

Міністерство освіти і науки України  
Національний університет водного господарства  
та природокористування  
Навчально-науковий інститут агроекології і землеустрою  
Кафедра хімії та фізики

**05-06-135М**

## **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

до виконання лабораторних та самостійних робіт з навчальної  
дисципліни «**Хімія (загальна та неорганічна)**»  
для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня  
за освітньо-професійною програмою «Агрономія»  
спеціальності 201 «Агрономія» денної з елементами  
дуальної та заочної форм навчання

Рекомендовано  
науково-методичною радою  
з якості ННІАЗ  
Протокол № 11 від 07.02.2024 р.

Рівне – 2024

Методичні вказівки до виконання лабораторних та самостійних робіт з навчальної дисципліни «Хімія (загальна та неорганічна)» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою «Агрономія» спеціальності 201 «Агрономія» денної з елементами дуальної та заочної форм навчання. [Електронне видання] / Мисіна О. І. – Рівне : НУВГП, 2024. – 75 с.

Укладач: Мисіна О. І., старша викладачка кафедри хімії та фізики.

Відповідальний за випуск: Мороз М. В., доктор хім. наук, професор, завідувач кафедри хімії та фізики.

Керівник групи забезпечення

к. с.-г. н., доцентка

Колесник Т. М.

© О. І. Мисіна, 2024

© НУВГП, 2024

## ЗМІСТ

Стор.

<b>ПЕРЕДМОВА</b> .....	4
<b>Лабораторна робота №1.</b> Визначення молярної маси еквівалентів металу об'ємним методом.....	5
<b>Лабораторна робота №2.</b> Класи неорганічних сполук. Властивості оксидів, основ та амфотерних гідроксидів.....	12
<b>Лабораторна робота №3.</b> Добування та властивості кислот та солей.....	18
<b>Лабораторна робота №4.</b> Приготування розчину хлоридної кислоти та визначення його концентрації титруванням .....	24
<b>Лабораторна робота № 5.</b> Реакції у водних розчинах електролітів .....	29
<b>Лабораторна робота №6.</b> Визначення водневого показника розчинів (рН). .....	33
<b>Лабораторна робота №7.</b> Дослідження гідролізу солей.....	38
<b>Лабораторна робота №8.</b> Окисно-відновні реакції .....	41
<b>Лабораторна робота №9.</b> Властивості сполук феруму.....	46
<b>Лабораторна робота №10.</b> Властивості алюмінію та його сполук.....	51
<b>Лабораторна робота №11.</b> Визначення твердості води.....	55
<b>Лабораторна робота №12.</b> Хімічні властивості сульфатної і нітратної кислот.....	61
<b>Лабораторна робота №13.</b> Якісне дослідження води і ґрунтової витяжки.....	65
<b>ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТ</b> .....	69
<b>ЛІТЕРАТУРА</b> .....	75

## ПЕРЕДМОВА

Дисципліна «Хімія (загальна та неорганічна)» є обов'язковою освітньою компонентою і входить до циклу фахової підготовки фахівців агрономії зі спеціальності 201 «Агрономія» і ґрунтується на сучасних уявленнях хімічної науки, закладає базовий потенціал знань, необхідний майбутнім фахівцям в галузі ґрунтознавства.

Мета навчальної дисципліни – формування теоретичних знань, умінь та практичних навичок щодо сучасних підходів та методів хіміко-екологічних досліджень ґрунтів в їх природному і порушеному станах; ознайомлення студентів з хімічними процесами та явищами у ґрунтах; встановлення ймовірності перебігу хімічних реакцій в ґрунтах; визначення функції речовин у кислотно-основних та окисно-відновних процесах в ґрунтах; вивчення властивостей розчинів електролітів, основних електрохімічних понять, хімічних властивостей металів, неметалів та їх сполук та фізико-хімічних основ використання неорганічних речовин у землеробстві.

Навчання здобувачів вищої освіти складається з лекційних, лабораторних занять та самостійної роботи. В процесі виконання лабораторної роботи студенти повинні закріпити теоретичні знання, навчитися працювати з лабораторним посудом та приладами. Це вимагає осмислення теоретичного матеріалу, з якими пов'язані досліди, тому студент повинен вивчити теоретичний матеріал з теми лабораторної роботи та виконати завдання до самостійної роботи. Самостійна робота здобувача проводиться у вільний від аудиторних занять час та передбачає: засвоєння лекційного матеріалу за допомогою конспекту та запропонованої літератури; підготовку до лабораторних занять та поточних модульних контролів. Здобувачі вищої освіти всіх форм навчання мають доступ до навчально-методичного забезпечення курсу «Хімія (загальна та неорганічна)» на навчальній платформі Moodle (режим доступу: <https://exam.nuwm.edu.ua/course/view.php?id=1989>). В процесі виконання самостійної роботи студенти повинні закріпити теоретичні знання з даного розділу програми, навчитися виконувати контрольні завдання.

# ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

## ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТІВ МЕТАЛУ ОБ'ЄМНИМ МЕТОДОМ

### Теоретична частина

**Еквівалентом речовини ( $E$ )** – називається така частка формульної одиниці  $\Phi O$  речовини, яка рівноцінна одному йону гідрогену в кислотно-основних або йонообмінних реакціях або одному електрону в окисно-відновних реакціях:

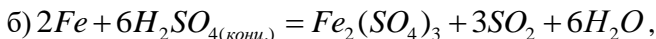
$$E = \frac{\Phi O}{Z},$$

де  $Z$  – еквівалентне число.

Під формульною одиницею розуміють або реальні структурні одиниці речовин, здатні існувати самостійно (атоми, молекули, йони), або групи атомів, що входять до складу хімічних формул атомних чи йонних кристалів. Значення  $Z$  визначається за рівнянням хімічних реакцій, в якій приймає участь дана речовина:

1. Для простих речовин еквівалентне число  $Z$  дорівнює валентності елемента.

Розрахунок еквівалентів Феруму в реакціях:

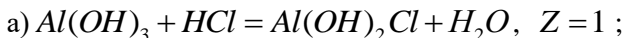


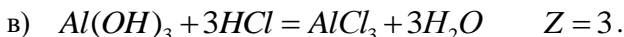
$$Z(Fe) = 3.$$

2. Для кислот еквівалентне число визначається основністю кислоти в даній реакції тобто кількістю йонів гідрогену, що заміщені на йони металу. Так, еквівалентне число для  $H_2SO_4$ :

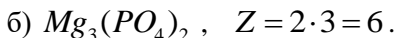
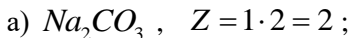


3. Для основ еквівалентне число визначається кислотністю основи в даній реакції тобто кількістю гідроксогруп заміщених аніонами кислоти. Так, еквівалентне число для  $Al(OH)_3$ :





4. Для солей та амфотерних оксидів еквівалентне число визначається добутком заряду катіону або аніону (за модулем)  $n$  на кількість катіонів (або аніонів)  $m$ :  $Z = n \cdot m$ .



За аналогією до молярної маси речовини вводиться поняття **молярної маси еквівалентів речовини** ( $M_E(X)$ ) – маса одного моль еквівалентів речовини (г/моль-екв):

$$M_E(X) = \frac{M(X)}{Z}.$$

Для визначення молярних мас еквівалентів оксидів, основ, кислот і солей використовують формули:

$$M_E(\text{оксиду}) = M_E(\text{Me}) + M_E(O) = M_E(\text{Me}) + 8;$$

$$M_E(\text{основи}) = M_E(\text{Me}) + M_E(OH^-) = M_E(\text{Me}) + 17;$$

$$M_E(\text{кислоти}) = M_E(H^+) + M_E(\text{аніону});$$

$$M_E(\text{солі}) = M_E(\text{Me}) + M_E(\text{аніону}).$$

**Молярний об'єм еквівалентів** ( $V_E(X)$ ) – об'єм одного моля еквівалента газу (л/моль-екв).

Для простих двоатомних газів:  $V_E(X) = \frac{V_M}{2 \cdot Z}$ .

Для складних газоподібних речовин

$$V_E(X) = V_M \frac{M_E(X)}{M(X)}.$$

Німецькі хіміки Венцель та Ріхтер встановили (1793 р.), що **речовини реагують і утворюються в еквівалентних кількостях (закон еквівалентів)**:

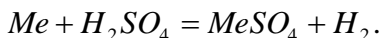
$$n_E(X_1) = n_E(X_2) \quad \text{або} \quad \frac{m(X_1)}{M_E(X_1)} = \frac{m(X_2)}{M_E(X_2)}.$$

Якщо одним з учасників реакції є газоподібна речовина, закон еквівалентів можна записати у вигляді:

$$\frac{m(X_1)}{M_E(X_1)} = \frac{V(X_2)}{V_E(X_2)}.$$

Кількість речовини еквівалента  $n_E(X) = Z \cdot n(X)$ .

В даній лабораторній роботі використовується найбільш простий спосіб визначення еквівалента металу, що базується на вимірюванні об'єму водню під час реакції його витіснення з розчину сульфатної кислоти металом, валентність якого II:



Згідно закону еквівалентів  $n_E(Me) = n_E(H_2)$

### Експериментальна частина

Визначення молярної маси еквівалентів металу виконується за допомогою приладу, який зображено на рис. 1. Прилад складається зі штативу (1), на якому закріплені бюретки (2) і (3), з'єднані шлангом (4). Бюретки мають поперечний переріз, рівний  $1 \text{ см}^3$ , та градуйовані поділки з точністю до  $0,2 \text{ см}^3$ , нульова поділка знаходиться у верхній частині бюретки. До бюретки (3), за допомогою резинового шлангу приєднана пробірка (5) з газовідвідною трубкою (6). Бюретки заповнені водою, пробірка (5) – концентрованою сульфатною кислотою. У газовідвідній трубці розміщують шматочок металу з відомою масою, переводять пробірку з положення (7) в положення (6), тоді метал потрапляє в кислоту. При взаємодії металу з кислотою в пробірці (5) виділяється водень, який надходить до бюретки (3) та витісняє з неї воду до бюретки (2). Вимірювання проводяться за однакових положень рівнів води в обох бюретках, що означає однаковий тиск.

Перед початком досліду бюретки повинні заходитись в такому положенні одна відносно одної, щоб рівні води в них були на середині шкали відліку.

Відвідну трубку (6) та корок, що її закриває, перед початком досліду насухо витирають фільтрувальним папером, потім до неї кладуть шматочок металу з відомою масою  $m(Me)$ .

Трубку щільно закривають корком. Перевіряють прилад на герметичність. Для цього повільно піднімають чи опускають

бюретку (2), спостерігаючи за коливаннями рівня води в бюретці (3). Якщо прилад не герметичний, рівень води в обох бюретках буде вирівнюватись.

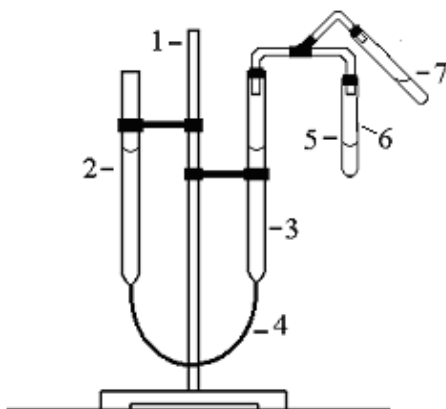
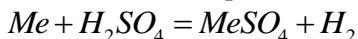


Рис. 1. Прилад для визначення молярної маси еквівалентів металу об'ємним методом

Після перевірки приладу на герметичність урівнюють рівні води в обох бюретках та фіксують положення рівня води в бюретці (3) по нижньому меніску, записують в зошит  $V_1$  з точністю до 0,1 мл. Тоді, обережно скидають метал в кислоту, переводячи пробірку (5) з положення (7) в положення (6). По закінченню процесу розчинення металу в кислоті вирівнюють положення рівнів води в обох бюретках і визначають положення рівня в бюретці (3)  $V_2$  з тією ж точністю.

Об'єм водню, що виділився в реакції:



дорівнює різниці рівнів води в бюретці (3) до та після проведення досліду  $V(H_2)$ , виміряного за атмосферних умов проведення досліду ( $P$ ,  $T$ ). Результати вимірювання занести у таблицю 1.



Таблиця 1

Маса наважки металу, г $m(Me)$	Рівні води в бюретці, см		Об'єм водню, см <sup>3</sup> $V(H_2) = V_2 - V_1$	Умови проведення дослідю	
	до дослідю $V_1$	після дослідю $V_2$		тиск, $P$ , Па	температура, $t^{\circ}C$

### Розрахунки

1. Вимірянйй об'єм водню за атмосферних умов проведення дослідю ( $P$ ,  $T$ ) перераховуємо на нормальні умови за рівнянням:

$$\frac{P \cdot V(H_2)}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0(H_2)}{T_0},$$

де  $P_0$ ,  $V_0$ ,  $T_0$  тиск, об'єм та температура за нормальних умов, а  $P$ ,  $V$ ,  $T$  - тиск, об'єм та температура за умов проведення дослідю.

Тиск  $P$  газів в бюретці (3) у відповідності до закону Дальтона дорівнює сумі парціальних тисків повітря  $P(нов)$ , водню  $P(H_2)$  та насиченої водяної пари  $P(пару)$ :

$$P = P(нов) + P(H_2) + P(пару).$$

За однакових положень рівнів води в бюретках тиск  $P_{ATM} = P(нов) + P(H_2)$  в бюретці (3) буде меншим від атмосферного на величину тиску насиченої водяної, яка залежить тільки від температури (таблиця 2):

$$P = P_{ATM} - P(пару).$$

Тоді, об'єм водню зведений до нормальних умов, становить:

$$V_0(H_2) = V(H_2) \cdot \frac{P \cdot T_0}{P_0 T}.$$

Таблиця 2

Залежність тиску насиченої парціальної пари від температури

$t, ^\circ\text{C}$	Па	мм рт.ст.	$t, ^\circ\text{C}$	Па	мм рт.ст.
			20	2337,8	17,53
10	1227,9	9,21	21	2486,4	18,65
11	1306,6	9,8	22	2643,7	19,83
12	1399,9	10,5	23	2809,0	21,07
13	1493,2	11,2	24	2983,7	22,38
14	1599,9	12	25	3167,2	23,76
15	1705,1	12,79	26	3361,0	25,21
16	1817,1	13,63	27	3564,9	26,74
17	1947,1	14,53	28	3779,6	28,35
18	2063,8	15,48	29	4004,9	30,04
19	2197,1	16,48	30	4242,2	31,82

2. Виходячи з математичного виразу закону еквівалентів:

$$\frac{m(\text{Me})}{M_E(\text{Me})} = \frac{V_0(\text{H}_2)}{V_E(\text{H}_2)},$$

визначаємо молярну масу еквівалентів металу  $M_E$ :

$$M_E(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_E(\text{H}_2)}{V_0(\text{H}_2)},$$

враховуючи те, що за нормальних умов водень займає еквівалентний об'єм, рівний:

$$V_E(\text{H}_2) = \frac{V_M}{2 \cdot Z} = 11,2 \text{ л/моль-екв},$$

а використана в досліді маса металу  $m(\text{Me})$  витісняє з кислоти об'єм водню  $V_0(\text{H}_2)$ , зведений до нормальних умов.

3. Після визначення молярної маси еквівалентів металу розраховуємо молярну масу металу, виходячи з того, що  $Z=2$  за рівнянням:

$$M(\text{Me}) = M_E(\text{Me}) \cdot Z.$$

За періодичною таблицею знаходимо метал з відповідною валентністю.

4. Розраховуємо відносну похибку експерименту:

$$\Delta_{\text{ПОХ.}} = \frac{|M_{E \text{ ЕКСПЕР.}} - M_{E \text{ ТЕОР.}}|}{M_{E \text{ ТЕОР.}}} \cdot 100\%,$$

де  $M_{E \text{ ЕКСПЕР.}}$  – молярна маса еквівалентів металу, розрахована за отриманими під час дослідів даними,  $M_{E \text{ ТЕОР.}}$  – теоретично розрахована молярна маса еквівалентів металу.

### **Завдання для самостійної роботи**

1. На відновлення 1,80 г оксиду металу витрачено 833 мл водню, виміряного за нормальних умов. Обчислити молярні маси еквівалентів оксиду і металу.

2. При спалюванні 12 г металу у надлишку кисню одержали 22,67 г його оксиду. Визначити молярну масу еквіваленту металу.

3. Невідомий метал масою 19,2 г розчинили в нітратній кислоті, одержавши при цьому 56,4 г солі. Визначити молярну масу еквівалентів металу.

4. При розчинення 5,62 г металу у кислоті виділяється 1,12 л водню (н.у.). Визначити молярну масу еквівалентів металу.

5. Визначити молярну масу двовалентного металу, якщо відомо, що 8,34 г металу окиснюються 0,68 л кисню (н.у.).

6. Метал масою 4 г витісняє з кислоти 2,24 л водню (н.у.). Визначити молярну масу еквівалентів металу.

7. Для розчинення 16,85 г металу витрачено 14,7 г сульфатної кислоти. Визначити молярну масу еквівалентів металу.

8. При окисненні 5,08 г металу утворилось 14,08 г оксиду. Визначити молярну масу еквівалентів металу.

9. Кальцій масою 1,6 г та цинк масою 2,615 витісняють з кислоти однакову кількість водню. Визначити молярну масу еквівалентів Цинку, якщо відомо, що молярна маса еквівалентів Кальцію складає 20 г/моль-екв.

10. Визначити молярну масу еквівалентів металу, якщо відомо, що при взаємодії 32,5 г металу з кислотою виділяється 11,2 л водню (н.у.).

11. Купрум оксид містить 80% Купруму. Визначити молярну масу еквівалентів Купруму в цьому оксиді.

12. На окиснення 6,4 г металу необхідно 0,8 г кисню. Визначити молярну масу еквівалентів металу.

13. Оксид металу містить 12,12% Оксигену. Визначити молярну масу еквівалентів металу.

14. Визначити молярну масу еквівалентів металу, якщо відомо, що 2 г його витісняють з розчину солі купруму 1,132 г міді. Молярна маса еквівалентів Cu дорівнює 31,8 г/моль-екв.

15. Оксид металу містить 28,57% Оксигену, а сполука того ж металу з Флуором містить 48,72% Флуору. Визначити молярну масу еквівалентів Флуору.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №2 КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК. ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ, ОСНОВ ТА АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ

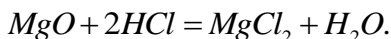
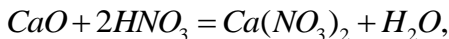
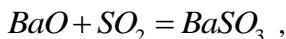
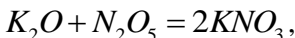
### Теоретичні відомості

**Оксидами** називаються сполуки елементів з Оксигеном, в яких він має ступінь окиснення -2.

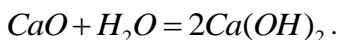
За хімічними властивостями оксиди поділяють на **несолетворні** (не здатні утворювати солі в хімічних реакціях –  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ ,  $SiO$ ) і **солетворні**. Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, є солетворними, які поділяються на **основні**, **кислотні** та **амфотерні**.

**Основними** називають оксиди, гідрати яких є основами. До основних належать оксиди активних металів – лужних ( $Li$ ,  $Na$ ,  $K$ ,  $Rb$ ,  $Cs$ ), лужноземельних ( $Ca$ ,  $Sr$ ,  $Ba$ ,  $Ra$ ), Магнію, а також перехідних металів ( $Mn$ ,  $Cr$ ,  $Ni$ ,  $Fe$ ,  $Cu$ ) в нижчих ступенях

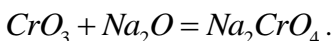
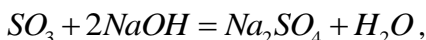
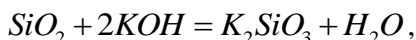
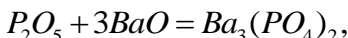
окиснення (+1, +2). Основні оксиди реагують з кислотними оксидами та їх гідратами (кислотами) з утворенням солей:



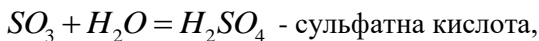
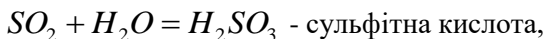
Оксиди лужних і лужноземельних металів розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – розчинні у воді основи (луги):



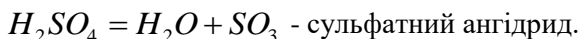
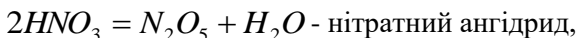
**Кислотними оксидами або ангітридами** називають оксиди, гідрати яких є кислотами. До них належать оксиди неметалів ( $CO_2$ ,  $N_2O_5$ ,  $P_2O_5$ ,  $SO_3$ ,  $SO_2$ ,  $SiO_2$ ), а також оксиди перехідних металів у вищому (+6, +7) ступені окиснення ( $CrO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ). Кислотні оксиди реагують з основними оксидами та основами з утворенням солей:



Майже всі кислотні оксиди, окрім  $SiO_2$  і деяких інших розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – кислоти:



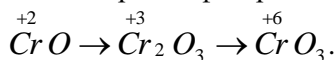
**Ангітридами кислот** називають кислотні оксиди, які одержані шляхом дегідратації (відбирання води) відповідних кисневмісних кислот:



**Амфотерними оксидами** називають оксиди, які мають слабо виражені і кислотні і основні властивості, тобто здатні

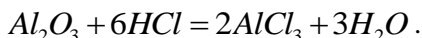
реагувати і з сильними кислотами і з сильними основами (лугами) з утворенням солей. До них належать оксиди деяких малоактивних металів головних підгруп ( $BeO$ ,  $Al_2O_3$ ), а також оксиди багатьох перехідних металів у проміжному ступені окиснення ( $ZnO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $MnO_2$ ,  $Fe_2O_3$ ).

У перехідних металів із змінною валентністю з підвищенням ступеня окиснення хімічний характер оксидів змінюється від основного через амфотерний до кислотного:

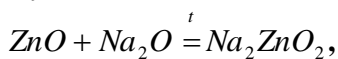


основний      амфотерний      кислотний

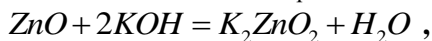
Амфотерні оксиди реагують з кислотними оксидами та кислотами, проявляючи слабо виражені основні властивості, з утворенням солей:



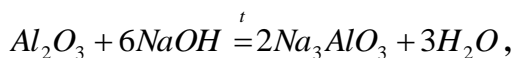
Проявляючи слабо виражені кислотні властивості, амфотерні оксиди реагують з оксидами, гідроксидами або карбонатами лужних та лужноземельних металів з утворенням солей. Ці реакції відбуваються під час сплавлення:



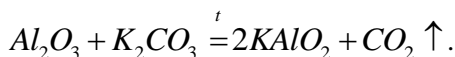
натрій цинкат



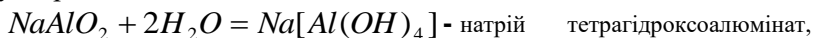
калій цинкат



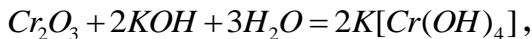
натрій ортоалюмінат



Одержані солі приєднують воду за звичайних умов, утворюючи комплексні солі:



При безпосередній взаємодії амфотерних оксидів з концентрованими розчинами лугів утворюються комплексні солі:



Залежність хімічних властивостей оксидів (кислотність та лужність) від розміщення хімічних елементів у періодичній системі показано в таблиці 3. Як бачимо, кислотні властивості оксидів посилюються в періодах зліва направо, у головних підгрупах – знизу догори, а основні (лужність) – з права наліво у періодах та зверху донизу у головних підгрупах.

Таблиця 3.

Зміна характеру оксидів

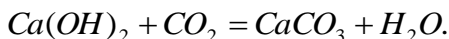
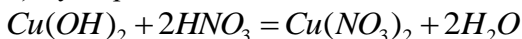
Кислотність  $\longrightarrow$

Л У Ж Н і С Т ь ↓	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
	$\text{Li}_2\text{O}$	$\text{BeO}$	$\text{B}_2\text{O}_3$	$\text{CO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_5$		$\text{OF}_2$
	$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_4\text{O}_{10}$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
	$\text{K}_2\text{O}$	$\text{CaO}$	$\text{Ga}_2\text{O}_3$	$\text{GeO}_2$	$\text{As}_2\text{O}_5$	$\text{SeO}_3$	$\text{Br}_2\text{O}_7$
	$\text{Rb}_2\text{O}$	$\text{SrO}$	$\text{In}_2\text{O}_3$	$\text{SnO}_2$	$\text{Sb}_2\text{O}_5$	$\text{TeO}_3$	$\text{I}_2\text{O}_7$
	$\text{Cs}_2\text{O}$	$\text{BaO}$	$\text{Tl}_2\text{O}_3$	$\text{PbO}_2$	$\text{Bi}_2\text{O}_5$	$\text{PoO}_3$	$\text{At}_2\text{O}_7$

Продуктами гідратації оксидів є основи або кислоти. Зміни кислотних та основних властивостей сполук, які походять від оксидів, змінюються в головних підгрупах та періодах аналогічно властивостям оксидів (рис. 2).

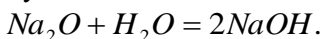
**Основами** називають сполуки, які у водних розчинах дисоціюють на катіони металів та гідроксид-аніони  $\text{OH}^-$ .

Основи реагують з кислотами та кислотними оксидами (ангідридами) з утворенням солей:



Основи є продуктами гідратації основних оксидів.

**Розчинні у воді основи (луги)** утворюються в результаті прямої гідратації розчинних у воді основних оксидів:



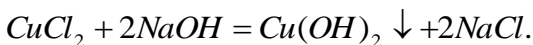
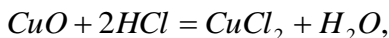
	1					18	
1		2	13	14	15	16	17
2	Li <sub>2</sub> O	BeO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
3	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>4</sub> O <sub>10</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
4	K <sub>2</sub> O	CaO	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GeO <sub>2</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SeO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O
5	Rb <sub>2</sub> O	SrO	In <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SnO <sub>2</sub>	As <sub>4</sub> O <sub>6</sub>	SeO <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub> O
6	Cs <sub>2</sub> O	BaO	In <sub>2</sub> O	SnO	Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	TeO <sub>3</sub>	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
7	Fr <sub>2</sub> O	RaO	Tl <sub>2</sub> O	PbO <sub>2</sub>	Sb <sub>4</sub> O <sub>6</sub>	TeO <sub>2</sub>	
				PbO	Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	PoO <sub>2</sub>	
						PoO	

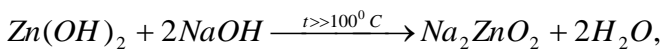
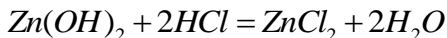
<span style="display:inline-block; width:15px; height:15px; background-color:blue; border:1px solid black;"></span> <b>Сильна основа</b>	<span style="display:inline-block; width:15px; height:15px; background-color:red; border:1px solid black;"></span> <b>Сильна кислота</b>
<span style="display:inline-block; width:15px; height:15px; background-color:cyan; border:1px solid black;"></span> <b>Слабка основа</b>	<span style="display:inline-block; width:15px; height:15px; background-color:magenta; border:1px solid black;"></span> <b>Середня кислота</b>
<span style="display:inline-block; width:15px; height:15px; background-color:purple; border:1px solid black;"></span> <b>Амфотерний</b>	<span style="display:inline-block; width:15px; height:15px; background-color:pink; border:1px solid black;"></span> <b>Слабка кислота</b>

Рис. 2. Зміни характеру гідратів оксидів

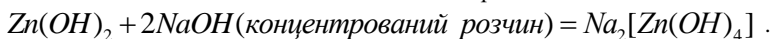
Нерозчинні у воді основи утворюються в результаті непрямої гідратації основних оксидів:



**Амфотерні гідроксиди** – це продукти непрямої гідратації амфотерних оксидів. Як і амфотерні оксиди, вони реагують як з кислотами, так і з лугами з утворенням солей. При взаємодії з кислотами вони поведуть себе як слабкі основи, а при взаємодії з лугами – як слабкі кислоти:



натрій цинкат



натрій тетрагідроксоцинкат



## **Експериментальна частина**

### **I. Властивості основних оксидів**

1. Вивчення властивостей купрум(II) оксиду та кальцій оксиду.

а) Взаємодія з водою.

У дві пробірки налити по 3-5 мл дистильованої води, додати 2-3 краплини фенолфталеїну, після чого в одну пробірку вносять невелику (на кінчику шпателя) кількість кальцій оксиду, а в другу – купрум(II) оксиду. Записати спостереження та скласти відповідні рівняння реакції.

б) Взаємодія з кислотами.

Встановити в штативі 2 пробірки. В одну пробірку внести невелику кількість кальцій оксиду, в другу – купрум(II) оксиду. В обидві пробірки налити по 1-2 мл розчину розведеної нітратної кислоти. Записати спостереження та рівняння реакцій.

### **II. Добування і властивості кислотних оксидів**

1. Добування карбон(IV) оксиду.

У пробірку вносять шматочок мармуру, наливають 1-2 мл концентрованого розчину хлоридної кислоти. Пробірку закривають газовідвідною трубкою і досліджують властивості отриманого оксиду. Записати спостереження та скласти відповідне рівняння реакції добування карбон(IV) оксиду.

2. Вивчення властивостей карбон (IV) оксиду.

Встановити у штативі 2 пробірки. В одну налити 3-5 мл дистильованої води, додати 5-7 крапель метилоранжу, в іншу – вапняної води. Отриманий у попередньому досліді карбон(IV) оксид барботують у ці дві пробірки. Записати спостереження та відповідні рівняння реакції.

### **III. Вивчення властивостей амфотерних оксидів**

Встановити у штативі 3 пробірки, в які внести невеликі кількості цинк оксиду. В одну пробірку налити 3-5 мл дистильованої води і 3-5 крапель фенолфталеїну, в другу – 2-3 мл нітратної кислоти, в третю – 2-3 мл концентрованого розчину луку (калій гідроксиду). Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій.

#### IV. Добування нерозчинних основ

В одну пробірку налити 1-2 мл ферум(III) хлориду, а у іншу – стільки ж хром(III) нітрату. В обидві пробірки додати розведеного розчину натрій гідроксиду до утворення осадів. Записати спостереження та рівняння реакцій.

#### V. Добування та властивості амфотерних гідроксидів

В пробірку налити 2-3 мл розчину цинк сульфату і краплинами додавати розчин амоній гідроксиду до утворення осаду. Осад розділити на дві пробірки. До однієї пробірки додати рівний об'єм хлоридної кислоти, а до другої – стільки ж концентрованого розчину NaOH. Записати спостереження та рівняння реакцій, зробити висновок про хімічний характер цинк гідроксиду.

#### Завдання для самостійної роботи

Для наведених нижче оксидів (таблиця 4):

1) вказати тип оксиду, скласти формулу гідратної сполуки даного оксиду, назвати речовини;

2) написати всі можливі рівняння реакції взаємодії даного оксиду та його гідрату з: водою,  $P_2O_5$ ,  $CaO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $NaOH$ ,  $Zn(OH)_2$ .

Таблиця 4

№	Оксид	№	Оксид	№	Оксид
1	$CO_2$	6	$Cr_2O_3$	11	$CuO$
2	$Na_2O$	7	$SO_3$	12	$P_2O_5$
3	$BeO$	8	$CrO$	13	$K_2O$
4	$SO_2$	9	$N_2O_5$	14	$Al_2O_3$
5	$BaO$	10	$ZnO$	15	$SiO_2$

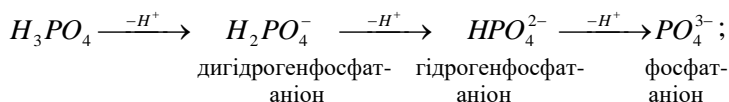
## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №3 ДОБУВАННЯ ТА ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ ТА СОЛЕЙ

### Теоретична частина

**Кислотами** називають речовини, які у водних розчинах дисоціюють на гідроген-катіони та аніони кислотних залишків.

Число йонів гідрогену, які утворюються внаслідок дисоціації у водному розчині з однієї молекули кислоти, визначає **основність** кислоти. За основністю кислоти поділяють на одноосновні ( $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HF$ ,  $HI$ ,  $HNO_3$ ), двоосновні ( $H_2SO_4$ ,  $H_2SO_3$ ), триосновні ( $H_3PO_4$ ).

**Кислотними залишками** називають негативно заряджені йони, які утворюються в результаті відщеплення від молекули кислоти одного або кількох йонів гідрогену. Валентність кислотного залишку визначається числом йонів гідрогену, що відщепилися:



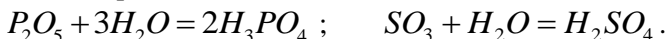
Назви кислот складаються з назви елемента, характерного для кислотного залишку (таблиця 5).

Таблиця 5

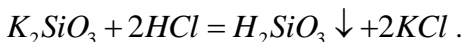
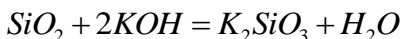
Систематичні назви кислот та кислотних залишків

Формула кислоти	Систематична назва	Формула кислотного залишку	Назва кислотного залишку
$HCl$	Хлоридна	$Cl^-$	Хлорид
$HBr$	Бромідна	$Br^-$	Бромід
$HF$	Флуоридна	$F^-$	Флуорид
$HI$	Йодидна	$I^-$	Йодид
$HNO_3$	Нітратна	$NO_3^-$	Нітрат
$HNO_2$	Нітритна	$NO_2^-$	Нітрит
$H_2CO_3$	Карбонатна	$CO_3^{2-}$	Карбонат
$H_2SO_4$	Сульфатна	$SO_4^{2-}$	Сульфат
$H_2SO_3$	Сульфитна	$SO_3^{2-}$	Сульфит
$H_2S$	Сульфідна	$S^{2-}$	Сульфід
$H_2SiO_3$	Силікатна	$SiO_3^{2-}$	Силікат
$H_3PO_4$	Ортофосфатна, фосфатна	$PO_4^{3-}$	Ортофосфат, фосфат

Розчинні у воді кислоти отримують внаслідок прямої гідратації ангідридів кислот:

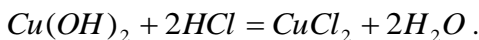
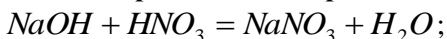


Нерозчинні у воді кислоти можна одержати непрямою гідратацією їх нерозчинних у воді ангідридів. Спочатку нерозчинний оксид переводять у розчинну сіль дією лугу, а потім дією сильної кислоти добувають відповідну нерозчинну кислоту:



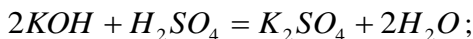
силікатна кислота

Кислоти реагують з основами з утворенням солі і води. Така реакція називається **реакцією нейтралізації**:

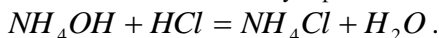


**Солями** називають складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних та аніони кислотних залишків. Солі поділяють на середні, кислі та основні.

**Середні солі** – це продукти повної взаємної нейтралізації кислоти і основи:

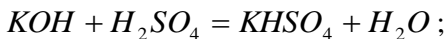


калій сульфат

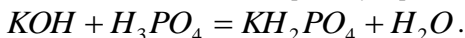


амоній хлорид

**Кислі солі** - продукти часткової нейтралізації багатоосновних кислот основами:

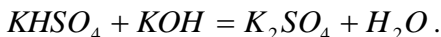


калій гідрогенсульфат

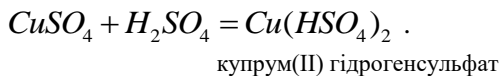


калій дигідрогенортофосфат

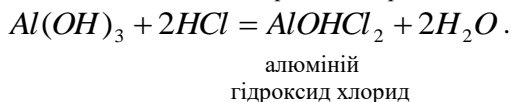
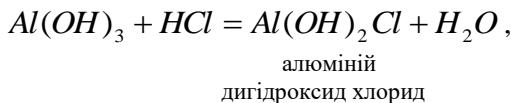
При додаванні лугів кислі солі перетворюються на середні:



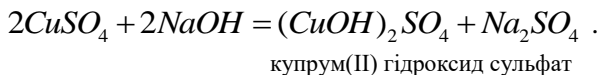
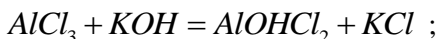
Кислі солі утворюються при додаванні кислоти до середньої солі:



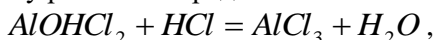
**Основні солі** – продукти часткової нейтралізації багато-кислотних основ кислотами:



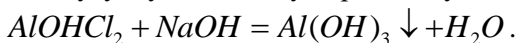
Основні солі утворюються при взаємодії лугу з надлишком середньої солі:



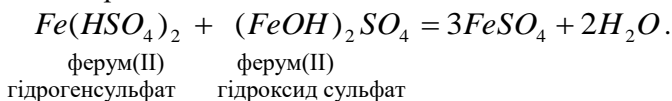
При додаванні кислоти малорозчинні основні солі перетворюються у розчинні середні солі:



а при додаванні лугу – у відповідну нерозчинну основу:



При змішуванні кислих та основних солей відбувається їх взаємна нейтралізація:



## Експериментальна частина

### I. Добування середніх солей

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину натрій гідроксиду, додати 2 краплі фенолфталеїну, потім додавати краплями хлоридну кислоту. Пояснити зміну забарвлення розчину. Написати рівняння реакції.

2. Налити в пробірку 1-2 мл розчину натрій фосфату і додати стільки ж розчину кальцій хлориду до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

### II. Добування та властивості кислих солей

1. До вмісту пробірки з попереднього досліду (I.2) додавати краплями фосфатну кислоту до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції перетворення середньої солі в кислоту. Скільки кислих солей можна одержати?

### III. Добування та властивості основних солей

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину купрум(II) сульфату, додати 1-2 краплі розбавленого розчину натрій гідроксиду. Відмітити колір одержаного осаду основної солі, написати рівняння реакції.

2. Вміст пробірки розділити на три частини. До однієї пробірки додати надлишок лугу. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в відповідний гідроксид.

До вмісту другої пробірки додати розчин сульфатної кислоти. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в середню.

Вміст пробірок з осадами основної солі і гідроксиду довести до кипіння. Де і чому змінюється забарвлення? Написати рівняння відповідної реакції.

### Завдання для самостійної роботи

1. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення (таблиця 6). Назвіть всі речовини.

Таблиця 6

№	Схема перетворення
1	2
1	$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOH(SO_4) \rightarrow (Fe(OH)_2)_2SO_4 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$
2	$Ca(OH)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow (CaOH)_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$

Продовження таблиці 6

3	$AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow$ $\rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$
4	$ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$
5	$Mg(OH)_2 \rightarrow (MgOH)_2SO_3 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Mg(HSO_3)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow Mg(OH)_2$
6	$Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(HSO_4)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$ $\downarrow$ $CrOHSO_4 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow NaCrO_2$
7	$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$ $\downarrow \quad \downarrow$ $CaHPO_4 \quad (CaOH)_3PO_4$
8	$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3, \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow FeSO_4$
9	$CoCl_2 \rightarrow CoOHCl \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow CoSO_4 \rightarrow Co(HSO_4)_2$
10	$CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow$ $Cu(HSO_4)_2$
11	$FeCl_3 \rightarrow FeOHCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2Cl \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$
12	$MgSO_4 \rightarrow Mg(HSO_4)_2 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow (MgOH)_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow Mg(OH)_2.$
13	$CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2$ $\downarrow$ $Cu(HSO_4)_2 \rightarrow CuSO_4$
14	$AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow$ $\rightarrow Al(HSO_4)_3$
15	$ZnCl_2 \rightarrow ZnOHCl \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2$

# ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4 ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ ХЛОРИДНОЇ КИСЛОТИ ТА ВИЗНАЧЕННЯ ЙОГО КОНЦЕНТРАЦІЇ ТИТРУВАННЯМ

## Теоретична частина

**Концентрація** – характеристика розчину, що визначає вміст розчиненої речовини в одиниці маси або об'єму розчину (іноді розчинника).

### Способи вираження кількісного складу розчинів

#### 1. Масова частка розчиненої речовини в розчині $\omega(X)$

– це відношення маси розчиненої речовини  $m(X)$ , що міститься в розчині, до загальної маси цього розчину  $m_{p-ny}$ :

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{p-ny}} \cdot 100\% = \frac{m(X)}{m(X) + m(H_2O)} \cdot 100\% = \frac{m(X)}{\rho \cdot V} \cdot 100\%,$$

де  $X$  – розчинена речовина;  $m(X)$  – маса розчиненої речовини, г;  $m_{p-ny}$  – маса розчину, г;  $\rho$  – густина розчину, г/мл;  $V$  – об'єм розчину, мл.

Допускається виражати масову частку речовини у частках одиниці або відсотках:  $\omega(X)$  в % називається також відсотковою концентрацією й дорівнює масі речовини в 100 г розчину.

**2. Молярна концентрація речовини  $X$  у розчині** – це відношення кількості речовини  $n(X)$ , що міститься у розчині, до об'єму ( $V_{p-ny}$ ) цього розчину.

Молярна концентрація речовини показує скільки моль розчиненої речовини міститься в 1 дм<sup>3</sup> розчину.

В СІ основною одиницею молярної концентрації є моль/м<sup>3</sup>, а для практичного користування – моль/дм<sup>3</sup> або моль/л:

$$C_M(X) = \frac{n(X)}{V_{p-ny}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{p-ny}},$$



де  $n(X)$  – кількість речовини, моль;  $M(X)$  – молярна маса речовини, г/моль;  $V_{p-ny}$  – об'єм розчину, л.

Розчин з молярною концентрацією розчиненої речовини, яка дорівнює:

1 моль/дм<sup>3</sup> або 1М, називається одномолярним розчином;

0,1 моль/дм<sup>3</sup> або 0,1М називається децимолярним;

0,01 моль/дм<sup>3</sup> або 0,01М, називається сантимольярним;

0,001 моль/дм<sup>3</sup> або 0,001М називається мілімолярним.

**3. Молярна концентрація еквівалентів у розчині або нормальна концентрація** — це відношення кількості моль еквівалентів ( $n_E(X)$ ) у розчині до об'єму цього розчину ( $V_{розч}$ ):

$$C_H(X) = \frac{n_E(X)}{V_{p-ny}} = \frac{m(X)}{M_E(X) \cdot V_{p-ny}},$$

де  $n_E(X)$  – кількість речовини еквівалента, моль-екв;  $m(X)$  – маса речовини, г;  $M_E(X)$  – молярна маса еквівалентів речовини, г/моль-екв;  $V_{p-ny}$  – об'єм розчину, л.

Одиниця вимірювання молярної концентрації еквівалентів є моль-екв/м<sup>3</sup>, а для практичного користування – моль-екв/дм<sup>3</sup> або моль-екв/л. Замість позначення одиниці вимірювання кількості речовини еквівалентів моль-екв/дм<sup>3</sup> допускається скорочення н. або N.

Розчин з концентрацією речовини  $C_H(X) = 1$  моль-екв/дм<sup>3</sup> називається однонормальним розчином, тобто розчин, що містить 1 моль-еквівалент речовини в 1 дм<sup>3</sup>;

якщо  $C_H(X) = 0,1$  моль-екв/дм<sup>3</sup> або 0,1 н., то такий розчин називають децинормальним;

якщо  $C_H(X) = 0,01$  моль-екв/дм<sup>3</sup> або 0,01 н., то – сантинормальним;

якщо  $C_H(X) = 0,001$  моль-екв/дм<sup>3</sup> або 0,001 н., то – мілінормальним розчином речовини X.

Між молярною концентрацією речовини X у розчині і нормальною концентрацією речовини X у розчині є зв'язок:

$$C_H = Z \cdot C_M.$$

Наприклад: 1М розчин  $H_2SO_4$  відповідає 2н. розчину  $H_2SO_4$  ( $Z=2$ ); 0,06 М розчин  $H_2SO_4$  відповідає 0,12 н. розчину  $H_2SO_4$  ( $Z=2$ ).

**4. Моляльність розчиненої речовини в розчині** – це відношення кількості речовини  $n(X)$ , що міститься у розчині, до маси  $m_{роз-ка}$  розчинника (в кг) цього розчину:

$$C_m(X) = \frac{n(X)}{m_{роз-ка}} \cdot 1000 = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m_{роз-ка}}.$$

Одиниця вимірювання моль/кг.

## Експериментальна частина

### I. Проведення розрахунків

1. Приготувати розчин об'ємом 100 мл з молярною концентрацією еквівалентів хлоридної кислоти в розчині 0,1 моль-екв/л з заданою густиною.

2. За заданою густиною хлоридної кислоти ( $\rho=1,078$  г/мл) визначити масову частку кислоти в розчині за табличними даними.

3. Розрахувати масу розчиненої речовини (хлоридної кислоти), яка міститься в розчині об'ємом 100 мл з молярною концентрацією еквівалентів розчиненої речовини 0,1 моль-екв/л за формулою:

$$C_H(HCl) = \frac{m(HCl)}{M_E(HCl) \cdot V_{р-ну}},$$

звідки:  $m(HCl) = C_H(HCl) \cdot M_E(HCl) \cdot V_{р-ну}$ .

4. Розрахувати масу розчину  $HCl$ , яка містить розраховану масу розчиненої речовини – хлоридної кислоти, з формули:

$$\omega(HCl) = \frac{m(HCl)}{m_{р-ну}} \cdot 100\%,$$

звідки

$$m_{p-ny} = \frac{m(HCl)}{\omega(HCl)} \cdot 100\%.$$

5. Розрахувати об'єм розчину хлоридної кислоти за відомою густиною:

$$V(HCl) = \frac{m_{p-ny}}{\rho(HCl)}.$$

## II. Приготування розчину

У мірну колбу на 100 мл налити дистильованої води 1/3 від її об'єму. З бюретки прилити розрахований об'єм вихідного розчину хлоридної кислоти, перемішати вміст колби і долити дистильованою водою до мітки на шийці колби. Концентрація одержаного розчину має становити приблизно 0,1 моль-екв/л. Визначити концентрацію приготовленого з високою точністю можна методом об'ємного аналізу – титруванням.

Чистою піпеткою (на 10 мл) за допомогою груші відібрати 10 мл приготовленого розчину хлоридної кислоти. Даний об'єм розчину перенести в конічну колбу та додати 2-3 краплі розчину індикатора фенолфталеїну (безбарвний в кислому середовищі і малиновий – в лужному). Закріплену в штативі бюретку заповнити титрованим розчином  $NaOH$  і встановити рівень рідини в бюретці на нульовій поділці. Конічну колбу з відібраним розчином хлоридної кислоти та індикатором поставити на аркуш білого паперу під бюретку (носік бюретки мусить на 1-2 см входити в горло колби). При постійному перемішуванні досліджуваного розчину хлоридної кислоти приливати з бюретки по краплях розчин натрій гідроксиду до моменту, коли від однієї краплі лугу розчин в колбі набуде малинового забарвлення. Це свідчитиме про те, що вся кислота в колбі нейтралізована еквівалентною кількістю лугу, а остання крапля зумовила слаболужну реакцію розчину і зміну забарвлення індикатора. Перше титрування є приблизним.

Точне титрування необхідно провести не менше трьох разів. Рівень розчину лугу в бюретці кожного разу встановлювати на нульову поділку. Луг з бюретки приливати в конічну колбу з досліджуваним розчином кислоти швидко і

тільки останні 1-2 мл – повільно, щоб зафіксувати момент появи забарвлення від однієї краплі луку.

Результати трьох титрувань не повинні відрізнятися більше, ніж на 0,1 мл. Результати записати в таблицю 7.

Таблиця 7

№ титрування	$V(HCl)$ , мл	$V(NaOH)$ , мл	$C_H(NaOH)$	$C_H(HCl)$
1	10			
2	10			
3	10			
Середнє				

### III. Обрахунки результатів дослідів

1. Розрахувати молярну концентрацію еквівалентів розчину приготовленої хлоридної кислоти, використовуючи середнє значення об'єму натрій гідроксиду та закон еквівалентів для розчинів:

$$C_H(HCl) \cdot V(HCl) = V(NaOH) \cdot C_H(NaOH).$$

$$\text{Звідси } C_H(HCl) = \frac{V(NaOH) \cdot C_H(NaOH)}{V(HCl)}.$$

2. Розрахувати відносну похибку дослідів за формулою:

$$\% \text{ пох.} = \frac{|C_H(\text{теор.}) - C_H(\text{експ.})|}{C_H(\text{теор.})} \cdot 100\%.$$

Відсоток похибки не має перевищувати 1%.

### Завдання для самостійної роботи

1. Розрахувати масову частку, молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалентів, молярну концентрацію розчину заданої речовини, використовуючи значення густини даного розчину та відповідні величини, наведені у таблиці 8 згідно варіанту.

Таблиця 8

Умови	V, мл	$\rho$ , г/мл	M(A), г	Речовина
Варіант				A
1	300	1,08	38,8	$H_2SO_4$
2	150	1,2	21,0	$H_3PO_4$
3	200	1,1	41,5	$HNO_3$
4	250	1,09	112	$CaCl_2$
5	100	1,15	40,0	$NaOH$
6	350	1,18	60,0	$BaCl_2$
7	180	1,07	73,0	$HCl$
8	160	1,4	65,0	$Na_2CO_3$
9	240	1,35	34,2	$KOH$
10	400	1,28	56,2	$AlCl_3$
11	350	1,06	48,8	$Na_2SO_4$
12	300	1,15	42,0	$K_2CO_3$
13	250	1,17	55,5	$CaCl_2$
14	200	1,9	68,0	$Na_3PO_4$
15	150	1,5	56,0	$KOH$

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №5 РЕАКЦІЇ В ВОДНИХ РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

### Теоретична частина

**Електроліти** – це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм за рахунок дисоціації на йони.

**Електролітична дисоціація** – процес розщеплення електролітів на йони під час розчинення або розплавлення.

Речовини, які практично повністю дисоціюють на йони в розчинах, називаються **сильними електролітами**.

Електроліти, які частково дисоціюють або є нерозчинними, називаються **слабкими електролітами**.

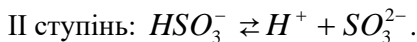
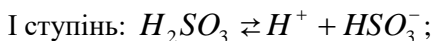
## Електроліти

<b>СИЛЬНІ:</b>	<b>СЛАБКІ:</b>
1. Розчинні у воді солі; 2. Кислоти: <b>HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> (за I ступенем дисоціації); 3. Гідроксиди лужних та лужно-земельних металів: <b>LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub></b> (за I ступенем дисоціації)	1. Малорозчинні у воді солі; 2. Більшість органічних кислот ( <b>CH<sub>3</sub>COOH</b> ); 3. <b>H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, HCN, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b> ; 4. <b>NH<sub>4</sub>OH</b> та малорозчинні у воді гідроксиди металів: <b>Cu(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Mg(OH)<sub>2</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub>, Cr(OH)<sub>3</sub></b>

Кількісною характеристикою електролітичної дисоціації є ступінь дисоціації  $\alpha$ , який дорівнює відношенню числа дисоційованих молекул до загального числа молекул електроліту в розчині:

$$\alpha = \frac{N_{\text{дисоц.}}}{N_{\text{заг.}}}$$

Процес дисоціації багатоосновних кислот та багатокислотних основ відбувається ступінчасто. Наприклад, дисоціація сульфітної кислоти відбувається таким чином:



Константа рівноваги слабого електроліту  $K$  називається константою дисоціації  $K_{\text{дис}}$ . Вона як і ступінь дисоціації є кількісною мірою здатності електроліту дисоціювати у розчині. Для розчину сульфітної кислоти, яка дисоціює за I ступенем, константа дисоціації має вираз:

$$K_{\text{дис.1}} = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}$$

$$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$$

а за II ступенем:

$$K_{\text{дис.2}} = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]};$$

$$K_2 = 4,8 \cdot 10^{-7}.$$

Чим менше значення  $K_{\text{дис.}}$ , тим електроліт є слабкішим. Між константою дисоціації та ступенем дисоціації є зв'язок, відомий під назвою закону розбавлення Оствальда:

$$K_{\text{дис.}} = \alpha^2 \cdot C_M,$$

звідки

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис.}}}{C_M}}.$$

Реакції обміну в розчинах електролітів відбуваються в напрямку утворення слабких електролітів, виділення газу і утворення осаду.

## Експериментальна частина

### I. Реакції з утворення малорозчинних сполук

В дві пробірки налити розчини солей: в першу – 5-6 крапель натрій сульфату, а в другу – 5-6 крапель купрум(II) сульфату. В обидві пробірки додати по краплях барій хлориду до одержання осаду. Записати спостереження та написати рівняння реакцій в молекулярному, повному йонно-молекулярному та скороченому йонно-молекулярному вигляді.

### II. Реакції з утворенням газоподібних сполук

В одну пробірку насипати кристалічного кальцій карбонату і додати 5-6 крапель хлоридної кислоти. В другу пробірку налити 5-6 крапель розчину натрій карбонату і додати стільки ж розчину ацетатної кислоти. Відмітити виділення газу в обох пробірках. Написати рівняння реакцій в молекулярному, повному йонно-молекулярному та скороченому йонно-молекулярному вигляді.

### III. Визначення напрямку протікання йоннообмінних реакцій з участю електролітів

а) В пробірку налейте 5-6 крапель розчину амоній хлориду і додайте 4-5 крапель 1 н. розчину натрій гідроксиду.

Перемішайте, визначте за запахом, який слабкий електроліт утворився.

б) Внесіть в пробірку кристалічний натрій ацетат і додайте 5-6 крапель 1 н. розчину хлоридної кислоти. Перемішайте, визначте за запахом утворену сполуку.

Записати спостереження та написати рівняння реакцій в молекулярному, повному йонно-молекулярному та скороченому йонно-молекулярному вигляді.

### Завдання для самостійної роботи

1. Скласти молекулярні, повні та скорочені йонно-молекулярні рівняння взаємодії між речовинами, наведеними у таблиці 9:

Таблиця 9

№	Речовини, що реагують	№	Речовини, що реагують
1	$Fe(OH)_3$ та $H_2SO_4$	9	$Zn(OH)_2$ та $NaOH$
2	$CaCO_3$ та $H_2SO_4$	10	$Fe_2(SO_4)_3$ та $LiOH$
3	$Al(OH)_3$ та $H_2SO_4$	11	$KOH$ та $H_2SiO_3$
4	$FeS$ та $HNO_3$	12	$Zn(OH)_2$ та $H_2SO_4$
5	$Cr(OH)_3$ та $HCl$	13	$Al(OH)_3$ та $NaOH$
6	$Mg(OH)_2$ та $H_2SO_4$	14	$CuCl_2$ та $KOH$
7	$NaOH$ та $H_2S$	15	$Cr(NO_3)_3$ та $NaOH$
8	$NaOH$ та $H_3PO_4$		

2. Написати повні йонно-молекулярні рівняння та молекулярні однієї з реакцій, які описуються скороченими рівняннями, наведеними у таблиці 10:

Таблиця 10

№	Речовини, що реагують
1	2
1	$ZnOH^+ + H^+ = Zn^{2+} + H_2O$
2	$HCO_3^- + H^+ = CO_2 + H_2O$
3	$CuOH^+ + OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$
4	$Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow$
5	$Zn(OH)_2 + 2OH^- = [Zn(OH)_4]^{2-}$



1	2
6	$HS^- + OH^- = S^{2-} + H_2O$
7	$Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$
8	$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$
9	$Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2 \downarrow$
10	$S^{2-} + H^+ = H_2S$
11	$Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$
12	$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3 \downarrow$
13	$Pb(OH)_2 + 2OH^- = PbO_2^{2-} + 2H_2O$
14	$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$
15	$HSO_4^- + OH^- = SO_4^{2-} + H_2O$

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6 ВИЗНАЧЕННЯ ВОДНЕВОГО ПОКАЗНИКА РОЗЧИНІВ (рН)

### Теоретична частина

**Вода** - слабкий електроліт. Ступінь дисоціації води при 22°C  $\alpha_{H_2O} = 1,8 \cdot 10^{-9}$ . Це означає, що у воді об'ємом 1 л при цій температурі тільки  $10^{-7}$  моль дисоціюють на йони:



При цьому утворюється  $10^{-7}$  моль  $[H^+]$  і  $10^{-7}$  моль  $[OH^-]$ .

Добуток концентрацій гідроген- і гідроксид-йонів називають **йонним добутком води** ( $K_{H_2O}$ ) і при 22°C становить:

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \text{ (моль/л)}^2.$$

Розчини, в яких концентрації гідроген- і гідроксид-йонів однакові і дорівнюють  $10^{-7}$  моль/л, називають **нейтральними**.

Розчини, в яких концентрація  $[H^+]$  перевищує концентрацію  $[OH^-]$  називають **кислими**.

Розчини, де концентрація  $[H^+]$  менша ніж  $[OH^-]$  є **лужними**.



Кислотність розчину виражають через концентрацію  $H^+$ . Для зручності замість концентрації гідроген-йонів використовують водневий показник  $pH$ .

**Водневий показник  $pH$**  – це від’ємний десятковий логарифм концентрації гідроген-йонів:

$$pH = -\lg[H^+], \text{ а } pOH = -\lg[OH^-], \text{ } pH + pOH = 14.$$

В нейтральних розчинах  $pH = 7$ , в кислих –  $pH < 7$ , а в лужних –  $pH > 7$ . Для експериментального визначення  $pH$  розчинів користуються кислотно-основними індикаторами (табл. 11), універсальними індикаторами (рис. 3) та спеціальними приладами рН-метрами (рис.4).

Таблиця 11

Інтервал переходу та забарвлення індикаторів

Індикатор	Інтервал переходу та забарвлення індикаторів		
Метилоранж	$pH < 3,1$ червоний	$3,1 < pH < 4,4$ помаранчевий	$pH > 4,4$ жовтий
Лакмус	$pH < 5$ червоний	$5 < pH < 8$ фіолетовий	$pH > 8$ синій
Фенолфталеїн	$pH < 8,2$ безбарвний	$8,2 < pH < 10,0$ блідомалиновий	$pH > 10$ малиновий

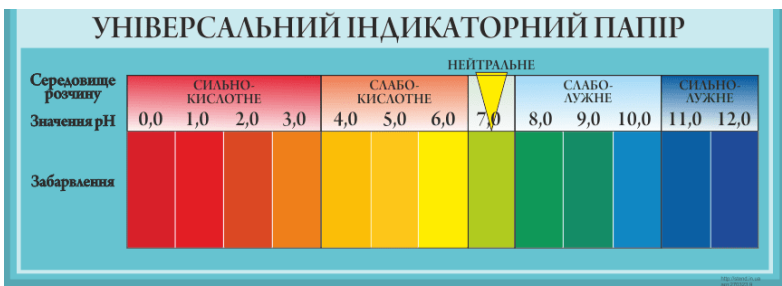


Рис. 3. Шкала зі значеннями рН універсального індикатора



Рис. 4. рН-метри

Для обчислення  $pH$  розчинів користуються формулами:

1. В розчинах сильних одноосновних кислот  $pH$  визначається за формулою:  $pH = -\lg C_M$  (кислоти).

2. В розчинах слабких одноосновних кислот:

$$pH = \frac{1}{2} pK - \frac{1}{2} \lg C_M \text{ (кислоти)},$$

де  $pK$  – показник константи дисоціації кислоти.

3. Для розчинів сильних однокислотних основ:

$$pH = 14 - pOH = 14 + \lg C_M \text{ (лугу)}$$

4. Для розчинів слабких однокислотних основ:

$$pH = 14 - \frac{1}{2} (pK - \lg C_M).$$

## Експериментальна частина

### Визначення величини $pH$ розчинів електролітів

За величиною  $pH$  можна не тільки визначити реакцію середовища розчину електроліту, а й порівняти силу відповідних кислот і основ.

а) В одну пробірку налейте 5-6 крапель 0,1н. розчину  $CH_3COOH$ , а в другу 5-6 крапель 0,1н.  $HCl$  і додайте до них 1-2 краплі універсального індикатора або на полоску універсального індикаторного паперу нанесіть скляною паличкою декілька крапель розчину  $CH_3COOH$  і  $HCl$ . Визначте  $pH$  досліджуваних розчинів (рис. 4). Зробіть висновок відносно сили ацетатної кислоти. Порівняйте значення  $pH$  за універсальним індикаторним папером з розрахунковими значеннями  $pH$  0,1н.  $CH_3COOH$  і 0,1н.  $HCl$ .

б) Способом, аналогічним п.а визначте  $pH$  0,1н. розчину  $NH_4OH$  та 0,1н.  $NaOH$ .

Порівняйте ці значення з розрахунковими. Зробіть висновок про силу амоній гідроксиду.

в) Для вказаних електролітів виміряйте значення  $pH$  розчинів за допомогою рН-метра.

г) Приготувати водні витяжки різних ґрунтів і виміряти значення  $pH$  за допомогою універсального індикатора та рН-метра. Результати вимірювань записати у табличній формі.

### Завдання для самостійної роботи

1. Концентрація йонів  $H^+$  в ґрунтовому розчині сильно кислих підзолистих ґрунтів дорівнює  $10^{-3}$  моль/л. Визначити концентрацію йонів  $OH^-$ ,  $pH$  і  $pOH$  ґрунтового розчину.

2. В ґрунтовому розчині солончаків концентрація йонів  $OH^-$  дорівнює  $10^{-4}$  моль/л. Визначити концентрацію йонів  $H^+$ ,  $pH$  і  $pOH$  ґрунтового розчину солончаків.

3. Вибрати кислі ґрунтові розчини: а)  $pH = 8$ ; б)  $pH = 3$ ; в)  $pOH = 6$ ; г)  $pOH = 2$ ; д) концентрація  $[OH^-] = 10^{-2}$  моль/л. Відповідь пояснити.

4. Визначити  $pH$  і  $pOH$  розчину, в 500 мл якого розчинено 2,0 г натрій гідроксиду.

5. Концентрація йонів  $H^+$  в ґрунтовому розчині підзолистих ґрунтів дорівнює  $10^{-4}$  моль/л. Визначити концентрацію йонів  $OH^-$ ,  $pH$  і  $pOH$  ґрунтового розчину.

6. Вибрати лужні ґрунтові розчини: а)  $pH = 9$ ; б)  $pH = 5$ ; в)  $pOH = 5$ ; г)  $pOH = 9$ ; д) концентрація  $[OH^-] = 10^{-4}$  моль/л. Відповідь пояснити.

7. Визначити  $pH$  розчину, в 1 л якого міститься 3,5 г амоній гідроксиду.

8. В ґрунтовому розчині солончаків концентрація йонів  $H^+$  дорівнює  $10^{-11}$  моль/л. Визначити концентрацію йонів  $OH^-$ ,  $pH$  і  $pOH$  ґрунтового розчину солончаків.

9. Яку масу хлоридної кислоти потрібно взяти, щоб отримати 1 л розчину,  $pH$  якого дорівнює 3.

10. Визначити  $pH$  та  $pOH$  розчину калій гідроксиду, якщо в 100 мл цього розчину міститься 5,6 г  $KOH$ .

11. Концентрація йонів  $H^+$  в ґрунтовому розчині дорівнює  $10^{-5}$  моль/л. Визначити концентрацію йонів  $OH^-$ ,  $pH$  і  $pOH$  ґрунтового розчину.

12. Визначити  $pH$  та  $pOH$  розчину калій гідроксиду, якщо концентрація йонів  $H^+$  в цьому розчині дорівнює  $1 \cdot 10^{-12}$  моль/л.

13. В 2 л розчину міститься 7,3 г  $HCl$ . Обчислити молярну концентрацію розчину, концентрацію йонів Гідрогену та  $pH$  розчину.

14. Вибрати розчин з максимальним значенням  $pH$ : а) 0,1М  $HCl$ ; б) 0,1М  $CH_3COOH$ ; в) 0,01М  $NaOH$ ; г) 0,1М  $NaOH$ . Відповідь підтвердити розрахунками.

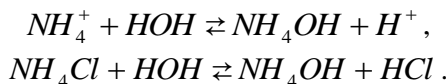
15. Визначити розчини, в яких  $pH = 3$ : а)  $0,001M NaOH$ ; б)  $0,001M HCl$ ; в)  $pOH = 11$ ; г)  $0,3M HCl$ . Відповідь підтвердити розрахунками.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7 ДОСЛІДЖЕННЯ ГІДРОЛІЗУ СОЛЕЙ

### Теоретична частина

**Гідроліз солі** – це обмінна реакція йонів солі з молекулами води, в результаті якої утворюється слабкий електроліт і змінюється  $pH$  середовища.

Гідролізуються лише ті солі, до складу яких входить залишок слабого електроліту, наприклад  $NH_4Cl$  :

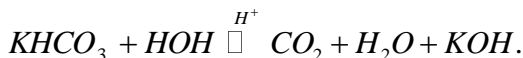
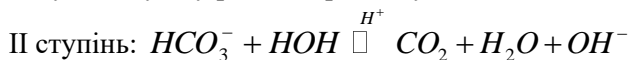


В результаті гідролізу цієї солі утворюється слабка основа  $NH_4OH$  і сильна кислота  $HCl$ ,  $pH$  цього розчину буде кислим ( $pH < 7$ ).

Солі, до складу яких входять багатозарядні залишки слабких електролітів, гідролізуються ступінчасто, наприклад  $K_2CO_3$  :

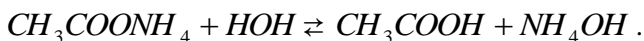
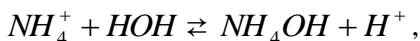
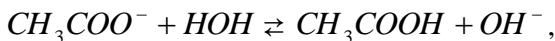


Як правило, самовільно гідроліз відбувається тільки за I ступенем. Щоб змістити йонну рівновагу і підсилити гідроліз цієї солі, необхідно додати сильну кислоту, щоб нейтралізувати лужну реакцію розчину.



Продуктами повного гідролізу цієї солі буде слабка карбонатна кислота ( $CO_2 + H_2O$ ) і сильна основа  $KOH$ .

Якщо сіль утворена слабкою кислотою і слабкою основою, то гідроліз такої солі одночасно відбувається за катіоном і за аніоном, наприклад  $CH_3COONH_4$ :



Реакція такої солі майже нейтральна.

## Експериментальна частина

### I. Визначення реакції середовища в розчинах солей

В чотири пробірки наливаємо 1-2 мл дистильованої води. В першу пробірку додаємо 2 мл розчину натрій етаноату, в другу – 2 мл розчину натрій карбонат, в третю – стільки ж ферум(III) хлориду, а в четверту – стільки ж калій хлориду. За допомогою універсального індикаторного паперу визначаємо  $pH$  розчинів солей. Записуємо йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей, які гідролізувались. Яка з солей не гідролізувалась? Які солі гідролізуються ступінчасто?

### II. Фактори, які посилюють гідроліз солей

а) В пробірку з розчином ферум(III) хлориду (з досліду 1) додати 5-6 крапель натрій гідроксиду, а в пробірку з натрій карбонатом – додати 5-6 крапель хлоридної кислоти. Записати спостереження та йонно-молекулярні рівняння повного гідролізу цих солей.

б) В пробірку налити 1/3 дистильованої води, додати 5-6 крапель ферум(III) хлориду та стільки ж натрій карбонату. Відмітити утворення осаду та виділення газу. Записати молекулярне та йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу цих солей.

в) В пробірку налити 1/3 дистильованої води, додати декілька кристалів натрій ацетату та 1-2 краплі фенолфталеїну.

Відмітити забарвлення розчину. Нагріти пробірку з розчином солі до кипіння та відмітити зміну забарвлення індикатора. Записати йонно-молекулярне рівняння гідролізу цієї солі. Як вплине температура на гідролізу солі?

### Завдання для самостійної роботи

1. Алюміній сульфат застосовують для очищення природніх та стічних вод. Пояснити хімізм цього процесу і записати рівняння гідролізу цієї солі.

2. Записати молекулярні та йонно-молекулярні рівняння гідролізу натрій ортофосфату за I ступенем, вказати *pH* розчину в результаті гідролізу. В якому середовищі посилюється гідроліз цієї солі. Відповідь обґрунтувати рівняннями реакцій.

3. Серед переліку солей вибрати ті, які є гідролітично кислими:  $Na_2SO_4$ ,  $MgSO_4$ ,  $NaNO_2$ ,  $Al(NO_3)_3$ ? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній та молекулярній формах.

4. Серед переліку солей вибрати ті, які є гідролітично лужними:  $K_2CO_3$ ,  $KNO_3$ ,  $Cu(NO_3)_2$ ,  $Na_2S$ ? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній та молекулярній формах.

5. Ферум(III) сульфат застосовують для очищення природніх та стічних вод. Пояснити хімізм цього процесу і записати рівняння гідролізу цієї солі.

6. Записати молекулярні та йонно-молекулярні рівняння гідролізу купрум(II) нітрату за I ступенем, вказати *pH* розчину в результаті гідролізу. В якому середовищі посилюється гідроліз цієї солі. Відповідь обґрунтувати рівняннями реакцій.

7. Написати молекулярне, повне та скорочене йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу солей калій карбонату та ферум(III) нітрату.

8. Записати молекулярне та йонно-молекулярне рівняння гідролізу алюміній сульфідіду, вказати *pH* розчину в результаті гідролізу.



9. Написати молекулярне, повне та скорочене йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу солей алюміній сульфату та натрій силікату.

10. Записати молекулярне та йонно-молекулярне рівняння гідролізу хром(III) хлориду за I ступенем, вказати *pH* розчину в результаті гідролізу. В якому середовищі посилюється гідроліз цієї солі. Відповідь обґрунтувати рівняннями реакцій.

11. Написати молекулярне, повне та скорочене йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу солей натрій сульфідіду та цинк хлориду.

12. Серед переліку солей вибрати ті, які є гідролітично лужними:  $Ba(NO_2)_2$ ,  $LiNO_3$ ,  $Zn(NO_3)_2$ ,  $Na_2S$ ? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній та молекулярній формах.

13. Алюміній сульфат застосовують для очищення природніх та стічних вод. Пояснити хімізм цього процесу і записати рівняння спільного гідролізу алюміній сульфату з солями, що присутні у таких водах.

14. Серед переліку солей вибрати ті, які є гідролітично кислими:  $K_2SO_4$ ,  $CrSO_4$ ,  $NaNO_2$ ,  $Fe(NO_3)_3$ ? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній та молекулярній формах.

15. Написати молекулярне, повне та скорочене йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу солей нікол(II) хлориду та натрій карбонату.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

### Теоретична частина

Реакції, які супроводжуються зміною ступенів окиснення хімічних елементів, називають **окисно-відновними (ОВР)**.

**Ступінь окиснення** – це умовний заряд на атомі в молекулі або кристалі, обчислений з припущенням, що всі спільні електронні пари повністю зміщені в бік більш електронегативного елемента.

Ступінь окиснення визначається числом відданих або прийнятих електронів у речовинах з йонним зв'язком та числом електронів у складі спільних електронних пар, що зумовлюють ковалентний полярний зв'язок.

**Атоми металічних елементів** можуть тільки віддавати електрони, тому в сполуках вони виявляють позитивні ступені окиснення.

$$\begin{array}{l} \text{Металічні} \quad \square \\ \text{елементи} \quad \square \\ \text{вищий ступінь} \quad \text{максимальне число} \quad \text{номер} \\ \text{окиснення} \quad = \quad \text{втрачених електронів} \quad = \quad \text{групи} \\ \\ \text{нижчий ступінь} \\ \text{окиснення} \quad = \quad 0 \end{array}$$

**Атоми неметалічних елементів** можуть виявляти як позитивний, так і негативний ступінь окиснення.

$$\begin{array}{l} \text{Неметалічні} \quad \square \\ \text{елементи} \quad \square \\ \text{вищий ступінь} \quad \text{максимальне число} \quad \text{номер} \\ \text{окиснення} \quad = \quad \text{втрачених електронів} \quad = \quad \text{групи} \\ \\ \text{нижчий ступінь} \quad \text{максимальне число} \quad \text{номер групи} \\ \text{окиснення} \quad = \quad \text{прийнятих електронів} \quad = \quad \text{мінус } 8 \end{array}$$

Окисно-відновну реакцію можна подати як сукупність двох взаємопов'язаних процесів (напівреакцій) — **окиснення та відновлення**. **Окиснення** – процес віддавання електронів атомом (йоном або молекулою), що супроводжується збільшенням їхнього ступеня окиснення. **Відновлення** – процес приєднання електронів атомом (йоном або молекулою), що супроводжується зниженням їхнього ступеня окиснення. **Окисники** — це атоми, йони або молекули, які в даній окисно-відновній реакції приєднують електрони (їхній ступінь окиснення знижується, оскільки вони відновлюються). **Відновники** — це атоми, йони або молекули, які в даній

окисно-відновній реакції віддають електрони (їхній ступінь окиснення збільшується, оскільки вони окиснюються).

Для складання окисно-відновних реакцій застосовують метод електронного балансу. В ОВР число електронів, які втрачає відновник, дорівнює числу електронів, які приєднує окисник.

Послідовність дій в методі електронного балансу є така:

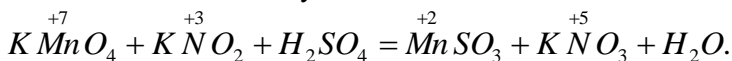
1. Скласти схему реакцій із зазначенням вихідних речовин і продуктів реакцій.

2. Визначити ступінь окиснення атомів хімічних елементів у речовинах правої і лівої частини схеми; позначити елементи, ступінь окиснення атомів яких змінюється.

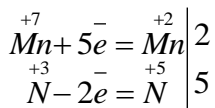
3. Скласти рівняння процесів відновлення та окиснення; знайти відношення числа електронів, які приймаються (притягуються) під час відновлення і віддаються (відтягуються) в процесі окиснення.

4. Додати рівняння напівреакцій процесів окиснення і відновлення з урахуванням знайденого відношення числа електронів.

Розглянемо основні правила складання ОВР на прикладі взаємодії калій перманганату з калій нітритом в кислому середовищі. Визначаємо ступені окиснення елементів:

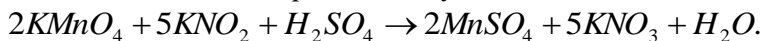


Після цього визначають кількість електронів, які віддає відновник та кількість електронів, які приєднує окисник. Для цього складають рівняння, в яких кількість електронів, що приєднується або віддається, визначають як різницю між ступенями окиснення окисника і відновника до реакції і після неї:

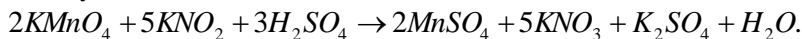


Отже, відновлення Мангану  $\overset{+7}{Mn} \rightarrow \overset{+2}{Mn}$  відповідає приєднанню п'яти електронів, а окиснення Нітрогену  $\overset{+3}{N} \rightarrow \overset{+5}{N}$  -

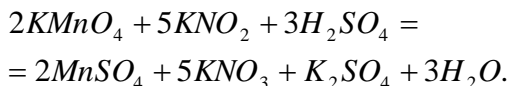
віддачі двох електронів. Для балансу електронів (приєднується і віддається  $10e^-$ ) потрібно, щоб відновлення двох  $Mn^{+7}$  у реакції витрачалося п'ять  $N^{+3}$ , тобто коефіцієнти в рівнянні реакції біля окисника і відновника дорівнюватимуть двом і п'яти:



Після цього розставляють коефіцієнти для інших речовин, що беруть участь у реакції. Причому спочатку знаходять коефіцієнти для всіх катіонів (крім  $H^+$ ), а потім – для аніонів. Щоб урівняти для цієї реакції кількість йонів калію у лівій і правій частинах рівняння, потрібна одна молекула  $K_2SO_4$ , а для зв'язування всіх катіонів мангану і калію слід взяти три молекули  $H_2SO_4$ :



На основі балансу атомів Гідрогену визначають кількість молекул води:



Кількість атомів Оксигену в ОВР не урівнюють, а баланс Оксигену використовують для перевірки знайдених коефіцієнтів.

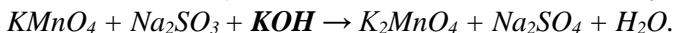
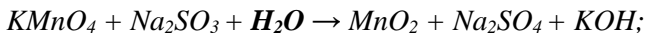
## Експериментальна частина

### I. Значення середовища в окисно-відновних процесах

У три пробірки налити по 3-4 краплини розчину калій перманганату. До першої з них додати 2-3 краплі 1М розчину сульфатної кислоти, до другої – стільки ж дистильованої води, до третьої – таку ж кількість лугу. Далі, до усіх трьох пробірок внести по декілька кристалів натрій сульфіту ( $Na_2SO_3$ ), розмішати до повного розчинення кристалів. Через 3-4 хвилини зафіксувати зміну кольору розчинів та випадіння осаду в одній з трьох пробірок.

Занотувати спостереження, скласти схеми окисно-відновних процесів, враховуючи що колір сполук мангану

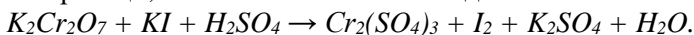
залежить від його ступеню окиснення: йон  $MnO_4^{2-}$  – зелений,  $Mn^{2+}$  – безбарвний,  $MnO_2$  – випадає у вигляді бурого осаду, підібрати коефіцієнти до рівнянь реакцій, визначити окисник та відновник:



## II. Відновлення калій дихромату калій йодидом

В пробірку налити 1-2 мл розчину калій дихромату, підкислити декількома краплинами 1М сульфатної кислоти і додати краплинами розчин калій йодиду (до помітної зміни забарвлення розчину) та декілька краплин розчину крохмалю.

Записати спостереження, підібрати коефіцієнти до рівняння реакції, визначити окисник та відновник:



## Завдання для самостійної роботи

Методом електронного балансу розставити коефіцієнти у наведених окисно-відновних реакціях, розрахувати молярні маси еквівалентів речовини окисника та відновника (таблиця 12):

Таблиця 12

№	Схема окисно-відновної реакції
1	2
1	1) $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$ 2) $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$
2	1) $MnO_2 + NaNO_3 + NaOH \rightarrow Na_2MnO_4 + NaNO_2 + H_2O$ 2) $H_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HBr$
3	1) $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$ 2) $FeCl_2 + KClO_3 + HCl \rightarrow FeCl_3 + KCl + H_2O$
4	1) $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$ 2) $HBr + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + Br_2 + H_2O$
5	1) $KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2O + K_2SO_4$ 2) $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + H_2S \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
6	1) $P + HIO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HI$ 2) $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + S + H_2O$

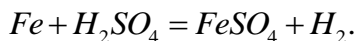
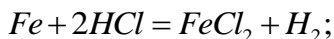
## Продовження таблиці 12

7	1) $PbO_2 + MnSO_4 + HNO_3 \rightarrow PbSO_4 + Pb(NO_3)_2 + HMnO_4 + H_2O$
	2) $NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$
8	1) $MnO_2 + K_2CO_3 + KNO_3 \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_2 + CO_2$
	2) $Sn + H_2SO_4 \rightarrow Sn(SO_4)_2 + SO_2 + H_2O$
9	1) $Na_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + HBr$
	2) $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
10	1) $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$
	2) $Pt + HNO_3 + HCl \rightarrow PtCl_4 + NO + H_2O$
11	1) $FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$
	2) $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + S + H_2O$
12	1) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$
	2) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2S + H_2O$
13	1) $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
	2) $PbS + HNO_3 \rightarrow PbSO_4 + NO_2 + H_2O$
14	1) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$
	2) $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
15	1) $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$
	2) $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$

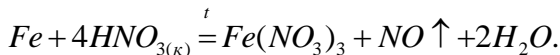
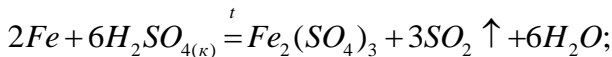
## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №9 ВЛАСТИВОСТІ СПОЛУК ФЕРУМУ

### Теоретична частина

**Ферум** – d-елемент VIII групи побічної підгрупи, для якого характерні ступені окиснення +2 і +3. Залізо – метал середньої хімічної активності. Залізо легко розчиняється в розбавлених хлоридній та сульфатній кислотах, утворюючи солі  $Fe(II)$ :



В концентрованих розчинах сульфатної та нітратної кислот при нагріванні залізо окиснюється до  $Fe^{3+}$ :

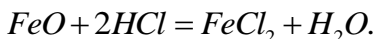


При високих концентраціях нітратної (>60%) і сульфатної ( $\approx 100\%$ ) кислот залізо пасивується.

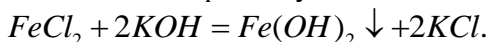
**Ферум(II) оксид**  $FeO$  – чорний порошок, легко окиснюється, виявляє основні властивості. Одержують відновленням  $Fe_2O_3$ :



При розчиненні  $FeO$  у кислотах-неокисниках утворюються солі  $Fe^{2+}$ :

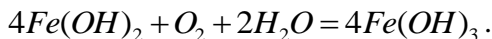


**Ферум(II) гідроксид**  $Fe(OH)_2$  – утворюється у вигляді білого осаду або пластівців при дії лугів на солі  $Fe^{2+}$ :

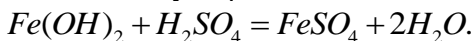


$Fe(OH)_2$  неможливо безпосередньо одержати взаємодією металічного заліза або  $FeO$  з водою.

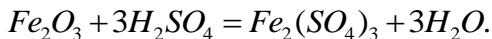
Свіжодобутий  $Fe(OH)_2$  відразу окиснюється киснем повітря і його колір змінюється із білого до зеленуватого, а потім до бурого  $Fe(OH)_3$ :



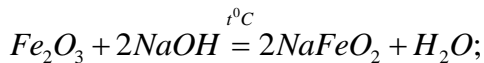
Ферум(II) гідроксид виявляє основні властивості, реагує з розбавленими кислотами з утворенням солей  $Fe^{2+}$ :



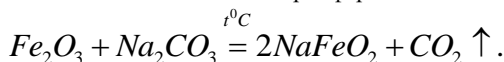
**Ферум(III) оксид**  $Fe_2O_3$  – найстійкіша природна сполука Феруму, порошок бурого кольору, має атомні кристалічні ґратки, у воді не розчиняється. Ферум(III) оксид виявляє слабкі амфотерні властивості (з переважанням основних) – легко реагує з кислотами:



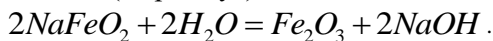
Амфотерні властивості  $Fe_2O_3$  виявляються тільки під час сплавляння з лугами і карбонатами лужних металічних елементів:



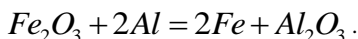
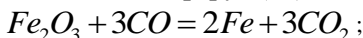
натрій ферит



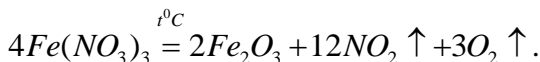
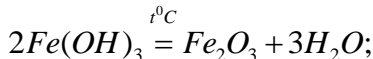
Натрій ферит, що утворився, у водному розчині повністю розкладається водою (гідролізує):



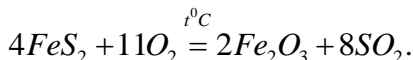
Відновники відновлюють ферум(III) оксид до заліза:



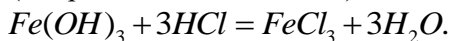
Ферум(III) оксид одержують термічним розкладанням ферум(III) гідроксиду або ферум(III) нітрату:



Його також одержують під час випалювання піриту  $FeS_2$ :



**Ферум(III) гідроксид  $Fe(OH)_3$**  — нерозчинна у воді речовина бурого кольору зі слабкими амфотерними властивостями (з переважанням основних):

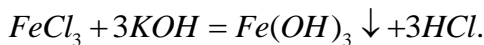


Реакції з концентрованими розчинами лугів протікають лише при тривалому нагріванні. При цьому утворюється стійкий гідроксокомплекс  $K_3[Fe(OH)_6]$ :



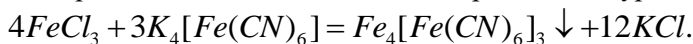
Ферум(III) гідроксид одержують з розчинних у воді солей Феруму(III) під час їхньої взаємодії з лугами:



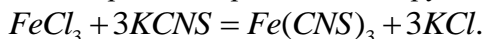


### Якісні реакції на йон $Fe^{3+}$ :

1. Реактив – калій гексацианоферат(II) (жовта кров'яна сіль). Утворюється темно-синій осад — берлінська лазур:



2. Реактив – калій (або амоній) тіоціанат. Утворюється ферум(III) тіоціанат криваво-червоного кольору:



## Експериментальна частина

### I. Дія на залізо кислот та лугів

Дослідити взаємодію заліза з кислотами: а) хлоридною, б) розведеною сульфатною, в) концентрованою сульфатною, г) розведеною нітратною, д) концентрованою нітратною. Довести за допомогою хімічних реакцій, який ступінь окиснення набуває при цьому ферум. Написати відповідні рівняння реакції. Урівняти рівняння методом електронного балансу.

### II. Добування та властивості ферум(II) гідроксиду

До 2-3 мл розчину ферум(II) сульфату додати таку ж кількість розчину натрій гідроксиду. Записати спостереження та відповідне рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

Дослідити відношення осаду, що утворився до дії: а) розведеної сульфатної кислоти, б) розчину гідроксиду натрію, в) кисню повітря. Які властивості виявляє ферум(II) гідроксид? Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

### III. Добування та властивості ферум(III) гідроксиду

До розчину ферум(III) хлориду додати розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Дослідити взаємодію осаду, що утворився, до дії: а) розчину сульфатної кислоти, б) розчину натрій гідроксиду. Зробити висновок про кислотно-основні властивості феруму(III) гідроксиду. Записати спостереження та рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

## Завдання для самостійної роботи

I. Закінчити рівняння реакцій:

- |  |                                      |
|--|--------------------------------------|
| 1) $Fe_2O_3 + CO \rightarrow$              | $Fe + HCl \rightarrow$               |
| 2) $Fe + HNO_3(p) \rightarrow$             | $Fe + O_2 \rightarrow$               |
| 3) $Fe + Cl_2 \rightarrow$                 | $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$  |
| 4) $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$ | $Fe_2O_3 + Na_2CO_3 \rightarrow$     |
| 5) $NaFeO_2 + H_2O \rightarrow$            | $FeCl_3 + KI \rightarrow$            |
| 6) $FeCl_2 + KCN \rightarrow$              | $FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow$ |
| 7) $K_4[Fe(CN)_6] + Cl_2 \rightarrow$      | $FeCl_2 + K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow$ |
| 8) $FeCl_3 + KNCS \rightarrow$             | $FeCl_3 + KOH \rightarrow$           |
| 9) $Fe + H_2SO_4(\kappa) \rightarrow$      | $Fe(NO_3)_3 + NaOH \rightarrow$      |
| 10) $Fe + H_2SO_4(p) \rightarrow$          | $FeCl_2 + NaCN \rightarrow$          |
| 11) $Fe + HNO_3(\kappa) \rightarrow$       | $FeCl_2 + NaOH \rightarrow$          |
| 12) $FeS_2 + O_2 \rightarrow$              | $Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$     |
| 13) $Fe_3O_4 + HCl \rightarrow$            | $Fe_2O_3 + CO \rightarrow$           |
| 14) $FeCl_2 + HCl + O_2 \rightarrow$       | $Fe_2O_3 + H_2 \rightarrow$          |
| 15) $FeS_2 + H_2SO_4(\kappa) \rightarrow$  | $Fe(OH)_3 + KOH(\kappa) \rightarrow$ |

II. Виконайте завдання:

1. Обчислити масу розчину хлоридної кислоти з масовою часткою гідроген хлориду 26%, яку необхідно використати на реакцію з 83,52 г залізної окалини.

2. Під час розчинення 25 г мідних і залізних ошурків у хлоридній кислоті виділилось 7616 мл газу (н.у.). Визначити масову частку заліза у суміші.

3. Визначити масу осаду, який утвориться під час взаємодії луку, що міститься у 35 г розчину з масовою часткою калій гідроксиду 16 %, з розчином ферум(III) хлориду.

4. Обчислити об'єм газової суміші, яку можна одержати у результаті термічного розкладання 12,1 г ферум(III) нітрату.

5. На суміш порошоків заліза і міді масою 8 г подіяли розведеною сульфатною кислотою. При цьому виділився газ об'ємом 4,48 л. Яка масова частка кожного з металів у суміші?

6. Визначити масу солі, яку можна добути взаємодією

розбавленої сульфатної кислоти з залізом масою 40г, якщо масова частка домішок у ньому складає 4,7%.

7. Визначити об'єм водню (н.у.), який виділиться при розчиненні у розбавленій сульфатній кислоті 70 г заліза.

8. Обчислити масу розчину сульфатної кислоти з масовою часткою кислоти 38%, яку необхідно використати на реакцію з 112 г заліза.

9. Визначити масу осаду, який утвориться під час взаємодії лугу, що міститься у 80 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 20 %, з розчином ферум(II) хлориду.

10. Визначити об'єм водню (н.у.), який виділиться при розчиненні у хлоридній кислоті 112 г заліза.

11. Обчислити об'єм газової суміші, яку можна одержати у результаті термічного розкладу 12,1 г ферум(III) нітрату.

12. Залізний порошок масою 14 г, масова частка домішок у якому складає 15%, розчинили в надлишку хлоридної кислоти. Визначити масу солі, що утворилась унаслідок реакції.

13. У результаті алюмотермічного відновлення ферум(III) оксиду було добуто 170 г заліза. Визначити масу ферум(III) оксиду, яку було взято для відновлення.

14. Визначити масову частку розчиненої речовини у розчині, отриманого після розчинення у 48,4 кг води солі, що утворилась під час спалювання 0,56 кг заліза у надлишку хлору.

15. Залізний порошок масою 20 г, масова частка домішок у якому складає 25%, розчинили в надлишку хлоридної кислоти. Визначити об'єм газу (н.у.), що утворився унаслідок реакції.

## **ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №10 ВЛАСТИВОСТІ АЛЮМІНІУ ТА ЙОГО СПОЛУК**

### **Теоретична частина**

**Алюміній** належить до р-елементів і знаходиться у IIIA-підгрупі. Вищий ступінь окиснення дорівнює +3.

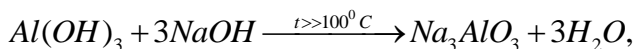
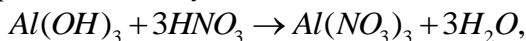
Алюміній – метал, сильний відновник, легко сполучається з киснем вже при звичайній температурі. Поверхня його покривається оксидною плівкою, яка захищає від подальшого

окиснення. Руйнування оксидної плівки шляхом амальгування призводить до корозії алюмінію на повітрі і активної взаємодії з водою:

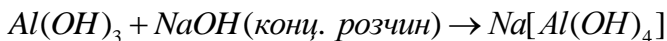


Холодна концентрована нітратна кислота пасивує алюміній внаслідок утворення захисної оксидної плівки. Розбавлені сульфатна і хлоридна кислоти легко розчиняють алюміній, особливо при нагріванні. З водними розчинами лугів алюміній взаємодіє з утворенням розчинних гідроксокомплексів і виділенням водню.

Алюміній утворює оксид  $Al_2O_3$  та гідроксид  $Al(OH)_3$ , які проявляють у хімічних реакціях амфотерні властивості, тобто, вони реагують як з кислотами, так і з лугами з утворенням солей. При взаємодії з кислотами вони поведуть себе як слабкі основи, а при взаємодії з лугами – як слабкі кислоти:



натрій ортоалюмінат



натрій тетрагідроксоалюмінат

## Експериментальна частина

### I. Дія на алюміній кислот та лугів

Дослідити взаємодію алюмінію з: а) хлоридною кислотою, б) розведеною сульфатною кислотою, в) концентрованою сульфатною кислотою, г) розведеною нітратною кислотою, д) концентрованою нітратною кислотою, е) концентрованим розчином натрій гідроксиду. Написати відповідні рівняння реакції. Урівняти рівняння методом електронного балансу.

### II. Добування та властивості алюміній гідроксиду

В пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату і краплинами додавати розведений розчин луку до утворення осаду.

Осад розділити на дві пробірки. До однієї пробірки додати рівний об'єм хлоридної кислоти, а до другої – стільки ж концентрованого розчину лугу. Записати спостереження та рівняння реакцій в молекулярному, повному та скороченому йонно-молекулярному вигляді, зробити висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

### III. Гідроліз солей алюмінію

Налити в пробірку 2-3 мл дистильованої води і додати 5-6 мл розчину алюміній сульфату. Виміряти і пояснити значення рН водного розчину алюміній сульфату. Написати рівняння ступінчастого гідролізу.

### Завдання для самостійної роботи

1. Укажіть назви речовин, які взаємодіють з алюміній гідроксидом і напишіть відповідні рівняння реакції: 1) нітратна кислота; 2) хлоридна кислота; 3) мідь; 4) натрій гідроксид; 5) ферум(III) оксид; 6) силіцій(IV) оксид.

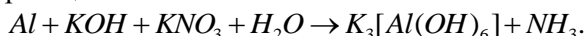
2. Визначити масу алюмінію, яку необхідно взяти для добування 39 г хрому з хром(III) оксиду алюмотермічним методом.

3. Напишіть рівняння реакцій, за якими можна здійснити такі перетворення:

$Al \rightarrow$  алюміній нітрат  $\rightarrow$  алюміній гідроксид  $\rightarrow$  калій тетрагідроксоалюмінат  $\rightarrow$  алюміній сульфат.

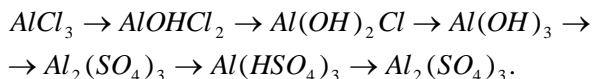
4. Технічний алюміній, маса якого становила 10 г, помістили в розчин їдкого натру, який повністю розчинив увесь метал. Отримали 10,64 л (н.у.) газу, відносний вихід якого склав 95%. Обчисліть і вкажіть частку домішок у металі.

5. Складіть схему електронного балансу та урівняйте рівняння реакції:

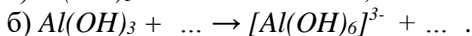


6. Обчисліть і вкажіть масу магній метаалюмінату, який можна одержати, сплавляючи суміш, що містить 12 г магній оксиду та 25,5 г алюміній оксиду.

7. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



8. Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій, які можна виразити такими схемами:



9. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

Алюміній  $\rightarrow$  алюміній оксид  $\rightarrow$  алюміній хлорид  $\rightarrow$  алюміній сульфат  $\rightarrow$  алюміній гідроксид  $\rightarrow$  алюміній оксид  $\rightarrow$  алюміній.

10. Алюміній гідроксид можна добути взаємодією: 1)  $AlCl_3$  і  $Cu(OH)_2$ ; 2)  $AlPO_4$  і  $KOH$ ; 3)  $AlCl_3$  і  $NaOH$ ; 4)  $Al(NO_3)_3$  і  $Ba(OH)_2$ ; 5)  $Al_2(SO_4)_3$  і  $Mg(OH)_2$ ; 6)  $Al_2(SO_4)_3$  і  $NaOH$ . Напишіть відповідні рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

11. Металічний алюміній масою 10,8 г розчиняється у розчині хлоридної кислоти масою 200 г. Визначити масову частку  $HCl$  у хлоридній кислоті.

12. Алюміній гідроксид масою 13 г з масовою часткою домішок 20% розклали нагріванням. Визначити маси продуктів розкладу.

13. Алюміній масою 2,7 г взаємодіє з 40-им розчином калій гідроксиду масою 50 г. Визначити об'єм газу (н.у.), який виділяється внаслідок реакції.

14. Обчислити об'єм газової суміші (н.у.), що утвориться у результаті термічного розкладу солі, яку виділили з 532,5 г розчину з масовою часткою алюміній нітрату 10%.

15. Складіть схему електронного балансу та урівняйте рівняння реакції:



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №11 ВИЗНАЧЕННЯ ТВЕРДОСТІ ВОДИ

### Теоретичний вступ

Катіони  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$  і важких металів зумовлюють твердість води. Але в зв'язку з тим, що в природних водах переважають йони  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$ , то загальна твердість води може бути охарактеризована сумою концентрацій йонів  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$ . Твердість виражають сумою ммоль-екв йонів  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$ , які містяться в одному літрі води. Один ммоль-екв відповідає вмісту у воді 20,04 мг/л  $Ca^{2+}$  або 12,15 мг/л  $Mg^{2+}$ .

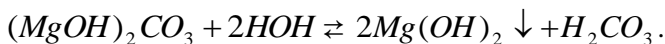
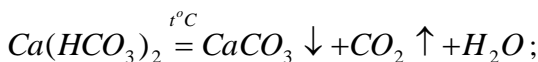
За величиною загальної твердості природні води поділяють на такі групи:

- 1) дуже м'які води (<1,5 ммоль-екв/л);
- 2) м'які води (1,5-3,0 ммоль-екв/л);
- 3) води середньої твердості (3,0-5,4 ммоль-екв/л);
- 4) тверді води (5,4-10,7 ммоль-екв/л);
- 5) дуже тверді води (>10,7 ммоль-екв/л).

Загальна твердість питної води за ДСанПіН України може бути не більша за 7 ммоль-екв/л.

У воді йони  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$  можуть бути зв'язані з різними аніонами ( $HCO_3^-$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $Cl^-$  тощо).

Твердість води, яка обумовлена наявністю гідрокарбонатів кальцію і магнію, називають **карбонатною**, а твердість води, яка обумовлена наявністю сульфатів, хлоридів та інших солей  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$ , називають **некарбонатною**. При тривалому кип'ятінні води з карбонатною твердістю в ній з'являється осад:

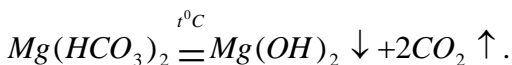
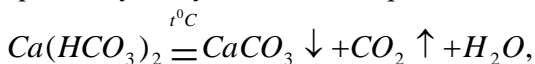


Твердість води, яка усувається при її кип'ятінні, називають **тимчасовою твердістю**. Треба розрізнати

карбонатну і тимчасову твердість. При кип'ятінні у воді залишається деяка кількість йонів  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $CO_3^{2-}$ . Різниця між карбонатною і тимчасовою твердістю характеризує залишкову твердість. Твердість води, яка залишається після її кип'ятіння, називається **постійною**.

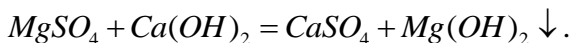
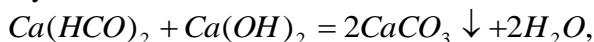
Присутність у воді значної кількості солей  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$  спричиняє непридатність води для господарсько-побутових потреб та інших видів водокористування.

Для водопом'якшення застосовують методи осадження та йонного обміну. Метод осадження поділяється на термічний та реагентний. При застосуванні термічного методу воду кип'ятять. При цьому відбуваються такі процеси:

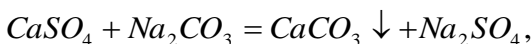


При застосуванні реагентного методу у воду вводять різні реагенти. Найчастіше це вапно, сода та розчинні фосфати.

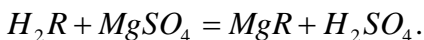
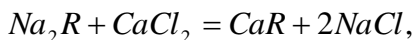
Вапнування води:



При застосуванні соди  $Na_2CO_3$  відбуваються такі реакції:



Для усунення твердості методом йонного обміну воду пропускають через катіоніти. При цьому катіони  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ , які знаходяться у воді, обмінюються на катіони  $Na^+$  або  $H^+$ , які містяться в катіоніті:

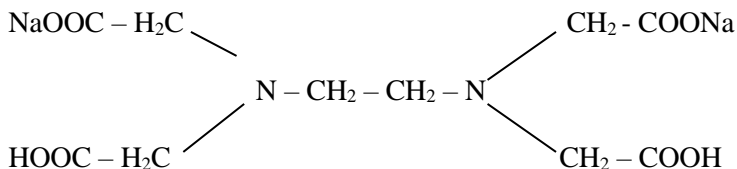


( $H_2R$  застосовують, якщо  $T_{H_2O} < 1$  ммоль-екв/л).

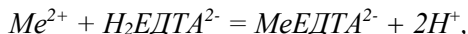


Комплексонометричний метод визначення загальної твердості води заснований на зв'язуванні йонів кальцію та магнію натрій етилендіамінтетраацетом (ЕДТА) – трилоном Б в комплексні сполуки.

Формула трилону Б:



При наявності у воді йонів  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$  відбувається така реакція:



де:  $\text{Me} - \text{Ca}^{2+}$  або  $\text{Mg}^{2+}$ .

Стійкі комплексні сполуки утворюються при  $\text{pH}=10$ . Для підтримання такого значення  $\text{pH}$  застосовують буферну суміш – амоній гідроксиду з амоній хлоридом.

При додаванні індикатора еріохрому чорного Т розчин набуває вишнево-червоного забарвлення: утворюються комплекси зазначеного індикатора з йонами  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$ . Коли йони Кальцію та Магнію повністю відтитруються, індикатор витісняється з сполук, а у вільній формі він має синє забарвлення. Поява синього забарвлення означає кінець титрування.

Незалежно від заряду катіонів 1 моль катіонів зв'язується з 1 моль ЕДТА:  $f_{\text{ЕКВ}}(\text{Me}^{n+}) = f_{\text{ЕКВ}}(\text{ЕДТА}) = 1$ ;  $\text{Me}(\text{Me}^{n+}) = \text{M}(\text{Me}^{n+})$ ,  $\text{Me}(\text{ЕДТА}) = \text{M}(\text{ЕДТА})$ ;  $\text{Сн}(\text{ЕДТА}) = \text{См}(\text{ЕДТА})$ .

## Експериментальна частина

### І. Визначення загальної твердості води

До 100 мл досліджуваної води, відміряної мірною колбою в конічну колбу на 250 мл, додають 5 мл амоніачного буферного розчину ( $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ )\* та 6-7 крапель розчину індикатора еріохрому чорного Т.

Цей розчин повільно титрують 0,05н. розчином трилону Б до зміни забарвлення на синє. Це свідчить про те, що всі йони  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$  зв'язані трилоном Б.

Загальну твердість води визначають за формулою

$$T = \frac{V \cdot C_{H.} \cdot 1000}{V_{H_2O}} \text{ (ммоль-екв/л),}$$

де  $V$  – об'єм розчину трилону Б, який витрачений на титрування досліджуваної води, мл;  $C_{H.}$  – молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація) розчину трилону Б;  $V_{H_2O}$  – об'єм досліджуваної води, мл.

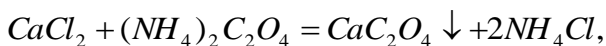
Результати трьох дослідів занести в таблицю:

№ з.п.	$V_{H_2O}$ , мл	$V_{TБ}$ , мл	$C_{H. TБ}$	$T_{H_2O}$
1				
2				
3				
Сер.				

\* Приготування амоніачного буферного розчину. До 2 г амоній хлориду додають 100 мл 20%-ного розчину амоніаку і доводять об'єм розчину до 1 л.

## II. Визначення кальцієвої та магнієвої твердості

Після визначення загальної твердості комплексонометричним методом осаджують йони Кальцію у вигляді кальцій оксалату  $CaC_2O_4$ :



а згодом у фільтраті визначають магнієву твердість. Кальцієву твердість визначають, як різницю між загальною і магнієвою твердістю.

### Хід визначення

До 100 мл досліджуваної води, відміряної мірною колбою в конічну колбу ємністю 250 мл, додають 1 мл спеціального буферного розчину\* і 10-15 мл 5%-ного розчину амоній оксалату. При цьому випадає осад кальцій оксалату  $CaC_2O_4$ , який відфільтровують через щільний фільтр. Осад на фільтрі промивають 2 рази невеликою кількістю холодної

дистильованої води. Промивні води приєднують до фільтрату і визначають твердість: до розчину додають 5 мл амоніачного буферного розчину, 6-7 крапель розчину індикатора еріохрому чорного Т і титрують 0,05н. розчином трилону Б.

Магнієву твердість розраховують за формулою

$$T = \frac{V \cdot C_H \cdot 1000}{V_{H_2O}} \text{ (ммоль-екв/л)},$$

де  $V$  – об'єм розчину трилону Б, який витрачений на титрування, мл;  $V_{H_2O}$  – об'єм досліджуваної води;  $C_H$  – молярна концентрація еквівалента трилону Б.

Кальцієву твердість обчислюють за формулою

$$T_{Ca} = T_{ЗАГ} - T_{Mg}.$$

Вміст йонів  $Ca^{2+}$  і  $Mg^{2+}$  знаходять за формулами

$$X_{Ca^{2+}} = 20,04 \cdot T_{Ca}, \text{ мг/л}; \quad X_{Mg^{2+}} = 12,15 \cdot T_{Mg}, \text{ мг/л}.$$

Результати визначення загальної, кальцієвої та магнієвої твердості записують у вигляді таблиці:

$V_{H_2O}$	$T_{ЗАГ}$ , ммоль- екв/л	$T_{Ca}$ , ммоль- екв/л	$T_{Mg}$ , ммоль- екв/л	Вміст йонів $Ca^{2+}$ , мг/л	Вміст йонів $Mg^{2+}$ , мг/л

\* Приготування спеціального буферного розчину.

До 67,5 г амоній хлориду додають 570 мл 25%-ного амоніаку і доводять дистильованою водою до 1 л.

### Завдання для самостійної роботи

1. Розрахувати постійну твердість води, якщо для видалення кальцій-катіонів, які містились в 50 л цієї води, витрачено 21,6 г безводної бури.

2. Яку масу  $Ca(OH)_2$  необхідно додати до 1000 л води, щоб усунути тимчасову твердість 2,86 ммекв/л?

3. Розрахувати тимчасову твердість води, знаючи, що на реакцію з гідрогенкарбонатом, який міститься в 50 мл цієї води, витрачено 2,5 мл 0,1н. розчину  $HCl$ .

4. Розрахуйте загальну твердість води, якщо в 0,15 л води міститься 16,20 мг кальцій гідрогенкарбонату, 2,92 мг магній гідрогенкарбонату, 11,10 мг кальцій хлориду і 9,50 мг магній хлориду.

5. Знайдіть тимчасову твердість води, якщо на титрування 0,1 л зразку води, яка містить магній гідрогенкарбонат, витрачено  $7,2 \cdot 10^{-3}$  л 0,14н.  $HCl$ .

6. Для усунення загальної твердості вапняно-содовим методом до 50 л води було додано 7,4 г  $Ca(OH)_2$  і 5,3 г  $Na_2CO_3$ . Розрахувати тимчасову і постійну твердість води.

7. Чому дорівнює постійна твердість води, якщо для її усунення до 25 л води було додано 21,6 г бури  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ ?

8. Некарбонатна твердість води дорівнює 3,18 ммекв/л. Яку масу  $Na_3PO_4$  треба взяти, щоб пом'якшити 1 м<sup>3</sup> води?

9. Загальна твердість Рівненської водопровідної води дорівнює 8,52 ммекв/л, а тимчасова 6,95 ммекв/л. Яку масу  $Ca(OH)_2$  і  $Na_2CO_3$  треба взяти, щоб усунути твердість 5 л води?

10. Твердість деякого зразку води обумовлена тільки кальцій нітратом. При обробці 0,25 л зразку води натрій карбонатом в осад випало 37,8 мг  $CaCO_3$ . Чому дорівнює твердість води?

11. Для пом'якшення 100 л води витратили 12,72 г  $Na_2CO_3$ . Чому дорівнює твердість води?

12. Яку масу гашеного вапна треба додати до 2,5 л води, щоб усунути її тимчасову твердість 4,43 ммекв/л?

13. При визначенні тимчасової твердості на титрування 0,1 л води витрачено  $5,25 \cdot 10^{-3}$  л 0,101н.  $HCl$ . Чому дорівнює твердість води?

14. Твердість деякого зразку води обумовлена тільки ферум(II) гідрогенкарбонатом. При кип'ятінні 0,25 л води в осад випадає 4 мг  $FeCO_3$ . Чому дорівнює твердість води?

15. Яка тимчасова твердість води, в 1 л якої міститься 0,146 г магній гідрогенкарбонату?

# ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №12

## ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СУЛЬФАТНОЇ І НІТРАТНОЇ КИСЛОТ

### Теоретична частина

**Сульфатна кислота** – це сильна кислота. У водному розчині вона дисоціює ступінчасто. Кислота змінює колір індикаторів: фіолетовий лакмус стає червоним, а метиловий оранжевий – рожевим. Розведена сульфатна кислота має загальні властивості характерні для всіх кислот: вона взаємодіє з металами, основними оксидами, основами та солями.

Концентрована сульфатна кислота з багатьма металами за звичайної температури не взаємодіє. Тому безводну кислоту можна зберігати у залізній тарі. Однак, при нагріванні вона взаємодіє майже з усіма металами (окрім *Pt* та *Au*). Під час цих реакцій в залежності від активності металу може виділятися сірка, гідроген сульфід або сульфур(IV) оксид (рис. 5).



Рис. 5. Взаємодія концентрованої сульфатної кислоти з металами

**Нітратна кислота** належить до сильних одноосновних кислот. У водному розчині вона майже повністю дисоціює.

Кислота проявляє загальні властивості кислот: взаємодіє з основними і амфотерними оксидами, основами та солями.

Нітратна кислота сильний окисник, тому її реакції з металами значно відрізняються від реакцій металів з хлоридною та розбавленою сульфатною кислотами: при дії нітратної кислоти на метали водень ніколи не виділяється, він окиснюється з утворенням води. Взаємодія з металами супроводжується відновленням Нітрогену нітратної кислоти до різного ступеня окиснення. Продукти відновлення Нітрогену в нітратній кислоті залежать від активності металу і концентрації кислоти (рис.6).

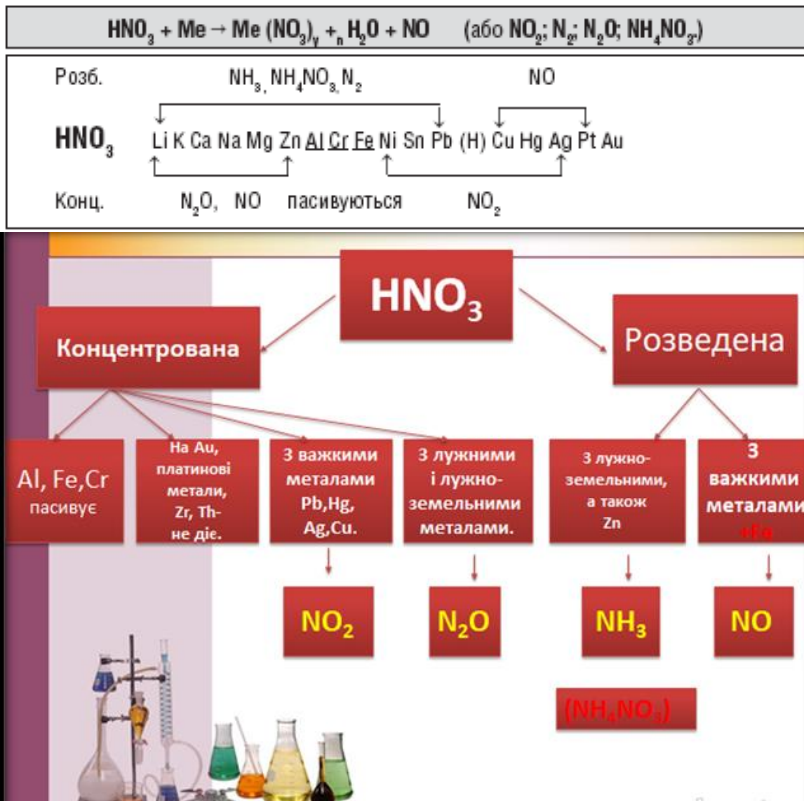


Рис. 6. Взаємодія нітратної кислоти з металами

Під дією світла та під час нагрівання кислота розкладається на воду, нітроген(IV) оксид і кисень:  
 $4 \text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ .

Гліюча скіпка, скипидар і тирса в концентрованій кислоті займається. З білками нітратна кислота утворює речовини яскраво-жовтого кольору тому, при потраплянні на шкіру викликає утворення жовтих плям.

## Експериментальна частина

### I. Властивості розведених розчинів кислот

Дослідити взаємодію розведених розчинів сульфатної та нітратної кислот з цинком, магнієм та міддю. Написати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

### II. Властивості концентрованих розчинів кислот

Дослідити взаємодію концентрованих розчинів сульфатної та нітратної кислот з цинком, магнієм та міддю. Написати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

### Завдання для самостійної роботи

1. Визначити масу солі, яку можна добути взаємодією розбавленої сульфатної кислоти з залізом масою 40 г, якщо масова частка домішок у ньому складає 4,7%.

2. Який об'єм нітроген(IV) оксиду (н.у.) можна одержати нагріванням 10 г порошкоподібної міді, яка містить 3,5% домішок з достатнім об'ємом розчину нітратної кислоти?

3. На нейтралізацію 9,8 г сульфатної кислоти з утворенням кислої солі використано натрій гідроксиду. Визначити масу кислої солі, що утворилася.

4. На суміш порошоків заліза і міді масою 8 г подіяли розведеною сульфатною кислотою. При цьому виділився газ об'ємом 2,24 л. Яка масова частка кожного з металів у суміші?

5. Визначити об'єм газу, що виділяється під час взаємодії магнію масою 4,8 г з концентрованою сульфатною кислотою.

6. На 25 г суміші алюмінію та міді подіяли концентрованою нітратною кислотою, взятою у надлишку. Одержали 11,2 л газу (н.у.). Визначте масову частку алюмінію у суміші.

7. Мідь, маса якої 12,8 г, помістили у 200 мл розчину сульфатної кислоти з масовою часткою кислоти 90 % та густиною 1,85 г/мл. Обчисліть і вкажіть, який об'єм газу (н.у.) виділився під час реакції.

8. Під час взаємодії 20 г суміші міді і цинку з розбавленою сульфатною кислотою, взятою у надлишку, виділилось 5,6 л газу (н.у.). Визначте масу міді у суміші.

9. Обчисліть і вкажіть об'єм газу (н.у.), який утвориться при взаємодії 6,4 г міді з концентрованою сульфатною кислотою, взятою у надлишку.

10. При взаємодії заліза з розбавленою сульфатною кислотою утворилось 33,6 л водню (н.у.). Обчисліть і вкажіть, яка кількість речовини заліза прореагувала.

11. Визначити масу ртуті, яку помістили у концентровану нітратну кислоту, взяту в надлишку, якщо результаті реакції виділилось 5,6 л газу (н.у.).

12. У концентровану нітратну кислоту помістили 64 г суміші міді та купрум(II) оксиду, у якій масова частка купрум(II) оксиду становить 40%. Визначити об'єм газу, що виділився внаслідок реакції.

13. Суміш алюмінію та міді масою 20 г помістили у концентровану нітратну кислоту. У результаті виділилось 5,6 л газу (н.у.). Визначити масу алюмінію суміші.

14. Розчин нітратної кислоти масою 50 г з масовою часткою кислоти 63% нейтралізували розчином кальцій гідроксиду масою 50 г з масовою часткою луку 80%. Визначте масу солі, що утворилась.

15. Визначити масу розчину нітратної кислоти з масовою часткою кислоти 20%, яку необхідно використати для добування 2 кг амоніачної селітри.



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №13 ЯКІСНЕ ДОСЛІДЖЕННЯ ВОДИ І ҐРУНТОВОЇ ВИТЯЖКИ

### Теоретична частина

Майже 75% всієї площі планети покрито водою, приблизно 97,6% запасів усієї води на Землі зосереджено в океанах і морях. Води Світового океану, річок, озер, підземні води і льодовики – все це включає гідросфера. Води річок, морів і атмосфери, руйнуючи, переносячи і перевідкладаючи матеріал перетворюють ландшафт і створюють нові форми рельєфу. Стікаючи під дією сил тяжіння, вода захоплює з собою нерозчинні мінеральні часточки, які стирають і розпушують гірські породи. Завдяки цьому в природних водах міститься більш ніж 70 хімічних елементів. В найбільшій кількості природні води містять катіони:  $Na^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $K^+$ ,  $Fe^{2+}$ ; аніони:  $HCO_3^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $Cl^-$ ,  $CO_3^{2-}$ . В воді містяться також розчинені гази: кисень  $O_2$ , азот  $N_2$ , вуглекислий газ  $CO_2$ . Крім того природні води містять біогенні сполуки – сполуки, які необхідні для життєдіяльності живих організмів і такі, що утворюються в процесі обміну речовин. Це мінеральні і органічні сполуки Нітрогену, Фосфору.

Природні води містять органічні речовини – гумусові сполуки, які утворюються при розкладі рослинних залишків, а також мікроорганізмів. В незначній кількості в водах містяться мікроелементи – елементи концентрація яких складає менше 1 мг/л -  $Cu^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $J$ ,  $Br$ ,  $Rb^+$ ,  $Cs^+$ ,  $Sr^{2+}$ .

Аналіз водної витяжки ґрунтів дає точну характеристику про ступінь засоленості ґрунтів і забруднення та необхідність промивки, а аналіз природних вод дає характеристику про можливість їх використання для зрошування, в господарських цілях.

### Експериментальна частина

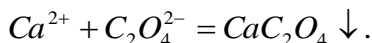
Всі дослід виконувати з природною водою, а досліді 2, 4, 5 провести паралельно з водною витяжкою.

## I. Приготування водної витяжки

Зважити на технічних терезах 100 г повітряно-сухого ґрунту, просіяного через сито в 1 мм, перенести його в колбу і долити 500 мл дистильованої води, яка не містить  $CO_2$ . Закрити колбу корком, перемішувати витяжку протягом 3 хвилин і профільтрувати. Щоб фільтрат був прозорим, на фільтр перенести частину ґрунту. Якщо перші порції фільтрату каламутні, їх знову вилити на фільтр. Після закінчення фільтрування колбу закрити корком, щоб виключити можливість випаровування фільтрату і забруднення газами.

## II. Проба на присутність солей кальцію у водопровідній воді

Налити в пробірку 2-3 мл природної води, додати декілька крапель розчину амоніаку і 1-2 краплі розчину амоній оксалату  $(NH_4)_2C_2O_4$ . Суміш нагріти до кипіння. За наявності білої каламуті або осаду, які утворилися, роблять висновок про присутність йонів кальцію. Реакцію можна представити рівнянням:



Кількість осаду відмітити: мало, багато, дуже багато.

## III. Проба на присутність солей магнію

1. Йони  $Mg^{2+}$  в присутності йонів  $Ca^{2+}$  виявити не можна. Тому спочатку слід осадити  $Ca^{2+}$  у вигляді  $CaC_2O_4$  додаванням до природної води при нагріванні амоній оксалату до утворення осаду. Осад відфільтрувати до утворення осаду. Осад відфільтрувати і в фільтраті визначити  $Mg^{2+}$ .

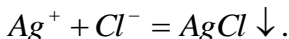
2. До 2-3 мл фільтрату додати 1-2 мл розчину натрій гідрогенфосфату  $Na_2HPO_4$  і 2-3 краплі розчину амоніаку, рідину перемішати. При наявності йона  $Mg^{2+}$  утворюється кристалічний осад  $MgNH_4PO_4$  у вигляді шовковистої каламуті:



## IV. Проба на присутність хлоридів у водопровідній воді

До 3-4 мл природної води додати кілька крапель нітратної кислоти, а потім аргентум нітрату. При наявності йонів аргентуму з'являється білий осад аргентум хлориду або

каламуть, якщо їх кількість невелика. Реакцію можна представити рівнянням:



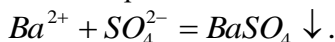
Аргентум хлорид в нітратній кислоті не розчиняється, а аргентум карбонат і сульфід, які можуть утворитися паралельно, розчиняються.

#### **V. Проба на присутність хлоридів у водній витяжці**

Налити в пробірку 5 мл водної витяжки ґрунту і підкислити її двома краплями 10%-ного розчину  $H_2SO_4$ . Додати декілька крапель 5%-ного розчину  $AgNO_3$  і перемішати. Про наявність хлорид-йонів роблять висновок за присутністю осаду або каламуті, які утворились. Відмічають кількість осаду: мало, багато, дуже багато.

#### **VI. Проба на присутність сульфатів у водопровідній воді**

До 3-4 мл природної води додати декілька крапель розведеної хлоридної кислоти, а потім розчину барій хлориду. Утворення білого кристалічного осаду барій сульфату або каламуті свідчать про наявність у воді сульфат-йонів ( $SO_4^{2-}$ ). Реакцію можна представити рівнянням:

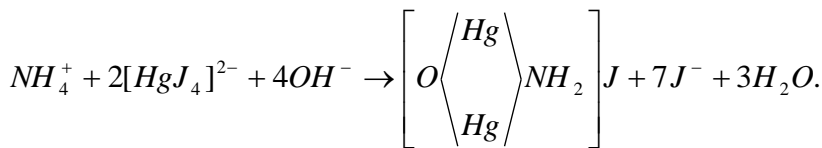


#### **VII. Проба на присутність сульфат-йонів у водній витяжці**

Відібрати піпеткою 10 мл водної витяжки і перенести в пробірку. Додати 1 мл 10%-ного розчину  $BaCl_2$  і прокип'ятити 1-2 хвилини. Якщо у водній витяжці знаходяться сульфати, то випадає біла каламуть або осад  $BaSO_4$ . Відмітити кількість осаду: мало, багато, дуже багато.

#### **VIII. Проба на присутність у воді йонів амонію $NH_4^+$**

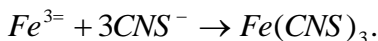
До 3-4 мл природної води додати 3-4 краплі реактиву Несслера ( $K_2[HgJ_4] + KOH$ ). При наявності йонів амоніаку утворюється червоно-бурий осад або жовто-помаранчове забарвлення (при малих кількостях  $NH_4^+$ ). Йонно-молекулярне рівняння реакції:



йодид меркурію

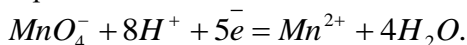
### IX. Проба на присутність у воді йонів $Fe^{2+}$

До 2-3 мл природної води додати 5-6 крапель концентрованої  $HNO_3$ , а потім стільки ж розчину амоній роданіду  $NH_4SCN$ . Червоне або рожеве (при наявності слідів  $Fe^{2+}$ ) забарвлення, зумовлене кольором молекул  $Fe(CNS)_3$ , свідчить про присутність йонів  $Fe^{2+}$ . Концентровану нітратну кислоту додають для окиснення йонів  $Fe^{2+}$  в йони  $Fe^{3+}$ .



### X. Проба на окиснюваність води

До 1-2 мл природної води додати аналогічний об'єм концентрованої  $H_2SO_4$ , потім краплями долити концентрований розчин  $KMnO_4$ . Якщо рідина тільки від однієї краплі розчину калій перманганату забарвиться у рожевий колір, який не зникає протягом 1-2 хвилин, то вода не містить речовин, що окиснюються. Якщо декілька перших крапель розчину  $KMnO_4$ , знебарвлюються, то вода містить речовини, що окиснюються. Йонне рівняння реакції:



### Завдання для самостійної роботи

1. Вкажіть умови виявлення йону магнію у водопровідній воді. Напишіть відповідне рівняння реакції.
2. Вкажіть умови виявлення йону кальцію у водопровідній воді. Напишіть відповідне рівняння реакції.
3. Вкажіть умови виявлення хлорид-йонів у водопровідній воді. Напишіть відповідне рівняння реакції.
4. Вкажіть умови виявлення йону амонію у водопровідній воді. Напишіть відповідне рівняння реакції.

5. Вкажіть умови виявлення сульфат-іонів у водопровідній воді. Напишіть відповідне рівняння реакції.

6. Вкажіть умови виявлення іонів  $\text{Fe}^{2+}$  у водопровідній воді. Напишіть відповідне рівняння реакції.

7. Опишіть методику визначення окиснюваності води. Напишіть відповідне рівняння реакції і урівняйте його методом напівреакції.

8. Опишіть методику виявлення іонів магнію у присутності іонів кальцію.

9. Охарактеризуйте, які йони та хімічні сполуки містяться у природних водах.

10. Опишіть методику виявлення хлорид та сульфат-іонів у ґрунтовій витяжці. Напишіть відповідні рівняння реакції.

## ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

### Тема: Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття та закони хімії

1. Визначити число молекул, що містяться в таких порціях води: а) 0,5 моль; б) 36 г?

2. Визначити об'єм, якій займає 0,07 кг азоту при  $21^{\circ}\text{C}$  і тиску 142 кПа.

3. Обчислити густину хлору відносно водню та відносно повітря.

4. Визначити масу  $3,61 \cdot 10^{24}$  молекул азоту за н. у.

5. В якій масі сульфур(IV) оксиду міститься стільки ж моль, скільки їх знаходиться в 2 г кисню?

6. При деякій температурі густина пари, сірки за азотом дорівнює 9,14. Зі скількох атомів складається молекула сірки при цій температурі?

7. Визначити молекулярну масу газу, якщо за н. у. 0,824 г його займають об'єм 260 мл.

8. Обчислити число молекул в  $1 \text{ м}^3$  газу за н.у.

9. Визначити молекулярну масу газу, якщо 50 г його займають при  $70^{\circ}\text{C}$  і тиску  $83,2$  кПа об'єм  $41$  л.

10. Густина газу за воднем  $D(\text{H}_2) = 22$ . Яка молекулярна маса газу?

11. Зі скількох атомів складаються молекули ртуті пароподібному стані, якщо її густина відносно повітря дорівнює  $6,92$ ?

12. Густина газу за воднем дорівнює  $14$ . Обчислити молекулярну масу газу та масу  $10$  л цього газу за н. у.

13. За н. у.  $8$  г газу займають об'єм  $5,6$  л. Визначити молярну масу газу та його густину відносно повітря.

14. Маса однакових об'ємів деякого газу і ацетилену  $\text{C}_2\text{H}_2$  відповідно дорівнюють  $0,39$  г і  $0,45$  г. Визначити густину газу за ацетиленом і його молярну масу.

15. Маса  $200$ мл деякого газу при  $70^{\circ}\text{C}$  і тиску  $1,2$  атм. становить  $9,6$  г. Обчислити молярну масу газу.

### Тема: Будова атома та систематика хімічних елементів

1. Орбітальне квантове число  $l=3$ . Вказати число орбіталей на даному підрівні і число електронів.

2. Скласти електронну формулу елемента з порядковим номером  $22$ . До якого електронного сімейства він належить? Скільки протонів і нейтронів в його ядрі?

3. Яка з наведених скорочених електронних формул відповідає йону  $\text{Cl}^-$ . Відповідь пояснити.

а/...  $3s^23p^6$ ; б/...  $3s^23p^5$ ; в/...  $3s^23p^43d^1$ ; г/...  $3s^23p^4$ .

4. Вибрати та назвати елемент, що має найбільшу електронегативність та визначити число протонів і нейтронів в його ядрі:

а/...  $3s^23p^4$ ; б/...  $2s^22p^3$ ; в/...  $2s^22p^4$ ; г/...  $3s^23p^3$ .

5. Вибрати атомні орбіталі для яких сума  $(n+l)$  дорівнює  $4$ :

а/.  $3s$ ; б/.  $3p$ ; в/.  $4s$ ; г/.  $2p$ .

Відповідь пояснити.

6. Серед наведених формул визначити загальну електронну формулу для елементів головної підгрупи четвертої групи. Відповідь пояснити.

а/.  $np^4$ ;      б/.  $ns^2np^2$ ;      в/.  $(n-1)d^2ns^2$ ;      г/.  $nd^4$ .

7. Вибрати можливі значення валентності атома Хлору в збудженому стані. Відповідь пояснити.

а) 2;      б) 3;      в) 5;      г) 6;      д) 7.

8. Атоми яких з вказаних нижче елементів в нормальному стані мають неспарені електрони на р-підрівні:

а) *Be*;      б) *C*;      в) *N*;      г) *S*;      д) *Na*?

9. В атомах яких з наведених нижче елементів неможливе збільшення кількості неспарених електронів при переході в збуджений стан в ході хімічних реакцій:

а) *B*;      б) *O*;      в) *F*;      г) *C*;      д) *S*?

10. Електронна конфігурація атома Фосфору в збудженому стані описується формулою  $3s^13p^33d^1$ . Вказати число неспарених електронів:

а) 1;      б) 2;      в) 3;      г) 4;      д) 5.

11. Вибрати елемент, у якого найбільше виявляються металічні властивості, назвати цей елемент:

а/.  $4s^1$ ;      б/.  $4s^2$ ;      в/.  $3s^1$ ;      г/.  $3s^2$ .

12. Яка з наведених електронних формул відповідає йону  $Mn^{2+}$ : а/...  $3d^54s^2$ ; б/...  $3d^74s^0$ ; в/...  $3d^54s^0$ ; г/...  $3d^74s^2$ .

13. Вибрати елементи, які є неметалами, записати їх повні електронні формули.

а/...  $3s^23p^4$ ;      б/...  $2s^22p^3$ ;      в/...  $3d^54s^2$ ;      г/...  $3d^64s^2$ .

14. Визначити місце елемента в Періодичній системі (період, група, підгрупа) за його скороченою електронною формулою  $\dots 5s^25p^4$ . Скільки протонів і нейтронів в його ядрі?

15. Як змінюється радіус атома, енергія іонізації та електронегативність в межах підгрупи:

а/ від Магнію до Барію      б/ від Цезію до Літію.

Відповідь обгрунтувати.

## Тема: Хімічний зв'язок і будова речовини

1. Дайте визначення ковалентного зв'язку та наведіть способи його утворення.

2. Поясніть утворення ковалентного неполярного зв'язку в молекулах азоту та хлору.

3. Полярний ковалентний зв'язок. Механізм утворення ковалентного зв'язку на прикладі молекули амоніаку.

4. Який хімічний зв'язок називають водневим? Між молекулами яких речовин він утворюється. Наведіть приклади. Як впливає утворення водневого зв'язку на фізичні властивості речовин?

5. Визначити тип хімічного зв'язку в молекулах:  $N_2$ ,  $HCl$ ,  $CO_2$ ,  $BaCl_2$ . Покажіть утворення йонного зв'язку.

6. Поясніть, як утворюється хімічний зв'язок при взаємодії  $NH_3$  та  $H^+$ .

7. Дайте визначення металічного зв'язку.

8. Які типи хімічного зв'язку в молекулах  $HCl$ ,  $ZnCl_2$ ,  $N_2$ ,  $SO_2$ ,  $Na_2S$ ? Покажіть у вигляді валентних схем будову молекул з ковалентним полярним зв'язком.

9. Укажіть тип зв'язку у речовині, яка утворена елементами з порядковими номерами 17 і 19.

10. Укажіть тип зв'язку у речовині, яка утворена елементами з порядковими номерами 20 і 9.

11. Пояснити утворення хімічного зв'язку при взаємодії  $NH_3$  та  $H^+$ .

12. Яку валентність, обумовлену неспареними електронами, може виявляти атом Броду в нормальному та збудженому станах?

13. Які хімічні зв'язки є в йоні гідроксонію  $H_3O^+$ ? Вказати схему утворення  $H_3O^+$ .

14. Визначити тип хімічного зв'язку в молекулах:  $N_2$ ,  $HCl$ ,  $CO_2$ ,  $BaCl_2$ . Покажіть утворення йонного зв'язку.

15. Якому з атомів чи йонів, вказаних нижче, відповідає електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня  $3s^2 3p^6 3d^6$ : а)  $Cr$ ; б)  $Fe$ ; в)  $Fe^{2+}$ ; г)  $Fe^{3+}$ ; д)  $Co^{3+}$ .



## Тема: Основи електрохімії

1. В чотирьох пробірках знаходяться розчини солей:

а)  $\text{AgNO}_3$ ; б)  $\text{ZnSO}_4$ ; в)  $\text{NaCl}$ ; г)  $\text{MgSO}_4$ .

В кожену пробірку занурено по шматочку міді. В якій пробірці відбудеться реакція? Написати рівняння відповідної реакції.

2. Які хімічні процеси відбуваються на електродах при роботі гальванічного елемента, який складається з магнієвої і срібної пластинок, занурених в розчин кислоти:

а)  $\text{Mg} - 2 \bar{e} \rightarrow \text{Mg}^{2+}$ ;      в)  $\text{Ag} - \bar{e} \rightarrow \text{Ag}^+$ ;

$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}$ ;       $2\text{H}^+ + 2 \bar{e} \rightarrow \text{H}_2$ ;

б)  $\text{Mg} - 2 \bar{e} \rightarrow \text{Mg}^{2+}$ ;      г)  $\text{Ag} - \bar{e} \rightarrow \text{Ag}^+$ ;

$2\text{H}^+ + 2 \bar{e} \rightarrow \text{H}_2$ ;       $\text{H}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{H}?$

3. Який процес відбувається на катоді при контакті лужного заліза з сульфатною кислотою:

а)  $\text{Fe} - 2 \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ ;      б)  $\text{Fe}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$ ;

в)  $\text{Sn}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Sn}^0$ ;      г)  $2\text{H}^+ + 2 \bar{e} \rightarrow \text{H}_2?$

4. Обчислити потенціал алюмінієвого електрода, зануреного в 0,1М розчини його солі.

5. Яку з вказаних реакцій можна здійснити? Закінчити рівняння можливої реакції:

а)  $\text{Sn} + \text{Fe}^{2+}$ ;      б)  $\text{Fe} + \text{Ni}^{2+}$ ;      в)  $\text{Al}^{3+} + \text{Zn}$ ;      г)  $\text{Mg}^{2+} + \text{Pb}$ .

6. В якому з гальванічних елементів мідь є анодом:

а)  $\text{Cu}|\text{CuSO}_4||\text{ZnSO}_4|\text{Zn}$ ;      б)  $\text{Cu}|\text{Cu}(\text{NO}_3)_2||\text{AgNO}_3|\text{Ag}$ ;

в)  $\text{Cu}|\text{CuSO}_4||\text{MgSO}_4|\text{Mg}$ ;      г)  $\text{Cu}|\text{CuSO}_4||\text{NiSO}_4|\text{Ni}?$

7. Які процеси відбуваються на електродах залізно-олов'яного гальванічного елемента:

а)  $\text{Fe}^{2+} + 2 \bar{e} = \text{Fe}^0$ ;      б)  $\text{Fe}^0 - 2 \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$ ;

$\text{Sn}^0 - 2 \bar{e} = \text{Sn}^{2+}$ ;       $\text{Sn}^{2+} + 2 \bar{e} = \text{Sn}^0$ ;

в)  $\text{Fe}^0 - 2 \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$ ;      г)  $\text{Fe}^{2+} + 2 \bar{e} = \text{Fe}^0$ ;

$\text{Sn}^0 - 2 \bar{e} = \text{Sn}^{2+}$ ;       $\text{Sn}^0 - 2 \bar{e} = \text{Sn}^{2+}?$

8. Обчислити потенціал цинкового електрода, зануреного в 0,01М розчині його солі.

9. Розрахувати стандартну електрорушійну силу залізно-мідного гальванічного елемента.

10. Які з взятих попарно речовин будуть взаємодіяти між собою:

а)  $Zn + MgSO_4$ ; б)  $Ag + HCl$ ; в)  $Fe + H_2SO_4$ ; г)  $Mg + NaNO_3$ ?

11. Вкажіть схему гальванічного елемента в якому залізо є катодом :

а)  $Fe|FeSO_4||CuSO_4|Cu$ ; б)  $Fe/H_2SO_4||H_2SO_4|Cu$ ;

в)  $Fe|FeSO_4||ZnSO_4|Zn$ ; г)  $Fe/FeSO_4||AgNO_3|Ag$ .

12. При роботі якого гальванічного елемента розчиняється залізо:

а)  $Zn|ZnSO_4||FeSO_4|Fe$ ; б)  $Cu|CuSO_4||FeSO_4|Fe$ ;

в)  $Mg|MgSO_4||FeSO_4|Fe$ ; г)  $Al|Al_2(SO_4)_3||FeSO_4|Fe$ ?

13. Електрорушійна сила якого з гальванічних елементів найбільша (концентрація електролітів однакова):

а)  $Fe|FeSO_4||NiSO_4|Ni$ ; б)  $Zn|H_2SO_4|Cu$ ;

в)  $Cr|Cr_2(SO_4)_3||CuSO_4|Cu$ ; г)  $Cr|Cr_2(SO_4)_3||FeSO_4|Fe$ .

14. Які з взятих попарно речовин будуть взаємодіяти між собою? Закінчити рівняння можливої реакції:

а)  $Cu + HCl$ ; б)  $CuSO_4 + Fe$ ; в)  $Zn + MgCl_2$ ; г)  $Pt + H_2SO_4$ .

15. В якому з наведених нижче гальванічних елементів мідь є анодом:

а)  $Cu|CuSO_4||ZnSO_4|Zn$ ; б)  $Cu|Cu(NO_3)_2||AgNO_3|Ag$ ;

в)  $Cu|CuSO_4||MgSO_4|Mg$ ; г)  $Cu|CuSO_4||NiSO_4|Ni$ ?

## ЛІТЕРАТУРА

### Основна література:

1. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина І. : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2015. 247 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/16802>.
2. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина ІІ. : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2017. 381 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/14834>.
3. Манековська І. Є., Яцков М. В. Хімія, частина І (загальнотеоретична) : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2005. 187 с.
4. Манековська І. Є., Яцков М. В. Хімія, частина ІІ (Хімія елементів) : навч. посіб. Рівне : НУВГП 2009. 154 с.
5. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Основи хімії : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2019. 182 с. <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/17335>

### Допоміжна література:

6. Боднарюк Ф. М. Загальна і неорганічна хімія. Частина І (Загальнотеоретична). Рівне : НУВГП, 2004. 241 с. <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/2253>
7. Боднарюк Ф. М. Загальна і неорганічна хімія. Частина ІІ (Хімія елементів). Рівне : НУВГП, 2009. 286 с.
8. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Фізична та колоїдна хімія : навч. посібник. Рівне : НУВГП, 2016. 164 с. <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/5047>
9. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студ. вищ. навч. закл. Київ ; Ірпінь : ВТФ «Перун», 2004. 480 с.