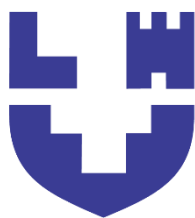


**Міністерство освіти і науки України  
Луцький національний технічний університет**



## **ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**

**Методичні вказівки до лабораторних занять  
для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти  
освітньої програми «Харчові технології»  
галузі знань G Інженерія, виробництво та будівництво  
спеціальності G 13 Харчові технології  
денної та заочної форм навчання**

Луцьк 2026

УДК 54  
Х 46

Електронна копія друкованого видання передана для внесення в репозитарій  
ЛНТУ

Директор бібліотеки \_\_\_\_\_ Н.П. Поліщук

Рекомендовано до видання вченою радою факультету митної справи, матеріалів  
та технологій ЛНТУ,

протокол № \_\_\_\_ від «\_\_» \_\_\_\_\_ 2026 року.

Голова вченої ради факультету ММТ \_\_\_\_\_ В.В. Ткачук

Розглянуто і схвалено на засіданні кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ,  
протокол № \_\_\_\_ від «\_\_» \_\_\_\_\_ 2026 року.

Завідувач кафедри харчових технологій та хімії \_\_\_\_\_ І.М. Дударев

Укладач: \_\_\_\_\_ В.Я. Шемет, кандидат хімічних наук, доцент кафедри  
харчових технологій та хімії ЛНТУ

Рецензент: \_\_\_\_\_ І.А. Мороз, кандидат хімічних наук, доцент кафедри  
харчових технологій та хімії ЛНТУ

Відповідальний за випуск: \_\_\_\_\_ І.М. Дударев, д.т.н., професор,  
завідувач кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ.

Х 46

**Загальна та неорганічна хімія** [Текст]: Методичні вказівки до лабораторних занять для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітньої програми «Харчові технології» галузі знань G Інженерія, виробництво та будівництво спеціальності G 13 Харчові технології денної та заочної форм навчання / уклад. В. Я. Шемет. – Луцьк: ЛНТУ, 2026. – 60 с.

Видання містить методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія».

Призначене для студентів спеціальності G 13 Харчові технології денної та заочної форм навчання.

© Шемет В.Я. 2026

## Зміст

|   |    |
|---|----|
| <b>ВСТУП</b>  | 4  |
| <b><u>Лабораторне заняття 1.</u></b> Порядок роботи і техніка безпеки в хімічній лабораторії. Основні поняття і закони хімії. Визначення еквівалентної маси металу. | 6  |
| <b><u>Лабораторне заняття 2.</u></b> Будова атома. Структура електронних оболонок атомів.   | 11 |
| <b><u>Лабораторне заняття 3.</u></b> Типи хімічних зв'язків і будова молекул.   | 16 |
| <b><u>Лабораторне заняття 4.</u></b> Основні класи неорганічних сполук. Координаційні сполуки.  | 19 |
| <b><u>Лабораторне заняття 5.</u></b> Розчини. Способи вираження концентрації розчинів.  | 23 |
| <b><u>Лабораторне заняття 6.</u></b> Реакції в розчинах електролітів. Добуток розчинності.  | 28 |
| <b><u>Лабораторне заняття 7.</u></b> Водневий показник. Гідроліз солей.   | 31 |
| <b><u>Лабораторне заняття 8.</u></b> Окисно-відновні реакції.   | 34 |
| <b><u>Лабораторне заняття 9.</u></b> Гідроген. Галогени.  | 37 |
| <b><u>Лабораторне заняття 10.</u></b> Оксиген. Халькогени.  | 39 |
| <b><u>Лабораторне заняття 11.</u></b> Нітроген. Фосфор.   | 41 |
| <b><u>Лабораторне заняття 12.</u></b> Елементи IV А групи і властивості їх сполук.  | 44 |
| <b><u>Лабораторне заняття 13.</u></b> Елементи I А - III А підгруп.   | 46 |
| <b><u>Лабораторне заняття 14.</u></b> Елементи підгрупи Хрому та Мангану.   | 48 |
| <b><u>Лабораторне заняття 15.</u></b> Родина Феруму.  | 50 |
| <b>ДОДАТКИ</b>  | 53 |
| <b>РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА</b>   | 59 |

## Вступ

Методичні вказівки до лабораторних робіт з Загальної та неорганічної хімії складені для 30 чотиригодинних занять першого семестру. Для кожної теми коротко подано опис методики виконання експерименту і обчислень, контрольні питання для самостійної роботи здобувачів, а також деякі теоретичні відомості.

Перед початком лабораторного практикуму кожен здобувач освіти повинен добре засвоїти правила роботи і техніку безпеки в хімічній лабораторії, а також способи надання при необхідності першої допомоги.

Система оцінювання навчальних досягнень здобувачів проходить у відповідності до чинного положення «Про організацію освітнього процесу в Луцькому національному технічному університеті». Оцінювання знань здобувачів освіти здійснюється відповідно до загальних критеріїв паралельно за:

– 4-бальною національною шкалою (позитивні оцінки – «відмінно», «добре», «задовільно» або «зараховано», негативні оцінки – «незадовільно» або «незараховано»);

– 100-бальною накопичувальною шкалою ЄКТС.

Згідно системи оцінювання передбачено три види контролю: поточний, модульний та підсумковий.

Поточний контроль є обов'язковим та проводиться впродовж семестру з метою забезпечення зворотного зв'язку між науково-педагогічним працівником та здобувачами освіти у процесі навчання та для перевірки рівня теоретичної й практичної підготовки здобувачів освіти на кожному етапі вивчення навчальної дисципліни.

Модульний контроль передбачає проміжне оцінювання якості засвоєння здобувачем освіти теоретичного і практичного матеріалу за певним змістовим модулем навчальної дисципліни. При модульному контролі оцінюванню підлягають: рівень теоретичних знань та практичні навички з тем, включених до змістового модуля; самостійне опрацювання тем; виконання індивідуальних завдань (КПЗ).

Підсумкова оцінка з навчальної дисципліни обчислюється як середньозважена з оцінок, отриманих за залікові модулі.

### Залікові модулі та вагові коефіцієнти залікових модулів

| Види контролю                                       | Поточний контроль                           | Модульний контроль                                |   |                          | Підсумковий контроль         | Підсумкова оцінка |
|---|---|---|---|--------------------------|------------------------------|-------------------|
|   |   | Заліковий модуль 2 (модульна контрольна робота 1) | Заліковий модуль 3 (модульна контрольна робота 2) | Заліковий модуль 4 (КПЗ) |                              |                   |
| Залікові модулі                                     | Заліковий модуль 1 (15 лабораторних занять) | Заліковий модуль 2 (модульна контрольна робота 1) | Заліковий модуль 3 (модульна контрольна робота 2) | Заліковий модуль 4 (КПЗ) | Заліковий модуль 5 (екзамен) |                   |
| Вагові коефіцієнти                                  | 40%   | 15%   | 15%   | 10%                      | 20%                          | 100%              |
| Максимальна кількість балів (за 100 бальною шкалою) | 100   | 100   | 100   | 100                      | 100                          | 100               |

## Шкала та критерії оцінювання знань здобувачів

| Бали за шкалою ЛНТУ | За шкалою ECTS                                     | За державною (національною) шкалою |              | Критерії оцінювання знань здобувачів  |
|---------------------|--|------------------------------------|--------------|---|
|                     |  | іспит                              | залік        |   |
| 90–100              | A (відмінно)                                       | відмінно                           | зараховано   | здобувач освіти вільно володіє програмним обсягом матеріалу, виявляє і демонструє особисті творчі здібності, вміє самостійно здобувати нові знання, демонструє ґрунтовні знання, вміння та практичні навички; без допомоги викладача знаходить та опрацьовує необхідну інформацію, використовує набуті знання і вміння для прийняття рішень у нестандартних ситуаціях, переконливо аргументує відповіді, використовує методи наукового обґрунтування власних рішень, самостійно розкриває власні обдарування й нахили |
| 85–89               | B (дуже добре)                                     | добре                              | зараховано   | здобувач освіти вільно володіє програмним обсягом матеріалу, застосовує його на практиці, вільно розв'язує вправи і задачі у стандартних ситуаціях, самостійно виправляє допущені помилки, кількість яких є незначною, обґрунтовує та аргументує свою думку   |
| 75–84               | C (добре)  |                                    |              | здобувач освіти вміє: зіставляти, узагальнювати, систематизувати інформацію під керівництвом викладача, в цілому, самостійно застосовувати її на практиці; контролювати власну діяльність; виправляти помилки, серед яких є суттєві; добирати окремі аргументи для підтвердження своїх думок  |
| 65–74               | D (задовільно)                                     | задовільно                         | зараховано   | здобувач освіти відтворює значну частину теоретичного матеріалу, демонструє знання і розуміння основних положень з допомогою викладача; поверхнево відтворює і аналізує навчальний матеріал, виправляє помилки, серед яких є значна кількість суттєвих  |
| 60–64               | E (достатньо)                                      |                                    |              | здобувач освіти володіє навчальним матеріалом на рівні, вищому за початковий, значну його частину відтворює на репродуктивному рівні або володіє матеріалом на рівні окремих фрагментів, що становлять незначну частину навчального матеріалу   |
| 35–59               | FX (недостатньо з можливістю повторного складання) | незадовільно                       | незараховано | здобувач освіти володіє матеріалом на рівні окремих фрагментів, що становлять незначну частину навчального матеріалу  |
| 0–34                | F (незадовільно з обов'язковим повторним курсом)   |                                    |              | здобувач освіти володіє матеріалом на рівні елементарного розпізнавання і відтворення окремих фактів, елементів, об'єктів   |

## **ЗАНЯТТЯ 1**

### **Лабораторна робота**

**Тема: ПОРЯДОК РОБОТИ І ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. ВИЗНАЧЕННЯ ЕКВІВАЛЕНТНОЇ МАСИ МЕТАЛУ.**

**Мета.** Засвоїти правила техніки безпеки при роботі у хімічній лабораторії. Повторити основні закони і поняття хімії, вивчені у середній школі. Експериментально визначити еквівалентну масу металу методом витіснення водню з кислоти.

### **I. ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ**

**При роботі в хімічній лабораторії необхідно дотримуватись наступних правил:**

1. Працювати старанно і уважно, дотримуватись тиші.
2. На робочому місці не повинно бути нічого зайвого. Портфелі, головні убори, тощо повинні знаходитись в спеціально відведеному в лабораторії місці.
3. При виконанні експериментів дотримуватись порядку і послідовності операцій, вказаних в методичних рекомендаціях.
4. Уважно спостерігати за ходом досліду і відмічати кожен його особливості і зміни (випадання або розчинення осаду, зміну забарвлення, температури, виділення газу тощо).
5. Оформлення лабораторної роботи необхідно підготувати вдома та закінчити відразу після виконання досліду в лабораторному зошиті за наступною схемою:
  - Дата, номер і тема лабораторної роботи.
  - Номер і назва досліду.
  - Короткий зміст або умови проведення досліду.
  - Схема або малюнок приладу.
  - Спостереження і результати.
  - Рівняння реакцій.
  - Розрахунки.
  - Висновки.
6. Без дозволу викладача забороняється проводити експерименти, не вказані в інструкції.
7. Зберігати своє робоче місце чистим. Пролиту воду чи реактив витерти, дотримуючись обережності. Розбите скло, шматки паперу, залишки твердих речовин, металів, тощо викидати в урну чи в спеціальну посудину, але не у зливу раковину.
8. Після закінчення роботи привести до порядку своє робоче місце і здати його черговому, який виключає світло, газ, воду.

### **II. ПРАВИЛА РОБОТИ З РЕАКТИВАМИ**

1. На кожній склянці з реактивом повинна бути етикетка з назвою і концентрацією реактиву (для розчинів).

2. Реактиви слід витратити економно. Сухі реактиви з баночок брати чистим шпателем чи спеціальною ложечкою. Наливаючи рідкі реактиви, склянку слід тримати етикеткою до себе.

3. Реактиви загального користування, що знаходяться на спеціальних полицях або у витяжних шафах, забороняється заносити на свої робочі місця.

4. Після використання реактиву склянку слід відразу ж щільно закрити тим самим корком і поставити на місце. Не можна тримати реактиви відкритими і, закриваючи, плутати корки.

5. Не зсипати і не зливати реактиви, що були взяті в надлишку, назад в склянку: це може зіпсувати весь реактив в склянці.

6. Якщо реактив відбирають піпеткою, то не можна тією ж піпеткою, не вимивши її, брати інший реактив.

7. Не виливати в раковини невикористані концентровані кислоти і луги, а також реактиви, що містять сполуки срібла, ртуті: їх треба зливати в спеціальні склянки.

### **ІІІ. ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ**

1. Всі досліди, при яких виділяються отруйні гази і пара, а також досліди з концентрованими кислотами, проводити у витяжній шафі при включеній вентиляції.

2. Концентровані кислоти і луги наливати в пробірки обережно, слідкуючи за тим, щоб реактиви не попадали на руки і одяг.

3. При розбавленні концентрованих кислот, особливо сульфатної, вливати невеликими порціями кислоту в воду, а не навпаки.

4. Не нюхати гази, що виділяються, близько нахилившись до посуду. При визначенні запаху газу чи рідини обережно вдихати повітря, злегка направляючи струмінь його від посуду до себе помахом руки.

5. Не працювати з легкозаймистими речовинами поблизу запаленого пальника.

6. При наливанні реактивів не нахилитись над посудом з рідиною, щоб уникнути попадання реактиву на обличчя чи одяг.

7. Не нахилитись над посудом з рідиною, що нагрівається, тому що вона може вибризнути.

8. При нагріванні рідини в пробірці її треба тримати так, щоб отвір пробірки був направлений в бік від себе і від товаришів, що знаходяться поруч.

9. Не залишати шматків металічного натрію на повітрі, не викидати їх в раковину чи в урну з сміттям.

10. При загорянні горючих рідин негайно погасити вогонь, накинувши протипожежну ковдру або засипати полум'я піском.

11. Гарячі предмети брати тільки спеціальними щипцями.

12. Якщо під час роботи пролито кислоту чи луг у великій кількості, негайно повідомити лаборанта чи викладача.

13. Після роботи в лабораторії треба старанно вимити руки.

#### **IV. НАДАННЯ ПЕРШОЇ ДОПОМОГИ**

1. При попаданні кислоти на руки або обличчя їх треба негайно витерти сухою ватою, старанно змити уражене місце сильним струменем води, а потім 5% розчином гідрокарбонату натрію (питної соди).

2. При попаданні лугу на руки або обличчя їх потрібно спочатку витерти ватою, змити водою, а потім – 2% розчином борної кислоти.

3. При попаданні лугу або кислоти в очі треба добре помити очі великою кількістю води, а потім 3% розчином гідрокарбонату натрію, якщо в очі попала кислота, або 2% розчином борної кислоти, якщо в очі попав луг, і негайно звернутись до лікаря.

4. При опіках гарячими предметами треба прикласти на обпечене місце вату, змочену етиловим спиртом або 3-5% розчином перманганату калію і перев'язати бинтом. При серйозних опіках необхідно відразу звернутись до лікаря.

5. У випадку порізів рук слід насамперед видавити з рани осколки скла, потім змити кров 2% розчином перманганату калію, змастити рану 3% спиртовим розчином йоду, а тоді забинтувати.

6. При отруєнні необхідно відразу звернутись до лікаря.

#### **ПОРЯДОК ОФОРМЛЕННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ**

У процесі виконання лабораторної роботи студент повинен спостерігати за ходом експерименту, відзначати всі його особливості: зміну кольору, теплові ефекти, покази приладу і т. п.

Записи у лабораторному журналі роблять у такому порядку:

- 1) назва лабораторної роботи, дата виконання;
- 2) мета роботи;
- 3) короткі теоретичні відомості, які належать до цієї роботи;
- 4) малюнок приладу або установки з коротким описом;
- 5) результати експерименту, зведені у таблиці;
- 6) розрахункова частина (таблиці, формули, графіки);
- 7) висновки. Записи в лабораторному журналі роблять чорнилом.

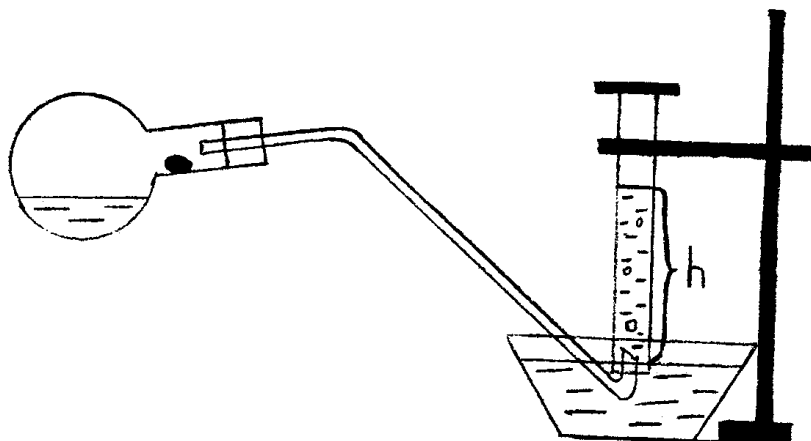
Малюнки, графіки виконують олівцем на міліметровому папері. Всі розрахунки проводять у лабораторному журналі. Значення символів і коефіцієнтів, які входять у формулу, записують безпосередньо під формулою у тій послідовності, в якій вони наведені у формулі.

#### **ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ**

1. Основні поняття хімії.
2. Як розрахувати молярну масу складних речовин. Одиниці вимірювання молярної маси.
3. Основні закони хімії. Визначення відносної густини одного газу за іншим.
4. Поняття “еквівалент” та “еквівалентна маса”, “молярний об’єм”, “еквівалентний об’єм”.
5. Закон еквівалентів, математичний вираз закону. Еквівалент та еквівалентна маса основних класів неорганічних сполук.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

1. Скласти прилад, зображений на рисунку 1.
2. Зважити порошок магнію (близько  $0,05 \text{ г}$ ) на торзійній вазі. Загорнути наважку в фільтрувальний папір.
3. Заповнити кристалізатор водопровідною водою приблизно на  $2/3$  об'єму.
4. Повністю заповнити циліндр водою і помістити його в кристалізатор отвором вниз так, щоб в циліндрі не було бульбашок повітря. Для цього циліндр з водою накрити шматочком фільтрувального паперу і папір притиснути лівою рукою, при цьому циліндр взяти в праву руку. Швидко перевернути циліндр, помістити у воду, і якщо повітря не попало в циліндр, закріпити його в штативі.
5. В колбу налити 15-20 мл розчину хлоридної кислоти, тримаючи колбу в горизонтальному положенні. В горло колби помістити фільтрувальний папір з наважкою магнію.
6. Закрити отвір колби корком з газовідвідною трубкою. Кінець трубки ввести під водою в отвір циліндра.
7. Повернути колбу у вертикальне положення, щоб наважка магнію попала в кислоту. Спостерігати виділення газу, який збирається у верхній частині циліндра, витісняючи воду.
8. Після завершення реакції результати подати у вигляді таблиці.
9. Прилад розібрати і привести в порядок робоче місце.
10. Обчислити еквівалентну масу магнію і помилку експерименту.



*Рисунок 1.* Прилад для визначення еквівалентної маси металу.

## Результати дослідів

| Параметри дослідів   | Умовне позначення       | Одиниці вимірювання                  | Числове значення |
|--|-------------------------|--------------------------------------|------------------|
| Маса магнію  | $m(\text{Mg})$          | г                                    |                  |
| Об'єм водню, що виділився  | $V(\text{H}_2)$         | мл                                   |                  |
| Висота стовпа води в циліндрі від поверхні води в кристалізаторі до поверхні води в циліндрі | $h$                     | мм                                   |                  |
| Атмосферний тиск в лабораторії   | $P_{\text{атм}}$        | мм.рт.ст.                            |                  |
| Пружність водяної пари при температурі дослідів /таблиця 1/                                  | $P(\text{H}_2\text{O})$ | мм.рт.ст.                            |                  |
| Температура в приміщенні   | $T$                     | К                                    |                  |
| Температура за н.у.  | $T^0$                   | К                                    | 273              |
| Тиск за н.у.   | $P^0$                   | мм.рт.ст.                            | 760              |
| Еквівалентний об'єм водню за н.у.  | $V_E(\text{H}_2)$       | $\frac{\text{мл}}{\text{моль.екв.}}$ | 11200            |

## РОЗРАХУНКИ

- Обчислити тиск водню в циліндрі:

$$P(\text{H}_2) = P_{\text{атм}} - P(\text{H}_2\text{O}) - \frac{h}{13,6}$$

- Привести об'єм водню, що виділився, до нормальних умов:

$$V^0 \text{H}_2 = \frac{P(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2) \cdot T^0}{P^0 \cdot T}$$

- Розрахувати еквівалентну масу магнію:

$$M_E(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg}) \cdot V_E(\text{H}_2)}{V^0(\text{H}_2)}$$

- Обчислити абсолютну і відносну помилку експерименту:

$$\Delta M_E(\text{Mg})_{\text{абс.}} = | M_E(\text{Mg})_{\text{теор}} - M_E(\text{Mg})_{\text{експ}} |$$

$$M_E(\text{Mg})_{\text{відн}} = \frac{\Delta M_E(\text{Mg})_{\text{абс.}}}{M_E(\text{Mg})_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

## ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. З 2,9 г гідроксиду металу можна одержати 9,2 г його броміду. Визначити еквівалентну масу металу. Сформулювати закон, за яким виконуються подібні задачі.

2. Для відновлення 6,8 г оксиду металу потрібно стільки ж водню, скільки його виділяється при реакції 13 г цинку з кислотою. Визначити еквівалентну масу оксиду металу та еквівалентну масу металу.

3. З 7,7 г нітрату металу одержано 3,2 г його гідроксиду. Визначити еквівалентну масу металу.

4. Обчислити еквівалент і еквівалентну масу ортофосфорної кислоти в реакціях утворення гідрофосфатів та фосфату натрію. Записати відповідні реакції.

5. Обчислити еквівалент і еквівалентну масу сульфатної кислоти в реакціях утворення гідросульфату та сульфату натрію. Записати відповідні реакції.

6. Чому дорівнює при н.у. еквівалентний об'єм кисню? На спалювання 1,5 г двовалентного металу витрачено 0,69 л  $O_2$  (н.у.). Обчислити еквівалентну масу металу та його атомну масу.

7. На нейтралізацію 7,330 г гіпофосфітної кислоти  $H_3PO_2$  витрачено 4,444 г  $NaOH$ . Обчислити еквівалентну масу, основність кислоти і записати рівняння реакції нейтралізації.

8. На нейтралізацію 0,943 г фосфітної кислоти  $H_3PO_3$  витрачено 1,291 г  $KOH$ . Обчислити еквівалентну масу, еквівалент та основність кислоти і записати рівняння реакції нейтралізації.

9. На реакцію з 0,4375 г солі витрачено 0,1400 г  $NaOH$ . Обчислити еквівалентну масу солі в цій реакції. Сформулювати закон, використаний при обчисленні.

## ЗАНЯТТЯ № 2

### Лабораторна робота

**Тема: БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА.**

**Мета заняття:** Ознайомитись із сучасними уявленням про будову атома. Засвоїти поняття про квантові числа та їх фізичний зміст. Навчитись записувати електронну формулу атома. З'ясувати суть періодичного закону і будову періодичної системи та їх взаємозв'язок з будовою атома. Навчитись характеризувати властивості елемента, виходячи з його місця в періодичній системі. Розкрити філософське значення періодичного закону.

### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Загальні уявлення про будову атома. Модель атома Резерфорда. Постулати Бора.

2. Поняття про двоїсту природу електрона. Принцип невизначеності Гейзенберга.

3. Порядковий номер елемента в періодичній системі, його фізичний зміст. Ізотопи.

4. Квантові числа і взаємозв'язок між ними.

5. Принцип несумісності Паулі, принцип найменшої енергії, правило Гунда.

6. Сучасне формулювання періодичного закону. Структура періодичної системи: періоди, групи, підгрупи.

7. Зв'язок положення елемента в періодичній системі із будовою його атома. Фізичний зміст періодичного закону, номера періоду, номера групи, підгрупи.

8. Розміщення  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ - елементів у періодичній системі.

9. Визначення поняття – "енергія іонізації", "енергія спорідненості до електрона", "відносна електронегативність". Як змінюються названі величини залежно від радіуса атома елемента в періодах і групах?

10. Як змінюються властивості елементів у періодах і групах? Місце металів і неметалів у періодичній системі. Хімічний характер оксидів та їх гідратів відповідно до місця елемента в періодичній системі.

## ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

*Атом* – найменша частинка хімічного елемента, що зберігає його типові властивості.

На основі своїх дослідів Резерфорд у 1911 році запропонував ядерну модель атома: в центрі атома міститься позитивно заряджене ядро, маса якого майже дорівнює масі атома. Навколо ядра рухаються електрони, число яких дорівнює позитивному заряду ядра. Ядро атома складається з позитивно заряджених протонів і нейтральних нейтронів. Число протонів у ядрі відповідає порядковому номеру елемента в періодичній системі.

*Електрон* – елементарна частинка, яка володіє найменшим існуючим в природі негативним електричним зарядом ( $1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл). Маса електрона  $9,1095 \cdot 10^{-28}$  г, тобто майже в 2000 разів менше маси атома водню.

Заряд ядра (виражений в одиницях заряду електрона) чисельно рівний порядковому номеру елемента в періодичній системі.

Стан електрона в атомі не можна представити як рух матеріальної частинки по якій-небудь орбіті, він визначається імовірністю знаходження електрона в даній точці атомного простору.

Простір навколо ядра, в якому найбільш імовірно перебування електрона, називається *орбіталлю*.

Згідно з квантово-механічною теорією, стан електрона в атомі характеризується значеннями 4 квантових чисел:  $n$  – головного,  $l$  – орбітального,  $m_l$  – магнітного,  $s$  – спінового.

**Головне квантове число  $n$**  визначає радіус квантового рівня (середню віддаль від ядра до ділянки підвищеної електронної густини) або загальну енергію електрона на певному рівні.

Стан електрона, який характеризується певним значенням головного квантового числа, називають енергетичним рівнем електрона в атомі.

Енергетичні рівні позначають ще великими латинськими буквами:

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

**Орбітальне** (азимутальне) **квантове число  $l$**  характеризує енергію електрона на підрівні, або форми електронних орбіталей. Орбітальне квантове число  $l$  може мати значення від 0 до  $n - 1$ .

Енергетичні підрівні позначають цифрами і маленькими латинськими буквами:

|   |   |   |   |
|---|---|---|---|
| 0 | 1 | 2 | 3 |
| s | p | d | f |

Кількість можливих енергетичних підрівнів на даному енергетичному рівні рівна номеру енергетичного рівня або головному квантовому числу.

Відповідно до буквенних позначень енергетичних підрівнів електрони, які перебувають на них, називають s – електронами, p – електронами, d – електронами, f – електронами. На першому енергетичному рівні можуть перебувати лише s електрони; на другому – s і p електрони, на третьому – s, p, d електрони, на четвертому – s, p, d, f електрони.

Стан електрона в атомі, що відповідає певним значенням  $n$  і  $l$  записують так: спочатку цифрою головне квантове число, а потім буквою – орбітальне квантове число, верхній індекс – число даних електронів  $1s^2, 4p^1$  і т. д.

**Магнітне квантове число  $m_l$**  характеризує просторове розміщення електронних орбіталей відносно напрямленості магнітного поля. Воно має значення  $0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \pm \dots \pm l$ . Всього число орбіталей з даним  $l$  буде  $2l + 1$ .

s – стану  $l = 0$  відповідає одна орбіталь  $m_l = 0$

p  $l = 1$  відповідає 3 орбіталі  $-1, 0, 1$

d  $l = 2$  відповідає 5 орбіталей  $-2, -1, 0, 1, 2$

f  $l = 3$  відповідає 7 орбіталей  $-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ .

**Спінове квантове число  $m_s$**  характеризує власне обертання електрона навколо своєї осі. Воно має значення  $\pm 1/2$ .

### **Принципи і правила заповнення електронами атомних орбіталей.**

**Принцип Паулі:** в атомі не може бути двох електронів, які мають однаковий набір всіх 4 квантових чисел (заборона Паулі).

З принципу Паулі випливає, що на одній орбіталі може знаходитися лише два електрони з  $m_s = -1/2$  і  $m_s = 1/2$ . Відповідно на :

s – орбіталі – 2 електрони;

p – орбіталі – 6 електронів;

d – орбіталі – 10 електронів;

f – орбіталі – 14 електронів.

Послідовність заповнення атомних орбіталей:

**$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s = 3d < 4p < 5s = 4d < 5p < 6s = 5d = 4f < 6p < 7s = 6d = 5f < 7p$ .**

**Правило Гунда:** сумарне спінове число електронів певного підрівня має бути максимальним.

Спочатку заповнюються орбіталі по одному електрону, а потім по другому. Два електрони з протилежними спінами на одній і тій же орбіталі утворюють двоелектронну хмару (спарюються), називаються спареними і їх сумарний спін дорівнює нулю.

Сучасне формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва: **властивості простих речовин, а також властивості і форми сполук елементів знаходяться в періодичній залежності від заряду ядра атомів елементів.** Отже, із зростанням заряду ядра відбувається закономірна періодична повторюваність властивостей елементів.

Розташування елементів у певному порядку називається **періодичною системою**, яка є графічним вираженням періодичного закону.

Основними структурними одиницями періодичної системи є періоди і групи.

**Період** - це горизонтальний ряд, в якому елементи розміщені в порядку зростання їхніх атомних мас (порядкового номера). Період - послідовний ряд

елементів, в атомах яких відбувається заповнення однакового числа електронних шарів. При цьому номер періоду співпадає із значенням головного квантового числа  $n$  зовнішнього енергетичного рівня.

У  $s$ - і  $p$ - елементів заповнюється зовнішній рівень, у  $d$  – елементів – другий ззовні, а  $f$ - елементів – третій ззовні.

1, 2 і 3 періоди – малі періоди, які містять по 8 елементів.

4 і 5 періоди містять по 18 елементів.

6 період містить 32 елементи.

7 період ще незакінчений.

Кожен період, крім I, починається лужним металом і завершується благородним газом.

**Групою** періодичної системи називають вертикальний ряд, у якому розміщені подібні за властивостями елементи. У періодичній системі є вісім груп – у відповідності з максимальним числом електронів на зовнішньому рівні незбуджених атомів.

Положення в групах  $s$ - і  $p$ - елементів визначається загальним числом електронів зовнішнього рівня. Наприклад,  $3s^23p^3$ , який має на зовнішньому рівні 5 електронів, належить до 5 групи.

Положення в групах  $d$ -елементів обумовлене загальним числом  $s$ -електронів зовнішнього і  $d$ -електронів передостаннього рівнів.

Елементи груп діляться на підгрупи.  $S$ - і  $p$ -елементи складають головну підгрупу, або  $A$ -підгрупу;  $d$ - елементи складають побічну або  $B$ -підгрупу.

У малих періодах із збільшенням порядкового номера спостерігається поступове зменшення металічних і зростання неметалічних властивостей. У групах зверху вниз металічні властивості посилюються, а неметалічні – послаблюються.

Можна зробити висновок, що найактивніші метали містяться в періодичній системі зліва і внизу таблиці, а найактивніші неметали справа і зверху.

На основі теорії будови атомів було встановлено причину періодичної зміни властивостей елементів у системі, а саме: ***властивості елементів змінюються періодично завдяки тому, що розвиток атомних структур супроводиться періодичним повторенням подібних електронних утворень.***

## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. Ядро атома елемента має 16 протонів і 16 нейтронів. Визначити:

- а/ кількість електронів в атомі, б/ порядковий номер елемента, в/ атомну масу елемента. Записати електронну формулу атома і назвати елемент.

**Розв'язання.**

а) Оскільки число протонів у атомі дорівнює числу електронів, то даний елемент містить 16 електронів.

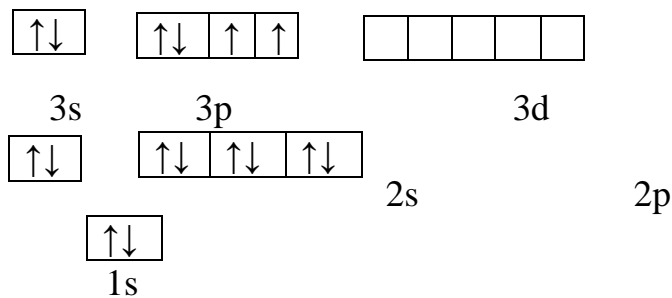
б) Заряд ядра рівний кількості протонів у атомі і чисельно відповідає порядковому номеру елемента в періодичній системі. Отже, порядковий номер елемента – 16, і цей елемент – Сульфур S.

в) Атомна маса елемента дорівнює сумі протонів і нейтронів:

$$A_r(S) = 16 + 16 = 32 \text{ (а.о.м.)}$$

Електронна формула Сульфуру –  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ .

Електронну орбіталь графічно зображують у вигляді квадрату, а електрони – у вигляді стрілок. Так, записана вище електронна формула Сульфуру має вигляд:



2. Визначити місце в періодичній системі елемента, атоми якого мають електронну структуру  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ .

**Розв'язання.**

Даний елемент знаходиться у IV періоді, бо його електрони розміщені на 4 енергетичних рівнях. Сума електронів – 25, отже, порядковий номер елемента теж 25, і це – Манган Mn.

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Записати електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 4, 9, 21. До якого електронного сімейства відноситься кожний із цих елементів?
2. Скласти електронні формули атомів елементів III періоду. В чому подібність і відмінність в будові їх атомів?
3. Скласти електронні формули елементів IV групи: C; Si; Ti. В чому подібність і відмінність електронних структур атомів елементів головної та побічної підгруп?
4. Зобразити графічно електронні структури атомів фосфору та ванадію, обґрунтувати подібність та різницю в їх властивостях.
5. Описати системою квантових чисел стан електронів:  $2s^1$ ;  $3p^3$ ;  $4s^2$ ;  $3d^2$ .
6. Визначити місце в періодичній системі елементів, атоми яких мають електронні структури, виражені електронними формулами:  $1s^2 2s^2 2p^4$ ;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ .
7. Виходячи із положення елементів фосфору, магнію і марганцю в періодичній системі, дати їх загальну характеристику за таким планом:
  - а/ електронна формула атома та розподіл електронів по енергетичних комірках;
  - б/ положення в періодичній системі /період, група, електронне сімейство, підгрупа/;
  - в/ вищий та нижчий ступені окислення елемента, відповідні сполуки з киснем та воднем.
  - г/ хімічний характер оксидів та їх гідратів.
8. Охарактеризувати властивості елемента, який має електронну конфігурацію:  $3d^3 4s^2$ ; ...  $5s^2 5p^5$ ; ...  $6s^5$ . Назвати ці елементи.
9. Який нижчий та вищий ступінь окислення проявляють вуглець, фосфор, сірка, йод? Чому? Скласти формули сполук цих елементів, які відповідають таким ступеням окислення.
10. Чому марганець проявляє металічні властивості, а хлор - теж елемент VII групи - неметалічні? Відповідь мотивуйте, записавши будову атомів цих елементів. Написати формули вищих оксидів та гідроксидів названих елементів.

## ЗАНЯТТЯ № 3

### Лабораторна робота

#### Тема: ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА МОЛЕКУЛ

**Мета заняття:** Розглянути та засвоїти характер взаємодії між атомами і способи утворення молекул. Прослідкувати вплив будови атомів на характер зв'язку. Засвоїти типи хімічного зв'язку, валентні можливості елементів та взаємозалежність між хімічним зв'язком та геометрією молекули.

#### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Природа та властивості хімічного зв'язку на підставі квантово-механічних уявлень. Типи хімічного зв'язку.
2. Типи ковалентного зв'язку: неполярний /гомеополярний/ та полярний /гетерополярний/.
3. Йонний зв'язок.
4. Залежність хімічних і фізичних властивостей речовини від типу зв'язку.
5. Що таке гібридизація атомних орбіталей? Які типи гібридизації існують? Яка форма гібридних електронних хмар?

#### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

В залежності від характеру розподілу електронної густини в речовині розрізняють три основних типи хімічного зв'язку: ковалентний, іонний і металічний.

Між'ядерна відстань між хімічно-зв'язаними атомами називається довжиною зв'язку. Кут між уявними лініями, які проходять через ядра хімічно-зв'язаних атомів називається валентним кутом. Енергія зв'язку визначає його міцність.

Хімічний зв'язок в основному здійснюється валентними електронами. У s- і p-елементів валентними є електрони зовнішнього шару, а у d-елементів – електрони s-підрівня зовнішнього енергетичного рівня і d-підрівня передостаннього енергетичного рівня. Хімічний зв'язок здійснюється за рахунок електростатичної взаємодії позитивно заряджених ядер і негативно заряджених електронів.

Хімічна природа елемента зумовлюється здатністю його атома віддавати або приєднувати електрони, що кількісно характеризуються енергією іонізації, спорідненістю до електрона і електронегативністю.

Мінімальна енергія, яка необхідна для відриву електрона від незбудженого атома, називається енергією іонізації (I, кДж/моль або еВ/атом).

Енергетичний ефект приєднання електрона до нейтрального атома, молекули або радикалу з перетворення в негативно заряджений іон називається спорідненістю до електрона (A, кДж/моль, еВ/атом).

Для характеристики відносної здатності атомів певної сполуки набувати негативного заряду (відтягувати на себе електронну густину порівняно з атомами інших елементів тієї самої сполуки) користуються величиною електронегативності. За Р. Маллікеном, чисельно електронегативність атома дорівнює півсумі його енергії іонізації I і спорідненості до електрона A:

$$X = \frac{1}{2} (I + A).$$

Шкала відносних електронегативностей елементів за Л. Полінгом наведена в додатках (табл. 2) (електронегативність фтору прийнято рівною 4).

Двоелектронний двоцентровий зв'язок називається ковалентним зв'язком.

Ковалентний зв'язок здійснюється тоді, коли взаємодіють атоми з однаковими або близькими значеннями електронегативності, тобто ковалентний зв'язок утворюють атоми однакової хімічної природи або близькі за хімічними властивостями. Ковалентний зв'язок виникає також при утворенні багатоатомних сполук, наприклад координаційних.

1. Ковалентний хімічний зв'язок утворюється двома електронами з протилежно напрямленими спінами, причому ця електронна пара належить обом атомам.

2. Всі зв'язки в молекулі незалежні один від одного і строго локалізовані в міжатомних проміжках.

3. Ковалентний зв'язок тим міцніший, чим в більшій мірі перекриваються електронні хмари взаємодіючих атомів.

Для наглядного зображення валентних схем користуються наступним способом. Електрони, які знаходяться в зовнішньому електронному шарі позначають крапками, які розміщують навколо хімічного символу атома. Спільні для двох атомів електрони показують крапками, які поміщають між їх хімічними символами.

Утворення  $H_2$  можна зобразити:



Кожен з атомів набуває стійкої двоелектронної оболонки, подібно до оболонки атома He.

Кожна пара електронів, яка зв'язує два атоми відповідає одній рисці в структурній формулі:

Ковалентний зв'язок, утворений за рахунок пари електронів, яка першопочатково належала одному атому (донору електронної пари) і вільної орбіталі другого атома (акцептора електронної пари), називають донорно – акцепторним.

Якщо молекула утворена з двох атомів з однаковими значеннями електронегативності, то електронна пара (або пари) мірою належить обом атомам, тобто електронна хмара розміщується симетрично відносно ядер атомів. Такий ковалентний зв'язок називається неполярним, а молекули з таким типом зв'язку неполярними ( $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ).

У молекулі, утвореній з двох атомів з різними значеннями електронегативності, спільна електронна пара зміщена до атома з більшою електронегативністю. Утворена при цьому електронна хмара несиметрична. Хімічний зв'язок, в якому електронна пара зміщена до одного з атомів називається полярним, а відповідні молекули полярними. У молекулах з полярним зв'язком атом з більшою електронегативністю набуває негативного заряду, а з меншою – позитивного ( $H^+\cdot : Cl-\cdot$ ).

Іонний зв'язок проявляється тоді, коли електронегативності елементів різко відрізняються між собою, тобто коли взаємодіють атоми з різко відмінними хімічними властивостями.

Іонний зв'язок треба розглядати як граничний випадок полярного ковалентного зв'язку, коли пара електронів, яка утворює зв'язок настільки зміщена до одного з атомів, що практично належить тільки цьому атому.

В звичайних умовах іонні сполуки представляють собою кристалічні речовини. Тому для іонних сполук поняття простих двоіонних молекул типу NaCl і CsCl втрачає зміст, а весь кристал можна розглядати як гігантську молекулу, яка складається з великого числа іонів  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$  і  $\text{Cs}^+\text{Cl}^-$ .

На відміну від ковалентних й іонних сполук, в металах невелике число електронів одночасно зв'язує велике число атомних ядер, а самі електрони можуть переміщатися в металі. Інакше кажучи, в металах має місце сильно нелокалізований хімічний зв'язок. Згідно однієї з теорій метал можна розглядати як щільно упаковану структуру з катіонів, зв'язаних один з одним колективізованими електронами (електронним газом).

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Вказати типи хімічного зв'язку в молекулах:  $\text{F}_2$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ . Зобразити графічні формули молекул.
2. Вказати типи хімічного зв'язку в кристалах:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{C}$ (алмаз),  $\text{H}_2\text{O}$ (лід),  $\text{J}_2$ ,  $\text{Cu}$ .
3. Показати перекивання електронних хмар при утворенні хімічних зв'язків у молекулах:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_3$ . Вказати  $\sigma$ ,  $\pi$  зв'язки і геометрію цих молекул.
4. Вказати, у бік якого атома зміщуються спільні електронні пари в молекулах сполук:  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ .
5. Наведіть приклади молекул, в яких між атомами є зв'язки типу: s-s; s-p; p-p( $\sigma$ ), p-p( $\pi$ ).
6. Визначити ковалентність F, Cl, O, S в основному і збудженому стані. Навести приклади молекул для різної ковалентності атомів.
7. В чому суть квантово-механічних уявлень про утворення ковалентного зв'язку (показати на прикладі утворення молекули  $\text{H}_2$ ).
8. Показати валентні схеми утворення молекул  $\text{O}_2$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HCl}$ .
9. Показати, як перекиваються електронні хмари атомів у молекулах  $\text{BeF}_2$ ,  $\text{VF}_3$ ,  $\text{CH}_4$  (з врахуванням гібридизації атомних орбіталей). Яка геометрія цих молекул?
10. Як відрізняються за властивостями сполуки з іонним та ковалентним зв'язками?

## ЗАНЯТТЯ 4

### Лабораторна робота

#### Тема: ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

**Мета:** Засвоїти класифікацію оксидів та гідроксидів, способи їх одержання та хімічні властивості.

#### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що таке оксиди? На які групи поділяються оксиди?
2. Навести приклади несолетвірних та амфотерних оксидів.
3. З якими сполуками реагують солетвірні оксиди?
4. Які хімічні властивості основ вам відомі? Навести приклади реакцій.
5. Які хімічні властивості кислот вам відомі? Навести приклади реакцій.
6. Класифікація солей. Способи їх отримання.
7. Фізичні та хімічні властивості солей. Поширення солей в природі.

#### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Всі неорганічні речовини поділяються на прості і складні. Молекули простих речовин складаються з атомів одного елемента. Складні неорганічні речовини поділяються на такі основні класи:

- 1) оксиди;
- 2) гідрати оксидів:
  - основи;
  - кислоти;
  - амфотерні гідроксиди;
- 3) солі.

**Оксидами** називають складні речовини, молекули яких складаються з двох елементів, одним з яких є кисень в ступені окиснення -2.



Оксиди бувають солетвірні і несолетвірні. Несолетвірні (байдужі) оксиди не утворюють солей. Їх утворюють неметали у своїй нижчій ступені окиснення (+1, +2):

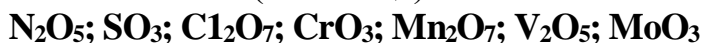


Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, називаються солетвірними. Вони поділяються на основні, кислотні, амфотерні.

**Основними** називаються оксиди, гідратами яких є основи. Їх утворюють метали в низьких ступенях окиснення (+1, +2, +3):



**Кислотними** називаються оксиди, гідратами яких є кислоти. Такі оксиди називають ангідридами кислот. Їх утворюють неметали і метали у високих ступенях окиснення (+5 і вище):



**Амфотерними** називаються оксиди, які залежно від умов можуть виявляти властивості і основних і кислотних оксидів:



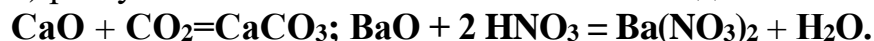
## Хімічні властивості

### **I. Основні оксиди:**

1) оксиди лужних і лужноземельних металів реагують з  $\text{H}_2\text{O}$ :

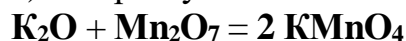


2) реагують з кислотами і кислотними оксидами:



### **II. Кислотні оксиди:**

1) реагують з основами і основними оксидами:



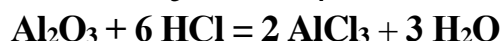
2) як правило реагують з водою:



### **III. Амфотерні оксиди:**

1) з водою не взаємодіють;

2) з кислотами і кислотними оксидами взаємодіють як основні оксиди:



3) з основами і основними оксидами взаємодіють як кислотні оксиди:



**Основами** називаються сполуки, які складаються з катіонів металу та гідроксогруп  $\text{OH}^-$ :  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Число груп  $\text{OH}^-$ , здатних заміщуватись на кислотні залишки з утворенням солей, називається кислотністю основи. Із збільшенням ступеня окиснення металу основні властивості його гідроксиду послаблюються.

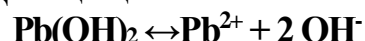
За теорією електролітичної дисоціації основи - це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням лише гідроксид-іонів.

Основи, утворені лужними і лужноземельними металами, добре розчиняються і дисоціюють у воді. Такі сильні основи називаються лугами. Слабкі основи дисоціюють у водних розчинах незначною мірою.

Дисоціація сильної основи:

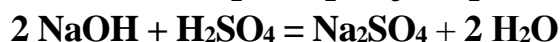
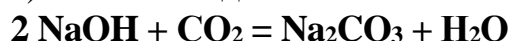


Дисоціація слабкої основи:

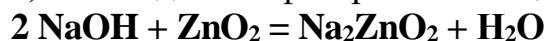


## Хімічні властивості

1) взаємодія з кислотами і кислотними оксидами:

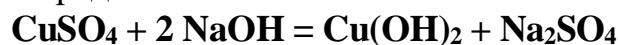


2) взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:



3) взаємодія з солями:

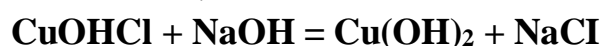
-середніми:



-кислими:



-основними:



**Кислотами** називаються сполуки, до складу яких входять атоми водню, здатні заміщуватись на метал. Число атомів водню, здатних до заміщення, визначає основність кислоти. Наприклад:

- Одноосновні кислоти: соляна (хлористоводнева або хлоридна) кислота  $\text{HCl}$ ; азотна (нітратна) кислота  $\text{HNO}_3$ ;

- Двоосновні кислоти: сірководнева (сульфідна) кислота  $\text{H}_2\text{S}$ ; сірчана (сульфатна) кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

- Триосновна кислота: ортофосфорна (ортофосфатна) кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

За складом кислоти поділяються на кисневмісні ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) і безкисневі ( $\text{HCl}$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ ).

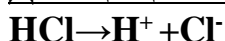
Як електроліти кислоти у водних розчинах дисоціюють з утворенням катіона водню  $\text{H}^+$ . За здатністю до дисоціації кислоти поділяються на:

- сильні (дисоціює  $>50\%$  молекул) -  $\text{HCl}$ ;  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

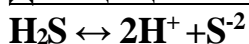
- середні (дисоціює  $\approx 30\%$  молекул) -  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;

- слабкі (дисоціює  $<3\%$  молекул) -  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ .

Дисоціація сильної кислоти:

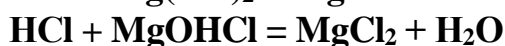
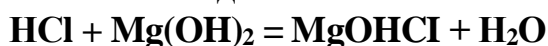


Дисоціація слабкої кислоти:

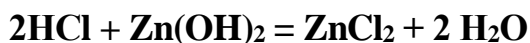
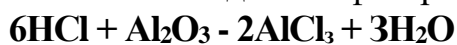


Хімічні властивості

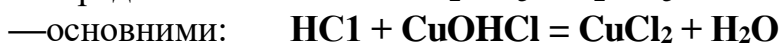
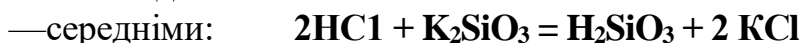
1. Взаємодія з основами і основними оксидами:



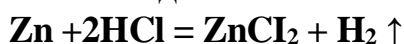
2. Взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:



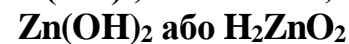
3. Взаємодія з солями:



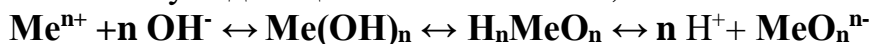
4. Взаємодія з металами:



Амфотерні гідроксиди - це гідроксиди, які в залежності від умов реакції можуть проявляти і основні, і кислотні властивості:



Вони можуть дисоціювати і як основи, і як кислоти:



Хімічні властивості

1) взаємодія з кислотами і кислотними оксидами (як основа).

2) взаємодія з основами і основними оксидами (як кислота).

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Взаємодія основних оксидів з кислотами.

У пробірку помістити невелику кількість купрум (II) оксиду  $\text{CuO}$ , додати 3-4 мл розчину хлоридної кислоти та підігріти. Що відбувається? Відмити забарвлення розчину. Написати рівняння реакції.

### Дослід 2. Взаємодія солей з кислотами.

Кусочок крейди (кальцій карбонат) опустити в пробірку з хлоридною кислотою. Спостерігати виділення газу. Написати рівняння реакції. Пробірку закрити корком з газовідвідною трубкою. Газ, що виділяється, використати для досліду №3.

### Дослід 3. Взаємодія кислотних оксидів з основами.

В пробірку налити 3-4 мл розчину  $\text{Ca(OH)}_2$  та пропустити вуглекислий газ. Що спостерігається? Написати рівняння реакції. Як кальцій гідрокарбонат перетворити на кальцій карбонат?

### Дослід 4. Одержання та властивості основ.

У дві пробірки налити по 1-2 мл розчинів: у першу - барій хлориду, в другу – купрум сульфату. До кожного налити по 2-3 мл розчину лугу. Які зміни спостерігаються?

Записати рівняння реакцій та спостереження.

Розділити вміст кожної з пробірок надвоє, одержавши дві однакові групи:

а/ Пробірки першої групи по черзі обережно нагріти на полум'ї пальника, безперервно струшуючи. Пояснити спостереження, подавши рівняння реакцій. Зробити висновок про термічну стійкість одержаних гідроксидів.

б/ До осадів другої групи пробірок долити хлоридної кислоти /10%/. Записати рівняння реакцій, відзначивши спостережені зміни. Зробити висновок про хімічний характер досліджуваних гідроксидів.

### Дослід 5. Одержання та властивості амфотерного гідроксиду.

У пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату і обережно доливати розчин амоній гідроксиду до утворення осаду. Звернути увагу на вигляд осаду, записати рівняння реакції та спостереження.

Розділити одержаний осад у 2 пробірки. В одну долити 10% розчин хлоридної кислоти, в іншу - 30% розчин лугу. Спостерігати розчинення осаду в обох пробірках. Записати рівняння реакцій та спостереження. Пояснити причину розчинення осаду в кислоті і в лугові, зробивши висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

### Дослід 6. Взаємодія солі з сіллю.

а) В пробірку до 3-5 мл розчину барій хлориду  $\text{BaCl}_2$  додати 2-3 мл розчину натрій сульфату  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Що відбувається?

б) У пробірку з 2-3 мл розчину аргентум нітрату  $\text{AgNO}_3$  додати 1-2 мл розчину натрій хлориду  $\text{NaCl}$ . Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

## ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Записати формули оксидів за поданою валентністю елемента:  $\text{Cu(II)}$ ;  $\text{V(III)}$ ;  $\text{Al(III)}$ ;  $\text{C(II)}$ ;  $\text{S(VI)}$ ;  $\text{Mn(VII)}$ .

Вказати хімічний характер оксидів та записати формули відповідних їм гідратів.

2. Написати формули ангідридів кислот:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ;  $\text{HClO}$ ;  $\text{HMnO}_4$

3. З якими з перелічених речовин буде реагувати хлоридна кислота:  $N_2O_5$ ;  $Zn(OH)_2$ ;  $CaO$ ;  $H_3PO_4$ ;  $AgNO_3$ ;  $AlO_2$ ,  $H_2SO_3$ ;  $Cu(OH)Cl$ ;  $K_2CO_3$ ;  $NaHS$ . Написати рівняння реакцій

4. Які з перелічених речовин будуть реагувати з натрій гідроксидом:  $HNO_3$ ;  $CaO$ ;  $Zn(OH)_2$ ;  $CO_2$ ;  $CuSO_4$ ;  $Ca(OH)_2$ ;  $KHCO_3$ ;  $P_2O_5$ ;  $AlO_2$ ;  $Cu(OH)Cl$ . Назвати вихідні речовини і продукти реакції.

5. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення: алюміній – алюміній оксид – алюміній сульфат – алюміній гідроксид – натрій алюмінат.

6. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такий цикл перетворень:

1.  $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow AlCl_3$

2.  $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4$

3.  $FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_2NO_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$ .

4.  $Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuOHCl \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu_3(PO_4)_2 \rightarrow Cu(H_2PO_4)_2$ .

5.  $SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow K_2SO_3 \rightarrow KHSO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow CaSO_3 \rightarrow Ca(HSO_3)_2 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO$ .

6.  $Al(NO_3)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)SO_4 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow AlCl_3$ .

7.  $NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca(NO_2)_2$ .

8.  $P_2O_5 \rightarrow HPO_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$ .

9.  $Zn \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnCl_2$ .

10.  $KOH \rightarrow KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca(NO_2)_2$ .

## ЗАНЯТТЯ 5

### Лабораторна робота

**Тема: РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ.**

**Мета заняття:** Навчитись обчислювати концентрації розчинів та вести перерахунки з одного способу вираження концентрації в інший.

### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що таке розчини? Чим відрізняється розчин від суміші?
2. Що означають поняття "концентрація розчину", "розчинність", "насичений розчин"?
3. Основні способи вираження концентрації розчинів.
4. Основні положення гідратної теорії розчинів.

## ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Істинними розчинами називають стійкі рідкі або тверді гомогенні дисперсні системи, склад яких може змінюватися в досить широких межах. Розчинення – самовільний процес розподілу однієї речовини в іншій в результаті дифузії.

Складовими частинами (компонентами) розчину є розчинник і розчинена речовина. Кількісний склад розчинів визначається концентрацією, тобто відносним вмістом компонентів.

Кількісний склад (**концентрацію**) розчину можна виразити кількома способами. При обчисленні концентрації розчинів використовують позначення:

$m_{p.p.}$  – маса розчиненої речовини, г;

$m_{p-ну}$  – маса розчину, г;

$M_{p.p.}$  – молярна маса розчиненої речовини г/моль;

$v_{p.p.}$  – кількість розчиненої речовини, моль;

$v_{екв.p.p.}$  – кількість еквівалентів розчиненої речовини, моль;

$V_{p.p.}$  – об'єм розчиненої речовини, л;

$V_{p-ну}$  – об'єм розчину, л.

1. **Масова частка** (відсоток, процент) розчиненої речовини  $\omega$  – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину.

$$\omega = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}} \cdot 100\%$$

2. **Об'ємна частка** розчиненої речовини  $\omega_{об.}$  - це відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину.

$$\omega_{об.} = \frac{V_{p.p.}}{V_{p-ну}} \cdot 100\%$$

3. **Молярність** (молярна концентрація)  $C_M$  – визначає кількість розчиненої речовини (моль) в 1л (1000 см<sup>3</sup>) розчину.

$$C_M = \frac{v_{p.p.}}{V_{p-ну}} = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.} \cdot V_{p-ну}}$$

Наприклад, якщо в одному літрі розчину сульфатної кислоти міститься 1 моль (98 г)  $H_2SO_4$ , то молярна концентрація розчину  $C_M = 1$  моль/л.

Прийняті позначення:

- одномолярний розчин 1 М (1 моль/л);
- децимолярний розчин 0,1 М (0,1 моль/л);
- сантимольярний розчин 0,01 М (0,01 моль/л);
- мілімолярний розчин 0,001 М (0,001 моль/л);

4. **Нормальність** (молярна концентрація еквівалента),  $C_N$  – визначає число моль еквівалентів розчиненої речовини в 1л (1000 см<sup>3</sup>) розчину.

$$C_N = \frac{v_{екв.p.p.}}{V_{p-ну}} = \frac{m_{p.p.}}{M_{E.p.p.} \cdot V_{p-ну}}$$

Наприклад, якщо в 1 л розчину сульфату натрію міститься 71 г (1 моль еквівалентів)  $Na_2SO_4$ , то нормальність розчину  $C_N = 1$  моль-екв/л, розчин однонормальний /1Н/.

5. **Моляльність** (моляльна концентрація),  $C_m$  – визначає кількість розчиненої речовини на 1 кг розчинника.

$$C_m = \frac{v_{p.p.}}{m_{p-ка}} \cdot 1000 = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.} \cdot m_{p-ка}} \cdot 1000.$$

6. **Мольна частка**,  $N$  – визначає частку моль одного з компонентів розчину від загального числа моль всіх компонентів розчину.

$$N_1 = \frac{v_1}{v_1 + v_2 + v_3 + \dots}$$

де  $v_{1,2,3}$  – кількість речовини компонентів 1,2,3, і т.д.

Для обчислення концентрації розчинів часто використовується густина. Густина ( $\rho$ , г/см<sup>3</sup>, кг/дм<sup>3</sup>, г/мл) – це маса одиниці об'єму. Густина води – найпоширенішого розчинника – рівна наближено 1 г/см<sup>3</sup>. Густина розчину відрізняється від густини розчинника. Залежність між масою  $m$ , об'ємом  $V$  та густиною  $\rho$  розчину виражається формулою:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Для обчислень, пов'язаних із взаємодією між розчинами, зручно користуватись законом еквівалентів для розчинів:

$$C_{H_1} \cdot V_1 = C_{H_2} \cdot V_2,$$

де  $C_{H_1}, C_{H_2}$  – нормальні концентрації реагуючих розчинів, моль екв/л;  
 $V_1, V_2$  – об'єми реагуючих розчинів, л.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Приготування розчину солі.

Розрахувати, яку масу солі та води треба взяти для приготування 100 г 5%-ного розчину.

На техніко-хімічній вазі зважити сіль.

Пересипати наважку в колбу на 250 мл.

Відміряти циліндром на 100 мл необхідний об'єм дистильованої води, влити її в колбу і розчинити сіль при перемішуванні.

Одержаний розчин перелити в мірний циліндр на 100 мл і визначити густина розчину ареометром.

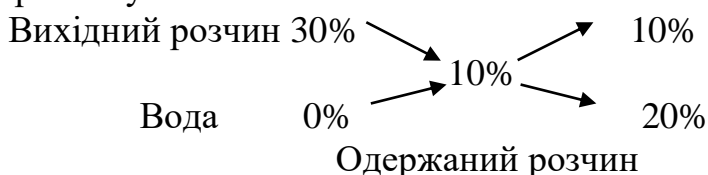
Всі розрахунки і результати зважування записати в лабораторний зошит. За густиною /див. табл. 3 у Додатках/ знайти масову частку /відсоткову концентрацію/ солі в розчині. Встановити величину розбіжності знайденої концентрації з заданої. Обчислити молярність отриманого розчину.

### Дослід 2. Приготування розчинів заданої концентрації шляхом розбавлення.

Приготувати 150 мл а) 10%-ного, б) 5%-ного розчину КОН шляхом розбавлення 30%-ного розчину. Розрахувати об'єми вихідного 30%-ного розчину і води використовуючи “правило хреста” і значення густин розчинів на підставі таблиці 3 Додатків.

#### Виконання завдання.

Записуємо схему розрахунків за “правилом хреста” для одержання 10%-ного розчину.



За “правилом хреста” ми визначимо масові співвідношення 30%-ного розчину КОН і води, які необхідно взяти для приготування розчину.

Отже, на 1 мас. частину 30%-ного розчину треба взяти 2 мас. частини води. При цьому ми одержимо 3 мас. частини 10%-ного розчину КОН.

Визначимо масу 150 мл одержаного 10%-ного розчину. За “правилом хреста” визначаємо маси вихідного розчину і води, і далі їх об’єми. Відмірені об’єми 30%-ного розчину КОН і води злити в колбу на 250 мл, закрити колбу корком і старанно перемішати розчин. Відлити частину розчину в циліндр, виміряти ареометром густину отриманого розчину і за таблицею 4 визначити його відсоткову концентрацію.

Записати в лабораторний зошит всі розрахунки, а також виміряну густину і практично отриману концентрацію приготовленого розчину.

## ПРИКЛАДИ РОЗВ’ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

### 1. Обчислення масової частки розчиненої речовини.

**Приклад:** При 200 °С в 100 кг води розчинено 15,6 кг нітрату калію. Масова частка нітрату калію в розчині:

$$\omega = \frac{15,6}{15,6 + 100} = 0,135 \text{ або } 13,5\%(\text{мас.})$$

### 2. Обчислення об’ємної частки розчиненої речовини.

**Приклад:** 24,5 мл етилового спирту  $C_2H_5OH$  розбавили водою до об’єму 120 мл. Об’ємна частка спирту:

$$\omega_{об} = \frac{24,5}{120} = 0,204 \text{ або } 20,4\% (\text{об.})$$

### 3. Обчислення молярності розчину (молярна концентрація).

**Приклад:** Обчислити молярну концентрацію розчину хлориду алюмінію з масовою часткою  $AlCl_3$  16%. Густина розчину 1,149 г/см<sup>3</sup>.

**Розв’язок:** За умовою у ста грамах розчину є 16 грамів  $AlCl_3$ .

$$M(AlCl_3) = 133,5 \text{ г/моль}$$

Маса 1000 см<sup>3</sup> розчину:  $m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,149 = 1149 \text{ г}$ .

Маса  $AlCl_3$  у 1000 см<sup>3</sup> розчину

$$m(AlCl_3) = \frac{16 \cdot 1149}{100} = 183,84 \text{ г}$$

Кількість речовини  $AlCl_3$  в 1000 см<sup>3</sup> розчину /молярна концентрація/:

$$C_m = \frac{183,84}{133,5} = 1,38 \text{ моль/л}$$

### 4. Обчислення молярності розчину /молярна концентрація/.

**Приклад:** Яка молярна концентрація 16% розчину хлориду алюмінію?

**Розв’язок:** За умовою в 100 г розчину 16 г  $AlCl_3$  і 84 г  $H_2O$ :

$$M(AlCl_3) = 133,5 \text{ г/моль}$$

Маса  $AlCl_3$  на 1000 г  $H_2O$ .

$$m(AlCl_3) = \frac{16}{84} \cdot 1000 = 190,5 \text{ г}$$

Кількість  $AlCl_3$  на 1000 г  $H_2O$ .

$$v(AlCl_3) = \frac{190,5}{133,5} = 1,43 \text{ моль}$$

Молярність розчину  $C_m = 1,43 \text{ моль/кг}$ .

### 5. Обчислення молярної /мольної/ частки.

**Приклад:** Знайти мольну частку етилового спирту  $C_2H_5OH$  у його водному розчині з масовою часткою 10%  $C_2H_5OH$ .

**Розв’язок:** За умовою 100 г розчину містить 10 г  $C_2H_5OH$  та 90 г  $H_2O$ .

$$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}; \quad M(C_2H_5OH) = 46 \text{ г/моль};$$

$$\nu(H_2O) = \frac{90}{18} = 5 \text{ моль}; \quad \nu(C_2H_5OH) = \frac{10}{46} = 0,22 \text{ моль}.$$

Мольна частка спирту в розчині

$$N = \frac{0,22}{5+0,22} = 0,042$$

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. В одному літрі  $/\text{дм}^3/$  розчину знаходиться 10,8 г сульфатної кислоти. Яка молярна і еквівалентна концентрація цього розчину? Кислоту рахувати за двохосновну.
2. В реакцію з 30 мл  $/\text{см}^3/$  сульфатної кислоти вступило 50 мл  $/\text{см}^3/$  розчину лугу з еквівалентною концентрацією 0,3 моль екв./л. Скільки грамів сульфатної кислоти використано для одержання цього розчину? Використати закон еквівалентів. Кислоту рахувати за двохосновну.
3. Розчин калій нітрату містить 192,6 г  $KNO_3$  в одному літрі ( $\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$ ). Розрахувати масову частку солі в розчині і молярну концентрацію розчину.
4. Обчислити масову частку сульфатної кислоти в її 5 M розчині ( $\rho = 1,29 \text{ г/см}^3$ ).
5. Який об'єм води потрібно прилити до 100 мл 48% розчину нітратної кислоти ( $\rho = 1,368 \text{ г/см}^3$ ), щоб одержати 20%-й розчин?
6. Якою стане масова відсоткова концентрація 32% розчину нітратної кислоти, ( $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ ), коли до 500 мл його долити 1 літр води?
7. До 100 мл 80% розчину нітратної кислоти ( $\rho = 1,46 \text{ г/см}^3$ ) долили 400 мл води. Якою стала відсоткова концентрація розчину?
8. Якою стане масова відсоткова концентрація 70% розчину сульфатної кислоти ( $\rho = 1,811 \text{ г/см}^3$ ), якщо до 400 мл його долити 500 мл води?
9. Для розчинення деякої маси кальцій карбонату витрачено 35 мл, 1,025 N розчину хлоридної кислоти. Обчислити масу взятого кальцій карбонату.
10. Обчислити еквівалентну концентрацію /нормальність/ 18% розчину натрій гідроксиду ( $\rho = 1,203 \text{ г/см}^3$ ).
11. До 1 л 10% розчину калій гідроксиду ( $\rho = 1,092 \text{ г/см}^3$ ), долили 0,5 л 5% розчину  $KOH$  ( $\rho = 1,045 \text{ г/см}^3$ ), одержаний розчин розбавили водою до об'єму 3 л. Яка молярність розчину, що утворився?
12. Розчин приготували розчиненням 20 грамів йоду  $I_2$  в 500 г чотирьоххлористого вуглецю  $CCl_4$ . Обчислити мольну і масову частку йоду в цьому розчині.
13. Скільки літрів 0,2 M розчину натрій хлориду можна одержати з 300 г  $NaCl$ ?
14. В 750 мл розчину є 10,0 г хлоридної кислоти. Обчислити молярну і еквівалентну концентрацію цього розчину.
15. Розчин, утворений розчиненням 5,0 г толуолу  $C_7H_8$  в 225 г бензолу  $C_6H_6$  має густину  $0,876 \text{ г/см}^3$ . Обчислити відсоткову і молярну концентрації цього розчину.

16. Який об'єм розчину кислоти з еквівалентною концентрацією 0,2 моль/л потрібний для нейтралізації 50 см<sup>3</sup> розчину, що містить 0,40 г натрій гідроксиду? Для розв'язання використати закон еквівалентів.

17. Який об'єм 10% розчину натрій карбонату ( $\rho = 1,105 \text{ г/см}^3$ ) потрібно взяти для приготування 5 л 2% розчину ( $\rho = 1,020 \text{ г/см}^3$ )?

18. Із 10 кг 20% розчину при охолодженні виділилося 400 г солі. Якою стала відсоткова концентрація охолодженого розчину?

19. Змішали 300 г 20% розчину і 500 г 40% розчину натрій хлориду. Обчислити масову відсоткову концентрацію одержаного розчину.

1. Із 700 г 60% розчину сульфатної кислоти випарували 200 г води. Якою стала масова концентрація розчину (у відсотках)?

## ЗАНЯТТЯ 6

### Лабораторна робота

**Тема: РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ІОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ.**

**Мета заняття:** З'ясувати причини електролітичної дисоціації кислот, основ і солей. Навчитись писати іонні рівняння. Закріпити поняття “ступінь електролітичної дисоціації”, “константа дисоціації”, “водневий показник”.

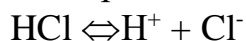
### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Теорія електролітичної дисоціації.
2. Константа електролітичної дисоціації.
3. Сильні і слабкі електроліти.
4. Іонний добуток води. рН середовища.

### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

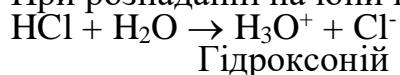
Згідно положень теорії Арреніуса при розчиненні у воді електроліти розпадаються на позитивно і негативно заряджені іони – **катіони**, до них належать іони металів і водню. Негативно заряджені іони називаються **аніонами**; до них належать іони кислотних залишків і гідроксильні іони. Як і молекули розчинника, іони в розчині перебувають у стані неупорядкованого теплового руху.

Процес електролітичної дисоціації зображають, користуючись хімічними рівняннями. Наприклад, дисоціація HCl виразиться рівнянням:



Теорії Арреніуса протистояла хімічна або гідратна теорія розчинів Менделєєва, в основі якої лежало уявлення про взаємодію розчиненої речовини з розчинником. Російський фізхімік І.О. Каблуков об'єднав фізичну і хімічну теорію розчинів і вперше висловив припущення про гідратацію іонів. Іони утворюють з водою (коли вода є розчинником) нестійкі сполуки – гідратовані іони. Отже, при розчиненні електролітів молекули розщеплюються на іони; іони взаємодіють з молекулами розчинника. При цьому обидва процеси – дисоціація і гідратація – відбуваються одночасно.

При розпаданні на іони кислот утворюються іони гідроксонію:



Ступенем дисоціації електроліту називається відношення числа його молекул, що розпалися в розчині на іони, до загального числа його молекул в розчині.

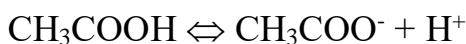
$$\alpha = C_{\text{дис}}/C_{\text{заг}}$$

$C_{\text{дис}}$  – число молів продисоційованого електроліту (моль/л);

$C_{\text{заг}}$  – загальна концентрація електроліту (моль/л).

З цього виразу видно, що  $0 < \alpha < 1$ . (може бути виражений в процентах).

За величиною ступеня дисоціації 0,01 – 0,1 н розчинів усі електроліти поділяють на **сильні** і **слабкі**. До сильних електролітів належать електроліти, які у водних розчинах дисоційовані практично повністю. (Поняття ступеня дисоціації до них по суті і не може бути застосоване). Це більшість солей,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}[\text{BF}_4]$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  та інші кислоти, гідроксиди лужних і лужноземельних металів. Слабкі електроліти дисоціюють частково. До них належать більшість органічних кислот,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$  та інші. Характерною особливістю слабких електролітів є встановлення хімічної рівноваги між іонами і молекулами розчиненої речовини:

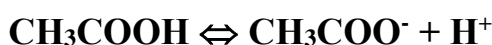


Величина ступеня дисоціації залежить від:

- Хімічної природи речовини;
- Концентрації розчину;
- Природи розчинника.

Ступінь дисоціації можна розрахувати і за величиною електропровідності

Для рівноваги, яка встановлюється в розчині слабого електроліту між молекулами і іонами можна записати вираз константи рівноваги. Для дисоціації оцтової кислоти:



Константа рівноваги має вигляд:

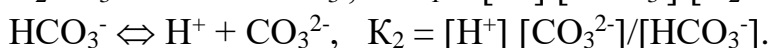
$$K = [\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}].$$

Константа рівноваги, що відповідає дисоціації слабого електроліту, називається *константою дисоціації* (див. табл. 5 Додатків). Вона залежить від:

- Природи електроліту,
- Природи розчинника, температури розчину, але не залежить від концентрації електроліту.

Вона характеризує здатність кислоти або основи розпадатися на іони: чим вище  $K$ , тим легше електроліт дисоціює.

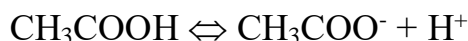
Багатоосновні кислоти і багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто. У розчинах цих кислот встановлюються складні рівноваги, в яких беруть участь йони різного заряду.



$$\text{Якщо } K_1 \cdot K_2 = K = [\text{H}^+]^2 [\text{CO}_3^{2-}] / [\text{H}_2\text{CO}_3]$$

$K_1$ ,  $K_2$  – ступінчасті константи дисоціації, а  $K_{\text{дис}}$  – сумарна константа дисоціації. При ступінчастій дисоціації речовин наступний (другий) ступінь характеризується меншим розпадом, ніж попередній (перший), тобто  $K_1 > K_2 > K_3$ .

Між константою і ступенем дисоціації встановлено зв'язок, відомий як **закон розведення Оствальда**. Нехай маємо дисоціацію слабого електроліту  $\text{CH}_3\text{COOH}$ :



Нехай  $C$  – концентрація оцтової кислоти, моль/л,

$\alpha$  - ступінь дисоціації оцтової кислоти.

$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = \alpha \cdot C$  моль/л, оскільки  $\alpha = C_{\text{дис.}}/C_{\text{заг.}}$ , концентрація недисоційованої оцтової кислоти буде  $C - C\alpha = C(1 - \alpha)$  моль/л. Тоді, для константи рівноваги (для константи дисоціації) оцтової кислоти маємо:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{\alpha \cdot C \cdot \alpha \cdot C}{C(1-\alpha)} = \frac{C \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$

Це рівняння є математичним виразом закону розведення.

Якщо електроліт є дуже слабким, то  $\alpha \ll 1$ , тоді  $\lim(1-\alpha) = 1$ , а закон розведення запишеться так:

$$K_{\text{дис.}} = C \cdot \alpha^2 \text{ або}$$

$$\alpha = \sqrt{K_{\text{дис.}} \cdot C}$$

З останнього рівняння чітко випливає, що із зменшенням концентрації електроліту ступінь його дисоціації зростає.

**Йонний добуток води** – це добуток концентрації (активності) йонів  $\text{H}^+$  та  $\text{OH}^-$ , який у будь-якому водному розчині є величина стала:

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

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] \text{ – водневий показник розчину.}$$

У нейтральному середовищі концентрації йонів гідрогену і гідроксилу рівні, тому  $\text{pH} = \text{pOH} = 7$ , у кислому -  $\text{pH} < 7$ , у лужному -  $\text{pH} > 7$ .

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Визначення реакції середовища розчину.

Визначити за допомогою універсального індикаторного папірця  $\text{pH}$  різних розчинів: хлоридної кислоти, оцтової кислоти, водопровідної води, дистильованої води, розчину амоній гідроксиду та натрій гідроксиду. Зробити висновок, яке середовище (кисле, нейтральне чи лужне) має кожний розчин.

Результати оформити в вигляді таблиці:

| № п/п | Речовина | Забарвлення індикатора | $\text{pH}$ розчину | Середовище |
|-------|----------|------------------------|---------------------|------------|
|       |          |                        |                     |            |

### Дослід 2. Іонні реакції.

**а)** В три пробірки налити по 2 мл розчину сульфатів натрію, цинку, алюмінію і долити по 2 мл розчину барій хлориду (або нітрату). Відмітити у трьох пробірках однаковий осад барій сульфату. Записати рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі. Записати загальне скорочене іонне рівняння.

**б)** До 2 мл розчину карбонату натрію додати таку ж кількість розбавленої соляної кислоти. Спостерігати виділення вуглекислого газу, який утворився

внаслідок розкладу слабого електроліту вугільної кислоти. Записати рівняння реакції в молекулярній та іонній формі.

в) До 1 мл розчину оцтової кислоти додати 2-3 краплини лакмусу. Додавати розчин натрій гідроксиду до зміни забарвлення з рожевого на голубе. Записати рівняння реакції в молекулярній та іонній формі.

Зробити висновок про умови протікання реакції між електролітами в розчинах.

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Дати визначення кислоти, основи і солі з позиції теорії електролітичної дисоціації.

2. Написати рівняння дисоціації на іони сполук-електролітів:  $H_3PO_4$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $NaHCO_3$ , враховуючи можливість ступінчатої дисоціації. Розділити електроліти на сильні, слабкі та середньої сили.

3. До кожної з речовин:  $NaCl$ ,  $CuSO_4$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $Ca(HCO_3)_2$  додали розчин натрій гідроксиду. В яких випадках відбулись реакції? Виразити їх молекулярними та іонними рівняннями.

4. Визначити рН 0,001 М розчинів  $HCl$ ,  $H_2SO_4$  та  $NaOH$  (дисоціацію вважати повною).

5. Визначити ступінь дисоціації, концентрацію йонів гідрогену і рН 0,01 М розчину оцтової кислоти.

Водневий показник розчину хлоридної кислоти становить 1.5. Визначити концентрацію хлоридної кислоти у розчині.

### ЗАНЯТТЯ 7

#### Лабораторна робота

#### Тема: ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

**Мета:** Визначити рН розчинів солей. Навчитися писати йонні та молекулярні рівняння гідролізу.

#### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Сильні та слабкі електроліти
2. Гідроліз солей.
3. рН розчинів солей.
4. Фактори, що впливають на ступінь гідролізу солей.

#### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Взаємодія солі з водою, яка призводить до утворення слабого або погано розчинного електроліту, називається *гідролізом солі*.

Реакції гідролізу, звичайно, протікають без зміни ступеня окислення. І в загальному випадку під гідролізом розуміють реакції обмінного розкладу між водою і відповідною сполукою.

Сумарний ефект гідролізу визначається природою присутніх у розчині катіонів й аніонів.

За невеликим винятком, майже всі солі є сильними електролітами. Це значить, що незалежно від того, взаємодією якої кислоти чи основи вони отримані, у воді солі дисоціюють практично повністю.

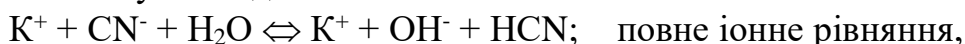
А. Гідроліз солей, утворених взаємодією сильних основ і слабких кислот.

*У солей, утворених сильними основами і слабкими кислотами, відбувається гідроліз по аніону, а розчини цих солей мають лужну реакцію.*

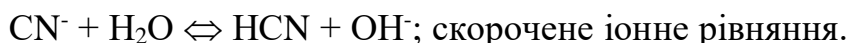
При розчиненні у воді солі ціаністоводневої кислоти і сильної основи, наприклад KCN, сіль розпадається на іони:



Виникнення лужної реакції розчину стає особливо зрозумілим, якщо написати рівняння гідролізу в іонній формі. Його пишуть, враховуючи, що вода і ціаністоводнева кислота, як слабкі електроліти, слід писати у вигляді молекул, а KCN і KOH – у вигляді іонів:



або кінцево:

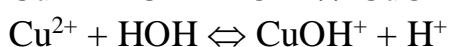
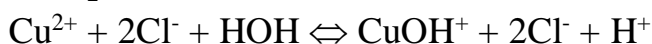


Подібно KCN, розчин  $\text{CH}_3\text{COONa}$  також має лужну реакцію, що видно з рівняння гідролізу:



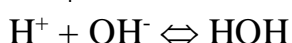
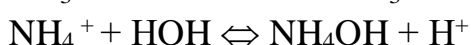
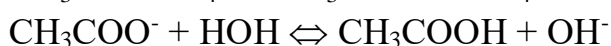
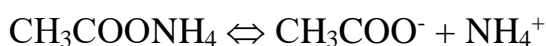
Б. Гідроліз солей, утворених дією сильної кислоти і слабкої основи.

*У солей, утворених сильною кислотою і слабкою основою відбувається гідроліз по катіону, а розчини таких солей мають кислу реакцію. У водних розчинах таких солей відбувається зв'язування  $\text{OH}^-$ -іонів води і накопичування  $\text{H}^+$ -іонів у розчині, наприклад:*



В. Гідроліз солей, утворених взаємодією слабкої основи і слабкої кислоти.

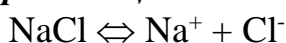
*Солі, утворені слабкою кислотою і слабкою основою, в розчинах не існують (гідролізують повністю). В цьому випадку зв'язуються  $\text{OH}^-$  і  $\text{H}^+$  - іони води*



Гідроліз тут відбувається із значною мірою (внаслідок того, що вже не один, а одразу два процеси зсувають рівновагу іонізації води). Переконатися в цьому можна по запаху розчину  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ , який одночасно пахне оцтовою кислотою і аміаком.

Г. Солі, утворені взаємодією сильної основи і сильної кислоти.

*Якщо сполука при дисоціації в розчині утворює катіони і аніони, які слабо поляризують гідратну оболонку, гідроліз практично не відбувається, і рН середовища не змінюється:*



В такому випадку можна сказати, що солі сильної основи і сильної кислоти гідролізу не піддаються, так як при розчиненні їх у воді не відбувається зв'язування ні  $H^+$  ні  $OH^-$ , які виникають в результаті дисоціації води.

Отже, рН розчинів солей, утворених сильними основами і сильними кислотами, таке ж як в чистої води ( $pH \approx 7$ ).

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Реакція середовища при гідролізі солей.

Визначити за допомогою універсального індикаторного папірця та рН-метра  $pH$  розчинів солей: натрій карбонату, натрій сульфату, кальцій хлориду, алюміній сульфату, натрій сульфід, ферум (III) хлориду. Зробити висновок, як впливає сила кислот та основ, що утворюють солі, на  $pH$  розчинів цих солей.

Записати рівняння гідролізу солей в молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді. Результати дослід оформити у вигляді таблиці.

| № п/п | Формула солі | Забарвлення індикатора | $pH$ розчину | Середовище |
|-------|--------------|------------------------|--------------|------------|
|       |              |                        |              |            |

### Дослід 2. Повний гідроліз солей.

Налити в пробірку 2-3 мл розчину солі алюмінію (хлориду або сульфату) і додати такий же об'єм розчину карбонату натрію. Спостерігати утворення білого аморфного осаду і виділення бульбашок газу. Записати рівняння реакції, враховуючи повний гідроліз карбонату алюмінію.

## ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Навести приклади солей, розчини яких мають кисле, лужне та нейтральне середовище.
2. Написати в молекулярному та іонному вигляді рівняння реакцій гідролізу солей:  $NH_4Cl$ ,  $MgCl_2$ ,  $K_2CO_3$ ,  $(NH_4)_2S$ . Яке значення  $pH$  мають розчини цих солей?
3. У двох пробірках містяться розчини калій нітрату та алюміній нітрату. Як можна ідентифікувати дані речовини?
4. Як за допомогою індикаторного паперу можна розрізнити розчини алюміній сульфату, натрій сульфату та натрій карбонату?

## ЗАНЯТТЯ 8

### Лабораторна робота

#### Тема: ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.

**Мета заняття:** Ознайомитись з окисно-відновними процесами, засвоїти поняття “окисник”, “відновник”, процеси окиснення і відновлення, “ступінь окиснення”. Вивчити вплив середовища на окисно-відновні процеси.

#### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Ступінь окиснення елементів.
2. Процеси окиснення на відновлення.
3. Типи окисно-відновних реакцій.
4. Вплив середовища на окисно-відновні процеси.
5. Основні окисники та відновники.

#### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Нерівномірність розподілу електронів між атомами в сполуках дістала назву *окиснюваності*.

Число електронів, зміщених від одного атома певного елемента (при позитивній окиснюваності) або до атома певного елемента (при негативній окиснюваності), називається *ступенем окиснення*.

Ступінь окиснення – це умовний заряд, який мав би атом, коли б електрони всіх його зв'язків з іншими атомами були зміщені до більш електронегативного атома. Позитивний ступінь окиснення визначається як кількість електронів, зміщених від даного атома. Негативний ступінь окиснення дорівнює кількості зміщених електронів до даного атома.

Ступені окиснення позначають арабською цифрою із знаком “+” чи “-“ перед цифрою розміщують їх вгорі над символом елемента, наприклад,  $Mn^{+2}$ ,  $Mn^{+7}$ ,  $S^{-2}$ ,  $N^{-3}$ ,  $P^{+5}$ .

Ступені окиснення позначають також римськими цифрами в дужках і вказують їх після символів елементів або їхніх назв, наприклад,  $Mn(II)$ ,  $Co(III)$ , фосфор(V), марганець(VII).

Заряди іонів, на відміну від ступеня окиснення позначають арабською цифрою із знаком “+”, “-“ після цифри:  $Ca^{2+}$ ,  $Na^{+}$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $Cl^{-}$ .

Правила визначення ступеня окиснення ступеня окиснення:

1. Ступінь окиснення елементів в простих речовинах дорівнює 0:  
 $Cl_2^0$ ,  $Br_2^0$ ,  $N_2^0$ ,  $Na^0$ .
2. В іонних сполуках ступінь окиснення дорівнює заряду іона:  
 $Cl^{-}$  ступінь окиснення  $-1$ ;  $Na^{+}$  ступінь окиснення  $+1$ .
3. Сума ступенів окиснення всіх атомів або іонів, які входять в склад сполуки, рівна нулю.

$$FeCl_3 \quad +3+3 \cdot (-1) = 0$$

4. Сума ступенів окиснення всіх атомів в іоні дорівнює заряду іона.

В  $SO_4^{2-}$  сума ступенів окиснення є  $-2$ :

$$S(+6), O(-2): +6 + 4 \cdot (-2) = +6 - 8 = - 2.$$

5. Окремі елементи майже в усіх своїх сполуках проявляють один і той же ступінь окиснення.

До еталонних належать елементи:

$K^{+1}$ ,  $Na^{+1}$ ,  $H^{+1}$  (за виключенням гідридів металів ( $H^{-1}$ ):  $NaNH^{-1}$ ,  $KH^{-1}$ ,  $CaH_2^{-1}$ );

Mg<sup>+2</sup>, Ca<sup>+2</sup>; F<sup>-1</sup>; Al<sup>+3</sup>; Cl<sup>-1</sup> (за виключенням сполук з O (+3, +5, +7, +1) та сполук з F); O<sup>-2</sup> (за виключенням пероксидів H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, фторидів O<sup>+2</sup>F<sub>2</sub>, O<sub>2</sub><sup>+F<sub>2</sub></sup>).

Реакції, які супроводяться зміною ступеня окиснення елементів, називаються *окисно-відновними*.

Віддавання електронів, яке супроводиться підвищенням ступеня окиснення елемента, називається *окисненням*. Приєднання електронів, що супроводжується зниженням ступеня окиснення елемента, називається *відновленням*.

Відновник: Na - 1e → Na<sup>+</sup> окиснення

Окиснювач: Cl<sub>2</sub> + 2e → 2Cl<sup>-</sup> відновлення

Речовина, до складу якої входить елемент, що окиснюється, називається *відновником*; а речовина, яка містить елемент, який відновлюється, - *окисником*.

Чим більший стандартний ред-окс потенціал даної пари, тим сильнішим окисником є відповідна окиснена форма і тим слабшим відновником є відповідна відновлена форма.

### Метод електронного балансу урівнювання окисно-відновних реакцій.

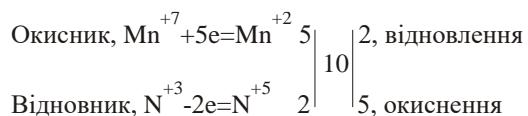
Записують рівняння реакції у молекулярній формі:



Перманганат калію містить Mn<sup>+7</sup>, він може бути тільки окисником. Калій нітрит містить N<sup>+3</sup>, це проміжний ступінь окиснення і в даному випадку, якщо Mn<sup>+7</sup> – окисник, то N<sup>+3</sup> може бути тільки відновником. Відновлення Mn<sup>+7</sup> у кислому середовищі може проходити до Mn<sup>+2</sup>, а окиснення NO<sub>2</sub><sup>-</sup> до NO<sub>3</sub><sup>-</sup>. Отже, запишемо продукти реакції:



Позначимо ступені окиснення речовин, в яких вони змінюються. Далі визначаємо кількість електронів, які віддає відновник і приєднує окисник – складаємо електронний баланс:



Коефіцієнти у рівнянні біля окисника – 2, біля відновника – 5:



Спочатку знаходять коефіцієнти біля всіх катіонів (крім H<sup>+</sup>), потім аніонів.

Потім підраховують кількість атомів Н, а перевіряють правильність по кількості атомів кисню.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Окиснення натрій сульфіту калій біхроматом.

Налити в пробірку 1-2 мл розчину K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, підкислити його розбавленою сульфатною кислотою і додати розчин натрій сульфіту. Спостерігати зміну оранжевого забарвлення розчину на зелений внаслідок відновлення іонів Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>-2</sup> до Cr<sup>+3</sup>. Іон SO<sub>3</sub><sup>-2</sup> окиснюється при цьому в SO<sub>4</sub><sup>-2</sup>. Записати рівняння реакції, урівняти його методом електронного балансу.

### Дослід 2. Окиснювальні властивості іонів Fe<sup>3+</sup>.

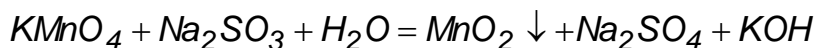
Налити в пробірку 1-2 мл розчину ферем (III) хлориду та додати 1-2 мл розчину калій йодиду і 1 мл розчину крохмалю. Що спостерігається? Записати рівняння реакції, урівняти його методом електронного балансу.

### Дослід 3. Взаємодія міді з нітратною кислотою.

В пробірку опустити 2-3 мідних дротини і обережно налити 2-3 мл концентрованої нітратної кислоти. Спостерігати виділення газу. Скласти рівняння реакції і урівняти його методом електронного балансу.

### Дослід 4. Залежність ступеня відновлення $KMnO_4$ від $pH$ середовища.

В три пробірки налити по 1-2 мл розчину калій перманганату і додати по 1 мл: в першу пробірку – розведеної сульфатної кислоти, в другій залишити розчин нейтральним, в третю – розчину натрій гідроксиду. В кожну пробірку додати розчин натрій сульфату. Записати спостереження. Методом електронного балансу підібрати коефіцієнти в реакціях:



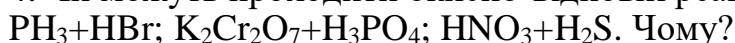
## ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Визначити ступінь окиснення елементів у таких сполуках:  $O_2$ ,  $HCl$ ,  $KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $H_2O_2$ ,  $NH_4NO_3$ ,  $Fe(NO_3)_3$ .

2. Які властивості – окисні чи відновні - проявляють виділені елементи в речовинах: **S**,  $H_2S$ , **Mn**,  $KMnO_4$ , **Zn**,  $ZnS$ ?

3. Які із наведених іонів  $S^{-2}$ ,  $Fe^{+2}$ ,  $NO_3^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $IO_3^-$  можуть бути окисниками, а які ні і чому?

4. Чи можуть проходити окисно-відновні реакції між такими речовинами:



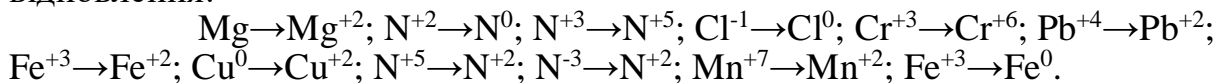
5. Порівняйте окисні властивості оксидів:  $MnO$  і  $Mn_2O_7$ ,  $PbO$  і  $PbO_2$ ,  $Cr_2O_3$  і  $CrO$ ,  $SO_2$  і  $SO_3$ . Наведіть приклади елементів, для котрих підвищення ступеня окиснення не збільшує їх окисні властивості.

6. Чим визначаються окисна і відновна активності речовин і які фактори їх підсилюють?

7. Які з зазначених речовин і як можуть взаємодіяти одне з одним:  $Cu$ ,  $Zn$ ,  $CuS$ ,  $P$ ,  $HNO_3$ ,  $Cl_2$ ,  $FeSO_4$ ,  $H_2SO_4$  (розбавлена),  $NaOH$ ?

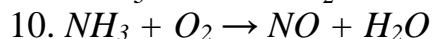
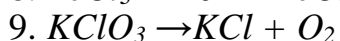
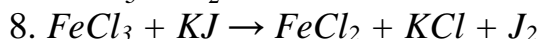
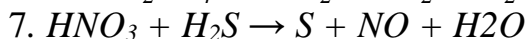
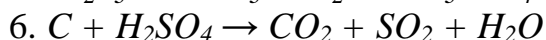
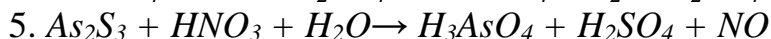
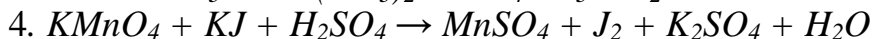
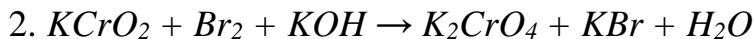
8. Покажіть, як можуть поводитись в окисно-відновних реакціях такі речовини:  $KNO_2$ ,  $I_2$ ,  $S$ ,  $K_2MnO_4$ ,  $H_2O_2$ .

9. Які з наведених нижче схем виражають процес окиснення, а які відновлення:



Зазначте також число електронів, які віддає або приймає атом.

10. У наведених реакціях вказати окисник, відновник, підібрати коефіцієнти методом електронного балансу:



## ЗАНЯТТЯ 9

### Лабораторна робота

#### ТЕМА: ГІДРОГЕН. ГАЛОГЕНИ.

МЕТА: Вивчити хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VII A підгрупи.

#### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Загальна характеристика галогенів.
2. Хімічні властивості фтору, фтороводню. Плавикова кислота.
3. Хлор. Фізичні та хімічні властивості.
4. Хлороводень, соляна кислота. Якісна реакція на хлорид-іон.
5. Оксигенвмісні сполуки хлору.
6. Елементи підгрупи бромю. Броміди та йодиди.
7. Сполуки елементів підгрупи бромю у позитивних ступенях окиснення.

#### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

##### Дослід 1. Добування хлору.

У дві пробірки окремо внести по 2-3 кристалики  $\text{KMnO}_4$  і  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . В обидві пробірки додати по 2-3 краплі концентрованої хлоридної кислоти. Другу пробірку злегка підігріти. Спостерігати виділення хлору.

Відзначте забарвлення хлору. Написати рівняння реакцій, які проходять, враховуючи, що калій біхромат переходить у хром (III) хлорид, а калій перманганат у манган (II) хлорид.

##### Дослід 2. Добування бромю і йоду.

У дві пробірки внести: в одну 2-3 кристалики калій броміду і 1-2 мікрошпателі манган діоксиду. У другу пробірку стільки ж суміші калій йодиду і манган діоксиду. В кожную пробірку додати по 2-3 краплі концентрованої сульфатної кислоти. Відзначте виділення газоподібних бромю і йоду (яке забарвлення кожного). Написати рівняння реакцій, які відбулися, враховуючи, що манган діоксид переходить в манган (II) сульфат.

У зв'язку з токсичністю галогенів у пробірки із залишками реагентів внести по 3-5 крапель розчину натрій тіосульфату  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  і зразу ж їх вимити.

##### Дослід 3. Відновлення калій біхромату.

У три пробірки внести по 2-4 краплі розчину калій біхромату, підкислити розчини розчином сульфатної кислоти (1-2 краплі). Додати по 2-3 краплі в першу пробірку розчину калій йодиду, в другу – розчину натрій броміду, у третю – розчину натрій хлориду. Розчини перемішати чистою скляною паличкою. У якому випадку відновлення біхромату не відбулося?

Написати рівняння всіх реакцій, враховуючи, що біхромат при відновленні переходить у хром (III) сульфат. Як змінилися ступені окиснення галогенів? Що при цьому спостерігається?

##### Дослід 4. Якісне виявлення йоду.

Налити в пробірку 1-2 мл розчину ферум (III) хлориду додати 1-2 мл розчину калій йодиду, а через 1 хв. 1 мл розчину крохмалю. Що спостерігається? Записати рівняння реакції, урівняти його методом електронного балансу.

### Дослід 5. Характерні реакції на іони галогенів.

Утворення осадів  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$  і  $\text{AgI}$  є реакцією, характерною на іони галогенів. Отримайте вказані речовини реакцією обміну. Необхідні розчини солей брати в кількості 4-5 крапель. До отриманих розчинів додати по 2-3 краплі розчину нітратної кислоти. Чи спостерігається їх розчинення?

Написати в молекулярній та іонній формі рівняння реакцій, які відбуваються, відзначте колір отриманих осадів і результат дії на них нітратної кислоти.

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Яка речовина із наведених є найсильнішим окисником?  
1) кисень; 2) фтор; 3) хлор; 4) бром; 5) йод.
2. При взаємодії водного розчину сульфур (IV) оксиду з хлором окислюється елемент:  
1) Оксиген; 2) Сульфур; 3) Хлор; 4) Гідроген;  
5) окисно-відновна реакція не відбувається.
3. Який елемент не належить до галогенів:  
1) Фтор; 2) Бром; 3) Хлор; 4) Манган; 5) Йод.
4. Який максимальний ступінь окиснення проявляє Хлор:  
1) +5; 2) +6; 3) +7; 4) -1; 5) -2.
5. Вказати формулу харчової солі:  
1)  $\text{NaCl}$ ; 2)  $\text{HCl}$ ; 3)  $\text{NaHCO}_3$ ; 4)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ; 5)  $\text{NaNO}_2$ .
6. Записати електронну формулу Хлору. Вказати загальну кількість р-електронів у атомі:  
1) 5; 2) 6; 3) 10; 4) 11; 5) 12.
7. Вказати кількість електронів, які приймає Хлор в даній окисно-відновній реакції:  
$$2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$$
  
1) 1; 2) 2; 3) 4; 4) 6; 5) 8.
8. При зливанні водних розчинів хлоридної кислоти та натрій сульфідіду виділяється газ із неприємним запахом. Вказати його молекулярну масу:  
1) 34 г/моль; 2) 44 г/моль; 3) 48 г/моль;  
4) 52 г/моль; 5) 60 г/моль.
9. Який об'єм гідроген хлориду в літрах (н.у.) треба взяти для нейтралізації розчину, що містить 40 г натрій гідроксиду:  
1) 5,6 л; 2) 5,8 л; 3) 6,2 л; 4) 7,2 л; 5) 22,4 л?
10. Масова частка хлору у складі гексагідрату кальцій хлориду становить:  
1) 32,4 %; 2) 38,5%; 3) 42,6%; 4) 48,5%; 5) 51,2%.

## ЗАНЯТТЯ 10

### ТЕМА: ОКСИГЕН. ХАЛЬКОГЕНИ.

**МЕТА:** Розглянути властивості простих речовин і сполук, утворених елементами VI A підгрупи.

### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Оксиген. Будова атома. Алотропні модифікації: кисень та озон.
2. Оксиди, пероксиди, надпероксиди та озоніди: будова та хімічні властивості.
3. Сульфур. Валентні можливості. Алотропні модифікації.
4. Сірководень. Сульфід та полісульфід.
5. Сполуки сульфуру (IV).
6. Сполуки сульфуру (VI). Сульфатна кислота.
7. Олеум. Гомо- та гетерополікислоти сульфуру.
8. Загальна характеристика елементів підгрупи селену. Водневі сполуки селену і телуру.
9. Оксиди та кисневмісні кислоти халькогенів.
10. Біологічна роль та використання в медицині елементів VI A підгрупи.

### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

#### Дослід 1. Отримання кисню.

а) Помістити в пробірку 2-3 мікрошпателі кристалів калій перманганату, закріпити пробірку в штативі вертикально і нагріти на пальнику. Внести в пробірку тліючу скіпку і переконатися у виділенні кисню.

Написати рівняння розкладу калій перманганату, враховуючи, що утворюється калій манганат, манган (IV) оксид та кисень.

б) У плоскодонну колбу налити 10-15 мл концентрованого (30 %) розчину гідроген пероксиду, додати невелику кількість (на кінці шпателя) порошку манган (IV) оксиду, який каталізує реакцію. Внести в пробірку тліючу скіпку і переконатися у виділенні кисню. Записати рівняння реакції.

#### Дослід 2. Горіння простих та складних речовин у кисні.

Внести за допомогою залізної ложечки запалену на повітрі сірку у колбу з киснем (дослід 1). Порівняти інтенсивність горіння сірки на повітрі і в атмосфері кисню. Записати реакцію горіння сірки. Що спостерігаємо? Записати рівняння реакції.

Виконати аналогічно до попереднього дослідження горіння в атмосфері кисню таких речовин: червоного фосфору, деревного вугілля, стрічки магнію. Записати рівняння реакції.

#### Дослід 3. Окиснювальні властивості гідроген пероксиду.

а) У пробірку внести 5 крапель розчину KI і 3 краплі розчину  $H_2O_2$ . Що спостерігається? Випробувати розчин на наявність йоду крохмалем. Записати рівняння реакції.

б) У пробірку до 3-5 крапель солі  $Pb(NO_3)_2$  додати 2-3 краплі  $Na_2S$ . До чорного осаду  $PbS$ , який утворився додати 2-5 крапель розчину  $H_2O_2$ . Що спостерігаємо? Записати рівняння реакції.

#### **Дослід 4. Відновні властивості гідроген пероксиду.**

У пробірку налити 2-3 мл розчину  $\text{KMnO}_4$ , підкислити розчином  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (3-5 мл) і додати 5-6 крапель  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Що спостерігаємо? Записати рівняння реакції.

#### **Дослід 5. Отримання малорозчинних сульфідів.**

У дві пробірки окремо внести по 3-4 краплі 0,5н розчинів манган (II) сульфату і плюмбум (II) нітрату. В кожен пробірку додати по 2-3 краплі 0,5н розчину амоній сульфідів. Спостерігати випадання осадів манган сульфідів і плюмбум сульфідів. До отриманих розчинів додати по 2-3 краплі 2н розчину нітратної кислоти. Який сульфід розчинився? Чи можливе його утворення в кислому середовищі?

Написати в молекулярному й іонному вигляді рівняння реакцій отримання сульфідів мангану (II) і плюмбуму (II). Вказати їхній колір. Написати рівняння реакції розчинення манган сульфідів в кислоті.

#### **Дослід 6. Взаємодія сульфатної кислоти з металами.**

а) Дія розведеної сірчаної кислоти.

У три пробірки внести по 5 – 8 крапель 2н розчину сульфатної кислоти і по 2 – 3 шматочки металів: в першу – цинку, в другу – магнію, в третю – міді. Якщо реакція йде повільно, злегка нагріти пробірки на невеликому полум'ї пальника.

У якому випадку реакція не відбувається? Чому? Написати рівняння реакцій. Який елемент в цих реакціях є окиснювачем?

б) Дія концентрованої сульфатної кислоти.

У пробірку помістити 1 – 2 шматки мідної дротинки і долити 5 – 10 крапель концентрованої сульфатної кислоти. Нагріти на невеликому полум'ї пальника. Вологий індикаторний папірець піднести до отвору пробірки. Який газ виділяється?

У пробірку помістити 1 мікрошпатель цинкового пилку і налити 5-10 крапель концентрованої сульфатної кислоти. Нагріти на невеликому полум'ї пальника. До газу, який виділяється, піднести папірець, змочений розчином плюмбум нітрату. Пояснити появу темної плями на цьому папері.

Написати рівняння реакцій взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з цинком з утворенням: а) сірчистого газу; б) сірки; в) сірководню.

#### **Дослід 7. Нестійкість тіосульфату в кислому середовищі.**

Внести в пробірку 5-6 крапель розчину 0,5н натрій тіосульфату  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  і 3-4 краплі 2н розчину сульфатної кислоти.

Відзначте випадання сірки. За запахом визначити який газ виділяється? Навести графічну формулу натрій тіосульфату. Написати рівняння реакції взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою. Вказати окиснювач і відновник.

### **ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ**

- У якій сполуці містяться одночасно полярні ковалентні та йонні зв'язки:  
1)  $\text{SO}_2$ ; 2)  $\text{SO}_3$ ; 3)  $\text{H}_2\text{S}$ ; 4)  $\text{NaHS}$ ; 5)  $\text{Na}_2\text{S}$ .
- З наведених пар оксидів виберіть ті, які будуть взаємодіяти між собою:  
1)  $\text{Na}_2\text{O}$  і  $\text{CuO}$ ; 2)  $\text{CaO}$  і  $\text{CO}$ ; 3)  $\text{CO}_2$  і  $\text{P}_2\text{O}_5$ ;  
4)  $\text{BaO}$  і  $\text{SO}_3$ ; 5)  $\text{N}_2\text{O}_5$  і  $\text{P}_2\text{O}_5$ ?
- У якій молекулі валентність Оксигену не збігається з числовою величиною ступеня окиснення?

- 1)  $\text{H}_2\text{O}$ ;            2)  $\text{Na}_2\text{O}$ ;        3)  $\text{CaO}$ ;  
4)  $\text{MnO}_2$ ,            5)  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

4. В якій з реакцій, наведених нижче, окислюється атом сульфуру?

- 1)  $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ ;        2)  $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4$ ;  
3)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 \rightarrow \text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
4)  $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$ ;  
5)  $\text{ZnS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$ .

5. Які речовини вступили в реакцію, якщо в результаті утворилися наступні продукти  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (продукти подані без стехіометричних коефіцієнтів)?

- 1)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.);    2)  $\text{Fe}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.);  
3)  $\text{Fe}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (розб.);    4)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (розб.);  
5)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (розб.).

6. Концентрована сульфатна кислота взаємодіє з цинком з утворенням вільної сірки. Записати рівняння реакції і вказати суму коефіцієнтів.

- 1) 28;    2) 19;    3) 17;    4) 15;    5) 13.

7. Вказати кількість електронів, які віддає Сульфур в даній окисно-відновній реакції:



- 1) 1;    2) 2;    3) 4;    4) 6;    5) 8.

8. Яка маса сірки повинна згоріти для одержання 2 моль сульфур (IV) оксиду:

- 1) 32 г;    2) 45 г;    3) 56 г;    4) 64 г;    5) 72 г?

9. Скільки моль гідроген сульфід повинен увібрати розчин, в якому міститься 40 г натрій гідроксиду, щоб утворилась кисла сіль:

- 1) 1;    2) 2;    3) 3;    4) 4;    5) 5?

10. Вирахуйте, скільки літрів (н.у.) водню витіснить цинк масою 6,5 г з розчину розведеної сульфатної кислоти:

- 1) 1,12 л;    2) 2,24 л;    3) 11,2 л;    4) 22,4 л;    5) 33,6 л.

## ЗАНЯТТЯ 11

### ТЕМА: НІТРОГЕН. ФОСФОР.

**Мета:** Вивчити властивості елементів VA групи та їх сполук.

### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Нітроген, будова атома та характерні ступені окиснення. Знаходження в природі.

2. Будова молекули азоту. Фізичні та хімічні властивості простої речовини.

3. Солі амонію. Якісна реакція на катіон амонію.

4. Сполуки нітрогену з негативними ступенями окиснення: гідразин, гідроксиламін.

5. Азотна кислота. Отримання. Взаємодія азотної кислоти з металами та неметалами.

6. Фосфор. Загальна характеристика. Алотропні модифікації фосфору. Хімічна активність.

7. Фосфіди. Фосфін, солі фосфонію.

8. Оксиди фосфору. Фосфорні кислоти та їх солі.
9. Фосфати у харчовій промисловості.

## **ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

**Дослід 1. Отримання аміаку і вивчення його властивостей. Якісна реакція на  $\text{NH}_4^+$  - іон.**

В пробірку поміщають 5-6 крапель 0,5н розчину амоній хлориду, додають 5-6 крапель 2н розчину натрій гідроксиду. На слабкому полум'ї пальника підігріти розчин. До отвору пробірки піднести мокрий лакмусовий папірець і відзначте зміну забарвлення. До отвору пробірки піднести паличку, змочену концентрованою соляною кислотою. Відзначте появу білого диму.

Написати рівняння реакцій: а) отримання аміаку; б) взаємодії аміаку з водою, яка частково приводить до утворення іону амонію, в) взаємодії аміаку з соляною кислотою.

**Дослід 2. Відновні властивості аміаку.**

У дві пробірки внести окремо по 3-4 краплі 0,5н розчинів калій перманганату і калій біхромату. В кожному з пробірок додати по 3-5 крапель 25%-ного розчину аміаку. В кожному випадку розчини злегка підігріти до зміни їх забарвлення.

Написати відповідні рівняння реакцій, враховуючи, що в кожному випадку аміак головним чином окиснюється до молекулярного азоту, перманганат відновлюється до  $\text{MnO}_2$ , а калій біхромат - до  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ . У всіх випадках відзначте зміну забарвлення розчину.

**Дослід 3. Гідроліз солей амонію.**

У три пробірки налити по 5-6 крапель нейтрального розчину лакмусу. В кожному з пробірок окремо додати по 2-3 мікрошпателі кристалів амоній хлориду, амоній нітрату і амоній ацетату, кожен розчин перемішати чистою скляною паличкою. Відзначте зміну забарвлення лакмусу в кожному випадку. Написати в молекулярному й іонному вигляді відповідні рівняння реакцій гідролізу.

**Дослід 4. Окиснювальні властивості нітратної кислоти.**

Внести в пробірку 3-4 краплі концентрованої нітратної кислоти і маленький шматочок мідної стружки. В другу пробірку внести 2 краплі 2н розчину нітратної кислоти, після чого внести в нього також шматочок мідної стружки. Пробірку з розведеною нітратною кислотою злегка нагріти. Обидві пробірки тримати на білому фоні. Відзначити різне протікання реакцій в обох випадках.

Який газ виділяється в першій пробірці, який – в другій? Написати рівняння відповідних реакцій. Чим пояснити легке пожовтіння газу, який виділяється на початку реакції?

**Дослід 5. Добування ортофосфорної кислоти.**

Внести в пробірку невелику кількість червоного фосфору (дуже мало) і додати 3-5 крапель концентрованої нітратної кислоти. Пробірку підігріти легко до початку виділення газу, після чого нагрівання припинити. Розчин зберегти для наступного дослідження.

Написати рівняння реакції отримання ортофосфорної кислоти, враховуючи, що при цьому виділяється оксид азоту (II) та рівняння ступінчастої дисоціації фосфорної кислоти.

### Дослід 6. Отримання кальцій гідрофосфату.

Внести в пробірку по 4-5 крапель 0,5н розчинів кальцій хлориду і натрій гідрофосфату. Відзначте колір осаду, який випав. Написати рівняння реакції в молекулярній та іонній формі.

### Дослід 7. Осадження фосфату заліза і алюмінію в присутності ацетату натрію.

У дві пробірки внести по 3-4 краплі розчинів солей: в першу – 0,5н ферум (III) хлориду, в другу – 0,5н розчину алюміній хлориду. Додавати в кожна з пробірок по 2-3 краплі 0,5н розчину натрій ацетату і 0,5н розчину натрій гідрофосфату. Відзначте колір осадів, що випали.

У цьому випадку у розчинах солей алюмінію і феруму (III), забуферованих ацетатом натрію, отримують середні фосфати цих металів, які є нерозчинні в оцтовій кислоті:



Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

- До якого класу неорганічних сполук належить речовина  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ :  
1) Оксиди. 2) Основи. 3) Кислоти. 4) Солі.
- Вказати ступінь окиснення Нітрогену в нітратній кислоті:  
1) -3. 2) +2. 3) +3. 4) +5. 5) +6.
- Вказати назву солі  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ :  
1) натрій орто-фосфат; 2) динатрій орто-фосфат;  
3) натрій гідроорто-фосфат; 4) натрій мета-фосфат;  
5) динатрій гідроорто-фосфат.
- У розчині якої солі рН більше 7:  
1)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; 2)  $\text{CuCl}_2$ ; 3)  $\text{FeCl}_3$ ; 4)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ; 5)  $\text{K}_3\text{PO}_4$ .
- Найраціональнішим комплексним мінеральним добривом є речовина, склад якої відповідає формулі:  
1)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_3$ ; 2)  $\text{CaHPO}_4$ ; 3)  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ;  
4)  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ ; 5)  $\text{NH}_4\text{OH}$ .
- Скільки видів іонів утвориться при ступінчастій електролітичній дисоціації натрій дигідрофосфату:  
1) 2; 2) 3; 3) 4; 4) 5; 5) 6?
- Для отримання ортофосфатної кислоти на 1 моль фосфор (V) оксиду треба взяти таку кількість моль води:  
1) 1 моль; 2) 1,5 моль; 3) 2 моль; 4) 2,5 моль; 5) 3 моль.
- Скільки грамів фосфору потрібно спалити для одержання 1 моль фосфорного ангідриду:  
1) 31 г; 2) 45 г; 3) 56 г; 4) 62 г; 5) 72 г?
- Яку масу фосфору можна отримати із 5,1 кг фосфориту  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ :  
1) 0,5 кг; 2) 0,78 кг; 3) 1,02 кг; 4) 2 кг; 5) 2,04 кг.
- Визначити об'єм амоніаку, необхідний для приготування 100 г 10 % розчину амоній гідроксиду:  
1) 2,4 л; 2) 6,4 л; 3) 11,2 л; 4) 5,6 л; 5) 2,24 л.

## ЗАНЯТТЯ 12

### Лабораторна робота № 22

**ТЕМА: ЕЛЕМЕНТИ IV А ГРУПИ І ВЛАСТИВОСТІ ЇХ СПОЛУК.**

**МЕТА:** Вивчити хімічні властивості елементів IV А групи та їх сполук.

### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Вуглець. Алотропні видозміни вуглецю.
2. Карбіди: ацетиленіди і метаніди. Взаємодія карбідів з водою.
3. Оксиди вуглецю. Вугільна кислота. Карбіди та гідроксокарбонати, гідроліз та термічний розклад.
4. Ціановоднева кислота. Ціаніди. Тіоціанати.
5. Кремній. Загальна характеристика. Силіциди і силани, їх гідроліз.
6. Кисневі сполуки кремнію. Кремнієві кислоти і силікати.
7. Елементи підгрупи германію. Загальна характеристика. Силіциди. Сполуки з воднем. Силани, окиснення та гідроліз.
8. Відновні та окиснювальні властивості сполук Sn (II) і Pb (IV).

### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

#### Дослід 1. Адсорбційні властивості вугілля.

У пробірку до 1/2 її об'єму налити води і додати 5 крапель розчину лакмусу. Внести в розчин шпателем активоване вугілля. Щільно закрити пробірку й енергійно струшувати протягом 2-3 хв. Дати розчину відстоятися, відфільтрувати і відзначити його знебарвлення.

#### Дослід 2. Відновлення вугіллям оксиду міді (II).

На фільтрувальному папері змішати один об'єм порошку оксиду міді з двома об'ємами порошку вугілля. Підготовлену суміш помістити в циліндричну пробірку, яку закріпити в штативі горизонтально. Нагріти суміш на сильному полум'ї пальника протягом 10-12 хв., спостерігаючи сильне розжарювання суміші. Після охолодження пробірки висипати її вміст на листок білого паперу. Відзначте колір отриманого продукту. Зверніть увагу на червонуватий відтінок, який утворився на стінках пробірки і поясніть його утворення. Напишіть рівняння реакції.

#### Дослід 3. Отримання диоксиду вуглецю і його розчинення у воді.

Підготовлену пробірку з нейтральним розчином лакмусу (5-6 крапель). В іншу пробірку помістити шматочок крейди, додати 10 мл 2н розчину соляної кислоти і закрити пробірку корком з газовідвідною трубкою. Кінець газовідвідної трубки занурити в нейтральний розчин лакмусу. Пропускати газ 2-3 хв.. Відзначити зміну забарвлення лакмусу.

Написати схему рівноваги, яка існує у водному розчині діоксиду вуглецю. Як зміститься рівновага при додаванні у розчин лугу? кислоти? Вказати причину зміщення рівноваги в кожному випадку.

#### Дослід 4. Отримання карбонатів лужноземельних металів і їх розчинення в ацетатній кислоті.

В трьох пробірках отримати карбонати кальцію, стронцію і барію взаємодією відповідних солей з карбонатом натрію (по 3-4 краплі). Дати розчинам відстоятися і, видаливши піпеткою частину рідини, додати до осадів по одній

краплі ацетатної кислоти. Описати усі явища, навівши відповідні рівняння реакцій.

### **Дослід 5. Отримання гелю і золю кремнієвої кислоти.**

У дві пробірки внести по 4-5 крапель в одну – 2н розчину силікату натрію, в другу – концентрованої соляної кислоти. Додати в першу пробірку 6-7 крапель 2н розчину соляної кислоти, а в другу 1-2 краплі насиченого розчину силікату натрію. Закрити пробірки і струсити їх, спостерігаючи утворення гелю кремнієвої кислоти в першій пробірці і золю – в другій. Отриманий золь кремнієвої кислоти нагріти на маленькому полум'ї пальника до переходу в гель. Як називається процес переходу золю в гель? Яке значення має нагрівання?

Написати рівняння отримання метакремнієвої кислоти.

### **ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ**

1. Яка речовина не містить атомів карбону:  
1) крейда; 2) гіпс; 3) сода; 4) графіт; 5) фулерен.
2. До якого класу неорганічних сполук належить  $\text{CO}_2$ :  
1) основа; 2) основний оксид; 3) кислотний оксид;  
4) амфотерний оксид; 5) сіль.
3. Записати електронну формулу атома Карбону. Вказати кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні:  
1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4; 5) 5.
4. Яка сіль зумовлює тимчасову жорсткість води:  
1) натрій карбонат; 2) кальцій карбонат; 3) магній сульфат;  
4) кальцій хлорид; 5) кальцій гідрокарбонат.
5. Вказати ступінь окиснення Карбону в чадному газі:  
1)  $-2$ ; 2)  $+2$ ; 3)  $+4$ ; 4)  $-4$ ; 5)  $+6$ .
6. Вказати об'єм у літрах 11 грамів вуглекислого газу при нормальних умовах:  
1) 22,4 л; 2) 11,2 л; 3) 5,6 л; 4) 11 л; 5) 44 л.
7. Густина 20%-ного розчину натрій карбонату становить 1,06 г/мл. Скільки грамів розчиненої речовини містить 20 мл цього розчину?  
1) 0,424; 2) 4,24; 3) 2,12; 4) 0,212; 5) 3,5.
8. Вказати молярну масу солі, що утвориться при взаємодії кальцій оксиду та карбон (IV) оксиду:  
1) 52 г/моль; 2) 78 г/моль; 3) 84 г/моль; 4) 98 г/моль; 5) 100 г/моль.
9. При дії хлоридної кислоти на крейду (кальцій карбонат) виділяється газ. Вказати його молярну масу:  
1) 29 г/моль; 2) 44 г/моль; 3) 48 г/моль;  
4) 52 г/моль; 5) 60 г/моль.
10. Визначити, яку масу осаду крейди можна розчинити у 100 г 9 %-ного розчину оцтової кислоти:  
1) 7,5 г; 2) 75 г; 3) 9 г; 4) 52 г; 5) 100 г.

## ЗАНЯТТЯ 13

### Лабораторна робота

#### ТЕМА: ЕЛЕМЕНТИ І А ТА ІІ А ПІДГРУПИ.

**МЕТА:** Розглянути властивості лужних та лужноземельних металів; бору та алюмінію.

#### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Загальна характеристика лужних металів (будова атомів, зміна атомних радіусів, потенціалів іонізації, можливі валентності і ступені окиснення).
2. Отримання та властивості лугів.
3. Якісні реакції на іони лужних металів.
4. Загальна характеристика елементів ІІ А підгрупи (будова атома, зміна по підгрупі атомних радіусів, потенціалів іонізації, спорідненості до електрону).
5. Елементи підгрупи кальцію, їх оксиди і гідроксиди.
6. Загальна характеристика елементів ІІІ А групи. Зміна по підгрупі металічних, кислотно-основних властивостей.
7. Сполуки бору з воднем, металами.
8. Алюміній, фізичні та хімічні властивості.
9. Оксид та гідроксид алюмінію.

#### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

##### Дослід 1. Взаємодія натрію та магнію з водою.

У фарфорову чашку з водою вносять маленький шматочок натрію, обсушений фільтрувальним папером. Спостерігають за ходом реакції через скло витяжної шафи. Який газ виділяється? Пояснить зміну забарвлення розчину. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

Декілька шматочків магнію опустити в пробірку з дистильованою водою. Чи є видимі ознаки проходження реакції на холоді? Закріпити пробірку в пробіркотримачі і нагріти її на невеликому полум'ї пальника. Що спостерігається? Визначити кислотність середовища після проходження реакції за допомогою індикаторного папірця.

##### Дослід 2. Взаємодія магнію та алюмінію з кислотами.

По таблиці стандартних електродних потенціалів знайти стандартний електронний потенціал магнію та алюмінію і зробити висновок про можливість їх взаємодії з розведеними розчинами хлоридної та сульфатної кислот. Перевірити припущення дослідним шляхом. Написати рівняння реакцій.

##### Дослід 3. Взаємодія алюмінію з лугом.

В пробірку з 3-4 краплями води помістити шматочок алюмінієвої фольги. Нагріти пробірку на водяній бані. Чи спостерігається виділення водню? Додати в пробірку 5-8 крапель 2н розчину натрій гідроксиду. Відзначте інтенсивне виділення водню. Написати рівняння реакції розчинення, враховуючи, що утворюється натрій тетрагідроксоалюмінат (ІІІ).

##### Дослід 4. Взаємодія алюмінію з солями.

У пробірку помістити шматочок алюмінієвої стружки, додати 2-3 мл розчину купрум сульфату та 1 мл розчину натрій хлориду. Яка із солей вступає у реакцію (навести значення стандартних електродних потенціалів металів)? Написати рівняння реакції.

### Дослід 5. Гідроксид алюмінію і його властивості.

Налити в дві пробірки по 3-4 краплі 2н розчину солі алюмінію. В кожну пробірку додавати по краплях 2н розчин натрій гідроксиду до появи білих осадів гідроксидів. Випробувати відношення отриманих гідроксидів до кислот і лугів. Зробити висновок щодо властивостей алюміній гідроксиду.

Написати рівняння реакцій в іонній і молекулярній формі. Написати схему рівноваги дисоціації алюміній гідроксиду і її зміщення під дією  $H^+$  і  $OH^-$  - іонів.

### Дослід 6. Сульфати лужноземельних металів.

В три пробірки внести по 2-3 краплі 0,2н розчинів солей: в першу – кальцій хлориду, в другу – стронцій, в третю – барій. В кожну пробірку додати по 3-4 краплі 0,5н розчину натрій сульфату. Що спостерігається? Чи однакова швидкість випадання осаду барій сульфату і кальцій сульфату. Чим це пояснюється? Випробувати дію соляної кислоти на отримані сульфати. Написати відповідні рівняння реакцій і вирази добутків розчинності.

### Дослід 7. Хромати лужноземельних металів.

В три пробірки внести окремо в кожну по 3-4 краплі 0,1н розчинів кальцій хлориду, стронцій хлориду і барій хлориду. В кожну пробірку додати по 4-5 крапель розчину калій хромату. Хромати яких металів випадають в осад? Відзначте їх колір. Випробуйте дію оцтової кислоти на осад хроматів.

## ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Записати електронну формулу атома Кальцію. Вказати кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні:

- 1) 1;      2) 2;      3) 3;      4) 4;      5) 5.

2. Серед поданих металів вказати метал, який витісняє водень з води:

- 1) калій;    2) свинець;    3) срібло;    4) мідь;    5) золото.

3. Серед поданих металів вказати найактивніший метал:

- 1) свинець;    2) залізо;    3) ртуть;    4) цинк;    5) алюміній.

4. В результаті взаємодії натрію і води утворюються:

- 1) натрій оксид;    2) натрій гідроксид;    3) натрій оксид і водень;  
4) натрій гідроксид і водень;    5) натрій гідроксид і кисень.

5. При взаємодії дуже розведеної нітратної кислоти з порошком магнію алюмінію Нітроген відновлюється до мінімального значення ступеня окиснення. Записати рівняння реакції та вказати суму коефіцієнтів.

- 1) 10;      2) 12;      3) 23;      4) 36;      5) 58.

6. Натрій одержують при електролізі розплаву натрій хлориду. Скільки кілограмів металу можна добути з 117 кг солі:

- 1) 2,4 кг;    2) 23 кг;    3) 24 кг;    4) 36 кг;    5) 46 кг?

7. Яка маса хлоридної кислоти (у грамах) необхідна для взаємодії з алюмінієм, щоб отримати 11,2 л (н.у.) водню:

- 1) 9 г;    2) 29 г;    3) 36,5 г;    4) 71 г;    5) 109,5 г?

8. Під час кип'ятіння 500 мл водогінної води утворилося 0,5 г кальцій карбонату. Визначити концентрацію йонів кальцію у моль/л, вважаючи, що кальцій знаходиться у воді у вигляді гідроген карбонату.

- 1) 1 моль/л;    2) 0,1 моль/л;    3) 0,01 моль/л;    4) 0,005 моль/л;    5) 0,001 моль/л.

9. При прожарюванні 63,3 г кристалогідрату натрій карбонату виділилось 39,6 г води. Визначити формулу кристалогідрату:

1)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ;      2)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;      3)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ;      4)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ;      5)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ?

10. Урівняти рівняння методом електронного балансу, вказати кількість електронів, що віддає відновник:



1) 1;      2) 2;      3) 3;      4) 4;      5) 5.

## ЗАНЯТТЯ № 14

**ТЕМА: ЕЛЕМЕНТИ ПІДГРУПИ ХРОМУ ТА МАНГАНУ.**

**МЕТА:** Вивчити хімічні властивості сполук Хрому та Мангану.

### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Загальна характеристика елементів VI В групи.
2. Характеристика сполук хрому (II).
3. Сполуки хрому (III) і їхні хімічні властивості.
4. Сполуки хрому (VI) і їх окиснювальні властивості. Рівновага переходу між дихромат- та хромат-іонами.
5. Загальна характеристика елементів VII групи.
6. Манган: електронна будова та можливі ступені окиснення. Властивості простої речовини.
7. Сполуки Mn (II) та їх властивості.
8. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук Mn (IV).

### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Дослід 1. Вивчення і властивості хром (III) гідроксиду.**

В пробірку з 3мл 0,5н розчину хром (III) хлориду по краплях додати 2н розчин натрій гідроксиду до утворення осаду хром гідроксиду. Який колір осаду? Написати рівняння реакції.

Отриманий осад розділити на дві пробірки. В одну з них додати розведену кислоту, а в другу – надлишок лугу. Написати рівняння реакцій. Якими властивостями володіє хром (III) гідроксид? Яке забарвлення розчинів, які утворилися?

**Дослід 2. Відновні властивості солей хрому (III).**

У пробірку з 3мл 0,5н розчину хром (III) хлориду по краплях додати 2н розчин натрій гідроксиду до утворення осаду хром гідроксиду, а потім ще надлишок натрій гідроксиду до повного розчинення гідроксиду. До отриманого розчину додати 1-2 краплі лугу і 3-5 крапель 3% розчину пероксиду водню. Нагріти суміш на водяній бані до переходу зеленого забарвлення в жовте, що вказує на утворення в розчині хромату. Написати рівняння реакції окиснення  $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$  в  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ .

### **Дослід 3. Отримання малорозчинних хроматів.**

В три пробірки з 0,5н розчином хромату калію (2-3 краплі) додати по 2-3 краплі розчинів: у першу – 0,5 н барій хлориду, в другу – 0,5 н розчину плюмбум нітрату, в третю – 0,1н розчину аргентум нітрату. Який колір осадів?

Написати в молекулярній та іонній формі рівняння реакцій.

### **Дослід 4. Окиснювальні властивості хроматів.**

До підкисленого сульфатною кислотою 0,5н розчину калій біхромату додати розчин калій йодиду. Відзначте зміну забарвлення. Довести за допомогою 1% розчину крохмалю, що виділився вільний йод, для чого в пробірку з 5-6 краплями крохмалю внести 1 краплю отриманого в досліді розчину. Написати рівняння реакції.

### **Дослід 5. Одержання і властивості манган (II) гідроксиду.**

У пробірку внести по 3-4 краплі 0,5 н розчину манган (II) сульфату і по 2-3 краплі 2 н розчину лугу. Якого кольору отримано осад? Розділити осад в дві пробірки. В першу пробірку з осадом манган гідроксиду додати 2-3 краплі 2 н розчину сульфатної кислоти. Що спостерігається?

У другій пробірці осад перемішати і спостерігати побуріння внаслідок окиснення Mn (II) киснем повітря до Mn (IV). Які властивості характерні для манган (II) гідроксиду? Написати рівняння реакції: отримання манган (II) гідроксиду і його окиснення киснем повітря в присутності води в  $MnO(OH)_2$ ; взаємодії манган гідроксиду з сульфатною кислотою.

### **Дослід 6. Відновні властивості сполук мангану(II).**

В пробірки помістити 1 краплю 0,5 н розчину сульфату мангану і 5-6 крапель 2н розчину нітратної кислоти. Додати 1 мікрошпатель порошку натрій бісмуту  $NaBiO_3$ . Якого кольору розчин? Як змінився ступінь окиснення мангану? Написати рівняння реакції, яка проходить з утворенням манганової кислоти і бісмут (III) нітрату.

### **Дослід 7. Окиснювальні властивості манган диоксиду.**

В циліндричну пробірку помістити 1 мікрошпатель порошку манган диоксиду і 2-3 краплі концентрованої хлоридної кислоти. За кольором і запахом визначити, який газ виділиться. Якщо реакція йде недостатньо енергійно, пробірку обережно нагрівають на малому полум'ї пальника. Написати рівняння реакції.

## **ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ**

1. Вказати сполуку Хрому, яка проявляє виключно окислювальні властивості:

1) Cr; 2)  $Cr_2O_3$ ; 3)  $Cr(OH)_3$ ; 4)  $Cr_2(SO_4)_3$ ; 5)  $Na_2Cr_2O_7$ .

2. Який ступінь окиснення Хрому в калій біхроматі  $K_2Cr_2O_7$ :

1) +3; 2) +4; 3) +6; 4) -3; 5) -5.

3. Яка формула відповідає назві комплексної сполуки «бромтетраамінахрому (III) хлорид»? Вказати номер правильної відповіді:

1)  $[Br(NH_3)_4(H_2O)Cr]Cl_3$ ; 2)  $[Br(NH_3)_4(H_2O)Cr]Cl_4$ ;

3)  $[Cr(H_2O)(NH_3)_4Br]Cl_2$ ;

4)  $[Cr(H_2O)(NH_3)_4Br]Cl$ ; 5)  $[Cr_3(H_2O)(NH_3)_4Br]Cl$ .

4. Серед поданих речовин вказати ті, що реагуватимуть як відновники з розчином калій перманганату: 1) хлоридна кислота; 2) сульфатна кислота; 3) ферум (II) хлорид; 4) ферум (III) хлорид; 5) нітратна кислота.

1) 1, 2, 3; 2) 3, 4; 3) 2, 4, 5; 4) 1, 3; 5) усі розчини.

5. Вказати рівняння напівреакції, що відбувається на катоді манган-срібного елемента:

1)  $\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$ . 2)  $\text{Mn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ . 3)  $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$ .

4)  $\text{Ag}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^{2+}$ . 5)  $\text{Ag}^+ - 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$ .

6. Записати електронну формулу Хрому, вказати кількість d-електронів:

1) 1; 2) 5; 3) 6; 4) 24; 5) 52?

7. Вказати молярну масу солі, що утвориться при взаємодії хром (III) оксиду та сульфатної кислоти:

1) 52 г/моль; 2) 78 г/моль; 3) 184 г/моль; 4) 264 г/моль; 5) 392 г/моль.

8. Яку масу хрому (в кг, з т. до цілих) можна отримати з 2,5 т хромистого залізняку  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ , що містить 15% “пустої” породи:

1) 99 кг; 2) 182 кг; 3) 320 кг; 4) 860 кг; 5) 987 кг?

9. Який об’єм азоту можна отримати при н.у. внаслідок розкладу 25,2 г амоній біхромату:

1) 1,12 л; 2) 2,24 л; 3) 11,2 л; 4) 22,4 л; 5) 33,6 л.

10. Калій перманганат у присутності сульфатної кислоти окислює ферум (II) сульфат до ферум (III) сульфату. Записати рівняння реакції цього процесу і вказати суму коефіцієнтів:

1) 21; 2) 12; 3) 14; 4) 20; 5) 36.

## ЗАНЯТТЯ № 15

### Лабораторна робота № 29

#### ТЕМА: РОДИНА ФЕРУМУ.

МЕТА: Вивчити властивості простих речовин та сполук елементів VIII В підгрупи.

#### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Загальна характеристика d-елементів VIII групи; електронні конфігурації, характерні ступені окислення елементів родини феруму і платинових металів.

2. Ферум. Властивості простої речовини.

3. Оксиди та гідроксиди феруму (II) та феруму (III).

4. Комплексні сполуки феруму. Якісні реакції на іони  $\text{Fe}^{2+}$  та  $\text{Fe}^{3+}$ .

Сполуки феруму (VI).

5. Кобальт. Сполуки кобальту (II) та кобальту (III): оксиди, гідроксиди, катіонні та аніонні комплекси.

6. Властивості нікелю та його сполук.

7. Біологічна роль елементів родини феруму.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Характерні реакції на іони $\text{Fe}^{2+}$ і $\text{Fe}^{3+}$ .

#### а) Дія на солі феруму (II) калій гексаціаноферату (III).

Помістити в пробірку 1 мл розчину ферум (II) хлориду і додати 1 краплю 0,5 н розчину калій гексаціаноферату (III) (червоної кров'яної солі  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ). Відзначити колір осаду, який утворився (турнбуленова синь), вказати хімічну назву і формулу отриманої сполуки. Така реакція є характерною для іону  $\text{Fe}^{2+}$ .

#### б) Дія на солі феруму (III) калій гексаціаноферату (II).

Помістити в пробірку 2-3 краплі 0,5 н розчину ферум (III) хлориду і додати 1 краплю 0,5 н розчину калій гексаціаноферату (II) (жовтої кров'яної солі  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ). Що спостерігається? Відзначити колір осаду, який утворився (берлінська лазур), вказати хімічну назву і формулу отриманої речовини. Написати рівняння реакції в молекулярній та іонній формі.

#### в) Дія на солі феруму (III) амоній (або калій) роданіду.

Помістити в пробірку 5-6 крапель 0,5 н розчину ферум (III) хлориду і додати 1 краплю 0,01 н розчину амоній (або калій) роданіду. Аналогічно проробити дослід з розчином солі Мора. Перенести 1 краплю отриманого в першій пробірці розчину в другу пробірку і додати 8-10 крапель води.

Написати рівняння реакції отримання  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ , який забарвлює розчин в яскраво-червоний колір. Відзначити, що забарвлення характерне тільки для солі феруму (III). Чим пояснюється послаблення забарвлення при розведенні?

### Дослід 2. Одержання та властивості ферум (II) гідроксиду.

В пробірку внести декілька кристаликів солі Мора та розчинити її у 5-6 краплях води, додати 2 н розчин луку до випадання осаду ферум (II) гідроксиду. Перемішати отриманий осад скляною паличкою і спостерігати через 1-2 хвилини побуріння осаду внаслідок окиснення ферум (II) гідроксиду в ферум (III) гідроксид.

Перевірити дослідним шляхом як взаємодіє свіжоосаджений ферум (II) гідроксид з 2 н розчином соляної кислоти. Які властивості проявляє в цій реакції ферум (II) гідроксид?

Написати рівняння реакцій утворення ферум (II) гідроксиду, окиснення отриманої основи під дією кисню повітря і води.

### Дослід 3. Ферум (III) гідроксид.

В дві пробірки внести по 5-6 крапель 0,5 н розчину ферум (III) хлориду і додати 3-4 краплі 2 н розчину луку. Що спостерігається? В одну пробірку додати розведеної кислоти до розчинення осаду, в другій пробірці перевірити розчинність осаду в лузі.

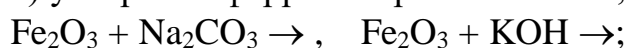
Незважаючи на відсутність взаємодії з лугом при звичайній температурі ферум (III) гідроксид амфотерний. Кислотні властивості він проявляє тільки при сплавленні з лугами або карбонатами лужних металів. При цьому утворюються солі, які називаються ферритами. Водою вони повністю розкладаються.

Написати рівняння реакцій:

а) взаємодії ферум (III) хлориду з розчином луку з утворенням ферум (III) гідроксиду;

б) розчинення ферум (III) гідроксиду в кислоті;

в) утворення ферритів при сплавленні, дописавши наступні реакції:



- г) повного гідролізу натрій ферриту, який протікає з утворенням  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  
д) формулу оксиду  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  у вигляді ферум (II) ферриту.

#### Дослід 4. Гідроліз ферум (III) хлориду.

Помістити в дві пробірки по 5-6 крапель нейтрального розчину лакмусу і по 2 мікрошпателі ферум (III) хлориду. Визначити за кольором розчину реакцію середовища. Одну з пробірок нагріти. Що спостерігається при нагріванні? Написати рівняння реакції гідролізу  $\text{FeCl}_3$  на холоді і при нагріванні. Як можна зменшити ступінь гідролізу цієї солі? Яка сіль  $\text{FeCl}_2$  чи  $\text{FeCl}_3$  більшою мірою гідролізує. Відповідь обґрунтуйте.

#### Дослід 5. Отримання гідроксидів кобальту (II) та ніколу(II).

У дві пробірки помістити по 1-2 мл розчинів солей кобальту (II) та ніколу(II), додати розчину натрій гідроксиду. Відзначити забарвлення осадів. Додати в обидві пробірки надлишок концентрованого розчину аміаку до розчинення осадів. Як змінилося забарвлення?

Записати іонні та молекулярні рівняння проведених реакцій.

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

- Які ступені окиснення Ферум проявляє у більшості сполук:  
1) +1, +2; 2) +2, +3; 3) +1, +3; 4) +3, +5; 5) +1, +8.
- Вказати, яка властивість не характерна для сполук родини Феруму:  
1) комплексоутворення; 2) забарвлені сполуки; 3) постійний ступінь окиснення;  
4) каталітична активність; 5) магнітні властивості.
- Виходячи з ряду напруг металів, можна стверджувати, що у водному розчині відбуватиметься хімічна реакція:  
1)  $\text{Sn} + \text{MgSO}_4 = \text{SnSO}_4 + \text{Mg}$ ; 2)  $\text{Fe} + \text{SnSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Sn}$ ;  
3)  $2\text{Ag} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{AgNO}_3 + \text{Ca}$ ;  
4)  $\text{Cu} + \text{BaCl}_2 = \text{CuCl}_2 + \text{Ba}$ ; 5)  $\text{Co} + \text{BaCl}_2 = \text{CoCl}_2 + \text{Ba}$ .
- Яка кислота не розчиняє залізо:  
1) хлоридна розведена; 2) сульфатна розведена; 3) орто-фосфатна; 4) нітратна розведена; 5) нітратна концентрована.
- У результаті взаємодії заліза та розчину хлоридної кислоти утвориться:  
1) ферум (II) хлорид і водень; 2) ферум (II) хлорид і вода; 3) ферум (III) хлорид і водень;  
4) ферум (III) хлорид і вода; 5) реакція не відбувається.
- Закінчити рівняння реакції, записати електронний баланс та вказати кількість електронів, які віддає відновник: 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4; 5) 5.  
 $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 = \text{MnSO}_4 + \dots + \dots + \text{H}_2\text{O}$ .
- Записати електронну формулу Феруму та вказати загальну кількість d-електронів: 1) 4; 2) 5; 3) 6; 4) 8; 5) 10.
- Вирахуйте, скільки літрів (н.у.) водню витіснить залізо масою 28 г з розчину розведеної сульфатної кислоти:  
1) 1,12 л; 2) 2,24 л; 3) 11,2 л; 4) 22,4 л; 5) 33,6 л.
- Скільки грамів заліза треба взяти, щоб одержати 0,1 моль ферум (II) хлориду: 1) 56 г; 2) 32 г; 3) 4,6 г; 4) 5,6 г; 5) 8,6 г?
- Сплав містить 80% нікелю і 20% хрому. Скільки моль нікелю припадає на один моль хрому: 1) 3,6 моль; 2) 4,6 моль; 3) 5,6 моль; 4) 6,6 моль; 5) 7,6 моль?

## ДОДАТКИ

Таблиця 1

### НАЗВИ НАЙВАЖЛИВІШИХ КИСЛОТ ТА КИСЛОТНИХ ЗАЛИШКІВ

| Формула                                       | Назва кислоти    | Аніон  | Назва аніона   |
|---|------------------|--|----------------|
| HCl   | хлоридна         | Cl <sup>-</sup>                              | хлорид         |
| HBr   | бромідна         | Br <sup>-</sup>                              | бромід         |
| HI  | йодидна          | I <sup>-</sup>                               | йодид          |
| HNO <sub>3</sub>                              | нітратна         | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>                 | нітрат         |
| HNO <sub>2</sub>                              | нітритна         | NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>                 | нітрит         |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>                | сульфатна        | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>                | сульфат        |
| H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>                | сульфітна        | SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>                | сульфіт        |
| H <sub>2</sub> S                              | сульфідна        | S <sup>2-</sup>                              | сульфід        |
| H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>                | карбонатна       | CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>                | карбонат       |
| H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>               | силікатна        | SiO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>               | силікат        |
| H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>                | ортофосфатна     | PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>                | ортофосфат     |
| H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>               | хроматна         | CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>               | хромат         |
| H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> | біхроматна       | Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> | біхромат       |
| HMnO <sub>4</sub>                             | манганатна (VII) | MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>                | манганат (VII) |

Таблиця 2

### ВІДНОСНА ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ ДЕЯКИХ АТОМІВ

| Період | Група      |           |           |           |           |           |           |
|--------|------------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
|        | I          | II        | III       | IV        | V         | VI        | VII       |
| 1      | H<br>2.1   |           |           |           |           |           |           |
| 2      | Li<br>0.98 | Be<br>1.5 | B<br>2.0  | C<br>2.5  | N<br>3.0  | O<br>3.5  | F<br>4.0  |
| 3      | Na<br>0.93 | Mg<br>1.2 | Al<br>1.5 | Si<br>1.8 | P<br>2.1  | S<br>2.5  | Cl<br>3.0 |
| 4      | K<br>0.8   | Ca<br>1.0 | Ga<br>1.6 | Ge<br>2.0 | As<br>2.0 | Se<br>2.4 | Br<br>2.8 |
| 5      | Rb<br>0.8  | Sr<br>1.0 | In<br>1.5 | Sn<br>1.8 | Sb<br>1.9 | Te<br>2.1 | I<br>2.4  |

## ГУСТИНА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ КИСЛОТ

за 15°C, г/мл

| %  | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | HNO <sub>3</sub> | HCl   | %   | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | HNO <sub>3</sub> |
|----|--------------------------------|------------------|-------|-----|--------------------------------|------------------|
| 4  | 1,027                          | 1,020            | 1,018 | 52  | 1,415                          | 1,322            |
| 6  | 1,038                          | 1,031            | 1,028 | 54  | 1,435                          | 1,334            |
| 8  | 1,052                          | 1,043            | 1,038 | 56  | 1,456                          | 1,345            |
| 10 | 1,066                          | 1,054            | 1,047 | 58  | 1,477                          | 1,356            |
| 12 | 1,080                          | 1,066            | 1,057 | 60  | 1,498                          | 1,367            |
| 14 | 1,095                          | 1,078            | 1,068 | 62  | 1,520                          | 1,377            |
| 16 | 1,109                          | 1,090            | 1,078 | 64  | 1,542                          | 1,387            |
| 18 | 1,124                          | 1,103            | 1,088 | 66  | 1,565                          | 1,396            |
| 20 | 1,139                          | 1,115            | 1,098 | 68  | 1,587                          | 1,405            |
| 22 | 1,155                          | 1,128            | 1,108 | 70  | 1,611                          | 1,413            |
| 24 | 1,170                          | 1,140            | 1,119 | 72  | 1,634                          | 1,422            |
| 26 | 1,176                          | 1,153            | 1,129 | 74  | 1,657                          | 1,430            |
| 28 | 1,202                          | 1,167            | 1,139 | 76  | 1,681                          | 1,438            |
| 30 | 1,219                          | 1,180            | 1,149 | 78  | 1,704                          | 1,445            |
| 32 | 1,235                          | 1,193            | 1,159 | 80  | 1,727                          | 1,452            |
| 34 | 1,252                          | 1,207            | 1,169 | 82  | 1,749                          | 1,459            |
| 36 | 1,268                          | 1,221            | 1,179 | 84  | 1,769                          | 1,466            |
| 38 | 1,286                          | 1,134            | 1,189 | 86  | 1,787                          | 1,372            |
| 40 | 1,303                          | 1,246            | 1,198 | 88  | 1,802                          | 1,477            |
| 42 | 1,321                          | 1,259            | -     | 90  | 1,814                          | 1,483            |
| 44 | 1,338                          | 1,272            | -     | 92  | 1,824                          | 1,487            |
| 46 | 1,357                          | 1,285            | -     | 94  | 1,8312                         | 1,491            |
| 48 | 1,376                          | 1,298            | -     | 96  | 1,8355                         | 1,495            |
| 50 | 1,395                          | 1,310            | -     | 98  | 1,8395                         | 1,501            |
|    |                                |                  |       | 100 | 1,8305                         | 1,513            |

Таблиця 4

ГУСТИНА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ  $K_2Cr_2O_7$  за 15°C

| Концентрація, % | Густина, г/см <sup>3</sup> | Концентрація, % | Густина, г/см <sup>3</sup> |
|-----------------|----------------------------|-----------------|----------------------------|
| 1               | 1,0052                     | 6               | 1,0408                     |
| 2               | 1,0122                     | 7               | 1,0481                     |
| 3               | 1,0193                     | 8               | 1,0554                     |
| 4               | 1,0264                     | 9               | 1,0628                     |
| 5               | 1,03336                    | 10              | 1,0703                     |

Таблиця 5

## ГУСТИНА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ КОН при 15°C

| Концентрація, % | Густина, г/см <sup>3</sup> | Концентрація, % | Густина, г/см <sup>3</sup> |
|-----------------|----------------------------|-----------------|----------------------------|
| 2               | 1,016                      | 22              | 1,196                      |
| 4               | 1,033                      | 24              | 1,217                      |
| 6               | 1,048                      | 26              | 1,240                      |
| 8               | 1,065                      | 28              | 1,263                      |
| 10              | 1,082                      | 30              | 1,286                      |
| 12              | 1,100                      | 32              | 1,310                      |
| 14              | 1,118                      | 34              | 1,334                      |
| 16              | 1,137                      | 36              | 1,358                      |
| 18              | 1,156                      | 38              | 1,384                      |
| 20              | 1,176                      | 40              | 1,411                      |

Таблиця 6

## КРІОСКОПІЧНІ І ЕБУЛІОСКОПІЧНІ КОНСТАНТИ ДЕЯКИХ РОЗЧИННИКІВ

| Розчинник       | Кріоскопічна константа $K_K, ^\circ C \text{ кг/моль}$ | Ебуліоскопічна константа $K_E, ^\circ C \text{ кг/моль}$ |
|-----------------|--|--|
| Вода            | 1,86   | 0,52   |
| Бензол          | 5,14   | 2,57   |
| Хлороформ       | 4,90   | 3,88   |
| Оцтова кислота  | 3,90   | 3,10   |
| Етанол          | -  | 1,20   |
| Диетиловий ефір | 1,73   | 2,02   |

## КОНСТАНТИ ДИСОЦІАЦІЇ ДЕЯКИХ СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

| Електроліт  | Константа дисоціації  | Електроліт   | Константа дисоціації  |
|---|---|--|---|
| <b>Кислоти</b>  |   |  |   |
| <b>Неорганічні</b>  |   |  |   |
| $\text{HNO}_2$  | $4 \cdot 10^{-4}$   | $\text{H}_2\text{SO}_3$                            |   |
| $\text{H}_3\text{BO}_3$<br>1 ступінь                            | $5,70 \cdot 10^{-10}$   | 1 ступінь<br>2 ступінь                             | $1,30 \cdot 10^{-2}$<br>$6,3 \cdot 10^{-8}$                         |
| Вода $\text{H}_2\text{O}$                                       | $1,8 \cdot 10^{-16}$  | $\text{H}_2\text{S}$                               |   |
| $\text{H}_3\text{AsO}_4$<br>1 ступінь<br>2 ступінь<br>3 ступінь | $5,62 \cdot 10^{-3}$<br>$1,10 \cdot 10^{-7}$<br>$2,95 \cdot 10^{-12}$ | 1 ступінь<br>2 ступінь<br>$\text{HCN}$             | $5,7 \cdot 10^{-8}$<br>$1,2 \cdot 10^{-15}$<br>$7,2 \cdot 10^{-10}$ |
| $\text{H}_3\text{AsO}_3$<br>1 ступінь<br>2 ступінь              | $5,8 \cdot 10^{-10}$<br>$3 \cdot 10^{-14}$                            | $\text{H}_2\text{CO}_3$<br>1 ступінь<br>2 ступінь  | $4,31 \cdot 10^{-7}$<br>$5,61 \cdot 10^{-11}$                       |
| $\text{H}_3\text{PO}_4$<br>1 ступінь<br>2 ступінь<br>3 ступінь  | $7,51 \cdot 10^{-3}$<br>$6,23 \cdot 10^{-8}$<br>$2,2 \cdot 10^{-13}$  | $\text{H}_3\text{CrO}_4$<br>1 ступінь<br>2 ступінь | $1,8 \cdot 10^{-1}$<br>$3,2 \cdot 10^{-7}$                          |
| <b>Органічні</b>  |   |  |   |
| Мурашина<br>$\text{НСOОН}$                                      | $1,77 \cdot 10^{-4}$  | Щавелева $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$          |   |
| Оцтова<br>$\text{CH}_3\text{COOH}$                              | $1,86 \cdot 10^{-5}$  | 1 ступінь<br>2 ступінь                             | $5,9 \cdot 10^{-2}$<br>$6,4 \cdot 10^{-5}$                          |
| <b>Основи</b>   |   |  |   |
| $\text{Ba(OH)}_2$<br>2 ступінь                                  | $2,3 \cdot 10^{-1}$   | $\text{NH}_4\text{OH}$<br>$\text{Pb(OH)}_2$        | $1,79 \cdot 10^{-5}$  |
| $\text{Ca(OH)}_2$<br>2 ступінь                                  | $3 \cdot 10^{-2}$   | 1 ступінь<br>2 ступінь                             | $9,6 \cdot 10^{-4}$<br>$3 \cdot 10^{-8}$                            |

## РОЗЧИННІСТЬ У ВОДІ КИСЛОТ, ОСНОВ ТА СОЛЕЙ

| Розчинність                         |                 |                 |                 |                |                 |                               |                               |                              |                               |                               |                                |                                  |
|-------------------------------------|-----------------|-----------------|-----------------|----------------|-----------------|-------------------------------|-------------------------------|------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|----------------------------------|
| Катіони                             | Аніони          |                 |                 |                |                 |                               |                               |                              |                               |                               |                                |                                  |
|                                     | ОН <sup>-</sup> | Cl <sup>-</sup> | Br <sup>-</sup> | I <sup>-</sup> | S <sup>2-</sup> | SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> | PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> | CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> | SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> | CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> |
| H <sup>+</sup>                      |                 | Р               | Р               | Р              | Р               | Р                             | Р                             | Р                            | Р                             | Р                             | Н                              | Р                                |
| NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>        | Р               | Р               | Р               | -              | Р               | Р                             | Р                             | Р                            | Р                             | Р                             | -                              | Р                                |
| Na <sup>+</sup> ,<br>K <sup>+</sup> | Р               | Р               | Р               | Р              | Р               | Р                             | Р                             | Р                            | Р                             | Р                             | Р                              | Р                                |
| Li <sup>+</sup>                     | Р               | Р               | Р               | Р              | Р               | Р                             | Р                             | Р                            | Н                             | Р                             | Р                              | Р                                |
| Mg <sup>2+</sup>                    | М               | Р               | Р               | Р              | Р               | Н                             | Р                             | Р                            | Н                             | Н                             | Н                              | Р                                |
| Ca <sup>2+</sup>                    | М               | Р               | Р               | Р              | М               | Н                             | М                             | Р                            | Н                             | Н                             | Н                              | Р                                |
| Ba <sup>2+</sup>                    | Р               | Р               | Р               | Р              | Р               | Н                             | Н                             | Р                            | Н                             | Н                             | Н                              | Р                                |
| Al <sup>3+</sup>                    | Н               | Р               | Р               | Р              | -               | -                             | Р                             | Р                            | Н                             | -                             | Н                              | М                                |
| Cr <sup>3+</sup>                    | Н               | Р               | Р               | Р              | -               | -                             | Р                             | Р                            | Н                             | -                             | Н                              | Р                                |
| Zn <sup>2+</sup>                    | Н               | Р               | Р               | Р              | Н               | Н                             | Р                             | Р                            | Н                             | Н                             | Н                              | Р                                |
| Mn <sup>2+</sup>                    | Н               | Р               | Р               | Р              | Н               | Н                             | Р                             | Р                            | Н                             | Н                             | Н                              | Р                                |
| Ni <sup>2+</sup>                    | Н               | Р               | Р               | Р              | Н               | Н                             | Р                             | Р                            | Н                             | Н                             | Н                              | Р                                |
| Fe <sup>2+</sup>                    | Н               | Р               | Р               | Р              | Н               | Н                             | Р                             | Р                            | Н                             | Н                             | Н                              | Р                                |
| Fe <sup>3+</sup>                    | Н               | Р               | Р               | Р              | Н               | -                             | Р                             | Р                            | Н                             | -                             | Н                              | Р                                |
| Co <sup>2+</sup>                    | Н               | Р               | Р               | Р              | Н               | Н                             | Р                             | Р                            | Н                             | Н                             | -                              | Р                                |
| Cd <sup>2+</sup>                    | Н               | Р               | Р               | Р              | Н               | Н                             | Р                             | Р                            | Н                             | Н                             | Н                              | Р                                |
| Hg <sup>2+</sup>                    | -               | Р               | М               | Н              | Н               | Н                             | Р                             | Р                            | Н                             | Н                             | -                              | Р                                |
| Hg <sup>+</sup>                     | -               | Н               | Н               | Н              | Н               | -                             | М                             | Р                            | Н                             | Н                             | -                              | М                                |
| Cu <sup>2+</sup>                    | Н               | Р               | Р               | Р              | Н               | Н                             | Р                             | Р                            | Н                             | -                             | -                              | Р                                |
| Sn <sup>2+</sup>                    | Н               | Р               | Р               | Р              | Н               | -                             | Р                             | Р                            | Н                             | -                             | -                              | Р                                |
| Pb <sup>2+</sup>                    | Н               | М               | М               | Н              | Н               | Н                             | Н                             | Р                            | Н                             | Н                             | Н                              | Р                                |
| Ag <sup>+</sup>                     | -               | Н               | Н               | Н              | Н               | -                             | М                             | Р                            | Н                             | Н                             | -                              | М                                |

Р – розчиняється у воді.  
М – мало розчиняється у воді.  
Н – практично не розчиняється.  
Риска – сполука розкладається водою або не існує.

Періодична система хімічних елементів Д. Менделєєва  
(короткий варіант)

| Період                | Група                                      |  |                                  |   |   |   |                                     |  |                                     |                                     |                                   |                                       |                                   |                                     |
|-----------------------|--|--|----------------------------------|---|---|---|-------------------------------------|--|-------------------------------------|-------------------------------------|-----------------------------------|---------------------------------------|-----------------------------------|-------------------------------------|
|                       | I  | II                                       | III                              | IV                                      | V   | VI                                      | VII                                 | VIII                                   |                                     |                                     |                                   |                                       |                                   |                                     |
| 1                     | <b>H</b><br>1,0079<br>Гідроген<br>Водень   |  |                                  |   |   |   |                                     | <b>He</b><br>2<br>4,0026<br>Гелій      |                                     |                                     |                                   |                                       |                                   |                                     |
| 2                     | <b>Li</b><br>6,941<br>Літій                | <b>Be</b><br>9,012<br>Берилій            | <b>B</b><br>10,81<br>Бор         | <b>C</b><br>12,011<br>Карбон<br>Вуглець | <b>N</b><br>14,0067<br>Нітроген<br>Азот   | <b>O</b><br>15,999<br>Оксиген<br>Кисень | <b>F</b><br>18,998<br>Флуор<br>Фтор | <b>Ne</b><br>20,179<br>Неон            |                                     |                                     |                                   |                                       |                                   |                                     |
| 3                     | <b>Na</b><br>22,990<br>Натрій              | <b>Mg</b><br>24,305<br>Магній            | <b>Al</b><br>26,981<br>Алюміній  | <b>Si</b><br>28,086<br>Силіцій          | <b>P</b><br>30,973<br>Фосфор              | <b>S</b><br>32,06<br>Сульфур<br>Сірка   | <b>Cl</b><br>35,453<br>Хлор         | <b>Ar</b><br>39,948<br>Аргон           |                                     |                                     |                                   |                                       |                                   |                                     |
| 4                     | <b>K</b><br>39,098<br>Калій                | <b>Ca</b><br>40,08<br>Кальцій            | <b>Sc</b><br>44,956<br>Скандій   | <b>Ti</b><br>47,90<br>Титан             | <b>V</b><br>50,941<br>Ванадій             | <b>Cr</b><br>51,996<br>Хром             | <b>Mn</b><br>54,938<br>Манган       | <b>Fe</b><br>55,847<br>Ферум<br>Залізо | <b>Co</b><br>58,933<br>Кобальт      | <b>Ni</b><br>58,70<br>Нікель        |                                   |                                       |                                   |                                     |
|                       | <b>29</b><br>63,546<br>Купрум<br>Мідь      | <b>30</b><br>65,38<br>Цинк               | <b>Ga</b><br>69,72<br>Галій      | <b>Ge</b><br>72,59<br>Германій          | <b>As</b><br>74,921<br>Арсен              | <b>Se</b><br>78,96<br>Селен             | <b>Br</b><br>79,904<br>Бром         | <b>Kr</b><br>83,80<br>Криптон          |                                     |                                     |                                   |                                       |                                   |                                     |
| 5                     | <b>Rb</b><br>85,468<br>Рубідій             | <b>Sr</b><br>87,62<br>Стронцій           | <b>Y</b><br>88,906<br>Ітрій      | <b>Zr</b><br>91,22<br>Цирконій          | <b>Nb</b><br>92,906<br>Ніобій             | <b>Mo</b><br>95,94<br>Молибден          | <b>Tc</b><br>[99]<br>Технецій       | <b>Ru</b><br>101,07<br>Рутеній         | <b>Rh</b><br>102,905<br>Родій       | <b>Pd</b><br>106,4<br>Паладій       |                                   |                                       |                                   |                                     |
|                       | <b>47</b><br>107,868<br>Аргентум<br>Срібло | <b>48</b><br>112,40<br>Кадмій            | <b>In</b><br>114,82<br>Індій     | <b>Sn</b><br>118,71<br>Станум<br>Олово  | <b>Sb</b><br>121,75<br>Стібій             | <b>Te</b><br>127,60<br>Телур            | <b>I</b><br>126,904<br>Йод          | <b>Xe</b><br>131,29<br>Ксенон          |                                     |                                     |                                   |                                       |                                   |                                     |
| 6                     | <b>Cs</b><br>132,91<br>Цезій               | <b>Ba</b><br>137,33<br>Барій             | <b>*La</b><br>138,905<br>Лантан  | <b>Hf</b><br>178,49<br>Гафній           | <b>Pb</b><br>207,37<br>Плюмбум<br>Свинець | <b>Po</b><br>[209]<br>Полоній           | <b>At</b><br>[210]<br>Астат         | <b>Os</b><br>192,22<br>Осмій           | <b>Ir</b><br>192,22<br>Ірідій       | <b>Pt</b><br>195,09<br>Платина      |                                   |                                       |                                   |                                     |
|                       | <b>79</b><br>196,967<br>Аурум<br>Золото    | <b>80</b><br>200,59<br>Меркурій<br>Ртуть | <b>Tl</b><br>204,37<br>Талій     | <b>Bi</b><br>208,980<br>Бісмут          | <b>Db</b><br>[262]<br>Дубній              | <b>Sg</b><br>[263]<br>Смоборій          | <b>Bh</b><br>[262]<br>Борій         | <b>Rn</b><br>[222]<br>Радон            | <b>Hs</b><br>[268]<br>Гасій         | <b>Mt</b><br>[268]<br>Майтнерій     | <b>Uun</b><br>[272]<br>Унуній     |                                       |                                   |                                     |
| 7                     | <b>Fr</b><br>[223]<br>Францій              | <b>Ra</b><br>226,025<br>Радій            | <b>**Ac</b><br>[227]<br>Актиній  | <b>Rf</b><br>[261]<br>Резерфордій       | <b>Ro</b><br>[262]<br>Рубеній             | <b>Uuo</b><br>[262]<br>Унуноктій        | <b>Uuq</b><br>[262]<br>Унунквіцій   | <b>Uub</b><br>[262]<br>Унунбевій       | <b>Uut</b><br>[262]<br>Унунтерцій   | <b>Uuq</b><br>[262]<br>Унунквіцій   | <b>Uuq</b><br>[262]<br>Унунквіцій |                                       |                                   |                                     |
| Вищі оксиди           | R <sub>2</sub> O                           | RO                                       | R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>    | RO <sub>2</sub>                         | RO <sub>2</sub>                           | RO <sub>3</sub>                         | RO <sub>3</sub>                     | RO <sub>3</sub>                        | RO <sub>3</sub>                     | RO <sub>4</sub>                     |                                   |                                       |                                   |                                     |
| Легкі водневі сполуки |  |  |                                  | RH <sub>4</sub>                         | RH <sub>3</sub>                           | H <sub>2</sub>                          | HR                                  |  |                                     |                                     |                                   |                                       |                                   |                                     |
| *Лантаніоїди          | <b>58 Ce</b><br>140,12<br>Церій            | <b>59 Pr</b><br>140,908<br>Празеодим     | <b>60 Nd</b><br>144,24<br>Неодим | <b>61 Pm</b><br>[145]<br>Прометій       | <b>62 Sm</b><br>150,4<br>Самарій          | <b>63 Eu</b><br>151,96<br>Європій       | <b>64 Gd</b><br>157,25<br>Гадоліній | <b>65 Tb</b><br>158,925<br>Тербій      | <b>66 Dy</b><br>162,50<br>Диспрозій | <b>67 Ho</b><br>164,93<br>Гольмій   | <b>68 Er</b><br>167,26<br>Ербій   | <b>69 Tm</b><br>168,93<br>Тулій       | <b>70 Yb</b><br>173,04<br>Ітербій | <b>71 Lu</b><br>174,97<br>Лютецій   |
| **Актиноїди           | <b>90 Th</b><br>232,038<br>Торій           | <b>91 Pa</b><br>[231]<br>Протактиній     | <b>92 U</b><br>238,029<br>Уран   | <b>93 Np</b><br>[237]<br>Нептуній       | <b>94 Pu</b><br>[244]<br>Плутоній         | <b>95 Am</b><br>[243]<br>Америцій       | <b>96 Cm</b><br>[247]<br>Кюріум     | <b>97 Bk</b><br>[247]<br>Берклій       | <b>98 Cf</b><br>[251]<br>Каліфорній | <b>99 Es</b><br>[252]<br>Ейнштейній | <b>100 Fm</b><br>[257]<br>Фермій  | <b>101 Md</b><br>[258]<br>Менделєєвій | <b>102 No</b><br>[259]<br>Нобелій | <b>103 Lr</b><br>[260]<br>Лоуренсій |

## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

### Базова

1б. Хімія: загальна, неорганічна та органічна / В.П. Басов, В.М. Родіонов. Каравела. 2023. 320 с.

2б. Неорганічна та органічна хімія: Навч. пос. Ч. 2 / Л.Б. Цветкова, О.П. Романюк. Каравела. 2022, 358 с.

3б. Загальна хімія: теорія і задачі: Начальний посібник. Ч.1. / Л.Б. Цветкова. Львів “Магнолія-2006”, 2024. 400 с.

4б. Неорганічна хімія : навч. посіб. / Т. В. Кокшарова. – Одеса : Екологія, 2023. 316 с.

### Допоміжна

1д. Харчова хімія: Навчальний посібник / Мороз І.А., Гулай О.І., Шемет В.Я. Луцьк: ІВВ ЛНТУ. 2022. 236 с.

2д. Основи хімії та методи аналізу харчової продукції. / Н.К. Черно, О.О. Антіпіна, О.В. Малинка, С.І. Вікуль. Херсон: Олді плюс, 2024. 360 с.

3д. Технології одержання і властивості монокристалів PbI<sub>2</sub>: Монографія / Т.В. Фурс, О.І. Гулай, В.Я. Шемет, В.І. Шваб'юк Луцьк: ЛНТУ, 2022. 148 с.

4д. Хімія. Основні класи неорганічних сполук: Навчальний посібник / В. Пономарьова. Ліра-К, 2022. 96 с.

5д. Загальна неорганічна хімія. Збірник задач і вправ: навчальний посібник / Е.В. Потапенко, І.П. Ісаєнко. Полтава: Вид-во ДЗ «ЛНУ імені Тараса Шевченка», 2023. 120 с.

6д. Неорганічна хімія. Біоактивність неорганічних сполук: навчальний посібник / О.Е. Марцинко, І.Й. Сейфулліна, Т.О. Кіусе. Одеса: Олді+, 2023. 330 с.

7д. Principles of inorganic chemistry. / W.W. Pfennig. John Wiley & Sons, 2021.

8д. Рідкісноземельні метали як критична сировина. Короткий огляд. / О. Гулай, В. Шемет, Т. Фурс. Праці НТШ. Хім. наук. 2022. Том. LXX. С. 79-89. DOI: <https://doi.org/10.37827/ntsh.chem.2022.70.079>

9д. Фурс Т.В., Шемет В.Я. Вплив механічної обробки на властивості монокристалів PbI<sub>2</sub>. Міжвузівський збірник «Наукові нотатки»: Луцьк, 2021. Вип. № 71. С. 171-175.

10д. Шемет В.Я., Гулай О.І. Харчові добавки натурального походження: короткий огляд. Товарознавчий вісник. – 2023. – Вип. 16, с. 6-18. / URL: <http://tovvisnik.lutsk-ntu.com.ua/index.php/tovvisnik/article/view/239/209>

11д. Riabchykov M., Furs T., Alexandrov A., Tsykhanovska I., Hulai O., Shemet V. Specified parameters in designing porous materials using magnetic nanotechnologies. Journal of Engineering Sciences (Ukraine). 2023. Vol. 10(2). pp. C56-C62. [https://doi.org/10.21272/jes.2023.10\(2\).c7](https://doi.org/10.21272/jes.2023.10(2).c7).

### Інформаційні ресурси

1р. Періодична система. <http://ptable.com>

2р. Lessons Worth Sharing. <https://ed.ted.com/periodic-videos>

3р. Phet Interactive Simulations

<https://phet.colorado.edu/uk/simulations/filter?subjects=chemistry&type=html>

4р. Labster / Virtual Labs for University <https://www.labster.com>

### 13. Рекомендовані курси

1. Наукова комунікація в цифрову епоху. Онлайн-курс на освітній платформі OPAL: <https://suuupport.de/general-chemistry>

**Загальна та неорганічна хімія** [Текст]: Методичні вказівки до лабораторних занять для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітньої програми «Харчові технології» галузі знань G Інженерія, виробництво та будівництво спеціальності G 13 Харчові технології денної та заочної форм навчання / уклад. В. Я. Шемет. – Луцьк: ЛНТУ, 2026. – 60 с.

Комп'ютерний набір  
Редактор

В.Я. Шемет  
В.Я. Шемет

Підп. до друку «\_\_»\_\_\_\_\_2026 р. Формат 60x84/16. Папір офс.  
Гарн. Таймс. Ум. друк. арк. 3,75.  
Тираж 50 прим.

Інформаційно-видавничий відділ  
Луцького національного технічного університету  
43018, м. Луцьк, вул. Львівська, 75  
Друк – ІВВ ЛНТУ