

Міністерство освіти і науки України  
Національний університет водного господарства  
та природокористування  
Кафедра хімії та фізики

**05-06-80М**

## **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

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

Рекомендовано науково-  
методичною радою якості ННІАЗ  
Протокол 3 від 10.11.2020 р.

Рівне – 2020

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Хімія (загальна та неорганічна)» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського рівня) за освітньо-професійною програмою «Агрономія» спеціальності 201 «Агрономія» денної та заочної форм навчання [Електронне видання] / Мисіна О. І., Яцков М. В., Беседюк В. Ю. – Рівне : НУВГП, 2020. – 68 с.

Укладачі: Мисіна О. І., ст. викладач кафедри хімії та фізики;  
Яцков М.В., канд.техн.наук, професор кафедри  
хімії та фізики;  
Беседюк В. Ю., аспірант кафедри хімії та фізики.

Відповідальний за випуск: Гаращенко О. В., канд.техн.наук,  
доцент, в.о. завідувача кафедри хімії та фізики.

Керівник групи забезпечення  
спеціальності 201 «Агрономія» \_\_\_\_\_ (Веремеєнко С. І.)

© Мисіна О. І.,  
Яцков М. В.,  
Беседюк В. Ю., 2020  
© НУВГП, 2020

## 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> Реакції у водних розчинах електролітів .....   | 24    |
| <b>Лабораторна робота № 5.</b> Приготування розчину хлоридної кислоти і визначення її концентрації титруванням ..... | 30    |
| <b>Лабораторна робота №6.</b> Визначення водневого показника розчинів (рН). .....                                    | 34    |
| <b>Лабораторна робота №7.</b> Дослідження гідролізу солей.....   | 37    |
| <b>Лабораторна робота №8.</b> Окисно-відновні реакції .....  | 39    |
| <b>Лабораторна робота №9.</b> Властивості сполук феруму(II) та феруму(III).....                                      | 47    |
| <b>Лабораторна робота №10.</b> Добування та властивості алюміній гідроксиду.....                                     | 51    |
| <b>Лабораторна робота №11.</b> Визначення твердості води.....  | 53    |
| <b>Лабораторна робота №12.</b> Хімічні властивості сульфатної і нітратної кислот.....                                | 59    |
| <b>Лабораторна робота №13.</b> Якісне дослідження води і ґрунтової витяжки.....                                      | 63    |
| <b>ЛІТЕРАТУРА</b> .....  | 67    |

## ПЕРЕДМОВА

Приєднання України до Болонської конвенції та інтеграція до єдиного європейського простору вищої освіти передбачає реформування вищої школи шляхом впровадження кредитно-трансферної системи організації навчального процесу.

Лабораторні роботи з навчальної дисципліни «Хімія (загальна та неорганічна)» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського рівня) за освітньо-професійною програмою «Агрономія» спеціальності 201 «Агрономія» максимально наближені до майбутньої спеціальності студентів.

Дисципліна «Хімія (загальна та неорганічна)» ґрунтується на основних законах і поняттях загальної хімії і ставить за мету дати студентам сучасні знання про закономірності хімічних процесів; ознайомлення студентів з основними положеннями і закономірностями хімічної картини світу та формування на цій основі наукового світогляду з проблем базових технологій, раціонального природокористування; вивчення основних хімічних понять, законів, типів хімічних реакцій, розрахунків за рівняннями хімічних реакцій, будови речовини, механізму швидкості перебігу, напрямку рівноваги хімічних процесів та змін, що в них відбуваються, вивчення властивостей розчинів електролітів, основних електрохімічних понять, хімічних властивостей металів, неметалів та їх сполук.

В процесі виконання лабораторної роботи студенти повинні закріпити теоретичні знання з даного розділу програми, навчитися працювати з лабораторним посудом та приладами. Робота в лабораторії вимагає осмислення теоретичного матеріалу, з якими пов'язані досліди, тому студент повинен вивчити теоретичний матеріал з теми лабораторної роботи, який наведений у теоретичному вступі до кожної роботи. Обов'язкові знання студентів з правил техніки безпеки при роботі з приладами і відповідними реактивами, без чого не можна починати практичну частину роботи. Лабораторна робота з відповідним оформленням в зошиті подається у вигляді звіту для захисту.

# 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:

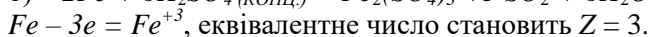
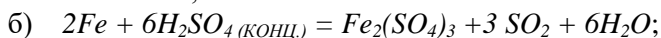
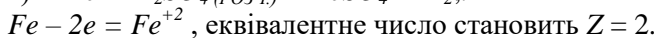
$$E = \frac{\Phi O}{Z},$$

де  $Z$  – еквівалентне число.

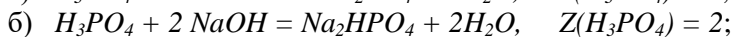
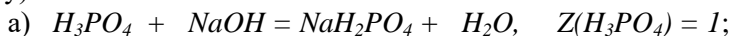
Під формульною одиницею розуміють або реальні структурні одиниці речовин, здатні існувати самостійно (атоми, молекули, йони), або групи атомів, що входять до складу хімічних формул атомних чи йонних кристалів. Значення  $Z$  визначається за рівнянням хімічних реакцій, в якій приймає участь дана речовина:

1. Еквівалентне число  $Z$  чисельно дорівнює валентності елемента для простих речовин.

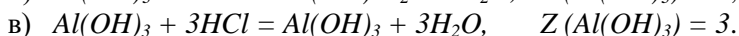
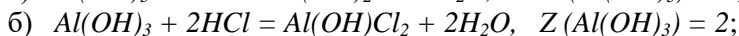
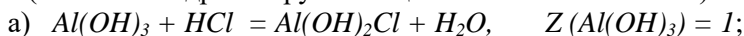
Розрахунок еквівалентів Феруму в реакціях:



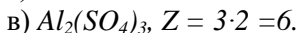
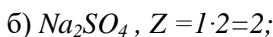
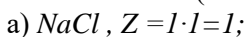
2. Для кислот еквівалентне число визначається основністю кислоти (кількістю йонів гідрогену, що заміщені на йони металу):



3. Для основ еквівалентне число визначається кислотністю основи (кількістю гідроксогруп заміщених аніонами кислоти):



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:

$$M_{E(ОКСИДУ)} = M_{E(МЕТАЛУ)} + M_{E(ОКСИГЕНУ)};$$

$$M_{E(ОСНОВИ)} = M_{E(МЕТАЛУ)} + M_{E(OH^-)};$$

$$M_{E(КИСЛОТИ)} = M_{E(ГІДРОГЕНУ)} + M_{E(КИСЛОТНОГО\text{-}ЗАЛИШКУ)};$$

$$M_{EKB.(СОЛИ)} = M_{EKB.(КАТІОНУ)} + M_{EKB.(АНИОНУ)}.$$

**Молярний об'єм еквівалентів** ( $V_E(X)$ ) – об'єм одного моля газоподібної речовини (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 утворюються в еквівалентних кількостях**:

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

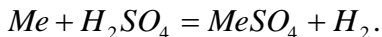
Якщо одним з учасників реакції є газоподібна речовина, закон еквівалентів можна записати у вигляді:

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

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

Експериментально еквівалент елемента можна визначити хімічним шляхом – визначенням кількості приєднаного або заміщеного елементом Гідрогену, Оксигену або іншого елемента, еквівалент якого відомий, або електрохімічним шляхом на основі закону Фарадея, згідно якого при проходженні 1Ф електроенергії через розчин електроліту на електродах утворюється один еквівалент речовини.

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:



Згідно закону еквівалентів, один еквівалент металу витісняє один еквівалент водню, молярна маса еквівалентів якого становить 1 г/моль-екв.

### Експериментальна частина

Визначення молярної маси еквівалентів металу виконується за допомогою приладу, який зображено на рисунку 1. Прилад складається зі штативу (1), на якому закріплені бюретки (2) і (3), з'єднані шлангом (4). Бюретки мають поперечний переріз, рівний 1 см<sup>3</sup>, та градуйовані поділки з точністю до 0,2 см<sup>3</sup>, 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.

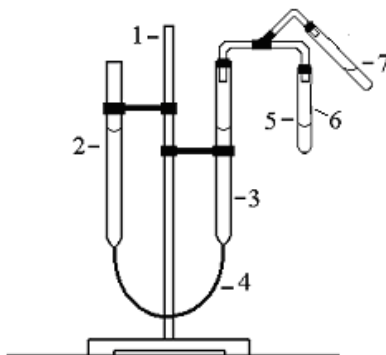


Рис. 1. Прилад для визначення молярної маси еквівалентів металу об'ємним методом

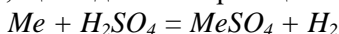
Перед початком досліду бюретки повинні заходитись в такому положенні одна відносно одної, щоб рівні води в них були на середині шкали відліку.

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.

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<br>$m(Me)$ | Рівні води в бюретці, см |                        | Об'єм водню, см <sup>3</sup><br>$V(H_2) = V_2 - V_1$ | Умови проведення досліду |                          |
|-----------------------------------|--------------------------|------------------------|--|--------------------------|--------------------------|
|                                   | до досліду<br>$V_1$      | після досліду<br>$V_2$ |  | тиск,<br>$P$ , Па        | температура,<br>$t$ , °C |
|                                   |                          |                        |  |                          |                          |

### Розрахунки

1. Вимірний об'єм водню за атмосферних умов проведення досліду ( $P$ ,  $T$ ) перераховуємо на нормальні умови за рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

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

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 досліду.

Тиск  $P$  газів в бюретці (3) у відповідності до закону Дальтона дорівнює сумі парціальних тисків повітря  $P_{ПОВ.}$ , водню  $P(H_2)$  та насиченої водяної пари  $P_{ПАРИ.}$ :

$$P = P_{ПОВ.} + P(H_2) + P_{ПАРИ.}$$

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

$$P = P_{АТМ.} - P_{ПАРИ.}$$

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 для двох значень еквівалентного числа (валентності металу)  $Z$ , рівних 2 і 3 за рівнянням:

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

За таблицею Д.Менделєєва вибираємо метал з відповідною валентністю, для якого розходження розрахованого значення молярної маси не перевищує 1–2 г/моль.

4. Розраховуємо відносну похибку досліду:

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

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

### Контрольні завдання

1. Розрахувати молярну масу еквівалентів металу, виходячи з даних, наведених у таблиці 3.

Таблиця 3

| № з./п. | Маса металу, г | Отримана сполука, г    |
|---------|----------------|------------------------|
| 1       | 0,347          | Сульфід, 4,347         |
| 2       | 1,635          | Хлорид, 3,41           |
| 3       | 7,82           | Сульфат, 17,42         |
| 4       | 1,73           | Нітрат, 7,93           |
| 5       | 1,8            | Фторид, 5,6            |
| 6       | 5,395          | Оксид, 5,795           |
| 7       | 6,075          | Гідрогенфосфат, 30,075 |
| 8       | 4,6            | Гідрогенсульфат, 24    |
| 9       | 1,59           | Гідроксид, 2,44        |
| 10      | 4,0            | Сульфід, 7,2           |

2. Розрахувати масу отриманої речовини за даними вихідних речовин (таблиця 4), використовуючи закон еквівалентів.

Таблиця 4

| № з./п. | Об'єм газу (н.у.), л | Продукти реакції |
|---------|----------------------|------------------|
| 1       | $Cl_2$ , 3,8         | $FeCl_2$         |
| 2       | $SO_2$ , 4,6         | $K_2SO_3$        |
| 3       | $O_2$ , 7,4          | $CuO$            |
| 4       | $F_2$ , 6,4          | $AlF_3$          |
| 5       | $SO_3$ , 16,8        | $Na_2SO_4$       |
| 6       | $Cl_2$ , 8,2         | $NiCl_2$         |
| 7       | $SO_2$ , 2,7         | $Li_2SO_3$       |
| 8       | $O_2$ , 3,5          | $Cr_2O_3$        |
| 9       | $F_2$ , 14,7         | $AgF$            |
| 10      | $SO_3$ , 11,4        | $CaSO_4$         |

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №2 КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. ОКСИДИ. ГІДРОКСИДИ

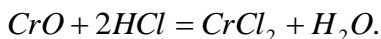
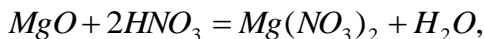
### Теоретична частина

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

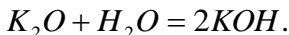
За хімічними властивостями оксиди поділяють на **несолетворні** і **солетворні**. Оксиди, які не утворюють гідратних сполук і солей, називаються **несолетворними** ( $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ ,  $SiO$ ).

Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, є **солетворними**. За хімічними властивостями вони поділяються на **основні**, **кислотні** та **амфотерні**.

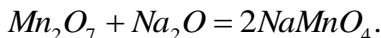
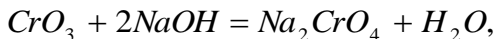
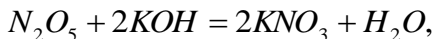
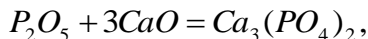
**Основними** називають оксиди, гідрати яких є основами. До основних належать оксиди активних металів – лужних ( $Li$ ,  $Na$ ,  $K$ ,  $Rb$ ,  $Cs$ ), лужноземельних ( $Ca$ ,  $Sr$ ,  $Ba$ ,  $Ra$ ), Магнію, Лантану, а також перехідних металів ( $Mn$ ,  $Cr$ ,  $Ni$ ,  $Fe$ ,  $Cu$ ) в нижчих ступенях окиснення (+1, +2). Основні оксиди реагують з кислотними оксидами та їх гідратами (кислотами) з утворенням солей:



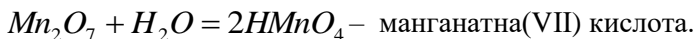
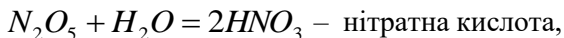
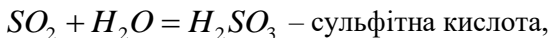
Оксиди лужних і лужноземельних металів розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – розчинні у воді основи (луги):



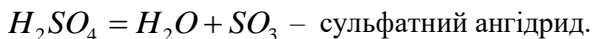
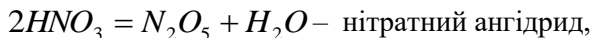
**Кислотними оксидами або ангідридами** називають оксиди, гідрати яких є кислотами. До них належать оксиди неметалів ( $CO_2$ ,  $B_2O_3$ ,  $N_2O_5$ ,  $P_2O_5$ ,  $SO_3$ ,  $SO_2$ ,  $N_2O_3$ ), а також оксиди перехідних металів у вищому (+6, +7) ступені окиснення ( $CrO_3$ ,  $MnO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ). Кислотні оксиди реагують з основними оксидами і їх гідратами (основами) з утворенням солей:



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



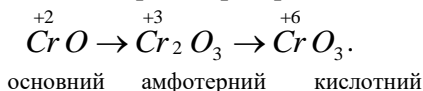
**Ангїдридами кислот** називають кислотні оксиди, які одержані шляхом дегїдратації (вїдбирання води) вїд вїдповїдних оксигеновмїсних кислот:



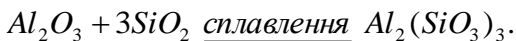
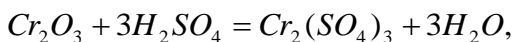
**Амфотерними оксидами** називають оксиди, які мають слабко вираженї і кислотнї і основнї властивостї, тобто здатнї реагувати і з сильними кислотами і з сильними основами (лугами) з утворенням солей. До них належать оксиди деяких

малоактивних металів головних підгруп ( $BeO$ ,  $Al_2O_3$ ), а також оксиди багатьох перехідних металів у проміжному ступені окиснення ( $ZnO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $MnO_2$ ,  $SnO_2$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $TiO_2$ ).

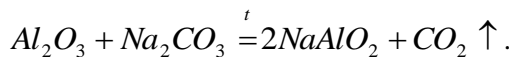
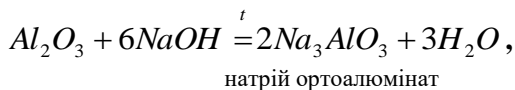
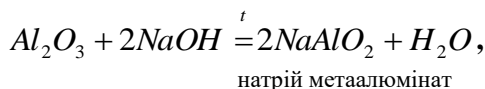
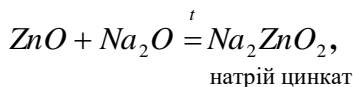
У перехідних металів із змінною валентністю з підвищенням ступеня окиснення хімічний характер оксидів змінюється від основного через амфотерний до кислотного:



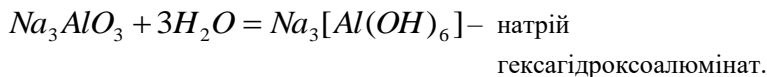
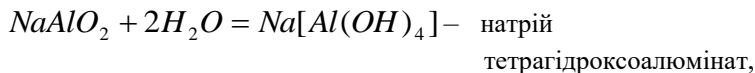
Амфотерні оксиди реагують з кислотними оксидами та кислотами, проявляючи слабо виражені основні властивості, з утворенням солей:



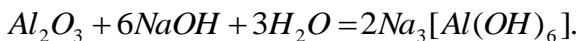
Проявляючи слабо виражені кислотні властивості, амфотерні оксиди реагують з оксидами, гідроксидами або карбонатами лужних та лужноземельних металів з утворенням солей. Ці реакції відбуваються під час сплавлення:



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

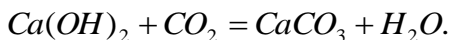
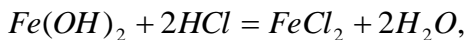


При безпосередній взаємодії амфотерних оксидів з концентрованими розчинами лугів утворюються комплексні солі:



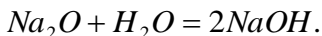
**Основами** називають сполуки, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних залишків та гідроксид-аніони  $OH^-$ .

Найважливіша хімічна властивість основ – здатність реагувати з кислотами та кислотними оксидами (ангідридами) з утворенням солей:

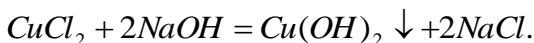
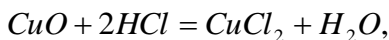


Основи є продуктами гідратації основних оксидів.

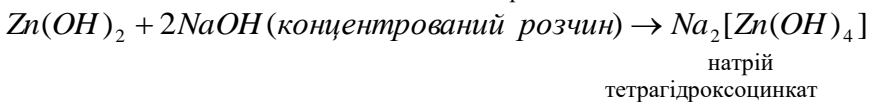
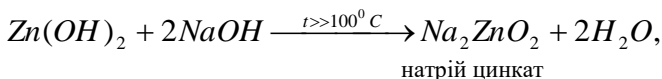
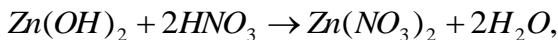
**Розчинні у воді основи (луги)** утворюються в результаті прямої гідратації розчинних у воді основних оксидів:



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:



## 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 хлоридної 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 лакмусу, 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 хлоридної кислоти, в третю – 2-3 мл концентрованого розчину луку (натрій гідроксиду). Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій.

Результати дослідів I, II, III звести у таблицю 5 і зробити висновки про хімічний характер досліджених оксидів.



Таблиця 5

| Оксид                 | Рівняння реакцій з |          |       | Висновок про характер оксиду |
|-----------------------|--------------------|----------|-------|------------------------------|
|                       | водою              | кислотою | лугом |                              |
| <i>CuO</i>            |                    |          |       |                              |
| <i>CaO</i>            |                    |          |       |                              |
| <i>CO<sub>2</sub></i> |                    |          |       |                              |
| <i>ZnO</i>            |                    |          |       |                              |

#### IV. Добування нерозчинних основ

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

#### IV. Добування та властивості амфотерних гідроксидів

В пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату і краплинами додавати розведений розчин лугу 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, зробити висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

#### Контрольні запитання

Для наведених нижче оксидів (таблиця 6):

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

2) написати 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 6

| № | 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

## КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

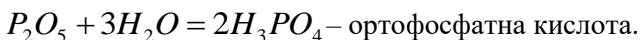
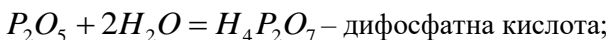
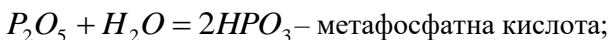
### КИСЛОТИ. СОЛІ

#### Теоретична частина

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

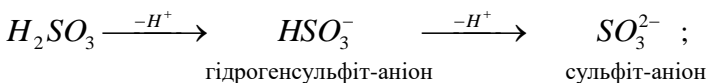
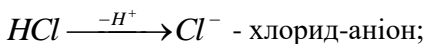
Кислоти поділяють на безоксигенні та оксигенні або оксигеновмісні. **Безоксигенними** кислотами є водні розчини сполук неметалів шостої та сьомої групи періодичної системи елементів з Гідрогеном:  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HF$ ,  $HI$ , а також  $HCN$ ,  $HCNS$ . **Оксигеновмісні** кислоти є гідратами (продуктами гідратації) кислотних оксидів (ангідридів кислот):  $H_2SO_3$  – продукт гідратації  $SO_2$ ,  $H_2SO_4$  –  $SO_3$ ,  $H_2CrO_4$  –  $CrO_3$ ,  $HNO_3$  –  $N_2O_5$ ,  $H_3PO_4$  –  $P_2O_5$ .

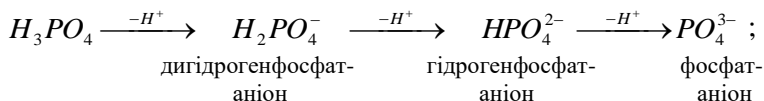
Один і той же ангідрид (наприклад, фосфатний) може утворювати декілька кислот. Продукти мінімальної гідратації ангідридів називають мета-кислотами, а максимальної – орто-кислотами:



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 ( $H_2SO_4$ ,  $H_2SiO_3$ ), триосновні ( $H_3PO_4$ ,  $H_3AsO_4$ ).

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





Кількість кислотних залишків відповідає кількості атомів Гідрогену у кислоті, тобто її основності.

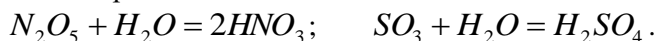
Назви кислот складаються з назви елемента, характерного для кислотного залишку, вказуючи при необхідності ступінь окиснення та відповідного суфікса. Якщо оксигеновісна кислота містить елемент у найвищому ступені окиснення, то його можна не вказувати (табл. 7).

Таблиця 7

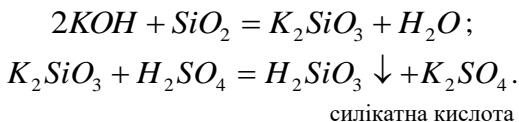
Систематичні назви кислот та кислотних залишків

| Формула кислоти | Систематична назва       | Формула кислотного залишку | Назва кислотного залишку |
|-----------------|--------------------------|----------------------------|--------------------------|
| 1               | 2                        | 3                          | 4                        |
| $HCl$           | Хлоридна                 | $Cl^-$                     | Хлорид                   |
| $HBr$           | Бромідна                 | $Br^-$                     | Бромід                   |
| $HF$            | Флуоридна                | $F^-$                      | Флуорид                  |
| $HI$            | Йодидна                  | $I^-$                      | Йодид                    |
| $HNO_3$         | Нітратна                 | $NO_3^-$                   | Нітрат                   |
| $HNO_2$         | Нітратна(III), нітритна  | $NO_2^-$                   | Нітрит                   |
| $H_2CO_3$       | Карбонатна               | $CO_3^{2-}$                | Карбонат                 |
| $H_2SO_4$       | Сульфатна                | $SO_4^{2-}$                | Сульфат                  |
| $H_2SO_3$       | Сульфатна(IV), 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       |

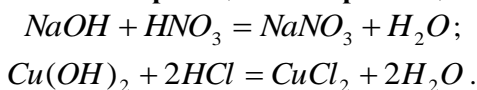
Розчинні у воді кислоти отримують внаслідок прямої гідратації ангідридів кислот:



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

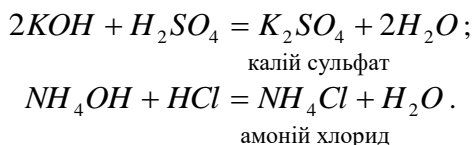


Найважливіша хімічна властивість кислот – здатність реагувати з основами, в результаті чого утворюються сіль і вода. Така реакція називається **реакцією нейтралізації**:

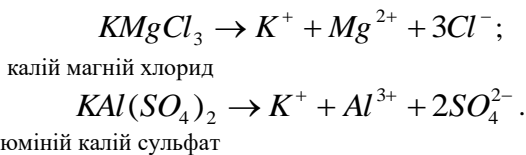


**Солями** називають складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних та аніони кислотних залишків. Солі поділяють на середні, кислі та основні.

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

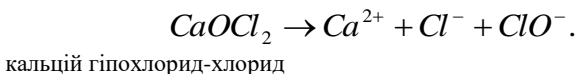


Середні солі бувають прості, подвійні, змішані, комплексні. Солі, які у водному розчині дисоціюють на два основних і один кислотний залишки, називають **подвійними**:



В назвах подвійних солей катіони перелічуються у алфавітному порядку.

Солі, які у водному розчині дисоціюють на два кислотних і один основний залишки, називають **змішаними**:



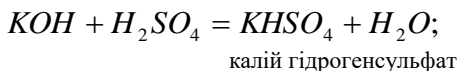
В назвах змішаних солей аніони перелічуються у алфавітному порядку.

Солі, які у водних розчинах дисоціюють на комплексні йони, називають **комплексними**:

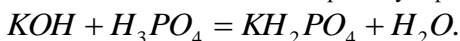


калій гексацианферат(II)

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

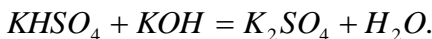


калій гідрогенсульфат

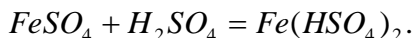


калій дигідрогенфосфат

При додаванні лугів кислі солі перетворюються на середні:

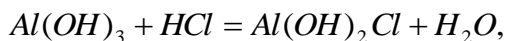


Кислі солі утворюються при додаванні кислоти до середньої солі:

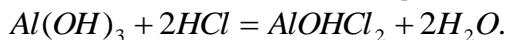


ферум(II) гідрогенсульфат

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

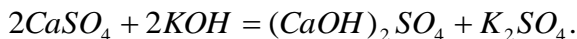
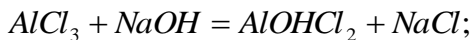


алюміній дигідроксид хлорид



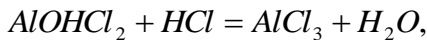
алюміній гідроксид хлорид

Основні солі утворюються при взаємодії лугу з надлишком середньої солі:

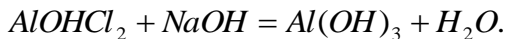


кальцій гідроксид сульфат

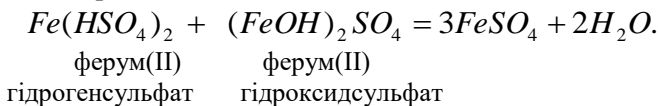
При додаванні кислоти малорозчинні основні солі перетворюються у розчинні середні солі:



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.

### Контрольні завдання

1. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення (таблиця 8):

Таблиця 8

| №  | Схема перетворення   |
|----|--|
| 1  | 2  |
| 1  | $Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow$<br>$\rightarrow (Fe(OH)_2)_2SO_4 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$ |
| 2  | $Ca(OH)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow$<br>$\rightarrow (CaOH)_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$                             |
| 3  | $AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow$<br>$\rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$             |
| 4  | $ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow$<br>$\rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$                                    |
| 5  | $Mg(OH)_2 \rightarrow (MgOH)_2SO_3 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow$<br>$\rightarrow Mg(HSO_3)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow Mg(OH)_2$                     |
| 6  | $Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(HSO_4)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$<br>$\downarrow$<br>$CrOHSO_4 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow NaCrO_2$   |
| 7  | $Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$<br>$\downarrow \quad \downarrow$<br>$CaHPO_4 \quad (CaOH)_3PO_4$   |
| 8  | $Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3, \rightarrow$<br>$FeOHSO_4 \rightarrow FeSO_4$  |
| 9  | $CoCl_2 \rightarrow CoOHCl \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow CoSO_4 \rightarrow Co(HSO_4)_2$  |
| 10 | $CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow$<br>$Cu(HSO_4)_2$   |
| 11 | $FeCl_3 \rightarrow FeOHCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2Cl \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$   |

Продовження таблиці 8

|    |  |
|----|--|
| 12 | $MgSO_4 \rightarrow Mg(HSO_4)_2 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow (MgOH)_2SO_4 \rightarrow Mg(OH)_2.$                         |
| 13 | $CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2$<br>$\downarrow$<br>$Cu(HSO_4)_2 \rightarrow CuSO_4$                 |
| 14 | $AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3$ |
| 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** – це найважливіша характеристика будь-якого розчину. Вона визначає вміст речовини в одиниці маси або об'єму розчину (іноді розчинника).

ЮПАК рекомендує використовувати кілька способів вираження кількісного складу розчинів, які ґрунтуються на сталості маси розчину, розчиненої речовини, розчинника чи об'єму розчину.

### Способи вираження кількісного складу розчинів

**1. Масова частка речовини в розчині –  $\omega(X)$**  – це відношення маси розчиненої речовини  $m(X)$ , що міститься в розчині, до загальної маси цього розчину  $m_{\text{розч.}}$ :

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{розч.}}} \cdot 100\% \quad \text{або} \quad \omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{розч.}}},$$

де  $X$  – розчинена речовина;  $m(X)$  – маса речовини, г;  $m_{\text{розч.}}$  – маса розчину, г.



Одиниця вимірювання відносна. 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 частка розчиненої речовини  $\chi$  у розчині** – це відношення кількості речовини  $X$  (в молях), що міститься у цьому розчині, до загальної кількості речовин у розчині (в молях):

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(Y)} = \frac{m(X) / M(X)}{m(X) / M(X) + m(Y) / M(Y)},$$

де  $\chi(X)$  – молярна частка розчиненої речовини  $X$ ;  $n(X)$  – кількість моль розчиненої речовини  $X$ ;  $n(Y)$  – кількість моль розчинника  $Y$ ;  $m(X)$  – маса речовини,  $M(X)$  – молярна маса речовини, г/моль;  $m(Y)$  – маса розчинника,  $M(Y)$  – молярна маса розчинника, г/моль.

Одиниця вимірювання відносна. Допускається виражати молярну частку в таких же одиницях, як і масову частку розчиненої речовини у розчині.

**3. Молярна концентрація речовини  $X$  у розчині** – це відношення кількості речовини  $n(X)$ , що міститься у розчині, до об'єму ( $V_{\text{розч.}}$ ) 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:

$$C_M(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{розч.}}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{розч.}}},$$

де  $X$  – розчинена речовина;  $n(X)$  – кількість речовини, моль;  $m(X)$  – маса речовини,  $M(X)$  – молярна маса речовини, г/моль;  $V_{\text{розч.}}$  – об'єм розчину, л.

Розчин з молярною концентрацією розчиненої речовини, яка дорівнює:

1 моль/дм<sup>3</sup>, називається одномолярним розчином (1М розчин);

0,1 моль/дм<sup>3</sup> називається децимолярним розчином (0,1М розчин);

0,01 моль/дм<sup>3</sup>, називається сантимольярним (0,01М розчин);

0,001 моль/дм<sup>3</sup> називається мілімольярним (0,001М розчин).

Для розчинів і газів дозволяється також позначення молярної концентрації речовини за допомогою квадратних дужок, в яких записується формула відповідної речовини.

Наприклад,  $[O_2] = 0,01$  моль/дм<sup>3</sup>.

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

$$C_H(X) = \frac{n_E(X)}{V_{розч.}} = \frac{m(X)}{M_E(X) \cdot V_{розч.}},$$

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

Одиниця вимірювання молярної концентрації еквівалентів є моль/м<sup>3</sup>, а для практичного користування – моль/дм<sup>3</sup> або моль/л.

За рекомендаціями ІЮПАК, якщо 1 моль речовини еквівалентів розчинено в 1дм<sup>3</sup> розчину, то саме цей розчин можна назвати нормальним розчином.

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

з  $C_H(X) = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup> – децинормальним розчином;

з  $C_H(X) = 0,01$  моль/дм<sup>3</sup> – сантинормальним розчином;

з  $C_H(X) = 0,001$  моль/дм<sup>3</sup> – мілінормальним розчином речовини  $X$ .

Замість позначення одиниці вимірювання кількості речовини еквівалентів моль/дм<sup>3</sup> допускається скорочення н. або N.

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  $H_2SO_4$  ( $Z=2$ ); 0,1 н. розчин  $KMnO_4$  ( $KMnO_4 = 5$ ) відповідає 0,02М розчину  $KMnO_4$ .

**5. Моляльність розчиненої речовини в розчині** (застаріла назва „моляльна концентрація” розчиненої речовини) – це відношення кількості речовини  $n(X)$  (в молях), що міститься у розчині, до маси  $m$  розчинника  $Y$  (в кг) цього розчину:

$$C_m(X/Y) = \frac{n(X)}{m(Y)} \cdot 1000 = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)}.$$

Одиниця вимірювання моль/кг.

**6. Титр розчину** – це маса речовини  $X$ , яка міститься в одному  $см^3$  розчину:

$$T(X) = \frac{m(X)}{V_{розч.}}$$

Одиниці вимірювання:  $кг/см^3$ , для практичного користування  $г/см^3$ ,  $г/мл$  (остання – несистемна).

## Експериментальна частина

### І. 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:

$$C_E(HCl) = \frac{m(HCl)}{M_E(HCl)V_{розч.}},$$

звідки:  $m(HCl) = C_E(HCl) \cdot M_E(HCl) \cdot V_{розч.}$

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

$$\omega(HCl) = \frac{m(HCl)}{m_{розч.}} \cdot 100\%,$$

звідки

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

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

$$V(HCl) = \frac{m_{розч.}}{\rho(HCl)}.$$

## 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 лугу.

Результати трьох титрувань не повинні відрізнятись більше, ніж на 0,1 мл. Результати записати в таблицю 9.

Таблиця 9

| № титрування | $V(HCl)$ ,<br>мл | $V(NaOH)$ ,<br>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 :

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

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

2. Розрахувати відносну похибку досліду 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%.

### Контрольні завдання

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 10 згідно варіанту.

Таблиця 10

| 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.

**Дисоціація** – розпад молекул, йонів, радикалів на частинки з меншою масою.

## Електроліти

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

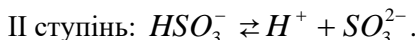
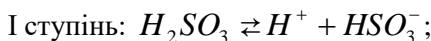
Речовини, які практично повністю дисоціюють на йони в розчинах, називаються **сильними електролітами**.

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

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 багатоосновних 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 алюміній сульфату.

В обидві пробірки додати по краплях барій хлориду до одержання осаду. Записати спостереження та написати рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

### 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 в йонно-молекулярній формі.



### 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.

Запишіть рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

#### Контрольні завдання

1. Скласти молекулярні, повні та скорочені йонно-молекулярні рівняння взаємодії між речовинами, наведеними у таблиці 11:

Таблиця 11

| № | 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 $H_3PO_4$     |    |                          |

1. Написати повні йонно-молекулярні рівняння та молекулярні однієї з реакцій, які описуються скороченими рівняннями, наведеними у таблиці 12:

Таблиця 12

| № | 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  | $Zn(OH)_2 + 2OH^- = [Zn(OH)_4]^{2-}$    |
| 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. ЙОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК (pH) РОЗЧИНІВ

### 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:



Внаслідок цього 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.

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

В нейтральних розчинах  $pH = 7$ , в кислих –  $pH < 7$ , а в лужних –  $pH > 7$ .

В розчинах сильних одноосновних кислот  $pH$  визначається за формулою:

$$pH = -\lg C_M (\text{кислоти}).$$

В розчинах слабких одноосновних кислот

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

де  $pK$  – показник константи дисоціації кислоти.

## 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 (табл. 13). Зробіть висновок відносно сили ацетатної кислоти. Порівняйте значення  $pH$  за універсальним індикаторним папером з розрахунковими значеннями  $pH$  0,1н.  $CH_3COOH$  і 0,1н.  $HCl$ . За відомим значенням  $pH$  і концентрацією розчину  $CH_3COOH$  визначте ступінь дисоціації цієї кислоти.

Таблиця 13

Колір універсального індикатора в залежності від  $pH$ 

| $pH$ | Колір     | $pH$  | Колір            |
|------|-----------|-------|------------------|
| 1-3  | червоний  | 8     | зелено-блакитний |
| 4-5  | оранжевий | 9-10  | блакитний        |
| 6    | жовтий    | 11-13 | фіолетовий       |
| 7    | зелений   |       |                  |

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. Знаючи  $pH$  розчину  $NH_4OH$  і вихідну концентрацію, розрахуйте ступінь дисоціації цього розчину.

### Контрольні завдання

Для наведених нижче речовин (таблиця 14):

- 1) скласти рівняння дисоціації;
- 2) розрахувати ступінь дисоціації,  $pH$  розчину;
- 3) для кислот розрахувати концентрацію йонів  $H^+$ , для основ – йонів  $OH^-$ .

Таблиця 14

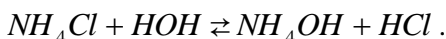
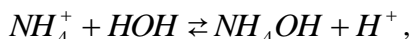
| № з.п. | Речовина  | $K_d$                | $C_M$ , моль/л | № з.п. | Речовина   | $K_d$               | $C_M$ , моль/л |
|--------|-----------|----------------------|----------------|--------|------------|---------------------|----------------|
| 1      | $HF$      | $7,2 \cdot 10^{-4}$  | 0,1            | 9      | $H_2CO_3$  | $4,4 \cdot 10^{-7}$ | 0,01           |
| 2      | $HF$      | $7,2 \cdot 10^{-4}$  | 0,001          | 10     | $H_3PO_4$  | $7,1 \cdot 10^{-3}$ | 0,01           |
| 3      | $NH_4OH$  | $1,7 \cdot 10^{-5}$  | 0,01           | 11     | $H_3PO_4$  | $7,1 \cdot 10^{-3}$ | 0,1            |
| 4      | $HNO_2$   | $4 \cdot 10^{-4}$    | 0,01           | 12     | $CH_3COOH$ | $1,8 \cdot 10^{-5}$ | 0,1            |
| 5      | $HCN$     | $7,2 \cdot 10^{-10}$ | 0,01           | 13     | $CH_3COOH$ | $1,8 \cdot 10^{-5}$ | 0,001          |
| 6      | $H_2SO_3$ | $1,6 \cdot 10^{-2}$  | 0,01           | 14     | $H_2S$     | $1,1 \cdot 10^{-7}$ | 0,001          |
| 7      | $H_2Se$   | $6 \cdot 10^{-8}$    | 0,1            | 15     | $H_2CO_3$  | $4,4 \cdot 10^{-7}$ | 0,001          |
| 8      | $H_3BO_3$ | $5,8 \cdot 10^{-10}$ | 0,1            |        |            |                     |                |

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

### Теоретична частина

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

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

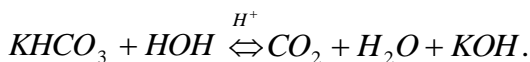


В результаті гідролізу цієї солі утворюється слабка основа  $NH_4OH$  і сильна кислота  $HCl$ , *pH* цього розчину буде кислим ( $pH < 7$ ).

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

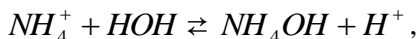
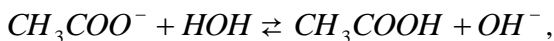


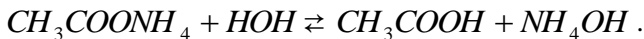
Як правило, самовільно гідроліз відбувається тільки за I ступенем. Щоб змістити йонну рівновагу і підсилити гідроліз цієї солі, необхідно додати сильну кислоту, щоб нейтралізувати лужну реакцію розчину.



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.

Кількісно гідроліз солей характеризується величиною ступеня та константи гідролізу. **Ступенем гідролізу ( $h$ ) солі** називається відношення молярної концентрації гідролізованої солі до загальної молярної концентрації солі в розчині:

$$h = \frac{C_{\text{ГДРОЛ.}}}{C_{\text{СОЛІ}}}.$$

Константа гідролізу солі тісно зв'язана з константою дисоціації слабкого електроліту, що утворюється в результаті гідролізу:

$$K_G = \frac{K_{H_2O}}{K_D (\text{слабк.електр.})}.$$

Ступінь та константа гідролізу солі зв'язані залежністю відповідно закону Оствальда:

$$h = \sqrt{\frac{K_G}{C_M}}.$$

## Експериментальна частина

### I. Визначення реакції середовища в розчинах солей

В чотири пробірки наливаємо 1/3 пробірки дистильованої води. В першу пробірку додаємо 5-6 крапель натрій ацетату, в другу – 5-6 крапель 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 рівняння гідролізу солей, які гідролізувались. Яка з солей не гідролізувалась? Які солі гідролізуються ступінчасто?

### II. Фактори, які посилюють ступінь гідролізу 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 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 ступінь гідролізу солі?

### Контрольні завдання

Для наведених нижче солей (таблиця 15) :

- 1) скласти рівняння гідролізу;
- 2) розрахувати константу  $K_T$  та ступінь гідролізу  $h$  та  $pH$  розчину.

Таблиця 15

| № з./п. | Речовина    | $C_M$ , моль/л | № з./п. | Речовина       | $C_M$ , моль/л |
|---------|-------------|----------------|---------|----------------|----------------|
| 1       | $NaNO_2$    | 0,1            | 9       | $NH_4NO_3$     | 0,01           |
| 2       | $Na_2S$     | 0,1            | 10      | $Na_2CO_3$     | 0,05           |
| 3       | $K_2CO_3$   | 0,01           | 11      | $LiF$          | 0,1            |
| 4       | $NH_4F$     | 0,05           | 12      | $(NH_4)_2CO_3$ | 0,01           |
| 5       | $Na_3PO_4$  | 0,5            | 13      | $K_2S$         | 0,05           |
| 6       | $CH_3COONa$ | 0,1            | 14      | $Na_3BO_3$     | 0,05           |
| 7       | $NaBO_2$    | 0,1            | 15      | $K_3PO_4$      | 0,1            |
| 8       | $KF$        | 0,01           |         |                |                |

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

### Теоретична частина

**Окисно-відновні реакції** – це реакції, що супроводжуються зміною ступенів окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин.

**Окиснення** – це процес віддавання електронів атомом, молекулою або йоном. Атоми, молекули або йони, що віддають електрони, називаються відновниками, самі ж вони окиснюються.

**Відновлення** – це процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном. Атоми, молекули або йони, що приєднують електрони, називаються окисниками, самі ж вони відновлюються.

Ступінь окиснення атома позначається арабською цифрою із знаком „+” або „-“ і ставиться над символом хімічного елемента.

**Ступінь окиснення** – це той електричний заряд, який виникає на атомі в результаті зміщення електронних пар від атома з меншою електронегативністю до атома з більшою електронегативністю.

Можна дати і інше визначення цього поняття: ступінь окиснення – це той умовний заряд атома в сполуці, який обчислений, виходячи з припущення, що речовина складається тільки з йонів.

В більшості сполук ступінь окиснення Оксигену дорівнює  $-2$  (винятки  $OF_2$ , де ступінь окиснення Оксигену  $+2$  і пероксиди  $H_2O_2$ ,  $Na_2O_2$ , де ступінь окиснення  $-1$ ).

Для Гідрогену в сполуках характерний ступінь окиснення  $+1$  (виняток – гідриди металів  $NaN$ ,  $CaH_2$ , де ступінь окиснення Гідрогену  $-1$ ).

В молекулах простих речовин ступені окиснення атомів дорівнюють нулю.

Ступінь окиснення атомів в простих йонних сполуках за знаком і величиною дорівнює електричному заряду йону.

Наприклад,  $K^+Cl^-$ .

Якщо молекула утворюється за рахунок ковалентного зв'язку, то ступінь окиснення більш електронегативного атома має знак (-), а менш електронегативного (+). Наприклад,  $S^{+4}O_2^{-2}$ .

Алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в сполуці дорівнює нулю, а в складному йоні – заряду йона. Виходячи з цього, можна легко визначити ступінь окиснення атомів в складних сполуках.



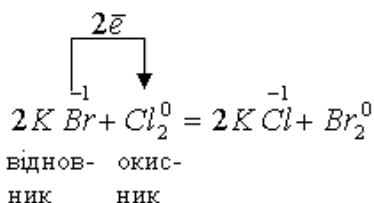
## Класифікація окисно-відновних реакцій

Окисно-відновні реакції поділяються на три типи:

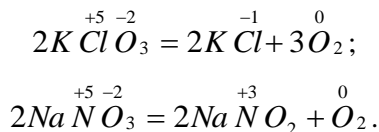
- 1) міжмолекулярного окиснення-відновлення;
- 2) внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення;
- 3) диспропорціонування (самоокиснення) –

самовідновлення).

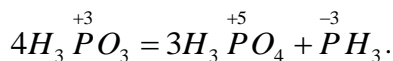
До першого типу належать реакції, при перебігу яких електрони переходять від молекул одних речовин до молекул інших, тобто окисник і відновник представлені різними речовинами:



До другого типу належать реакції, які відбуваються із зміною ступенів окиснення різних атомів в одній молекулі. В цьому випадку атом, який має вищий ступінь окиснення, окиснює атом з нижчим ступенем окиснення:



В реакціях третього типу вихідна речовина виявляє функції як окисника, так і відновника:



Фосфатна(III) кислота (ступінь окиснення Фосфору +3) виступає одночасно окисником (Фосфор відновлюється до ступеня окиснення -3 в сполуці  $\text{PH}_3$ ) і відновником (Фосфор окиснюється до ступеня окиснення +5 в фосфатній кислоті  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).

Реакції такого типу можливі, якщо відповідний елемент знаходиться в вихідній сполуці в проміжному ступені окиснення. В розглянутому прикладі ступінь окиснення Фосфору в вихідній сполуці (+3) має проміжне значення між можливим максимальним (+5) і мінімальним (-3) ступенями окиснення цього елемента.

### Правила складання рівнянь електронного балансу

При складанні рівнянь електронного балансу виходять з того, що:

а) сума електронів, які беруть участь в реакції відновлення, дорівнює сумі електронів, які беруть участь в реакції окиснення;

б) алгебраїчна сума ступенів окиснення окремих атомів, відповідних молекул, дорівнює нулю;

в) визначають речовини, в яких атоми змінюють свій ступінь окиснення;

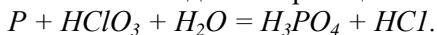
г) занотовують рівняння електронного балансу, в яких розраховується кількість електронів, які віддає відновник і приймає окисник;

д) зрівнюють кількості приєднаних і відданих електронів введенням множників, виходячи з найменшого загального кратного для коефіцієнтів у процесах окиснення й відновлення;

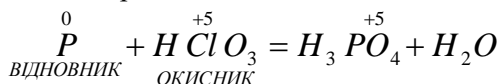
е) знайдені коефіцієнти підставляють у рівняння реакції перед відповідними формулами речовин у лівій і правій частинах.

ж) підбирають коефіцієнти для решти учасників реакції.

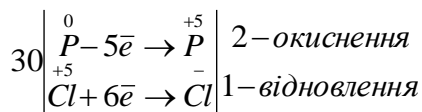
**Приклад.** Методом електронного балансу розставте коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції:



На початку складання рівняння реакції визначаємо елементи, що змінили ступінь окиснення, і складімо електронний баланс процесів окиснення й відновлення:

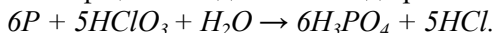


Ступінь окиснення змінюють Фосфор і Хлор. Складімо електронні рівняння:



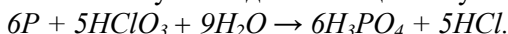
Найменше спільне кратне дорівнює 30.

Знайдені коефіцієнти підставляємо до рівняння реакції:



Порівняння лівої і правої частин рівняння показує, що для повного матеріального балансу в лівій частині перед  $H_2O$  треба виставити коефіцієнт 9.

Тоді в остаточному вигляді має місце наступне рівняння:



### Еквівалент і молярна маса еквівалентів окисника і відновника

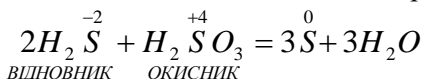
В окисно-відновних реакціях **еквівалент речовини** – це та умовна частинка (частка структурної одиниці), яка приймає (окисник) або віддає (відновник) один електрон. Так, в кислому середовищі йон  $MnO_4^-$  приймає 5 електронів, тому  $f_{екв}$  для  $KMnO_4$  дорівнює  $\frac{1}{5}$ , а еквівалент калій перманганату –

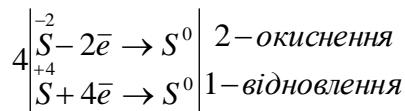
$$\frac{1}{5} KMnO_4.$$

**Молярна маса еквівалентів окисника** дорівнює молярній масі окисника, поділеній на число приєднаних однією молекулою електронів.

**Молярна маса еквівалентів відновника** дорівнює молярній масі відновника, поділеній на число відданих однією молекулою електронів.

Визначимо еквіваленти і молярні маси еквівалентів окисника і відновника в такій окисно-відновній реакції:





Йон  $S^{2-}$  віддає 2 електрони, тому  $f_{EKB}$  для  $H_2S$  дорівнює  $\frac{1}{2}$ ,

а еквівалент  $-\frac{1}{2}H_2S$ . Йон  $SO_3^{2-}$  приймає 4 електрони, тому  $f_{EKB}$

для  $H_2SO_3$  дорівнює  $\frac{1}{4}$ , а еквівалент  $-\frac{1}{4}H_2SO_3$ .

Молярна маса еквівалентів відновника  $H_2S$ :

$$M\left(\frac{1}{2}H_2S\right) = \frac{1}{2}M(H_2S).$$

Молярна маса еквівалентів окисника  $H_2SO_3$ :

$$M\left(\frac{1}{4}H_2SO_3\right) = \frac{1}{4}M(H_2SO_3).$$

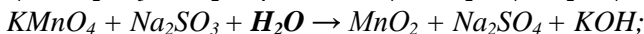
## Експериментальна частина

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

У три пробірки наливають по 3-4 краплини розчину калій перманганату.

До першої з них додають 2-3 краплині 1М розчину сульфатної кислоти, до другої – стільки ж дистильованої води, до третьої – таку ж кількість лугу. Далі, до усіх трьох пробірок по декілька кристалів натрій сульфїту ( $Na_2SO_3$ ), розмішують до повного розчинення кристалів. Через 3-4 хвилини фіксують зміну кольору розчинів та випадіння осаду в одній з трьох пробірок.

Занотуюють спостереження, складають 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, підбирають коефіцієнти до рівнянь реакцій:



$KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$   
визначають окисник і відновник.

## II. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції.

### Розклад амоній дихромату

На азбестову сітку містять купкою небагато кристалічного амоній дихромату  $(NH_4)_2Cr_2O_7$  й обережно нагрівають невеликим полум'ям до початку реакції.

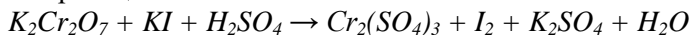
Спостерігають зміну кольору та виділення газу. Занотовують спостереження, складають рівняння реакції, враховуючи, що продуктами реакції є хрому(III) оксид, азот та вода, зазначають окисник і відновник.

## III. Складні йони в окисно-відновних реакціях.

### Відновлення калій дихромату калій йодидом

До пробірки наливають 3-4 краплі калій дихромату, підкислюють декількома краплями 1М сульфатної кислоти і додають краплями розчин калій йодиду (до помітної зміни забарвлення розчину) та декілька краплі розчину крохмалю.

Занотовують спостереження, підбирають коефіцієнти до рівняння реакції:



визначають, яка речовина виконує роль окисника, а яка – відновника.

### Контрольні завдання

Методом електронного балансу розставити коефіцієнти у наведених окисно-відновних реакціях, розрахувати молярні маси еквівалентів речовини окисника та відновника (таблиця 16):

Таблица 16

| №  | Схема окисно-відновної реакції   |
|----|--|
| 1  | 2  |
| 1  | 1) $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$<br>2) $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$                                 |
| 2  | 1) $MnO_2 + NaNO_3 + NaOH \rightarrow Na_2MnO_4 + NaNO_2 + H_2O$<br>2) $H_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HBr$                             |
| 3  | 1) $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$<br>2) $FeCl_2 + KClO_3 + HCl \rightarrow FeCl_3 + KCl + H_2O$               |
| 4  | 1) $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$<br>2) $HBr + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + Br_2 + H_2O$                  |
| 5  | 1) $KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2O + K_2SO_4$<br>2) $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + H_2S \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$        |
| 6  | 1) $P + HIO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HI$<br>2) $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + S + H_2O$                               |
| 7  | 1) $PbO_2 + MnSO_4 + HNO_3 \rightarrow PbSO_4 + Pb(NO_3)_2 + HMnO_4 + H_2O$<br>2) $NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$             |
| 8  | 1) $MnO_2 + K_2CO_3 + KNO_3 \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_2 + CO_2$<br>2) $Sn + H_2SO_4 \rightarrow Sn(SO_4)_2 + SO_2 + H_2O$                           |
| 9  | 1) $Na_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + HBr$<br>2) $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$  |
| 10 | 1) $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$<br>2) $Pt + HNO_3 + HCl \rightarrow PtCl_4 + NO + H_2O$  |
| 11 | 1) $FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$<br>2) $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + S + H_2O$ |
| 12 | 1) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$<br>2) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2S + H_2O$  |
| 13 | 1) $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$<br>2) $PbS + HNO_3 \rightarrow PbSO_4 + NO_2 + H_2O$                 |
| 14 | 1) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$<br>2) $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$            |
| 15 | 1) $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$<br>2) $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$                                      |

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №9. ВЛАСТИВОСТІ СПОЛУК ФЕРУМУ(II) ТА ФЕРУМУ(III)

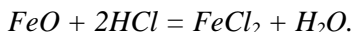
### Теоретична частина

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

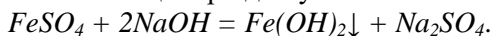


Одержати  $FeO$  безпосередньою взаємодією елементів неможливо.

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

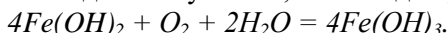


**Ферум(II) гідроксид**  $Fe(OH)_2$  – утворюється у вигляді білого осаду або пластівців при дії лугів на солі  $Fe^{2+}$ :

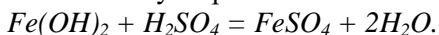


$Fe(OH)_2$  неможливо безпосередньо одержати взаємодією металічного заліза або  $FeO$  з водою.

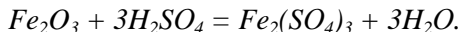
При стоянні на повітрі  $Fe(OH)_2$  окиснюється і його колір змінюється із білого до зеленуватого, а потім до бурого  $Fe(OH)_3$ :



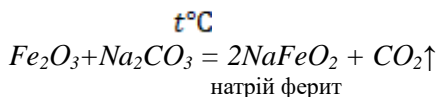
Ферум(II) гідроксид виявляє основні властивості, реагує з розбавленими кислотами з утворенням солей  $Fe^{2+}$ :



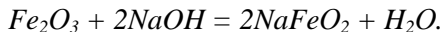
**Ферум(III) оксид**  $Fe_2O_3$  – найстійкіша природна сполука Феруму, порошок бурого кольору, має атомні кристалічні ґратки, у воді не розчиняється. Ферум(III) оксид виявляє слабкі амфотерні властивості (з переважанням основних) – легко реагує з кислотами:



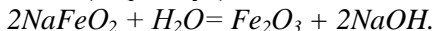
Виявляє слабкі кислотні властивості при сплавленні з лугами і карбонатами лужних металічних елементів:



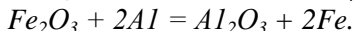
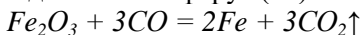
$t^{\circ}\text{C}$



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

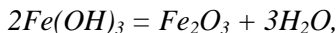


Відновники відновлюють ферум(III) оксид до заліза:

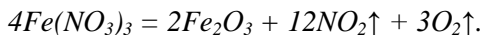


Ферум(III) оксид одержують термічним розкладанням ферум(III) гідроксиду або ферум(III) нітрату:

$t^{\circ}\text{C}$

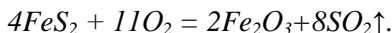


$t^{\circ}\text{C}$

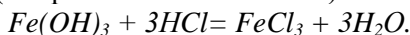


Його також одержують під час випалювання піриту  $\text{FeS}_2$ :

$t^{\circ}\text{C}$

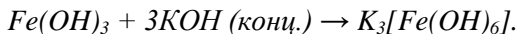


**Ферум(III) гідроксид  $\text{Fe}(\text{OH})_3$**  — нерозчинна у воді речовина бурого кольору зі слабкими амфотерними властивостями (з переважанням основних):

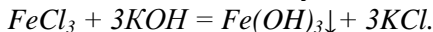


Реакції з концентрованими розчинами лугів протікають лише при тривалому нагріванні. При цьому утворюється стійкий гідроксокомплекс  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$ :

$t^{\circ}\text{C}$

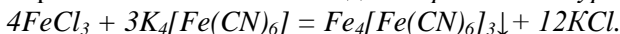


Ферум(III) гідроксид одержують з розчинних у воді солей Феруму(III) під час їхньої взаємодії з лугами:



**Якісні реакції на йон  $\text{Fe}^{3+}$ :**

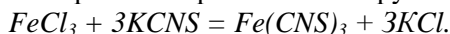
1. Реактив – калій гексаціаноферат(II) (*жовта кров'яна сіль*). Утворюється темно-синій осад — *берлінська лазур*.



2. Реактив – калій (або амоній) тіоціанат. Утворюється



ферум(III) тіоціанат криваво-червоного кольору:



## Експериментальна частина

### I. Дія на залізо кислот та лугів

Вивчіть 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.

### 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.

Вивчіть 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 відповідне рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

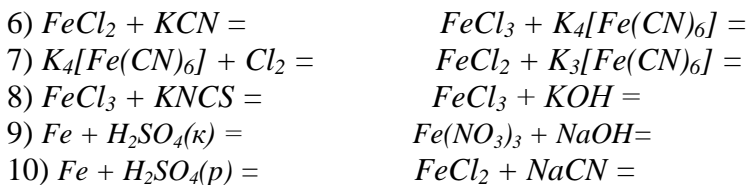
### III. Добування та властивості ферум(III) гідроксиду

До розчину ферум(III) хлориду додайте розчину гідроксиду натрію. Дослідіть взаємодію осаду, що утворився, до дії: а) розчину сульфатної кислоти, б) розчину гідроксиду натрію. Зробіть висновок про кислотно-основні властивості гідроксиду феруму(III). Записати спостереження та рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

## Контрольні завдання

I. Закінчіть рівняння реакцій:

- |                                  |                           |
|----------------------------------|---------------------------|
| 1) $Fe_2O_3 + CO =$              | $Fe + HCl =$              |
| 2) $Fe + HNO_3 =$                | $Fe + O_2 =$              |
| 3) $Fe + Cl_2 =$                 | $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O =$ |
| 4) $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 =$ | $Fe_2O_3 + Na_2CO_3 =$    |
| 5) $NaFeO_2 + H_2O =$            | $FeCl_3 + KI =$           |



## II. Виконайте завдання:

1. Обчисліть і вкажіть 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.). Визначте і вкажіть масову частку заліза у суміші.

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

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

5. На суміш порошків 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. Обчисліть і вкажіть масу розчину сульфатної кислоти з масовою часткою кислоти 38%, яку необхідно використати на реакцію з 112 г заліза.

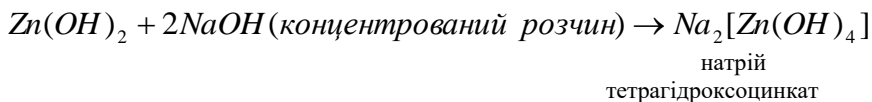
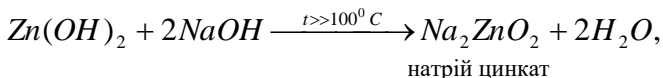
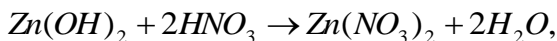
9. Визначте і вкажіть масу осаду, який утвориться під час взаємодії лугу, що міститься у 80 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 20 %, з розчином ферум(II) хлориду.

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

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №10 ДОБУВАННЯ ТА ВЛАСТИВОСТІ АЛЮМІНІЙ ГІДРОКСИДУ

### Теоретична частина

**Амфотерні гідроксиди** – це продукти непрямой 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:



### Експериментальна частина

#### Добування та властивості амфотерних гідроксидів

В пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату і краплинами додавати розведений розчин лугу 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.

#### Контрольні завдання

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.

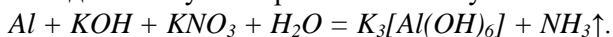
2. Алюміній оксид, маса якого 44,88 г, сплавив з 53 г кальцінованої соди. Одержаний твердий залишок розчинили в ортофосфатній кислоті, взятій з надлишком. Обчисліть масу отриманого алюміній ортофосфату.

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

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

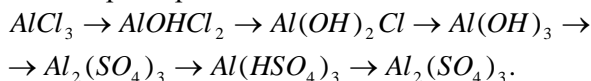
4. Технічний алюміній, маса якого становила 10 г, помістили в розчин їдкого натру, який повністю розчинив увесь метал. Отримали 10,64 л (н.у.) газу, відносний вихід якого склав 95%. Обчисліть і вкажіть частку домішок у металі.

5. Складіть схему електронного балансу:

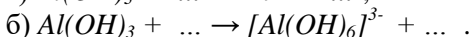


6. Обчисліть і вкажіть масу магній метаалюмінату, який можна одержати, сплаваючи суміш, що містить 12 г магній оксиду та 25,5 г алюміній оксиду.

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.

## 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  $Mg^{2+}$ .

В нашій країні 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 за О.Альокінім 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).

Існують ще інші класифікації води за твердістю.

Найбільш м'які води – це води атмосферних опадів, які мають твердість 70-100 мкмоль-екв/л. Твердість підземних вод визначається складом контактуючих з ними порід. Так, ґрунтові води Донбасу, які формуються під дією крейдових та доломітових порід, є дуже твердими (~18-30 ммоль-екв/л).

Твердість річкових вод залежить від кліматичних умов і характеру живлення річок, а також від пори року. Наприклад, твердість води (ммоль-екв/л) в таких річках складає:

Дніпро – 5,135

Дон – 5,777

Амур – 1,448

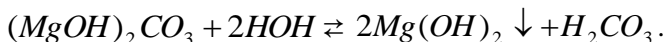
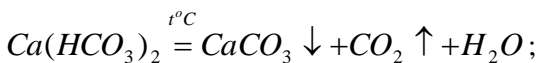
Волга (нижня течія) – 6,490.

Твердість води в морях значно вища. Так, вода Чорного моря має загальну твердість 65,5 ммоль-екв/л. Середнє значення твердості води світового океану 130,5 ммоль-екв/л. Загальна

твердість питної води за ДСанПіН України може бути не більша за 7 ммоль-екв/л (додаток, табл.1).

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).

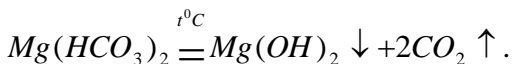
Таку твердість води, яка обумовлена наявністю гідрогенкарбонатів кальцію і магнію, називають карбонатною, а твердість води, яка обумовлена наявністю сульфатів, хлоридів та інших солей  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$ , називають некарбонатною. При тривалому кип'ятінні води з карбонатною твердістю в ній з'являється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



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

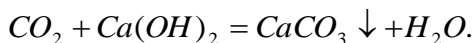
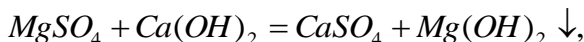
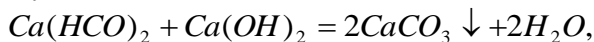
Присутність у воді значної кількості солей  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$  спричиняє непридатність води для господарсько-побутових потреб та інших видів водокористування.

Для водозм'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:

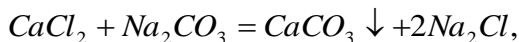
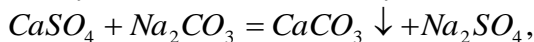


При застосуванні реagentного методу у воду вводять різні реagentи. Найчастіше це вапно і сода, а також розчинні фосфати.

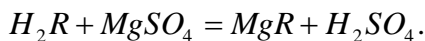
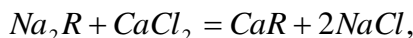
Вапнування води:



При застосуванні соди  $Na_2CO_3$  відбуваються такі реакції:



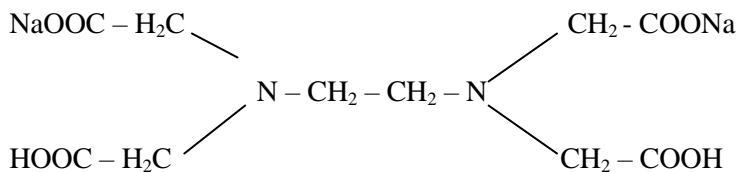
Для усунення твердості методом йонного обміну воду пропускають через катіоніти. При цьому катіони  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ , які знаходяться у воді, обмінюються на катіони  $Na^+$  або  $H^+$ , які містяться в катіоніті:



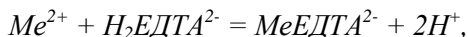
( $H_2R$  застосовують, якщо  $T_{H_2O} < 1$  ммоль-екв/л).

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

Формула трилону Б:



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



де:  $Me - Ca^{2+}$  або  $Mg^{2+}$ .

Стійкі комплексні сполуки утворюються при  $pH=10$ . Для підтримування такого значення  $pH$  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  $Ca^{2+}$  і  $Mg^{2+}$ . 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:  $f_{ЕКВ} (Me^{n+}) = f_{ЕКВ} (EDTA) = 1$ ;  $Me(Me^{n+}) = M(Me^{n+})$ ,  $Me(EDTA) = M(EDTA)$ ;  $C_n (EDTA) = C_m(EDTA)$ .

## Експериментальна частина

### I. Визначення загальної твердості води

До 100 мл досліджуваної води, відміряної мірною колбою в конічну колбу на 250 мл, додають 5 мл амоніачного буферного розчину  $(NH_4OH+NH_4Cl)^*$  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

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

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



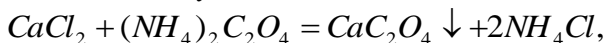
Результати трьох дослідів внести в таблицю:

| № з.п. | $V_{H_2O}$ , мл | $V_{ТБ}$ , мл | $C_{н.ТБ}$ | $T_{H_2O}$ |
|--------|-----------------|---------------|------------|------------|
| 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

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

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

Кальцієву твердість обчислюють за формулою

$$T_{Ca} = T_{ЗАГ} - T_{Mg}$$

Вміст іонів  $Ca^{2+}$  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:

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

### Контрольні завдання

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?

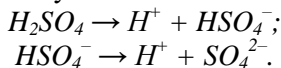
14. Твердість деякого зразку води обумовлена тільки ферум(II) гідрогенкарбонатом. При кип'ятінні 0,25 л води в осад випадає 4 мг  $FeCO_3$ . Чому дорівнює твердість води?

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

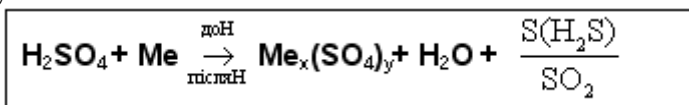
Сульфатна кислота – це сильна кислота. У водному розчині вона дисоціює ступінчасто:



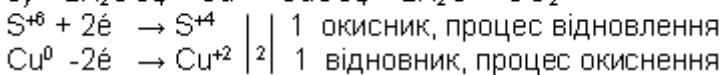
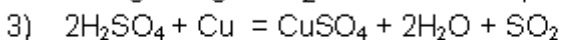
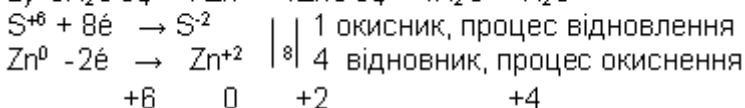
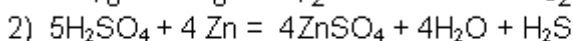
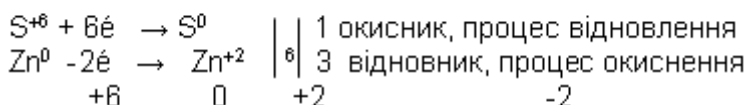
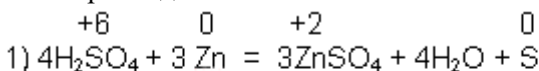
Кислота змінює колір індикаторів: фіолетовий лакмус стає червоним, а метиловий оранжевий – рожевим. Розведена

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 в залізній тарі. Однак при нагріванні вона взаємодіє майже з усіма металами (крім платини і золота). Під час цих реакцій залежно від активності металу може виділятися сірка, водень сульфід або сульфур(IV) оксид. Реакція відбувається за схемою:



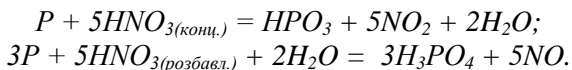
Наприклад:



**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





## Експериментальна частина

### I. Властивості розведених розчинів кислот

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

### Контрольні завдання

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.
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. Під час взаємодії магнію масою 4,8 г з розведеною сульфатною кислотою виділився водень об'ємом.
6. На 25 г суміші алюмінію та міді подіяли концентрованою нітратною кислотою, узятою 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 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, 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.

## **ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №13. ЯКІСНЕ ДОСЛІДЖЕННЯ ВОДИ І ГРУНТОВОЇ 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

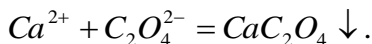
Всі досліді виконувати з природною водою, а досліді 2, 4, 5 провести паралельно з водною витяжкою.

### 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



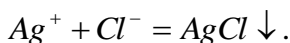
осаду. Осад відфільтрувати до утворення осаду. Осад відфільтрувати і в фільтраті визначити  $Mg^{2+}$ .

2. До 2-3 мл фільтрату додати 1-2 мл розчину натрій гідрофосфату  $Na_2HPO_4$  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 каламуті, якщо їх кількість невелика. Реакцію можна представити рівнянням:



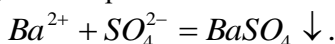
Аргентум хлорид в нітратній кислоті не розчиняється, а аргентум карбонат і сульфід, які можуть утворитися паралельно, розчиняються.

#### **V. 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:



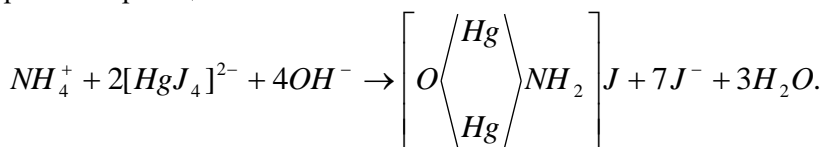
#### **VII. Проба на присутність сульфат-йонів у водній витяжці**

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 $NH_4^+$

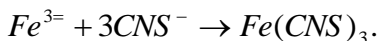
До 3-4 мл природної води додати 3-4 краплі реактиву Несслера ( $K_2[HgJ_4] + KOH$ ). При наявності йонів амоніаку утворюється червоно-бурий осад або жовто-помаранчове забарвлення (при малих кількостях  $NH_4^+$ ). Йонно-молекулярне рівняння реакції:



йодид ртуті(II)

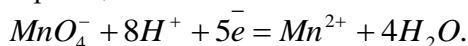
### IX. Проба на присутність у воді йонів $Fe^{2+}$

До 2-3 мл природної води додати 5-6 крапель концентрованої  $HNO_3$ , а потім стільки ж розчину амоній роданиду  $NH_4SCN$ . 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:



### Контрольні завдання

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-йонів у водопровідній воді. Напишіть відповідне рівняння реакції.
6. Вкажіть умови виявлення йонів  $\text{Fe}^{2+}$  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 йонів магнію у присутності йонів кальцію.
9. Охарактеризуйте, які йони та хімічні сполуки містяться у природніх водах.
10. Опишіть методику виявлення хлорид та сульфат-йонів у ґрунтовій витяжці. Напишіть відповідні рівняння реакції.

### ЛІТЕРАТУРА

1. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина I. : навч. посб. Рівне : НУВГП, 2015. 247 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/16802>.
2. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина II. : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2017. 381 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/14834>.
3. Буденкова Н. М., Вербецька К. Ю. Хімія : інтеракт. комплекс навч.-метод. забезп. Рівне : НУВГП, 2006. 63 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/1825>

4. Манековська І. Є., Яцков М. В. Хімія, частина I (загальнотеоретична) : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2005. 187 с.

5. Манековська І. Є., Яцков М. В. Хімія, частина II (Хімія елементів) : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2009. 154 с.