

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
МИКОЛАЇВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ АГРАРНИЙ  
УНІВЕРСИТЕТ**

**Факультет агротехнологій**

*Кафедра ґрунтознавства та агрохімії*

**Хімія:**

конспект лекцій для здобувачів першого (бакалаврського)  
рівня вищої освіти ОПП “Агроінженерія”  
спеціальності 208 “Агроінженерія”  
денної форми здобуття вищої освіти

Миколаїв

2024

УДК 54

X-46

Друкується за рішенням науково-методичної комісії факультету агротехнологій Миколаївського національного аграрного університету від 13.06.2024 р., протокол № 12.

Укладач:

Л. М. Гирля – канд. хім. наук, доцент, доцент кафедри ґрунтознавства та агрохімії, Миколаївський національний аграрний університет

Рецензенти:

О. А. Цвях – завідувачка кафедри фізичної культури та спорту, канд. біол. наук, доцент  
Миколаївський національний університет імені В.О. Сухомлинського;

В. Г. Миколайчук – канд. біол. наук, доцент, доцент кафедри рослинництва та садово-паркового господарства, Миколаївський національний аграрний університет.

## ЗМІСТ

стор

Передмова .....4

### **Модуль 1 «Основні поняття та закони хімії»**

Лекція 1. Найважливіші хімічні поняття і закони.....5

Лекція 2. Систематика неорганічних сполук.....10

Лекція 3. Основні закономірності перебігу хімічних реакцій.....13

### **Модуль 2 «Розчини»**

Лекція 4. Загальна характеристика розчинів.....18

Лекція 5. Розчини електролітів.....23

### **Модуль 3. Окисно-відновні реакції. Основи електрохімії**

Лекція 6. Окисно-відновні реакції.....28

Лекція 7. Метали. Властивості та методи добування.....32

Лекція 8. Хімічні джерела електричної енергії.....38

Лекція 9. Корозія металів. Захист металів від корозії.....43

### **Модуль 4. Хімія елементів**

Лекція 10. Властивості елементів I- A та II-A груп.....48

Лекція 11. Властивості елементів Y- A групи .....55

Лекція 12 Властивості елементів YI- A та YII-A груп.....61

Рекомендована література.....67

## ПЕРЕДМОВА

Хімія є базовою дисципліною, необхідною для формування фундаменту знань та практичних навичок фахівця за спеціальністю 208 «Агроінженерія». Зазначена дисципліна вивчає речовини, їх склад, будову, властивості та основні закономірності хімічних перетворень. В процесі вивчення хімії у здобувачів вищої освіти формується науковий світогляд, розвивається теоретичне мислення, здатність аналізувати явища і застосовувати хімічні закони в майбутній професії. Успішне засвоєння курсу хімії здобувачами вищої освіти передбачає відвідування лекцій, самостійну роботу з літературою, а також виконання лабораторних робіт. Саме лекції дають теоретичні уявлення здобувачеві вищої освіти про дисципліну і є основою для виконання лабораторного практикуму, тому лекціям слід приділити належну увагу. На кожній лекції розглядаються найважливіші питання, що відповідають програмі дисципліни, окремі розділи виносяться на самостійну роботу. Зважаючи на те, що останнім часом значно скоротилася кількість випускників шкіл з достатнім рівнем знань з хімії в обсязі середньої школи, на лекціях у міру необхідності слід звертатися до шкільної програми, так щоб здобувачам вищої освіти все було ясно і зрозуміло. Дисципліна «Хімія» об'єднує 4 навчальних модуля: «Основні поняття та закони хімії», «Розчини», «Окисно-відновні реакції. Основи електрохімії», «Хімія елементів». В такому ж плані представлено і конспект лекцій для здобувачів вищої освіти.

## **Модуль 1 «Основні поняття та закони хімії»**

### **Лекція 1. Найважливіші хімічні поняття і закони**

- 1.1 Основні хімічні поняття
- 1.2 Фундаментальні закони хімії
- 1.3 Стехіометричні закони хімії

#### **1.1. Основні хімічні поняття**

До основних хімічних понять належать атом, молекула, хімічний елемент, речовина, відносна атомна маса, відносна молекулярна маса, кількість речовини моль, молярна маса

Атом представляє собою найменшу частинку хімічного елемента, що входить до складу молекул простих і складних речовин. Хімічні властивості елемента визначаються будовою його атома. Атом є електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого атомного ядра і негативно заряджених електронів.

Молекула - це найменша частинка даної речовини, що володіє її хімічними властивостями. Хімічні властивості молекули визначаються її складом і хімічною будовою.

Хімічний елемент є вид атомів з однаковим позитивним зарядом ядра. Всі елементи поділяють на метали і неметали. Однак такий поділ умовний. Хімічний елемент характеризується певним позитивним зарядом ядра атома (порядковим номером), ступенем окиснення, ізотопним складом тощо.

Під речовиною розуміють об'єднання матеріальних частинок, наприклад молекул, атомів, електронів, тощо, що мають власну масу спокою, яка може перетворитися у масу руху. Речовини поділяють на прості і складні. Прості речовини - це речовини, утворені з атомів одного елемента. Наприклад, проста речовина мідь, складається з

атомів елемента Купруму, проста речовина азот - з атомів елемента Нітрогену. Складні речовини, або хімічні сполуки, утворені з атомів різних елементів. Так, оксид кальцію утворений з атомів елементів Кальцію і Оксигену, вода - з атомів елементів Гідрогену та Оксигену. Валентність представляє собою кількість зв'язків, які утворює атом в сполуці.

### Кількісні характеристики атомів і молекул

Кількісними характеристики атома є його маса і заряд ядра. Атоми і молекули мають дуже невелику масу, яку виражати у звичайних одиницях маси (г, кг) незручно, тому користуються відносними величинами.

**Атомна одиниця маси** представляє собою 1/12 частку маси атому ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ , на письмі позначається а.о.м. Маса даного ізотопу дорівнює  $19,93 \cdot 10^{-27}$  кг. Виходячи з цього,

$$1 \text{ а.о.м.} = \frac{19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}.$$

**Відносна атомна маса** ( $A_r$ ,  $r$  – *relative* – відносний) є величина, що визначається відношенням маси атома елемента до величини 1 а.о.м. :

$$A_r(\text{ат}) = m(\text{ат})/1 \text{ а.о.м.};$$

$$A_r(\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}/1 \text{ а.о.м.} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}/1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,008$$

$$A_r(\text{Fe}) = 92,71 \cdot 10^{-27} \text{ кг}/1 \text{ а.о.м.} = 92,71 \cdot 10^{-27} \text{ кг}/1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 55,85.$$

В Періодичній системі наведена середня атомна маса елемента з урахуванням поширення у природі атомів різного складу, але з однаковою кількістю протонів.

Заряд ядра атома дорівнює порядковому номеру ( $Z$ ) елемента у періодичній системі.

**Відносна молекулярна маса ( $M_r$ )** – величина, що визначається відношенням маси молекули до величини 1 а.о.м. Відносну молекулярну масу розраховують за хімічною формулою, ця величина дорівнює сумі відносних атомних мас усіх атомів, які входять до складу молекули. Наприклад, для молекули води  $H_2O$ :

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot A_r(H) + 1 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 1,008 + 1 \cdot 15,99 = 18.$$

Відносні атомні та молекулярні маси – безрозмірні величини, чисельно дорівнюють атомній і молекулярній масам, вираженим у а.о.м. Наприклад, молекулярна маса води дорівнює 18 а.о.м.

**Моль** є кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів), скільки атомів міститься в ізотопі Карбону  $^{12}C$  масою 0,012 кг.

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг} / \text{моль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Це число називають сталою Авогадро ( $N_A$ , розмірність - моль<sup>-1</sup>).

**Молярна маса** – маса одного моля речовини, розмірність г/моль, чисельно співпадає з відносною молекулярною масою.

$$M (\text{г/моль}) = M_r.$$

## 1.2. Фундаментальні закони хімії

До фундаментальних законів хімії належать атомно-молекулярне вчення, періодичний закон Д. І. Менделєєва, закон збереження маси і енергії А. Ейнштейна та теорія хімічної будови О. М. Бутлерова. **Атомно-молекулярне вчення** представляє собою сукупність теоретичних уявлень природознавства про дискретну природу речовин. Засновником атомно-молекулярного вчення є М.В. Ломоносов. За його уявленнями всі речовини складаються з “корпускул” (молекул), молекули – з “елементів” (атомів). Ці

частинки перебувають у безперервному русі. Під час хімічних реакцій нові речовини (продукти реакції) утворюються з тих самих атомів, з яких були побудовані початкові речовини (реагенти).

**Періодичний закон:** властивості елементів та їх сполук перебувають в періодичній залежності від заряду ядра їх атомів. Розташування елементів у певному порядку називають періодичною системою, яка є графічним вираженням періодичного закону.

**Закон збереження маси і енергії** є одним з основних законів природи: сумарна маса та енергія, що вступили в реакцію, дорівнює сумарній масі та енергії продуктів реакції. Зв'язок між масою та енергією кількісно виражається співвідношенням

$$E = mc^2,$$

де  $c$  – швидкість світла у вакуумі ( $3 \cdot 10^8$  м/сек),  $m$  – маса матерії, доведено Ейнштейном в 1905 році. У звичайних хімічних процесах кількість енергії коливається у межах 100 – 1000 кДж. Цій зміні відповідає дуже мала зміна маси, яку неможливо виміряти сучасними приладами, тому вважають, що в хімічних реакціях маса речовин залишається сталою. У ядерних реакціях зміни енергії складають мільйони кДж, тому зміну маси можна зафіксувати, що підтверджує даний закон.

### ***Теорія хімічної будови***

Атоми в молекулах розташовані у відповідності до їх валентності. Властивості речовин залежать не тільки від їх якісного та кількісного складу, але й від хімічної будови молекул. Атоми або групи атомів у молекулах взаємно впливають один на одного, чим визначається реакційна здатність речовини. Теорія була



запропонована у 1861 році видатним російським вченим О.М. Бутлеровим.

### 1.3. Стехіометричні закони хімії

Стехіометричні закони об'єднують закон сталості складу речовин, закон кратних відношень, закон Авогадро, закон еквівалентів.

*Закон сталості складу речовин.* Якщо хімічна сполука має молекулярну структуру, то незалежно від умов її добування склад її залишається сталим.

*Закон кратних відношень:* якщо два елемента утворюють між собою декілька молекулярних сполук, то маса одного з них, що припадає на одну й ту саму масу іншого елемента відносяться між собою як невеликі цілі числа.

*Закон Авогадро.* У рівних об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

*Закон еквівалентів.* Маса речовин, що вступають в хімічну реакцію прямо пропорційні їх еквівалентам.

### Контрольні питання

- 1.Що називають молярною масою? Наведіть приклади визначення молярних мас.
- 2.Обчисліть кількість речовини в 500 г сульфатної кислоти.
- 3.Сформулюйте закон Авогадро та наслідки з нього.
- 4.Скільки молекул міститься в одній столовій ложці (25 г) цукру  $C_{12}H_{22}O_{11}$  ?

## Лекція 2. Систематика неорганічних сполук

### 2.1 Властивості оксидів

### 2.2 Властивості кислот

### 2.3 Властивості основ

### 2.4 Властивості солей

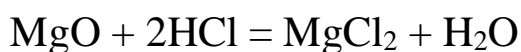
Розрізняють декілька класифікацій неорганічних речовин – за складом, будовою, хімічними властивостями, які реалізуються в тій чи іншій реакції. У відповідності до останньої класифікації всі неорганічні сполуки поділяють на оксиди, кислоти, основи та солі.

### 2.1. Властивості оксидів

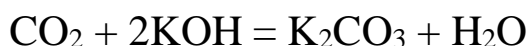
**Оксиди** - бінарні сполуки, обов'язковим елементом, яких є Оксиген. Розрізняють основні оксиди ( $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{Ag}_2\text{O}$ ,  $\text{HgO}$ ), кислотні ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ) та амфотерні ( $\text{ZnO}$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). Основним оксидам відповідають основи, кислотним - кислоти. Амфотерними називають оксиди, які володіють як кислотними, так і основними властивостями.

### Хімічні властивості оксидів

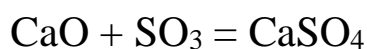
1. Основні оксиди реагують з кислотами, утворюючи сіль і воду



2. Кислотні оксиди реагують з основами, утворюючи сіль і воду



3. Кислотні оксиди реагують з основними оксидами, утворюючи сіль та воду



4. Більша частина кислотних оксидів, а також оксиди лужних та лужноземельних металів взаємодіють з водою





## 2.2. Властивості кислот

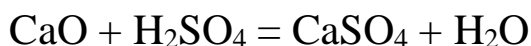
**Кислотами** з точки зору теорії електролітичної дисоціації називають електроліти, під час дисоціації яких як катіони утворюються тільки катіони Гідрогену ( $\text{H}^+$ ).

Наприклад:  $\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

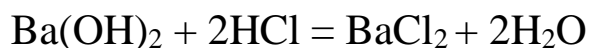
**Основність кислоти** визначається кількістю іонів Гідрогену, що утворюються при її дисоціації. Розрізняють одноосновні ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), двоосновні ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ), триосновні ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ) кислоти.

### Хімічні властивості кислот

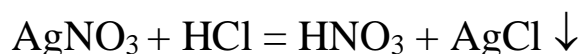
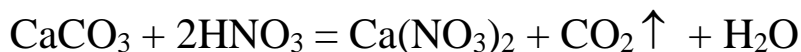
1. Кислоти взаємодіють з основними оксидами



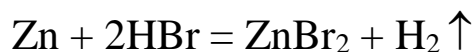
2. Кислоти взаємодіють з основами (реакція нейтралізації)



3. Кислоти взаємодіють з солями



3. Метали, що перебувають в ряду напруг до Гідрогену, витискують його з кислот, якщо аніони кислот не мають окиснювальних властивостей



4. При взаємодії металів з  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.) (кислоти - окисники) відбувається відновлення Нітрогену  $\text{N}^{+5}$  та Сульфуру  $\text{S}^{+6}$

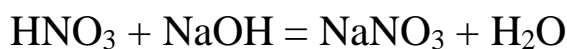


## 2.3. Властивості основ

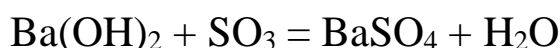
**Основами** з точки зору теорії електролітичної дисоціації називають електроліти, під час дисоціації яких на аніони утворюються тільки гідроксид-іони ( $\text{OH}^-$ ). Загальна формула основ  $\text{Me}(\text{OH})_n$ . Кількість гідроксогруп ( $n$ ) дорівнює ступеню окиснення металу і визначає кислотність основи. Так,  $\text{NaOH}$  - однокислотна основа,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ - двокислотна основа.

### **Хімічні властивості основ**

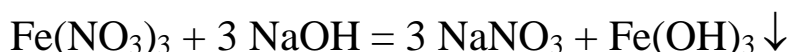
1. Основи реагують з кислотами (реакція нейтралізації)



2. Основи реагують з кислотними оксидами (ангідридами кислот)



3. Основи реагують з солями



### **Амфотерні гідроксиди**

Гідрати амфотерних оксидів  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  виявляють амфотерні властивості. При взаємодії з кислотами амфотерні гідроксиди виявляють основні властивості

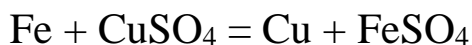
$2 \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$  При взаємодії з лугами амфотерні гідроксиди виявляють кислотні властивості  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2 \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

### **2.4. Властивості солей**

**Солями** з точки зору теорії електролітичної дисоціації називають електроліти, під час дисоціації яких утворюються катіони, відмінні від катіону Гідрогену, та аніони, відмінні від гідроксид-іону. У водних розчинах солі дисоціюють на катіон металу (або катіон амонію  $\text{NH}_4^+$ ) і аніон - кислотний залишок.

## Хімічні властивості солей

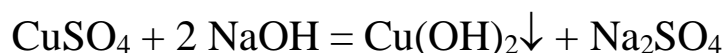
1. Кожен метал ряду активності металів відновлює менш активний метал з розчинів його солей



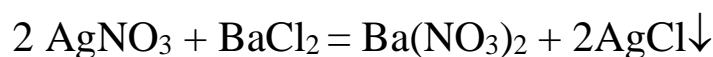
2. Солі реагують з кислотами



3. Солі реагують з лугами



4. Солі реагують між собою



### Контрольні питання

1. Що називають оксидом, основою, кислотою, сіллю?
2. Які хімічні властивості виявляють оксиди, кислоти, основи і солі?
3. Доведіть амфотерність хром (III) гідроксиду.
4. Складіть рівняння реакцій, що відповідають перетворенням: магній хлорид → магній → магній сульфат → магній гідроксид → магній оксид → магній хлорид → магній сульфат.

## Лекція 3

### Основні закономірності перебігу хімічних реакцій

- 3.1 Швидкість реакції, її залежність від різних факторів.
- 3.2 Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги.
- 3.3 Теплові ефекти реакцій. Закон Геса. Наслідок із закону Геса.

#### 3.1. Швидкість реакції, її залежність від різних факторів.

Швидкість хімічних реакцій характеризує інтенсивність хімічного процесу, тобто число елементарних актів взаємодії речовин

за одиницю часу в одиниці об'єму при незмінності об'єму системи. З кількісної точки зору швидкість хімічної реакції визначають як зміну концентрацій реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу. Зміна концентрацій дорівнює різниці між концентрацією  $C_2$ , що відповідає моменту часу  $t_2$ , і початковою концентрацією  $C_1$  в момент часу  $t_1$ . Середня швидкість реакції дорівнює:

$$V_{\text{сер.}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1}$$

До найважливіших факторів, що впливають на швидкість реакції, належать концентрація; температура; наявність каталізатору. Необхідною умовою перебігу хімічних реакцій між двома речовинами є зіткнення їхніх молекул. Швидкість хімічної реакції залежить від числа таких зіткнень в одиниці об'єму. Ймовірність зіткнення взаємодіючих молекул для хімічної реакції пропорційна концентраціям реагуючих речовин.

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин визначає **закон діючих мас**: швидкість хімічної реакції за сталої температури прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, піднесених до ступеня, що відповідають їх стехіометричним коефіцієнтам.

Для реакції виду  $aA + bB \rightarrow cC + rR$  швидкість прямої реакції дорівнює  $v = kC_A^a C_B^b$ , де  $k$  - константа швидкості реакції;  $C_A$ ,  $C_B$  - початкові концентрації реагуючих речовин;  $a$ ,  $b$  - стехіометричні коефіцієнти перед реагуючими речовинами.

Вплив температури. Експериментально встановлено, що підвищення температури на кожні 10 градусів збільшує швидкість реакції в 2 - 4 рази (правило Вант-Гоффа). Для більш глибокого

розуміння впливу температури слід звернутися до поняття енергії активації. Внаслідок перерозподілу енергії частина молекул у системі завжди має певний надлишок енергії порівняно з середньою енергією молекул, так звані активні молекули, які можуть подолати енергетичний бар'єр і вступити в хімічну взаємодію. Різниця між середньою енергією системи і енергією, необхідною для перебігу реакції, називається **енергією активації реакції**, яка в свою чергу залежить від температури.

$$k = A e^{-\frac{E_A}{RT}}$$

де  $k$  - константа швидкості реакції;  $A$  - стеричний множник, що не залежить від температури;  $e$  - основа натуральних логарифмів;  $E_A$  - енергія активації;  $R$  - універсальна газова стала, 8,314 Дж/моль К;  $T$  - абсолютна температура в градусах Кельвіна.

Швидкість хімічних процесів можна значно збільшити завдяки введенню у реакційну систему певних речовин, які називають каталізаторами. **Каталізатор – це речовина, що збільшує швидкість реакції, але сама не бере участі в реакції.**

Механізм дії каталізаторів пояснюють утворенням проміжних сполук з меншою енергією активації, завдяки зміні механізму реакції. Розглянемо механізм дії каталізатора з погляду утворення проміжних сполук на прикладі взаємодії речовин  $A$  і  $B$  з утворенням сполуки  $AB$ . Нехай сполука  $AB$  утворюється через активований комплекс  $A \dots B$ , енергія активації якого  $\Delta E_{\text{акт}}$   $A + B \rightarrow A \dots B \rightarrow AB$ . Як правило, для хімічних процесів енергія активації  $\Delta E_{\text{акт}}$  має досить високе значення, тому речовини  $A$  і  $B$  взаємодіють з дуже малими швидкостями або зовсім не взаємодіють. Можливий інший спосіб

утворення сполуки АВ. Нехай є речовина К, яка дуже легко вступає у взаємодію з речовиною А:  $A + K \rightarrow A...K \rightarrow AK$ . Легкість взаємодії А і К означає, що енергія її активації  $\Delta E_{\text{акт}}$  мала, а швидкість велика. В свою чергу, сполука АК легко взаємодіє з речовиною В, утворюючи АВ.  $AK + B \rightarrow AK...B \rightarrow AB + K$ . Отже, в наслідок реакції каталізатор залишився без змін і утворилась сполука АВ.

### 3.2. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги

Хімічні реакції умовно поділяють на оборотні та необоротні. Необоротними хімічними реакціями називають реакції, які відбуваються лише в одному напрямку. До необоротних реакцій належать реакції розкладання калій перманганату при за нагрівання  $2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$ ; розкладання бертолетової солі  $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$  або взаємодія лужних металів з водою  $2K + H_2O = 2KOH + H_2$  та багато інших процесів. Оборотними називають реакції, які можуть відбуватися як у прямому, так і зворотному напрямках. До оборотних реакцій належить, наприклад, взаємодія кисню з воднем  $2H_2 + O_2 \leftrightarrow 2H_2O$ . Справді, при температурах 800 - 1500°C кисень з воднем утворюють воду, взаємодіючи досить бурхливо. При температурах 3000 - 4000°C, навпаки, вода розкладається з утворенням  $H_2$  і  $O_2$ . Умовою хімічної рівноваги є рівність швидкостей прямої і оборотної реакції. Константа рівноваги для хімічної реакції  $aA + bB \rightarrow cC + pP$  має вигляд  $K_c = \frac{[C]^c [P]^p}{[A]^a [B]^b}$  і є величина стала за сталої температури. Константа рівноваги має дуже важливе значення в хімії, її використовують при вивченні константи дисоціації слабого електроліту, константи гідролізу, константи нестійкості комплексу тощо.



### 3.3. Теплові ефекти реакцій. Закон Геса. Наслідок із закону Геса

Під час хімічних перетворень вивільнюється тільки частина енергії, яку мають речовини. Кількість виділеної або поглинутої теплоти називається *тепловим ефектом реакції*. Термохімічні розрахунки ґрунтуються на законі Гесса.

*Закон Гесса: тепловий ефект (змінення ентальпії) реакції залежить тільки від початкового та кінцевого станів реагуючих речовин і не залежить від проміжних стадій процесу.*

*Наслідок із закону Гесса: тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення продуктів реакції та сумою теплот утворення початкових речовин.*

**Теплотою утворення** називають тепловий ефект реакції утворення складної речовини з простих речовин, стійких за стандартних умов. Чисельні значення теплот утворення наведені у довідковій літературі.

**Задача.** Обчислити тепловий ефект для реакції  $\text{CaC}_2(\text{к}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{р}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$  за стандартних умов.  $\Delta H^\circ_{298} \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{р}) = -986,2$  кДж/моль,  $\Delta H^\circ_{298} \text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) = 226,75$  кДж/моль,  $\Delta H^\circ_{298} \text{CaC}_2(\text{к}) = -62,7$  кДж/моль,  $\Delta H^\circ_{298} \text{H}_2\text{O}(\text{р}) = -285,84$  кДж/моль

**Розв'язок:** Згідно із наслідком із закону Геса запишемо:

$$\Delta H^\circ_{298} = (\Delta H^\circ_{298} \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{р}) + \Delta H^\circ_{298} \text{C}_2\text{H}_2(\text{г})) - (\Delta H^\circ_{298} \text{CaC}_2(\text{к}) + 2\Delta H^\circ_{298} \text{H}_2\text{O}(\text{р}))$$

Підставимо чисельні значення теплот утворення речовин

$$\Delta H^\circ_{298} = -986,2 + 226,75 - [(-62,7) + 2(-285,84)] = -125,07 \text{ кДж}$$

**Відповідь:** тепловий ефект реакції дорівнює -125,07 кДж

## Контрольні питання

1. Як зміниться швидкість реакції утворення амоніаку  $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$  при збільшенні тиску в 4 рази?
2. Як впливає температура на швидкість хімічної реакції?
3. При деякій температурі рівноважна концентрація Сульфур триоксиду, що утворився внаслідок реакції  $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$  складає 0,02 моль/л. Вихідні концентрації сульфуру диоксиду і кисню складають відповідно 0,06 та 0,07 моль/л. Обчислити константу рівноваги реакції.
4. Виходячи з теплового ефекту реакції  $8Al (кр) + 3Fe_3O_4 (кр) = 4Al_2O_3 (кр) + 9Fe(кр)$ ,  $\Delta H^0 = -3180 \text{ кДж}$  Обчислити теплоту утворення  $Fe_3O_4$

## Модуль 2 «Розчини.»

### Лекція 4. Загальна характеристика розчинів

- 4.1 Концентрації розчинів.
- 4.2 Розчинність твердих, рідких та газоподібних речовин.
- 4.3 Властивості ідеальних розчинів.

#### 4.1. Концентрації розчинів

Розчини є однорідні системи, що складаються з 2 – х і більше компонентів та продуктів їх взаємодії. Розрізняють концентровані та розведені розчини. Основними концентраціями розчинів є: масова частка, мольна частка, молярна концентрація, молярна концентрація еквівалента, моляльна концентрація, титр розчину.

## Способи вираження концентрацій розчинів

Позначимо маси компонентів  $g_i$  г; їх суму  $\sum g_i$ ; кількість молей компонентів  $n_i$ ; їх суму  $\sum n_i$ ; молярні маси  $M_i$ , г/моль; об'єм розчину  $V$ , л; молярні маси еквівалентів  $M_{\text{екв}}$ , г/моль.

1. **Масова частка**  $\omega_i$  – відношення маси речовини до маси розчину. Якщо масова частка виражена у відсотках, її називають масовими процентами, або процентною концентрацією:

$$\omega_i = \frac{g_i}{\sum g_i} \times 100\%$$

Процентна концентрація чисельно дорівнює кількості грамів речовини в 100 г розчину.

2. **Мольна частка**  $N_i$  – відношення числа молей речовини до суми числа молей всіх компонентів:

$$N_i = \frac{n_i}{\sum n_i}, \quad \text{де } n_i = \frac{g_i}{M_i}$$

3. **Молярна концентрація** або молярність дорівнює числу молей розчиненої речовини в 1 дм<sup>3</sup> розчину:  $C_M = \frac{n_i}{V}$ . Розчини з молярністю 1 і 0,1 моль/дм<sup>3</sup> називають одномолярними, децимолярними тощо. Скорочено записують так: 1М розчин NaOH; 0,1М розчин HCl.

4. **Молярна концентрація еквівалента (нормальність)**  $C_N$  – число еквівалентів речовини ( $n_{\text{екв}} = g/M_{\text{екв}}$ ) в одному дм<sup>3</sup> розчину

$$C_n = \frac{n_{\text{екв}}}{V}.$$

Розчини, які містять в 1 дм<sup>3</sup> 1; 0,1 еквівалента розчиненої речовини, називають однонормальними, децинормальними відповідно.

Згідно із законом еквівалентів речовини реагують без залишку, якщо  $C_{H1}V_1 = C_{H2}V_2$ . Наведене відношення використовується в кількісному аналізі.

5. **Моляльність, або моляльна концентрація**  $b_x$  – число молей речовини, що припадає на 1 кг розчинника:  $b_x = \frac{n_i * 1000}{g}$ , де  $g$  – маса розчинника, г; 1000 – коефіцієнт перерахунку г у кг.

6. **Титр розчину (Ті)** дорівнює масі речовини, яка міститься в 1 см<sup>3</sup> розчину:  $T_i = \frac{g_i}{1000 * V}$  г/см<sup>3</sup>

Зв'язок між титром розчину і молярною концентрацією еквівалента встановлюють за формулою  $T = \frac{C_n * M_{екв}}{1000}$  г/см<sup>3</sup>

#### 4.2. Розчинність твердих, рідких та газоподібних речовин

Розчинність – здатність речовин розчинятись в тому чи іншому розчиннику. Розчинність твердої речовини залежить від температури. Виділення речовини з розчину при зниженні температури називається кристалізацією. Мірою розчинності речовини за певних умов є концентрація її насиченого розчину. Насичений розчин – розчин, що перебуває в рівновазі з розчиненою речовиною.

Розчинність рідин. Виділяють обмежену і необмежену розчинність рідин. Критична температура розчинення – це температура, за якою обмежена розчинність речовини переходить в необмежену. **Закон розподілу:** речовина, здатна розчинятися у двох розчинниках, які не змішуються між собою, розподіляється між ними так, що відношення її концентрацій у цих розчинниках за сталої температури залишається сталим, незалежно від загальної кількості розчиненої речовини  $\frac{C_1}{C_2} = K$ . На даному законі заснована екстракція

– спосіб вилучення розчиненої речовини з розчину за допомогою іншого розчинника, що не змішується з першим.

Розчинність газів. Найсильніше впливає на розчинність газів тиск. Залежність розчинності газу від тиску виражається **законом Генрі** : *маса газу, що розчиняється за сталої температури в даному об'ємі рідини, прямо пропорційна парціальному тискові газу*

$$C = K \cdot P,$$

де  $C$  – масова концентрація газу у насиченому розчині,  $P$  – парціальний тиск,  $K$  – коефіцієнт пропорційності (константа Генрі)

### 4.3. Властивості ідеальних розчинів

Ідеальним називається розчин, в якому взаємодією між компонентами розчину можна знехтувати. До них наближуються розчини органічних речовин з близькими фізичними і хімічними властивостями (наприклад, розчин бензен-толуен) і дуже розбавлені розчини неелектролітів (наприклад, розчин цукру у воді концентрації  $10^{-4}$  -  $10^{-5}$  М). При розчиненні в леткому розчиннику нелеткої речовини поверхня випаровування зменшується, і тиск пари над таким розбавленим розчином буде тим меншим, чим більше концентрація нелеткого компонента. Кількісно це можна виразити за допомогою **тонометричного закону Рауля** : *відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини*. Так, якщо  $P_0$  – тиск пари над чистим розчинником,  $P$  – тиск пари над розчином,  $N_B$  – мольна частка розчиненої речовини, тоді

$$\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{P_0 - P}{P_0} = N_B,$$

де  $\Delta P = P_0 - P$  – зниження тиску пари розчинника над розчином.

**Ебуліоскопічний і кріоскопічний закони Рауля:** збільшення температури кипіння і зниження температури замерзання розчинів пропорційні їх концентраціям  $\Delta t_{\text{кип}} = K_{\text{еб}} * C_m$ ;  $\Delta t_{\text{зам}} = K_{\text{кр}} * C_m$ , де  $K_{\text{еб}}$  і  $K_{\text{кр}}$  – відповідно ебуліоскопічна і кріоскопічна константи, характерні для розчинника,  $C_m$  – молярність розчину.

Розчини характеризуються також осмотичним тиском  $P_{\text{осм}}$ , який спостерігається на межі двох розчинів з різною концентрацією, розділених напівпроникненою мембраною. Осмос є дифузія через напівпроникнену мембрану.  $P_{\text{осм}}$  обумовлений прагненням розчинника зрівняти концентрацію по обидві сторони мембрани.

**Закон Вант – Гоффа :** осмотичний тиск дорівнює тому тискові, який створювала б система, якби перебувала в газоподібному стані за тієї ж температури.  $P_{\text{осм}} = C_M RT$ , де  $C_M$  – молярна концентрація;  $R$  – універсальна газова стала;  $T$  – температура за Кельвіном.

### Контрольні питання

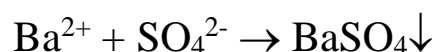
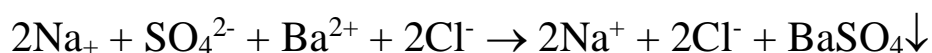
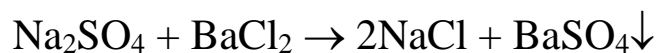
- 1.Що таке концентрація розчину? Назвіть основні концентрації розчинів.
- 2.Обчисліть молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалента 10-% розчину сульфатної кислоти ( $\rho = 1,115 \text{ г/см}^3$ ).
- 3.Визначте кріоскопічну константу води, якщо водний розчин етилового спирту ( $\omega = 11,3\%$ ) замерзає при температурі “ $-5^\circ\text{C}$ ”.
- 4.Скільки грамів залізного купоросу потрібно взяти для приготування  $2 \text{ дм}^3$  0,02 н. розчину.

## Лекція 5. Розчини електролітів

- 5.1 Теорія електролітичної дисоціації
- 5.2 Константа та ступень дисоціації
- 5.3 Водневий показник рН. Буферні розчини
- 5.4 Гідроліз солей. Константа та ступень гідролізу

### 5.1. Теорія електролітичної дисоціації

Розчини кислот, солей і основ в полярних розчинниках внаслідок дисоціації з утворенням катіонів і аніонів проводять електричний струм. Речовини, які утворюють розчини, що мають іонну провідність, називаються *електролітами*. До сильних електролітів належать майже всі солі, деякі кислоти (HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>, HMnO<sub>4</sub>) і основи - гідроксиди лужних і лужно-земельних металів (гідроксиди металів ІА, та ІІА групи, починаючи з Кальцію). Решта електролітів належить до слабких. Електроліти у розчині більше або менше дисоційовані, тому реакції між розчинами солей, основ, кислот - це реакції між іонами, тобто іонні реакції. В рівняннях іонних реакцій сильні електроліти записують в іонній формі, слабкі - в молекулярній (слабкі електроліти записують в іонній формі тільки в реакціях дисоціації). Речовини важкорозчинні та гази записують у вигляді молекул. Наприклад,



### 5.2. Константа та ступень дисоціації

**Ступень дисоціації  $\alpha$**  є відношення числа продисоційованих молекул до загального числа молекул розчиненої речовини. Розчини

сильних електролітів повністю дисоціюють на іони і для них  $\alpha$  має дорівнювати одиниці, проте для концентрованих розчинів ( $> 0,1$  М) сильних електролітів  $\alpha < 1$ . Це пов'язано з електростатичною міжіонною взаємодією. Дисоціація слабого електроліту - оборотний процес, який призводить до встановлення хімічної рівноваги. Наприклад,  $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$ . Константа рівноваги в даному випадку називається **константою електролітичної дисоціації**.

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

Якщо молярна концентрація  $\text{HCN}$  дорівнює  $C$ , а ступінь дисоціації -  $\alpha$ , тоді  $[\text{H}^+] = [\text{CN}^-] = C\alpha$ ,  $[\text{HCN}] = C - \alpha C = C(1 - \alpha)$ .  $K_d = \frac{(C\alpha \cdot C\alpha)}{\alpha^2 C} = \frac{C\alpha^2 C}{\alpha^2 C} = C$ . За умови, що  $\alpha \ll 1$   $K_d = \alpha^2 C$ . Останній вираз  $K_d = \alpha^2 C$  демонструє закон розбавлення Оствальда для електроліту складу  $\text{KA}$  ( $\text{K}^+$  і  $\text{A}^-$  - однозарядні катіон і аніон). Зміст закону полягає в тому, що ступінь дисоціації слабого електроліту  $\alpha$  обернено пропорційний до концентрації цього електроліту.

### 5.3. рН. Водневий показник. Буферні розчини

Вода - слабкий електроліт, який дисоціює з утворенням іонів  $\text{H}^+$  ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) і  $\text{OH}^-$ :  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$  або  $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ . Константа дисоціації для зазначеного процесу за температури  $20-25^\circ\text{C}$  має вигляд

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Ступінь дисоціації води в даному випадку дуже малий, концентрація води практично стала:  $[\text{H}_2\text{O}] = \text{const} = 1000/18 = 55,5$  моль/дм<sup>3</sup> і  $K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5 = 10^{-14}$ . **Іонний добуток води** представляє собою добуток концентрації катіонів  $[\text{H}^+]$  і гідроксид-іонів  $[\text{OH}^-]$ , величина стала за сталої температури позначається  $K_w$ .

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$



В чистій воді  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>; при додаванні кислоти збільшується концентрація катіонів  $[H^+]$  і зменшується концентрація іонів  $[OH^-]$ , при додаванні лугу - навпаки. На практиці для характеристики кислотності середовища використовують водневий показник рН.

**рН** – є десятковий логарифм концентрації іонів Гідрогену взятий з протилежним знаком.  $pH = - \lg [H^+]$ . Так, в чистій воді  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ ;  $pH = 7$ ; в кислому середовищі  $[H^+] > [OH^-]$ ,  $pH < 7$ ; в лужному середовищі  $[H^+] < [OH^-]$ ,  $pH > 7$ .

**Буферні розчини** - це розчини з певною концентрацією катіонів Гідрогену, що незначно змінюються при введенні невеликої кількості кислоти або лугу, концентруванні та розведенні розчинів. Механізм дії буферних розчинів ґрунтується на теорії електролітичної дисоціації. Розрізняють кислі і лужні буферні розчини. Буферні розчини представляють собою слабкий електроліт і сіль на його основі. Кислий ацетатний буферний розчин складається з ацетатної кислоти і натрій ацетату. Лужний амоніачний буферний розчин – це розчин амоніаку з додаванням  $NH_4Cl$ . рН буферних розчинів визначають з урахуванням концентрації слабого електроліту, солі на його основі і константи дисоціації слабого електроліту

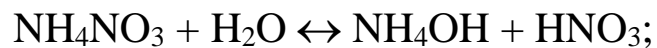
$$pH = pK - \lg C_k / C_c$$

#### **5.4. Гідроліз солей. Константа та ступень гідролізу**

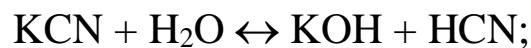
До реакцій обміну в розчинах належать взаємодія між кислотами і основами, в результаті якої утворюється сіль і вода. Такі реакції називаються реакціями нейтралізації. Наприклад,  $HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$ . Реакція, оборотна до реакції нейтралізації, тобто взаємодія солі з водою з утворенням кислоти і основи, називається **гідролізом солі**.

Причиною гідролізу є участь в реакції слабкої основи і кислоти. В даному випадку катіон солі (відповідний слабкій основі) поляризує молекулу води і зв'язує гідроксильний іон. Утворений іон  $\text{H}^+$  є причиною кислого середовища ( $\text{pH} < 7$ ). Навпаки, аніон солі, відповідний слабкій кислоті, зв'язує іон  $\text{H}^+$  води і звільняє іон  $\text{OH}^-$  ( $\text{pH} > 7$ ). Розглянемо гідроліз різних солей.

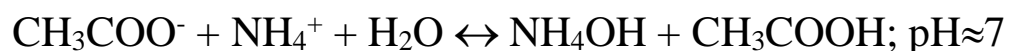
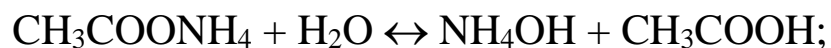
1. Солі сильної кислоти і сильної основи гідролізу не підлягають,  $\text{pH} \approx 7$  ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ).
2. Солі сильної кислоти і слабкої основи гідролізують зі збільшенням концентрації катіонів  $\text{H}^+$



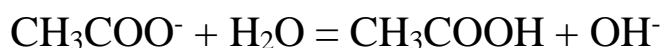
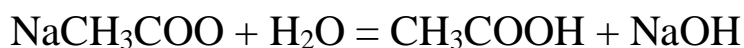
3. Солі слабкої кислоти і сильної основи гідролізують зі збільшенням концентрації аніонів  $\text{OH}^-$



4. Солі слабких кислот і основ гідролізують і  $\text{pH}$  розчину залежить від їх відносної сили, що визначається їх константою дисоціації



**Константа гідролізу є константою рівноваги відносно процесу гідролізу.**



$$K_{\Gamma} = K[\text{H}_2\text{O}] = K_w / K_{\text{дис}}$$

Константа гідролізу обернено пропорційна до константи дисоціації слабкого електроліту.

**Степень гідролізу**  $\eta$  є відношення концентрації солі електролітів, що підлягають гідролізу, до загальної концентрації солі у розчині

$$\eta = C_{\text{гідр}} / C_{\text{заг}}$$

Степень гідролізу залежить від температури, природи слабкого електроліту, який утворився після реакції та від концентрації солі. Для кількісного визначення рН внаслідок гідролізу враховують, що концентрація  $\text{H}^+$  іонів або  $\text{OH}^-$  іонів дорівнює добутку ступеня гідролізу і вихідної концентрації солі.

### Контрольні питання

1. Назвіть сильні та слабкі електроліти. Складіть рівняння реакції в молекулярній, повній та скороченій іонній формах  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
2. Поясніть, чому рН буферних розчинів не змінюється при введенні невеликої кількості кислоти або лугу.
3. Назвіть солі  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , напишіть в молекулярній та іонній формі рівняння їх гідролізу, вкажіть середовище розчину.
4. Для солі  $\text{NaF}$  обчисліть константу, ступень гідролізу та рН внаслідок гідролізу, концентрація солі складає  $10^{-2}$  моль/дм<sup>3</sup>, константа дисоціації  $\text{HF} = 2 \cdot 10^{-4}$ .

## Модуль 3. Окисно-відновні реакції. Основи електрохімії

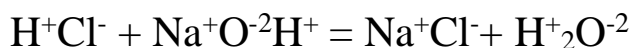
### Лекція 6. Окисно-відновні реакції

6.1 Загальні поняття про окисно-відновні процеси

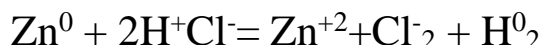
6.2 Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

#### 6.1. Загальні поняття про окисно-відновні процеси

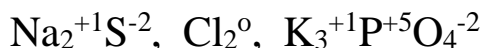
Всі хімічні реакції умовно можна поділити на дві групи. У реакціях першої групи ступені окиснення елементів не змінюються, а в реакціях другої групи ступені окиснення елементів змінюються. До першої групи належать реакції нейтралізації, подвійного обміну, приєднання, розкладу, полімеризації тощо. Наприклад,



Реакції, в яких ступені окиснення елементів не змінюються, називаються реакціями невалентних перетворень. Реакції, що супроводжуються зміною ступеня окиснення елементів, називаються окисно-відновними реакціями. Прикладом такої реакції може бути взаємодія цинку з соляною кислотою



**Ступінь окиснення** – це умовний заряд атома в сполуці, обчислений, виходячи з допущення, що сполука складається з іонів. Ступінь окиснення може мати негативне, позитивне та нульове значення, яке ставлять над символом елемента, наприклад:



При визначенні ступеня окиснення слід пам'ятати, що алгебраїчна сума ступенів окиснення в хімічній сполуці завжди дорівнює нулю, а в складному іоні – заряду іона. Крім того, дуже важливо знати елементи, які мають постійні ступені окиснення.

В окисно-відновних реакціях зміна ступенів окиснення зумовлена зміщенням або повним переходом електронів від атома одного елемента до атома іншого елемента.

*Процес віддавання атомом електронів називається окисненням, а процес приєднання електронів – відновленням.*

Процеси приєднання і віддавання електронів відбуваються одночасно: одні сполуки відновлюються, а інші – окислюються.

**Речовина, що містить елемент, який приєднує електрони називається окисником. Окисники в окисно-відновних реакціях зменшують ступінь окиснення.**

**Речовина, що містить елемент, який віддає електрони, називається відновником. В окисно-відновних реакціях відновники збільшують свій ступінь окиснення.** Наприклад, у реакції витіснення заліза цинком  $\text{FeSO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{Fe}$ . Катіон заліза приєднує електрони і тому є окисником:  $\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}^0$ , а цинк віддає електрони і є відновником:  $\text{Zn}^0 - 2e = \text{Zn}^{+2}$

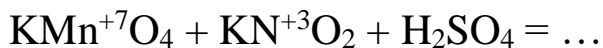
До окисників належать речовини, що мають яскраво виражену тенденцію до приєднання електронів. Наприклад, окисниками є Оксиген, вільні галогени, нітратна кислота  $\text{HNO}_3$ , концентрована сульфатна кислота  $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$  та деякі інші сполуки.

Всі окисники містять у своєму складі елемент, електронна конфігурація якого нестабільна, а до утворення стійкої конфігурації типу  $s^2p^6$  або іншого типу їм не вистачає одного (наприклад,  $s^2p^5$  для  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ), двох (наприклад,  $s^2p^4$  для  $\text{O}_2$ ) і більше електронів. Тому вони приєднують електрони, яких не вистачає, і знижують свій ступінь окиснення.

До відновників належать речовини, здатні віддати електрони. Наприклад, відновниками є метали у вільному стані (особливо лужні і лужноземельні), водень, вуглець. До відновників належать також сполуки неметалів з найнижчими ступенями окиснення, тобто сполуки, які мають у своєму складі  $S^{-2}$ ,  $Se^{-2}$ ,  $N^{-3}$ ,  $P^{-5}$ ,  $As^{-3}$ ,  $I^{-1}$ ,  $Br^{-1}$ ,  $Cl^{-1}$  тощо.

## 6.2. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

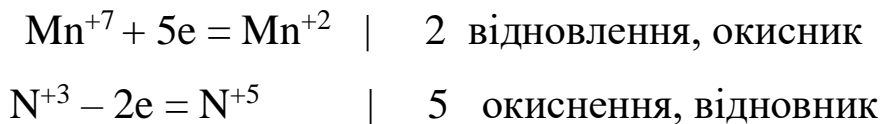
При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій враховують, що кількість електронів, які віддає відновник, має дорівнювати кількості електронів, які приймає окисник. Розглянемо основні правила складання окисно-відновних реакцій на прикладі взаємодії калій перманганату з калій нітритом в кислому середовищі. При цьому слід дотримуватись такої послідовності. Спочатку записують у молекулярній формі реагуючі речовини і ступені окиснення елементів, які можуть змінитися за певних умов. Наприклад,



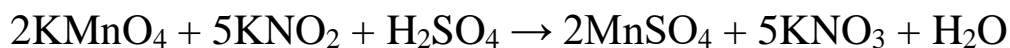
Далі визначають, яка сполука виступатиме в реакції окисником, а яка - відновником. У наведеному прикладі  $KMnO_4$  містить манган у ступені окиснення +7 і тому він може бути тільки окисником. Сполука  $KNO_2$ , в якій азот має проміжний ступінь окиснення +3, може виступати як відновник, так і окисник. Отже, в наведеній реакції  $KMnO_4$  – окисник, а  $KNO_2$  – відновник. Крім того, зіставлення ступенів окиснення відновника і окисника показує, що  $N^{+3}$  може окиснюватись тільки до  $N^{+5}$ , а  $Mn^{+7}$  в кислому середовищі відновлюватись до  $Mn^{+2}$  з утворенням  $MnSO_4$ , тепер можна записати продукти реакції і ступені їх окиснення:



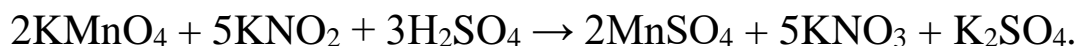
Далі визначають кількість електронів, які віддає відновник  $\text{KNO}_2$ , і кількість електронів, які приєднує окисник  $\text{KMnO}_4$ . Для цього складають рівняння, в яких кількість електронів, що приєднується або віддається, визначається як різниця між ступенями окиснення і відновника до реакції і після неї.



Отже, відновлення мангану  $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$  відповідає приєднанню п'яти електронів, а окиснення азоту  $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+5}$  – віддаванню двох електронів. Для балансу електронів (приєднується і віддається десять електронів) треба, щоб на відновлення двох атомів  $\text{Mn}^{+7}$  у реакції витрачалось п'ять атомів азоту  $\text{N}^{+3}$ , тобто коефіцієнти в рівнянні реакції біля окисника і відновника дорівнюватимуть двом і п'яти:



Після цього розставляють коефіцієнти для інших речовин, що беруть участь у реакції. Причому спочатку знаходять коефіцієнти для всіх катіонів (крім  $\text{H}^+$ ), а потім – для аніонів. Щоб урівняти для зазначеної реакції кількість іонів калію в лівій і правій частинах рівняння, потрібна одна молекула  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , а для зв'язування всіх катіонів мангану і калію треба взяти три молекули  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .



На основі балансу атомів водню визначають кількість молекул води:



Для обчислення молярної маси еквівалента речовини в реакціях окиснення-відновлення необхідно молярну масу речовини поділити на число прийнятих або відданих електронів. Наприклад, для наведеної

вище реакції молярна маса еквівалента  $\text{KMnO}_4$  дорівнюватиме  $158/5 = 31,6$  г/моль. (Манган замінює ступінь окиснення від +7 до +2 і приймає п'ять електронів)

### Контрольні питання

1. Що називають ступенем окиснення? Як розрахувати ступень окиснення?
2. Дайте визначення поняттям окисник і відновник, процесам окиснення і відновлення. Наведіть конкретні рівняння реакцій.
3. Що таке окисно-відновна двоїстість? Наведіть приклади речовин, які володіють окисно-відновною двоїстістю. Складіть рівняння реакцій.
4. Підберіть коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції  

$$\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
 Обчисліть молярні маси еквівалента окисника і відновника.

### Лекція 7. Метали.

#### 7.1. Фізичні та хімічні властивості металів

#### 7.2. Ряд активності металів

#### 7.3. Методи добування металів

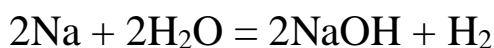
#### 7.1. . Фізичні та хімічні властивості металів

До металів належать s – елементи ( лужні і лужно - земельні метали ), усі d – і f - елементи, p – елементи підгрупи Бору ( крім Бору ), олово, свинець а також деякі інші прості речовини, які виявляють металеві властивості. Незважаючи на те, що поділ



елементів на метали і неметали є умовним, можна стверджувати, що більшість елементів ( $\approx 75\%$ ) періодичної системи Д.І. Менделєєва – метали. Для металів характерні **висока електропровідність, теплопровідність, металевий блиск, твердість, гнучкість, здатність до пластичної деформації, термоелектронної емісії** тощо. Ці властивості металів зумовлені особливостями металевого зв'язку. Висока електро – і теплопровідність металів пояснюється наявністю у них незаповненої електронами зони провідності, їхня пластичність – ненасиченістю і ненапрявленістю металевого зв'язку. Якщо механічні навантаження на кристал з атомною структурою можуть спричинити розрив ковалентного зв'язку між атомами то у випадку металів такі навантаження призводять лише до зміщення одного шару відносно іншого, оскільки навантаження призводять лише до зміщення одного шару металу відносно іншого, оскільки при цьому водночас відбувається перерозподіл електронного газу і каркас кристала лишається в електронному оточенні.

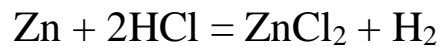
Як відновники метали окислюються різними хімічними реагентами: воднем, кислотами, елементами окисниками (наприклад, киснем, галогенами тощо). Вода діє лише на активні метали – лужні, лужно – земельні та деякі інші. При цьому окисником є іони водню, які приймають електрони металів, утворюючи просту речовину – водень.



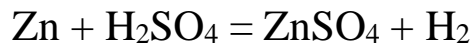
Іони водню води є окисниками і відносно таких металів, як цинк і алюміній, якщо їхня поверхня не вкрита оксидною плівкою.



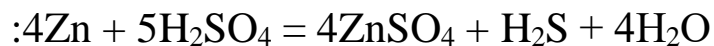
Взаємодія металів з безоксигенними кислотами також є окисненням металу іонами водню кислоти



У оксигенвмісних кислот окисниками можуть бути як катіони водню, так і аніони кислот або молекули кислот. Так, при взаємодії металів з розбавленою сульфатною кислотою окисником є іон водню кислоти:



У концентрованій сульфатній кислоті окисником є сульфур, що має ступінь окиснення +6



Окисниками відносно багатьох металів можуть бути іони малоактивних металів, які здатні знижувати свій ступінь окиснення і навіть відновлюватися до вільних металів.  $2\text{Ag}^+ + \text{Fe}^{+2} = \text{Ag} + \text{Fe}$ .

### 7.3 Ряд активності металів

Мірою хімічної активності металів може служити стандартний потенціал  $\varphi$ . Якщо розташувати метали в порядку спадання величини негативного потенціалу, то отримують ряд напруг металів. Властивості металів характеризують рядом напруг металів. Всі стандартні потенціали зведені у таблиці, а самі метали утворюють так званий **ряд активності металів** (або ряд напруг металів). Природно, що у цьому ряду присутній водень, тому що відносно його потенціалу визначаються усі інші потенціали.

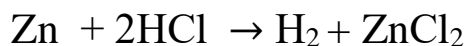
K, Ca, Mg, Al    Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H<sub>2</sub>    Cu, Hg, Ag    Au, Pt

дуже активні                      активні                      мало активні                      благородні

1. Чим ближче стоїть метал до початку ряду, тим легше він окиснюється і важче відновлюється. Всі дуже активні метали сильні відновники – реагують навіть з водою:  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$   
Магній досить повільно реагує з водою, алюміній не реагує внаслідок наявності на його поверхні інертної оксидної плівки.

2. Кожний метал ряду відновлює менш активний метал з розчинів його солей:  $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

3. Всі метали, що розташовані у ряду до водню окиснюються іоном водню в кислотах, малоактивні і благородні – не окиснюються:



Малоактивні окислюються кислотами-окисниками – сульфатною концентрованою та нітратною кислотою будь-якої концентрації . Деякі благородні – сумішшю нітратної та соляної кислоти (1:3) – царською водою (Au).



4. Чим більше відстань між положеннями металів у ряду, тим більше буде електрорушійна сила гальванічного елемента, який складається з електродів цих металів.

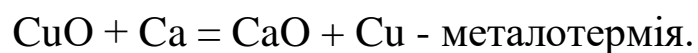
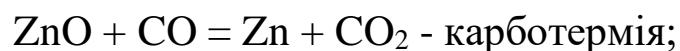
$$Zn / Zn^{2+} // Cu^{2+} / Cu ; EPC = E_{кат} - E_{ан} = E_{Cu} - E_{Zn} = 0,34 - (-0,76) = 1,1В$$

$$Sn / Sn^{2+} // Cu^{2+} / Cu ; EPC = E_{Cu} - E_{Sn} = 0,34 - (-0,14) = 0,48В$$

### 7.3. Методи добування металів

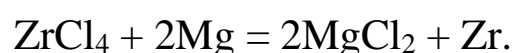
Основними методами добування металів є пірометалургія, електрометалургія, гідрометалургія.

**Пірометалургія – метод добування металів відновленням їхніх сполук карбоном ( коксом, деревним вугіллям ) або активнішими за добутий метал речовинами за високих температур.** Карботермічний метод ( відновлення коксом) широко застосовують у виробництві чавуну, для добування олова, свинцю тощо. Процес відновлення металів більш активними металами називають металотермією. Для цього використовують алюміній, магній, кальцій, натрій та інші метали. Коли відновником є алюміній, то цей метод добування металів називається алюмотермією.



Лужні і лужноземельні метали застосовують для добування титану, цирконію, ніобію, танталу, урану, рідкісноземельних та деяких інших металів:

**Електрометалургія – метод добування металів електролізом розплавів (розчинів) й або інших сполук.** За цим методом добувають лужні і лужно – земельні метали, берилій і багато інших.





## Хімічні джерела струму

Для отримання електричної енергії можна використовувати будь-яку окисно-відновну реакцію, але процеси окиснення відновника і відновлення окисника треба розділити і провести їх на окремих електродах.

*Пристрої, що виробляють електричний струм за рахунок енергії окисно-відновних реакцій, називають хімічними джерелами струму або гальванічними елементами.*

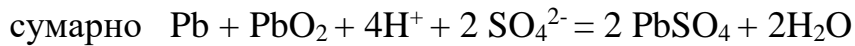
Найпростішим прикладом хімічного джерела струму може служити розглянутий вище мідно-цинковий елемент (елемент Даніеля-Якобі). Як і інші широко вживані гальванічні елементи, він належить до первинних джерел струму, тому що призначений для одноразового використання. Після розряду такі елементи до подальшої роботи непридатні.

Вторинні хімічні джерела струму – акумулятори – допускають багаторазове їх використання. *Акумулятори -- це прилади для накопичування хімічної енергії, яка в разі потреби може перетворюватися в електричну енергію*, їх широко застосовують у різних галузях техніки і зв'язку.

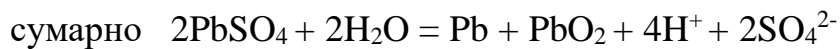
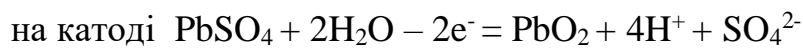
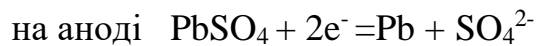
Акумулятори характеризуються оборотністю: після розрядки їх працездатність може бути відновлена пропусканням струму від зовнішнього джерела в зворотному напрямку (електроліз). Анод при розрядці акумулятора служить катодом при зарядці. Найбільш поширені свинцевий (кислотний) і залізо-нікелевий (лужний) акумулятори. *Свинцевий акумулятор* складається з двох перфорованих свинцевих пластин, одна з яких після зарядки заповнена губчастим свинцем (анод), а інша – оксидом свинцю (IV) (катод). Електролітом служить 30%-вий розчин сульфатної кислоти.

Схема акумулятора: (-)Pb|H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>|PbO<sub>2</sub>(+).

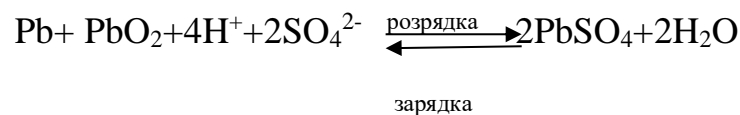
Процес розрядки акумулятора може бути представлений рівняннями реакцій:



Акумулятор вважається розрядженим при досягненні напруги на електродах до 1,8 В. При зарядці акумулятора відбуваються процеси:



Як видно, процеси зарядки і розрядки акумулятора оборотні. Їх можна виразити одним рівнянням:



Електрорушійна сила свинцевого акумулятора з урахуванням стандартних електродних потенціалів складає:

$$E_{PC} = E^{\circ}_{\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} / \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}} - E^{\circ}_{\text{PbSO}_4 / \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}} = 1,685 - (-0,356) = 2,041 \text{ В.}$$

До лужних акумуляторів належать залізо - нікелевий, кадмієво - нікелевий, срібно - цинковий акумулятори. Електролітом є 20 –30 % розчин лугу ( KOH і LiOH )

## Лекція 8 Гальванічні елементи

### 8.1.Поняття про гальванічні елементи

### 8.2. EPC гальванічного елемента

### 8.3 Принцип роботи свинцевого акумулятора

## 8.1.Поняття про гальванічні елементи

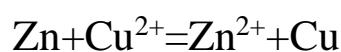
В окисно-відновних процесах електрони безпосередньо переходять від відновника до окисника. Але, якщо процеси окиснення і відновлення просторово розділити, а електрони направити по металевому провіднику, то така система буде представляти собою гальванічний елемент. **Гальванічний елемент – це пристрій, в якому на основі окисно-відновної реакції можна добути електричний струм** Одним з найбільш простих гальванічних елементів є мідно-цинковий, або елемент Даніеля-Якобі. В даному елементі провідником з'єднують пластинки з цинку і міді, при цьому кожен з металів занурюють в розчин відповідної солі: цинку сульфату та купрум (II) сульфату. Напівелементи з'єднані електролітичним ключем, якщо знаходяться в різних ємкостях або розділені пористою перегородкою, якщо перебувають одній посудині. На електроді з цинку, який занурений в розчин солі  $ZnSO_4$ , відбувається окиснення атомів цинку в іони (розчинення Zn):

$$Zn - 2e^- = Zn^{2+}$$

При цьому електрони надходять в зовнішній ланцюг. Цинк є джерелом електронів. На мідному електроді, зануреному в розчин  $CuSO_4$ , відбувається відновлення іонів  $Cu^{2+}$  в атоми, які осаджуються на електроді:

$$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$$

Одночасно частина іонів  $SO_4^{2-}$  переходить в розчин через пористу перегородку в посудину з розчином  $ZnSO_4$ . Сумарне рівняння процесу отримаємо, склавши обидва рівняння:





або в молекулярній формі:  $Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$ .

Це звичайна окисно-відновна реакція. Оскільки електрони відновника переходять до окисника через провідник, то хімічна енергія реакції перетворюється в електричну; якщо ж вони передаються безпосередньо від відновника до окисника, то хімічна енергія перетворюється в теплову.

Часто гальванічний елемент зображають короткою електрохімічною схемою, наприклад,  $(-)Zn|Zn^{2+}||Cu^{2+}|Cu(+)$ , де одна вертикальна лінія означає межу між електродом і розчином, дві вертикальні лінії – межа між розчинами, в дужках вказані знаки полюсів, до того ж анод записують ліворуч, катод – праворуч. Причиною виникнення і протікання електричного струму в гальванічному елементі є різниця електродних потенціалів.

### Електродні потенціали

За сучасними уявленнями у вузлах кристалічних решіток металів розташовані іон-атоми, що перебувають у рівновазі з вільними електронами:  $Me^+ * e^- \rightleftharpoons Me^{++} e^-$ . Якщо занурити пластинку металу в воду, то під дією полярних молекул води з поверхні металу відриваються іони і гідратованими переходять у рідину. При цьому рідина заряджається позитивно, а метал – негативно, оскільки на ньому виникає надлишок електронів. Катіони, що перейшли в рідину, внаслідок притягання негативно зарядженим металом розташовуються поблизу його поверхні. В результаті утворюються два шари з протилежними зарядами – так званий *подвійний електричний шар*. На межі дотику металу і рідини виникає певна різниця

потенціалів, або стрибок потенціалу, тому що щільну частину подвійного електричного шару з деяким наближенням можна представити як плоский конденсатор з певною різницею потенціалів. Процес переходу іонів металів в рідину є оборотним. Встановлюється рухлива рівновага, яку схематично можна виразити рівнянням:



Різницю потенціалів, що виникає між металом і навколишнім водним середовищем при встановленні рівноваги, називають *рівноважним електродним потенціалом*. Потенціал кожного електрода залежить від природи металу, концентрації, точніше, від активності його іонів у розчині і температури. Ця залежність виражається рівнянням Нернста:

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln c$$

Замінюючи концентрацію на активність, маємо

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln a,$$

де,  $E$  і  $E^{\circ}$  – відповідно електродний потенціал і стандартний електродний потенціал металу, В;  $c$  – концентрація іонів металу;  $a$  – активність іонів металу;  $R$ -універсальна газова стала, що дорівнює 8,316 Дж/(К\*моль);  $T$  – температура, К;  $n$  – заряд іона металу;  $F$  – стала Фарадея, дорівнює 96 487 Кл. Прийmemo температуру рівною 25 °С (298,15 К), підставимо в рівняння усі константи, помножимо на 2,3 (для переходу від натуральних логарифмів до десяткових) і в результаті отримаємо

$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg a$$

Для визначення електрорушійної сили гальванічного елемента слід

дотримуватися наступної схеми:

- 1.Визначення електродних потенціалів згідно з рівнянням Нернста.
- 2.Визначення катода й анода.
- 3.Запис схеми гальванічного елемента.
- 4.Запис електродних процесів, визначення напрямку руху електронів.
- 5.Визначення електрорушійної сили елемента за формулою  $E_{PC} = E_{кат} - E_{ан}$ . Слід пам'ятати, що  $E_{PC}$  завжди позитивна величина.

### 8.3 Принцип роботи свинцевого акумулятора

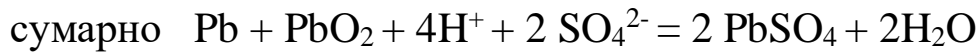
*Акумулятори -- це прилади для накопичування хімічної енергії, яка в разі потреби може перетворюватися в електричну енергію, їх широко застосовують у різних галузях техніки і зв'язку.*

Акумулятори характеризуються оборотністю: після розрядки їх працездатність може бути відновлена пропусканням струму від зовнішнього джерела в зворотному напрямку (електроліз). Анод при розрядці акумулятора служить катодом при зарядці. Найбільш поширені свинцевий (кислотний) і залізо-нікелевий (лужний) акумулятори. **Свинцевий акумулятор** складається з двох перфорованих свинцевих пластин, одна з яких після зарядки заповнена губчастим свинцем (анод), а інша – оксидом свинцю (IV) (катод). Електролітом служить 30%-вий розчин сульфатної кислоти.

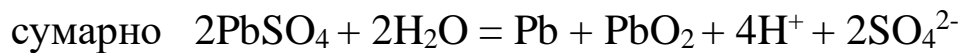
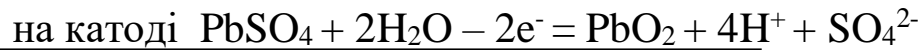
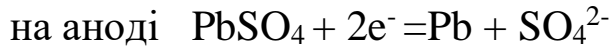
Схема акумулятора:  $(-)\text{Pb}|\text{H}_2\text{SO}_4|\text{PbO}_2(+)$ .

Процес розрядки акумулятора може бути представлений рівняннями реакцій:

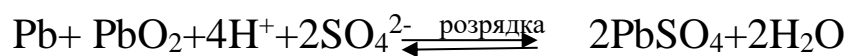




Акумулятор вважається розрядженим при досягненні напруги на електродах до 1,8 В. При зарядці акумулятора відбуваються процеси:



Як видно, процеси зарядки і розрядки акумулятора оборотні. Їх можна виразити одним рівнянням:



зарядка

Електрорушійна сила свинцевого акумулятора з урахуванням стандартних електродних потенціалів складає:

$$\begin{aligned} E_{PC} &= E^{\circ}_{\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} / \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}} - E^{\circ}_{\text{PbSO}_4 / \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}} = 1,685 - (-0,356) \\ &= 2,041 \text{ В.} \end{aligned}$$

### Контрольні питання:

1. Що називають гальванічним елементом?
2. Що розуміють під стандартним електродним потенціалом?
3. Напишіть рівняння Нернста. З якою метою його використовують?
4. Запишіть схему і рівняння електронних процесів, обчисліть ЕРС гальванічного елемента, складеного із свинцевої та магнієвої пластин, занурених у розчини своїх солей. Концентрація іонів магнію і свинцю в розчинах дорівнює 0,1 М.

### Лекція 9. Корозія металів. Захист металів від корозії

9.1. Загальні уявлення про корозію.

9.2. Захист металів від корозії

**Корозія металів** є довільне руйнування металів внаслідок їх взаємодії з навколишнім середовищем. Корозія завдає дуже великої шкоди народному господарству, знищує близько 10 % всього виплавленого (кожен рік) металу, що становить десятки мільйонів тонн металів або сплавів. За механізмом розрізняють хімічну та електрохімічну корозію.

**Хімічна корозія** - це корозія у газах та неелектролітах. Газова корозія відбувається внаслідок дії на метал окремих газів (наприклад, кисню, хлору, галогенів) або суміші газів. Найчастіше хімічна корозія відбувається при високих температурах ( $t^0 > 500^{\circ}\text{C}$ ), наприклад, корозія двигунів внутрішнього згорання, деталей турбін, ракетних двигунів тощо, окиснення металів в печах, домнах тощо.

**Електрохімічна корозія** спостерігається в середовищах, що є електролітами (атмосфера, морська і річкова вода, ґрунт, розчини, розплави солей, кислот, лугів) і супроводжується утворенням гальванопар – гальванічних елементів.

Внаслідок електрохімічної корозії виникає електричний струм. Це пояснюється тим, що кожний метал містить домішки інших металів або неметалів, і практично завжди поверхня металу вкрита розчином електроліту. За рахунок цього утворюється гальванічний елемент, анодом якого є більш активний метал, що окиснюється; на катоді відбувається відновлення окисника (при корозії окисник називають деполяризатором).

Схематично процес корозії можна представити таким чином:



б) перебіг електронів від аноду (А) до катоду (К);



## 9.2. Захист металів від корозії

Методи захисту від корозії досить різноманітні. Найважливішими з них є : захист поверхні металу покриттями; створення сплавів з антикорозійними властивостями; електрохімічні методи (протекторний захист та електрозахист); зміна складу середовища.

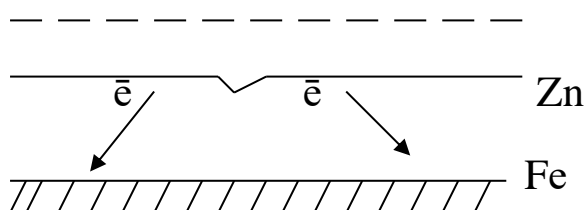
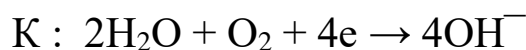
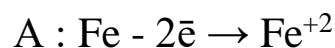
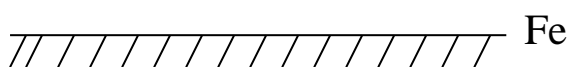
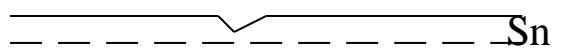
**Захисні покриття** можна поділити на три основні групи: хімічні, неметалеві, металеві.

Хімічні покриття. Захисні плівки добувають обробкою поверхні металу різними хімічними реагентами. Цей метод захисту називають

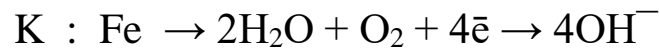
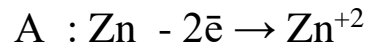
**пасивацією металу.** Пасиваторами, тобто речовинами, що утворюють захисні плівки, найчастіше є різні окисники:  $\text{HNO}_3$  концентрована та її солі, хромати, концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . При цьому, на поверхні металу утворюються хімічно стійкі оксидні плівки, наприклад  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  та інші. Іноді на поверхню металу наносять нерозчинну у воді захисну плівку солі. Так, щоб запобігти корозії застосовують фосфатування сталі, яке полягає в утворенні на її поверхні плівки фосфатів заліза і мангану. Для фосфатування використовують суміш солей  $\text{Mn}(\text{HPO}_4)_2$  і  $\text{Fe}(\text{HPO}_4)_2$ .

Неметалеві покриття. До них належать покриття металів лаками, фарбами, емаллями, мастилами тощо.

Металеві покриття, тобто шар певного металу наносять на поверхню іншого металу. При цьому можуть бути два варіанти **покриття: катодне і анодне.** У першому випадку на поверхню металу наносять шар малоактивного металу (луджене залізо, тобто залізо вкрите оловом).



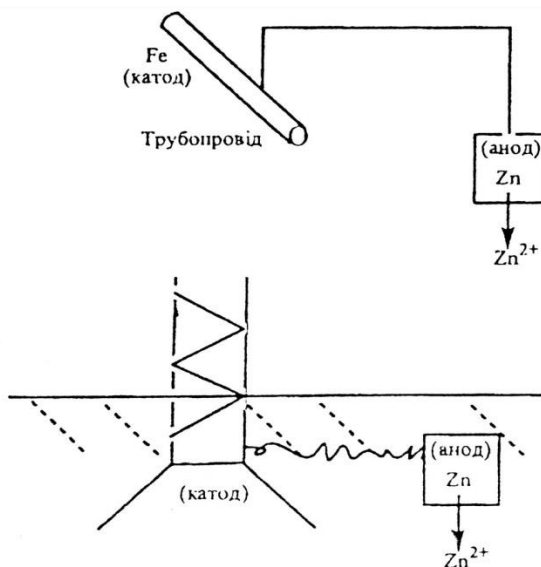
При анодному покритті ізолюється менш активний метал, тобто на його поверхню наносять активніший метал (оцинковане залізо), який утворює стійку проти корозії захисну плівку.



### Електрохімічні методи захисту від корозії

Суть електрохімічних методів захисту металів від корозії полягає в тому, що металеву конструкцію, яку захищають від корозії, використовують як катод або анод. Розрізняють катодний і протекторний метод захисту. Їх застосовують тоді, коли металева конструкція працює в умовах вологого ґрунту або в агресивному водному середовищі (трубопроводи, кораблі, палі морських нафтопромислів).

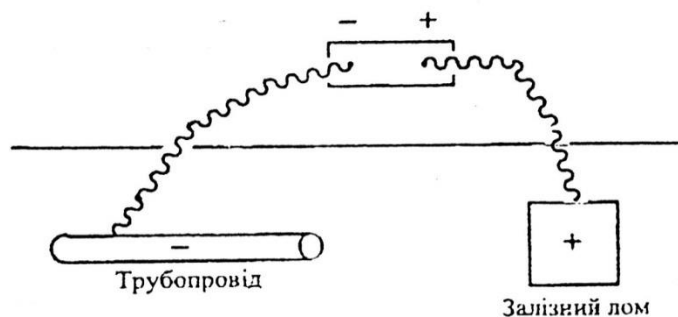
При **протекторному захисті** штучно створюють гальванічний елемент, в якому катодом є конструкція, яку захищають, а анодом (протектор) – більш активний метал, який контактує з катодом. Так, якщо до корпусу корабля приєднати цинкову пластину, яка є анодом (протектором), то корозія корпусу не відбувається. При цьому розчинятиметься цинковий анод (протектор), оскільки цинк має більш негативний електродний потенціал в порівнянні із залізом.





Матеріалами для протекторів найчастіше є цинк, магній, магнієві та алюмінійцинкові сплави.

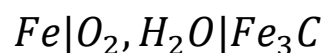
При **катодному захисті** металева конструкція або будь-який виріб приєднується до негативного полюса джерела постійного струму. У якості анода використовують залізо (рейка, балка, металевий брухт) або графітову пластинку, які занурюють у розчин або закопувають у ґрунт. На поверхні металевого виробу накопичується електрони, які утримують катіони металу  $Me^{n+}$  на поверхні виробу.



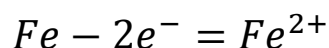
**Приклад.** Скласти схему корозійного гальванічного елемента, який виникає у вологому повітрі при корозії сталі (атмосферна корозія). Записати рівняння електродних та вторинних процесів.

Розв'язання.

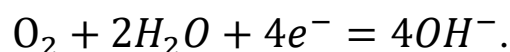
При корозії сталі основний метал, тобто залізо, виступає у ролі анода, а включення карбїду феруму  $Fe_3C$  є катодом корозійних гальванічних елементів:



Анодний процес:

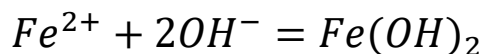


Катодний процес:

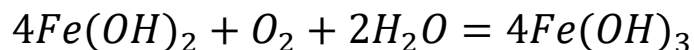


Вторинні процеси:

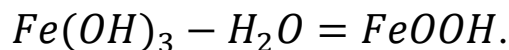
а) катіони  $Fe^{2+}$  сполучаються з іонами  $OH^-$



б) окиснення  $Fe(OH)_2$  киснем повітря:



в) утворення іржі (зневоднення):



### Контрольні питання:

1. Які із зазначених металів Sn, Cr, Cu, Pb можуть утворювати анодне покриття на нікелі. Відповідь пояснити.
2. Які процеси відбуваються при корозії оцинкованого заліза в кислому середовищі? Скласти відповідні рівняння реакцій.
3. Навести приклади та пояснити суть анодного та катодного захисту металів від корозії.
4. Залізо перебуває в контакті з міддю. Який з металів буде окислюватися при корозії, якщо ця пара металів потрапить в кисле середовище. Написати схему утвореного гальванічного елемента, розрахувати його електрорушійну силу, скласти рівняння реакцій, що відбуваються на електродах.

## Модуль 4. Хімія елементів.

### Лекція 10. Властивості елементів I- A та II-A груп

10.1 Загальна характеристика елементів I- A групи

10.2 Загальна характеристика елементів II-A групи

10.3 Твердість природних вод, методи усунення твердості

### 10.1. Загальна характеристика елементів I- А групи

До головної підгрупи I групи елементів періодичної системи належать лужні метали: Літій Li, Натрій Na, Калій K, Рубідій Rb, Цезій Cs, Францій Fr. Елементи дістали назву лужних металів, тому що при розчиненні їх оксидів і воді утворюються луги. На зовнішньому електронному шарі атомів лужних металів міститься один електрон. Наприклад,  ${}_{19}\text{K} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Атоми цих елементів легко віддають один електрон, тобто мають низьку енергію іонізації, яка зменшується в підгрупі зверху вниз. Ступені окиснення металів +1; типові сполуки мають формули  $\text{E}_2\text{O}$ ,  $\text{ECl}$ ,  $\text{EOH}$ .

Лужні метали є найбільш активними металами в періодичній системі Д.І. Менделєєва. Лужні метали взаємодіють з неметалами, навіть з водою і кислотами, виступають в ролі відновників. З кислотами, залежно від концентрації, утворюють різні продукти



Оксиди лужних металів виявляють основний характер. Li і Na утворюють пероксиди, K, Rb, Cs утворюють супероксиди. Пероксиди лужних металів використовують як відбілювачі, відіграють роль окисників. Пероксид Na, K використовують для провітрювання закритих приміщень  $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$

Гідроксиди лужних металів добре розчинні у воді і називаються лугами. Добувають при взаємодії металів з водою. Внаслідок високої хімічної активності лужні метали в природі у вільному вигляді не зустрічаються. Лужні метали добувають виключно електролізом розплаву.

**Калій і Натрій** - дуже важливі елементи для живої природи. В клітинах і організмів людини і тварин хлорид натрію регулює і

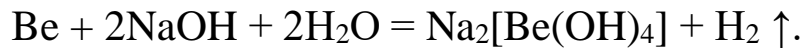
забезпечує певну величину осмотичного тиску. Як фізіологічний розчин використовують 0,85 М розчин NaCl. Йони калію відіграють важливу роль у деяких фізіологічних та біологічних процесах, зокрема у передачі нервових імпульсів. Для нормальної роботи серця необхідна певна концентрація калію в крові, К – впливає на роботу серцевого м'яза. Солі натрію застосовують для консервування плодів і овочів, в паперовій, текстильній промисловості і миловарінні ( $C_{17}H_{35}COONa$  - мило), Na сприяє засоленості ґрунтів.

Калій - елемент родючості. Впливає на синтез вуглеводів, вноситься під цукрові культури: картоплю і буряк. До **калійних добрив** належать калійна селітра  $KNO_3$ , калійна сіль  $KCl$ , калій магnezія  $K_2SO_4 \cdot MgSO_4$ ; поташ  $K_2CO_3$ ;  $K_3PO_4$ . Діючою речовиною для калійних добрив є  $K_2O$ . Калій використовують для виробництва пороху, сірників, в паливних елементах. Rb, Cs, Fr використовують як фотоелементи, Li- в акумуляторах.

## 10.2. Загальна характеристика елементів II-A групи

До головної підгрупи II групи елементів періодичної системи належать Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra. Елементи дістали назву лужноземельні. На зовнішньому електронному шарі атомів лужноземельних металів міститься два електрони. Наприклад,  $^{12}Mg$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . В цілому елементи II А групи лише незначною мірою поступаються лужним металам. Всі метали головної підгрупи II групи як дуже активні, безпосередньо сполучаються з різними неметалами (киснем, сіркою, галогенами, карбоном, кремнієм, а деякі і з воднем). Ступені окиснення: +2; типові сполуки мають формули  $EO$ ,  $ECl_2$ ,  $E(OH)_2$ . Метали головної підгрупи II групи легко розчиняються у розбавлених розчинах кислот-неокисників з виділенням водню. Під

час взаємодії з розбавленим розчином  $\text{HNO}_3$  серед продуктів відновлення нітратної кислоти переважає нітрат амонію. Берилій здатний взаємодіяти також з лугами, чим і відрізняється від своїх аналогів



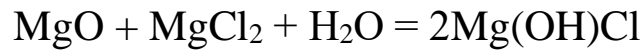
Оксиди  $\text{MeO}$  - тверді, тугоплавкі сполуки. Всі вони, за винятком  $\text{BeO}$ , що має тетраедричну будову, мають йонні кристалічні ґратки типу  $\text{NaCl}$ , їх хімічна активність зростає від  $\text{BeO}$  до  $\text{BaO}$ . Оксид кальцію відомий під назвою *негашене* або *палене вапно*. Після гашення водою утворюється *гашене вапно*, яке застосовується у виробництві соди, у будівництві.

Гідроксиди кальцію, стронцію, барію — сильні основи, які за силою поступаються лише гідроксидам s-елементів I групи. В ряду  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  -  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  -  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  зростає основний характер гідроксидів. Розчин  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  (баритова вода) — важливий лабораторний реактив для якісного виявлення вуглекислого газу.

Метали головної підгрупи II групи мають суттєве практичне застосування. Берилій завдяки легкості, твердості, корозійній стійкості і здатності гальмувати і відбивати нейтрони використовується у космічній техніці, атомній промисловості. Широко застосовують різні берилієві сплави, зокрема сплав берилію з міддю (2 %) - берилієву бронзу, яка має таку саму твердість, як сталь, та високу механічну і хімічну стійкість.

Практично важливим металом є магній. Великі кількості магнію використовують для добування інших металів (титану, урану, рідкісноземельних елементів). Основна ж кількість металічного магнію використовується для добування сплавів, які крім  $\text{Mg}$  містять

Al, Mn, Zn, Zr тощо. Це найлегші конструкційні матеріали, які застосовуються у літакобудуванні. Промислове значення має хлорид гідроксимагнію  $Mg(OH)Cl$  (магнезіальний цемент), який утворюється згідно з рівнянням



Магнезіальний цемент - в'язучий матеріал, використовується для виготовлення точильних каменів, млинових жорен.

Широкого використання дістав карбонат кальцію. Наприклад, мрамур - цінний будівельний матеріал. Великі кількості вапняку застосовують в цементній промисловості. Термічним розкладанням вапняку добувають негашене вапно і вуглекислий газ. Солі Ca використовують з метою **хімічної меліорації ґрунтів**. Гіпсування ґрунтів проводяться при внесенні гіпсу  $CaSO_4$ .

**Магній і Кальцій** - важливі елементи живої природи. Магній входить до складу хлорофілу (близько 2 %Mg). Катіони магнію стабілізують молекулу ДНК. Магній впливає на фотосинтез в клітині. Кальцій — необхідний елемент для підтримування процесів життєдіяльності. Кальцій входить до складу сполук, з яких побудована тверда основа всіх живих організмів. Ca використовується для зміцнення скелету, для утворення емалі зубів, для припинення інфекційних захворювань у ветеринарії.  $Ca(OH)_2$  використовують для боротьби з коростою. Наявність кальцію посилює вміст вітаміну D.

### **7.3.Твердість природних вод, методи усунення твердості води**

Твердість води зумовлена вмістом у природній воді йонів  $Ca^{2+}$  і  $Mg^{2+}$ . У твердій воді не піниться мило (мило - натрієва сіль вищих карбонових кислот, наприклад стеаринової, пальмітинової тощо). Утворені за реакцією обміну кальцієві і магнієві солі цих кислот у воді

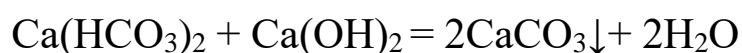
нерозчинні. Під час кип'ятіння твердої води на стінках посуду (котлів) утворюється осад (накип), що складається з карбонатів кальцію і магнію - продуктів термічного розкладання розчинних у воді гідрогенкарбонатів і  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Застосування твердої води неможливе в ряді виробництв. У разі тривалого використання твердої води утворюється товстий шар накипу, який не тільки зумовлює зниження теплопровідності стінок апаратів, у яких кип'ятиться вода, а й може призвести до вибуху внаслідок перегрівання цих апаратів.

Сумарний вміст солей магнію і кальцію у воді називають *загальною твердістю*. Загальну твердість води поділяють на тимчасову, або карбонатну, і постійну некарбонатну. *Тимчасова твердість* води зумовлена наявністю гідрогенкарбонатів кальцію і магнію, її можна усунути тривалим кип'ятінням води:



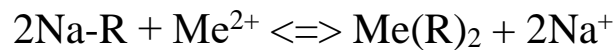
*Постійна твердість* води зумовлена наявністю у воді солей сильних кислот - сульфатів і хлоридів магнію і кальцію; кип'ятінням постійну твердість води усунути неможливо. Твердість води прийнято виражати числом міліеквівалентів (мекв) іонів  $\text{Mg}^{2+}$  і  $\text{Ca}^{2+}$ , що містяться в 1 л води (1 мекв = 20,04 мг/л  $\text{Ca}^{2+}$  або 12,16 мг/л  $\text{Mg}^{2+}$ ). Воду, що містить менш ніж 4 мекв/л іонів  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$ , називають м'якою, від 4 до 8 – середньої твердості, понад 8 - твердою.

Існує декілька способів пом'якшення води. Тимчасову твердість усувають кип'ятінням. Якщо ж вода містить багато гідрогенкарбонатів, то її пом'якшують добавлянням вапна, яке переводить кислі солі у середні:



Якщо твердість зумовлена наявністю сульфатів і хлоридів кальцію, магнію, то до води добавляють соду або  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . У цьому разі осаджуються всі солі магнію і кальцію у вигляді  $\text{CaCO}_3$  і  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . Замість соди для пом'якшення води іноді використовують натрій ортофосфат або натрій поліметафосфат. Ортофосфат осаджує йони  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$ , поліметафосфат утворює з ними розчинні комплексні сполуки, які не дають накипу і не послаблюють мийну дію мила.

Усунути твердість води можна також методом іонного обміну або катіонуванням. Для цього тверду воду слід пропустити крізь шар катіоніту, який здатний обмінювати йони  $\text{Na}^+$  або  $\text{H}^+$  на  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$



Оскільки ця реакція оборотна, то катіоніт легко піддається регенерації. Для цього крізь катіоніт достатньо пропустити концентрований розчин  $\text{NaCl}$ , і його знову можна буде використовувати. Іноді воду потрібно очищати не тільки від йонів  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$  а й від інших іонів. У цьому разі ефективнішим є застосування органічних йонітів спочатку в  $\text{H}^+$ -формі, а потім в  $\text{OH}^-$  - формі ( $\text{H}$ -катіоніти та  $\text{OH}$ -аніоніти). Під час проходження води крізь  $\text{H}$ -катіоніти та  $\text{OH}$ -аніоніти вона очищається від усіх солей взагалі, тобто таким способом її можна перетворити на дистильовану. Така обробка води називається знесолюванням.



## Контрольні питання

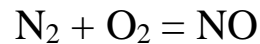
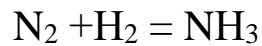
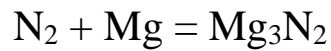
1. Як у промисловості добувають натрій, гідроксид натрію, магній? Наведіть рівняння відповідних окисно-відновних процесів.
2. Масова частка розчину калій фосфату дорівнює 15%, густина розчину 1,05 г/см<sup>3</sup>. Визначити молярну концентрацію еквівалента цього розчину.
3. Скільки треба взяти натрій карбонату, щоб усунути твердість води, що дорівнює 7 мекв/л? Об'єм води 100 л.
4. Які сполуки називають негашеним і гашеним вапном? Складіть рівняння реакцій їх добування. Яка сполука утворюється при прожарюванні негашеного вапна з вугіллям? Що є окисником та відновником в останній реакції? Складіть електронні і молекулярні рівняння.

## Лекція 11. Властивості елементів Y - A групи

- 11.1 Загальна характеристика елементів групи
- 11.2 Нітратна кислота. Особливості взаємодії з металами
- 11.3 Азотні та фосфатні добрива. Визначення вмісту діючої речовини в добривах

### 11.1. Загальна характеристика елементів групи

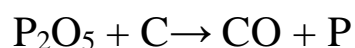
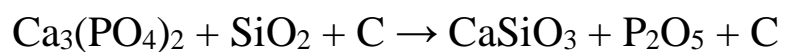
Y- A група включає елементи Нітроген N, Фосфор P, Арсен As, Стийбій Sb, Бісмут Ві. На зовнішньому електронному шарі атомів елементів розміщується 5 електронів. Наприклад,  ${}_{7}\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$  Максимальний ступень окиснення +5, мінімальний – 3. В цілому елементи Y- A групи – неметали. Як неметали реагують з металами та іншими неметалами



Нітроген з киснем залежно від кількості кисню утворюють різні сполуки  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ . На прикладі цього ряду прослідковують підтвердження одного з основних законів філософії - переходу кількісних змін в якісні. З водневих сполук Нітрогену найбільше значення мають амоніак, гідроксиламін  $\text{NH}_2\text{OH}$ , гідразин  $\text{N}_2\text{H}_4$ . Гідроксиламін використовують як відновник в лабораторній практиці, гідразин - як складову ракетного палива.

*Поширення в природі:* азот зустрічається в природі у вільному стані. Входить до складу повітря (78% за об'ємом), калійної і натрієвої селітри  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ . Фосфор міститься у фосфоритах та апатитах  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ ; Арсен, Стибій, Бісмут – в поліметалічних рудах.

*Добування речовин.* Нітроген у промисловості добувають зрідженням повітря із наступною ректифікацією, в лабораторіях розкладанням нітритів. Фосфор добувають з природних сполук за реакціями:

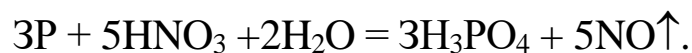
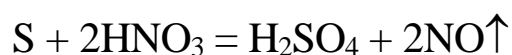


*Біологічна роль елементів.* Азот впливає на синтез білків. Білки представляють собою структурні одиниці живих організмів, складаються з амінокислот, містять аміногрупу. Фосфор входить до складу АТФ (аденозинтрифосфатної кислоти), забезпечує клітину енергією. Під час гідролізу 1 моля АТФ звільняється 66 кДж енергії, ця енергія використовується для синтезу жирів, білків та вуглеводів в клітині.

## 11.2. Нітратна кислота. Особливості взаємодії з металами

Нітратна кислота  $\text{HNO}_3$  належить до найважливіших мінеральних кислот, її щорічне світове виробництво досягає 50 млн тонн. У промисловості нітратну кислоту добувають каталітичним окисненням амоніаку.

*Властивості кислоти.* За звичайних умов безводна кислота - безбарвна рідина ( $t_{\text{пл}} = -41,6 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = 82,6 \text{ }^\circ\text{C}$ , густина  $1,5 \text{ г/см}^3$ ), яка під час охолодження нижче температури плавлення перетворюється на прозору кристалічну масу. Концентрована  $\text{HNO}_3$  має буре забарвлення внаслідок поступового її розкладання з утворенням оксиду азоту (IV), що добре в ній розчиняється. Нітратна кислота необмежено розчиняється у воді. У водному розчині вона є сильною одноосновною кислотою  $\text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ , їй властиві риси, характерні для сильних кислот. Величина уявного ступеня дисоціації 0,1 н. розчину  $\text{HNO}_3$  за температури  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  становить 0,93. Нітратна кислота - сильний окисник, здатна окислювати більшість металів і неметалів. Останні, як правило, набувають у продуктах окиснення своїх вищих ступенів окиснення, наприклад,



Стійкими в кислоті є тільки золото, платина, осмій, іридій, ніобій, тантал, вольфрам. Концентрована  $\text{HNO}_3$  на холоді пасивує деякі відносно активні метали, зокрема алюміній, залізо, кобальт, нікель, хром та їхні сплави внаслідок утворення на поверхні міцних оксидних

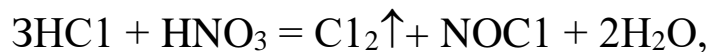
плівок цих металів. У концентрованих розчинах  $\text{HNO}_3$  головним продуктом її відновлення є  $\text{NO}_2$



Чим більш розбавлена кислота, тим глибше вона відновлюється



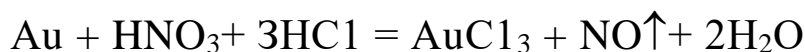
Надзвичайно високу окиснювальну здатність має суміш концентрованих нітратної та соляної кислот (*царська вода*), що пояснюють дією атомарного хлору, який утворюється як під час окиснення соляної кислоти нітратною



так і в разі розкладу продукту реакції - хлористого нітрозилу:



Завдяки цьому  $\text{HNO}_3$  легко розчиняє платину, золото та інші неактивні метали, перетворюючи їх на комплексні хлориди, що у свою чергу також сприяє перебігу процесу окиснення металів



### 11.3. Азотні та фосфатні добрива. Визначення вмісту діючої речовини в добривах

Азотні добрива використовують у вигляді рідких добрив: сам амоніак – 82%  $\text{N}_2$ , а також у вигляді твердих добрив – солей. Виділяють азотні добрива з амоніачною ( $\text{NH}_4^+$ ) і нітратною ( $\text{NO}_3^-$ ) формами. Солі нітратної кислоти називають селітрою. Ступінь окиснення нітрогену +5. Для синтезу білків нітроген +5 необхідно

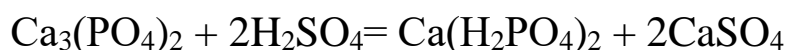
перевести в ступінь окиснення -3. Основними добривами є  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$  (карбамід або сечовина). Діючою речовиною в азотних добривах є молекулярний азот.

### ЗАДАЧА

Обчислити вміст діючої речовини в амоніачній селітрі.

$$\omega(\text{N}_2) = M(\text{N}_2)/M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 28 / 80 * 100\% = 34,5\%$$

Фосфор є другим типовим р-елементом V групи і належить до неметалів. За числом валентних електронів на останньому енергетичному рівні ( $3s^23p^3$ ) атом фосфору є аналогом азоту, але відрізняється від останнього наявністю вільного 3d-підрівня. Головним і найбільш великотоннажним напрямом використання фосфорної кислоти та її солей є виробництво **фосфорних мінеральних добрив**. Природні сполуки фосфору містять нерозчинний фосфат кальцію  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , який погано засвоюється рослинами. Його використання доцільне лише на кислих ґрунтах, які сприяють утворенню доступних рослинам кислих солей фосфору, тому деяку кількість  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  застосовують у вигляді так званого *фосфоритного борошна*. Для отримання добрив, які легко засвоюються рослинами, природну фосфатну сировину піддають хімічній переробці з метою одержання кислих солей фосфорної кислоти. Основою *простого суперфосфату* є розчинний дигідрогенфосфат кальцію, який добувають обробкою фосфату кальцію сульфатною кислотою



Діючою речовиною у фосфорних добривах є оксид фосфору  $\text{P}_2\text{O}_5$

*Простий суперфосфат* має порівняно невисокий вміст поживної речовини (містить 19 % засвоюваного  $P_2O_5$ ), оскільки до його складу входить також  $CaSO_4$ . Більший вміст оксиду фосфору (Y) має *подвійний суперфосфат* (містить 40 % засвоюваного  $P_2O_5$ ), який добувають за реакцією



Виробляють також *преципітат* - фосфорне добриво на основі гідрогенфосфату кальцію. До його складу входить не розчинний у воді  $CaHPO_4$ , який розчиняється в разі внесення у кислі ґрунти з утворенням дигідрогенфосфату кальцію. Дуже цінними є змішані добрива, що містять у своєму складі декілька необхідних для рослин поживних речовин. До них належать *амофос*, *діамофос*, *нітрофоска* тощо. Амфос є гідрогенфосфат амонію  $NH_4H_2PO_4$ , діамфос – дигідрогенфосфат амонію  $NH_4H_2PO_4$ . Нітрофоска є потрійне добриво, яке містить азот, фосфор і калій. Його добувають сплавлінням гідрогенфосфату амонію  $(NH_4)_2HPO_4$ , нітрату амонію  $NH_4NO_3$  та хлориду або сульфату калію  $KCl$  ( $K_2SO_4$ ).

### Контрольні питання

1. Зазначте біологічну роль Нітрогену та Фосфору.
2. Складіть рівняння реакцій добування нітратної кислоти каталітичним окисненням амоніаку.
3. Визначте вміст діючої речовини в карбаміді.
4. Яке з добрив підлягає гідролізу: калійна селітра, амоніачна селітра, калій фосфат? Відповідь ствердіть рівняннями реакцій. Як змінюється рН середовища внаслідок гідролізу?

## Лекція 12. Властивості елементів VI - A та VII - A груп

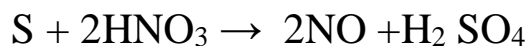
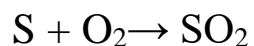
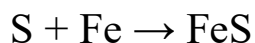
12.1 Загальна характеристика елементів VI-A групи

12.2 Сульфатна кислота, властивості та використання

12.3 Загальна характеристика елементів VII-A групи

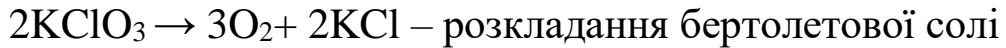
### 12.1. Загальна характеристика елементів VI - A групи

До головної підгрупи VI групи елементів періодичної системи належать елементи Оксиген O, Сульфур S, Селен Se, Телур Te, Полоній Po. Загальна назва елементів халькогени, ті, що утворюють руди. Елементи 6-A групи на зовнішньому шарі мають 6 електронів, тому найвищий ступінь окиснення + 6. Наприклад,  ${}_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . Мінімальний ступень окиснення “ - 2” (характерний для водневих сполук), проміжний ступень +2, + 4. Особливості елементів: Оксиген не має d – підрівня, тому не проявляє максимального ступеня окиснення +6. В цілому елементи визначають як неметали, реагують з металами, іншими неметалами, а також з кислотами



В межах групи із збільшенням заряду ядра посилюються металеві властивості елементів та основні властивості їх сполук. *Поширення в природі.* Оксиген міститься в повітрі 20,9 %, Сульфур зустрічається у вільному стані у вигляді ромбічної та моноклінної сірки. Решта елементів, а також Сульфур і Оксиген зустрічаються також у вигляді сполук. Найбільша кількість Оксигену міститься в алюмосилікатах, Сульфур - в сульфідах і сульфатах. Решта елементів Телур, Селен, Полоній входять до складу бінарних сполук.

*Добування.* Оксиген у промисловості добувають зрідженням повітря з наступною ректифікацією. Лабораторні способи добування кисню ґрунтуються на використанні окисно - відновних сполук



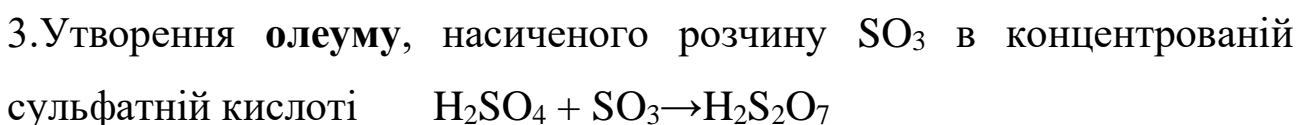
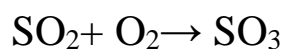
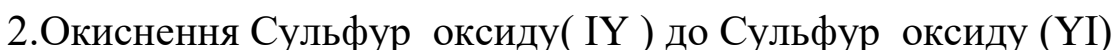
Решту елементів добувають відновленням активними елементами.

*Біологічна роль елементів.* Оксиген необхідний для дихання, входить до складу 4 найважливіших біогенних елементів: Н, С, О, N, використовують як своєрідний санітар перетворення в живому організмі. Озон є алотропною модифікацією кисню, містить в молекулі 3 атоми кисню, застосовують для дезинфекції приміщень, знезараження води, запобігання згіркненню жирів. Сульфур входить до складу окремих амінокислот: цистін, метіонін, цистеїн, впливає на утворення нігтів, ріст волосся.  $\text{SO}_2$  використовують для окурення зерноскладів і амбарів.

## 12.2. Сульфатна кислота, властивості та використання

Сульфатна кислота є однією з найсильніших кислот, виявляє властивості звичайних кислот. Взаємодіє з основами, основними оксидами, солями, з металами. Розбавлена кислота виділяє водень, концентрована кислота утворює різноманітні продукти:  $\text{H}_2\text{S}$  і  $\text{SO}_2$

*Добування кислоти* відбувається в декілька етапів:



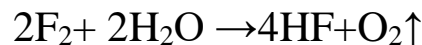
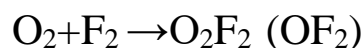
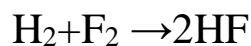
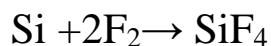


Шляхом розведення олеуму можна отримати кислоту необхідної концентрації.

*Використання  $H_2SO_4$  та солей на її основі.* Сульфатну кислоту використовують для виробництва макро- та мікродобрив  $K_2SO_4$ ,  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ,  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ ,  $MnSO_4$ , для боротьби з гниттям деревини, зі сліпотою курей ( $NiSO_4$ ). З метою хімічної меліорації в ґрунти вносять кальцій сульфат. Натрій тіосульфат використовують в кількісному аналізі, зокрема в йодометрії, як робочий розчин для визначення вмісту міді у розчинах.

### 12.3. Загальна характеристика елементів VII-A групи

Елементи VII-A групи періодичної системи об'єднують Флуор F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I, Астат At, дістали загальну назву галогени, тобто ті, що народжують солі. Будову зовнішнього шару розглянемо на прикладі Флуору  $9F1s^22s^22p^5$ . Максимальний ступень окиснення +7, мінімальний -1. В цілому елементи 7A групи володіють неметалевими властивостями, є найкращими окисниками в періодичній системі. Реагують з металами, воднем, киснем, складними сполуками.



В межах групи із збільшенням заряду ядра посилюються металеві властивості елементів і основні властивості їх сполук. Водневі сполуки галогенів у водних розчинах представляють собою сильні кислоти, за винятком HF. Плавикова або фтороводнева кислота HF належить до слабких кислот. Константа дисоціації –  $10^{-4}$  Оксигенвмісні сполуки

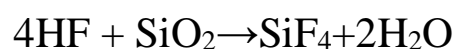
галогенів виявляють непарні ступені окиснення. Наприклад,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$

*Біологічна роль елементів.* Флуор входить до складу емалі зубів, кісток. Нестача Флуору обумовлює карієс, перевищення цього елемента приводить до розвитку фторозу. Хлор утворює соляну кислоту  $\text{HCl}$ , що сприяє травленню. Бром і Йод використовують як заспокійливий засіб. Йод міститься в тироксині - гормоні щитоподібної залози.

*Поширення в природі:* Флуор перебуває в природі у вигляді сполук:  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$  – флюорити, апатити. Хлор міститься в сполуках  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ . Бром і йод перебувають в морських водоростях.

*Добування:* Флуор добувають за методом Муассана - електролізом розплаву  $\text{KNHF}_2 + \text{KF}$ , при цьому вільний галоген виділяється на аноді. Хлор добувають у промисловості електролізом водного розчину  $\text{NaCl}$  і розплаву  $\text{NaCl}$ , в лабораторії за реакцією Шеєле.

*Використання елементів та їх сполук.* Флуор виявляє найсильніші окиснювальні властивості, відносна електронегативність Флуору перевищує 4 одиниці. Солі на основі плавикової кислоти називають фторидами.  $\text{NaF}$  – використовують як дезинфекційний засіб.  $\text{AlF}_3$  і  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  – використовують у виробництві алюмінію електролізом  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , ці речовини значно знижують температуру плавлення  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Фтор і його сполуки використовують для написів на склі, плавикова кислота  $\text{HF}$  кислота розчиняє скло



Сполуки  $\text{F}$  зберігають в поліетиленових пляшках. Солі на основі гексафторкремнієвої кислоти  $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$  використовують проти гниття

деревини. Хлор, як і Флуор, виявляє дуже сильні окиснювальні властивості. Хлор використовують для відбілювання тканин, для знезараження питної води, для добування дихлофосу, хлорофосу, утворення  $\text{HCl}$ . Соляна кислота належить до однієї з найсильніших кислот. Виявляє властивості звичайних кислот. Взаємодіє з металами, основними оксидами, лугами і солями. Солі на основі  $\text{HCl}$ .  $\text{NaCl}$  – кам'яна сіль. Зустрічається в природі, сприяє засоленню ґрунтів.  $\text{NaCl}$  застосовують як фізіологічний розчин, підтримує осмотичний тиск крові, застосовують для консервування овочів.  $\text{KCl}$  – калійна сіль та сильвініт  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$  – цінні калійні добрива.  $\text{CaCl}_2$  - відмінний осушувач газів.

Оксигенвмісні сполуки Хлору володіють бактерицидними властивостями. В ряді  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$  найсильнішою кислотою є перхлоратна кислота  $\text{HClO}_4$ , а найбільш сильні окисні властивості виявляє  $\text{HClO}$ . Розчин хлору у воді називають **хлорною водою**.

**Бром і Йод.** Бром володіє сльозогінними властивостями, використовується як лакриматор. Препарат Люголя представляє собою розчин йоду в калій йодиді  $\text{K}[\text{I}(\text{I}_2)]$ , використовується для лікування верхніх дихальних шляхів. 10%-ний розчин йоду у спирті дістав назву йодної настойки. Використовується при обробці ран.  $\text{NaI}$  та  $\text{NaBr}$  використовують як сильні відновники в лабораторній практиці.  $\text{NaBr}$  у ветеринарії є заспокійливим засобом, використовується в мікстурі Павлова.

### Контрольні питання

1. Як змінюються окисні властивості галогенів при переході від Флуору до Йоду, як змінюються відновні властивості їх негативно заряджених іонів? Відповідь поясніть.
2. Складіть електронні і молекулярні рівняння реакцій:
  - а)  $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{KI} + \text{Br}_2$  . Вкажіть окисник і відновник.
3. Скільки солі і води необхідно взяти для приготування 300 мл 0,05 н. розчину купрум сульфату.
4. Поясніть окисні властивості розведеної та концентрованої сульфатної кислоти. На основі електронних рівнянь складіть рівняння реакції взаємодії Феруму з розведеною та концентрованою сульфатною кислотою. Вкажіть окисник і відновник.

## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Петрушена Г. О. Загальна та неорганічна хімія : курс лекцій. Дніпро : ВТК “Друкар”, 2022. 260 с.
2. Назаренко І. С., Вічко О. І. Загальна хімія : навч. посібник для студентів технічних спеціальностей. Тернопіль : Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя, 2019. 192 с.
3. Загальна хімія : навчальний посібник / В. І. Булавін та ін. ; заг. ред. В. І. Булавін ; Научні технології ун-т “Харків. політехн. ін-т”. Харків : НТУ “ХПІ”, 2019. 376 с.
4. Кельїна С. Ю., Гирля Л. М. Неорганічна та аналітична хімія. Частина І. : навчальний посібник для здобувачів вищої освіти ступеня “бакалавр” спеціальності 201 “Агрономія”. Миколаїв : МНАУ, 2021. 111 с.
5. Загальна та неорганічна хімія / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовських, С. В. Іванов. Київ : Педагогічна преса, 2002. Ч.І.– 520 с.; Ч.ІІ – 784 с.
6. Загальна хімія : навч.-метод. посіб. / П. В. Вакулюк та ін. ; Нац. ун-т "Києво-Могилян. акад.". Київ : НаУКМА, 2021. 274 с
7. Хімія : методичні рекомендації для виконання лабораторних робіт здобувачами першого (бакалаврського) рівня вищої освіти ОПІ «Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка» спеціальності 141 – «Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка» денної форми здобуття вищої освіти / уклад. Л. М.

Гирля. Миколаїв : МНАУ, 2022. 63 с. URL:  
<https://dspace.mnau.edu.ua/jspui/handle/123456789/11549>

8. Ракитська Т. Л. Загальна хімія : навч. посіб. / Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова ; Ф-т хімії та фармації. Одеса : ОНУ, 2020. 292 с.

9. Раскола Л. А., Кіосе Т. О. Загальна хімія. Теорія та практика : навч. посіб. / Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова ; Ф-т хімії та фармації. Одеса : Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова, 2019. 211 с.

10. Цвєткова Л. Б. Загальна хімія : підруч. Львів : Новий Світ-2000, 2023. 400 с.

Навчальне видання

## **ХІМІЯ**

Конспект лекцій

Укладач:

**Гирля Людмила Миколаївна**

Формат 60 x 84 /16 . Ум. друк. арк. 4,3

Тираж 15 прим. Зам. № \_\_\_\_\_

Надруковано у видавничому відділі

Миколаївського національного аграрного університету

54020, м. Миколаїв, вул. Георгія Гонгадзе, 9

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4490 від 20.02. 2013р.