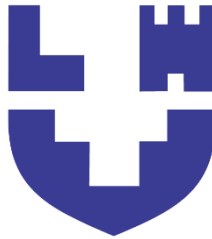


**Міністерство освіти і науки України  
Луцький національний технічний університет**



## **ХІМІЯ І МЕТОДИ АНАЛІЗУ**

Методичні вказівки до лабораторних занять  
для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти  
освітньо-професійних програм «Технології легкої промисловості»,  
«Фешн-індустрія»  
галузі знань 18 Виробництво та технології  
спеціальності 182 Технології легкої промисловості  
денної та заочної форм навчання

Луцьк 2022

УДК 544 (07)  
Х-24

Електронна копія друкованого видання передана для внесення в репозитарій ЛНТУ

Директор бібліотеки \_\_\_\_\_ С.С. Бакуменко

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

протокол № \_\_\_\_ від « » \_\_\_\_\_ 2022 року.

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

Розглянуто і схвалено на засіданні кафедри матеріалознавства ЛНТУ, протокол № \_\_\_\_ від \_\_\_\_\_ 2022 року.

Завідувач кафедри матеріалознавства \_\_\_\_\_ М.Д. Мельничук

Укладач: \_\_\_\_\_ О.І. Гулай, доктор педагогічних наук, професор кафедри матеріалознавства ЛНТУ

Рецензент: \_\_\_\_\_ В.Я. Шемет, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри матеріалознавства ЛНТУ

Відповідальний за випуск: \_\_\_\_\_ М.Д. Мельничук, кандидат технічних наук, доцент, завідувач кафедри матеріалознавства ЛНТУ

**Хімія і методи аналізу** : методичні вказівки до лабораторних занять для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітньо-професійних програм «Технології легкої промисловості», «Фешн-індустрія» галузі знань 18 Виробництво та технології спеціальності 182 Технології легкої промисловості денної та заочної форм навчання/ уклад. О.І. Гулай. Луцьк : ЛНТУ, 2022. 88 с.

Видання містить методичні вказівки до виконання лабораторних робіт, питання для підготовки до лабораторних занять, приклади розв'язування задач, вправи та задачі. Для студентів спеціальності 182 Технології легкої промисловості.

© О.І. Гулай, 2022

## ЗМІСТ

Вступ	4
Порядок роботи і техніка безпеки в хімічній лабораторії	7
1. Основні поняття і закони хімії	10
2. Хімічний зв'язок і будова молекул	14
3. Основні класи органічних сполук	21
4. Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага	24
5. Розчини. Способи вираження концентрації розчинів.	30
6. Реакції в розчинах електролітів. Іонний добуток води	35
7. Окисно-відновні реакції	39
8. Загальні хімічні властивості металів. Корозія металів.	41
9. Визначення стійкості натуральних та синтетичних тканин до дії хімічних реагентів.	51
10. Визначення гігроскопічності тканин ваговим методом.	54
11. Якісні реакції катіонів та аніонів.	58
12. Метод нейтралізації. Визначення жорсткості води.	61
13. Вимірювання рН водних розчинів методом іонометрії	67
14. Фотометричне визначення загального вмісту феруму (II) та (III) з тіоціанатом	71
15. Хроматографічне розділення розчину сульфатів Купруму, Кобальту і Нікелю.	74
Рекомендована література	77
Додатки	78

## ВСТУП

Мета вивчення дисципліни «Хімія і методи аналізу» - пізнання студентами загальних хімічних законів, які пов'язують будову та властивості органічних та неорганічних сполук, методи їх отримання та способи застосування. Формування у студентів низки компетентностей, завдяки яким вони будуть спроможні провести вибір методу і схеми аналізу, відбір проби, підготовку проби до аналізу, вимірювання аналітичного сигналу, обробку результатів виміру. Успішне виконання лабораторного практикуму дозволяє студентам не тільки ефективно засвоїти теоретичний матеріал курсу, але і набути навичок проведення хімічного експерименту, розвиває самостійне мислення, здатність робити висновки і прогнозувати результати досліджень.

До кожної з тем подані теоретичні відомості, докладний опис методики виконання експерименту і обчислень, контрольні питання для самостійної роботи студентів.

У таблицях додатків подано довідковий матеріал, необхідний для розв'язання задач та пояснення закономірностей перебігу хімічних реакцій.

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

Критерії, форми поточного та підсумкового контролю наведено у таблицях.

Види робіт. Критерії оцінювання знань студентів	Бали рейтингу	Максимально за модуль
1. Бали поточної успішності:		50 балів
Виконання лабораторної роботи	До 6 балів	
– підготовка до лабораторної роботи (записано хід роботи, зазначено необхідне обладнання, прилади і реактиви)	2	
– виконання лабораторної роботи, проведення необхідних розрахунків, запис рівнянь реакцій та спостережень, висновок	2	
– захист лабораторної роботи: усна відповідь за темою, написання і урівнювання рівнянь, розв'язання задач	2	
– студент не готовий до заняття	0	
Тести (бал за кожну правильну відповідь)	До 10 балів	
Презентації	До 5 балів	
4. Індивідуальна розрахункова робота		100 балів
– правильно розв'язано усі завдання варіанту; – наведено розгорнутий, вичерпний виклад змісту питань;	100	

<ul style="list-style-type: none"> <li>– акуратні і змістовні записи в зошиті;</li> <li>– студент аргументовано усно пояснює кожну відповідь;</li> </ul>		
<ul style="list-style-type: none"> <li>– правильно розв'язано усі завдання варіанту;</li> <li>– наведено розгорнутий, вичерпний виклад змісту питань;</li> <li>– акуратні і змістовні записи в зошиті;</li> <li>– студент не захищає роботу усно;</li> </ul>	80	
<ul style="list-style-type: none"> <li>– правильно розв'язано усі завдання варіанту;</li> <li>– наведено схематичне пояснення питань;</li> <li>– неакуратні записи в зошиті;</li> </ul>	60	
<ul style="list-style-type: none"> <li>– правильно розв'язано половину завдань варіанту;</li> <li>– наведено схематичне пояснення питань;</li> <li>– не наведено потрібних розрахунків, а лише результати обчислень;</li> </ul>	40	
<ul style="list-style-type: none"> <li>– правильно розв'язано одне завдання варіанту;</li> <li>– робота студента малообґрунтована;</li> </ul>	20	
<ul style="list-style-type: none"> <li>– самостійна робота не виконана;</li> <li>– роботу списано у іншого студента.</li> </ul>	0	
<b>5. Модульний контроль/екзамен</b>		
<p>Модульна контрольна робота містить завдання із вибором відповіді (тестові завдання), розв'язання задач і вправ (рівняння реакцій, схеми, перетворення), виконується студентом письмово у аудиторії</p>	до 50 балів	
<p>Екзамен містить завдання 3 рівнів складності, які передбачають завдання із вибором відповіді (тестові завдання), розв'язання задач і вправ (рівняння реакцій, схеми, перетворення), 1 теоретичне питання.</p> <p>Завдання з вибором відповіді вважається виконаним правильно, якщо в картці тестування записана правильна відповідь.</p> <p>До задачі має бути наведений повний розв'язок та вказана числова відповідь; у рівняннях реакцій вказано вихідні речовини і продукти реакції, наведено умови проведення та коефіцієнти.</p> <p>Відповідь на теоретичне питання передбачає усну співбесіду з викладачем для оцінювання компетентності студента із даного питання</p>	20	100 балів
	40	
	40	

Підсумковий бал (за 100-бальною шкалою) з дисципліни «Хімія і методи аналізу» визначається як середньозважена величина, залежно від питомої ваги кожної складової залікового кредиту:

Заліковий модуль 1 (захист робіт, модульна контрольна робота)	Заліковий модуль 2 (захист робіт, модульна контрольна робота)	Заліковий модуль 3 (підсумкова оцінка за КПЗ)	Заліковий модуль 4
30%	30%	10%	30%
9-й тиждень	17-й тиждень	18-й тиждень	екзамен

#### Шкала оцінювання:

За шкалою Луцького НТУ	За національною шкалою	За шкалою ECTS
90–100	відмінно	A (відмінно)
85–89	добре	B (дуже добре)
75-84		C (добре)
65-74	задовільно	D (задовільно)
60-64		E (достатньо)
35-59	незадовільно	FX (незадовільно з можливістю повторного складання)
1-34		F (незадовільно з обов'язковим повторним курсом)

# ПОРЯДОК РОБОТИ І ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

## I. ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

Під час роботи в хімічній лабораторії необхідно дотримуватися таких правил:

1. Працювати старанно й уважно, дотримуватися тиші.
2. На робочому місці не повинно бути нічого зайвого. Портфелі, головні убори тощо повинні знаходитись в спеціально відведеному в лабораторії місці.
3. Під час виконання експериментів дотримуватись порядку і послідовності операцій, вказаних у 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 (п.1-4) та закінчити відразу після виконання досліду в лабораторному зошиті за такою схемою:
  1. Дата, номер і тема лабораторної роботи.
  2. Номер і назва досліду.
  3. Короткий зміст або умови проведення досліду.
  4. Схема або малюнок приладу.
  5. Спостереження і результати.
  6. Рівняння реакцій.
  7. Розрахунки.
  8. Висновки.
6. Без дозволу викладача забороняється проводити експерименти, не вказані в інструкції.
7. Зберігати своє робоче місце чистим. Пролиту воду чи реактив обережно витерти. Розбите скло, шматки паперу, залишки твердих речовин, металів, тощо викидати в смітник чи в спеціальну посудину, але не у зливну раковину.
8. Після закінчення роботи привести до порядку своє робоче місце і здати його черговому, який вимикає 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 витрачати 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 розміщуються на спеціальних полицках 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 у 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 у спеціальні склянки.

### **III. ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ**

1. Усі 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 у пробірки обережно, слідкуючи за тим, щоб реактиви не потрапляли на руки й 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 нахилитися 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 спрямований у 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.

#### ІV. НАДАННЯ ПЕРШОЇ ДОПОМОГИ

1. При потраплянні кислоти на руки або обличчя їх треба негайно витерти сухою ватою, старанно змити уражене місце сильним струменем води, а потім 5% розчином натрій гідрокарбонату (питної соди).
2. При потраплянні лугу на руки або обличчя їх потрібно спочатку витерти ватою, змити водою, а потім – 2% розчином борної кислоти.
3. При потраплянні лугу або кислоти в очі треба добре помити очі великою кількістю води, а потім 3% розчином гідрокарбонату натрію, якщо в очі потрапила кислота, або ж 2% розчином борної кислоти, якщо в очі потрапив 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 видалити з рани осколки скла, потім змити кров 2% розчином перманганату калію, змастити рану 3% спиртовим розчином іоду, а тоді забинтувати.
6. При отруєнні необхідно відразу звернутись до лікаря.

## Лабораторна робота № 1

**Тема:** ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

**Мета:** Засвоїти правила техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії. Повторити основні закони і поняття хімії, вивчені у середній школі.

### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

#### Основні поняття хімії

*Хімічний елемент* – це вид атомів з однаковим зарядом ядра.

*Атом* – це хімічно неподільна електронейтральна частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів.

*Молекула* – найменша частинка речовини, яка здатна самостійно існувати і має всі хімічні властивості речовин.

*Простою речовиною* називають індивідуальну речовину, молекули або кристали якої складаються з атомів одного елемента, наприклад,  $H_2$ ,  $N_2$ , алмаз, сірка, графіт.

*Хімічною сполукою* (складною речовиною) називають індивідуальну речовину, молекули або кристали якої складаються з атомів двох або більше елементів, наприклад,  $HCl$ ,  $NaCl$ ,  $HNCS$ ,  $CaC_2$ .

*Відносна атомна маса* – це маса атома, виражена в атомних одиницях маси.

*Атомна одиниця маси* (а.о.м.) дорівнює  $1,667 \cdot 10^{-24}$  г.

Відносна атомна маса показує, у скільки разів маса даного елемента більша за  $1/12$  маси атома Карбону (1 а.о.м.)

*Молекулярна маса* речовини – це відносна маса молекули, що виражена в атомних одиницях маси. Молекулярна маса речовини дорівнює сумі атомних мас елементів, що входять до складу молекули.

*Моль* – це кількість речовин, що містять стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів тощо), скільки атомів містить 12 г Карбону.

Кількість структурних одиниць (молекул, іонів, атомів, електронів), що містить один моль речовини, дорівнює  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Ця величина – число Авогадро.

*Молярна маса* – маса одного моля даної речовини в грамах. Молярну масу вимірюють в грамах на моль ( $\frac{г}{\text{моль}}$ ). Чисельно вона дорівнює молекулярній масі тієї або іншої речовини.

$M = m/v$  ( $\frac{г}{\text{моль}}$ ),  $m = M \cdot v$  (г),  $v = m/M$  (моль)

#### Основні закони хімії

*Закон збереження маси:* маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції

*Закон постійного складу:* кожна хімічна сполука, яким би із способів вона не була отримана, має один і той же склад.

*Закон кратних відношень:* у двох сполуках, які утворені з одних і тих же елементів, на одну і ту ж масову кількість одного елементу припадають такі кількості другого елементу, які відносяться, як невеликі цілі числа.

*Закон об'ємних відношень:* об'єми речовин, які вступають в реакцію, відносяться між собою, а також до об'ємів газоподібних продуктів, які утворилися, як невеликі цілі числа.

*Закон Авогадро:* в однакових (рівних) об'ємах різних газів при однакових зовнішніх умовах міститься однакове число молекул.

Наслідок закону Авогадро:

За нормальних умов (при температурі 273,16 К і тиску  $1,013 \cdot 10^5$  Па) 1 моль будь-якого газу займає об'єм  $0,0224 \text{ м}^3$  (22,4 л), в якому міститься  $6,02 \cdot 10^{23}$  структурних одиниць (атомів, молекул) – це постійна Авогадро ( $N_A$ ).

Відношення мас однакових об'ємів двох різних газів називають *відносною густиною* першого газу за другим.

$$D_2 = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Густина газу за воднем –  $D_{H_2} = \frac{M}{2}$ ,

Густина за повітрям –  $D_{пов} = \frac{M}{M_{пов}} = \frac{M}{29}$

*Рівняння стану газу* Менделєєва – Клапейрона:

$$pV = \frac{m}{M} RT,$$

де  $V$  – об'єм газу при тиску  $p$  і температурі  $T$ ;  $m$  – маса газу;  $M$  – молярна маса газу;  $R$  – універсальна газова постійна.

$$R = 8,31 \text{ Дж/град} \cdot \text{моль} = 62360 \text{ мм.рт.ст. мл/К} \cdot \text{моль} = 0,082 \text{ атм} \cdot \text{л/К} \cdot \text{моль}.$$

## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. Визначити масу двох моль кальцій нітрату.

**Розв'язання.**

Обчислюємо молярну масу кальцій нітрату, яка дорівнює сумі відносних атомних мас елементів, що складають молекулу:

$$M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = Ar(\text{Ca}) + (Ar(\text{N}) + 3Ar(\text{O})) \cdot 2 = 40 + (14 + 3 \cdot 16) \cdot 2 = 164 \text{ (г/моль)}.$$

Обчислюємо масу двох моль кальцій нітрату:

$$m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) \cdot \nu(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2).$$

$$m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 164 \cdot 2 = 328 \text{ (г)}.$$

Відповідь: 328 г.

2. Відносна густина газу за повітрям 1,52. Визначити молярну масу газу.

**Розв'язання.**

Із закону Авогадро слідує, що при одному і тому ж тиску і температурі маси ( $m$ ) рівних об'ємів газів відносяться як їх молярні маси ( $M$ ):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

де  $\frac{m_1}{m_2}$  – відносна густина першого газу за другим і позначається  $D$ .

Отже, за умовою задачі:

$$D = \frac{M_1}{M_2} = 1,52.$$

Середня молярна маса повітря  $M_2 = 29$  г/моль.

Тоді:  $M_1 = D \cdot M_2 = 1,52 \cdot 29 = 44$  г/моль, що відповідає молярній масі, рівній 44 г/моль.

3. Визначити молярну масу газу, якщо за нормальних умов 0,232 г газу займають об'єм 200 мл.

**Розв'язання.**

За нормальних умов (н.у.) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л. Обчисливши масу 22,4 л газу, ми визначимо його молярну масу:

$$\begin{array}{l} 0,232 \text{ г газу займає об'єм } 0,2 \text{ л} \\ x \text{ г} \quad \text{-----} \quad 22,4 \text{ л} \\ x = \frac{0,232 \times 22,4}{0,2} = 26 \text{ г.} \end{array}$$

Отже, молярна маса газу становить 26 г/моль, а його молекулярна маса – 26 а.о.м.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

1. Скласти прилад, зображений на рисунку, використавши круглу колбу, корок з газовідвідною трубкою, мірний циліндр, кристалізатор, штатив.
2. Зважити порошок магнію (близько 0,05г) на торсійній 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.

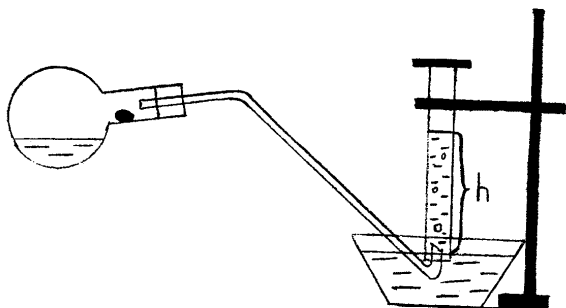


Рис. 1.1. Прилад для визначення молярної маси еквівалента магнію.

5. У 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. Провести обчислення.

Таблиця 1

Залежність тиску насиченої водяної пари від температури

Температура, °С	Тиск		Температура, °С	Тиск	
	кПа	мм.рт.ст.		кПа	мм.рт.ст.
13	1,49	11,2	22	2,64	19,8
14	1,53	11,9	23	2,81	21,1
15	1,68	12,6	24	2,99	22,4
16	1,81	13,6	25	3,17	23,8
17	1,93	14,5	26	3,36	25,2
18	2,07	15,5	27	3,56	26,7
19	2,20	16,5	28	3,75	28,1
20	2,33	17,3	29	3,97	29,8
21	2,49	18,7	30	4,21	31,6

## Результати дослідю

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

### РОЗРАХУНКИ

1. Обчислити тиск водню в циліндрі:

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

де  $P_{\text{атм}}$  – тиск в лабораторії, мм рт. ст.;

$P(\text{H}_2\text{O})$  – тиск насиченої водяної пари /залежить від температури і визначається за таблицею 1/, мм. рт. ст.;

$\frac{h}{13,6}$  – тиск стовпа води в циліндрі, мм. рт. ст.;

$h$  – висота стовпа води, мм; 13,6 – густина ртуті.

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

$$V_0(\text{H}_2) = \frac{P(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2) \cdot T^0}{P^0 \cdot T},$$

де  $P(\text{H}_2)$  – парціальний тиск водню в циліндрі, мм. рт. ст.;

$V(\text{H}_2)$  – об'єм водню, що виділився, мл;

$T$  – температура в лабораторії,  $K$ .

3. Розрахувати молярну масу еквівалента магнію:

$$M_{\text{E}}(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg}) \cdot V_{\text{E}}^0(\text{H}_2)}{V_0(\text{H}_2)},$$

де  $m(\text{Me})$  – маса металу, г;

$V_0(\text{H}_2)$  – об’єм водню, що виділився, приведений до нормальних умов, мл;

$M_E(\text{Me})$  – молярна маса еквівалента металу, г/моль екв.;

$V^\circ_E(\text{H}_2)$  – об’єм еквівалента водню, мл/моль екв.

За нормальних умов  $V^\circ_E(\text{H}_2) = 11,2$  л/моль екв. = 11200 мл/моль екв.

4. Обчислити абсолютну і відносну похибку експерименту:

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

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

### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Показати різницю між поняттями “атом”, “молекула”, “хімічний елемент”.
2. У яких одиницях вимірюють відносну атомну та молекулярну масу, кількість речовини?
3. На прикладі реакції горіння вуглецю показати правильність закону збереження маси.
4. Як визначити, у скільки разів один газ легший або важчий за другий?
5. Як визначити об’єм газу за умов, відмінних від нормальних?

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Чи однакову кількість молекул містять 11,2 л азоту та 11,2 л водню; 17 г амоніаку та 1 г водню; 5,6 л кисню та 71 г хлору?
2. Визначити масову частку Оксигену в оксидах карбону (II) та (IV) та воді.
3. Яка маса кисню, який при температурі 15 °C і тиску 1 атм. займає об’єм 1 л?
4. Визначити масу 5 моль кристалічної соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .
5. Визначити масу магнію, що міститься у 100 г магній оксиду.
6. Густина деякого газу за повітрям становить 2. Визначити густину цього газу за воднем.
7. При н.у. 250 мл ( $\text{см}^3$ ) деякого газу мають масу 0,1898 г. Визначити молярну масу й абсолютну масу однієї молекули цього газу в грамах.
8. Скільки молекул міститься в 8,5 г  $\text{H}_2\text{S}$ . В якій кількості  $\text{CO}_2$  міститься стільки ж молекул ?
9. При н.у. 500 мл деякого газу важать 0,3805 г, а маса 250 мл кисню при тих же умовах 0,3572 г. Розрахувати молярну масу газу двома методами.
10. Який об’єм займуть за нормальних умов  $2,69 \cdot 10^{22}$  молекул газу? Визначити молярну масу цього газу, знаючи, що цей об’єм має масу 1,25 г.

## Лабораторна робота № 2

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

**Мета:** 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.

### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

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

Двоелектронний двоцентровий зв'язок називають *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.

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

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 з однією із теорій метал можна розглядати як щільно упаковану структуру з катіонів, зв'язаних один з одним колективізованими електронами (електронним газом).

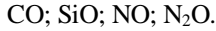
Усі неорганічні речовини поділяються на прості і складні. Молекули простих речовин складаються з атомів одного елемента. Складні неорганічні речовини поділяються на такі основні класи:

- 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 у ступені окиснення -2.

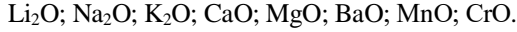


Оксиди бувають солетвірні і несолетвірні. Несолетвірні (байдужі) оксиди не утворюють солей. Їх утворюють неметали у нижчих ступенях окиснення (+1, +2):

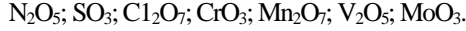


Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, називають солетвірними. Вони поділяються на основні, кислотні, амфотерні.

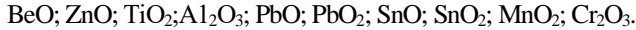
*Основними* називають оксиди, які утворюють основи. Їх утворюють метали в низьких ступенях окиснення (+1,+2):



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



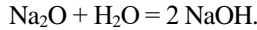
*Амфотерними* називають оксиди, які залежно від умов можуть виявляти властивості і основних і кислотних оксидів:



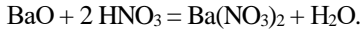
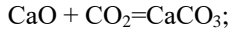
### Хімічні властивості оксидів

I. Основні оксиди:

1) оксиди лужних і лужноземельних металів реагують з водою:

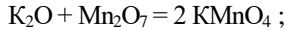


2) реагують з кислотними оксидами і кислотами:

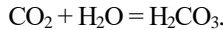


II. Кислотні оксиди:

1) реагують з основними оксидами й основами:



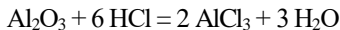
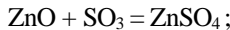
2) переважно реагують з водою:



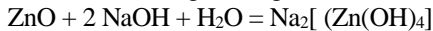
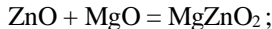
III. Амфотерні оксиди:

1) з водою не взаємодіють;

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



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



*Основами* називають сполуки, які містять катіони та гідроксогрупи  $\text{OH}^-$ :  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . 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 із утворенням гідроксид-іонів та катіонів.

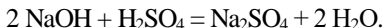
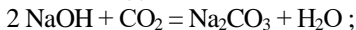
Основи, утворені лужними і лужноземельними металами, добре розчиняються і дисоціюють у воді, їх називають лугами. Слабкі основи дисоціюють у водних розчинах незначною мірою.

Дисоціація сильної основи:

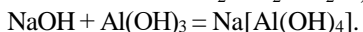
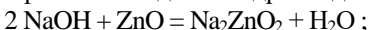


### Хімічні властивості основ

1) взаємодія з кислотними оксидами і кислотами:

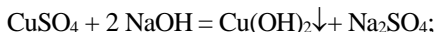


2) взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:

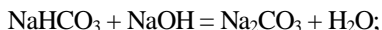


3) взаємодія з солями:

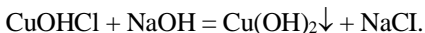
- середніми:



- кислими:



- основними:



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

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

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

- Триосновна кислота: ортофосфатна (ортофосфорна) 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  $\text{H}^+$  та аніона кислотного залишку.

Дисоціація сильної кислоти:  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ .

За здатністю до дисоціації кислоти поділяються на:

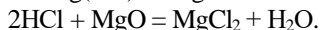
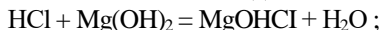
- сильні (дисоціює  $>50\%$  молекул) –  $\text{HCl}$ ;  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

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

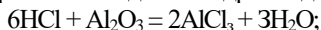
- слабкі (дисоціює  $<3\%$  молекул) –  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ .

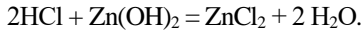
### Хімічні властивості кислот:

1) взаємодія з основами і основними оксидами:

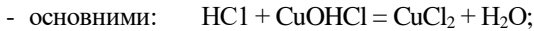
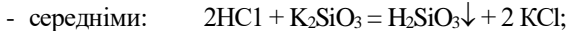


2) взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:

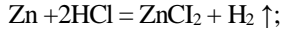




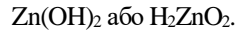
3) взаємодія з солями:



4) взаємодія з металами:



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

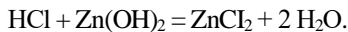


Вони можуть дисоціювати і як основи, і як кислоти:

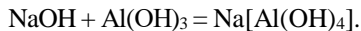


### Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

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



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



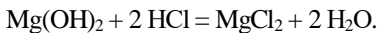
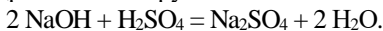
*Солі* – це продукти заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал чи гідроксильних груп в основі на кислотний залишок. Солі поділяються на:

- середні –  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (натрій сульфат);  $\text{FeCl}_3$  (ферум (III) хлорид);

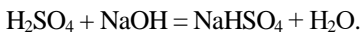
- кислі –  $\text{NaHSO}_4$  (натрій гідросульфат);  $\text{KHCO}_3$  (калій гідрокарбонат);

- основні –  $\text{MgOHCl}$  (магній гідроксохлорид);  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$  (ферум (III) дигідроксонітрат).

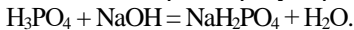
Середні солі – це продукт повного заміщення атомів водню в кислоті або гідроксильних груп в основі:



Кислі солі – це продукт неповного заміщення атомів водню в багатоосновній кислоті на метал.

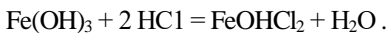


Натрій гідросульфат



Натрій дигідрофосфат

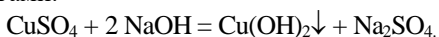
Основні солі – це продукт неповного заміщення гідроксильних груп в багатоосновній основі на кислотний залишок.

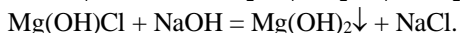
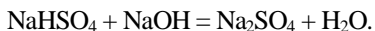


Ферум (III) гідроксохлорид

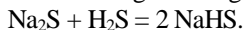
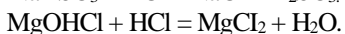
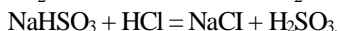
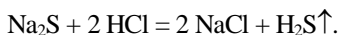
### Хімічні властивості

1) взаємодія з лугами:

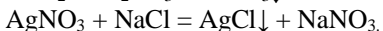
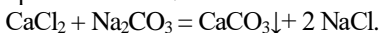




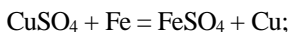
2) взаємодія з кислотами:



3) взаємодія солей між собою відбувається, якщо в результаті реакції утворюється малорозчинна сіль:



4) взаємодія з більш активними металами:



але  $\text{FeSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow$  не взаємодіють.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. 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 1 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 2. Одержання та властивості амфотерного гідроксиду.

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

Розділити одержаний осад у 2 пробірки. У 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 й у лугові, зробити висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

### **Дослід 3. 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? Відмітити забарвлення розчину. Написати рівняння реакції.

### **Дослід 4. Взаємодія кислотних оксидів з основами.**

Кусочок крейди (кальцій карбонат) опустити в пробірку з хлоридною кислотою, закрити корком з газовідвідною трубою. У пробірку налити 3-4 мл розчину  $\text{Ca(OH)}_2$  (вапняна вода) та пропустити вуглекислий газ. Що спостерігається? Написати рівняння реакції. Як кальцій гідрокарбонат перетворити на кальцій карбонат?

### **Дослід 5. 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.

### **Дослід 6. Утворення сполук з комплексним катіоном.**

Одержати осад купрум гідроксиду дією розчину  $\text{NaOH}$  на розчин купрум сульфату. Записати рівняння реакції, зазначивши забарвлення одержаного осаду.

Розчинити осад, додаючи у пробірку концентрований розчин аміаку. Спостерігати інтенсивніше забарвлення розчину, зумовлене утворенням комплексних іонів  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ . Записати рівняння реакції, назвати утворену комплексну сполуку.

До розчину аміачного комплексу купрум (II) додати сульфатної кислоти до зміни забарвлення розчину. Порівняти одержане забарвлення з забарвленням розчину  $\text{CuSO}_4$ . Пояснити зміну забарвлення розчину, написати рівняння реакції.

## **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. Навести приклади реакцій, що ілюструють хімічні властивості основ.
5. Навести приклади реакцій, що ілюструють хімічні властивості кислот.

## **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:  $\text{N}_2\text{O}_5$ ;  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ;  $\text{CaO}$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{AgNO}_3$ ;  $\text{HAlO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$ ;  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{NaHS}$ .  
Написати рівняння реакцій
4. Які з перелічених речовин будуть реагувати з натрій гідроксидом:  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{CaO}$ ;  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ;  $\text{CO}_2$ ;  $\text{CuSO}_4$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;  $\text{KHCO}_3$ ;  $\text{P}_2\text{O}_5$ ;  $\text{HAlO}_2$ ;  $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$ .  
Назвати вихідні речовини і продукти реакції.
5. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення: алюміній  $\rightarrow$  алюміній оксид  $\rightarrow$  алюміній сульфат  $\rightarrow$  алюміній гідроксид  $\rightarrow$  натрій алюмінат.
6. Які оксиди можна отримати, нагріваючи такі речовини:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ?
7. Які з наведених оксидів можна використовувати як осушувачі:  $\text{CaO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{BaO}$ ? Написати рівняння їх взаємодії з водою.
8. Які кислоти можна отримати при взаємодії з водою оксидів Сульфуру, Карбону, Хлору?
9. Як із води, сірки, кисню та алюмінію отримати два оксиди, дві кислоти та дві солі?
10. Написати усі можливі реакції взаємодії між кальцієм, сіркою, водою, киснем та нітратною кислотою.

### Лабораторна робота № 3

#### Тема: ОСНОВНІ КЛАСИ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

**Мета:** засвоїти основи класифікації органічних сполук, вміти називати сполуки та зображати їх структурні формули.

#### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Органічна хімія — це хімія сполук Карбону (органічних сполук). За іншим визначенням органічна хімія — це хімія вуглеводнів та їх похідних. Основні положення структурної теорії хімічної будови органічних сполук:

1. Атоми в органічних молекулах сполучені між собою у певній послідовності відповідно до їх валентності. Ця послідовність називається хімічною будовою. Карбон у всіх органічних сполуках чотиривалентний.

2. Хімічну будову можна виразити структурною формулою, в якій хімічні зв'язки між атомами зображуються рисками. Загальне число рисок, що відходять від кожного атома, дорівнює його валентності.

3. Фізичні та хімічні властивості речовин залежать не лише від їх кількісного і якісного складу, але й від будови молекул. Речовини, що описуються однаковою молекулярною формулою (ізомери), можуть мати цілком різні фізичні й хімічні властивості.

4. Атоми в молекулі взаємно впливають один на одного. Властивості кожного атома залежать не лише від його природи, а й від його оточення.

Органічні сполуки, які складаються тільки з атомів карбону і гідрогену, називають **вуглеводнями**. При цьому розрізняють гомологічні ряди ациклічних насичених (алкани  $C_nH_{2n+2}$ ) та ненасичених вуглеводнів (алкени  $C_nH_{2n}$ , алкіни  $C_nH_{2n-2}$ ), які називають **аліфатичними**; насичених циклічних вуглеводнів ( $C_nH_{2n}$ ), які називають **аліциклічними** та ненасичених циклічних похідних бензолу - **ароматичних** сполук. Гомологічний ряд метану:  $CH_4$  (метан);  $C_2H_6$  (етан);  $C_3H_8$  (пропан);  $C_4H_{10}$  (бутан);  $C_5H_{12}$  (пентан);  $C_6H_{14}$  (гексан);  $C_7H_{16}$  (гептан);  $C_8H_{18}$  (октан);  $C_9H_{20}$  (нонан);  $C_{10}H_{22}$  (декан).

Інші органічні сполуки розглядають як похідні вуглеводнів, до складу яких замість атомів гідрогену входять різні **функціональні групи**. Серед функціональних груп виділяють: гідроксильні групи -ОН спиртів, карбонільні групи  $>C=O$  альдегідів і кетонів, карбоксильні групи -COOH кислот, аміногрупи -NH<sub>2</sub> первинних амінів, групи -C=N нітрилів тощо.

Для всіх класів органічних сполук дуже поширеним є **явище ізомерії**: однаковому якісному і кількісному складу можуть відповідати декілька (не менше двох) речовин, які мають різну просторову будову, а тому й різні фізичні та хімічні властивості.

Назви органічних сполук утворюють згідно з правилами, які базуються на Женевській номенклатурі:

1. Назву кожної сполуки утворюють, виходячи з назви найдовшого нерозгалуженого ланцюга атомів Карбону в молекулі.

2. Вибраний найдовший нерозгалужений ланцюг відповідає певному представнику гомологічного ряду. Гомологічний ряд позначається функціональним закінченням:

насичені вуглеводні позначаються закінченням -ан:  $\text{CH}_4$  -метан,  $\text{C}_2\text{H}_6$  -етан,  $\text{C}_3\text{H}_8$  - пропан,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  - бутан і т.д.;

етиленові - закінченням -ен:  $\text{C}_2\text{H}_4$  - етен,  $\text{C}_3\text{H}_6$  -пропен,  $\text{C}_4\text{H}_8$  - бутен;

ацетиленові - закінченням -ін або ин:  $\text{C}_2\text{H}_2$  - етин,  $\text{C}_3\text{H}_4$  -пропін,  $\text{C}_4\text{H}_6$  - бутин;

спирти - закінченням -ол:  $\text{CH}_3\text{OH}$  - метанол,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  - етанол,  $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$  - пропанол,  $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$  - бутанол;

альдегіди - закінченням -аль:  $\text{HCHO}$  - метаналь,  $\text{CH}_3\text{CHO}$  — етаналь,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{CHO}$  - пропаналь;

кетони - закінченням -он: пропанон, ацетон, бутанон.

Кислоти вважаються карбоксилвмісними похідними відповідного вуглеводню:  $\text{CH}_4$  - метан  $\text{HCOOH}$  - метанова (мурашина) кислота;

$\text{C}_2\text{H}_6$  - етан  $\text{CH}_3\text{COOH}$  - етанова (оцтова) кислота;

$\text{C}_3\text{H}_8$  - пропан  $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$  - пропанова (пропіонова) кислота.

У амінів перед закінченням -амін вказуються радикали:  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$  - етиламін,  $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$  - диетиламін,  $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$  - триетиламін.

3. Положення замісників уздовж ланцюга атомів Карбону вказують після номера цих атомів. Нумерацію починають з того кінця, до якого ближче замісник. Якщо замісник повторюється кілька разів, у назві вказують його число префіксами ди-, три- і т.д., наприклад: 2,3-диметилпентан.

За наявності у вибраному ланцюгу кратного зв'язку нумерація атомів Карбону починається від кратного зв'язку. Остання цифра відповідає номеру атома Карбону, біля якого знаходиться кратний зв'язок.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Одержання ацетилену і вивчення його властивостей.

У колбу поміщають кусочки карбіду кальцію та доливають води. Газ, що виділяється, за допомогою газовідвідної трубки пропускають через розчин калій перманганату. Що спостерігається? Ацетилен, що виділяється, підпалюють біля кінця газовідвідної трубки. Яким полум'ям горить ацетилен? Записати рівняння повного та неповного горіння ацетилену.

### Дослід 2. Окислення етилового спирту.

а) У пробірку наливають 1-2 мл етилового спирту, додають 1 мл водного розчину калій перманганату і нагрівають. При цьому утворюється оцтовий альдегід, який можна виявити за характерним запахом, а калій перманганат знебарвлюється і випадає бурий осад мангану (IV) оксиду.

Якщо взяти надлишок калію перманганату, то оцтовий альдегід, що утворився, окислюється далі до оцтової кислоти.

б) У пробірку наливають 3-4 мл етилового спирту. Із мідного дроту виготовляють спіраль, яку вносять в полум'я пальника і нагрівають до червоного жару. При цьому мідь окислюється до оксиду міді. Розжарену

окислену спіраль опускають у пробірку із спиртом. Відбувається окислення спирту і спостерігається відновлення оксиду міді, що покриває мідну дротинку, до вільної міді червоного кольору.

### **Дослід 3. Властивості оцтової кислоти.**

а) У пробірку наливають 1 мл розчину оцтової кислоти і додають 1 краплю лакмусу. Зазначте колір індикатора і середовище розчину. Додати розчин лугу до зміни кольору. Записати рівняння дисоціації оцтової кислоти та її взаємодії із лугом.

б) У пробірку поміщають шматочок крейди і наливають розчин оцтової кислоти. До отвору пробірки підносять запалений сірник. Що спостерігається?

в) У пробірці змішати розчини оцтової кислоти і натрій гідрокарбонату (сода). Який газ виділяється?

### **ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ**

1. Особливості Карбону в органічних сполуках.
2. Класифікація органічних сполук.
3. Ізмерія органічних сполук на прикладі вуглеводнів.
4. Поняття про гомологічні ряди і функціональні групи (конкретні приклади).

### **ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ**

1. Напишіть схеми реакцій, що відповідають таким перетворенням: метан – ацетилен – оцтовий альдегід – оцтова кислота – бутилацетат – ацетат натрію.

2. У трьох балонах містяться гази: метан, етилен та ацетилен. Якими реакціями можна визначити, який газ є в кожному з балонів? Які з цих газів здатні полімеризуватись?

3. Запишіть структурні формули усіх можливих ізомерів пентану, назвіть їх.

4. Запишіть реакції повного та неповного горіння метану, етилену та ацетилену.

5. Запишіть структурні формули пропану, пропену, пропіну, пропанолу, пропаналу, пропанону, пропанової кислоти.

6. Навести схему реакції взаємодії оцтової кислоти з етиловим спиртом та вказати молекулярну масу одержаної органічної речовини.

1) 32 г/моль; 2) 46 г/моль; 3) 88 г/моль; 4) 102 г/моль; 5) 109 г/моль.

7. Знайти масу етанолу, необхідну для відновлення 8 г купрум (II) оксиду.

8. Які з наведених речовин є ізомерами (зобразити структурні формули): а) 2-метилпентан; б) 2-метилбутан; в) бутан; г) пентан?

9. Обчисліть об'єм (л) пропану (н.у.) масою 110 г.

10. Знайти масу крейди, яку можна розчинити у 120 г 10 %-ного розчину оцтової кислоти.

## Лабораторна робота № 4

**Тема:** ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА  
**Мета:** Вивчити особливості оборотних хімічних реакцій. Розглянути суть константи хімічної рівноваги та фактори, які впливають на зміщення хімічної рівноваги.

### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

*Швидкістю хімічної реакції* називають число елементарних актів реакції, які відбуваються за одиницю часу в одиниці об'єму (у випадку гомогенних реакцій) або на одиницю площі поверхні розділу фаз (у випадку гетерогенної реакції).

Швидкість реакції у гомогенному середовищі звичайно характеризують зміною концентрації якого-небудь з вихідних або кінцевих продуктів реакції в одиницю часу і найчастіше виражають у моль/см<sup>3</sup>·хв (можуть бути інші розмірності, наприклад моль/л·хв).

Про швидкість реакції можна говорити і за швидкістю зміни якої-небудь властивості системи, наприклад забарвлення, електричної провідності, тиску тощо.

Якщо в моменти  $\tau_1$  і  $\tau_2$  концентрації одного з вихідних речовин рівні  $C_1$  і  $C_2$ , то середню швидкість  $v$  в інтервалі часу  $\tau_1$  і  $\tau_2$  можна подати так:

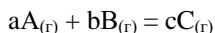
$$v = \frac{c_1 - c_2}{\tau_1 - \tau_2} = - \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

Оскільки йдеться про зменшення концентрації вихідної речовини, то зміна концентрації в цьому випадку береться із знаком “мінус”.

Швидкість хімічних реакцій залежить від природи й концентрацій реагуючих речовин, температури, наявності каталізатора, деяких зовнішніх факторів.

*Закон діючих мас:* швидкість реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях, що є відповідними коефіцієнтами в рівнянні реакції.

Для реакції



швидкість реакції виражається таким кінетичним рівнянням:

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

де  $v$  – швидкість реакції,

$C_A$  і  $C_B$  – концентрації реагентів А і В, моль/л;

$k$  – коефіцієнт пропорційності.

Коефіцієнт  $k$  називають *константою швидкості реакції*. Константа швидкості реакції дорівнює її швидкості, коли концентрації реагентів дорівнюють одиниці.

Константа швидкості реакції залежить від природи реагуючих речовин і від температури. При сталій температурі вона є величина постійна і характеризує природу реагуючих речовин.

Залежність швидкості хімічної реакції від температури можна виразити емпіричним *правилом Вант-Гоффа*: при підвищенні температури на кожні 10 °С швидкість реакції збільшується приблизно в 2 – 4рази:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де  $v_2$  та  $v_1$  – швидкості реакцій при температурах  $t_2$  та  $t_1$  відповідно;  
 $\gamma$  – температурний коефіцієнт швидкості реакції ( $\gamma = 2 \dots 4$ ).

При *хімічній рівновазі* число молекул (або інших частинок), які утворюються за одиницю часу при прямій реакції рівне числу молекул (або інших частинок), які вступили у зворотню реакцію, тобто хімічна рівновага є динамічною.

У стані хімічної рівноваги швидкість прямої реакції рівна швидкості зворотньої реакції. Концентрації речовин (вихідних і продуктів) у стані рівноваги залишаються незмінними і називаються рівноважними.

Для загальної реакції



в момент хімічної рівноваги швидкість прямої і зворотньої реакції однакові і можна записати:

$$v_{\text{пр}} = k_1 \cdot [A]^a [B]^b$$

$$v_{\text{зв}} = k_2 \cdot [C]^c [D]^d$$

$$v_{\text{пр}} = v_{\text{зв}}$$

$$k_1 \cdot [A]^a [B]^b = k_2 \cdot [C]^c [D]^d$$

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

За даної температури константи швидкості  $k_1$  і  $k_2$  є величини сталі, тому їх відношення  $K = k_1 / k_2$  – теж величина стала і називається *константою хімічної рівноваги*.

У вираз константи хімічної рівноваги, як і у вираз константи швидкості, концентрації входять у степенях, які дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції; в чисельнику записують концентрації продуктів реакції, а у знаменнику – концентрації реагуючих речовин, причому беруть рівноважні концентрації.

Константа хімічної рівноваги показує, що в момент рівноваги відношення добутку рівноважних концентрацій реагуючих речовин є величиною сталою при  $T = \text{const}$ . Тобто, незалежно від початкових

концентрацій рівновага в системі встановлюється завжди при тому самому співвідношенні концентрацій продуктів реакції і реагуючих речовин.

*Принцип Ле-Шательє* (принцип рухомої рівноваги): якщо на систему, яка знаходиться в стані рівноваги, ззовні чиниться дія, то рівновага зміщується у напрямку, який послаблює цю дію.

1. При підвищенні концентрації одного з компонентів реакції хімічна рівновага зсувається в бік реакції, що сприяє використанню цього компоненту.
2. При підвищенні температури хімічна рівновага зсувається в бік ендотермічної реакції, а при пониженні температури – в напрямку екзотермічної реакції.
3. При підвищенні тиску хімічна рівновага зсувається в напрямку зменшення об'єму системи; при пониженні тиску – у напрямку збільшення об'єму системи. Якщо об'єм системи при реакції не змінюється, то тиск не впливатиме на стан рівноваги.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин.

У три титрувальні колби налити розчин (0,1 н) натрій тіосульфату  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ : у першу 5 мл, у другу 10 мл, у третю 15 мл. До вмісту першої колби додати 10 мл води, до другої – 5 мл. У кожен колбу долити по 5 мл 2% розчину сульфатної кислоти і визначити час з моменту приливання кислоти до помутніння розчину в колбі. Помутніння розчину виникає внаслідок виділення вільної сірки, яка утворюється при взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою .



Результати записати в таблицю, обчисливши швидкість реакції

Номер колби	1	2	3
Об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , мл	5	10	15
Об'єм $\text{H}_2\text{O}$ , мл	10	5	–
Об'єм $\text{H}_2\text{SO}_4$ , мл	5	5	5
Загальний об'єм розчину, мл	20	20	20
Умовна концентрація тіосульфату	1с	2с	3с
Час до появи помутніння $\tau$ , с			
Швидкість реакції, $V=1/\tau$ , $\text{с}^{-1}$			

За результатами дослідів побудувати графік, відкладаючи на осі абсцис значення умовної концентрації натрій тіосульфату  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , а на осі ординат – швидкість реакції  $V=1/\tau$ .

Зробити висновок про характер залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин. Чи узгоджуються одержані результати з законом діючих мас?

### Дослід 2. Залежність швидкості реакції від температури.

Налити у три пробірки по 5 мл. розчину  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , в інші три пробірки по 5 мл. розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Розділити пробірки на три пари: по 1 пробірці з розчинами  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в кожній парі.

Відмітити температуру повітря в лабораторії, злити разом розчини першої пари пробірок і визначити час з моменту зливання до помутніння розчину.

Дві другі пробірки помістити в хімічну склянку з водою і нагріти воду на  $10^\circ\text{C}$  вище кімнатної температури. Температуру міряти термометром, опущеним в хімічну склянку з водою. Злити вміст пробірок, відмітити час з моменту зливання розчинів до помутніння.

Повторити дослід з останніми двома пробірками, нагрівши їх до температури на  $20^\circ\text{C}$  вище кімнатної.

Результати дослідів занести в таблицю, обчисливши швидкість реакції.

Номер колби	1	2	3
Об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , мл	5	5	5
Об'єм $\text{H}_2\text{SO}_4$ , мл	5	5	5
Температура, $t^\circ\text{C}$			
Час до появи помутніння $\tau$ , с			
Швидкість реакції, $V=1/\tau$			

Побудувати графік залежності швидкості реакції від температури дослідів, відклавши на осі абсцис значення температури експерименту, а на осі ординат – значення швидкості реакції.

Зробити висновок про характер залежності швидкості реакції від температури, обчислити температурний коефіцієнт реакції. Чи відповідає знайдена залежність правилу Вант Гоффа?

### Дослід 3. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги.

Налити в пробірку близько  $1/3$  об'єму розведеного розчину ферум (III) хлориду і долити еквівалентну кількість розведеного розчину калій роданіду. Спостерігати забарвлення розчину в інтенсивно червоний колір, який зумовлюється утворенням ферум (III) роданіду  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ . Записати рівняння реакції в молекулярному та іонному вигляді і вираз константи її рівноваги.

Одержаний розчин розлити порівну в чотири пробірки. В першу долити краплями концентрованого розчину калій роданіду, в другу – концентрованого розчину ферум (III) хлориду, а до третьої додати декілька

кристаликів калій хлориду. Четверта пробірка призначена для порівняння (еталон).

Порівняти інтенсивність забарвлення розчину у трьох пробірках з інтенсивністю забарвлення еталону.

### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Фактори, які впливають на швидкість хімічних реакцій.
2. Закон діючих мас. Ким і коли він відкритий?
3. Константа швидкості хімічних реакцій. Від яких факторів вона залежить?
4. Залежність швидкості хімічних реакцій від температури.
5. Енергія активації. Рівняння Арреніуса.
6. Поняття про каталізатори. Гомогенний та гетерогенний катализ.
7. Роль каталізатора при гомогенному та гетерогенному каталізах.
8. Які реакції називаються оборотними?
9. Хімічна рівновага та умови її встановлення.
10. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє.

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Записати математичний вираз швидкості таких хімічних реакцій:  
$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3.$$
$$\text{C}_{\text{тв.}} + \text{O}_2 = \text{CO}_2.$$
$$2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2.$$
2. Окиснення сірки і її діоксиду протікає за такими рівняннями:  
$$\text{S}_{\text{тв.}} + \text{O}_2 = \text{SO}_2;$$
$$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3.$$

Як зміняться швидкості цих реакцій, якщо об'єм кожної із систем зменшити в 4 рази?
3. Реакція проходить за таким рівнянням:  $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ . Константа швидкості цієї реакції при деякій температурі дорівнює 0,16. Вихідні концентрації реагуючих речовин:  
 $[\text{H}_2] = 0,04$  моль/л;  $[\text{I}_2] = 0,05$  моль/л. Обчислити початкову швидкість реакції і її швидкість, коли  $[\text{H}_2] = 0,03$  моль/л.
4. Як зміниться швидкість реакції в газовій фазі при підвищенні температури на  $60^\circ\text{C}$ , якщо температурний коефіцієнт швидкості даної реакції дорівнює 2?
5. На скільки градусів треба підвищити температуру, щоб швидкість реакції, температурний коефіцієнт якої дорівнює 3, зросла у 27 разів?
6. Записати вираз константи рівноваги для реакції:  
$$\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 \leftrightarrow \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р}).$$

Як змінити тиск, щоб збільшити вихід метану?
7. Константа швидкості реакції  $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$  рівна  $2 \cdot 10^{-3}$ 
  - а) яка швидкість  $v_1$  даної реакції в початковий момент, коли концентрація речовини А становить 3,4 моль/л, речовини В – 0,6 моль/л?

- б) яка буде швидкість  $v_2$  цієї реакції через деякий час, коли утворилося 0,1 моль/л речовини  $AB_2$
8. У якому напрямі зміститься рівновага таких оборотних реакцій:
- а)  $C + H_2O_{(газ)} \leftrightarrow CO + H_2 - 129,89 \text{ кДж}$   
 б)  $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3 + 92,19 \text{ кДж}$   
 в)  $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3 + 172,38 \text{ кДж}$
- при пониженні температури; при пониженні тиску? Записати вирази константи рівноваги для даних реакцій.
9. Як зміниться швидкість прямої реакції:
- $$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3,$$
- якщо збільшити тиск у три рази; концентрацію вихідних речовин у два рази?
10. При певній температурі рівновага в системі
- $$2NO_2 \leftrightarrow 2NO + O_2$$
- встановилася при таких концентраціях:  $[NO_2] = 0,06 \text{ моль/л}$ ,  $[NO] = 0,24 \text{ моль/л}$ ,  $[O_2] = 0,12 \text{ моль/л}$ . Знайти константу рівноваги і вихідну концентрацію  $NO_2$ .

## Лабораторна робота № 5

**Тема:** РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ. ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ ЗАДАНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ ІЗ СУХОЇ НАВАЖКИ.

**Мета:** Навчитись обчислювати концентрації розчинів та вести перерахунки з одного способу вираження концентрації в інший. Приготувати розчин заданої концентрації. Навчитись визначати густину розчинів ареометром.

### 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 у 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;

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

$\nu_{екв.p.p.}$  – 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.

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

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),  $C_H$  – визначає число моль еквівалентів розчиненої речовини у 1л (1000  $cm^3$ ) розчину.

$$C_H = \frac{m_{p.p.}}{M_{E.p.p.} \cdot V_{p-ну}}$$

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

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

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

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/ $cm^3$ , кг/ $dm^3$ , г/мл) – це маса одиниці об'єму. Густина води – найпоширенішого розчинника – дорівнює наближено 1 г/ $cm^3$ . 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. Приготування розчину натрій хлориду (кухонної солі).

Розрахувати, яку масу солі та води треба взяти для приготування заданого об'єму розчину натрій хлориду заданої концентрації (див. таблицю).

Варіант	1	2	3	4	5	6
$\omega$ , %	3	2	5	4	3	6
$V_{p-ny}$ , мл	60	80	50	75	90	50

На техніко-хімічній вазі зважити сіль.

Пересипати наважку в колбу на 100 мл.

Відміряти циліндром на 100 або 50 мл необхідний об'єм дистильованої води, влити її в колбу і розчинити сіль при перемішуванні.

Одержаний розчин перелити в мірний циліндр на 50 мл і визначити густину розчину ареометром.

Усі розрахунки і результати зважування записати в лабораторний зошит, заповнивши таблицю. За густиною (див. табл. 3 у Додатках) знайти масову частку (відсоткову концентрацію) натрій хлориду в розчині. Встановити величину розбіжності знайденої концентрації із заданою. Обчислити молярність та мольну частку отриманого розчину.

$\omega$ , %	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	$V_{p-ny}$ , мл	$m_{p-ny}$ , г	$m_{p,p}$ , г	$V_{p-ka}$ , мл	$C_M$ , моль/л	$N_1$

## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. При 200 °С в 100 кг води розчинено 15,6 кг нітрату калію. Обчислити масову частку солі в розчині.

### Розв'язання.

Масова частка нітрату калію в розчині визначається за формулою:

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

2. 24,5 мл етилового спирту C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH розбавили водою до об'єму 120 мл. Знайти об'ємну частку спирту.

### Розв'язання.

Об'ємна частка спирту в розчині визначається за формулою:

$$\omega_{об.} = \frac{V_{p,p}}{V_{p-ny}} \cdot 100\% . \quad \omega_{об.} = \frac{24,5}{120} = 0,204 \text{ або } 20,4\% \text{ (об.)}$$

3. Обчислити молярну та моляльну концентрацію розчину хлориду алюмінію з масовою часткою AlCl<sub>3</sub> 16 %. Густина розчину 1,149 г/см<sup>3</sup>.

### Розв'язання.

Знаходимо масу 1 л (1000 см<sup>3</sup>) розчину:

$$m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,149 = 1149 \text{ г.}$$

Знаходимо масу AlCl<sub>3</sub> у 1 л розчину за формулою:

$$m_{\text{р.р.}} = \frac{m_{\text{р-ну}} \cdot \omega}{100\%}$$
$$m(\text{AlCl}_3) = \frac{16 \times 1149}{100} = 188,84 \text{ г}$$

Знаходимо молярну масу AlCl<sub>3</sub>: M (AlCl<sub>3</sub>) = 133,5 г/моль.

Молярну концентрацію розчину обчислюємо за формулою:

$$C_M = \frac{v_{\text{р.р.}}}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m_{\text{р.р.}}}{M_{\text{р.р.}} \times V_{\text{р-ну}}}$$
$$C_M = \frac{188,84}{133,5 \times 1} = 1,41 \text{ моль/л.}$$

За умовою 100 г розчину містить 16 г AlCl<sub>3</sub> і 84 г H<sub>2</sub>O.

Молярну концентрацію розчину обчислюємо за формулою:

$$C_m = \frac{v_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ка}}} \times 1000 = \frac{m_{\text{р.р.}}}{M_{\text{р.р.}} \times m_{\text{р-ка}}} \times 1000$$
$$C_m(\text{AlCl}_3) = \frac{16}{133,5 \times 84} \times 1000 = 1,43 \text{ моль/кг}$$

Молярність розчину C<sub>m</sub> = 1,43 моль/кг.

4. Знайти мольну частку етилового спирту C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH у його водному розчині з масовою часткою 10% C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH.

### Розв'язання.

За умовою 100 г розчину містить 10 г C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH та 90 г H<sub>2</sub>O.

Молярні маси речовин становлять:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}; \quad M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46 \text{ г/моль.}$$

Обчислюємо кількість моль розчинника та розчиненої речовини:

$$v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{90}{18} = 5 \text{ моль}; \quad v(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{10}{46} = 0,22 \text{ моль.}$$

Мольну частку спирту в розчині обчислюємо за формулою:

$$N_1 = \frac{v_1}{v_1 + v_2 + v_3 + \dots}. \quad N = \frac{0,22}{5 + 0,22} = 0,042.$$

## ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що таке розчини?
2. Чим відрізняється розчин від суміші?
3. Що означають поняття "концентрація розчину", "розчинність", "насичений розчин"?

4. Основні способи вираження концентрації розчинів.
5. Навести приклади природніх розчинів.
6. Основні положення гідратної теорії розчинів.

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. У одному літрі ( $\text{дм}^3$ ) розчину міститься 10,8 г сульфатної кислоти. Яка молярна і нормальна концентрація цього розчину? Кислоту вважати двоосновною.
2. У реакцію з 30 мл ( $\text{см}^3$ ) сульфатної кислоти вступило 50 мл розчину лугу з молярною концентрацією еквівалента 0,3 моль-екв/л. Скільки грамів сульфатної кислоти використано для одержання цього розчину? Використати закон еквівалентів. Кислоту вважати двоосновною.
3. Розчин калій нітрату містить 192,6 г  $\text{KNO}_3$  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 М розчині ( $\rho = 1,29 \text{ г/см}^3$ ).
5. Для розчинення деякої маси крейди (кальцій карбонату) витрачено 35 мл 1,025 н розчину хлоридної кислоти. Обчислити масу взятого кальцій карбонату.
6. Обчислити молярну концентрацію еквівалента (нормальність) 18 %-ного розчину натрій гідроксиду ( $\rho = 1,203 \text{ г/см}^3$ ).
7. До 1 л 10 % розчину калій гідроксиду ( $\rho = 1,092 \text{ г/см}^3$ ), долити 0,5 л 5 % розчину  $\text{KOH}$  ( $\rho = 1,045 \text{ г/см}^3$ ), одержаний розчин розбавили водою до об'єму 3 л. Яка молярність розчину, що утворився?
8. Розчин приготували розчиненням 20 грамів іоду  $\text{I}_2$  в 500 г чотирьоххлористого вуглецю  $\text{CCl}_4$ . Обчислити мольну і масову частку іоду в цьому розчині.
9. Розчин, утворений розчиненням 5,0 г толуолу  $\text{C}_7\text{H}_8$  в 225 г бензолу  $\text{C}_6\text{H}_6$  має густину  $0,876 \text{ г/см}^3$ . Обчислити відсоткову і молярну концентрації цього розчину.
10. Який об'єм розчину кислоти з еквівалентною концентрацією 0,2 моль/л потрібний для нейтралізації 50  $\text{см}^3$  розчину, що містить 0,40 г натрій гідроксиду? Для розв'язання використати закон еквівалентів.

## Лабораторна робота № 6

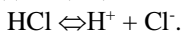
**Тема:** РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ІОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ

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

### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

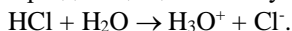
Згідно з положеннями теорії електролітичної дисоціації Арреніуса при розчиненні у воді електроліти дисоціюють на іони. Позитивно заряджені іони називають *катіонами*, до них належать іони металів, амонію і водню. Негативно заряджені іони називають *аніонами*; до них належать іони кислотних залишків і 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 дисоціації кислот утворюються іони гідроксонію:



Гідроксоній

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

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

де  $C_{\text{дис}}$  – 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). Величина ступеня дисоціації залежить від:

- хімічної природи речовини;
- концентрації розчину;
- природи розчинника.

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 ( $\alpha > 50\%$ ). (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 ( $\alpha < 3\%$ ). 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:



Для рівноваги, яка встановлюється в розчині слабого електроліту між молекулами й іонами, можна записати вираз константи рівноваги. Дисоціації оцтової кислоти відбувається за рівнянням:



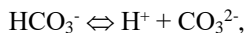
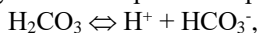
Константа рівноваги має вигляд:

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

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.

Константа рівноваги 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 іони різного заряду.



$$K_1 = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$$K_2 = \frac{[\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

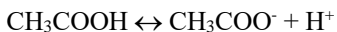
$$K_1 \cdot K_2 = K_{\text{дис.}}$$

де  $K_1$ ,  $K_2$  – ступінчасті константи дисоціації, а  $K_{\text{дис.}}$  – сумарна константа дисоціації.

$$K_{\text{дис.}} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

При ступінчастій дисоціації речовин наступний (другий) ступінь характеризується меншим розпадом, ніж попередній (перший), тобто  $K_1 > K_2$ .

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



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

$\alpha$  – ступінь дисоціації оцтової кислоти.

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

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

Це рівняння є математичним виразом закону розведення.

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

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

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

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

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

Після логарифмування отримо:

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

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

$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$  – гідроксильний показник розчину.

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

У нейтральному середовищі концентрації іонів 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 рН-метра й універсального індикаторного папірця рН 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. Записати рівняння дисоціації електролітів.

Результати оформити у вигляді таблиці:

№ п/п	Речовина	рН за індикаторним папірцем	рН розчину за рН-метром	Середовище

### Дослід 2. Іонні реакції.

а) У 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 хлоридної кислоти. Спостерігати виділення вуглекислого газу, який утворився внаслідок розкладу слабого електроліту карбонатної кислоти. Записати рівняння реакції у 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 у молекулярній та іонній формі.

Зробити висновок про умови протікання реакції між електролітами в розчинах.

### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Теорія електролітичної дисоціації.
2. Константа електролітичної дисоціації.
3. Сильні і слабкі електроліти, навести приклади.
4. Іонний добуток води. рН середовища.
5. У яких випадках відбуваються реакції між розчинами електролітів?

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Дати визначення кислоти, основи і солі за теорією електролітичної дисоціації.
2. Написати рівняння дисоціації на іони сполук-електролітів:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ , враховуючи можливість ступінчастої дисоціації. Розділити електроліти на сильні, слабкі та середньої сили.
3. До кожної з речовин:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  додали розчин натрій гідроксиду. В яких випадках відбулись реакції? Виразити їх молекулярними та іонними рівняннями.
4. До кожної з речовин:  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  додали розчин сульфатної кислоти. Записати рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах.
5. Визначити рН 0,001 М розчинів  $\text{HCl}$  і  $\text{NaOH}$  (дисоціацію вважати повною).
6. Визначити ступінь дисоціації, концентрацію іонів гідрогену і рН 0,01 М розчину оцтової кислоти.
7. Водневий показник розчину хлоридної кислоти становить 1,5. Визначити концентрацію хлоридної кислоти у розчині.
8. За рівнянням ступінчастої дисоціації сульфитної кислоти написати вирази констант дисоціації  $K_1$  та  $K_2$ . Яка з цих величин менша? Чому?
9. Чому розчин хлороводню у воді має кислотні властивості, а його розчин у бензолі таких властивостей не має?
10. Концентрація іонів гідроксиду у водному розчині рівна  $10^{-5}$  моль/л. Яка концентрація іонів водню в цьому розчині? Чому дорівнює рН цього розчину?

## Лабораторна робота № 7

**Тема:** ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

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

### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

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

Елемент, електрони якого зміщуються до атомів другого елемента (повністю у випадку іонного зв'язку або частково у випадку полярного), виявляє *позитивну окиснюваність*. Елемент, до атомів якого зміщуються електрони атома другого елемента, проявляє *негативну окиснюваність*.

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,  $Mn^{+2}$ ,  $Mn^{+7}$ ,  $S^{-2}$ ,  $N^{-3}$ ,  $P^{+5}$ .

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

1. Ступінь окиснення елементів в простих речовинах дорівнює нулю.  
 $Cl_2^0$ ,  $Br_2^0$ ,  $N_2^0$ ,  $Na^0$ .
2. В іонних сполуках ступінь окиснення дорівнює заряду іона:  
 $Cl^{-}$  ступінь окиснення хлору  $-1$ ,  $Na^{+}$  ступінь окиснення натрію  $+1$ .
3. Сума ступенів окиснення всіх атомів або іонів, які входять до складу сполуки, дорівнює нулю.  
 $FeCl_3$   $+3+3 \cdot (-1) = 0$
4. Сума ступенів окиснення всіх атомів в іоні дорівнює заряду іона. У  $SO_4^{2-}$  сума ступенів окиснення дорівнює  $-2$ :  
 $S(+6)$ ,  $O(-2)$ :  $+6 + 4 \cdot (-2) = +6 - 8 = - 2$ .
5. Окремі елементи майже в усіх своїх сполуках проявляють один і той же ступінь окиснення. Такі елементи використовують як еталонні при

визначенні ступенів окиснення інших елементів. До еталонних належать елементи:

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

$Mg^{+2}$ ,  $Ca^{+2}$ ;  $Al^{+3}$ ;  $F^{-1}$ ;  $Cl^{-1}$  (за винятком сполук з O та сполук з F);

$O^{-2}$  (за винятком пероксидів  $H_2O_2$ ,  $Na_2O_2$ , фторидів  $O_2F_2$ ,  $O_2^+F_2$ ).

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

Віддавання електронів, яке супроводиться підвищенням ступеня окиснення елемента, називають *окисненням*.

Приєднання електронів, що супроводжується зниженням ступеня окиснення елемента, називають *відновленням*.

Відновник:  $Na \rightarrow Na^{+} + 1e$  - процес окиснення.

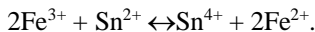
Окисник:  $Cl_2 + 2e \rightarrow 2Cl^{-}$  - процес відновлення.

Речовину, до складу якої входить елемент, що окиснюється, називають *відновником*; а речовину, яка містить елемент, який відновлюється, – *окисником*.

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

Знаючи відносну силу різних окисників і відновників, можна передбачити напрям протікання реакції.

Наприклад:



$E^0 (Fe^{3+}/Fe^{2+}) = +0,77 \text{ В}$  – окисник.

$E^0 (Sn^{4+}/Sn^{2+}) = +0,15 \text{ В}$  – відновник.

Умовою здійснення окисно - відновної реакції є додатне значення ЕРС сумарної реакції:

$$E_{PC} = E^0 (Fe^{3+}/Fe^{2+}) - E^0 (Sn^{4+}/Sn^{2+}) = 0,77 - 0,15 = 0,62 \text{ В}.$$

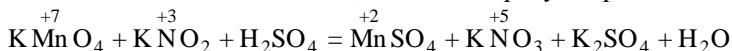
Отже, реакція буде проходити в прямому напрямку:  $Fe^{3+}$  буде відновлюватись, а  $Sn^{2+}$  буде окиснюватись.

### Метод електронного балансу урівнювання окисно-відновних реакцій

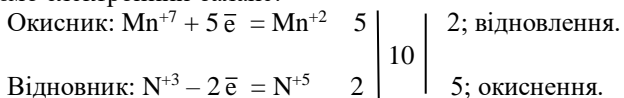
Записують рівняння реакції у молекулярній формі:



Перманганат калію містить Манган у вищому ступені окиснення, тому може бути тільки окисником. Нітрит калію містить  $N^{+3}$ , це проміжний ступінь окиснення і в даному випадку, якщо  $Mn^{+7}$  – окисник, то  $N^{+3}$  може бути тільки відновником. Відновлення  $Mn^{+7}$  у кислому середовищі може проходити до  $Mn^{+2}$ , а окиснення  $NO_2^{-}$  до  $NO_3^{-}$ . 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  $\text{H}^+$ ), потім аніонів. Потім підраховують число атомів Н, а перевіряють правильність за числом атомів Оксигену.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Окиснення натрій сульфїту калій бїхроматом.

Налити у пробїрку 1-2 мл розчину  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , додати декілька крапель розчину сульфатної кислоти та 1-2 мл розчин натрій сульфїту. Спостерїгати змїну оранжевого забарвлення розчину на зелене внаслідок відновлення іонів  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  до  $\text{Cr}^{+3}$ . Іон  $\text{SO}_3^{2-}$  окиснюється при цьому в  $\text{SO}_4^{2-}$ . Записати рівняння реакції, урівняти його методом електронного балансу.

### Дослід 2. Окиснювальні властивості іонів $\text{Fe}^{3+}$ .

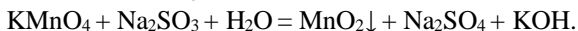
Налити у пробїрку 1-2 мл розчину ферум (III) хлориду додати 1-2 мл розчину калій йодиду й 1 мл розчину крохмалю. Що спостерїгається? Записати рівняння реакції, урівняти його методом електронного балансу.

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

У пробїрку опустити 2-3 мідних дротини і обережно налити 2-3 мл концентрованої нїтратної кислоти. Спостерїгати видїлення газу. Скласти рівняння реакції й урівняти його методом електронного балансу.

### Дослід 4. Залежність ступеня відновлення $\text{KMnO}_4$ від рН середовища.

У три пробїрки налити по 1-2 мл розчину перманганату калїю і додати по 1 мл: у першу пробїрку – розведеної сульфатної кислоти, в другїй залишити розчин нейтральним, у третю – розчину натрій гїдроксиду. У кожену пробїрку додати розчин натрій сульфїту. Записати спостереження. Методом електронного балансу підібрати коефіцієнти в реакціях



## ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Ступінь окиснення елементів, правила його визначення.

- Процеси окиснення та відновлення.
- Типи окисно-відновних реакцій.
- Вплив середовища на окисно-відновні процеси.
- Основні окисники та відновники. Які речовини виступають лише відновниками, а які лише окисниками?
- Використання окисників у технологіях легкої промисловості.

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

- Визначити ступінь окиснення елементів у таких сполуках:  $O_2$ ,  $HCl$ ,  $KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $H_2O_2$ ,  $NH_4NO_3$ ,  $Fe(NO_3)_3$ .
- Написати електронні рівняння для таких перетворень:
 

$Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+4}$ ;	$Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$ ;
$Cu^0 \rightarrow Cu^{+2}$ ;	$N^{+5} \rightarrow N^{+4}$ ;
$N^{-3} \rightarrow N^{+5}$ ;	$S^{+6} \rightarrow S^{+4}$ ;
$S^0 \rightarrow S^{+4}$ ;	$Fe^{+3} \rightarrow Fe^{+2}$ .

У яких випадках відбулося окиснення, а в яких відновлення?
- Які властивості – окисні чи відновні - проявляють виділені елементи в речовинах:  $S$ ,  $H_2S$ ,  $Mn$ ,  $KMnO_4$ ,  $Zn$ ,  $ZnS$  ?
- Встановити ступінь окиснення Мангану у сполуках  $MnSO_4$ ,  $MnO_2$ ,  $K_2MnO_4$ ,  $KMnO_4$  та визначити, де Манган проявляє властивості окисника, де відновника, а в яких сполуках може проявляти як окисні, так і відновні властивості. Чому?
- Чи можуть проходити окисно-відновні реакції між такими речовинами:  $PH_3 + KMnO_4$ ;  $HNO_2 + HI$ ;  $HCl + H_2Se$ . Чому?
- Вказати окисник, відновник, підібрати коефіцієнти методом електронного балансу:
  - $NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH = Na_2CrO_4 + H_2O$ ;
  - $CuS + HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO + H_2O$ ;
  - $Cu + HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$ ;
  - $P_2O_5 + C = CO + P$ ;
  - $Br_2 + HClO + H_2O = HBrO_3 + HCl$ ;
  - $K_2Cr_2O_7 + Na_2S + H_2SO_4 = K_2SO_4 + Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + S + H_2O$ ;
  - $K_2Cr_2O_7 + NaNO_2 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + NaNO_3 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$ ;
  - $FeSO_4 + HIO_3 + H_2SO_4 = I_2 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$ ;
  - $HIO_3 + H_2SO_3 = HI + H_2SO_4$ ;
  - $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$ .
- Встановити пропущені речовини у рівняннях. Вказати окисник, відновник, підібрати коефіцієнти методом електронного балансу:
  - $KMnO_4 + \quad + H_2SO_4 = MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O + Na_2SO_4$ ;
  - $Cu + H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + \quad$  ;
  - $Zn + HNO_3 = \quad + N_2 + H_2O$ ;
  - $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + \quad + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$ ;
  - $FeSO_4 + KClO_3 + \quad = KCl + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$ .

## Лабораторна робота № 8

**Тема:** ЗАГАЛЬНІ ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

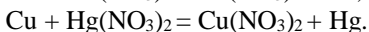
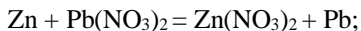
**Мета:** Вивчити хімічні властивості металів – взаємодію з водою, кислотами, лугами, солями. Ознайомитися з механізмом процесів корозії. Дослідити вплив різних факторів на процес корозії металів.

### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

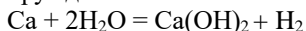
Серед елементів періодичної системи переважаюча більшість – метали. Це *s* – метали (I, II групи, головні підгрупи, крім водню і гелію), *d*-, *f*-метали (побічні підгрупи всіх груп періодичної системи) та *p*- метали (лівий нижній кут *p*-елементів від діагоналі "бор-астат").

Характерною особливістю електронної будови атомів металів є невелике число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів. Тому вони легко втрачають ці електрони при хімічних реакціях, проявляючи тільки відновні властивості. Атом металу перетворюється при цьому в додатньо заряджений іон:  $Me - ne = Me^{n+}$ . Це головна особливість металів.

Відновна здатність металів при реакціях у водних розчинах визначається місцем металу у ряді напруг, де метали розташовані в порядку зростання їх стандартних електродних потенціалів,  $\varphi_0$ , В (табл.8). Більш активним є той метал, стандартний потенціал якого менший. Стандартний потенціал системи  $2H^+/H_2$  прийнято рівним нулю. Метал, який розміщений ближче до початку ряду напруг і має менше значення стандартного потенціалу, є активнішим від тих членів ряду, що стоять за ним, і може витіснити їх з водних розчинів солей:

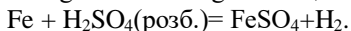
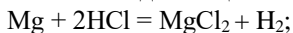


Потенціал витіснення водню з води (pH =7) становить -0,41 В. Отже, водень з води можуть витіснити метали, потенціал яких менший, ніж - 0,41 В. Це метали від початку ряду напруг до заліза включно. Наприклад:

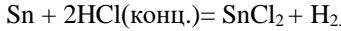


Проте метали від алюмінію по хром (включно) захищаються щільною нерозчинною оксидною плівкою і реакція практично не відбувається.

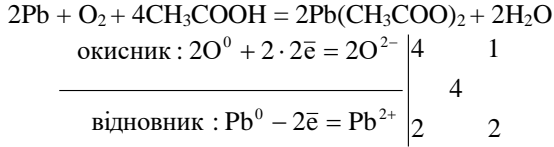
У *кислотах-неокисниках* (HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (розбавлена), CH<sub>3</sub>COOH) окисником є іон H<sup>+</sup>: ( $2H^+ + 2e^- = H_2$ )  $\varphi_0=0$  В. Тому метали, потенціал яких менший, ніж 0 вольт, можуть витіснити водень з цих кислот:



Виняток – свинець, який не витісняє водень з цих кислот через перенапругу виділення водню на свинці і через нерозчинність солей. Олово реагує так лише з концентрованою хлоридною кислотою:



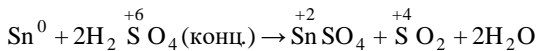
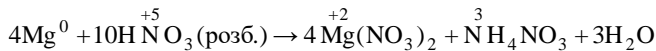
Розчинення свинцю в оцтовій кислоті – неокиснику відбувається за рахунок окиснення його не іоном  $\text{H}^+$  кислоти, а киснем, що є у розчині, з подальшим утворенням розчинного плумбум (II) ацетату. Водень при цьому не виділяється:



*Кислоти – окисники*  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (концентрована) та  $\text{HNO}_3$  (будь-якої концентрації) окисляють аніоном ( $\text{S}^{6+}$ ,  $\text{N}^{5+}$ ), тому при їх взаємодії з металами водень не виділяється. Такі кислоти розчиняють і ті метали, що стоять після водню в ряду напруг ( $\varphi_0 > 0$ ). При цьому ступінь окиснення  $\text{S}^{6+}$ ,  $\text{N}^{5+}$  змінюється тим сильніше, чим активніший метал, вища температура і менша концентрація кислоти.

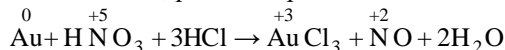
Кислота	Окисник	Продукти відновлення	Які метали взаємодіють
Конц. $\text{HCl}$ Розв.	$\text{H}^+$	$\text{H}_2$	Усі метали, що розміщені ліворуч $\text{H}_2$
Розв. $\text{H}_2\text{SO}_4$ Конц.	$\text{H}^+$	$\text{H}_2$	Усі метали, що розміщені ліворуч $\text{H}_2$
	$\text{S}^{6+}$	$\text{SO}_2$	Малоактивні метали після Fe, Co, Cr пасивуються
$\text{H}_2\text{S}$ , S		Активні метали до Cr, Al пасивуються	
Розв. $\text{HNO}_3$ Конц.	$\text{N}^{5+}$	NO	Малоактивні метали від Cr до Pt
	$\text{N}^{5+}$	$\text{N}_2\text{O}$ , $\text{N}_2$ , $\text{NH}_4\text{NO}_3$	Активні метали до Cr
$\text{NO}_2$		Усі метали, окрім Pt, Au; Al, Fe, Co, Ni пасивуються	

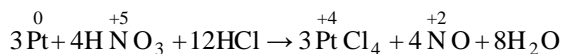
Наприклад:



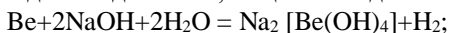
При високій концентрації сульфатної та нітратної кислот поверхня заліза пасивується і взаємодія без нагрівання практично не відбувається.

Суміш нітратної і хлоридної кислот 1:3 (“царська горілка”) окиснює всі метали, крім компактних осмію, родію та іридію:

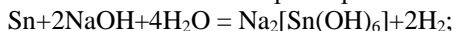




З лугами взаємодіють метали, що утворюють амфотерні оксиди й гідроксиди. При цьому водень виділяється, якщо метал достатньо активний:

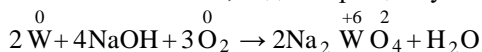


натрій берилат



натрій станат

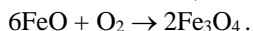
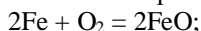
Якщо ж метал неактивний, то для його розчинення у розчині лугу необхідна присутність сильного окисника, водень при цьому не виділяється:



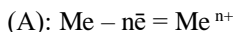
натрій вольфрамат

*Корозія* – це самовільний процес руйнування металів у результаті хімічної чи електрохімічної взаємодії їх із навколишнім середовищем.

Газова *хімічна корозія* є результатом окиснення металів у атмосфері сухих газів при високих температурах. Наприклад, утворення окалини на поверхні сталевих виробів при термообробці.



Найбільшої шкоди металевим виробам завдає *електрохімічна корозія*. Механізм електрохімічної корозії полягає в анодному руйнуванні (окисненні) металу в результаті утворення й роботи мікрогальванічного корозійного короткозамкнутого елемента. У процесі роботи цього елемента метал, який буде анодом, окиснюватиметься:



На катоді відбувається процес відновлення середовища. Залежно від середовища він може носити характер водневої або кисневої деполяризації.



Іони чи молекули, які відновлюються на катоді, називаються деполяризаторами. При корозії в кислому середовищі деполяризаторами будуть іони  $\text{H}^+$ , при атмосферній корозії (у вологому повітрі), корозії в ґрунті, у воді, що містить розчинений кисень, деполяризатором буде кисень.

## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. Як відбувається корозія цинку, що перебуває у контакті з кадмієм:

а) в нейтральному розчині, що містить кисень;

б) в кислому розчині.

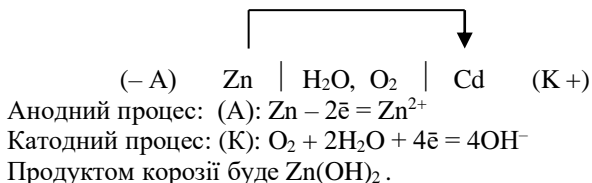
Складіть схеми корозійних елементів та рівняння процесів, що відбуваються на електродах. Який склад продуктів корозії?

**Розв'язання.**

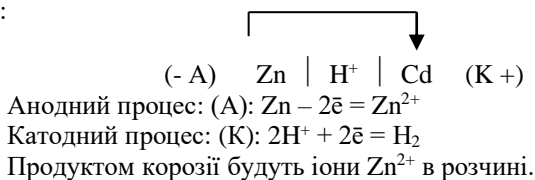
Складаємо схеми гальванічних корозійних елементів та записуємо

процеси, що відбуваються на катоді й аноді. Цинк має більш негативний потенціал (-0,76 В), ніж кадмій (-0,4 В), тому він є анодом, а кадмій – катодом.

а) Схема корозійного елемента, коли метали контактують у нейтральному середовищі, що містить кисень:



б) Схема корозійного елемента, коли метали контактують у кислому розчині:



## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Взаємодія лужних та лужноземельних металів з водою.

У фарфорову чашку налити до половини води і додати 2-3 краплі фенолфталеїну. Пінцетом опустити невеликий шматочок натрію. Який газ виділяється під час реакції? Пояснити зміну забарвлення води. Записати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

### Дослід 2. Дія кислот-неокисників на метали.

У три пробірки налити 2-3 мл розведеної сульфатної або хлоридної кислоти й опустити в них кусочки металів: цинку, заліза, міді. Записати величини стандартних електродних потенціалів і пояснити різницю у властивостях металів. Записати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

### Дослід 3. Дія кислот-окисників на метали.

У три пробірки налити по 2-3 мл розведеної нітратної кислоти і опустити в них кусочки металів: магнію, олова, міді. Який газ виділяється під час реакції? Записати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

### Дослід 4. Дія лугів на метали.

У три пробірки налити по 2-3 мл розчину лугу (NaOH або KOH) і опустити в них кусочки металів: алюмінію, цинку, заліза. Що спостерігається? Пояснити різницю в поведінці металів. Записати рівняння реакцій, урівняти методом електронного балансу.

### **Дослід 5. Утворення окалини на міді та залізі.**

Нагріти очищені наждачними папером залізну і мідну пластинки в полум'ї пальника протягом 5 хв. Спостерігати зміну кольору пластин внаслідок окиснення. Записати рівняння реакцій. До якого виду корозії відноситься цей процес?

### **Дослід 6. Корозія на контакті двох різних металів.**

У пробірку налити розбавлений розчин хлоридної або сульфатної кислоти й опустити шматочок цинку. Відмітити інтенсивність виділення водню. Доторкнутися мідною дротинкою до цинку в пробірці. Як змінюється інтенсивність виділення водню і на якому з металів він виділяється?

Пояснити спостереження, врахувавши, що Zn і Cu утворюють гальванічну пару. Подати схему гальванічного елемента, записати процеси, що відбуваються на електродах, вказати напрямок переходу електронів у парі Zn/Cu.

### **Дослід 7. Корозія оцинкованого і лудженого заліза.**

Налити у дві пробірки по 3-4 мл 2н розчину сульфатної кислоти і по три краплі червоної кров'яної солі  $K_3[Fe(CN)_6]$ , що є чутливим реактивом на іони  $Fe^{2+}$ . За наявності іонів  $Fe^{2+}$  розчин забарвлюється в синій колір. Розчин перемішати скляною паличкою. В одну пробірку опустити смужку оцинкованого заліза, а в другу — покритого оловом, міддю або нікелем. У якій пробірці утворюється через деякий час синє забарвлення? Написати рівняння реакцій. Скласти схеми гальванічних корозійних елементів, що виникають при порушенні суцільності покриття. Вказати тип захисного покриття (анодне чи катодне).

## **ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ**

1. Розташування металів у періодичній системі.
2. Кристалічна структура металів.
3. Загальні фізичні властивості металів.
4. Основні хімічні властивості металів.
5. Що таке корозія металів? Основні види корозії металів.
6. Механізм електрохімічної корозії. Катодні й анодні процеси при корозії у різних середовищах.
7. Способи захисту металів від корозії.

## **ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ**

1. Записати формули оксидів, які утворюють Манган та Хром, вказати, як змінюється їх характер залежно від ступеня окиснення металу.
2. Записати рівняння взаємодії натрію, кальцію та магнію з неметалами – воднем, хлором, фосфором та сіркою. Назвати сполуки, що утворюються.
3. Який тип хімічного зв'язку в металах? Які фізичні властивості він визначає?

4. Які з поданих реакцій відбуваються у водних розчинах?
- $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow$
  - $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$
  - $\text{Hg} + \text{Cu SO}_4 \rightarrow$
  - $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - $\text{Fe} + \text{Pb} (\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
  - $\text{Ni} + \text{Fe}_2 (\text{SO}_4)_3 \rightarrow$
  - $\text{Ni} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - $\text{Fe} + \text{ZnCl}_2 \rightarrow$
5. Закінчити рівняння, урівняти їх методом електронного балансу:
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3$  (конц.)  $\rightarrow$
  - $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)  $\rightarrow$
  - $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)  $\rightarrow$
  - $\text{Ag} + \text{HNO}_3$  (розб.)  $\rightarrow$
6. Закінчити рівняння реакції:
- $\text{Al} + \text{Na OH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - $\text{Zn} + \text{Na OH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
7. Який з металів руйнуватиметься в кожній корозійній парі: Fe-Ni, Cu-Ni, Ag-Cu?
8. Записати процеси, що відбуваються при електрохімічній корозії на контакті Fe/Zn у вологій атмосфері.
9. Отвір у залізній посудині запаяно міддю. Як відбувається процес корозії на контакті Fe/Cu, якщо посудина заповнена водою, яка не містить кисню?
10. Смужку луженого заліза занурити в розчин розбавленої сульфатної кислоти, в який добавили трохи розчину калій гексаціаноферату (III). Як пояснити виникнення через деякий час синього забарвлення розчину? Записати рівняння процесів, що відбуваються.

## Лабораторна робота № 9

**Тема: ВИЗНАЧЕННЯ СТІЙКОСТІ НАТУРАЛЬНИХ ТА СИНТЕТИЧНИХ ТКАНИН ДО ДІЇ ХІМІЧНИХ РЕАГЕНТІВ.**

**Мета:** Навчитись аналізувати вплив хімічних кислот, лугів, окисників на властивості тканин.

### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Волокно — це гнучке міцне тіло, довжина якого в кілька разів перевищує його поперечні розміри. Текстильні волокна використовують для виготовлення пряжі, ниток, тканин, трикотажних полотен, нетканих матеріалів, штучної шкіри та хутра. В даний час при виготовленні текстильних виробів широко використовуються різні види волокон, які відрізняються один від одного за хімічним складом, будовою та властивостями.

Основними ознаками класифікації текстильних волокон є спосіб отримання (походження) і хімічний склад, що визначають основні фізико-механічні та хімічні властивості волокон, а також виробів, отриманих з них. За походженням всі волокна поділяються на натуральні та хімічні.

Натуральні волокна — волокна природного, тобто рослинного, тваринного або мінерального походження. До органічних належать рослинні волокна - насінневі та плодові (бавовна, кокосові); стеблові (льон, конопля, джут, кенаф); листкові (сизаль, маніла, агава); і тваринні волокна - волосняний покрив (вовна овеча, козяча та верблужа); виділені залозами (шовк тутового, дубового шовкопряда). До неорганічних - з гірських порід (азбест).

Хімічні волокна поділяють на органічні та неорганічні. До органічних належать штучні волокна - целюлозні та ефіроцелюлозні (віскозні, мідно-аміачні та ацетатні); білкові (казеїнові, соєво-бобові). До неорганічних штучних волокон — силікатні (скляні); металеві (золоті, срібні, мідні, алюмінієві). До органічних належать синтетичні волокна - поліамідні (капрон, амід, енант); поліефірні (лавсан); поліакрилінтрильні (нітрон); полівінілхлоридні (ПВХ, хлорин); полівінілспиртові (вінол); поліуретанові (спандекс); поліолефінові (поліетиленові, поліпропіленові).

Стійкість волокон до дії різних хімічних реагентів називається хемостійкістю. Хемостійкість волокон обумовлює можливість їх застосування для виробів різного призначення, а також режими процесів оздоблення матеріалів, прання та хімічної чистки виробів.

Основні хімічні реагенти, які визначають хемостійкість волокон - це кислоти, луки, окисники та органічні розчинники. Всі ці хімічні реагенти

використовуються при оздобленні текстильних матеріалів та хімічній чистці виробів з них.

Волокна мають різну стійкість до дії різних хімічних реагентів. Вовна та натуральний шовк під дією кислот поліпшують деякі свої властивості, целюлозні волокна, навпаки, мають низьку стійкість до кислот, але стійкі до лужних обробок. Також по-різному впливають на волокна і різні органічні розчинники, які застосовують при хімічній чистці виробів. Крім того, деякі з них використовують для розпізнавання волокон. Це такі речовини, як ацетон, бензол, фенол, етиловий спирт, хлороформ та інші. Окисники використовують для вибілювання волокон. Це перекис водню та гіпохлорид натрію. Окисники руйнують волокна, тому їх застосовують короткочасно. Хемостійкість волокон приведена в спеціальних таблицях розчинності, якими користуються спеціалісти.

Склад тканини можна визначити за характером горіння волокон. Натуральні волокна рослинного походження горять швидко із виділенням запаху паленого паперу, залишаючи зольну грудочку, яка при дотику розсипається, а натуральні волокна тваринного походження спалахують і скручуються, виділяючи запах паленого пера або рогу. Штучні волокна горять подібно до рослинних - інтенсивно, поширюючи запах паленого паперу й утворюючи сірий попіл. Тканина із синтетичних волокон не горить, а плавиться, утворюючи тверду грудочку, виділяючи різкий запах або не маючи запаху. Характер горіння змішаної та комбінованої тканин відповідає тим видам волокон, які входять до її складу.

## **ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

### **Дослід 1. Дія кислот та окисників на тканини.**

Приготувати зразки тканин розміром 0,5 на 2 см. У пробірки помістити зразки тканин, залити розчинами хлоридної, нітратної, сульфатної кислот, гідроген пероксиду та відбілювача («Білизна», «Доместос»). Через 5-10 хвилин візуально оцінити стан тканини. Нагріти пробірки до кипіння і обережно прокипятити протягом 1 хв. Після охолодження розчини злити, зразки промити холодною водою та порівняти із вихідними тканинами. Результати спостережень занести у таблицю.

### **Дослід 2. Дія лугів та детергентів на тканини.**

У пробірки помістити зразки тканин, залити розчинами натрій гідроксиду, рідкого мила та прального засобу. Повторити дії дослідів 1. Результати спостережень занести у таблицю.

### **Дослід 3. Ідентифікація волокон методом спалювання.**

У керамічній чашці обережно підпалити волокно. Встановити особливості його згорання (займається легко чи важко, який колір полум'я, який залишок після горіння) і запах газів, що утворюються (помахом руки до себе). Результати спостережень занести у таблицю.

Тканина (волокно)	Склад	Дія кислот	Дія лугів	Результат спалювання

### **ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ**

1. Натуральні тканини.
2. Штучні та синтетичні тканини.
3. Дія окисників на колір та механічні властивості тканин.
4. Дія детергентів (миючих засобів).
5. Який вплив хімічних реагентів відображено на етикетках до текстильних виробів?

## Лабораторна робота №10

### Тема: ВИЗНАЧЕННЯ ГІГРОСКОПІЧНОСТІ ТКАНИН ВАГОВИМ МЕТОДОМ.

**Мета:** Вивчити методику проведення вагового аналізу. Визначити гігроскопічність різних видів тканин.

### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

До гігієнічних (фізичних) властивостей волокон належать: гігроскопічність, повітропроникність водонепроникність (для плащових і курткових тканин); теплопровідність тощо.

Гігроскопічність — здатність волокон поглинати з навколишнього середовища і віддавати водяну пару. Гігроскопічні властивості оцінюються фактичною кондиційною та максимальною вологістю.

Повітропроникність — це здатність волокна пропускати повітря. Натуральні волокна мають вищі показники гігієнічних властивостей, ніж хімічні.

Оцінюють гігроскопічні властивості волокон трьома показниками: фактичною, кондиційною та максимальною вологістю.

Фактична вологість  $W_f$  (%) - показує, яку частку від маси сухого волокна складає маса вологи, яку воно містить при фактичних атмосферних умовах. Розраховують фактичну вологість за формулою:

$$W_f = \frac{m - m_c}{m_c} \cdot 100 (\%)$$

де:  $m$  та  $m_c$  - відповідно: маса волокна (г) до і після висушування до постійної маси.

Кондиційна вологість  $W_k$  (%) - показує вологість волокна при нормальних атмосферних умовах, тобто при вологості повітря  $W_p = 65$  % та температурі повітря  $T_p = 20$  °С.

Максимальна вологість волокна  $W_{max}$  (%) - це вологість волокна при максимальній вологості повітря  $W_p = 100$  % та при температурі повітря  $T_p = 20^\circ\text{C} \pm 2^\circ\text{C}$ .

Гігроскопічні властивості волокон мають велике значення для гігієнічності одягу. Високу гігроскопічність мають всі натуральні волокна та віскоза; низьку - всі синтетичні (крім вінолу) та ацетатні волокна. Завдяки гігроскопічності волокон одяг поглинає піт, який виділяє шкіра людини, і випаровує його в навколишнє середовище. Випаровування поту знижує температуру тіла. Волокна при поглинанні вологи виділяють тепло. Це приводить до збільшення тиску водяних парів в волокні, що, в свою чергу,

викликає видалення частки вологи з волокна та поглинання волокном тепла. Ефект охолодження тіла зменшується. Таким чином, як при поглинанні вологи волокном, так і при її випаровуванні, волокна захищають тіло людини від різкого впливу навколишнього середовища. Чим вище ступень поглинання вологи волокном, тим вище його захисна дія та гігієнічність.

В таблиці 10.1 приведена кондиційна вологість різних волокон при нормальних атмосферних умовах (при температурі 20°C та вологості повітря 65%), а також їх фактична вологість (при вологості повітря 95%, коли волокна на дотик залишаються сухими).

Таблиця 10.1

Вологість волокон

Волокно	Вологість волокна, % при відносній вологості повітря	
	65 %	95 %
Бавовна	8	18-20
Льон	12	19-21
Вовна	15-17	38-40
Натуральний шовк	11	37-39
Віскоза	11-12	35-40
Ацетатне	7	13-15
Триацетатне	5	5-6
Капрон	5	7-8
Лавсан	0,5	0,6-0,7
Спандекс	0,8	0,9
Нітрон	1,5	6
Хлорин та полівінілхлорид	0,5	0,7-0,8
Вінол	5-7	10-14

Набухання волокон. При занурюванні волокон у воду вони вбирають її, але з різною швидкістю та в неоднаковій кількості. Здібність волокон до вбирання води називається набуханням. При набуханні волокна збільшують свої розміри, можливе зміння їх міцності. Набухання волокон впливає на формовочні здібності матеріалів, на процеси оздоблення та фарбування матеріалів, на процеси їх висушування після вологих обробок, а також на процеси волого-теплого оброблення виробів з цих матеріалів. Швидко та у великій кількості вбирають воду целюлозні волокна, волокна вовни вбирають її ще в більшій кількості, але повільно, синтетичні (крім вінолу) та триацетатні волокна практично не набухають. Різна здібність волокон до набухання пояснюється їх хімічним складом та молекулярною структурою.

Так, при занурюванні у воду целюлозних волокон молекули води проникають між молекулярними ланцюгами целюлози, розсувають їх і викликають набухання волокна. В волокнах бавовни молекули целюлози розташовані більш щільно, ніж в штучних волокнах, зв'язки між ними більш міцні, тому їх набухання менше набухання віскозних волокон.

При набуханні волокон збільшується їх довжина: у бавовни, вовни, капрону - на 1,2%, у шовку - на 1,7%, у віскозного волокна - на 3-5%. Чим вище набухання волокон, тим більш вони втрачають міцність при зволоженні (виключенням є волокна бавовни та льону) і тим більшою буде усадка тканин з цих волокон. Наявність вологи у волокнах при волого-теплових обробленнях виробів сприяє більш швидкому їх нагріванню та кращому формуванню, так як вода виконує роль пластифікатора, який забезпечує перехід волокон у високоеластичний стан.

В середовищі з вологістю повітря близько 0° з волокон починає випаровуватися волога. Синтетичні волокна висушуються швидко; бавовна, натуральний шовк та віскоза - повільно; вовна - ще повільніше.

## **ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

### **Дослід 1. Визначення гігроскопічності тканин.**

Гігроскопічність тканин характеризують кількістю вологи, яку тканина поглинає у разі витримування протягом 4 год. в атмосфері зі 100% вологістю. Гігроскопічність і вологовіддача - властивості матеріалів, які залежать від здатності волокон, з яких вони складаються, сорбувати пари води в середовищі високої вологості і десорбувати їх у сухому середовищі. Показники цих властивостей готових матеріалів дещо вищі за показники окремих волокон, з яких вони складаються, що пояснюють впливом структури виробу на його гігроскопічність, що відноситься до лінійних розмірів тканини.

Зразок тканини розміром 2 на 5 см зважити на лабораторних вагах, помістити у ексікатор над водою на 4 год. Після експозиції зразок повторно зважити та обчислити гігроскопічність за формулою:

$$H = \frac{m_H - m_0}{m_0} * 100 (\%)$$

де:  $m_0$  та  $m_H$  - відповідно: маса волокна (г) до і після експозиції у ексікаторі.

### **Дослід 2. Визначення водовбирання тканин.**

Оцінюють водовбирання текстильних матеріалів занурюванням проби відомої маси і певних розмірів у дистильовану воду, що має температуру  $20 \pm 1$  °С, і витримуванням її у воді протягом певного часу. Після

цього досліджувану пробу виймають з води, звільняють від поверхневої води методом струшування або промокання фільтрувальним папером, зважують.

Зразок тканини розміром 2 на 5 см зважити на лабораторних вагах, помістити у чашку Петрі, наповнену дистильованою водою, у воду на 5 хв. Досліджуваний зразок вийняти з води, звільнити від поверхневої води (струсити і промокнути фільтрувальним папером) та зважити. Обчислити водовбирання за формулою:

$$W = m_w - m_o / m_o * 100 (\%)$$

де:  $m_o$  та  $m_w$  - відповідно: маса зразка (г) до і після експозиції у воді.

Усі результати зважувань та відповідних розрахунків записати у таблицю.

Тканина (волокно)	Гігроскопічність			Водовбирання		
	$m_o$	$m_H$	H, %	$m_o$	$m_w$	W, %

### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. У чому суть вагового методу аналізу? Які етапи включає виконання аналізу?
2. Які умови проведення аналізу?
3. Як впливають на гігроскопічність тканин склад і структура волокон?
4. За допомогою яких формул обчислюють масу поглинутої води?
5. Яким чином гігроскопічність впливає на сфери застосування даного виду тканин? Наведіть приклади.

## Лабораторна робота № 11

### Тема: ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ КАТІОНІВ і АНІОНІВ

**Мета:** Засвоїти розподіл катіонів на групи при кислотно-основному методі якісного аналізу. Вивчити групові реактиви та характерні якісні реакції для виявлення окремих катіонів і аніонів.

### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

За кислотно-основною класифікацією катіони поділяють на шість аналітичних груп, наведених в таблиці 5.

Таблиця 5

#### Кислотно-основна класифікація катіонів

Номер групи	Катіони	Груповий реагент	Продукти реакції, їх властивості
I	$\text{Li}^+, \text{K}^+, \text{Na}^+, \text{NH}_4^+$	немає	Сульфати, хлориди та гідроксиди розчинні
II	$\text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Hg}_2^{2+}$	HCl	Осади хлоридів не розчиняються в розведених кислотах
III	$\text{Ba}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, (\text{Pb}^{2+})$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Осади сульфатів не розчиняються в кислотах, лугах, розчині аміаку
IV	$\text{Al}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+}, \text{As}^{3+}$	NaOH (надлишок)	Осади гідроксидів розчиняються в надлишку лугу
V	$\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, (\text{Bi}^{3+})$	NaOH	Осади гідроксидів не розчиняються в надлишку лугу та розчині аміаку
VI	$\text{Cu}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Co}^{2+}$	$\text{NH}_4\text{OH}$ (надлишок)	Осади гідроксидів розчиняються в надлишку аміаку

### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

#### Випробування на розчинність

Сіль, яку ви отримали для дослідження, необхідно перевести в розчин. Тому аналіз починають з випробувань на розчинність солі в воді та в кислотах.

2-3 кристалики солі обробіть 10-12 краплями дистильованої води (при перемішуванні скляною паличкою) спочатку при кімнатній температурі, а потім (якщо необхідно) при нагріванні.

Якщо сіль у воді не розчинилась, необхідно перевірити її розчинність у розчині хлоридної кислоти. Для цього 2-3 кристалики солі обробіть 10-12 краплями 2н. розчину хлоридної кислоти (при перемішуванні скляною паличкою) спочатку при кімнатній температурі, а потім (якщо необхідно) при нагріванні.

Якщо сіль в розчині хлоридної кислоти не розчинилась, то аналогічно перевіряють розчинність солі (попередньо) в 2н. розчині нітратної кислоти, концентрованому розчині нітратної кислоти, концентрованому розчині хлоридної кислоти, “царській суміші” ( 3 частини концентрованої хлоридної та 1 частина концентрованої нітратної кислот).

Якщо при розчиненні солі в кислотах виділяються гази, визначте їх склад ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ) за допомогою відомих вам реакцій.

Після вибору розчинника розділіть сіль, яку отримали для аналізу, на три частини. Першу використовуйте для визначення катіонів, другу для визначення аніонів, третю залишіть для повторних та контрольних випробувань.

### **Виявлення катіонів**

0,1-0,2 г. солі розчиніть в 40-50 краплях вибраного розчинника і за допомогою попередніх випробувань та групових реактивів почніть виявлення катіонів.

Зверніть увагу на колір розчину. Якщо розчин безколірний, то в ньому відсутні іони  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ , а можливо і  $\text{Fe}^{3+}$ . Якщо розчин забарвлений, то в ньому присутні катіони, що мають забарвлення.

Попередньо визначте присутність в солі іонів  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  і  $\text{NH}_4^+$ .

Далі за допомогою групових реактивів визначить, до якої групи катіонів належить катіон солі, яку ви аналізуєте. Визначивши групу катіонів, проведіть якісні реакції на окремі катіони даної групи і визначте, який саме катіон входить до складу солі. Складіть рівняння відповідних реакцій.

### **Виявлення аніонів**

0,1-0,2 г. солі розчиніть в 40-50 краплях вибраного розчинника. Якщо розчинником була обрана соляна кислота, то для виявлення іона  $\text{Cl}^-$  окремо приготуйте декілька крапель розчину солі в нітратній кислоті. Якщо розчинником була обрана нітратна кислота, то для виявлення іона  $\text{NO}_3^-$  окремо приготуйте декілька крапель водного розчину солі (всі нітрати розчинні в воді), або розчину солі в соляній кислоті.

Про наявність або відсутність тих чи інших аніонів можна зробити висновок по розчинності солі та попередніх випробуваннях.

Визначення рН досліджуваного розчину. Універсальним індикаторним папірцем визначте рН розчину солі. Якщо середовище досліджуваного розчину кисле, то в ньому не можуть бути присутні аніони  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ .

Проба на аніони 1-ї групи і виявлення аніона  $\text{SO}_4^{2-}$ . В пробірку налейте 3-4 краплі розчину, що досліджується, і додайте 3-4 краплі розчину барій хлориду. Утворення осаду вказує на наявність аніона, що відноситься до першої групи. До осаду додайте декілька крапель 2н. розчину хлоридної кислоти. Якщо осад в кислоті не розчинився, то в розчині присутній сульфат-аніон.

Проба на аніони 2-ї групи. В пробірку налейте 3-4 краплі розчину, що досліджується, і додайте 3-4 краплі розчину аргентум нітрату. (Цю реакцію не можна використовувати, якщо сіль розчиняли в  $\text{HCl}$ ). Якщо утворився осад, додайте декілька крапель нітратної кислоти. Якщо осад в кислоті не розчинився, то в розчині присутні аніони 2-ї групи.

Проба на наявність аніонів-відновників. В пробірку налейте 3-4 краплі розчину, що досліджується, 3-4 краплі 2н. розчину сульфатної кислоти і по краплях - розчину йоду. Знебарвлення розчину вказує на наявність аніонів-відновників  $\text{S}^{2-}$  або  $\text{SO}_3^{2-}$ .

Проведіть якісні реакції на окремі аніони виявленої групи і визначте, який саме аніон входить до складу солі.

За результатами визначення катіона та аніона складіть формулу солі, зробіть контрольні випробування і після підтвердження якісних реакцій здайте задачу викладачу. Результати випробувань дії групових реагентів оформіть у вигляді таблиці:

№ досліджу	Груповий реагент	Результат взаємодії	Висновок про наявність іонів
1.	$\text{HCl}$		
2.	$\text{H}_2\text{SO}_4$		
3.	$\text{NaOH}$		
4.	Надлишок $\text{NaOH}$		
5.	Надлишок $\text{NH}_4\text{OH}$		
6.	$\text{BaCl}_2$		
7.	$\text{AgNO}_3$		

## Лабораторна робота №12

**Тема: МЕТОД НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ. ВИЗНАЧЕННЯ ЖОРСТКОСТІ ВОДИ.**

**Мета:** Засвоїти методику титриметричного методу аналізу.

### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

У природі вода існує у трьох агрегатних станах: рідкому, твердому і газоподібному. Вода безбарвна рідина, без запаху і смаку. Вода має високі температури плавлення (0 °С) і кипіння (100 °С), високі теплоємності і теплоти випаровування. Аномальною є і густина води. В інтервалі температур від 0 °С до 4 °С густина води збільшується, а при температурі 3,98 °С – максимальна. Переходячи у твердий стан, вода розширюється, а тому густина льоду менша за густину води, і лід не тоне у воді і захищає її від більш глибокого промерзання. Ця властивість води має велике значення для існування флори і фауни при низьких температурах.

Молекула води має кутову будову. Молекула води полярна, довжина диполя 0,039 нм, а дипольний момент  $\mu = 1,84$ , завдяки високій полярності молекули води здатні утворювати водневі зв'язки.

Вода має високе значення діелектричної проникності і тому є найкращим розчинником для багатьох органічних та неорганічних речовин. Молекули води сполучаються з іонами кислот, основ і солей, утворюючи гідратовані іони.

Маючи найвищу теплоємність, вода накопичує запаси теплової енергії і виконує роль теплового регулятора планети: влітку вода акумулює тепло, а зимою поступово повертає його у навколишній простір. Важлива така властивість води, як її здатність змочувати різні поверхні, а також високий поверхневий натяг. Змочування та поверхневий натяг лежить в основі капілярних явищ. Капілярність має значення для еволюції життя на Землі: вода змочує товщу ґрунту і доставляє корінню рослин поживні речовини з глибини в десятки метрів. Капілярні явища обумовлюють рух крові, соків у рослинах.

Крім гідросфери, вода входить до гірських порід і мінералів, ґрунтів, міститься в усіх рослинних та тваринних організмах. Крім солей і газів у природній воді присутні гумусові речовини – органічні сполуки, продукти розкладу рослинних та тваринних тканин.

Вода є досить активною речовиною, вона здатна взаємодіяти майже з усіма класами неорганічних та органічних сполук.

Жорсткість води зумовлена присутністю у ній солей магнію і кальцію. Воду, що містить жорсткі солі називають жорсткою.

Мірою жорсткості є число міліеквівалентів солей в одному літрі води (Ж, мекв/л). Один міліеквівалент жорсткості відповідає присутності в літрі води 20,04 мг іонів  $\text{Ca}^{2+}$  або 12,16 мг іонів  $\text{Mg}^{2+}$ .

Воду, яка містить до 1,5 мекв/л солей, вважають дуже м'якою, до 4 мекв/л – м'якою, від 4 до 8 мекв/л – помірно жорсткою, від 8 до 12 мекв/л – жорсткою, і більше 12 мекв/л – дуже жорсткою.

Загальну жорсткість розділяють на **тимчасову (карбонатну) і постійну (некарбонатну)**.

**Карбонатну жорсткість** зумовлюють гідрокарбонати  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ . Ці солі термічно нестійкі, вони руйнуються при нагріванні, утворюючи нерозчинні сполуки:

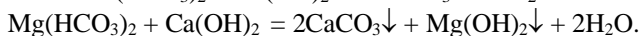
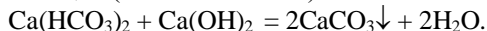


Карбонатну жорсткість називають тимчасовою, бо вона усувається кип'ятінням води з подальшим відстоюванням або фільтруванням.

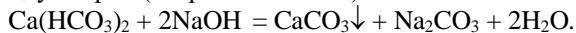
**Постійну жорсткість** зумовлюють хлориди, нітрати, сульфати тих же металів:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CaSiO}_3$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{MgSiO}_3$ ,  $\text{MgSO}_4$ . Ці солі не руйнуються при нагріванні, не усуваються кип'ятінням. Позбавитися від них, як і від солей тимчасової жорсткості, можна хімічними, фізичними або фізико-хімічними методами, перетворивши їх в нерозчинні сполуки або виводячи іони  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$  іонообмінним методом.

Хімічним шляхом усунути солі жорсткості можна, перевівши їх у осад і виділивши його. Теплу (гарячу) воду перемішують з реагентом протягом 20...30 хв, відстоюють і фільтрують.

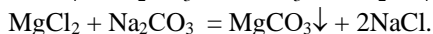
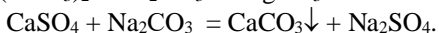
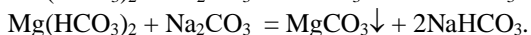
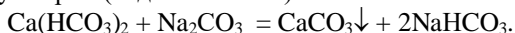
Дія гідроксиду кальцію (вапняний спосіб):



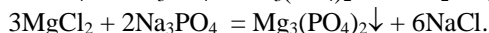
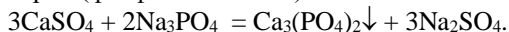
Дія гідроксиду натрію (натронний спосіб):



Дія карбонату натрію (содовий спосіб):



Дія фосфату натрію (фосфатний спосіб):



Крім хімічних методів, застосовують інші методи пом'якшення води: фільтрування через катіонітові фільтри, омагнічення, дистиляція.

### **ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ**

**Приклад 1.** Обчислити жорсткість води, якщо у 500 літрах води міститься 101,25 г  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

**Розв'язання**

1. Обчислимо масу  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  у одному літрі води за пропорцією:

500 л H<sub>2</sub>O – 101,25 г Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>;

1 л H<sub>2</sub>O - x г Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

$x = 101,25 / 500 = 0,2025$  г.

2. Визначимо молярну масу еквівалента Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>:

$M_E(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = M/2 = 81$  г/моль еkv.

3. Визначимо число моль еквівалентів Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> у 1 л води:

$0,2025/81 = 0,0025$  еkv/л. Або 2,5 мекв/л.

Отже, жорсткість води 2,5 мекв/л.

**Приклад 2.** Скільки грамів CaSO<sub>4</sub> міститься в 1 м<sup>3</sup> води, якщо жорсткість, обумовлена присутністю цієї солі, рівна 5 мекв/л?

**Розв'язання**

Молярна маса CaSO<sub>4</sub> дорівнює 136,14 г/моль.

Молярна маса еквівалента CaSO<sub>4</sub> дорівнює  $136,14/2 = 68,07$  г/моль·екв.

У 1 м<sup>3</sup> води жорсткістю 5 мекв міститься:

$5 \times 1000 = 5000$  мекв, або  $5000 \times 68,07 = 340350$  мг = 340,35 г.

Отже, у воді міститься 340,35 г CaSO<sub>4</sub>.

**Приклад 3.** Яку масу соди (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) потрібно додати до 2 м<sup>3</sup> води, щоб усунути її жорсткість 6 мекв?

**Розв'язання**

В 2000 літрах води міститься  $2000 \times 6 = 12000$  мекв солей, що обумовлюють жорсткість води. Визначасмо молярну масу еквівалента соди:

$M_E(\text{Na}_2\text{CO}_3) = M/2 = 106/2 = 53$  г/моль еkv.

Отже, для усунення жорсткості потрібно додати таку масу соди:

$12000 \times 53 = 636000$  мг = 636 г Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

**Приклад 4.** Визначити постійну, тимчасову і загальну жорсткість води в мекв/л, якщо в 1 л її міститься: 200 мг CaSO<sub>4</sub>; 70 мг MgSO<sub>4</sub>; 24 мг CaCl<sub>2</sub>; 40 мг MgCl<sub>2</sub>; 100 мг Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>; 90 мг Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

**Розв'язання**

Результати обрахунків запишемо у таблицю:

№ з/п	Сполука	Концентрація, мг/л	Молярна маса M, г/моль	Еквівалентна маса M <sub>е</sub> , г/моль·екв	v, мекв/л
1.	CaSO <sub>4</sub>	200	136	68	2,94
2.	MgSO <sub>4</sub>	70	120	60	1,2
3.	CaCl <sub>2</sub>	24	110	55	0,44
4.	MgCl <sub>2</sub>	40	94	47	0,85
5.	Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	100	162	81	1,2
6.	Mg(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	90	146	73	1,2

$J_{\text{пост.}} = 2,94 + 1,2 + 0,44 + 0,85 = 5,43$  мекв/л.

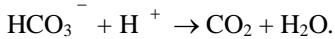
$J_{\text{тимч.}} = 1,2 + 1,2 = 2,4$  мекв/л.

$J_{\text{заг.}} = J_{\text{пост.}} + J_{\text{тимч.}} = 5,43 + 2,4 = 7,83$  мекв/л.

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

### Дослід 1. Визначення тимчасової (карбонатної) жорсткості води.

Суть визначення полягає у взаємодії гідрогенкарбонатів із хлоридною кислотою:



За законом еквівалентів, число міліеквівалентів кислоти, що пішло на взаємодію, дорівнює числу міліеквівалентів гідрогенкарбонатів у взятому для визначення об'ємі води. Перерахувавши цю кількість на об'єм 1 літр, одержуємо значення тимчасової жорсткості.

В конічну колбу ємністю 200–250 мл наливають 100 мл досліджуваної води. Додавають 2–3 краплі індикатора метилоранжу, титрують 0,1 н. розчином соляної кислоти до появи слабо-рожевого забарвлення. Процес титрування ведуть, вводючи з бюретки краплями розчин HCl у колбу з водою, безперервно перемішуючи вміст колби струшуванням. Забарвлення розчину спостерігати зручно, якщо колбу помістити на лист білого паперу. Фіксують об'єм робочого розчину кислоти, що пішов на титрування.

Титрування повторити 2-3 рази і із близьких результатів взяти середнє. Тимчасову жорсткість води розраховуємо за формулою:

$$Ж_{(\text{H}_2\text{O})} = \frac{V_{(\text{HCl})} \cdot C_n(\text{HCl})}{V_{(\text{H}_2\text{O})}} \cdot 1000 \frac{\text{мекв}}{\text{л}},$$

де  $V(\text{HCl})$  – об'єм розчину хлоридної кислоти, що пішов на титрування, мл;

$C_n(\text{HCl})$  - нормальність розчину HCl, моль-екв/л;

$V(\text{H}_2\text{O})$  – об'єм води, взятий для аналізу (мл).

Зробити висновок про якість води та її придатність до використання.

## ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Класифікація методів титриметричного аналізу.
2. Індикатори кислотно-лужного титрування.
3. Фізичні властивості води.
4. Які солі визначають жорсткість води?
5. Тимчасова і постійна жорсткість.
6. Методи усунення жорсткості.
7. Визначення тимчасової жорсткості.
8. Визначення постійної жорсткості.
9. Вимоги до технічної та питної води.

## ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Яка тимчасова жорсткість води, якщо у 300 л її міститься 43,8 г магній гідрокарбонату?

2. Яку масу гашеного вапна треба додати до 300 л води, щоб усунути її тимчасову жорсткість, що дорівнює 3 мекв/л?

3. Рочин містить 1,432 г КОН в 0,5 л дистильованої води. Який об'єм цього розчину піде на титрування 20 мл 0,1н розчину HCl? Підібрати індикатор.

4. Рочин містить 0,4 г NaOH в 0,25 л дистильованої води. Який об'єм цього розчину піде на титрування 25 мл 0,1н розчину H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>? Підібрати індикатор. . Запишіть рівняння реакцій, які відбуваються під час пом'якшення води кип'ятінням.

5. Яка вода має найнижчу жорсткість – річкова, морська, джерельна чи дощова?

6. Як у домашніх умовах покращити якість води?

7. Запишіть реакції взаємодії кальцій гідрокарбонату із содою та гашеним вапном.

8. Вода з тимчасовою жорсткістю 4 мекв/л містить тільки кальцій гідрокарбонат. Яка маса осаду утвориться після кип'ятіння 1 л води, якщо осадження пройшло на 80 %?

## Лабораторна робота №13

### Тема: ВИМІРЮВАННЯ рН ВОДНИХ РОЗЧИНІВ МЕТОДОМ ІОНОМЕТРІЇ.

Мета: Засвоїти методику потенціометричного методу аналізу.

#### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Потенціометрія, або метод потенціометричного аналізу, оснований на використанні залежності електрорушійної сили (ЕРС) електрохімічного ланцюга від активності (концентрації) аналізованого йона.

Залежність електрорушійної сили, яку позначають  $E$ , електрохімічного ланцюга від активності (концентрації) аналізованого йона описують рівнянням Нернста:

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

де  $E^{\circ}$  – стандартна ЕРС ланцюга, В;

$n$  – заряд аналізованого йона з відповідним знаком;

$S$  – крутизна електродної функції індикаторного електрода, селективного

до однозарядного йона;

$a$  – активність аналізованого йона.

Для потенціометричних вимірювань застосовують електрохімічні ланцюги, що містять два електроди: індикаторний і електрод порівняння. Якщо обидва електроди занурені в аналізований розчин, то таке коло називають колом без , переносу. Якщо електрод порівняння сполучають з аналізованим розчином через сольовий місток, то таке коло називають колом з переносом.

В потенціометричному аналізі в основному використовують коло з переносом. Схематично таке коло зображають таким чином:

Індикаторний електрод		Аналізований розчин		Сольовий місток		Електрод порівняння
--------------------------	--	------------------------	--	--------------------	--	------------------------

Індикаторним називають електрод, потенціал якого визначає активність аналізованого йона відповідно до рівняння Нернста. Електродом порівняння називають електрод, потенціал якого постійний і не залежить від концентрації йонів, які аналізують. Сольовий місток служить для запобігання змішування досліджуваного розчину і розчину електрода порівняння. Як сольовий місток використовують насичені розчини солей з близькими значеннями рухливості катіона і аніона: KCl, KNO<sub>3</sub> тощо.

У потенціометричному аналізі використовують два типи індикаторних електродів:

- електроди, на поверхні яких протікають реакції з обміном електронів, їх називають електронообмінними або окисно-відновними. Такі електроди виготовляють із хімічно інертних металів: платини, золота та ін. В аналітичній практиці застосовують точковий платиновий електрод ЕПВ-1-100, що випускається промисловістю. В наш час виготовлений із спеціального скла мембранний окисно-відновний електрод;

- електроди, на поверхні яких протікають реакції обміну йонів. Їх називають йонообмінними або йонселективними електродами. Основним елементом йонселективних електродів є йончутлива мембрана, тому їх також іноді називають мембранними.

Залежно від типу мембрани йоноселективні електроди поділяють на:

- електроди із твердими мембранами;
- електроди із скляними мембранами;
- електроди з рідинними мембранами.

Під час вимірювання ЕРС електрохімічних ланцюгів, які використовують у потенціометрії, необхідно знімати дуже малі струми ( $10^{-13}$ - $10^{-14}$  А), щоб не викликати поляризацію електродів. Це можливо лише при використанні компенсаційного способу вимірювання ЕРС. В наш час промисловість випускає для цих цілей спеціальні прилади: рН-метри та йономіри.

Методи потенціометричного аналізу поділяють на два види:

- пряма потенціометрія, або йонометрія;
- потенціометричне титрування.

### Приклади розв'язування задач

**Задача 1.** Потенціал водневого електрода, зануреного в розчин  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , виміряний відносно насиченого каломельного електрода при 298К, дорівнює 0,528В. Визначте концентрацію йонів  $\text{H}^+$  в розчині і рН цього розчину.  $\varphi_{\text{нас. кал.}} = 0,243\text{В}$ .

Розв'язання. Схема гальванічного елемента має вигляд



Електрорушійну силу цього елемента можна розрахувати за рівнянням

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}},$$

де  $\varphi_K$  - потенціал катода (каломельний електрод), В;  $\varphi_A$  - потенціал анода (водневий електрод), В.

Звідси потенціал водневого електрода дорівнює

$$\varphi_A = \varphi_K - E = 0,2438 - 0,528 = -0,2842 \text{ В.}$$

Концентрацію йонів  $H^+$  у розчині можна визначити, виходячи з рівняння Нернста

$$\varphi_{2H^+/H_2} = \varphi_{2H^+/H_2}^{\circ} + 0,0591 \lg[H^+]$$

Потенціал стандартного водневого електрода дорівнює нулю. Тоді

$$\lg[H^+] = \frac{\varphi_{2H^+/H_2}}{0,059} = -\frac{0,2842}{0,059} = -4,82,$$

$$\text{а } [H^+] = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Отже,  $pH = -\lg[H^+] = 4,82$ .

## ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**На початку дослідження слід приготувати стандартні буферні речовини. Стандартні буферні розчини рекомендують готувати із стандарт-титрів. В разі їх відсутності їх можна готувати з реактивів.**

Розчин тетраоксалату калію,  $pH = 1,68$ , з концентрацією  $0,05$  моль/дм<sup>3</sup> ( $12,7 \pm 0,02$  г  $KH_3C_4O_8 \cdot 2H_2O$ , в  $1$  дм<sup>3</sup> розчину при  $20^\circ C$ ).

Розчин гідрофталату калію,  $pH = 4,01$ , з концентрацією  $0,05$  моль/дм<sup>3</sup> ( $10,21 \pm 0,02$  г  $KHC_8H_4O_4$  в  $1$  дм<sup>3</sup> розчину при  $20^\circ C$ ).

Розчин дигідрофосфату калію,  $pH = 6,86$ , з концентрацією  $0,025$  моль/дм<sup>3</sup>, та гідрофосфату натрію, з концентрацією  $0,025$  моль/дм<sup>3</sup> ( $3,40 \pm 0,01$  г  $KH_2PO_4$  та  $3,55 \pm 0,01$  г  $Na_2HPO_4$  в  $1$  дм<sup>3</sup> розчину при  $20^\circ C$ )

Розчин тетраборату натрію,  $pH = 9,18$ , з концентрацією  $0,01$  моль/л ( $3,81 \pm 0,01$  г  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ , бури, в  $1$  дм<sup>3</sup> розчину при  $20^\circ C$ )

Готуючи буферні розчини фосфатів ( $pH = 6,86$ ) та бури ( $pH = 9,18$ ) використовують звільнену від вуглекислоти дистильовану воду. Зберігати буферні розчини рекомендують у герметичній скляному або поліетиленовому посуді.

Вимірювання водневого показника проводять з допомогою  $pH$  - метра. Схему приладу наведено на рисунку.

а) Робочі частини електродів ополіскують дистильованою водою. Краплі води з електродів обережно усувають (без тертя) клаптиком фільтрувального паперу.

б) Електроди занурюють в невелику порцію розчину, що аналізують, виливають її. Для вимірювань заливають свіжу дозу розчину, що має повністю покривати сферичну скляну мембрану (40-60 мл).

Робоча частина електроду не повинна торкатись дна стакану.

Для вимірювань рН в розчинах за допомогою шкали рН приладу, попередньо необхідно провести калібрування приладу. З цією метою виміряють рН стандартного буферного розчину, для якого відомо значення рН. За необхідності калібрувальною ручкою встановлюють значення приладу на відповідне значення рН з урахуванням температури розчину. Потім перевіряють показання приладу в трьох стандартних буферних розчинах з різним значенням рН. Похибка при вимірюванні в кожному з буферів має бути в межах  $\pm 0,05$  рН.

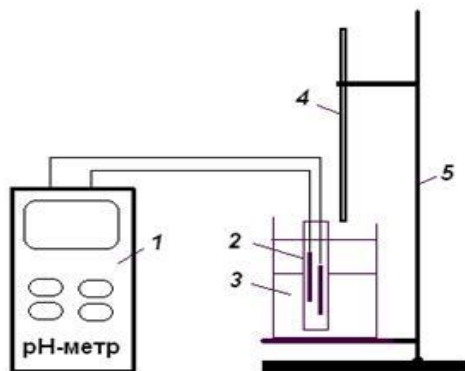


Рис. 13.1.  
Схема рН-метра  
1 – рН-метр;  
2 – комбінований  
3 – стакан з розчином;  
4 – бюретка;  
5 – штатив.

Таким чином проводять калібрування приладу, використовуючи стандартні буферні розчини рН. Результати вимірювань заносять у таблицю.

рН стандартного буферного розчину	1,68	4,01	6,86	9,18
рН, виміряне експериментальним шляхом				

Після завершення калібрування приладу проводять вимірювання рН досліджуваного розчину. Вимірювання проводять тричі.

### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. До якого типу електродів відноситься скляний електрод? Які його недоліки та переваги?
2. Поясніть механізм виникнення стрибка потенціалу на межі скло – розчин.
3. Як готують електрод до роботи?

4. У чому суть калібрування скляного електрода. Чим зумовлена необхідність цієї процедури?

5. Напишіть схему гальванічного елемента, що застосовують для вимірювання рН?

6. Яка будова хлорсрібного електроду? До електродів якого типу він належить? Чому саме цей електрод застосовують як електрод порівняння?

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Розрахуйте потенціал мідного електрода, зануреного в 0,001M розчин  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .  $\varphi(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0.336\text{В}$ .

2. Скласти схему гальванічного елемента, складеного з кадмієвого і мідного електродів з концентрацією іонів  $C_{\text{Cd}^{2+}} = C_{\text{Cu}^{2+}} = 10^{-1}$  моль/л. Розрахувати електрорушійну силу цього елемента.

3. Скласти схему гальванічного елемента, складеного зі срібної і свинцевої пластин, опущених у розчини їхніх солей з концентрацією  $C_{\text{Ag}^+} = C_{\text{Pb}^{2+}} = 1,0$  моль/л. Розрахувати електрорушійну силу цього елемента. Чи зміниться вона, якщо концентрації іонів зменшити в 10 раз? Підтвердити розрахунком.

4. У якого з гальванічних елементів стандартна електрорушійна сила буде більшою:  $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$ , чи  $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Hg}^{2+} | \text{Hg}$ ?

Підтвердити обчисленнями.

## Лабораторна робота № 14

### Тема: ФОТОМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОГО ВМІСТУ ФЕРУМУ (II) ТА (III) З ТІОЦІАНАТОМ

Мета: Засвоїти методику фотометричного методу аналізу.

#### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Ферум постійно міститься в поверхневих і підземних водах у вигляді йонів  $\text{Fe}^{2+}$  і  $\text{Fe}^{3+}$ . Підвищений вміст Феруму у воді надає їй буре забарвлення і залістий присмак. Крім того, наявність у воді солей заліза (II) сприяє розвитку залістих бактерій, колонії яких, а також продукти їхньої життєдіяльності забивають каналізаційні труби.

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 гранично припустима концентрація Феруму в питній воді не повинна перевищувати 0,2 мг/л, у воді водоймищ 0,5 мг/л.

Усі форми Феруму у нефільтрованій пробі води розчиняють і окисненням переводять у  $\text{Fe}^{3+}$ . У цій формі ферум у кислому середовищі реагує з тіоціанат-іонами з утворенням комплексів червоного кольору:



Інтенсивність забарвлення пропорційна концентрації феруму (III) в інтервалі 0,05 – 4,0 мг/л. Тіоціанатні комплекси феруму (III) є нестійкими і тому їхня інтенсивність забарвлення залежить від концентрації іонів  $\text{SCN}^-$ . Через те при побудові градууювального графіка та визначенні феруму треба дотримуватися однакової концентрації тіоціанат-іонів. Чутливість методу становить 0,05 мг Fe/л.

Визначенню заважають багато катіонів металів, наприклад, іони купруму, вісмуту і кобальту, однак у природних водах їхня концентрація значно менша за концентрацію феруму.

#### ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

У стакан на 200 мл переносять 50 мл добре перемішаної проби води, яка містить не більше 4,0 мг феруму в 1 л. Далі додають 2,5 мл розбавленої сірчаної кислоти (1:2), 2,5 мл 0,02 моль/л розчину калій перманганату і кип'ятять суміш протягом 3-5 хв, доки не випарюється приблизно 5 мл рідини. Гарячий розчин знебарвлюють гарячою шавлевою кислотою і обережно приливають розчин калій перманганату до повторної появи рожевого забарвлення. Якщо одержаний розчин каламутний, то його фільтрують, а після охолодження доводять дистильованою водою до 50 мл. Потім доливають 2,5 мл соляної кислоти (1:1) і перемішують, додають 5 мл

20% розчину тіоціанату амонію, знову перемішують і відразу вимірюють оптичну густину при 490 нм. Вводять поправку на оптичну густину холостої проби, яку готують таким же чином, але з дистильованою водою, і за градувальним графіком знаходять вміст феруму.

Для побудови градувального графіка у ряд стаканів для кип'ятіння вносять 0; 0,5; 1,0; 2,0; 5,0; 10,0; 20,0; 30,0; 40,0 мл стандартного розчину солі феруму (III) з концентрацією 0,005 мг Fe/мл і доводять об'єм до 50 мл дистильованою водою. У цих розчинах відповідно міститься феруму 0; 0,0025; ... 0,2 мг. Далі проводять дії, які описані вище.

Результати вимірювань заносять до таблиці.

№ колби	V <sub>станд. р-ну</sub> , мл	C (Fe), мг/мл	A
1			
2			
n			
Проба		C <sub>x</sub> =	A <sub>x</sub> =

Віднімають оптичну густину холостого розчину і будують калібрувальний графік.

Концентрацію феруму, мг/л (C<sub>x</sub>), обчислюють за формулою

$$C_x = \frac{a \cdot 1000}{v},$$

де а – кількість феруму, знайдена за градувальним графіком, мг; v – об'єм проби, мл.

### ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. У вигляді яких сполук міститься Ферум в природних водах?
2. Який гранично допустимий вміст Феруму у воді, придатної для питних цілей?
3. До чого призводить надлишковий вміст Феруму у воді?
4. Якими методами може бути визначений вміст Феруму у воді?
5. Опишіть хімізм процесу визначення Феруму фотометричним методом.

### ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Розчин солі Феруму (III) має оптичну густину 0,56. Молярний коефіцієнт поглинання цієї солі дорівнює  $4,15 \cdot 10^3$ . Розчин приготований розчиненням наважки солі 0,005 г в 500 мл води. Обчисліть товщину шару поглинання.

2. Оптична густина розчину з концентрацією  $4 \cdot 10^{-6}$  г/мл під час вимірювання в кюветі з  $l = 1$  см склала 0,85. Обчисліть молярний коефіцієнт поглинання цієї сполуки.

3. Молярний коефіцієнт світлопоглинання сполуки солі амонію з реактивом Неслера при 400 нм становить  $6,2 \cdot 10^3$ . Обчисліть оптичну густина розчину, що містить 36 мкг йонів амонію у 50 мл розчину, виміряного в кюветі з  $l = 5$  см.

4. Наважка сталі масою 0,1430 г розчинена в мірній колбі об'ємом 100 мл. Оптична густина цього розчину в кюветі з  $l = 1$  см дорівнює 0,65. Стандартний розчин, який має концентрацію  $\text{Ni}^{2+}$   $2,5 \cdot 10^{-4}$  г/мл, у кюветі тієї самої товщини має оптичну густина 0,40. Визначте вміст (%) Ni в сталі.

5. Оптична густина розчину при вимірюванні в кюветі з  $l = 1$  см дорівнює 0,85. Стандартний розчин з концентрацією речовин 2 мкг/мл в кюветі з  $l = 0,5$  см має оптичну густина 0,56. Обчисліть концентрацію речовини в досліджуваному розчині.

## Лабораторна робота № 15

**Тема: ХРОМАТОГРАФІЧНЕ РОЗДІЛЕННЯ РОЗЧИНУ СУЛЬФАТІВ КУПРУМУ, КОБАЛЬТУ І НІКЕЛЮ.**

**Мета:** Опанувати методику хроматографічного розділення суміші катіонів.

### ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Хроматографія – це метод розділення сумішей речовин, заснований на кількісних відмінностях властивостей компонентів при безперервному перерозподілі їх між двома контактуючими фазами, одна з яких нерухома, а інша має постійний напрямок руху (рухома фаза).

Хроматографію використовують у наступних випадках:

- для розділення складних сумішей на компоненти;
- для визначення ступеня чистоти або однорідності хімічних сполук;
- ідентифікації речовин;
- кількісного визначення компонентів суміші.

Існують різні варіанти класифікації хроматографічних методів, в основі яких лежить:

I. Агрегатний стан рухомої фази:

1. Рідинна хроматографія.
2. Газова хроматографія: а) газотверда (газо-адсорбційна); б) газорідинна.

II. Механізм розділення:

1. Адсорбційна (рідинна, газова).
2. Розподільна.
3. Осадова.
4. Іонообмінна.

III. Техніка виконання аналізу:

1. Колонна.
2. Капілярна.
3. Площинна (паперова, тонкошарова).

Розподільна хроматографія заснована на різниці величин коефіцієнтів розподілу окремих компонентів між рухомою і нерухомою фазами. Для хроматографування необхідна наявність двох фаз: нерухомої (полярні розчинники: вода, метиловий спирт) і рухомої (менш полярні рідини, що не змішуються з водою: хлороформ і ін.), а також твердого носія (папір, силікагель, алюмінію оксид).

Особливо важливе значення мають такі види розподільної хроматографії: паперова і тонкошарова.

У якості носія нерухомої фази використовують хроматографічний папір, що утримує у своїх порах воду (нерухомий розчинник). При обробці паперу розчинником, нанесені на папір речовини, які визначають, переходять у рухомих фазу і, рухаючись з різними швидкостями по капілярах паперу, розділяються, утворюючи хроматограму.

Тонкошарова хроматографія є одним з найбільш зручних, швидких і досить точних методів розподілу й ідентифікації як органічних, так і неорганічних сполук. Розрізняють тонкошарову хроматографію з закріпленим шаром сорбенту (сорбент закріплюють на пластині за допомогою фіксатора) і з незакріпленим шаром. Як сорбент використовують силікагель, алюмінію оксид і ін. Хроматографування проводять у спеціальних для цього камерах. Нанесення досліджуваних проб і хроматографування виконують аналогічно методу паперової хроматографії.

Хроматографія в тонкому шарі сорбенту має ряд переваг перед паперовою хроматографією: – можливість використання в якості нерухомих фаз різноманітних сорбентів; – висока швидкість процесу хроматографування; – можливість використання агресивних рухомих фаз, що взаємодіють з папером; – можливість використання для проявлення хроматограм агресивних реагентів, які взаємодіють з папером.

Для кількісної оцінки здатності розділення речовин розраховують величини  $R_f$ . Щоб уникнути впливу будь-яких побічних факторів на значення  $R_f$ , звичайно використовують метод свідків. Свідки – стандартні речовини, які хроматографують паралельно з речовиною, яку досліджують. Співпадання значень  $R_f$  досліджуваної речовини й взятої в ролі свідка дає можливість установлювати їх тотожність.

При сорбції забарвлених аквакомплексів іонів металів катіонообмінником типу оксиду алюмінію, який забарвлений у білий колір, одержують кольорові внутрішні хроматограми. У процесах, що відбуваються на оксиді алюмінію, основну роль грає іонний обмін.  $Al_2O_3$  (кисла форма) взаємодіє з катіонами завдяки наявності на поверхні сорбенту гідроксильних груп.

Метод може бути використаний для виявлення катіонів в одній з наступних комбінацій розчинів відповідних солей:

- |                                 |                                   |
|---------------------------------|-----------------------------------|
| 1. $Co(NO_3)_2 + Cr(NO_3)_2$    | 4. $NiCl_2 + FeCl_3$              |
| 2. $Co(NO_3)_2 + FeCl_3$        | 5. $NiCl_2 + Cu(CH_3COO)_2$       |
| 3. $Co(NO_3)_2 + Cu(CH_3COO)_2$ | 6. $FeCl_3 + Co(NO_3)_2 + CuSO_4$ |

## **ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

Змішують у рівних об'ємах розчини зазначених вище солей. У сорбційну колонку (діаметром 5÷8 мм), заповнену катіонообмінником  $Al_2O_3$  (кисла форма), вносять 0,5÷1,0 мл досліджуваного розчину. Як тільки рівень розчину досягне рівня катіонообмінника, додають у колонку 1 мл дистильованої води. Після того як елюент досягає кінця стаціонарної фази, спостерігають утворення забарвлених зон окремих катіонів. За кольором останніх, роблять висновки про наявність того чи іншого катіону в аналізованому розчині.

## **ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ**

1. Фізичні основи методу хроматографії.
2. Тонкошарова хроматографія.
3. Іонообмінна хроматографія.
4. Рідинно-рідинна розподільна хроматографія.
5. Використання хроматографії для якісного і кількісного аналізу.

## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Воронов С. А., Дончак В. А., Когут А. М. Органічна хімія : Підручник. Львів: Видавництво Львівської політехніки, 2021. 488 с.
2. Жак О.В. Загальна хімія: навч. посіб. / О. В. Жак, Я. М. Каличак ; Львів. нац. ун-т ім. І. Франка. Л. : ЛНУ ім. І. Франка, 2010. 368 с.
3. Загальна та неорганічна хімія : навч. посіб. / Г. С. Дмитрів, В. В. Павлюк ; Львів. нац. ун-т ім. І. Франка. Л. : Видавничий центр ЛНУ ім. Івана Франка, 2008. 300 с.
4. Інструментальні методи аналізу : Навч. посіб. / М. М. Ларук, П. Й. Шаповал, Р. Р. Гумінілович. Львів : Видавництво Львівської політехніки, 2019. 216 с.
5. Масленко С.Н., Величко В.В., Великонська Н.М., Перескока В.В. Аналітична хімія і методи аналізу: Навч. посібник. Дніпропетровськ: НМетАУ, 2011. 162 с.
6. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи. К. : Знання, 2009. 548 с.
7. Слободнюк Р., Горайчук А. Аналітична хімія та аналіз харчової продукції. К. : Кондор, 2018. 336 с.
8. Назарко І.С. Загальна хімія : навчальний посібник для студентів технічних спеціальностей / І.С. Назарко , О.І Вічко. Тернопіль : Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя, 2019. 192 с.
9. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. К.: ВТФ «Перун», 2004. 480 с.
10. Чеботарьов О. М. Аналітична хімія. Кількісний аналіз : практикум для студентів ф-ту хімії та фармації. Одеса : Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова, 2019. 80 с.
11. Яворський В. Неорганічна хімія: Підручник. Друге видання, доповнене і доопрацьоване. Львів : Видавництво Львівської політехніки, 2016. 324 с.
12. Матеріалознавство швейного виробництва [Електронний ресурс]. URL: <https://subject.com.ua/technology/clothing/1.html>.

## ДОДАТКИ

Таблиця 1

**НАЗВИ НАЙВАЖЛИВИШИХ КИСЛОТ ТА КИСЛОТНИХ ЗАЛИШКІВ**

Формула	Назва кислоти	Аніон	Назва аніона
HCl	хлоридна	Cl <sup>-</sup>	хлорид
HBr	бромідна	Br <sup>-</sup>	бромід
HI	іодидна	I <sup>-</sup>	іодид
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>4</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 2.1						
2	Li 0.98	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
3	Na 0.93	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
4	K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 2.0	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
5	Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.5	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.4

Таблиця 3

**ГУСТИНА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ КИСЛОТ**  
при 293 К, 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>
2	1,010	1,010	1,008	52	1,415	1,322
4	1,024	1,021	1,018	54	1,435	1,334
6	1,037	1,032	1,029	56	1,456	1,345
8	1,052	1,043	1,038	58	1,477	1,356
10	1,066	1,054	1,048	60	1,498	1,367
12	1,080	1,067	1,058	62	1,520	1,377
14	1,094	1,078	1,068	64	1,542	1,387
16	1,109	1,091	1,078	66	1,565	1,396
18	1,125	1,104	1,087	68	1,587	1,405
20	1,140	1,116	1,098	70	1,611	1,413
22	1,156	1,129	1,108	72	1,634	1,422
24	1,170	1,142	1,118	74	1,657	1,430
26	1,186	1,154	1,129	76	1,681	1,438
28	1,202	1,167	1,139	78	1,704	1,445
30	1,218	1,181	1,149	80	1,727	1,452
32	1,234	1,194	1,159	82	1,749	1,459
34	1,252	1,207	1,169	84	1,769	1,466
36	1,269	1,221	1,180	86	1,788	1,372
38	1,287	1,134	1,191	88	1,801	1,478
40	1,303	1,246	-	90	1,815	1,483
42	1,321	1,259	-	92	1,826	1,488
44	1,338	1,272	-	94	1,832	1,492
46	1,357	1,285	-	96	1,836	1,496
48	1,376	1,298	-	98	1,837	1,502
50	1,395	1,310		100	1,834	1,516

Таблиця 4а

**ГУСТИНА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ NaCl при 20 °C**

Концентрація, %	Густина, г/см <sup>3</sup>	Концентрація, %	Густина, г/см <sup>3</sup>
1	1,0053	6	1,0413
2	1,0125	7	1,0486
3	1,0197	8	1,0559
4	1,0268	9	1,0633
5	1,0341	10	1,0707

Таблиця 4б

**ГУСТИНА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ ЛУГІВ при 20 °C**

%	KOH	NaOH	%	KOH	NaOH
2	1,016	1,023	22	1,196	1,247
4	1,033	1,046	24	1,217	1,268
6	1,048	1,069	26	1,240	1,289
8	1,065	1,092	28	1,263	1,310
10	1,082	1,115	30	1,286	1,332
12	1,100	1,137	32	1,310	1,352
14	1,118	1,159	34	1,334	1,374
16	1,137	1,181	36	1,358	1,395
18	1,156	1,213	38	1,384	1,416
20	1,176	1,225	40	1,411	1,437

Таблиця 5

**КРІОСКОПІЧНІ ТА ЕБУЛІОСКОПІЧНІ КОНСТАНТИ**

Розчинник	Кріоскопічна константа $K_K, ^\circ\text{C}/\text{кг}/\text{моль}$	Ебуліоскопічна константа $K_E, ^\circ\text{C}/\text{кг}/\text{моль}$
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

ë

Таблиця 6

## КОНСТАНТИ ДИСОЦІАЦІЇ ДЕЯКИХ СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

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

## РОЗЧИННІСТЬ У ВОДІ

Розчинність												
Катіони	Аніони											
	OH <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
Na <sup>+</sup> , 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	-	-	Р	Р	Н	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	Н	Н	Р
Sn <sup>2+</sup>	Н	Р	Р	Р	Н	-	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.

## СТАНДАРТНІ ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ МЕТАЛІВ

Електрод	$\varphi, B$	Електрод	$\varphi, B$
$Li^+/Li$	- 3,04	$Cd^{2+}/Cd$	- 0,40
$Rb^+/Rb$	- 2,92	$Co^{2+}/Co$	- 0,28
$K^+/K$	- 2,92	$Ni^{2+}/Ni$	- 0,23
$Ba^{2+}/Ba$	- 2,90	$Sn^{2+}/Sn$	- 0,14
$Ca^{2+}/Ca$	- 2,86	$Pb^{2+}/Pb$	- 0,13
$Na^+/Na$	- 2,71	$Fe^{3+}/Fe$	- 0,04
$La^{3+}/La$	- 2,52	$2H^+/H_2$	- 0,00
$Mg^{2+}/Mg$	- 2,36	$Sn^{4+}/Sn$	+ 0,13
$Be^{2+}/Be$	- 1,85	$Sb^{3+}/Sb$	+ 0,24
$Al^{3+}/Al$	- 1,66	$Bi^{3+}/Bi$	+0,31
$Ti^{2+}/Ti$	- 1,63	$Co^{3+}/Co$	+ 0,33
$Ti^{3+}/Ti$	- 1,21	$Cu^{2+}/Cu$	+ 0,34
$Mn^{2+}/Mn$	- 1,19	$Cu^+/Cu$	+ 0,52
$V^{2+}/V$	- 1,17	$Ag^{2+}/Ag$	+ 0,80
$Cr^{2+}/Cr$	- 0,85	$Pb^{4+}/Pb$	+ 0,84
$Zn^{2+}/Zn$	- 0,76	$Hg^{2+}/Hg$	+ 0,85
$Cr^{3+}/Cr$	- 0,74	$Pt^{2+}/Pt$	+ 1,19
$Fe^{2+}/Fe$	- 0,44	$Au^{3+}/Au$	+ 1,50

**СТІЙКІСТЬ ВОЛОКОН ДО ДІЇ КОНЦЕНТРОВАНИХ КИСЛОТ ТА  
ЛУГІВ**

Волокно	Кислота					їдкий натр
	нітратна	сульфатна	хлоридна	оцтова	мурашина	
Бавовна	Р	Р	Р	НР	НР	НР
Льон	Р	Р	Р	НР	НР	НР
Вовна	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	НР	СМ	СМ	Р <sub>нк</sub>
Натуральний шовк	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	НР	НР	Р <sub>нк</sub>
Віскозне	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	НР	НР	СМ
Полінозне	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>нк</sub>	НР	НР	НР
Ацетатне	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	О <sub>нк</sub>
Триацетатне	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>нк</sub>	НР	О <sub>нк</sub>
Капрон	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>н</sub>	Р <sub>хк</sub>	СМ <sub>н</sub>
Анід	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	РНК	Р <sub>хк</sub>	СМ <sub>н</sub>
Спандекс	Р <sub>нк</sub>	Р <sub>хк</sub>	НР	НР	Р <sub>нк</sub>	НР
Лавсан	НР	Р <sub>нк</sub>	НР	НР	НР	Р <sub>нк</sub>
Нітрон	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	НР	НР	НР	Р <sub>хк</sub>
Хлорин	НР	НР	НР	НР	НР	НР
Полівінілхлорид	НР	НР	НР	НР	НР	НР
Вінол	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>хк</sub>	Р <sub>нк</sub>	Р <sub>нк</sub>	СМ <sub>н</sub>

Позначення:

Р - розчиняється; н - при нагріванні; х - на холоді; к - концентрованим розчином; СМ - знижується міцність; О - обмилюється; НР - не розчиняється.

**ДЕЯКІ ВЛАСТИВОСТІ ПРИРОДНИХ, ШТУЧНИХ І  
СИНТЕТИЧНИХ ПОЛІМЕРІВ**

№	Назва	Густина г/см <sup>3</sup>	Відношення до		конц. р-н NaOH	конц. р-н H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
			Нагрівання	Спалювання		
1	Бавовна		Не плавиться	Горить яскравим полум'ям з утворенням сірого ажурного попелу, поширюючи запах паленого паперу	Набухає	Руйнується
2	Вовна		Внаслідок сильного нагрівання спікається	Горить погано, поширюючи запах паленого пір'я, утворюється чорна кулька, що розтирається у порошок	Руйнується	Руйнується
3	Ацетат целюлози	1.3-1.32	Плавиться, утворюючи маленьку світлу блискучу кульку	Горить швидко, поширюючи кислуватий запах, утворюючи маленьку липку кульку темнобурого кольору. За межами полум'я-горіння поступово припиняються	Руйнується	Руйнується
4	Капрон	1.0-1.3	Плавиться, утворюючи тверду блискучу темну кульку $t_{скл} = 50\text{ }^{\circ}\text{C}$ $t_{пл} = 220\text{ }^{\circ}\text{C}$	Погано горить навіть у полум'ї, поширюючи неприємний запах	Не діє	Розчиняється протягом 5-10 хв
5	Лавсан	1.3	Плавиться, утворюючи тверду смолу $t_{скл} = 69\text{ }^{\circ}\text{C}$ $t_{пл} = 265\text{ }^{\circ}\text{C}$	Горить спалахом, кіптявим полум'ям, поширюючи різкий запах, утворюється темна, тверда блискуча кулька	Розчиняється при кипінні	Не діє

Продовження табл.10

6	Нітрон		Плавиться, утворюючи кульку неправильної форми	Горить кіптявим полум'ям, поширюючи неприємний запах	Розчиняється при кипінні	Не діє
7	Найлон	1.0-1.3	Плавиться, скручуючись $t_{скл} = 57\text{ }^{\circ}\text{C}$ $t_{пл} = 270\text{ }^{\circ}\text{C}$	Горить блакитним полум'ям, поширюючи характерий запах прілих горіхів	Не діє	Розчиняється
8	Поліетилен	0.91-0.97	Плавиться, розм'якшується при 105-130 $^{\circ}\text{C}$ $t_{скл} = 80\text{ }^{\circ}\text{C}$ $t_{пл} = 135\text{ }^{\circ}\text{C}$	Горить синюватим полум'ям без кіптяви	Не діє	Не діє
9	Полістирол	1.04-1.05	Плавиться, розм'якшується при 80 $^{\circ}\text{C}$	Горить кіптявим полум'ям з різким запахом	Руйнується	Руйнується
10	Полівінілхлорид	1.35-1.43	Розм'якшується при 50-70 $^{\circ}\text{C}$ $t_{пл} = 270\text{ }^{\circ}\text{C}$	Горить з кіптявою. При горінні виділяється HCl	Не діє	Не діє, чорніє
11	Поліметилметакрилат	1.19	Плавиться, розкладаючись $t_{скл} = 105\text{ }^{\circ}\text{C}$	Горить блакитним полум'ям без кіптяви, потріскуючи і даючи ефірний запах	Не діє	Не діє
12	Фторопласт	2.15-2.24	Плавиться $t_{скл} = -113\text{ }^{\circ}\text{C}$ $t_{пл} = 325\text{ }^{\circ}\text{C}$	При 400 $^{\circ}\text{C}$ розкладається з виділенням фтору	Не діє	Не діє

Таблиця 11

Періодична система хімічних елементів Д. Менделєєва  
(короткий варіант)

Період	Група							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	<b>H</b> 1,0079 Гідроген Водень							<b>He</b> 4,0026 Гелій
2	<b>Li</b> 6,941 Літій	<b>Be</b> 9,012 Берилій	<b>B</b> 10,81 Бор	<b>C</b> 12,011 Вуглець	<b>N</b> 14,0067 Азот	<b>O</b> 15,999 Кисень	<b>F</b> 18,998 Фтор	<b>Ne</b> 20,179 Неон
3	<b>Na</b> 22,990 Натрій	<b>Mg</b> 24,305 Магній	<b>Al</b> 26,981 Алюміній	<b>Si</b> 28,086 Силіцій	<b>P</b> 30,973 Фосфор	<b>S</b> 32,06 Сірка	<b>Cl</b> 35,453 Хлор	<b>Ar</b> 39,948 Аргон
4	<b>K</b> 39,098 Калій	<b>Ca</b> 40,08 Кальцій	<b>Sc</b> 44,956 Скандій	<b>Ti</b> 47,88 Титан	<b>V</b> 50,941 Ванадій	<b>Cr</b> 51,996 Хром	<b>Mn</b> 54,938 Манган	<b>Fe</b> 55,847 Залізо
	<b>29</b> 63,546 Купрум	<b>30</b> 65,38 Цинк	<b>31</b> 68,72 Германій	<b>Ge</b> 72,59 Германій	<b>33</b> 74,921 Арсен	<b>Se</b> 78,96 Селен	<b>Br</b> 79,904 Бром	<b>Kr</b> 83,80 Криптон
5	<b>Rb</b> 85,468 Рубідій	<b>Sr</b> 87,62 Стронцій	<b>Y</b> 88,906 Йттрій	<b>Zr</b> 91,22 Цирконій	<b>Nb</b> 92,906 Ніобій	<b>Mo</b> 95,94 Молибден	<b>Tc</b> [98] Технецій	<b>Ru</b> 101,07 Рутеній
	<b>47</b> 107,868 Аргентум	<b>48</b> 112,40 Кадмій	<b>49</b> 114,82 Індій	<b>Sn</b> 118,71 Свинець	<b>Sb</b> 121,75 Стибій	<b>Te</b> 127,60 Телур	<b>I</b> 126,904 Йод	<b>Xe</b> 131,29 Ксенон
6	<b>Cs</b> 132,91 Цезій	<b>Ba</b> 137,33 Барій	<b>57</b> 138,905 Лантан	<b>La</b> 138,905 Лантан	<b>Hf</b> 178,49 Гафній	<b>Ta</b> 180,948 Тантал	<b>W</b> 183,85 Вольфрам	<b>Os</b> 190,2 Осмій
	<b>79</b> 196,967 Аурум	<b>80</b> 200,59 Меркурій	<b>81</b> 204,37 Талій	<b>Pb</b> 207,2 Свинець	<b>Bi</b> 208,980 Бісмут	<b>Po</b> [209] Полоній	<b>At</b> [210] Астат	<b>Rn</b> [222] Радон
7	<b>Fr</b> [223] Францій	<b>88</b> 226,025 Радій	<b>89</b> [227] Активій	<b>Rf</b> [261] Резерфордій	<b>Db</b> [262] Дубній	<b>Sg</b> [266] Сіборгій	<b>Bh</b> [268] Бергій	<b>Hs</b> [269] Гаасій
Висі оксиди	R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>
Легкі водневі сполуки			RH <sub>4</sub>	RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> R	HR	
*Лантаноїди	<b>58 Ce</b> 140,12 Церій	<b>59 Pr</b> 144,24 Прометій	<b>60 Nd</b> 144,24 Неодим	<b>61 Pm</b> [145] Прометій	<b>62 Sm</b> 150,4 Самарій	<b>63 Eu</b> 151,96 Європій	<b>64 Gd</b> 157,25 Гадоліній	<b>65 Tb</b> 158,925 Тербій
								<b>66 Dy</b> 162,50 Диспрозій
**Актиноїди	<b>90 Th</b> 232,038 Торій	<b>91 Pa</b> [231] Протактіній	<b>92 U</b> 238,029 Уран	<b>93 Np</b> [237] Нептуній	<b>94 Pu</b> [244] Плутоній	<b>95 Am</b> [243] Америцій	<b>96 Cm</b> [247] Кюріум	<b>97 Bk</b> [247] Берклій
								<b>98 Cf</b> [251] Каліфорній
								<b>99 Es</b> [252] Ейнштейній
								<b>100 Fm</b> [257] Фермій
								<b>101 Md</b> [258] Менделєєвій
								<b>102 No</b> [259] Нобелій
								<b>103 Lr</b> [260] Луренсій
								<b>104 Rf</b> [261] Ріфенберґ
								<b>105 Db</b> [262] Дубній
								<b>106 Sg</b> [266] Сіборгій
								<b>107 Bh</b> [268] Бергій
								<b>108 Hs</b> [269] Гаасій
								<b>109 Mt</b> [266] Металерґ
								<b>110 Uun</b> [272] Унунберій
								<b>111 Uu</b> [273] Унунунберій
								<b>112 Uu</b> [274] Унундубній
								<b>113 Uu</b> [275] Унунтрицій
								<b>114 Uu</b> [276] Унунквіадарій
								<b>115 Uu</b> [277] Унунпентадарій
								<b>116 Uu</b> [278] Унунгексадарій
								<b>117 Uu</b> [279] Унунсептадарій
								<b>118 Uu</b> [280] Унуноктадарій
								<b>119 Uu</b> [281] Унуннонадарій
								<b>120 Uu</b> [282] Унундванадарій

Навчально-методичне видання

**Хімія і методи аналізу** : методичні вказівки до лабораторних занять для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітньо-професійних програм «Технології легкої промисловості», «Фешн-індустрія» галузі знань 18 Виробництво та технології спеціальності 182 Технології легкої промисловості денної та заочної форм навчання/ уклад. О.І. Гулай. Луцьк : ЛНТУ, 2022. 88 с.

Видання містить методичні вказівки до виконання лабораторних робіт, питання для підготовки до лабораторних занять, приклади розв'язування задач, вправи та задачі. Для студентів спеціальності 182 Технології легкої промисловості.

Комп'ютерний набір та верстка: О.І. Гулай

Підп. до друку «\_\_» \_\_\_\_\_ 2022 р. Формат 60x84/16.  
Папір офс. Гарн. Таймс. Ум. друк. арк. 3,4.  
Тираж 50 прим.

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