси дейлади. Қийин эрийдиган баъзи бир

эритмаларнинг ЭК – эрувчанлик кўпайтмаси 25°C да г-ион.л. куйидаги кийматга эга кийматларга эга:

$$\text{ЭК}_{\text{AgCl}} = / \text{Ag}^+ / / \text{Cl}^- / = 1,73 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{ЭК}_{\text{BaSO}_4} = / \text{Ba}^{+2} / / \text{SO}_4^{-2} / = 1,43 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{ЭК}_{\text{CaCO}_3} = / \text{Ca}^{+2} / / \text{CO}_3^{-2} / = 4,52 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{ЭК}_{\text{PbS}} = / \text{Pb}^{+2} / / \text{S}^{-2} / = 1,12 \cdot 10^{-29}$$

$$\text{ЭК}_{\text{CuS}} = / \text{Cu}^{+2} / / \text{S}^{-2} / = 4,1 \cdot 10^{-38}$$

Эрувчанлик кўпайтмаси қийин эрийдиган электролитнинг умумий эрувчанлик билан боғлиқдир. Юқоридаги мисоллардан кўриниб турибдики, PbS ва CuS эрувчанлиги жуда ҳам кам. Бир хил зарядланган ионларни кўшиш.

Бир хил зарядланган ионларни кўшиш электролитик диссоциация даражасини камайтиради. Масалан, ош тузи NaCl эритмада куйидаги тенглама орқали диссоциацияланади:



Агарда бу эритмага водород хлорид кўшилса HCl:



Бир хил зарядланган Cl<sup>-</sup> иони ион мувозанатни моляризация томонга силжитади ва натижада ош тузининг диссоциацияланиш даражаси камаяди. Бу эса Ле – Шательенинг принципига мос келади.

#### Назорот саволлари:

1. Электролит деб қандай эритмага айтилади?
2. Диссоциация ўзи нима?
3. Диссоциация даражаси ва константаси деган тушунчаларни қандай тушунаси?
4. Қандай моддалар босқичли диссоциацияга учрайди?
5. Амфотер электролитлар.
6. Ионли реакциялар.
7. Изотоник коэффициент нимани характерлайди.
8. Изотоник коэффициент билан диссоциация даражаси орасида қандай боғланиш мавжуд.
9. Оствальдни суюлтириш қонуни.
10. Электролитларда диссоциация константасига таъсир этувчи омиллар ва уни силжитиш.

## 12-мәъруза Тузларнинг гидролизи

Режа:

1. Сувнинг электролитик диссоциацияланиши.
2. Водород кўрсаткичи.
3. Индикаторлар.
4. Тузлар гидролизи.
5. Гидролиз даражасига температура ва концентрацияни таъсири

### Сувнинг электролитик диссоциацияланиши.

Чуқур ўрганишлар кўрсатадики сув жуда кучсиз амфотер электролит экан. У водород катионига ва гидроксил анионига қуйидагича диссоциацияланади.



Сувнинг 18°C даги диссоциацияланиш даражаси  $K=1,8 \cdot 10^{-16}$  га тенгдир. Бу эса жуда кичик сондир. Демак, 555600000 молекула сувдан фақат биттаси ионланган ҳолда бўлади. Лекин, диссоциацияланиш тезлиги жуда катталигини, ионлар орасидаги реакциянинг жуда тез боришини ҳисобга олиб кимёвий процессни маълум томонга йўналтира олади, дейиш мумкин. Шунинг учун ҳам сувнинг диссоциацияланиши жуда катта аҳамиятга эга. сувнинг диссоциацияланиш константаси қуйидаги кўринишга эга:

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

Агарда бир литр сув 1000/18=55,56 моль лигини ҳисобга олсак, унда қуйидагини ёзиш мумкин:

$$[\text{H}^+] / [\text{OH}^-] = K \quad [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$$

бу тенглама кўрсатадики, сув ва сув эритмалари учун водород ва гидроксид ионларининг концентрацияларининг кўпайтмаси 22°C да доимий қиймат бўлиб, сувнинг ион кўпайтмаси дейилади ва  $K_c$  билан белгиланади.

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

бу ердан:  $[\text{H}^+] / [\text{OH}^-] = (1,8 \cdot 10^{-16}) (55,56) = 10^{-14}$  г-ион/л

Водород ва гидроксид ионлар концентрациясининг кўпайтмаси (г-ион да ифодаланган) фақат сув учун эмас, балки туз, кислота, ишқорларнинг сувли эритмалари учун ҳам ўзгармас сондир. Бу сон сувнинг ион кўпайтмаси дейилади ва  $K_c$  билан белгиланади.

Демак:

$$K_c = [\text{H}^+] / [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ г-ион/л} \quad (22^\circ\text{C} \text{ да})$$

нейтрал мухит учун  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  г-ион/л

кислотали мухитда  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  . ишқорий мухитда  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ .

Ҳар қандай сувли муҳитда бирор температурада водород ионлар ва гидроксид ионлар концентрациясининг кўпайтмаси ўзгармас сон бўлиб,  $10^{-14}$  г-ион/л га тенг. Шундай қилиб, сувнинг ион кўпайтмасидан фойдаланиб ҳар қандай реакция муҳитини (нейтрал, кислотали, ишқорий) водород ионлар концентрацияси билан кўрсатиш мумкин. Бунинг учун қуйидаги ҳисоблаш бажарилади.

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

#### Водород кўрсаткич.

Ҳар қандай сувли муҳитни характерлаш учун водород ион концентрацияси ўрнига бу концентрация ва унли логарифмни тескари қийматидан фойдаланиш анча қулайдир, ва у рН билан белгиланиб водород кўрсаткич дейилади:

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

масалан, агарда  $[H^+] = 10^{-5}$  г-ион/ л бўлса  $pH = - \lg 10^{-5} = -(-5) = 5$ . Агар  $[H^+] = 10^{-11}$  г-ион/ л бўлса,  $pH = - \lg 10^{-11} = -(-11) = 11$  бўлади.

Эритмани  $pH=3$  га тенг бўлса, у кислотали хоссага тенг бўлади, чунки  $H^+$  ионлар концентрацияси  $10^7$  дан катта, агарда эритмани  $pH=10$  бўлса у ишқорий хоссани намоён қилади. Бундан кўриниб турибдики кислотали муҳитда  $pH < 7$  : ишқорий муҳитда  $pH > 7$ .

Нейтрал муҳитда  $pH=7$ . Водород кўрсаткич билан бир қаторда гидроксид кўрсаткич ҳам  $pOH$  кам бўлса ҳам ишлатилади.

$$pH + pOH = 14$$

Масалан: эритмада  $pH=5$  га тенг бўлса, гидроксид ионлар концентрацияси нечага тенг.

$$\text{Ечиш.} \quad pOH = 14 - pH = 14 - 5 = 9$$

$$\text{Демак,} \quad [OH^-] = 10^{-9} \text{ г-ион / л.}$$

#### Индикаторлар.

Амалда реакциянинг муҳитини  $H^+$  ва  $OH^-$  ионларининг концентрациясига қараб ўз рангини ўзгартирадиган айрим моддалар ёрдамида аниқлаш мумкин. Бундай моддалар индикаторлар дейилади.

Реакциянинг муҳитига (кислотади, ишқорий) қараб икки хил рангга эга бўладиган индикаторларга икки рангли индикаторлар дейилади. Уларга лакмус, метилоранж мисол бўла олади. Битта муҳитда ўзига хос рангга эга бўлиб, бошқа муҳитда рангсиз қоладиган индикаторларга бир рангли индикаторлар дейилади. Масалан, фенолфталеин.

Индикаторлар асосан мураккаб органик бирикма кучсиз



жадвал

Индикатор	Ўзгариш соҳаси	Кис-ли муҳитдаги ранги	Ишқорий муҳитдаги ранги
Метилоранж	2,9 – 4,7	Қизил	Сарик
Фенолфталеин	8,2 – 10,5	Рангсиз	Қизил, гунафша
Лакмус	5 – 8,0	Қизил	Кўк

### Тузларининг гидролизи.

Умуман гидролиз деб моддаларнинг сув билан ҳар қандай ўзаро таъсирига айтилади. Амалда кўпинча тузларнинг гидролизи билан иш тутишга тўғри келади. Тузларни олиш усулларида бири бу кислотани асос билан нейтраллаш реакцияларидир. Агарда кислотадаги водород тулиқ металлга алмашса, ҳосил бўлган маҳсулот тузнинг эриш реакцияси нейтраль муҳит бўлиши керак. Лекин, кучли асос ва кучли кислотадан ҳосил бўлган маҳсулот тузларгина нейтраль муҳитга эга бўлади. Бошқа тузлар гидролизга учраши натижасида нейтральмуҳит ҳосил қилмайди.

Гидролиз – бу тузларнинг сувда парчаланиб туз ионлари сув ионлари билан реакциясидир.

Гидролиз натижасида эритмада водород ва гидрооксид ионлар концентрацияси ўзгаради. Шунинг учун ҳам кўп тузларнинг эритмалари кислотали ёки ишқорий муҳитга эга бўлади. Бу ходисани эриган туз ионларини сув ионлари билан бириктириб, натижада эритмада водород ёки гидрооксид ионларини ортиб қолиши билан тушунтириш мумкин. Лекин, сувда водород ва гидрооксид ионлар концентрацияси жуда оз бўлса ҳам, бу ионлар диссоциацияланмаган сув молекулалари билан мувозанатда бўлади. Чунки ўзгармас температурада сувнинг ион кўпайтмаси ўзгармасдир. Агарда сув ионларидан бири туз ионлари билан боғланиб мувозанат бўзилса, бу бошқа сув молекуласини диссоциацияланишга олиб келади ва эритмада бошқа ионнинг концентрацияси ортади ва натижада эритма кислотали ёки ишқорий муҳитга эга бўлади.

Тузларни гидролизланишининг асосий сабаби ҳам диссоциацияланувчи моддаларни ҳосил бўлишидир.

Гидролизга қўйидаги асос ва кислоталардан ҳосил

булган тузлар учрайди.

1. Кучли асос ва кучсиз кислота ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ )
2. Кучсиз асос ва кучли кислота ( $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ )
3. Кучсиз асос ва кучсиз кислота ( $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ )

Реакцияни молекуляр ва ионли тенгламасини ёзиш гидролиз процессини тўлиқ кўрсатади.

Гидролиз реакциясини ёзишда ҳамма вақт кучсиз электролит қолдиғи гидролизга учрашлигини унитмаслик керак. Чунки ҳамма тузлар кучли электролитлардир. Ион тенгламада кам диссоциацияланувчи, газсимон ва чўкмага тушадиган моддалар молекула кўринишда ёзилади.

Масалан : 1. Кучли асос ва кучсиз кислотадан ҳосил булган тузнинг гидролизи.



Туз эритмаси ишқорий мухитга эга,  $\text{pH} < 7$ , чунки сувни  $\text{H}^+$ -ионнинг бир қисми  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  иони билан бирикиб эквивалент миқдордаги  $\text{OH}^-$  ионларини бўшатади. Гидролиз реакцияси – қайтар процессдир, чунки бу реакцияда кучсиз электролитлар «конкурентлашади»  $=10^{-5}$ ,  $=10^{-16}$  бу мисолда гидролиз 0,008% боради.

Гидролизга учраган ионлар сонининг умумий эритган тузнинг молекулалар сонининг нисбатига гидролиз даражаси -  $\beta$  дейилади. Масалан, 0,1н  $\text{CH}_3\text{COONa}$  эритмаси учун  $\beta = 0,8 \cdot 10^{-4}$  яъни фақат 0,008% бўлса,

$$\text{pH} = 8,8\% \text{ бўлади.}$$

Юқорида кўрилган кучсиз электролит гидролизланиши натижа-сида ҳосил булган «конкуренцияга» кўра, ҳосил булган кучсиз электролитнинг диссоциацияланиш константаси  $K_g$  қанча кичик бўлса, гидролизланиш даражаси шунча юқори бўлади.

Гидролиз даражаси концентрацияга боғлиқ бўлиб, эритма суюлтирилиши билан ортади. Масалан,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  ни 0,1 н эритмасининг  $\beta=4,5\%$  б., 0,001 н эритмасининг  $\beta=34\%$  бўлади.

Температура оширилганда гидролиз даражаси тез ортади :

бу эса сув истилганда унинг диссоциация даражаси, натижада  $\text{H}^+$  ва  $\text{OH}^-$  ионлар концентрацияси ортиши билан тушунтирилади. Масалан,  $\text{CrCl}_3$  тузининг 0,01 м эритмасининг гидролизи температура ўзгариши билан қўйидаги тартибда ошади.

Температура, $^{\circ}\text{C}$	$0^{\circ}$	$25^{\circ}$	$50^{\circ}$	$75^{\circ}$	$100^{\circ}$
Тузнинг гидролиз даражаси, %	4,6	9,4	17,0	28,0	40,0

Кучли асос ва кўп валентли анион кучсиз кислотадан ҳосил бўлган туз гидролизи учраганда нордон тузлар ва ишқор ҳосил бўлади.



$\text{pH} < 7$  ишқорий муҳит

Сув кўп миқдорда олинган бўлса гидролиз қисман давом этади



Эритмада эркин ҳолда ишқор ( $\text{OH}^-$  ионлар) йиғилиб қолгани учун гидролиз эркин кучсиз кислота ҳосил бўлгунча давом этмайди.

Кам учраб турадиган кўп валентли катиондан ва бир валентли аниондан ҳосил бўлган тузнинг гидролизи. Гидролиз натижасида эркин кислота ва асосли туз ҳосил бўлади. Реакция муҳити ишқорий бўлади. Чунки эритмада  $\text{OH}^-$  ионлар сони,  $\text{H}^+$  ионлар сонига нисбатан, кўп.



2. Кучлисиз асос ва кучли кислотадан ҳосил бўлган тузнинг гидролизи

Масалан, ҳам катион, ҳам анион бир валентли, гидролиз натижасида эркин асос ва кислота ҳосил бўлади.



Катион кўп валентли анион бир валентли гидролиз натижасида асосли туз ва эркин кислота ҳосил бўлади.

Агарда сув жуда ҳам кўп бўлса давом этади:

Эритма  $\text{H}^+$  ионлари йиғилгани учун гидролиз кучсиз асос ҳосил бўлгунча давом этмайди.

Кам учрайдиган катион бир валентли, анион кўп валентли ҳолатда, гидролиз натижасида  $\text{H}^+$  иони ва нордон туз ҳосил бўлади ва мухит кислотали бўлади.

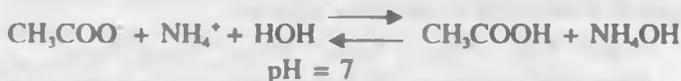


Ҳам катион, ҳам анион кўп валентли ҳолатта мисол. Гидролиз натижасида асосли туз ва эркин кислота ҳосил бўлади ва мухит кислотали бўлади.



### 3. Кучсиз асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузнинг гидролизи.

Эритма реакцияси асос ва кислотанинг нисбий кучга боғлиқ бўлади: масалан, аммонийацетатининг гидролиз реакциясини кўрайлик:



pH = 7, мухит нейтрал, чунки гидролиз натижасида ҳосил бўлган маҳсулотларни диссоциация константаси деярли бирдай.

$$\alpha = 1,79 \cdot 10^{-5}, \quad \alpha = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

Сувнинг  $\text{H}^+$  ва  $\text{OH}^-$  боғланиши бир хил даражада боради.

Гидролиз маҳсулотининг характери, катион ва анион валентлигидан ташқари асос ва кислота кучига ҳам боғлиқ бўлади. Масалан, уксус кислотанинг алюминийли тузи гидролизга учраганда асосли тузлар ҳосил бўлади.



Кучли асос ва кучли кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизга учрамайди, чунки сувнинг ўзи у эритмада кучсиз электролит бўлади.

Тузларни гидролизи қайтар жараён бўлганлиги учун унга кимёвий мувозанатни математик ифодасини қўллаш мумкин ва у гидролиз мувозанат константаси дейилади. Масалан, кучсиз асос ва кучли кислотадан ҳосил бўлган аммоний хлорид тузини гидролиз константасини аниқлайлик. Тузни гидролиз тенгламаси.



Унинг гидролиз константаси  $K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+][\text{H}_2\text{O}]}$  бу тенгламада водород ионлар концентрацияси  $[\text{H}^+]$  ўрнига :

$$K_{\text{нон}} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]}; \quad \text{ёки} \quad \frac{[\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]} = \frac{K_{\text{нон}}}{[\text{OH}^-]}$$

Сувни диссоциация константаси ёки юқоридаги

тенгламага қўйсак  $K_{\text{гидр}} = [\text{NH}_4\text{OH}] K_{\text{нон}} / [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]$  га эга ўламиз, бу срада

$[\text{NH}_4\text{OH}] / [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-] = 1 / K_{\text{аммоний гидроксид}} = 1 / K_{\text{асос}}$   
тузни гидролиз константаси  $K_{\text{гидр}} = K_{\text{нон}} / K_{\text{асос}}$  га тенг бўлади.

Худди шундай кучли асос ва кучсиз кислота ҳамда кучсиз асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузларни гидролиз константаси аниқлаш мумкин.

$$K_{\text{гидр}} = K_{\text{нон}} / K_{\text{кисл}} ; K_{\text{гидр}} = K_{\text{нон}} / K_{\text{кисл}} * K_{\text{асос}}$$

Гидролиз даражаси ( $\beta$ ) билан гидролиз константаси орасида қўйидаги математик боғланиш мавжуд

$$K_{\text{гидр}} = C\beta^2 \text{ ёки } \beta = \sqrt{K_{\text{гидр}} / C}$$

$C$  – тузни моляр концентрацияси.

Туз ионлари  $\text{H}^+$  ёки  $\text{OH}^-$  ионлар билан реакцияга киришиб, ёмон диссоциацияланувчи модда сув ҳосил қилади.

Тузларнинг гидролизланиш хусусияти гидролизланиш даражаси ( $\beta$ ) билан характерланади. Гидролизланиш даражаси эриган туз молекуласининг қанча қисми гидролизланганини кўрсатади:

$$\beta = \frac{\text{тузнинг гидролизланган молекулалари сони}}{\text{эриган тузнинг умумий молекулалари сони}}$$

Гидролизланиш процесси қайтар процесс бўлиб, унинг мувозатини силжитиш мумкин. Температурани кўтарилиши билан сувнинг диссоциацияланиши,  $\text{H}^+$  ва  $\text{OH}^-$  ионларнинг концентрацияси ошади ва натижада, гидролизланиш ҳам ортади суўлтириш ошуви билан диссоциацияланиш ҳам ошади, бунинг натижасида гидролизланиш ҳам ортади.

Суўлтириш ва температурани кўтариш гидролизнинг бориш характерини ҳам ўзгартиради. Биз юқорида эритма суўлтирилганда сўнги босқичдаги диссоциацияланиш билан боғлиқ бўлган гидролизнинг боришини айтиб ўтган эдик. Температуранинг кўтарилиши ҳам худди суўлтириш сингари таъсир қилади.

Модданинг таркибига қараб, гидролизга учраганда мухит қандай бўлишини аввалдан билиш ва шу асосда иш кўриш тавсия этилади.

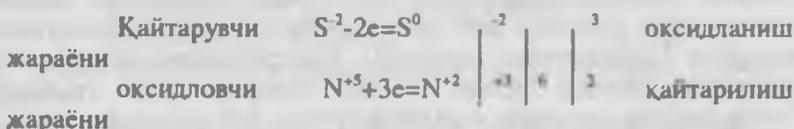
Назорат саволлари:

1. Водород кўрсаткични гапириб беринг.
2. Қандай моддаларга индикаторлар деб аталади?
3. Тузларни эриш жараёнини тушунтириб беринг.
4. Гидролиз даражаси ва унга температурани таъсири.
5. Гидролизни 4хил ҳолатини тушунтириб беринг.
6. Гидролиз константаси ва у қандай аниқланади.
7. Гидролиз даражаси ва констанциясига таъсир этувчи омиллар.
8. Индикаторларни ўтиш чегараси.
9. Гидролиз даражаси ва констанцияси орасидаги боғланиш.
10. Сувнинг диссоциацияланиши.

ёрдамида қайтарувчи ва оксидланувчининг оксидланиш даражасининг ўзгариши, ҳамда оксидловчи томонидан бириктириб олинган ва қайтарувчи томонидан берилган электронлар сони ифодаланади. Масалан: қуйидаги схема бўйича борадиган реакция тенгламасини кўриб чиқайлик:



Ушбу реакцияни электрон тенгламаси қуйидаги кўринишга эга бўлади:



Элементларнинг оксидловчилик - қайтарувчилик ҳоссаларини унинг оксидланиш даражасига боғлиқлиги ва уларнинг бу ҳоссаларини Д.И. Менделеевнинг даврий жадвали бўйича ўзгариб бориши.

Бирор элемент атомининг бирикмадаги оксидланиш даражасини билган ҳолда бирикманинг оксидловчи ёки қайтарувчи эканлигини осонлик билан аниқлаш мумкин.

Элемент атоми энг юқори оксидланиш даражасига эга бўлган ҳолда у электрон бериш қобилиятига эга бўлмайди. Шунинг учун у фақат оксидловчилик ҳоссаларини намоён қилади.

Элемент атоми энг паст оксидланиш даражасига эга бўлган ҳолда у электрон бириктириб олиш қобилиятига эга бўлмайди. Шунинг учун у фақат қайтарувчилик ҳоссаларини намоён қилади. Агар элемент атоми оралиқ оксидланиш даражасига эга бўлса, у ҳам оксидловчилик, ҳам қайтарувчилик ҳоссаларини намоён қилиши мумкин. Масалан: олтингугурт  $\text{H}_2\text{S}$  да - фақат қайтарувчидир;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  да эса фақат оксидловчидир.  $\text{H}_2\text{SO}_3$  эса у ҳам оксидловчилик, ҳам қайтарувчилик ҳоссаларини намоён қилади. Бунга сабаб  $\text{H}_2\text{S}$  да олтингугурт энг паст оксидланиш даражасига ( - 2 ) эга;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  эса энг юқори оксидланиш даражасига ( + 6 ) эга;  $\text{H}_2\text{SO}_3$  да эса оралиқ оксидланиш даражасига эга ( + 4 ).

Металл атомлари кимёвий реакциялар вақтида узлари-

дан фақат электрон берадилар ва мусбат зарядли ионларга айланадилар. Шунинг учун улар ҳар доим қайтарувчилик хоссаларини намоён қиладилар. Атомларнинг ўзидаги электронларни қанчалик даражада осон беришлиги уларнинг ионланиш энергияси деган катталиқ билан белгиланади. Ионланиш энергияси атом ядросининг зарядига ва унинг радиусига боғлиқдир. Шунинг учун элементларнинг қайтарувчилик хоссаси бир давр ораллигида чапдан ўнга томон камайиб боради. Асосий группалар бўйича эса юқоридан пастга томон ортиб боради. Шундай қилиб қаралса, энг кучли қайтарувчилар цезий ва францийлардир.

Атомларнинг ўзига электрон бириктириб олиб манфий ионларга айланиш хусусияти, уларнинг электронга мойиллик деган катталиги орқали характерланади. Шундай экан электронга мойиллик энергиясини атомнинг оксидловчилик ҳолларини ифодаловчи катталиқ ҳам деб қараш мумкин: атомнинг электронга мойиллик хусусияти қанча катта бўлса, унинг оксидловчилик хоссаси шунча кучли ифодаланади. Даврларда элемент атомларидаги S, P, d - электронлари сони ортиб бориш билан, уларнинг электронга мойиллиги ҳам ортиб боради. Шундай экан, уларнинг оксидловчилик хоссалари ҳам ортади. Олтинчи ва еттинчи группаларнинг асосий группачаларда жойлашган элементлар энг кучли оксидловчилар ҳисобланадилар.

Туртинчидан то еттинчи группаларнинг асосий группаларида жойлашган элементлар ўзларидан ҳам электрон беришлари мумкин, ҳам ўзларига электрон бириктириб олишлари мумкин. Демак улар ҳам оксидловчилик, ҳам қайтарувчилик хоссаларини намоён қиладилар. Бундан фақат фтор атоми мустаснодир. Чунки фтор атоми фақат оксидловчилик хоссасини намоён қилади.

### Оксидланиш-қайтариш реакцияларининг тенгламаларини тузиш усуллари.

Оксидланиш-қайтариш реакцияларининг тенгламаларни тузиб, қайтарувчи ва оксидловчилар олдига коэффицент танлашда куйидаги икки усулдан фойдалинади:

а) электрон баланс усули:

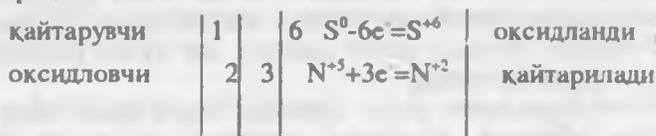
б) ион электрон (ярим тенглама) усули:

куйидаги мисолларда кўриб чиқамиз:

Мисол I. Атомнинг оксидланиш.



Реакция схемасидан кўриниб турибдики, олтингургурт-ининг оксидланиш даражаси реакция содир бўлгунга қадар нолга тенг, реакция содир бўлганда сўнг эса ( + 6 ) га тенгдир. Азотнинг оксидланиш даражаси (+5) дан, реакция содир бўлганидан сўнг ( + 2 ) га қадар ўзгармокда. Атомларнинг оксидланиш даражасининг ўзгаришини электрон тенгламалар орқали ифодалайлик:



Қайтарувчи томонидан берилган электронларнинг умумий сони, оксидловчи томонидан бириктириб олинган электронларнинг умумий сонига тенг бўлиши керак. Тенгламадан кўриниб турибдики қайтарувчининг атомлар сони 1 га, оксидловчининг молекуляр сони эса 2 га тенг экан. Бу сонлар тенгламадаги оксидловчи ва қайтарувчининг олдига қўйилган коэффициентлар. Электрон тенгламада бу коэффициентлар вертикал чизикнинг чап томонига оксидловчи ва қайтарувчининг тўғрисига қўйилади. Ушбу коэффициентларни реакция тенгламасига олиб бориб қўйиб, реакция тенгламасини тенглаштирсак, у қуйидаги кўринишга эга бўлади:



Ион электрон тенгламалар тузиш усулида, реакцияда иштирок этаётган элементларнинг оксидланиш даражасининг ўзгариши ҳисобга олинмаса ҳам бўлади. Бу ҳолда эритмадаги бирикмаларнинг қандай ҳолда мавжудлигини ҳисобга олиш даркор (ионнинг оддий ёки мураккаб эканлиги, атом ёки молекуланинг қанчалик даражада сувда эрувчанлиги, унинг қанчалик диссоциаланувчилиги ва х.к.з.)

Юқоридагиларни ҳисобга олган ҳолда ёзилган электрон-ион тенглама, оксидланиш-қайтарилиш реакцияси содир бўлгандагина бирикмаларнинг ўзгариш ҳолатини аниқроқ акс эттиради, Фикримизни юқорида кўриб чиққан реакцияга яна бир бор мурожаат қилиб мустақамлашга ҳаракат қилайлик: Юқоридаги мисолимизда олтингургурт атомидан ҳосил  $SO^2$ , бўлди,  $SO^2$ , ионнинг ҳосил бўлиши учун керакли бўлган кислород, сувли эритмадаги сувнинг таркибидан олинади. Буни

қуйидагича ифодалаш мумкин:



Тенгламанинг ўнг томонидаги заряднинг умумий йиғиндиси (+6) га чап томондаги ионлар зарядларнинг умумий йиғиндиси эса нолга тенг. Схеманинг икки тарафдаги зарядларнинг умумий йиғиндиси бир хил бўлиши учун чап тарафга олтига манфий заряди (электрон) киритиш керак,



$$-6 = +6$$

Оксидланиш жараёнининг ион электрон тенгламаларини тузишда бир ҳилдаги атомларнинг сонини ҳамда тенгламанинг чап ва ўнг тарафдаги зарядларнинг алгебраик йиғиндисини сақлаш қонуниятига амал қилинади. Реакция тенгламасидан кўриниб турибдики,  $NO_3^-$  оксидловчи иони NO молекула-сига айланмоқда:



Бўшалган 2 атом кислород, кислотали муҳитда водород иони билан боғланади ва 2 молекула сув ҳосил қилади.



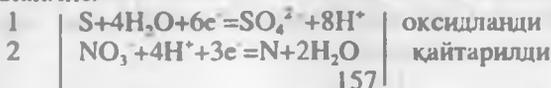
Кўриниб турибдики чап тарафдаги мусбат зарядларнинг умумий сони, ўнг тарафдагига нисбатан 3 тага кўп. Иккала тарафдаги зарядларнинг алгебраик йиғиндиси бир хил бўлишлиги учун, чап тарафга учта электрон (3e) қўшиш керак:



$$-1 + 4 = (-3)=0$$

$$0 = 0$$

Энди эса иккала ион-электрон тенгламалардан бирини иккинчиси остига ёзиб, оксидловчи ва қайтарувчи учун коэффициент танлаймиз:



Иккинчи тенгламани 2 га кўпайтириб ва иккала тенгламани қўшиб (топилган коэффициентларни ҳисобга олган ҳолда), реакция ионли тенгламасини ҳосил қиламиз:



Ионли тенглама асосида молекуляр тенглама тузсак, у қуйида-ги кўринишга эга бўлади.



Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари тенгламаларини тузиш учун, қуйидаги кетма-кетликка амал қилиш зарур:

1) Ионли тенгламаларни тузишнинг умумий қоидаларига амал қилган ҳолда (яъни кучли электролитларни ион ҳолда ёзиш, кучсиз электролитларни, газларни, чўкмаларни молекуляр ҳолатда ифодалаган ҳолда) реакцияларнинг ионли схемасини тузиш. Бунда схемага фақат ўзгаришга учраган ( яъни оксидловчи ёки қайтарувчи функциясини ўтаган ион, атом, ёки молекулалар ҳамда муҳитни характерловчи  $H^+$  ва  $OH^-$  ёки  $H_2O$  молекуласини) киритиш даркор,

2) Қуйидагиларга амал қилган ҳолда оксидланиш ҳамда қайта-рилиш жараёнлари учун алоҳида-алоҳида ион-электрон тенгламалар тузиш:

а) Дастлабки олинган бирикмага нисбатан ҳосил бўлган модда кўп миқдорда кислород ушласа, у ҳолда ё сув (нейтрал ва кислотали эритмаларда) ёки  $OH^-$  ионлари (ишқорий эритмада) сарф бўлади.

б) Агар ҳосил бўлган модда, дастлабки олинган бирикмага нисбатан кам миқдорда кислород ушласа, у ҳолда кислотали муҳитда озод бўлган кислород водород ионлари  $H^+$  билан боғланиб сув ҳосил қилади: нейтрал муҳитда эса озод бўлган кислород сув билан бирикиб гидроксид ионини ҳосил қилади:



в) Тенгламанинг ҳар икки тарафидаги атом ёки атомларнинг ўзаро сони тенг бўлиши керак.

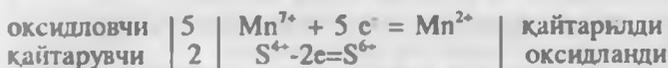
г) Тенгламанинг ҳар икки тарафидаги зарядларнинг умумий сони ва ишоралари ўзаро тенг бўлиши керак, бунинг учун тенгламанинг чал томонига керакли миқдордаги заряд (электрон) қўшилади ёки айрилади.

Мисол 2.

Кислотали мухитда натрий сульфит  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  нинг калий перманганат  $\text{KMnO}_4$  билан ўзаро реакциясини кўриб чиқайлик:



Оксидловчи ва қайтарувчини аниқлаб, электрон тенглама тузамиз ва шу асосда коэффициентлар танлаймиз:



Танланган коэффициентларни реакция тенгламага киритамиз.



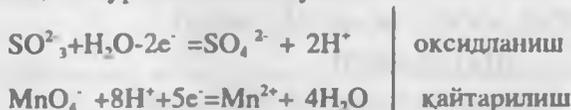
Энди сульфат кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ва сув учун коэффициент танлайлик. Реакция тенгламасидан кўришиб турибдики  $\text{H}_2\text{SO}_4$  марганец сульфат  $\text{MnSO}_4$  ва калий сульфат  $\text{K}_2\text{SO}_4$  ҳосил бўлишига сарф бўлди. Шундай қилиб, реакция учун уч молекула сульфат кислота сарф бўлди, Сарф булган сув молекуласининг сонини водород бўйича топамиз. Бунинг учун реакция тенгламасининг чап томонига эътибор бериб, у ерда уч молекула  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ёки олти атом водород) мавжудлигини кўрамыз, шундай экан сувдан уч молекула керак экан. Реакциянинг тўлиқ тенгламасини тузсак, у қуйидаги кўринишга эга бўлади:



Энди ион-электрон усулини қўллаган ҳолда, юқоридаги мисол:

натрий сульфит  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  нинг калий перманганат  $\text{KMnO}_4$  билан кис-лотали мухитда ўзаро оксидланиш қайтарилиш реакцияси орқали бириктириш тартибини кўриб чиқамиз.

Кўриб чиқилаётган жараён учун ион-электрон тенглама қуйидаги кўринишга эга бўлади:



Оксидловчи



Қайтарувчи



### Оксидланиш-қайтарилаш реакцияларининг йўналиши.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг йўналиши, шу реакция олиб борилаётган муҳитга боғлиқдир. Қуйидаги реакцияни кўриб чиқайлик.



Ушбу реакциянинг йўналиши муҳитнинг водород кўрсаткичи  $pH$  га боғлиқдир. Реакциянинг ионли тенгламасини ёзамиз.



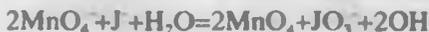
Бундан кўриниб турибдики эритмага кислота таъсир эттирилса, мувозанат чапга, ишқор таъсир эттирилса ўнга силжийди.

Оксидланиш-қайтарилиш реакциясининг йўналиши оксидловчи ва қайтарувчининг активлигига боғлиқдир. Масалан хлор иони  $\text{Cl}^-$  ва йод иони  $\text{I}^-$  қайтарувчилардир: темир иони  $\text{Fe}^{+3}$  электрон бириктириб олиш хусусиятига эга, демак у оксидловчи. Кўриниб турибдики хлор иони  $\text{Cl}^-$  ҳам, йод иони  $\text{I}^-$  ҳам, темир иони  $\text{Fe}^{+3}$  ни қайтариши керак. Аммо тажриба шуни кўрсатадики, фақат йод иони  $\text{I}^-$  гина темир иони  $\text{Fe}^{+3}$  гача қайтариш хусусиятига эга экан. Реакция тенгламаси қуйидагича ифодаланади.



Хлор иони  $\text{Cl}^-$  эса темир иони  $\text{Fe}^{+3}$  га нисбатан қайтарувчилик хусусиятига эга эмас экан.

$\text{MnO}_4^-$  иони йод иони  $\text{I}^-$  ни то  $\text{IO}_3^-$  гача оксидлаш мумкин.



Худди шундай реакция бром иони  $\text{Br}^-$  иони бирикмайди, бунга сабаб бром иони  $\text{Br}^-$  га нисбатан активлиги анча паст оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг йўналишини олдиндан билиш учун ҳар хил бирикмаларнинг оксидловчилик ёки қайтарувчилик қобилиятини миқдорий жиҳатдан билмоқ зарур. Оксидловчи ва қайтарувчининг миқдорий қобилияти бўлиб, унинг оксидловчи-қайтарувчи кучланиш жуфти хизмат қилиш мумкин. Оксидловчи-қайтарувчи жуфт таъсирида борадиган реакцияга қуйидаги реакцияни мисол қилиб келтирамиз:



Эркин бром  $\text{Br}_2$  оксидловчи, бром иони эса  $2\text{Br}^-$  қайтарувчидир.

Бром кучли оксидловчи бўлганлиги учун, у йод иони  $2\text{I}^-$  ни атом ҳолатга айлантириш қобилиятига эга.



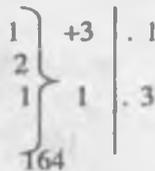
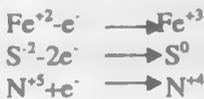
Ўз навбатида хлор  $\text{Cl}_2$ , бромдан  $\text{Br}_2$  ҳам кучли оксидловчи бўлганлиги учун бром  $\text{I}^-$  иони  $\text{Br}^-$  ни эриш ҳолатига қадар оксидланиши мумкин.



Шундай қилиб, кўрган икки оксидланиш-қайтарилиш жараёнида бром-бром иони ( $\text{Br}_2 / 2\text{Br}^-$ ) жуфти; йод-йод ионии ( $\text{I}_2 / 2\text{I}^-$ ) жуфтига нисбатан оксидловчи: хлор-хлор иони ( $\text{Cl}_2 / 2\text{Cl}^-$ ) жуфтига нисбатан қайтарувчидир. Оксидланиш – қайтарилиш жуфтларини оксидловчининг оксидловчи кучи ортиб боришига қараб (ёки қайтарувчининг қайтарувчилик кучининг қайтаришига қараб) маълум қаторга жойлаштириб чиқиш мумкин.

Энг муҳим қайтарувчи ва оксидловчилар.

Қайтарувчилар	Мисоллар	Оксидловчилар	Мисоллар
Оддий бирикмалар Металлар Металмаслар	K, Na, Mg Al, Zn C, H <sub>2</sub> , S <sup>I</sup>	Металмаслар  Бирикмаларда оқори оксидланиш даражасига булган металлар ва металмаслар	F <sub>2</sub> , O <sub>3</sub> O <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , Br <sub>2</sub> , S <sup>I</sup> KMnO <sub>4</sub> , K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , MnO <sub>2</sub> , KNO <sub>3</sub>
Бирикмалардаги манфий оксидланиш даражасига эга булган металлар ва металмаслар	SiH <sub>4</sub> , SiAlH <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> S, HJ HBr, HCl →	Кислоталар	Конц. H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> Конц ва суюлтир HNO <sub>3</sub> , HCl
Бирикмалардаги оралиқ оксидланиш даражасига эга булган металмаслар ва металлар	FeSO <sub>4</sub> , SnCl <sub>2</sub>  HNO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , SO <sub>2</sub> , CO	→ t <sup>0</sup> (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> 2N <sup>-3</sup> -3e <sup>-</sup> → N <sub>2</sub> <sup>0</sup> Cr <sup>+3</sup> +3e <sup>-</sup> Cr <sup>+6</sup>	N <sub>2</sub> +Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> + 4H <sub>2</sub>
Органик бирикмалар	C, OOH COOH C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	Бирикмаларда ги оралиқ оксидланиш даражасига эга булган металмаслар ва металлар	MnO <sub>2</sub> , KClO <sub>3</sub> , HNO <sub>3</sub> , Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>



Бирикмалардаги оралиқ оксидланиш даражасига эга булган металлар ва металмаслар икки ёқлама хоссага – ҳам оксидловчилик ҳам қайтарувчилик хоссаларига эгадир.

#### Назорат саволлари.

1. Кимёда қандай тур реакциялар бўлади.
2. Оксидланиш ва қайтарилиш реакцияларини қандай тасовур қиласиз.
3. Оксидланиш ва қайтарилиш реакциясининг тулик тенгламасини электрон баланс тенгламаси билан тузиш.
4. Оксидланиш ва қайтарилиш реакциясига мухитни таъсири.
5. Ион-электрон усулда реакцияни тулик тенгламасини тузиш.
6. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг йўналиши.
7. Оксидланиш-қайтарилиш реакция турлари.
8. Типик оксидловчилар ва типик қайтарувчилар.
9. Оксидланиш ва қайтарилиш жараёнлари.

## Металларни умумий хоссалари ва олиш усуллари

### Режа:

1. Металларни табиатда учраши.
2. Металларни олиш усуллари.
3. Металларни физик ва кимёвий хоссалари.
4. Экологик тоза усул билан тоза металл олиш

Металларни ички тузилиши. Кимёвий элементларнинг 80% ни металллар ташкил қилади. Кўпчилик металллар одатдаги шароитда тугунчаларида ионлаган ва электронейтрал заррачалар, металл кристаллари орасида эса эркин заррача-электронлар жойлашган электронлар доимий ҳаракатда бўлади. Ионлар эса бир қадар тебранма ҳаракатда бўлади. Металларнинг физикавий хоссалари уларнинг ана шу ички тузилишидан келиб чиқади.

### Металларнинг физик хоссалари.

Металлар биринчи тур ўтказгичлардир. Уларда электрни эркин электронлар ташийди. Тартибсиз ҳаракатда бўлган эркин электронлар батартиб – бир томонга ҳаракатланиши учун жуда кичик электр потенциали кифоя. Шу сабабли, металллар электр токини яхши ўтказишади. Электронларнинг батартиб-бир томонлама ҳаракатига тўсқинлик қилувчи факторлар металлларнинг электр ўтказувчанлигини пасайтиради.

Масалан: Температуранинг кўтарилиши билан ионларнинг тебранма ҳаракати кучаяди ва улар ичида электронларнинг ҳаракатланиши қийинлашади. Шу сабабли, температуранинг кўтарилиши билан металлларнинг электр ўтказувчанлиги пасаяди. Металлар абсолют нуль температурага яқин температурада (маълум температурадан сўнг) ўта катта электр ўтказувчанликка эга бўлади, бу ҳолда уларнинг электр ўтишига қаршиликлари деярли йўқ даражада бўлади.

Металлардаги турли қўшимчалар ҳам электронларнинг ҳаракатига тўсқинлик қилади. Шу сабабли, металлларда қўшимча кўпайган сари, бу металлнинг электр ўтказувчанлиги пасаяди.

Металлар иссиқликни ҳам яхши ўтказишади. Бунинг асосий сабаби қуйидагилардир. Бир томондан, қўшни ионлар орасида иккинчи томондан эса ион билан электронлар орасида энергия алмашилиш процесси содир бўлиб туради.

Металл таёкчанинг бир учини киздириш натижасида, таёкчанинг ана шу учудаги ионларнинг тебраниши кучаяди, ионлар катта энергияга эга бўлиб қолади. Бу ионлар ортиқча энергияни қўшни ионларга беради ва натижада, қўшни ионлар ҳам кучли тебрана бошлайди. Бу процесс таёкчанинг иккинчи учига тез стиб келади ва нихоят ҳамма ионлар бир ҳил тебрана бошлайди.

Энергия алмашилиш процесси жуда тез борадиган процесс бўлганлиги учун, таёкчанинг бир учудаги иссиқлик тезда иккинчи учига стиб келади. Ионлар орасидаги электронларда ҳам ана шундай ҳол юз беради. Энг яхши ўтказувчилар: кумуш-59, мис-54, олтин- 40, алюминий- 27.

Металлар солиштирма оғирлигига кўра: енгил, солиштирма оғирлиги

$d=5 \text{ кг/м}^3$  дан кичик ва оғир, солиштирма оғирлиги  $d=5 \text{ кг/м}^3$  дан катта, металларга тақсимланади. Енгил металларга литий  $d=0,53 \text{ кг/м}^3$ , калий  $d=0,86 \text{ кг/м}^3$ , натрий  $d=0,97 \text{ кг/м}^3$ . Магний  $d=1,7 \text{ кг/м}^3$ , алюминий  $d=2,7 \text{ кг/м}^3$  ва ҳақозо. Оғир металларга осмий  $d=2,25 \text{ кг/м}^3$ , платина  $d=21,5 \text{ кг/м}^3$ , олтин -  $d=19 \text{ кг/м}^3$ , темир -  $d=7,87 \text{ кг/м}^3$ , кўрғошин-  $d=11,3 \text{ кг/м}^3$  ва ҳақозо.

Металлар суюқланиш температурасига ( $t_c$ ) қараб енгил ва қийин суюқланувчи металларга тақсимланади. Енгил суюқланувчи металларга симоб  $t_c=-39^\circ\text{C}$ , цезий  $t_c=+28,5^\circ\text{C}$ , литий  $t_c=181^\circ\text{C}$ , калий  $t_c=63,6^\circ\text{C}$ , натрий  $t_c=98^\circ\text{C}$ , қалай  $t_c=232^\circ\text{C}$ , кўрғошин  $t_c=328^\circ\text{C}$ , магний  $t_c=651^\circ\text{C}$  ва ҳақозо, яъни суюқланиш температураси  $800^\circ\text{C}$  дан кичик бўлган металлар.

Суюқланиш температураси ( $t_c$ )  $800^\circ\text{C}$  дан катта бўлган металлар қийин суюқланувчи, уларга вольфрам  $t_c=3383^\circ\text{C}$ , осмий  $t_c=2270^\circ\text{C}$ , платина  $t_c=1770^\circ\text{C}$ , хром  $t_c=1875^\circ\text{C}$ , олтин  $t_c=1060^\circ\text{C}$ , темир  $t_c=1539^\circ\text{C}$  ва бошқалар мисол бўла олади.

Металлнинг ўзига хос хусусиятларидан бири уларнинг болғаланувчанлигидир. Металлар эластик бўлади. Бунинг сабаби ҳам уларнинг юқорида айтиб ўтилган ички тузилишидир. Металларнинг эластиклиги ионлар қатламнинг бошқа ионлар қатламига нисбатан осон сурилиши мумкинлигидан келиб чиқади.

Металларнинг ўзига хос яна бир хусусияти уларнинг ялтироқлигидир.

Қора металларга темир ва унинг қотишмалари, рангдор металларга эса қолган ҳамма металлар киради.

Металларнинг кимёвий хоссалари. Металларнинг

## 15-март.

### Электрокимё асослари.

Режа:

1. Электрокимёвий жараён.
2. Электрод кучланишлари ҳақида.
3. Стандарт кучланиш ва металлларни нормал потенциаллини аниқлаш.
4. Рух ва мисли гальваник элементни тузилиши ва ишлаш принципи.
5. Оксидловчи ва қайтарувчи кучланишлар.  
Электр токи таъсирида ёки ўзи электр токи ҳосил қилиб берадиган жараёнлар электрокимёвий жараёнлар дейилади. Бундай жараёнларни кимёнинг электрокимё бўлими ўрганади.

#### 1. Электрод кучланиш ҳақида тушунча.

Л.Н.Писаржевский таълимотига кўра металл сувга ёки шу металл иони бўлган эритмага туширилса, металл билан суюқлик чегарасида электрод кучланиши ҳосил бўлади, чунки металл сиртидаги ионлар сувнинг қутбланган молекулаларига тортилади ва металлдан суюқликка ўтади ва мувозанат қарор топади.



Бунинг натижасида металл манфий зарядланади, суюқлик эса мусбат зарядланади. Металлдан эритмага ўтиб, гидратланган ионлар металлга тортилади ва металл сиртига яқин жойлашиб қўш электр қаватини ҳосил қилади, натижада металл билан эритма орасида потенциаллар айирмаси вужудга келади. Бу қиймат металлнинг электрод кучланиши деб аталади.

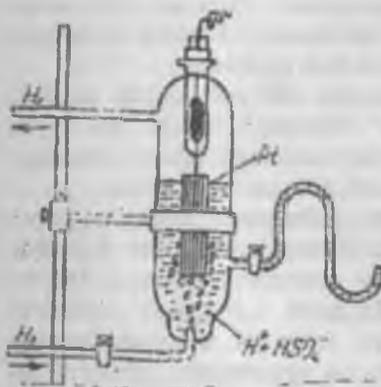
Турли металллар сувга ботирилганда вужудга келадиган кучланишларнинг қиймати турлича бўлади. Металл қанча актив бўлса, уни қуршаб турувчи сув муҳитига шунча кўп ион ўтади, натижада металл пластинкада пайдо бўладиган манфий заряднинг қиймати юқори бўлади. Бу эса айрим металлларнинг кристалл панжараларида катионларнинг бир хилда боғланиш энергиясига эга эмаслиги ва бу катионларининг бир хилда гидратланмаслиги натижасидир.

Агар металл ўз тузининг эритмасига туширилса, металл

суюклик сиртидаги мувозанат силжийди ва янги кучланишлар айирмаси ҳосил бўлади.

## 2. Газли электродлар.

Газли электродлар газ ва газ иони бўлган эритма билан тўкнашиб турадиган бирор ноактив металл ўтказгич, масалан Pt дан иборат бўлади. Металл ўтказгич электронлар оқимини ҳосил қилади, ўзи эса эритмага ионини бермайди. Шунга мисол тариқасида, нормал водород электродини кўриб чиқайлик. Pt пластинкасини актив водород ионлар концентрацияси 1 мол/литр/ бўлган 2н.  $H_2SO_4$  эритмасига тушуриб, эритмадан 1 атм босим/ $25^\circ C$ / да водород ўтказсак, водород платина пластинка сиртига ютилиб,  $H_2$  пардасини ҳосил қилади. Бунинг натижасида электролит сифатида олинган  $H_2SO_4$  Pt пластинка билан тўкнашмасдан  $H_2$  парда билан тўкнашади ва  $H_2$  электрод ҳосил бўлади.  $H_2$  электрод металл электрод каби эритмага ўз ионини беради:



Натижада эритма билан  $H_2$  электрод орасида кучланишлар айирмаси ҳосил бўлади ва уни нормал водород электрод кучланиши дейилади. У шартли равишда нолга тенг деб қабул қилинган. Газли электроддаги реакцияларда газлар иштирок этгани учун, бу электродлар кучланишлари газларнинг парциал босимга боғлиқ бўлади. Шунинг учун ҳам  $H_2$  электрод учун Нернстининг тенгламаси

$$E = E^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln C \quad \text{ёки} \quad E = E^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C$$

Куйидаги кўринишда ёзилади

$$E_n + I_n = \frac{0,059}{1} \lg \frac{a_{H^+}^2}{p_{H_2}}$$

Бу ерда  $p_{H_2}$  - водороднинг парциал босими,  
 $a_{H^+}$  — электролитдаги водород ионлари активлиги.

Водород электродга ўхшаш кислород электродини ҳам тузиш мумкин. Масалан Pt ни кислород ва кислород ҳосил қилувчи ион /гидроксид иони — OH/ бўлган эритма билан тўқнаштириш керак, бунда  $O_2$ , Pt /OH<sup>-</sup>. Агар кислородли электродда қуйидаги тенглама билан реакция борса.

$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-$   
 Бу ҳолат учун Нернст тенгламаси қуйидагича ёзилади.

$$E_{OH^-/O_2} = E^0_{OH^-/O_2} + 0,0147 \cdot \lg \frac{PO_2}{a^{4}OH^-}$$

### Стандарт кучланиш ҳақида тушунча.

Алоҳида олинган электроднинг кучланиши абсолют кучланиш дейилади, лекин уни ўлчаш қийин. Шунинг учун амалда нисбий электрод кучланиш билан иш қўрилади. Бунинг учун солиштирилатган электродларнинг бирини абсолют кучланиши нолга тенг деб қабул қилинади. Бундай электрод сифатида стандарт водород электрод қабул қилинган.

Электроднинг стандарт кучланиши /E<sup>0</sup>/ деб, актив ионлар концентрацияси 1 моль/л га тенг бўлган, 25<sup>o</sup>Сда ўз тузи эритмасига туширилган электрод кучланиши билан стандарт водород электрод кучланиши орасидаги айирмага айтилади.

Стандарт электрод кучланиши қийматини аниқлаш учун гальваник элемент тузилади. Бу гальваник элементда биринчи электрод сифатида кучланиш қиймати аниқланиши керак бўлган металл пластинка олинади. Масалан: Рухнинг нормал потенциални аниқлашда актив рух ионлари концентрацияси 1 моль/л га тенг бўлган ZnSO<sub>4</sub> нинг 1 м эритмасига туширилган рухли электрод стандарт водород электрод билан туташтирилади. Ҳосил қилинган гальваник элементнинг электр юритиш кучи ўлчаниб, E = E<sub>1</sub> - E<sub>2</sub> формула асосида рухнинг стандарт электрод потенциали ҳисоблаб топилади. Бу формула: E<sub>1</sub> — водород электрод кучланиши, E<sub>2</sub> — рух электрод кучланиши, E — гальваник элементнинг Э.Ю.К. Юқоридаги формуладан рухнинг стандарт кучланиши топилади:

$$E^0_{Zn/Zn^{2+}} = -0,766 \text{ в}$$

Демак, гальваник элементда рух электрод потенциали билан водород потенциалнинг айирмаси 0,766 в га тенг. Рух электрод манфий бўлгани учун ундаги электронлар ташқи занжир орқали водород электродга ўтади.

Металларнинг стандарт электрод кучланиши улардаги металл иони билан валент электрошлар орасидаги боғланишнинг мустақкамлигини ифодалайди. Стандарт электрод кучланиш қиймати қанча кичик бўлса, боғланиш шунча кучсиз бўлиб, металл атоми ўз электронини шунча осон йўқотади, яъни унинг кимёвий активлиги юқори бўлади. Кимёвий активлигига қараб металлар қуйидаги қаторига жойлашади.

$\text{Li}^+/\text{Li}$	$\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}$	$\text{K}^+/\text{K}$	$\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}$	$\text{Na}^+/\text{Na}$
-3,04	-2,96	-2,92	-2,87	-2,71
$\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$	$\text{Al}^{3+}/\text{Al}$	$\text{Ti}^{2+}/\text{Ti}$	$\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}$	$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$
-2,37	-1,66	-1,63	-1,18	-0,76
$\text{Cu}^+/\text{Cu}$	$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$	$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$	$\text{Co}^{2+}/\text{Co}$	$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$
-0,71	-0,44	-0,40	-0,28	-0,25
$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$	$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}$	$\text{Ge}^{2+}/\text{Ge}$	
-0,14	-0,13	-0,04		
$\text{H}_2/2\text{H}^+$	$\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}$	$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$		
0,00	+0,30	+0,34		
$\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$	$\text{Ag}/\text{Ag}^+$	$\text{Hg}/\text{Hg}^{2+}$	$\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}$	$\text{Au}^{3+}/\text{Au}$
+0,79	+0,80	+0,85	+1,20	+1,68

Металларнинг кучланишлар қаторидан қуйидаги хулосалар келиб чиқади.

1/ Ҳар бир металл кучланишлар қаторида ўзидан кейинги металлни унинг тузидан сиқиб чиқаради.

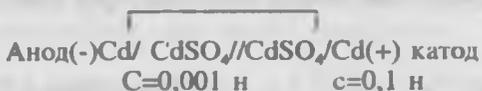
2/ Водородни кислоталардан стандарт электрод потенциаллари манфий қийматга эга бўлган металлар сиқиб чиқаради.

3/ Металлнинг стандарт электрод потенциалини мусбат қиймати қанча катта бўлса, унинг иони шунча кучли оксидловчи хоссасига эга бўлади.

#### Гальваник элемент назарияси.

Кимёвий реакция натижасида электроэнергия ҳосил қиладиган, яъни кимёвий энергияни электрэнергияга айлантирадиган, қурилма гальваник элемент дейилади.

эритмасига бир хил электродларни тушириб концентрацион гальваник элемент ҳосил қилиш мумкин. Масалан, иккита Cd пластинкани Cd ионлари концентрацияси 0,1 н ва 0,001 бўлган Cd<sup>2+</sup> ли эритмаларга тушириб, уларни бир-бирига уланса, концентрацион элемент вужудга келади:



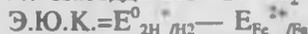
Унинг Э.Ю.К.=E<sub>1</sub>-E<sub>2</sub>=-0,40-(-0,49)=0,09 в га тенг

Концентрацион гальваник элементнинг Э.Ю.К. кичик бўлганлигидан, улар айрим қийин эрийдиган тузларнинг ионлар концентрациясини аниқлашда ишлатилади.

#### Қутбланиш ва қутбсизланиш ходисалари.

Ҳар қандай гальваник элемент ишлаганда, унинг Э.Ю.К. камаяди. Гальваник элементлардаги электронлар ҳаракати натижасида Э.Ю.К. нинг камайиши гальваник элементнинг қутбланиши дейилади.

Э.Ю.К. камайиши процесси электродлар сиртини ва электродлар орасидаги электролит концентрациясининг ўзгариши натижасидир. Масалан, электролит эритма сифатида NaCl тузи темир анод ва графит катод юзасидаги газли водород электродли гальваник элементда қутбланиш ходисасини кўриб чиқайлик. Бу гальваник элементнинг схемаси қуйидагичадир.



Элементнинг ишлаш процессида анод электроддаги қўш электр қаватда Fe<sup>2+</sup> ионлар концентрацияси ортади ва эритмага ионларни ўтиши қийинлашади, бу эса ташқи занжир орқали ўтадиган электронлар сонини қупайтиради, натижада анод электроднинг потенциали камаяди. Бу процесс аноддаги қутбланиш дейилади.

Бир вақтнинг ўзида катод электроддаги қўш электрон қаватида H<sup>+</sup> ионлар концентрацияси ва ташқи занжир орқали катод электродга ўтаётган электронларнинг ионлар билан бириктиши сусаяди, натижада электронлар тўпланиб қолади.

Катод электрод потенциали ортади ва катоддаги кутбланиш процесси ҳосил бўлади.

Кутбланиш камайиши процессига кутбсизланиш дейилади. Эритмада  $H^+$  ва  $O_2$  концентрацияси ортиши билан катоддаги кутбланиш камаяди. Оддий шароитда  $O_2$  молекуласининг эритмада оширишга ҳавони сувда эритиш натижасида эришилади.

Демак оксидловчилар— $O_2$ ,  $H^+$  иони катодли кутбланишни кутбсизлантирувчилар ҳисобланади.

Анодли кутбланишни кутбсизлантирувчилари анион масалан  $Cl^-, OH^-$  ва ҳ.к.з./ лардир.

### Оксидловчи—қайтарувчи кучланишлар.

$H_2$  электродга нисбатан фақат металл жуфтлари кучланишидан ташқари оксидланган ҳолдаги исталган қайтарувчининг ва қайтарилган ҳолдаги исталган оксидловчининг кучланишини аниқлаш мумкин. Оксидловчи ва қайтарувчи стандарт кучланишли қиймати уларнинг қандай муҳитга ишлаётганлигига боғлиқ.

Стандарт оксидловчи-қайтарувчи кучланишлар  $25^\circ C$ ,  $C=1$  моль/л бу жадвал асосида қуйидаги масалани счайлик:



Содир бўлган оксидланиш-қайтарилиш реакциясига асосланган гальваник элемент схемасини тузамиз:



Ҳосил бўлган жуфтнинг стандарт электрод потенциаларни жадвалдан олиб — Э.Ю.К. ни ҳисоблаймиз.

$$\text{Э.Ю.К. } E_{O_2/OH^-}^0 - E_{Cu^+/Cu}^0 = +0,40 - (-0,05) = 0,45 \text{ в}$$

Демак, аммиакли эритмада мис ҳаво кислороди билан оксидланади, чунки реакциянинг Э.Ю.К. мусбат қийматга эга.

Масала 1.

Mg ва Zn пластинкаларини, уларнинг эритмаларнинг актив концентрацияси 1 моль/л бўлган ўз тузи эритмаларига туширилишидан ҳосил бўлган гальваник элементнинг анод ва катод кутбларининг аниқланган ҳолда бу гальваник элементнинг Э.Ю.К. ни

ҳисобланг.

Анод  $-/ \text{Mg}/\text{Mg}^{2+} // \text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$  катод  $+/$

Mg нинг нормал электрод кучланишининг қиймати  $-2,37\text{ в}$ , шунинг учун у анод бўлади.



Zn нинг нормал электрод кучланишининг қиймати  $-0,763\text{ в}$ , шунинг учун у катод бўлади.  $+/ \text{катодда } \text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}^0$   
Умумий тенглама.



$$\text{Э.Д.С.} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 - E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -0,763 - (-2,37) = 1,607\text{ В}$$

#### Назорат саволлари.

1. Электрод кучланиши ҳақида қандай тушунчангиз бор?
2. Гальваник элемент деб нимага айтилади?
3. Қандай берк занжир ҳосил қилинади?
4. Гальваник элементни Э.Ю.К. қандай топилади?
5. Гальваник элементни (руҳ ва мис) схемасини ёзиб беринг?
6. Металларни стандарт электродини қандай топилади?
7. Гальваник элементлар қасрларда ишлатилади?
8. Концентрацион гальваник элементларни ишлаш принципи.
9. Стандарт водород электрод.
10. Гальваник элементларда кутбланиш ва кутбсизланиш ходисалари.

## 16 - маъруза

### Электролиз

Режа :

1. Электролиз деб нимага айтади.
2. Эрийдиган анод ёрдамида сувли эритмаларни электролизи.
3. Электролиздаги иккиламчи процесслар ва поляризация ходисаси.
4. Электролизни биринчи қонуни.
5. Фарадейнинг иккинчи қонуни.
6. Аккумуляторлар.

Электролиз – бу электр токи таъсирида электролит эритмаларда ёки суюқланмаларда борадиган оксидланиш – қайтарилиш процессидир.

Электролизни амалга ошириш учун электролит эритмасига ёки суюқланмага туширилган катод электродга ўзгармас ток манбайнинг манфий кутбини ва анод электродга мусбат кутбини ўлаш керак.

Электродлар ўзи икки хил бўлади :

1. Эримайдиган – уларга графит, платина қиради. эриймадиган электродлар кимёвий процессда иштирок этмайди, улар фақат электрон ўтказгич вазифасини ўтайди.

2. Эрийдиган электродлар – уларга юқорида кўрсатилган металллардан бошқа ҳамма металл электродлар қиради. Бу электродлар электролиз процессида эритмага ўзининг ионларини юборди, яъни анод электрод ўзи эрийди.

Катод электродда электролитни мусбат зарядланган ионлари электрон қабул қилиб зарядсизланади. Қайси ионнинг олдин зарядсизланиши энг аввал металлларнинг кучланишлар қаторида водородга нисбатан жойланишига, металл ионининг концентрациясига ва айрим ҳолларда электрод материалига боғлиқ бўлади.

Бир хил шароитда кам актив металллар ионлари яъни кучланишлар қаторида водороддан кейин жойлашган металл энгил зарядсизлианади ва металлларни кучланиш қаторида водородгача жойлашган металлларни ионлари қийин зарядсизланади.

Сувли эритмаларда электролитни катиони ва сувнинг  $H^+$  иони концентрациялари бир хил шароитда бўлмайди. Бу эса, сувли эритмаларда водороддан актив металллар ионларини қайтарилишга олиб келади. Сувли эритмаларда жуда актив, кучланиш-

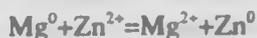
хисобланг.

Анод  $-/ Mg/Mg^{2+} // Zn^{2+} / Zn$  катод  $+/$

Mg ning нормал электрод кучланишининг қиймати  $-2,37$  в, шунинг учун у анод бўлади.



Zn ning нормал электрод кучланишининг қиймати  $-0,763$  в, шунинг учун у катод бўлади.  $+/$  катодда  $Zn^{2+} + 2e = Zn^0$   
Умумий тенглама.



$$\text{Э.Д.С.} = E_{Zn^{2+}/Zn^0}^0 - E_{Mg^{2+}/Mg^0}^0 = -0,763 - (-2,37) = 1,607 \text{ В}$$

#### Назорат саволлари.

1. Электрод кучланиши ҳақида қандай тушунчангиз бор?
2. Гальваник элемент деб нимага айтилади?
3. Қандай берк занжир ҳосил қилинади?
4. Гальваник элементни Э.Ю.К. қандай топилади?
5. Гальваник элементни (руҳ ва мис) схемасини ёзиб беринг?
6. Металларни стандарт электродини қандай топилади?
7. Гальваник элементлар қасрларда ишлатилади?
8. Концентрацион гальваник элементларни ишлаш принципи.
9. Стандарт водород электрод.
10. Гальваник элементларда кутбланиш ва кутбсизланиш ҳодисалари.

## 16 - маъруза

### Электролиз

Режа :

1. Электролиз деб нимага айтади.
2. Эрийдиган анод ёрдамида сувли эритмаларни электролизи.
3. Электролиздаги иккиламчи процесслар ва поляризация ходисаси.
4. Электролизни биринчи қонуни.
5. Фарадейнинг иккинчи қонуни.
6. Аккумуляторлар.

Электролиз – бу электр токи таъсирида электролит эритмаларда ёки суюқланмаларда борадиган оксидланиш – қайтарилиш процессидир.

Электролизни амалга ошириш учун электролит эритмасига ёки суюқланмага туширилган катод электродга ўзгармас ток манбаининг манфий қутбини ва анод электродга мусбат қутбини ўлаш керак.

Электродлар ўзи икки хил бўлади :

1. Эримайдиган – уларга графит, платина киради. Эриймадиган электродлар кимёвий процесда иштирок этмайди, улар фақат электрон ўтказгич вазифасини ўтайди.

2. Эрийдиган электродлар – уларга юқорида курсатилган металллардан бошқа ҳамма металл электродлар киради. Бу электродлар электролиз процессида эритмага ўзининг ионларини юборади, яъни анод электрод ўзи эрийди.

Катод электродда электролитни мусбат зарядланган ионлари электрон қабул қилиб зарядсизланади. Қайси ионнинг олдин зарядсизланиши энг аввал металлларнинг кучланишлар қаторида водородга нисбатан жойланишига, металл ионининг концентрациясига ва айрим ҳолларда электрод материалига боғлиқ бўлади.

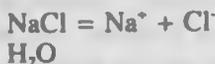
Бир хил шароитда кам актив металллар ионлари яъни кучланишлар қаторида водороддан кейин жойлашган металл энгил зарядсизланади ва металлларни кучланиш қаторида водородгача жойлашган металлларни ионлари қийин зарядсизланади.

Сувли эритмаларда электролитни катиони ва сувнинг  $H^+$  иони концентрациялари бир хил шароитда бўлмайди. Бу эса, сувли эритмаларда водороддан актив металллар ионларини қайтарилишга олиб келади. Сувли эритмаларда жуда актив, кучланиш-

лар қаторида алюминийгача бўлган металллар ионлари қайтарилмайди.

Сувли эритмаларда анодда электролит анионларидан фақат кислородсиз кислота қолдиқлари:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{CN}^-$  ва бошқалар зарядсизланади, яъни оксидланади. Агарда кислородли кислота қолдиқлари:  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ , ва бошқалар бўлса улар ўрнига сувнинг гидрооксид  $\text{OH}^-$  ионларини ўзи зарядсизланади. Масалан, ош тузи  $\text{NaCl}$  ни сувли эритмасининг электролиз процессини кўриб чиқайлик. Хамма тузлар кучли электролитлардир, шунинг учун улар эритмаларда ион ҳолда бўлади. Электролиз процессини ёзишда сувли эритма электролизга учраётганлигини кўрсатиш учун туз билан бирга сув молекуласини ёзиш керак. Лекин сув кам диссоциацияланувчи бирикма бўлгани учун уни диссоциациясини кўрсатмаса ҳам бўлади.

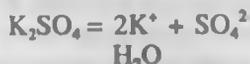
Мисол 1. Ош тузи –  $\text{NaCl}$  сувли эритмасини электролиз схемаси



Катод	(-)	$2\text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = 2\text{Na} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2 \uparrow$	Қайтарилиш процесси. Ишқорий муҳит.
Анод	(+)	$2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2 \uparrow$	Оксидланиш процесси. Нейтраль муҳит.

Катодда водород ажралиб чиқади ва муҳит ишқорий, анодда эса хлор ажралиб чиқади ва муҳит нейтраль бўлади.

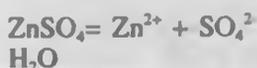
Мисол 2. Калий сульфат  $\text{K}_2\text{SO}_4$  тузининг сувли эритмасини электролиз схемаси.



Катод	(-)	$2\text{K}^+ + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = 2\text{K} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2 \uparrow$	Қайтарилиш процесси. Муҳит ишқорий.
Анод	(+)	$2\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = 4\text{H}^+ + 2\text{SO}_4^{2-} + \text{O}_2 \uparrow$	Оксидланиш процесси. Муҳит кислотали.

Катодда водород қайтаралиб ажралиб чиқади ва муҳит ишқорий, анодда эса кислород ажралиб чиқади ва муҳит кислотали бўлади. Бу мисолимизда сувнинг ўзи оксидланиб, ўзи қайтарилади ва натижада водород ва кислород ажралиб чиқади.

Келтирилган мисоллардан кўришиб турибдики, катодда ишқорий металллар ионлари қайтарилмасдан уларнинг ўрнига сувнинг водород  $H^+$  ионлари қайтарилади. Агарда анодда кислородли кислота қолдиги бўлса, анод электродда ҳам сувнинг ўзи электрон бериб оксидланади. Агарда туз кучланишлар қаторида алюминийдан кейинда турган металлдан ташқил топган бўлса, у ҳолда катодда шу металлнинг иони ва жуда оз миқдорда водород иони қайтарилади. Масалан : 1. рух сульфат  $ZnSO_4$ , тузининг сувли эритмасини электролиз схемаси.



Катод	(-)	$Zn^{2+} + 2e = Zn^0$
Анод	(+)	$4H_2O - 4e = O_2 + 4H^+ + 2H_2O$ ёки $2HOH - 4e = O_2 + 4H^+ + SO_4^{2-}$

Катодда рух қайтарилади, анодда кислород ажралиб чиқади. Калий хлорид тузининг суюқланмасини электролиз схемаси : Суюқланма ҳолатда кристалл панжарадаги ионлар орасидаги боғланиш сусаяди, шунинг учун.



Катод	(-)	$K^+ + e = K^0$
Анод	(+)	$2Cl^- - 2e = Cl_2$ катодда калий, анодда хлор ажралиб чиқади.

Агарда суюқланмада бир нечта катион бўлса металлларни кучланиш қаторига қараб қайси металл иони олдин қайтарилишини айтиш мумкин. Масалан, суюқланмада  $K^+$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Pb^{2+}$  катионлари бўлганда, олдин кўргошин иони, кейин рух иони ва охири калий иони қайтарилади.

Эрийдиган анод электрод ёрдамида сувли эритмаларни электролизи.

Эрувчан анодли электродлар – булар электролиз процессида

емириладиган, яъни эритмага ионлар ҳолида ўтадиган электродлардир. Масалан эрийдиган мисли, анод электрод ёрдамида, мис (2) хлорид  $\text{CuCl}_2$  эритмаси орқали электр ток ўтказилса, катодда мис ажралиб чиқади, анодда эса хлор ионлари зарядсизланмайди, демак, бунда хлор ажралиб чиқмайди. Бундай ҳолда мис атомлари  $\text{Cu}$  ионларига қараганда электронини осон беради. Натижада аноднинг ўзи эрийди, яъни мис аноддан  $\text{Cu}^{2+}$  ионлар ҳолида эритмага ўтади. Шу билан бирга катодда  $\text{Cu}^{2+}$  ионлари қайтарилиб нейтрал атомга айланиши сабабли, эритмадаги  $\text{Cu}^{2+}$  ионлар концентрацияси ўзгармайди.  $\text{CuCl}_2$  эритмасининг анод сифатида мис ишлатилгандаги электролизини қуйидаги схема билан ифодалаш мумкин.

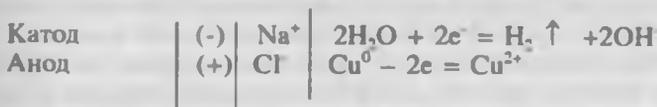


- Катод  $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}^0$  қайтарилиш процесси  
 Анод  $\text{Cu} - 2e = \text{Cu}^{2+}$  оксидланиш процесси  
 Эрувчан аноддан фойдаланиладиган электролиз жуда тоза металллар олиш учун ишлатилади. Бунда электролиз процессини тозаланаётган металл тузининг эритмасида олиб борилиши керак. Тузларнинг эритмаларини электролизлаб анодда мис, рух, кадмий, никель, кобальт, марганец ва бошқа металллар олинади. Эрийдиган анод ёрдамида электролиз процесси метални бошқа металл билан қоплашда кенг қўлланилади. Масалан, никеллашда, катодда қопланиши керак бўлган нарса, анодда никель электродлар олиб иккаласини никель тузининг эритмасига туширадилар ва ток ўтказадилар. Ток ўтказилганда никель эриб аноддан эритмага ион ҳолда ўтиб электрод юзасида қайтарилди. Бундай қоплаш методига гальваностегия дейилади. Шу усул билан металллар юзига зар юритилади, кумушланади ва хоказо.

### Электролиздаги иккаламчи процесслар.

Электролизда бирламчи ва иккиламчи процессларни билиш керак. Бирламчи – асосий процесс бу бевосита электроддан электрон қабул қилиш ёки электрон бериш ва иккиламчи – қўшимча процесс – бу бирламчи процесс махсулоти, электр токи иштирокисиз, электролит ёки электрод моддаси билан бириқиши. Бундай иккиламчи процессини биз ош тузининг сувли эритмасини мис электрод ёрдамида электролиз процессларида кўриб чиқайлик. Электролиз схемасини ёзсак:





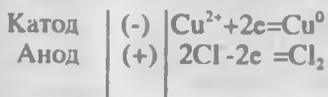
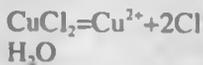
Иккиламчи процесс  $Cu^{2+} + 2OH^{-} \rightarrow Cu(OH)_2$

Катодда H<sup>+</sup> ионлари Na<sup>+</sup> ионларига нисбатан энгил қайтариллади.

Чунки  $E_{H^{+}/H^{0}} < E_{Na/Na^{+}}$

Анод электрод (Си) эриб эритмада OH<sup>-</sup> ионлари билан туқнашиб Си(OH)<sub>2</sub> ҳолда чуқмага тушади, бу эса иккиламчи процессдир.

Электролизда иккиламчи процесс бормаслиги учун электродларда ажралиб чиқаётган моддалар мустақил яшай оладиган формада бўлиши керак. Масалан, Графит электрод ёрдамида мис хлорид СиCl<sub>2</sub> тузининг сувли эритмасини элетролиз процессини, иккиламчи процесс бормади.



Кимёвий актив металлар (натрий, калий, магний ва бошқалар) ни олишда иккиламчи процесс бормаслиги учун электролиз процесси сувсиз муҳитда тузларни суюқланмаларида олиб борилади. Аллюминий эса суюқлантирилган криолит (криолит – минерал таркиби AlF<sub>3</sub>·3NaF) иштрокида аллюминий оксид Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> эритмасини электролиз қилиб олинади.

### Электролизда поляризация ҳодисаси.

Электролиз процессида кўпинча электродларда ўтказилаётган ишчи ток кучи ташқи ЭЮК ҳисобига ўз-ўзидан аста-секин камаяди. Электролиз секинлашади ва хаттоки тўхтаб ҳам қолади. Бу электродлардаги поляризация натижасидир. Поляризациянинг асосий турлари кимёвий ва концентрацион поляризациядир.

а) Кимёвий поляризация – электродларнинг ҳолатига боғлиқдир.

Электродларда электролиз маҳсулотларини адсорбцияланиши натижасида электродлар юзасининг кимёвий табиати ўзгаради.

Бу эса электродни ўзининг асосий электрохимёвий вазифасида ташқари қарама-қарши функцияни бажаришга олиб келади. Масалан, кўп электролитларнинг суви эритмаларини электролизда катод электрод юзасида адсорбцияланган водород ажралиб чиқади ва натижада водород электрод ҳосил бўлади, катод электрод материали эса «астар» вазифасини ўтайди:  $(H_2/2H^+)$  эса анод вазифасини ўтайди. Ўз навбатида электролизерни анодида кислород ажралиб чиқиш  $(2HON-4e=4H^++O_2)$  процесси боради, ажралиб чиққан кислород электрод юзасида адсорбцияланади, яъни кислород электрод ҳосил бўлади. Бу янги электрод ички гальваник элементни катод электрод вазифасини ўтайди. Бундай занжирнинг ЭЮК ишчи токка қарама-қарши йўналган бўлади.

б) Концентрацион поляризация. –электролиз вақтида электродлар яқинида электролит концентрацияси ўзгаради. Электродлар яқинида электролит концентрацияси ўзгариши натижасида вужудга келадиган поляризация концентрацион поляризация дейилади.

#### Электролиз қонунилари.

Электролиз процессининг миқдорий тамони инглиз олими Фарадей тамонидан кашф қилинган.

#### Фарадейнинг I қонуни

Электролиз процессида электродларда ажралиб чиққан моддалар миқдори электролитдан ўтган электр миқдорига тўғри пропорционалдир

$$m = K * Q_{\text{ёеки}} = \frac{\sum J Z}{96500k}$$

бу ерда, m-модда миқдори, K-пропорциональлик коэффициентни, модданинг электрохимёвий эквиваленти ҳам дейилади ;

Q – электролитдан ўтган электр миқдори (кулонда) ;

K – электрохимёвий эквивалент – электролитдан бир секунд давомида бир ампер ток кучи ёки бир кулон электр токи ўтганда ажралиб чиққан модда миқдори.

#### Фарадейнинг иккинчи қонуни

Ҳар хил химёвий бирикмалардан бир хил миқдорда электр токи ўтганда, электродларда эквивалент миқдорда модда ажралиб чиқади.

Бир грамм – эквивалент исталган модда ажралиб чиқиши учун электролитдан 96500 кулон электр ўтказиш керак. Бу константа

Фарадей сони дейилади. Фарадей қонунининг математик

ифодаси: 
$$m = \frac{z \cdot a}{96500}$$

бунда:  $m$  – қайтарилган ёки оксидланган модданинг миқдори;  
 $z$  – модданинг грамм – эквиваленти ;  $Q$  – электр миқдори, кулон.  
Кучи  $1A$  бўлган ток секундига  $1$  кулон электр ўтишига мувофиқ келиши маълум бўлса, қуйидагича ёзиш мумкин.

$$m = \frac{z \cdot I \cdot T}{96500} :$$

бу ерда :  $I$  – ток кучи ;  $T$  – ток ўтиш вақти, сек.

Фарадей қонуниларини билган ҳолда қуйидагиларни ҳисоблаш мумкин:

1. Электр миқдори ажралиб чиқарган модда миқдорини;
2. Ажралиб чиққан модда миқдорига ва токни электролитдан ўтиш вақтига қараб токнинг кучини;
3. Берилган ток кучида қанча вақтда маълум миқдор модда ажралишини;

Мисол 1. Мис сульфат  $CuSO_4$  эритмасидан 20 минут давомида кучи  $5$  ампер ток ўтказилганда катодда қанча мис ажралиб чиқади?

Ечиш. Эритмадан ўтган ток миқдорини аниқлаймиз.

$$Q = I T$$

Бу ерда,  $I$  – ток кучи, ампер;  $T$  – вақт, сек. да.

Масаланинг шартига қура  $I = 5A$  ,  $T = 20$  мин ёки  $1200$  сек.

бу ердан

$$Q = I T = 5 \cdot 1200 = 6000 \text{ кулон.}$$

Миснинг эквиваленти ( $A_{cu}=63, 54$ )  $63, 54 : 2 = 31, 77$  га тенг.

Изланаётган миснинг миқдори:

$$m = \frac{31,77 \cdot 6000}{96500} = 1,975 \text{ г.}$$

Мисол 2. Нормал шароитда  $5, 6$  л водород олиш учун кучи  $10 A$  бўлган электр токни кислота эритмасидан қанча вақт ўтказиш керак?

Ечиш:  $5, 6$  л водород олиш учун кислотадан ўтган электр миқдорини аниқлаймиз. Нормал шароитда  $1$  грамм – эквивалент водород  $11, 2$  л ҳажм эгаллагани учун.

$$Q = \frac{96500 \cdot 5,6}{11,2} = 48250 \text{ кулон}$$

токнинг эритмадан ўтиш вақтини аниқлаймиз:

$$T = \frac{48250}{10} = 4825 \text{ сек ёки } 1 \text{ соат } 20 \text{ мин } 25 \text{ сек.}$$

Мисол 3. Кумуш тузи эритмасидан 10 минут давомида электр токи ўтказилганда 1 г кумуш ажралиб чиққан бўлса, токнинг кучи қандай?

Ечиш: кумушнинг грамм – эквиваленти  $\mathcal{E}_{\text{Ag}} = 107,9$  г. тенг. Бир грамм кумуш ажралиб чиқиши учун эритмадан  $96500 : 107,9 = 894$  кулон ток ўтиши керак.

$$\text{Бу ердан ток кучи} \quad I = \frac{894}{10,60} = 1,5a$$

Аккумуляторлар

Электролизда электродлардаги процесслар, гальваник элементларда берадиган процессларга қарама-қаршидир. Бу эса ташқи электр энергияни ўзида кимёвий энергияга айлантириб тўплайдиган ва керакли вақтда яна электр энергиясига айлантириб берадиган электрокимёвий системани тузишга имкон беради. Бундай энгил қайтар гальваник системалар аккумуляторлар дейилади. Шундай қилиб, аккумуляторлар – иккиламчи электр энергиясининг манбаидир.

Ҳар қандай қайтар гальваник система аккумулятор сифатида ишлатилиши мумкин. Лекин, бундай системаларнинг ҳаммаси керакли натижани бермайди. Амалда аккумулятор сифатида ишлатиладиган гальваник системалар бир-биридан электродларнинг ва электролит эритманинг табиатлари билан фарқ қилади. Амалда энг кўп кислотали (кўрғошинли) ва ишқорий (темир-никелли, кадмий-никелли) аккумуляторлар кенг қўлланилади.

Кислотали (кўрғошинли) аккумуляторларни ишлаш схемаси.

Кислотали аккумуляторлар панжара шаклидаги кўрғошин пластинкадан иборат бўлиб, панжаранинг оралари кўрғошин оксиди  $\text{PbO}$  нинг сувда қорилган пастаси билан тўлдирилади. Пластинкалар – сульфат кислотанинг  $\text{H}_2\text{SO}_4$  25-30% ли эритмасига (аккумуляторни ишлаш шароитига қараб кислотанинг концентрацияси ўзгариши мумкин) тушурилади. Бир оз вақт ўтгандан кейин, кўрғошин оксид сульфат кислотада эриб пластинка юзасида кўрғошин сульфат тузини ҳосил қилади.



Кўрғошин сульфат тузи сульфат кислотада эримагани учун электрод юзасида қолади, шунинг учун электролит сифатида сульфат кислота хизмат қилади.

Аккумуляторни зарядлаш учун, яъни кимёвий энергияни тўплаш учун кўрғошин пластинканинг бир учини ўзгармас электр манбаининг мусбат кутбига, иккинчи учини манфий кутбига улаб системадан ток ўтказамиз аккумуляторнинг манфий кутбига (катодда) кўрғошин қайтарилади:



Анодда кўрғошин оксидланиб, тўрт валентли ҳолатга ўтади.



Бу икки реакция тенгламасининг йиғиндиси, қуйидаги кўринишга эга:



аккумулятор зарядланганда сульфат кислота ҳосил бўлиб, сув реакциясига киришади. Демак, эритмада сульфат кислота концентрацияси ортади. Аккумуляторнинг зарядланиш процесси сув электролиз бўлгунча, яъни катодда водород анодда эса кислород ажрала бошлагунча (бу ҳодиса «аккумуляторнинг қайнаши» дейилади), давом эттирилади.

Шундай қилиб аккумулятор зарядланганда бир электродда оксидловчи хоссага эга бўлган кўрғошин (IV) оксиди  $\text{PbO}_2$  ва иккинчи электродда  $\text{PbO}_2$  га нисбатан қайтарувчи хоссага эга бўлган кўрғошин  $\text{Pb}$  ҳосил бўлади. Бу икки модданинг валентлик ҳолатлари ўртасида фарқ бўлгани учун улар орасида потенциаллар айирмаси ҳосил бўлади. Шунинг учун, анодда ҳосил бўлган оксидловчи  $\text{PbO}_2$  катодда ҳосил бўлган тоза ғовак кўрғошин билан бирга гальваник жупт ҳосил қилади.



Зарядланган аккумулятор пластинкаларини ўзаро туташтирсак кўрғошин билан қопланган пластинкадан, кўрғошин (IV) оксиди билан қопланган пластинкага электронлар оқа бошлайди яъни электр токи ҳосил бўлади. Аккумулятор зарядсизланганда гальваник элемент вазифасини ўтайди ва унинг электродларда қуйидаги процесслар боради.



аккумулятор зарядсизланганда борадиган оксидланиш-қайтарилиш процессларини умуман қуйидагича ёзиш мумкин.



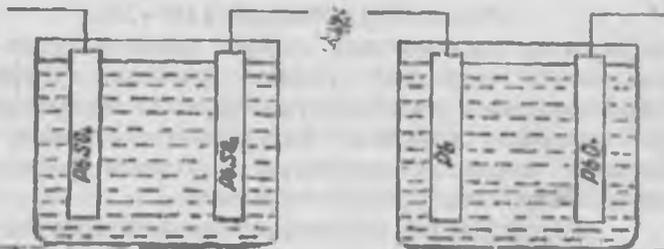
Аккумулятор зарядсизланганда сув ҳосил бўлиб, водород  $\text{H}^+$

ва  $\text{SO}_4^{2-}$  ионлари сарф бўлади натижада сульфат кислота концентрацияси эритмада камаяди. Кислота концентрациясини ўзгариши аккумуляторни зарядланиш даражасини кўрсатади.

Аккумуляторни зарядланиш ва зарядсизланиш процессларини солиштирсак бу икки процесс қарама-қарши эканлигини кўриш мумкин. Шунинг учун иккала процессни куйидаги бир тенглама билан ифодалаш мумкин:



Кўрғошинли аккумуляторни Э.Ю.К 2в бироз катта.



Кўрғошинли аккумуляторни зарядланмаган (а) ва зарядланганда (б) схемасини.

Кўрғошинли аккумуляторлар кўп афзалликларга эга. Бу аккумуляторлар анча оғир ва етарли даражада пишик эмас. Шу сабабли кўрғошинли аккумулятор асосан стационар ҳолатларда ишлатилади.

Назорат саволлари.

1. Қандай жараёнга электролиз деб аталади.
2. Эрийдиган анод электродлар.
3. Электролиздаги иккиламчи процесслар.
4. Электролизда поляризация ҳодисаси.
5. Электролизни қонунлари.
6. Кислоталик аккумулятор ва уни ишлаш принципи.
7. Катод электроддаги процесс ва уни табиатига боғлиқлиги.
8. Анод электроддаги процесс ва уни анион табиатига боғлиқлиги.
9. Электролизда иккиламчи процесс.
10. Суюқланмаларни электролизи.

## 17 – маъруза

### Металл коррозияси

Режа:

1. Коррозия ўзи қандай процесс?
2. Коррозиянинг турлари.
3. Темирнинг емирилиши ва коррозия маҳсулотли.
4. Коррозия тезлиги.
5. Коррозиядан сақланиш методлари.
6. Ингибиторлар.

Металлнинг ҳар қандай кимёвий емирилиш процесси коррозия дейилади. Коррозия ўз табиати жиҳатидан кимёвийдир – оксидланиш процессидир.

Оксидланиш процессининг механизмига қараб коррозия бир қанча турларга бўлинади.

Металлар коррозияланишда мухит характери катта роль ўйнайди. Мухит характериға қараб коррозияни иккига бўлиш мумкин:

а) Кимёвий коррозия. Электр токи ўтказмайдиган мухит учун характерлидир (газлар, нозлектролит суюқликлар, нефть, керосин, бензин ва бошқалар) коррозия электр токи иштирокисиз боради.

б) Электрокимёвий коррозия. Электр токи иштирокида борадиган коррозия.

### Кимёвий коррозия

Металл атрофидаги мухит билан кимёвий реакцияға киришиб, электр токи ҳосил қилмай, оксидланишиға кимёвий коррозия дейилади.

Металларнинг кимёвий емирилишиға олиб келадиган мухитға агрессив мухит дейилади. Агрессив мухитға: ҳаво ёниш натижасида ҳосил бўлган газлар, таркибида олтингугурт бўлган бензин ва бошқалар мисол бўла олади.

Кимёвий коррозия ўз навбатида газли ва суюқлик коррозияға ажралади:

а) Газли кимёвий коррозияда газлар ҳаво кислороди, кўмирнинг ёниш маҳсулотлари билан оксидланади. Коррозия процесси уй ёки юқори температурада бориши мумкин. Газли мухитда паст температурада бориши мумкин. Газли мухитда паст температурада коррозия металл юзасиға ютилиши – хемосорбция

ётади. Бунда кўп металлларда жуда ингичка металл оксид пардаси ҳосил бўлади ва бу пленка металлни кейинги оксидланишидан сақлайди.

Никель, хром, мис ва шунга ўхшаш металлларда жуда ингичка бўлиб металлни ташқи кўринишини ўзгартирмайди. Бундай пардаларни қалинлиги тахминан 10 – 15 А° бўлади. Пардаларни қалинлиги 50 – 100 ва ундан ортиқ ангестрем бўлганда металлни ташқи кўриниши ўзгаради, яъни металл ўзига хос ялтироқликни йўқотади. Магний, алюминий, қўرғошинларда ҳосил бўлган оксид парданинг қалинлиги 200 – 400 А° га боради, шунинг учун бу металл улар оксидларининг рангини эгаллайди. Оксид парданинг қалинлиги температура кўтарилиши билан ортади.

Оксид пардаларини химоя қилиш хоссаси металл ва парданинг тузилишига боғлиқ. Масалан, сувсиз темир (III) оксиди  $Fe_2O_3$  темирни ўзига ўхшаш куб тузилишига эга. Шунинг учун у темирни кейинги коррозиядан сақлай олади, лекин нам ҳавода ҳосил бўлган занг темир оксидининг гидратидан  $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$  иборатдир, ва ромбик тузилишига эга. Темир зангнинг кристалл панжараларида мана бундай фарқ темирни кейинги смирилишидан сақлай олмайди.

Атмосфера шароитида коррозия процессининг давом этиши ҳосил бўлган оксид маҳсулотларининг хоссаларига боғлиқ бўлади. Масалан рух ўзининг кучланишлар қаторида жойланишига қараб темирга нисбатан анча актив, шунинг учун ҳам у ҳавода темирга нисбатан енгил оксидланиши керак. Ҳақиқатда ҳам шундай бўлади, лекин амалда темирни занглашдан сақлаш учун рух билан қоплайдилар. Чунки рухланган темир атмосфера шароитида коррозияга чидамли. Бу эса рух оксидини  $ZnO$  металл юзасини ташқи мухитдан гермитик қоплаш билан тушунтирилади.

Зич химоя оксид пардани темирда ҳам паст температурада ҳосил қилиш мумкин. Бунинг учун темирга кучли оксидловчилар (масалан нитрат кислотаси) таъсир эттирилади. Натижада темир пассивлашади. Пассивланган темир суюлтирилган азот кислотаси билан реакцияга киришмайди. Худди шундай Al, Cr, Ti, зангламайдиган пўлатни пассивлаш мумкин. Кимёвий суюқлик иштирокидаги коррозия – ток ўтказмайдиган суюқ мухитдаги металл коррозияси. Нефть, бензин, керосин, мойловчи ёғлар иштирокида кимёвий коррозия кучаяди.

### Электрохимическая коррозия.

Сув, нам, сувли эритмалар иштирокида системада электр токи ҳосил бўлиб борадиган коррозиядир.

Электрохимическая коррозия икки хил бўлади:

а) гальванокоррозия ва б) электрокоррозия

Гальванокоррозия ўз – ўзидан гальваник занжир ҳосил бўлиб борадиган коррозия.

Электрокоррозия ташқи электр манбаи таъсирида борадиган коррозия.

Табий шароитда металлнинг техник вазифаларида ишлатишда гальванокоррозия кўп учраб туради.

Электрохимическая коррозия назарияси рус олимларининг бир қанча ишлари асосида юксалди. 20 аср бошларида В.А.Кристьяковский (1865-1953) металллар пассивлигини парда (пленка) назарияси, 1913 йилда академик Л.В.Писержевский (электродлар потенциалининг гидраг назарияси) яратди ва ўша йили Н.А.Изгариев (1884-1956) электролит эритмаларида металллар юзасида электрохимический процесслар боришини кўрсатди.

Н.А.Изгариев тажрибасига асосан металлларни кислоталарда эриш процесси умуман бошқа кўринишига эга. Агарда сульфат кислотали идишга тоза рух ташласак водород ажралиб чиқиши сезилмай худди реакция бормагандай бўлади. Реакция давом этмаслагининг сабаби шундаки эритмага ўта бошлаган рух ионлари  $Zn^{2+}$  гидратланади ва рух парчасини мусбат зарядланган ионлар қавати қуршаб олади, яъни қўш электр қавати ҳосил бўлади. Бу қават водород ионларининг рух юзасининг жуда яқин келишига ва ундан электронлар олишига имкон бермайди, бунинг натижасида рух эримай кўяди.



Агарда рух юзасига қандайдир кам актив металлни, масалан, мнс сим ёки графит стержин теккизсак у вақтда металллар тегишган жойда водород шиддатли ажралиб чиқаётганлигини кузатиш мумкин. Электронлар рухдан мисга ва ундан водород ионига ўтади, рух эса эритмага янгидан-янги ионлар юбориб оксидланади, эрийди. Бу реакцияни қуйидагича ёзиш мумкин



Демак қуйидаги схема билан ишлайдиган гальваник элемент ҳосил бўлади.

Сульфат кислота эритмасида рухни эриши:

а) – тоза рухни: б) – мисланган рухни.

Бу кўриб чиқилган электрохимий коррозия – металлнинг анод оксидланишига мисолдир. Худди шу принципда темир пўлатни коррозия процесси боради. Агалда темирнинг таркибида углерод қўшимча бўлса, темир анод оксидланиб, углерод эса катод астар вазифасини ўтайди.

Коррозияланаётган темир юзасидаги микрогальваник элементларни ишлаш принципи ҳам худди шундай. Табиий шароитда металл юзасида ютилган – адсорбцияланган сув натижасида ҳосил бўлган «намларда» электролит вазифасини ўтайди ва бу электролитда атмосфера газлари  $O_2$ ,  $CO_2$  ва бошқалар эрийди. Углерод (IV) оксидини  $CO_2$  эриши  $H^+$  ионлар концентрациясини ортишига олиб келади.

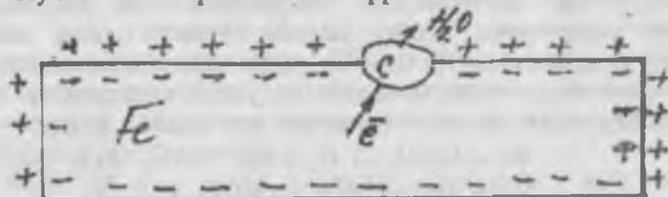


Коррозияланишда иккиламчи маҳсулот сифатида

$Fe(OH)_2$  – чўкмаси ҳосил бўлади ва у ҳаво кислороди билан оксидланиб зангни ҳосил қилади.



Пўлатни электрохимий коррозияланиш схемаси.



Электродларда қуйидаги процесслар бўлади:



Темир (II) гидроксиди ҳосил бўлишида темир юзасида оқ доғ «оқ занг» ҳосил бўлади, сўнгра у оксидланиб:



$\text{Fe}(\text{OH})_3$  қўнғир гидроксиддир, сўнгра у қисман дегидратацияланади:



Коррозияланиш асосида эса микрогальваник элементлар ётади.

**МИКРОГАЛЬВАНКОРРОЗИЯ** – бундай коррозиян

элементда электродлар бир-биридан фарқ қилиб қуролланмаган қўз билан кузатиш мумкин бўлади. Масалан, рухланган темирни коррозияланишидан рух актив металл бўлгани учун у анодда оксидланиб ион ҳолатга ўтади:  $\text{Zn} - 2e = \text{Zn}^{2+}$ .

Темир рухга нисбатан кам актив металл бўлгани учун катод вазифасини бажаради: Катодда  $2\text{HON} + 2e = \uparrow\text{H}_2 + 2\text{OH}$  Иккиламчи процесс

$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2$ . Коррозион гальвано – жуфт  $\text{Zn}/\text{Fe}$  ишлаши натижасида рух емирилади. Рух электронлари хисобига темир коррозияланмайди.

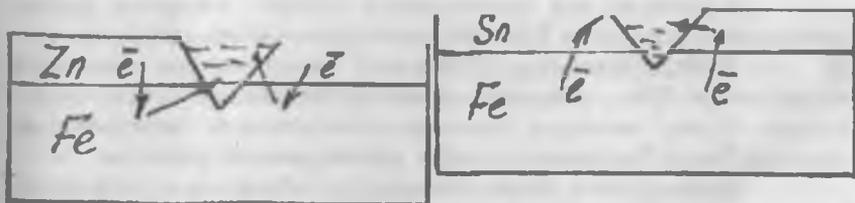
Темир – қалай  $\text{Fe}/\text{Sn}$  гальваножуфтнинг иш процессини кўриб чиқайлик. Бу ҳолда темир қалайга нисбатан кимёвий активроқ металл бўлгани учун темир – анод, қалай катод вазифасини ўтайди.

Аноддаги реакция:  $\text{Fe}^0 + 2e = \text{Fe}^{2+}$

Катоддаги реакция:  $2\text{HON} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

Иккиламчи процесс:  $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2$ , сўнгра темирни оксидланиш процесси:  $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$

Демак бундай гальваножуфтни ишлаши натижасида темир оксидланиб (емирилиб) қалай ўзгаришсиз қолади. Амалда бундай коррозиялар рухланган ва қалайланган темирни коррозияланишида учрайди.



Қалайланган (а) ва рухланган (б) темирнинг коррозияланиш схемаси.

Коррозия металл юзасида боргани учун унинг юзаси бутун қопланганда коррозия бормади. Агарда қопланган юзада тирланиш, дарст ҳосил бўлса коррозияга шароит яратилади

Темирни қалай билан қоплашга катод қоплаш, рух билан қоплашга анод қоплаш (ҳимоя қилиш) дейилади. Анодли қопланишни – протекторли ҳимоя қилиш ҳам дейилади.

### Коррозия тезлиги

Коррозия тезлиги (К) бир соатда бир квадрат метр юзадан смирилган граммлар сони билан ифодаланлади. Масалан, темирнинг сувда коррозия тезлиги  $K=0.05\text{г/см}^2$  соат бўлса ва бир текисда борса бир йил давомида 0.1 мм чуқурликкача боради.

Коррозия тезлигини электрохимёвий поляризация процесси чегаралайди. Катодли ва анодли концентрацион поляризациядан ташқари анодли поляризация, ҳимоя парда ҳосил бўлиши билан амалга оширилади. Шунинг учун коррозияга қарши курашда деполяризаторлар ишлатилади. Масалан, эритмада водород  $\text{H}^+$  ионлар концентрациясини ошириш металл смирилишини тезлатади, гидроксид  $\text{OH}^-$  ионлар концентрациясини ошириш эса Fe, Mg ва шунга ўхшаш металлларни коррозиясини секинлаштиради.

Оддий гальваник элементларда коррозияга қарши курашда ток кучини оширадилар. Анод электродда металлни смирилиши қанча секин борса коррозия тезлиги шунча кичик бўлади.

Анод процесс. Агарда электрод атрофида қийин эрийдиган модда ҳосил бўлса, у металлни коррозион мухитдан ажратувчи ҳимоя пардаси ҳосил бўлишга олиб келади, масалан, ишқорий мухитда темирни коррозияланишида анодда қийин эрувчи гидратланган темир оксидидан иборат бўлган ҳимоя пардаси ҳосил бўлади. Бу эса коррозион процессни тўхтатади.

Қўрғошин эса суълтирилган сульфат кислотада қийин эрийдиган парда ҳосил бўлгани учун жуда оз коррозияланади.

Катод процесси. Катоддан электронларни олиниши қанча секин бўлса аноддаги металлни смирилиши шунча секин боради. Катод электрод юзасида электронларни электролитни ионлари билан боғланишига катод деполяризация дейилади.

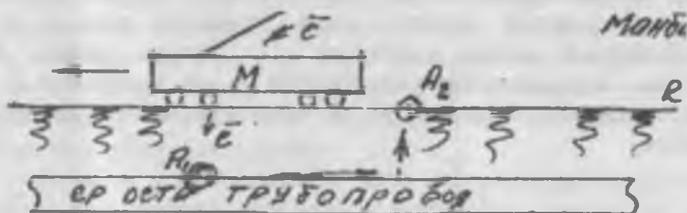
Атмосферада коррозияланиш – атмосфера шароитида металлларни атмосферада ўз-ўзидан оксидланиши амалда энг кўп тарқалгандир

Оксидланиш механизми қуйидагича: металлни атмосферадан нам ҳавони адсорбцияланиши натижасида ингичка суюқлик парда (электролит) ҳосил бўлади. Тоза ва қуруқ ҳавода коррозия жуда секин боради (сув – кучсиз электролит). Атмосферада  $\text{CO}_2$ ,

асосан  $\text{SO}_2$  бўлиши коррозия процессини тезлатади. Масалан, темир йўлга яқин жойлашган симларга нисбатан кам хизмат қилади. Ҳозирги вақтда пўлат – алюминий симлар кўп қўлланилади. Чунки улар токни пўлатга нисбатан яқши ўтказди ва алюминий симга нисбатан анча мустаҳкам. Бундай симлар коррозияга чидамли, чунки ҳаводаги майда кристалл ҳолдаги тузлар айниқса  $\text{Cl}^-$  ионлари коррозияни активдир.

**Ер ости коррозия.** Бу электр токи таъсирида электроки-мёвий коррозия процессидир. Масалан, электр темир йўл яқинига жойлаштирилган ер ости трубопроводларида “дайди токлар” ҳисобига борадиган коррозиядир.

Рельсни уланган жойларида яқши контакт бўлмаслиги рельсни қаршилигини ошириши ва рельс яқинидаги нам ернинг электрни яқши ўтказишини натижасида ер ости трубопроводга яқин жойлашган рельс участкаси катод ( $\text{K}$ ), трубопровод участкаси эса анод ( $\text{A}$ ) бўлади. Электролиз процесси бориб трубопровод коррозияланиб анод вазифасини ўтайди. Ерда кагоддан анодга, рельсдан трубопроводга қараб анионлар ( $\text{A}$ ) ҳаракат қилади. Сўнгра электр токи рельсни қандайдир участкасига қайтади (труба орқали).



Ер остида дайди токлар ҳисобига борадиган электрокоррозия схемаси.  $\text{M}$  – электродвигательли транспорт.  $\text{R}$  – рельс ўлчамида қаршилиқ.  $\text{A}_1, \text{A}_2$  – анодлар, катодлар –  $\text{K}_1, \text{K}_2$ ,  $\text{Aп}$  – анионларни ердаги ҳаракати.

Энди трубопроводнинг бирор қисми – катод ( $\text{K}_2$ ) рельс янги бирор қисми анод ( $\text{A}_2$ ) вазифасини ўтайди ва натижада рельс коррозияланади. Тупроқдаги анионлар трубопроводдан рельсга қараб ҳаракат қилади. Дайди токлар йўналишини схемада пунктир чизик билан кўрсатилган ва анионлар йўналишига тескарисидир.

Коррозиядан сақаниш методлари

Коррозиядан сақланиш усулларида бири металлни

Темирни қалай билан қоплашга катод қоплаш, рух билан қоплашга анод қоплаш (ҳимоя қилиш) дейилади. Анодли қопланишни – протекторли ҳимоя қилиш ҳам дейилади.

### Коррозия тезлиги

Коррозия тезлиги (К) бир соатда бир квадрат метр юзадан смирилган граммлар сони билан ифодаланади. Масалан, темирнинг сувада коррозия тезлиги  $K=0.05\text{г/см}^2$  соат бўлса ва бир текисда борса бир йил давомида 0.1 мм чуқурликкача боради.

Коррозия тезлигини электрохимёвий поляризация процесси чегаралайди. Катодли ва анодли концентрацион поляризациядан ташқари анодли поляризация, ҳимоя парда ҳосил бўлиши билан амалга оширилади. Шунинг учун коррозияга қарши курашда деполяризаторлар ишлатилади. Масалан, эритмада водород  $\text{H}^+$  ионлар концентрациясини ошириш металл смирилишини тезлатади, гидроксид  $\text{OH}^-$  ионлар концентрациясини ошириш эса Fe, Mg ва шунга ўхшаш металлларни коррозиясини секинлаштиради.

Оддий гальваник элементларда коррозияга қарши курашда ток кучини оширадилар. Анод электродда металлни смирилиши қанча секин борса коррозия тезлиги шунча кичик бўлади.

Анод процесс. Агарда электрод атрофида қийин эрийдиган модда ҳосил бўлса, у металлни коррозион муҳитдан ажратувчи ҳимоя пардаси ҳосил бўлишга олиб келади, масалан, ишқорий муҳитда темирни коррозияланишида анодда қийин эрувчи гидратланган темир оксиддан иборат бўлган ҳимоя пардаси ҳосил бўлади. Бу эса коррозион процессни тўхтатади.

Кўрғошин эса суялтирилган сульфат кислотада қийин эрийдиган парда ҳосил бўлгани учун жуда оз коррозияланади.

Катод процесси. Катоддан электронларни олиниши қанча секин бўлса аноддаги металлни смирилиши шунча секин боради. Катод электрод юзасида электронларни электролитни ионлари билан боғланишига катод деполяризация дейилади.

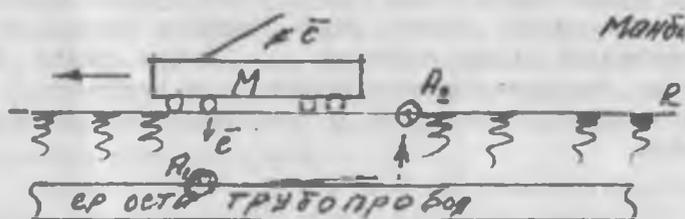
Атмосферада коррозияланиш – атмосфера шароитида металлларни атмосферада ўз-ўзидан оксидланиши амалда энг кўп тарқалгандир

Оксидланиш механизми қуйидагича: металлни атмосферадан нам ҳавони адсорбцияланиши натижасида ингичка суюқлик парда (электролит) ҳосил бўлади. Тоза ва қуруқ ҳавода коррозия жуда секин боради (сув – кучсиз электролит). Атмосферада  $\text{CO}_2$ ,

асосан  $\text{SO}_2$  бўлиши коррозион процессни тезлатади. Масалан, темир йўлга яқин жойлашган симларга нисбатан кам хизмат қилади. Ҳозирги вақтда пўлат – алюминий симлар кўп қўлланилади. Чунки улар токни пўлатга нисбатан яхши ўтказди ва алюминий симга нисбатан анча мустаҳкам. Бундай симлар коррозияга чидамли, чунки ҳаводаги майда кристалл ҳолдаги тузлар айниқса  $\text{Cl}^-$  ионлари коррозион активдир.

**Ер ости коррозия.** Бу электр токи таъсирида электроки-мёвий коррозия процессидир. Масалан, электр темир йўл яқинига жойлаштирилган ер ости трубопроводларида “лайди тоқлар” ҳисобига борадиган коррозиядир.

Рельсни уланган жойларида яхши контакт бўлмаслиги рельсни қаршилигини ошириши ва рельс яқинидаги нам ернинг электрни яхши ўтказишини натижасида ер ости трубопроводга яқин жойлашган рельс участкаси катод ( $\text{K}$ ), трубопровод участкаси эса анод ( $\text{A}$ ) бўлади. Электролиз процесси бориб трубопровод коррозияланиб анод вазифасини ўтайди. Ерда катоддан анодга, рельсдан трубопроводга қараб анионлар ( $\text{A}$ ) ҳаракат қилади. Сўнгра электр токи рельсни қандайдир участкасига қайтади (труба орқали).



Ер остида дайди тоқлар ҳисобига борадиган электрокоррозия схемаси.  $\text{M}$  – электродвигательн транспорт.  $\text{R}$  – рельс ўлчамида қаршилик.  $\text{A}_1, \text{A}_2$  – анодлар, катодлар –  $\text{K}_1, \text{K}_2$ ,  $\text{A}_n$  – анионларни ердаги ҳаракати.

Энди трубопроводнинг бирор қисми – катод ( $\text{K}_2$ ) рельс янги бирор қисми анод ( $\text{A}_2$ ) вазифасини ўтайди ва натижада рельс коррозияланади. Тулрокдаги анионлар трубопроводдан рельсга қараб ҳаракат қилади. Дайди тоқлар йўналишини схемада пунктир чизик билан кўрсатилган ва анионлар йўналишига тесқаридир.

Коррозиядан сақаниш методлари  
Коррозиядан сақланиш усулларидан бири металлни

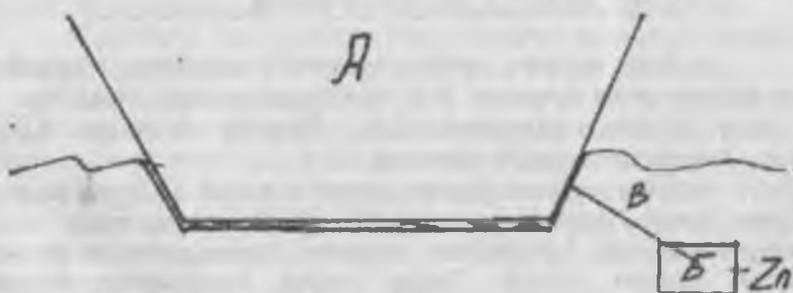
коррозион мухитда изоляция қилиш. Бунинг учун металл юзаси мойланади, лаклар, мойлар ҳамда коррозияга чидамли рух ва қалай билан гальваностегия усули билан қопланади – металлни металл билан қоплашни икки катод ҳамда анодли қоплашга ажратадилар.

Анодли қопламага темирни рух билан қоплаш мисол бўла олади. Бу мисолда ҳимоя қилувчи металл рух ҳимояланувчи темирдан активроқ бўлгани учун қоплама юзаси бузилганда гальваник элемент ҳосил бўлади ва бу элементда анод рух эмирилади, катод темир эса рух тулиқ эмирилиб бўлмагунча эмирилмайди.

Бирор металл предмети унинг металидан пассивроқ металл билан қоплашга катод қоплама дейилади. Бу ҳолда қоплама юзаси бузилганда ҳимояланувчи металл коррозияланади. Темир учун мнс, қалай, қўрғошин, кумуш билан қоплаш бунга мисол бўлади.

#### Протекторли химоя

Протекторли химоя усулида металл буюмга унинг металидан активроқ металлни сим билан туташтирадилар бунда гальваник жуфт ҳосил бўлади. Бу гальваник элементда протектор – анод, ҳимояланувчи металл буюм – катод бўлади. Бундай усул билан кемаларнинг денгиз сувида турадиган қисми, ер ости трубопроводлар химоя қилинади. Агарда расмда В сим ёрдамида ҳимояланувчи конструкция А ни протектор В билан туташтирсак, В – эмирилиб А конструкцияни коррозиядан сақлайди.



Протекторли химоя схемаси.

Кимёвий химоя усули  
Коррозияга чидамли металл бирикмаси (пленка) ҳосил

қилиш учун химоя қилинувчи металл юзаси кимёвий ишланади. Бундай химоя пленка металл буюмларни иссиқ ҳолда темир ва марганец дигидрофосфат эритмалари билан ишланганда ҳосил бўлади ва бундай метод фосфотизация дейилади. Амалда кимёвий фосфатлаш учун темир ва марганецни дигидрофосфат эритмалари  $\text{Fe}[(\text{OH})_2\text{PO}_4]$ ,  $\text{Mn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  препарат «Мажеф» ишлатилади. Буюм мажеф тузи билан ишланганда унинг юзасида фосфат ва гидрофосфатлар ажралади  $\text{FeHPO}_4$ ,  $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{MnHPO}_4$ ,  $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$ .

Поляк кимёгарлари 1974 й электротехник буюмлар ва кимёвий аппаратлар учун температурага чидамли полиэфир қоплама ишлаб чиқдилар. Бундай қоплама  $150^\circ\text{C}$  температурада 25 кВ/мм гача бўлган кучланишга чидамлидир. Бу қоплама куйидагича олинади: терефтлат кислотанинг полиэфир криемний (IV) оксиди  $\text{SiO}_2$  билан аралаштириб қиздирилади. Сунгра совутилиб металл юзасида электростатик чанглатилиб қопланади.

### Электрохимоя усули

Электрохимояда химояланувчи металл ташқи электр токи манбаининг манфий кутбига қўшимча электрод эса мусбат кутбига уланади ва электрод анод поляризацияланади. Ер ости коррозияда ташқи электр токи манбаининг мусбат кутби ерга уланади. Бунда кучсиз ток ишлатиб химояланаётган металл коррозиясини тўхтатиш мумкин.

Катодли химоя усули ер ости қурулмаларни коррозиядан сақлашда ишлатилади. Бу усул протектор химоя усулидан афзалликларга эга. Агарда протекторли химоянинг таъсир этиш радиуси тахминан 50 м га тенг бўлса, катодли химоянинг таъсир этиш радиуси 2900 м га тенг. Шунинг учун катта металл юзларини химоялашда катод усул қулайдир.

Электрохимоя усулининг протектор усулидан фарқи шуки электролит муҳитдаги химояланувчи конструкция А ташқи электр ток В манбаининг катодига уланади ва бу муҳитга ташқи ўзгармас ток манбаининг В анодига уланган эски металл (рельс, балка) Б тушурилади.

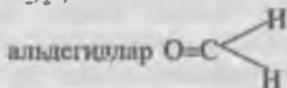


Электрoхимоя схемаси.

### Коррозия ингибиторлари

Коррозион актив мухитда металл емирилишини секинлаштирадиган моддаларга коррозия ингибиторлари дейлади. Кислотали коррозия ингибиторлари металл юзасида яхши адсорбцияланиб, унинг кимёвий бирикмасига адсорбцияланмайди. Ингичка адсорбцион парда металлни кислотали мухит таъсиридан сақлайди. Металлни кимёвий бирикмаси химояланмай ингибитор бўлган кислотада эрийди.

Ингибитор сифатида асосан аминлар, мочевина  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , тиомочевина  $-\text{SC}(\text{NH}_2)_2$ , сульфитлар  $-\text{SO}_3^{2-}$ ,



Хроматлар  $-\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , фосфатлар  $-\text{PO}_4^{3-}$ , силикатлар  $-\text{SiO}_3^{2-}$  ва бошқалар ишлатилади.

Ингибиторлар қора металлрни куйинди, занглардан химоявий тозалашда кенг қўлланилади.

### Назорат саволлари:

1. Коррозия деб нимага айтилади?
2. Коррозияни турлари.
3. Темирни емирилишини ва емирилиш маҳсулотини ҳосил бўлиш тенгламаларини ёзинг.
4. Электрокимёвий коррозия ва катод – анод ҳимояси.
5. Коррозиядан сақланиш.

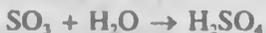
## 18 – маъруза Комплекс бирикмалар.

Режа:

1. Биринчи тартибли бирикмалар.
2. Юқори тартибли бирикмалар.
3. Комплекс бирикмаларда координацион назария (А.Вернер.1893)
4. Комплекснинг мустаҳкамлиги ( $\beta=1/ K_6$ )
5. Комплекс лигандлари – аква, аммиакат ҳамда ацидо ҳақида тушунча.
6. Комплексларни номланиши.

Мураккаб моддани улардаги кимёвий боғланиш хусусиятига қараб 2 гурпага бўлиш мумкин. 1. Валентлик қондасига бўйсуниб, ион ёки ковалент боғланиш натижасида ҳосил бўлган мураккаб моддалар. Масалан:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{SO}_3$  лар. Булар биринчи тартибли бирикмалар дейилади.

2. Биринчи тартибли бирикмаларни узаро бирикиб юқори тартибли бирикмалар ҳосил қилиш. Бундай юқори тартибли бирикмаларнинг барқарори комплекс бирикмалар дейилади. Масалан:



Биринчи тартибли бирикмалар билан комплекс бирикмалар орасида кескин чегара йўқ. Комплекс бирикмаларнинг ҳоссалари ва тузилишини тушунтириш учун швецар олими А.Вернер (1893) координацион назария яратди.

Бу назарияга биноан ҳар қандай комплекс бирикманинг молекуласида ионлардан биттаси / одатда, мусбат зарядланган / марказий ўринни эгаллайди ва уни комплекс ҳосил қилувчи дейилади. Унинг атрофига бевосита маълум сондаги қарама-қарши зарядланган ионлар ёки электронейтрал молекулалар жойлашади.

/ координатланади / ва уларни лигандлар бирикманинг ички координацион сферасини / комплекс ионни / ташкил этади. Ички сферага сиғмай қолган ионлар марказий иондан анча узоқда жойлашган ва ташқи координацион сферани ташкил этади. Масалан:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$

Co – комплекс ҳосил қилувчи / марказий ион /

$\text{NH}_3$  – лиганд ёки адденд.

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  – ички сфера.

$\text{Cl}^-$  – ташки сфера.

Агар  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  сувда эритилса, у қуйидагича диссоциланади:



Комплекс бирикмалар катион, нейтрал, анион ҳолда бўлиши мумкин. Нейтрал комплекс бирикмаларда ташки сфера бўлмайди. Масалан:



Анион комплекс бирикмалар:



Кўришиб турибдики марказий атом вазифасини металл ёки металлмас элемент атомлари бажариши мумкин. Марказий атомнинг атрофида координатланган лигандлар миқдори унинг координатцион сони дейилади. Валентлик каби координатцион сони баъзи бир марказий атомлар учун доимий қийматга эга. Масалан:  $\text{Pt}^{2+}$  учун к.с. 4га тенг.

$\text{Pt}^{4+}$  учун = 6.

$\text{Cr}^{+3}, \text{Co}^{+3} = 6$

Комплекс бирикмаларда анионлар (масалан,  $\text{F}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{SCN}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ) ва нейтрал молекулалар ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{F}_2$ ) ҳамда баъзан жуфт электрон бўлмаган молекулалар лиганд бўлиши мумкин. Комплекс бирикмада лиганд вазифасини бир вақтнинг ўзида ҳам манфий ионлар, ҳам электронейтрал молекулалар ўтиши мумкин. Масалан:



$\text{CN}^-$  иони ва  $\text{NH}_3$  молекуласи ҳамда  $\text{NH}_3$  ва  $\text{H}_2\text{O}$  молекулалари билан бирга  $\text{Cl}^-$  иони лиганддир.

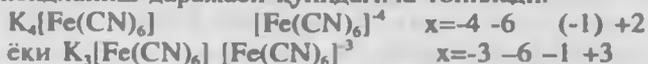
Комплекс бирикмаларнинг ички сферасида анионлар ёки нейтрал молекулалар кетма – кет бошқа молекула ёки анионлар билан алмаштирилиши мумкин. Масалан:



Комплекс ионининг заряди қуйидагича топилади. Масалан:

$\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$   $x=+2+4(-1)=-2$  Шунинг учун ташки сфера К нинг +1 ионидан 2та бор. Комплекс ҳосил қилувчининг

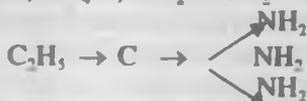
оксидланиш даражаси қуйидагича топилади.



А.Вернер комплекс бирикмаларга лиганднинг координацион сизими деган тушунчани киритди ва у қуйидагича таърифланади: айни лиганд комплекснинг ички сферада марказий ион атрофида исча жойни банд қилса, бу сон шу лиганднинг координацион сизими дейилади.

Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, Y<sup>-</sup>, F<sup>-</sup>, NH<sub>3</sub>, OH<sup>-</sup>, H<sub>2</sub>O

Булар биттадан жойни банд этади, шунинг учун уларни координат сизими 1 га тенг.



3 га тенг

Масалан K<sub>3</sub>[Co(NO<sub>3</sub>)<sub>6</sub>] да NO<sub>3</sub><sup>-</sup> ионининг координат сизими 1 га тенг, чунки NO<sub>3</sub><sup>-</sup> иони Co<sup>+3</sup> билан битта кимёвий боғ ҳосил қилади.



Комплекс ион кетма-кет тартибда диссоциаланади.



Умумий тенглама



Бу диссоциаланишлар унинг мувозанат константаси ёки комплекс беқарорлик константаси (Кб) деб аталади.

$$K_b = [Fe^{2+}][CN^-]^6 / [Fe(CN)_6]^{4-} = 1,0 \cdot 10^{-37} \text{ га тенг.}$$

Комплекснинг Кб қанча кичик бўлса, комплекс иони шунча мустаҳкам бўлади. Комплекснинг мустаҳкамлиги

$\beta = 1 / K_b$  нисбатан мустаҳкам, чунки 1 ҳолда Co<sup>3+</sup> оксидланиш даражасига эга, 2 ҳолда эса +2 оксидланиш даражасига эга.

Эритмадаги комплекс ион зарядига қараб комплекс бирикмалар катион, анион ва нейтрал комплексларга бўлинади. Катион комплекслар асосан мусбат зарядланган марказий атом атрофига электронейтрал молекулалар (H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>)нинг координационланиши натижасида ҳосил бўлади.



Агар комплексда лигандлик ролини сув бажарса – аква комплекс, NH<sub>3</sub> бажарса аммиакат деб аталади.

Анион ацидо комплекслар – асосан мусбат зарядланган

марказий атом атрофига анионларни координатланиши натижасида ҳосил бўлади. Уларга тузлар  $PtCl_4 \cdot 2KCl$ ,  $HgCl_2 \cdot 2KCl$ ,  $K_2[PtCl_6]$ ,  $K_2[HgCl_4]$  киради.

Нейтрал комплексларга ташқи сферасига бўлмаган комплекс бирикмалар киради. Улар сувли эритмаларда комплекс ион ҳосил қилмайди.  $[Co(NH_3)_3]Cl_3$ ,  $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ ,  $[Co(NH_3)_3(NO_3)_3]$

Номланиши:

Масалан

$K_3[Fe(Cl)_5]NH_3$  – калий пента хлор аминферрат (III)  
 $(NH_4)_2[Pt(NO_2)_2Cl_4]$  – аммоний динитротетрахлор платинат (IV)

$K[Co(H_2O)_2(NO_2)_4]$  – калий тетранитроди (аквакобальт(IV))

$[Cr(NH_3)_3(CN)_3]$  – трицианотриамино хромат (III)

$K_4[Fe(CN)_6]$  – калий гексоциано феррат (II)

КОМПЛЕКСЛАРНИ НОМЛАНИШИ.

1963 йилдан бошлаб таклиф қилинган номенклатура халқаро назарий ва амалий кимёвий иттифоқи термин комиссияси томонидан қарорларга асосланади.

1. Ионларни номлашда биринчи навбатда катион, ундан кейин анион аталади. Масалан:

$[Ag(NH_3)_2]Br$  – диаминаргенто (I) бромид

$K_2CuCl_3$  – калийтрихлоркупрат (I)

2. Лигандларни номлашда аввал «анион» сўнгра «нейтрал ионлар» ва ундан кейин «катион» номи аталади (уларнинг орасига дефисқўйилмайди). Анионларни аташда дастлаб «оддий анион», ундан кейин «кўп атомли анионлар» номи айтилади. Уларнинг номига «ат» қўшиб айтилади. Масалан,  $K_2Pt(NO_2)_2Cl_2$  – калий дихлоро динитритоплатинат.

3. Лигандлар сонини ифодаловчи қўшимчалар. Оддий лигандлар сонини ифодалашда ди, три, тетра, пента, гекса ва ҳоказо қўшимчалар ишлатилади.

$K_4Fe(CN)_6$  – калий гексацианферрат (2)

$K_3Fe(CN)_6$  – калий гексацианферрат (3)

$Al(H_2O)_6Cl_3$  – гексааквоалюминий хлорид

4. Марказий ионнинг оксидланиш даражасини номланишда марказий ионнинг оксидланиш даражаси қавс ичида лотинча рақамлар билан ифодаланadi. Масалан:

$Cu(NH_3)_2OH$  – диаминмис (I) гилроксид

5. «Кўприк» вазифасини ўтовчи группаларни номлашда бир координацион марказни иккинчиси билан боғлаб турувчи

«кўприк» вазифасини бажарётган группаларни аташда уларнинг олдига – ҳарифи қўйилади.

6. Геометрик изомерларни номланишида уларнинг «рақами» белгиларидан ёки «цис» ва «транс» терминларидан фойдаланилади. Масалан , - транс-дихлордиамин- палладий (2) ёки

1,3- дихлордиаминпалладий (2)

### **НАЗОРАТ САВОЛЛАРИ:**

1. Биринчи ва юқори тартибли бирикмалар.
2. Марказий атом тушунчаси ҳақида нималарни биласиз?
3. Комплекс бирикмаларнинг ички ва ташқи сфералари.
4. А.Вернер комплекс бирикмалардаги лиганд координацион сизими деган тушунчани таърифи.
5. Комплексни номланиши.

## 19 – мивъруза

### Санаотда ва халқ хўжалигида кўп ишлатиладиган ноорганик моддаларни олинниши, ишлатилиши ва органик моддаларни турлари.

Режа:

1. Оксидлар, асослар, кислоталар ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) ва тузлар.
2. Озиқ-овқат саноатида ишлатилувчи моддалар.
3. Кимёвий ўғитлар ва ноорганик моддалар.
4. Органик моддаларни синфлари.

Кимё фани борлиқни, атроф муҳитни, материяни ўзгариши сабабларини ўрганувчи фан бўлиб, унинг ютуқлари асосида янги-янги моддалар олиниб, турлари ўрганилиб, халқ хўжалигида хизмат қилмоқда.

Ер ости, ер усти бойлик қанчалик чуқур ва ҳар томонлама ўрганилса шунчалик саноатда фойда келтиради.

Умумий кимёни ўрганиб, ундан фойдаланиб турли туман ноорганик моддаларни борлигини аниқланса, хўжаликда ишлатилса бу давлат шунчалик юқори даражада ривожланган деб аталади.

Ўзга диёримиздаги табиий бойликни аксарият қисми ер ости бойликлар деб ҳисобланади. Масалан: Ер ости рангли металл қорхоналари қанчалик ривожланган техникадан фойдалансалар шунча кўп металлларни қазиб олиб улар саноатда қўлланилади.

Рангли металл бирикмасидан қанча кўп фойдаланса давлат шунча бой ва ривожланган бўлади. Ҳамма ноорганик моддаларни қуйидаги синфларга ажратилса уларни албатта қўллаш доираси кенгайди. Оксидларни, асосларни (гидроксид), кислота ва тузларни, рангли металлларни ҳаммасини қўллаш соҳалари бор ва уни тўғри ташкил этиш зарур. Масалан металл оксидлари ҳам металлмас оксидлар. Асослар ва кислоталарни, тузлар ва уларни турларини айтсак шундаги бу моддаларни аҳамияти янада ойдинлашади.

Мисол:  $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{қарча 1}} \text{CaO} + \text{CO}_2$  бу иккала моддаларни қанчалик кераклигини билиш ўрганиши ўзи жуда қатта билим талаб қилади ва қизиқарлидир.  
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$  – қурилиш материали.  $\text{CO}_2$  модда кислота ва икки хил тузларни олишда хом ашёдир.



Металл сульфидлари:  $\text{MeS}$



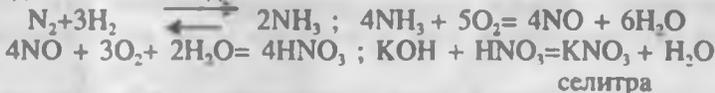
юкори сифатли  $\text{Cu}$  эса фақат электролиз орқали олинади.

Саноатда  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  ва  $\text{H}_3\text{PO}_4$  кислоталари ва уларни бирикмалари жуда катта аҳамиятга эга. Бир мисол:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$  кислота.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  эса жуда кенг саноатда ишлатилади.



Бундан олинган модда  $\text{H}_3\text{PO}_4$  кислотасидан минерал  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  ўғити олинади.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  кислотаси бирикмаларидан уни тузларидан кенг қўламда фойдаланамиз:  $\text{CaSO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  ва х.з.лардан.

Биргина электролиз усулини қўллаб энг тоза  $\text{Au}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Ag}$  олишади ва ишлатилади.



селитра

$\text{KNO}_3$  кимёвий ўғит ва портловчи моддалар олинади.

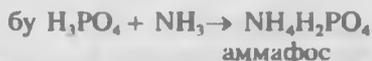


нитро метан



3-нитроглицерин





бу пахтани ҳосилдорлигини оширадиган минерал ўғитдир.

Аммафосда азот ва фосфор элементлари пахта ҳужайрасида яхши ўзлаштирувчи элементлардир.

Оддий газ ҳолатидаги водородни ( $\text{H}_2$ ) тасаввур қилинг уни тозали сувни электролиз қилиб олинади.



Катодда олинган тоза водород эса оддий пахта ёғини туйинтириб (гидрогенизация) маргарин маҳсулоти олишда ишлатилади.

Бундай мисолларни жуда кўп келтириш мумкин. Кимёвий билимимиз қанчалик бойиса, тараққиёт этса саноатта, ҳужаликка шунча фойда келтиради, ҳаёт форовонлиги ошади.

Биз юқорида кимё фанининг бир соҳаси – бўлмиш “умумий ва ноорганик кимё” қисмидан фикрланган бўлдик, аммо ундан ҳам бой бўлган, тараққиёт этаётган “органик моддалар” деб аталиши жуда чексиз соҳаси ҳам бор. Бу соҳа ҳам кимё фанини асосини ташкил этиб, унинг турларни 3,5млн хилни ташкил этса, ноорганик моддалар 1,5млн турлидир. Шу рақамлардан маълумки органик моддалар қанчалик кўп, турли хил бўлиб саноатда ва халқ ҳужалигида жуда катта аҳамиятга эга.

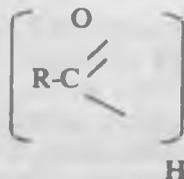
Органик моддалар тирик ҳужайралик бўлиб (ўсимлик ва тирик) атроф борликни асосини ташкил этадилар ва қуйидаги турларга бўлинадилар. Тузилиши ва тартибига асосан органик моддалар қуйидаги турларга бўлинади:

1. Тузилиши занжирсимон бўлган углеводородлардан (ёғ қатор углеводородлар) ташкил топганлар ( $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$ )
2. Тузилиши халқасимон (циклик) углеводородлар.
3. Тузилиши халқасимон, лекин таркиби углеводородлардан ташқари яна бошқа элементлар ҳам бўлган (гетероциклик) моддалардир.

Энди бу ўччала тур моддаларни таркибини ташкил этган функционал группаларга ва ароматик углеводородларни ташкил этади.

1. Тўйинган углеводлар:  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ,  $\text{C}_n\text{H}_2$ , . . . . .  $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$
2. Тўйинмаган углеводородлар  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ , . . . . .  $\text{C}_{10}\text{H}_{20}$
3. Ацетилен углеводородлар  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ ,  $\text{CH} = \text{CH}(\text{C}_2\text{H}_2)$

4. Спиртлар ( $R-OH$ ), альдегидлар  
эфирлар ( $CH_3-O-CH_3$ ),



$\begin{array}{c} O \\ | \\ \end{array}$   
кетонлар ( $R-C-R$ ), кислоталар ( $R-COOH$ ), нитробирикмалар ( $R-NO_2$ ) аминобирикмалар ( $R-NH_2$ ), сульфобирикмалар ( $R-SO_3H$ ), аминокислоталар ( $NH_2 CH_2-COOH$ )

Ароматик углеводород:

Бензол ва уни ҳосилалари фенол, нафталин, антрацин ва бошқалар. Ароматик-альдегидлар, спиртлар эфирлар, кетонлар, кислоталар, нитробирикмалар аминобирикмалар, сульфобирикмалар ва гетероциклик бирикмалар.

**Назорат саволлари:**

1. Кимё фани қандай фан?
2. Ноорганик моддаларни асосий турлари
3. Кимё фанини ҳар соҳада ривожланиши ва ютуқлари
4. Ноорганик моддаларни олиниши ва ишлатилиши
5. Органик моддаларни турлари.

## Адабиётлар

1. Н.А.Парписв, Х.Р.Рахимов, А.Г.Муфтахов «Анорганик киме назарий асослари», Т.: Узбекистон, 2000.
2. Т.М.Миркомиллов, Х.Х.Мухитдинов, Э.Тураев «Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари» Т.: ТДТУ, 1999.
3. М.М.Абдуллаева, У.М.Мардонов «Кимё», Т.:Узбекистон, 2002.
4. Н.С.Ахметов «Общая и неорганическая химия», М.:Высшая школа, 1998.
5. Я.А.Угай «Общая и неорганическая химия», М.:Высшая школа, 1997.
6. Н.Л.Глинка «Умумий кимё», Л.: Химия 2001.
7. Х.Рустамов «Умумий кимё» , Т.: Ўқитувчи, 2000.

## МУНДАРИЖА

1 - маъруза . . . . .	3
2 - маъруза . . . . .	10
3 - маъруза . . . . .	18
4 - маъруза . . . . .	34
5 - маъруза . . . . .	49
6 - маъруза . . . . .	67
7 - маъруза . . . . .	83
8 - маъруза . . . . .	98
9 - маъруза . . . . .	104
10 - маъруза . . . . .	119
11- маъруза . . . . .	129
12- маъруза . . . . .	142
13- маъруза . . . . .	152
14- маъруза . . . . .	166
15- маъруза . . . . .	172
16- маъруза . . . . .	181
17- маъруза . . . . .	191
18- маъруза . . . . .	201
19- маъруза . . . . .	206
Адабиётлар . . . . .	210

Босишга рухсат этилди 3.05.2004 й. Бичими 60x84 1/16.  
Шартли босма табағи 13,25. Нусхаси 200 дона. Буюртма № 274.  
ТДТУ босмадонасида чоп этилди. Тошкент ш, Талабалар кўчаси 54.

