

Міністерство освіти і науки України
НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ "ОДЕСЬКА ПОЛІТЕХНІКА"
Інститут хімічних технологій та фармації

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ З КУРСУ ХІМІЇ
для студентів інженерно-технічних спеціальностей

Міністерство освіти і науки України
НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ "ОДЕСЬКА ПОЛІТЕХНІКА"
Інститут хімічних технологій та фармації

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ З КУРСУ ХІМІЇ
для студентів інженерно-технічних спеціальностей

Затверджено на засіданні кафедри ХТ
Протокол № 3 від 23.10.2025.2025 р.

Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт з курсу хімії для студентів інженерно-технічних спеціальностей. / Уклад.: Н.Н. Муратов, М.Є. Кічова, Національний ун-т "Одеська політехніка". – Одеса, 2025. – 21 с.

Укладачі:

Муратов Н.Н. . - к.х.н, доцент, доцент кафедри хімічних технологій національного університету "Одеська політехніка"

Кічова М.Є., - провідний інженер відділу медичної хімії та хемоінформатики Фізико-хімічного інституту ім. О.В. Богатського НАН України

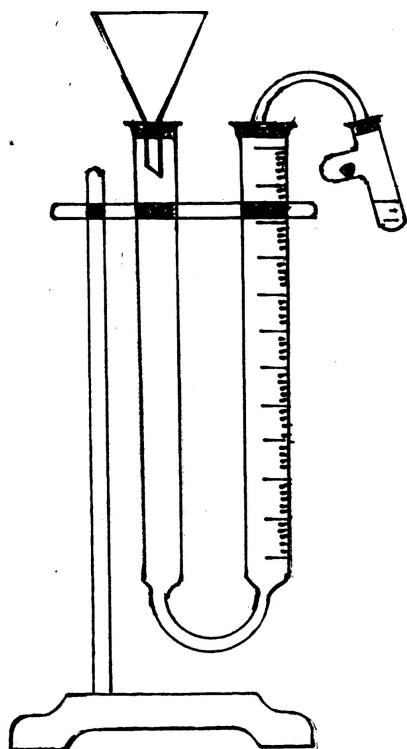
Н.Н. Муратов, М.Є. Кічова. **Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт з курсу хімії для студентів інженерно-технічних спеціальностей.** В методичних рекомендаціях наведено необхідний довідковий матеріал наведено у розділі Список літератури. Методичні вказівки відповідають навчальній програмі дисципліни “Хімія”, що викладається у технічних університетах. Вказівки призначені для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти для студентів інженерно-технічних спеціальностей.

ЗМІСТ

1. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1. Визначення еквівалентної маси металу	3
2. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2. Визначення молярної маси металу	5
3. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3. Визначення кількості кінцевих продуктів хімічної реакції	7
4. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4. Періодична система елементів Д. І. Менделєєва	9
5. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5 Приготування розчинів заданої концентрації	12
6. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6 Електролітична дисоціація	14
7. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7 Гідроліз солей	16
8. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8. Окисно-відновні реакції	19
ЗАГАЛЬНІ ПИТАННЯ	20
Вимоги до техніки безпеки	21
Вимоги до звіту	21
СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ	22

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1. ВИЗНАЧЕННЯ ЕКВІВАЛЕНТНОЇ МАСИ МЕТАЛУ

1. Мета роботи — експериментально вивчити метод визначення еквівалентної маси металу з використанням реакції металу з кислотою.
2. Домашня підготовка: поняття еквівалент та еквівалентна маса елемента, зв'язок між молярною масою, еквівалентною масою та валентністю, валентність та її визначення, закон еквівалентів, закон Менделєєва-Клапейрона.
3. Обладнання, посуд та реактиви: прилад для визначення еквівалентної маси металу, технічні терези, важки, термометр, барометр, стружка металів – цинку, алюмінію, магнію, хлоридна кислота (розбавлення 1:1, 1:3).



4. Експериментальна частина: збираємо прилад для визначення еквівалентної маси металу методом витискування водню. Зважуємо з точністю 0,01 г наважку металу (m) (наважку металу дає викладач), переносимо її у відросток реактора, наливаємо в реактор приблизно 1 мл хлоридної кислоти (1:1 для цинку і з розбавленням 1:3 для алюмінію і магнію). Встановлюємо по нижньому меніску рівень води в бюретці на нульовій позначці. Обережно, щоб метал не упав у кислоту, одягаємо реактор на гумову пробку і перевіряємо герметичність — піднімаємо або опускаємо воронку з водою. Рівень води в бюретці не повинен підніматися або опускатися. Якщо прилад герметичний - записуємо початковий рівень води в бюретці ($V_{\text{поч.}}$) і нахиляємо реактор так, щоб метал упав у кислоту. Після закінчення реакції треба зачекати, щоб реактор охолонув і водень, що виділився, прийняв кімнатну температуру. Для визначення кінцевого рівня води в бюретці ($V_{\text{кін.}}$) опускаємо воронку з водою так, щоб рівень води в бюретці та воронці був однаковим.
5. Завершення експериментальної частини роботи: виключаємо і закриваємо терези, знімаємо реактор з гумової пробки, миємо його і кладемо в сушильну шафу.
6. Експериментальні дані записуємо у таблицю:

Наважка металу	$m =$	г
Початковий об'єм води в бюретці	$V_{\text{поч.}} =$	м ³
Кінцевий об'єм води в бюретці	$V_{\text{кін.}} =$	м ³
Температура в лабораторії	$t =$	°C
Атмосферний тиск	$P_{\text{бар.}} =$	Па
Тиск водяної пари (1 мм рт. ст. = 133 Па) визначаємо за допомогою таблиці "Тиск водяної пари в мм рт. ст. при температурі °C"	$P_{\text{в.п.}} =$	Па

7. Розрахунки

- а. Метал витіснив з кислоти еквівалентну кількість водню. Масу водню знаходимо за законом Менделєєва-Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M}RT;$$

$$m_{H_2} = \frac{\left(P_{\text{бар.}} - P_{\text{в.п.}}\right)\left(V_{\text{кін.}} - V_{\text{поч.}}\right)}{R \cdot (273 + t^{\circ}C)} M_{H_2}$$

$$R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot K$$

- б. Еквівалентна маса металу:

$$\frac{m}{m_{H_2}} = \frac{M_{\text{ек.}}}{M_{\text{ек.}H_2}};$$

$$M_{\text{ек.}} = \frac{m \cdot M_{\text{ек.}H_2}}{m_{H_2}};$$

- с. Еквівалентна маса металу теоретична, $M_{\text{ек.теор.}}$:

$$M_{\text{ек.теор.}} = \frac{M}{B};$$

де M — молярна маса металу, знаходимо за допомогою таблиці Менделєєва;
 B — валентність металу.

- д. Відхилення теоретичного значення еквівалентної маси металу від знайденого експериментально

$$\Pi = \frac{|M_{\text{ек.}} - M_{\text{ек.теор.}}| \cdot 100\%}{M_{\text{ек.теор.}}};$$

8. Висновки

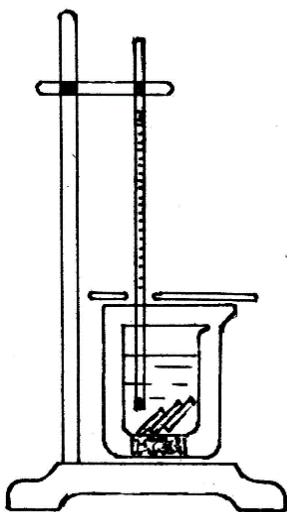
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2. Визначення молярної маси металу

1. Мета роботи — експериментально вивчити метод визначення молярної маси металу з використанням правила Дюлонга і Пті.

2. Домашня підготовка: молярна та еквівалентна маса елемента (атомна), її питома теплоємність, правило Дюлонга і Пті, зв'язок між молярною масою елемента та його еквівалентною масою, валентність та її знаходження, методи визначення атомних мас елементів.

3. Обладнання, посуд та реактиви: технічні терези, спрощений калориметр, термометр, склянки на 300 мл та 150 мл, коркова підставка під внутрішню склянку, кришка, пластинки металу, стакан на 500 мл, штатив лабораторний, електроплитка.

4. Експериментальна частина: збираємо спрощений калориметр. В окремій склянці підігріваємо воду до кипіння. Зважуємо з точністю до 0,01 г 3-4 пластинки цинку



~ 30-40 г (m_1), перев'язуємо їх ниткою і прив'язуємо до дерев'яного брусочка, опускаємо метал на 5-8 хв. у склянку з водою, яка кипить (метал не торкається стінок і дна склянки). Зважуємо внутрішню склянку калориметра без води (m_2) і з водою (100-120 мл) (m_3) з точністю до 0,01 г. Внутрішню склянку з водою ставимо в калориметр і вимірюємо початкову температуру води (t_1), швидко переносимо метал з води, що кипить, у внутрішню склянку калориметра, накриваємо калориметр кришкою і, помішуючи воду, визначаємо максимальну температуру, до якої нагріється вода (t_2).

5. Завершення експериментальної частини роботи: виключаємо і закриваємо терези, розбираємо установку, пластинки металу розв'язуємо і висушуємо фільтрувальним папером, виливаємо воду із внутрішньої склянки і ставимо його до сушильної шафи.

6. Експериментальні дані записуємо у таблицю:

Маса цинку	$m_1 =$ г
Маса внутрішнього стакану	$m_2 =$ г
Маса внутрішнього стакану з водою	$m_3 =$ г
Температура металу = температура кипіння води	$t_{\text{в}} = 100 \text{ } ^\circ\text{C}$
Початкова температура води в калориметрі	$t_1 =$ $^\circ\text{C}$
Максимальна температура, до якої нагрілася вода в калориметрі	$t_2 =$ $^\circ\text{C}$

7. Розрахунки. Вважаємо, що тепло, яке віддає нагрітий до 100 $^\circ\text{C}$ метал, йде на підігрівання внутрішнього стакану та води, що знаходиться в ньому.

7.1. Питома теплоємність металу

$$C_{\text{zn}} = \frac{[c_{\text{в.}} \cdot (m_3 - m_2) + c_{\text{скл.}} \cdot c_{\text{в.}}] (t_2 - t_1)}{m_1 (100 - t_2)};$$

$$C_{\text{в.}} = 4,184 \text{ Дж} / \text{г} \cdot \text{K};$$

$$C_{\text{скл.}} = 0,795 \text{ Дж} / \text{г} \cdot \text{K}$$

7.2. Приблизне значення молярної маси цинку за правилом Дюлонга і Пті

$$M_{Zn} = \frac{26,6}{C_{Zn}}$$

7.3. Валентність металу:

$$B_{Zn} = \frac{M_{Zn}}{M_{ек.Zn}}$$

де:

$M_{ек.Zn}$ – знайдена раніше еквівалентна маса цинку;

B_{Zn} – округлюємо до цілого числа

7.4. Точне значення молярної маси цинку:

$$M_{Zn} = M_{ек.Zn} \cdot B_{Zn}$$

7.5. Відхилення теоретичного значення молярної маси цинку від знайденого:

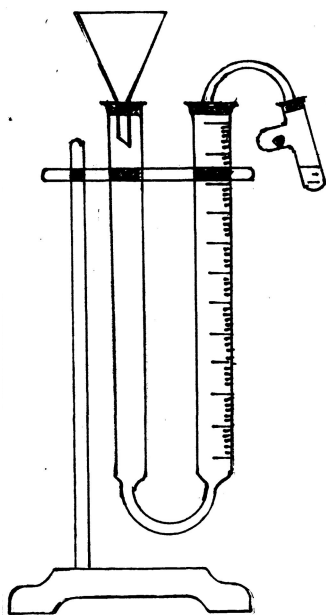
$$\Pi = \frac{|M_{Zn\text{теор.}} - M_{Zn}| \cdot 100\%}{M_{Zn\text{теор.}}};$$

$M_{Zn\text{теор.}}$ – теоретичне значення молярної маси цинку знаходимо за допомогою таблиці Менделєєва.

8. Висновки

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3. Визначення кількості кінцевих продуктів хімічної реакції

1. Мета роботи – порівняти об’єм експериментально одержаного водню з теоретично розрахованим об’ємом в реакції алюмінію з хлоридною кислотою.
2. Домашня підготовка: молярна маса, моль, молярний об’єм газу, газові закони, розрахунки по хімічним рівнянням.
3. Обладнання, посуд та реактиви: технхімічні терези, важки, термометр, барометр, спиртовка, алюмінієва стружка, хлоридна кислота (розбавлення 1:1).
4. Експериментальна частина: збираємо прилад для визначення об’єму водню, який виділяється по реакції металу з кислотою.



Встановлюємо рівень води в бюретці по нижньому меніску на нульову позначку. Зважуємо з точністю до 0,01 г наважку (m) алюмінію (масу наважи дає викладач), переносимо її у відросток реактора, одягаємо реактор на гумову пробку і перевіряємо герметичність - піднімаємо або опускаємо воронку з водою. Рівень води в бюретці не повинен підніматися або опускатися. Якщо прилад герметичний, записуємо початковий рівень води а бюретці ($V_{поч.}$) і нахиляємо реактор так, щоб метал упав у кислоту. Після закінчення реакції треба зачекати, щоб реактор охолонув і водень, що виділився, прийняв кімнатну температуру. Приводимо воду в бюретці і воронці до одного рівня і записуємо кінцевий рівень води в бюретці ($V_{кін.}$)

5. Завершення експериментальної частини роботи: виключаємо і закриваємо терези, знімаємо реактор з гумової пробки, миємо його і кладемо в сушильну шафу.

6. Експериментальні дані записуємо в таблицю

Наважка металу	$m =$	г
Початковий рівень води в бюретці	$V_{поч.} =$	мл
Кінцевий рівень води в бюретці	$V_{кін.} =$	мл
Температура в лабораторії	$t =$	°C
Атмосферний тиск	$P_{бар.} =$	Па
Тиск водяної пари для зазначеної температури визначаємо за допомогою відповідної таблиці (1 мм рт.ст. = 133 Па)	$P_{в.п.} =$	Па

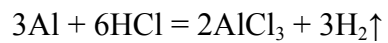
7. Розрахунки

7.1. Об’єм водню за н.у. знаходимо за зведеним законом Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P^0 V^0}{T^0}; \quad V_{H_2}^0 = \frac{PVT^0}{P^0 T}$$

$$V_{H_2}^0 = \frac{(P_{бар.} - P_{в.п.})(V_{кін.} - V_{поч.})273}{101325 \cdot (273 + t^{\circ}C)}$$

7.2. Теоретичний об’єм водню $V_{теор. H_2}$, що виділився (н.у.), знаходимо по рівнянню реакції та взятій наважці металу



7.3. Відхилення теоретичного значення об'єму водню, що виділився, від знайденого експериментально

$$\Pi = \frac{\left| V_{H_2 \text{ теор.}} - V_{H_2}^o \right| \cdot 100\%}{V_{H_2 \text{ теор.}}};$$

8. Висновки

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4. Періодична система елементів Д. І. Менделєєва

1. Мета роботи - експериментально вивчити зміну властивостей елементів та їх сполук у періодах і групах та пояснити встановлені закономірності на основі будови атомів.

2. Домашня підготовка

2.1. Порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів у багатоелектронних атомах.

2.2. Електронні формули атомів.

2.3. Формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва.

2.4. Періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва. Періоди, групи, підгрупи.

3. Обладнання, посуд та реактиви

Пінцет, скальпель, пробіркотримач, металева ложечка, спиртівка, сірники, фільтрувальний папір, картонна кришка для колби, кристалізатор, колба на 500 мл, стакан на 100 мл, штатив з пробірками, скляна паличка; літій, натрій, калій, магній (стружка), алюміній (стружка), сірка (порошок); розчини: фенолфталеїну, метилоранжу, хлоридної кислоти (2 н), натрій гідроксиду (2 н), магній хлориду (0,5 н), алюміній хлориду (0,5 н); дистильована вода.

4. Експериментальна частина

Д о с л і д 4.1. Відношення натрію до води

Дослід проводиться у витяжній шафі. Наливаємо у кристалізатор на 1/2 об'єму дистильованої води, додаємо 1-2 краплі фенолфталеїну, відмічаємо колір розчину. Беремо пінцетом з керосину шматок натрію розміром як рисове зерно, висушуємо фільтрувальним папером і опускаємо його у кристалізатор з водою. (Обережно опускаємо дверцята витяжної шафи). Спостерігаємо за взаємодією натрію з водою, відмічаємо колір розчину у кристалізаторі. Спостереження і рівняння відповідної реакції записуємо у табл.1.

Д о с л і д 4.2. Властивості магнію, його оксиду і гідроксиду А.

Відношення магнію до води

У пробірку наливаємо 3-4 мл дистильованої води і опускаємо в неї шматочок магнієвої стружки (~ 1 см). Відмічаємо відсутність реакції при кімнатній температурі. Нагріваємо вміст пробірки у полум'ї спиртовки до кипіння. Що спостерігається? Коли пробірка охолоне, додаємо у розчин 2-3 краплі фенолфталеїну. Як змінився колір розчину?

Спостереження і рівняння відповідної реакції записуємо у табл.1.

Б. Одержання оксиду магнію і його взаємодія з водою

Беремо пінцетом шматочок магнієвої стружки (1-2 см) і спалюємо над стаканом так, щоб порошок продуктів горіння осипався у стакан.

Наливаємо трохи дистильованої води в стакан з одержаним оксидом магнію і ретельно перемішуємо скляною паличкою.

Чи добре розчиняється оксид магнію у воді? Додаємо у розчин 1-2 краплі фенолфталеїну. Як змінився колір індикатору?

Спостереження і рівняння реакцій, добування оксиду магнію та його розчинення у воді записуємо у табл.1.

В. Одержання магній гідроксиду і вивчення його властивостей

У пробірку наливаємо 3 - 4 мл розчину солі магнію і приблизно 1 мл розчину натрій гідроксиду. Осад магній гідроксиду, що випав, ділимо на дві пробірки, потім в одну пробірку додаємо кілька мл розчину хлоридної кислоти, у другу - надлишок розчину лугу. Чи в обох пробірках розчиняється осад? Спостереження і рівняння відповідних реакцій записуємо у табл.1.

Д о с л і д 4.3. Властивості алюмінію і його гідроксиду А.

Відношення алюмінію до розчину лугу

Маленький шматочок алюмінієвої стружки кладемо у пробірку і додаємо 2-3 мл розчину натрій гідроксиду. Чи легко алюміній розчиняється у розчині лугу? Спостереження і рівняння реакції взаємодії алюмінію з водним розчином лугу записуємо у табл.1.

Б. Одержання алюміній гідроксиду і вивчення його властивостей

У пробірку наливаємо 3-4 мл розчину солі алюмінію і обережно (по краплям) додаємо розчин натрій гідроксиду до утворення осаду алюміній гідроксиду. Осад ділимо на дві пробірки : в одну пробірку додаємо кілька мл розчину хлоридної кислоти. у другу – надлишок розчину лугу. Що спостерігається в обох випадках?

Спостереження і рівняння реакцій одержання алюміній гідроксиду та його взаємодії з кислотою і лугом записуємо у табл.1.

Д о с л і д 4.4. Одержання оксиду сірки і визначення його хімічного характеру Дослід проводиться у витяжній шафі. У колбу наливаємо води на 1/3 об'єму і

додаємо 1-2 краплі метилоранжу, відмічаємо колір розчину. У металеву ложечку насипаємо сірку і запалюємо її. Спостерігаємо горіння сірки. Ложечку з сіркою, що горить, опускаємо в колбу, тримаючи над розчином. Після наповнення колби парами оксиду сірки виймаємо ложечку з колби і закриваємо її картонною кришкою. Перемішуємо розчин, у колбі і відмічаємо його колір. Спостереження і рівняння реакції горіння сірки та розчинення сірки у воді записуємо у табл.1.

Д о с л і д 4.5. Відношення літію і калію до води

Повторюємо дослід 4.1. ("відношення катрію до води"), тільки замість натрію досліджуємо спочатку літій, а потім калій. Порівняємо хімічну активність Li, Na, K у відношенні до води. Спостереження і рівняння взаємодії літію та калію з водою записуємо у табл.1.

5. Завершення експериментальної частині роботи: залишки металів скидаємо у спеціальний посуд; миємо скляний посуд.

6. Результати спостережень і рівняння відповідних реакцій записуємо у табл.1.

Таблиця 1

№ досліду	Спостереження	Рівняння реакції

7 . Обробка результатів

7.1.

А. Для елементів 3-го періоду (Na, Mg, Al, S) на основі дослідів 4.1.- 4.4. заповнюємо табл. 2.

Таблиця 2

Хімічний елемент	Na	Mg	Al	S
Валентні електрони				
Метал чи неметал				
Формули оксиду, гідроксиду				
Хімічний характер оксиду і гідроксиду				

Б. Як змінюються металічні (основні) і неметалічні (кислотні) властивості елементів 3-го періоду (від Na до S)?

7.2.

А. Для елементів I A групи (Li, Na, K) складаємо електронні формули. Чим пояснюється активність лужних металів?

Б. Як змінюється активність металів у відношенні до води (дослід 4.1. 4.5.)? Закономірність у зміні металічних властивостей у підгрупі лужних металів пояснюємо, виходячи з будови атомів.

8. Висновки: як змінюються властивості елементів та їх сполук у 3-му періоді і IA та IIA групах?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5 Приготування розчинів заданої концентрації

1. Мета роботи – навчитися готувати розчини заданої концентрації і переходити від одного способу виразу концентрації до іншого (масова доля, молярна і нормальна або еквівалентна концентрації).

2. Домашня підготовка – розчинник, розчинена речовина, розчин, концентрація, способи виразу концентрації та зв'язок між різними способами виразу концентрації.

3. Обладнання, посуд та реактиви

Техно-хімічні терези, важки, мірний циліндр, воронка, мірні колби на 100 і 200 мл, плоскодонні колби на 250 мл, ареометри, солі: натрій хлорид, калій хлорид, калій біхромат, кристалогідрати купрум(II)сульфат та ферум(III)сульфат, дистильована вода, стакан на 150 мл.

4. Експериментальна частина

Викладач дає завдання на виконання роботи: якої маси або об'єму, яких концентрацій і якої солі треба приготувати розчин.

4.1. Приготувати (m_A , г) розчину з концентрацією $\omega_A\%$ з солі А. Виміряти густину приготованого розчину (ρ_A).

4.2. Користуючись густиною розчину (ρ_A), його концентрацією та знаючи хімічну формулу солі А, підрахувати молярну (C_{mA}) та нормальну (еквівалентну C_{HA}) концентрацію приготовленого розчину.

4.2. Приготувати (V_B) мл розчину з концентрацією C_{MB} або (C_{HB}) з солі Б. Виміряти густину приготовленого розчину (ρ_B). Користуючись густиною розчину (ρ_B), концентрацією C_{MB} (C_{HB}) і знаючи хімічну формулу солі Б, підрахувати масову долю (ω_B) та нормальну концентарцію C_{MB} (C_{HB}) приготовленого розчину.

4.3. Проведення розрахунків

Розрахунки ведуться на безводну сіль.

Наважку солі знаходимо за допомогою формул,

$$A: \omega\% = \frac{m_{A \text{ солі}}}{m_{A \text{ розчину}}} \cdot 100\% ;$$

$$m_{A \text{ води}} = m_{A \text{ розчину}} - m_{A \text{ солі}} ;$$

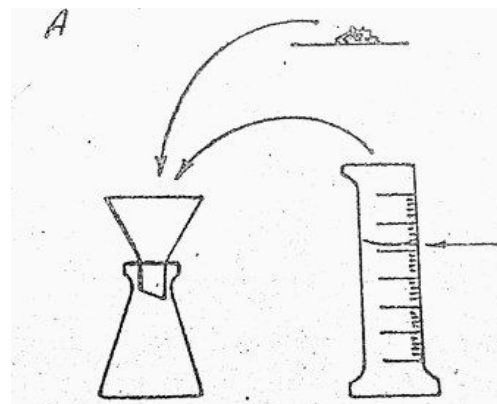
$$B: C_{MB} = \frac{m_{B \text{ солі}}}{M_{B \text{ солі}} \cdot V_B} ;$$

$$B: C_{HB} = \frac{m_{B \text{ солі}}}{M_{\text{ек. солі}} \cdot V_B} ;$$

де V_B – заданий об'єм розчину солі в л.

4.4. Розчин з концентарцією $\omega_A\%$ готуємо так: зважуємо на папері розраховану масу (m_A) солі А, за допомогою воронки висипаємо її в плоскодонну колбу, дистильовану воду відмірюємо мірним циліндром $\rho_{\text{води}} = 1$ г/мл, змиваємо залишки солі з воронки і перемішуємо розчин до повного розчинення солі. Переливаємо частину розчину в мірний циліндр на 100мл та вимірюємо густину (ρ_A) ареометром (по нижньому меніску).

4.5. Розчин з концентрацією C_{MB} або C_{HB} розраховану кількість (m_B , г) солі Б. За допомогою воронки висипаємо її в мірну колбу необхідного об'єму (V_B), змиваємо залишки солі з воронки дистильованою водою (до $\approx 2/3$ об'єму колби), перемішуємо розчин до повного розчинення солі і обережно доливаємо воду до риски. Переливаємо частину готового розчину в мірний



циліндр на 100 мл і вимірюємо густину розчину (ρ_B) ареометром (по нижньому меніску)

5. Завершення експериментальної частини роботи: терези виключаємо і закриваємо, хімічний посуд миємо і ставимо в сушильну шафу, ареометр обмиваємо водою, витираємо насухо і віддаємо лаборанту.

6. Експериментальні дані записуємо в таблицю:

6.1 А	Маса солі	$m_A =$	г
	Маса води (об'єм води)	$m_A \text{ води} =$	г (мл)
	Густина розчину експериментальна	$\rho_A =$	г/мл
	Густина розчину теоретична (беремо з довідника)	$\rho_A \text{ теор} =$	г/мл
6.2 Б	Маса солі	$m_B =$	г
	Густина розчину експериментальна	$\rho_B =$	г/мл
	Густина розчину теоретична (беремо з довідника)	$\rho_B \text{ теор} =$	г/мл

7. Розрахунки

7.1 Перехід від одного способу вираження концентрації до іншого (ω (%), C_M , C_H) здійснюємо за допомогою формул.

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega\%}{100\% \cdot M_{\text{солі}}};$$

$$C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega\%}{100\% \cdot M_{\text{ек.солі}}};$$

Концентрацію кожного розчину виражаємо трьома способами : ω (%), C_M , C_H

7.2. Відхилення теоретичного значення густини розчину від експериментально знайденого:

$$\Pi = \frac{|\rho_{A \text{ теор.}} - \rho_A| \cdot 100\%}{\rho_{A \text{ теор.}}};$$

$$\Pi = \frac{|\rho_{B \text{ теор.}} - \rho_B| \cdot 100\%}{\rho_{B \text{ теор.}}};$$

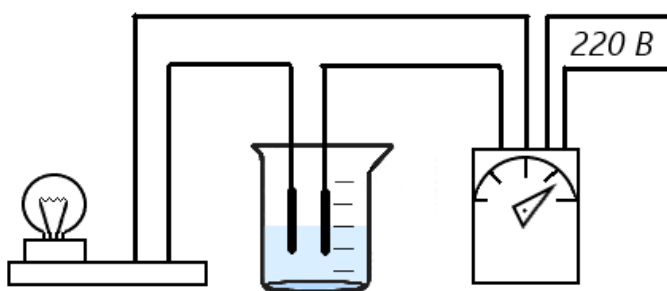
7.3. Висновки

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6 Електролітична дисоціація

1. Мета роботи: дослідження фізико-хімічних процесів в розчинах електролітів.
2. Домашня підготовка
 - 2.1 Особливості розчинів солей, кислот, основ. Положення теорії електролітичної дисоціації.
 - 2.2. Ступінь дисоціації. Сильні і слабкі електроліти. Константа дисоціації, фактори, які впливають на ступінь та константу дисоціації.
 - 2.3. Іонні рівняння.
 - 2.4. Дисоціація води. Водневий показник.
 - 2.5. Особливості води як розчинника.
3. Обладнання, посуд та реактиви: прилад для порівняння електропровідності розчинів (ламповий реостат), пробірки, спиртівка, хімічні стакани на 150 мл (3 шт.), порошки: цукру, натрій ацетату, амоній хлориду, індикатори: метиловий-оранжевий та фенолфталеїн. Розчини натрій хлориду (1 м), сульфатної кислоти (1 м і 1:1), оцтової кислота (0.1 м, 1 м, конц.), натрій гідроксиду (1м0, амоній гідроксиду (0.1 м), ферум(III)хлориду 0.1 м, барій хлориду(1 м).
4. Експериментальна частина.

4.1. Електропровідність розчинів електролітів.

Складаємо установку для порівняння електропровідності розчинів.



Після кожного дослідження вугільні електроди треба промити дистильованою водою. Кожен раз перед тим, як вийняти електроди із стакану, необхідно вимкнути прилад (витягнути вилку з електророзетки).

4.1.1. Електропровідність дистильованої води

У склянку приладу наливаємо дистильовану воду, закриваємо його кришкою з електродами і вмикаємо в електромережу. Як горить лампочка? Записати у таблицю.

4.1.2. Електропровідність 1 м розчину цукру досліджуємо як у 4.1.1.

4.1.3. Електропровідність 1 м розчину натрій хлориду досліджуємо як у 4.1.1

4.2. Залежність електропровідності від ступеня електролітичної дисоціації електроліту.

4.2.1. Електропровідність концентрованої оцтової кислоти досліджуємо, як у 4.1.1.

4.2.2. Електропровідність оцтової кислоти, розбавленої 1 : 5 , досліджуємо, як у 4.1.1.

4.2.3. Електропровідність оцтової кислоти, розбавленої 1 : 25 , досліджуємо, як у 4.1.1.

4.3. Вплив однойменних іонів на ступінь дисоціації слабких електролітів

4.3.1.Зміна ступеня дисоціації оцтової кислоти.

У дві пробірки (перша контрольна) наливаємо 1-2 мл оцтової кислоти і додаємо у кожен по 1-2 краплі індикатора - метиловий оранжевий (колір в обох пробірках однаково рожевий), додаємо у другу 0,5 г порошку натрій ацетату Зміну кольору у другій пробірці відмічаємо у таблиці.

4.3.2. Зміна ступеня дисоціації амоній гідроксиду

У дві пробірки (перша контрольна) наливаємо 1-2 мл амоній гідроксиду і додаємо у кожен 1-2 краплі спиртового розчину фенолфталеїну (колір в обох пробірках однаково рожевий).

малиновий), додаємо у другу 0,5 г порошку амоній хлориду. Зміну кольору у другій пробірці відмічаємо у таблиці.

4.4. Іонні процеси (реакції обміну)

Після кожного дослідів миємо пробірки і використовуємо їх у наступних дослідів.

4.4.1. Реакції з утворенням малорозчинних електролітів.

У першій пробірці проводимо реакцію ферум(III)хлориду з натрій гідроксидом а у другій - сульфатної кислоти з барій хлоридом. Реагентів беремо по 1-2 мл. Зміни, що спостерігаємо у пробірках, відмічаємо в таблиці.

4.4.2. Реакції з утворенням летких сполук

У пробірку наливаємо 0,5 г кристалічного натрій ацетату, додаємо 2 мл води, перемішуємо і підігріваємо на спиртовці.

По запаху визначаємо, які речовини утворилися у пробірці. Рівняння реакцій, що пройшли, записуємо в таблицю.

4.4.3. Реакції з утворенням малодисоційованих електролітів

У пробірку наливаємо 2 мл розчину натрій гідроксиду, 2-3 краплі розчину фенолфталеїну і обережно розчин сульфатної кислоти до зникнення малинового кольору. Рівняння реакцій і зміну кольору записуємо у таблицю.

5. Завершення експериментальної частини

5.1. Миємо електроди лампового реостату дистильованою водою та висушуємо їх фільтрувальним папером.

5.2. Миємо стакани, пробірки і кладемо їх у сушильну шафу.

6. Експериментальні данні записуємо в таблицю:

№ дослідження	Що спостерігали, що відбувалося?
4.1.1	Чи горіла лампочка у досліді з дистильованою водою? Сильним чи слабким електролітом є дистильована вода?
4.1.2	Електролітом чи неелектролітом є розчин цукру?
4.1.3.	Як горіла лампочка у досліді з розчином натрій хлориду? Сильним чи слабким електролітом є розчин натрій хлориду? Написати рівняння дисоціації.
4.2.1.	Як горіла лампочка у досліді з концентрованою оцтовою кислотою?
	Зробити висновок.
4.2.2.	Як горіла лампочка у досліді з розведеною оцтовою кислотою (1 : 5)? Зробити висновок про силу електроліту. Написати рівняння дисоціації оцтової кислоти.
4.2.3.	Як горіла лампочка у досліді з розведеною оцтовою кислотою (1 : 25)? Який з розчинів (розведення 1 : 5 чи 1 : 25) краще проводить електричний струм? Зробити висновок про вплив розведення на силу слабого електроліту.
4.3.1	Як і чому змінюється колір індикатора у другій пробірці?
4.3.2	Як і чому змінюється колір індикатора у другій пробірці? Напишіть рівняння дисоціації амоній гідроксиду.
4.4.1.	Записати рівняння реакцій (молекулярні і короткі іонні) та спостереження. Зробити висновки.
4.4.2.	За запахом ідентифікувати утворену речовину. Записати рівняння реакції (молекулярне і коротке іонне). Зробити висновки.
4.4.3.	Записати рівняння реакції (молекулярне і коротке іонне) та спостереження. Зробити висновки.

7. Висновки

7.1. Які розчини проводять електричний струм?

- 7.2. Як впливають однойменні іони на ступінь дисоціації електролітів?
- 7.4. У яких випадках відбуваються реакції обміну?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7 Гідроліз солей

1. Мета роботи: дослідити реакцію середовища у водних розчинах різних солей та деякі фактори, що впливають на ступінь гідролізу солей.

2. Домашня підготовка

2.1. Визначення гідролізу.

2.2. Ступінь і константа гідролізу.

2.3. Складання рівнянь гідролізу.

3. Обладнання, посуд та реактиви: штатив з пробірками (10-12 шт.), піпетки, пробіркотримач, мікрошпателі, спиртівка, сірники; солі: натрій ацетат, натрій карбонат, калій хлорид, алюміній хлорид, натрій силікат, натрій сульфід; розчини: алюміній сульфату (0,5 н.), натрій ацетату (0,5 н.), натрій карбонату (0,5 н.), стибій(III) хлориду (0,5 н.), натрій гідроксиду (2 н.), кислоти хлоридної (2 н.), нейтральний розчин лакмусу, спиртовий розчин фенолфталеїну, дистильована вода.

4. Експериментальна частина

Дослід 4.1. Колір індикатора у різних середовищах.

А. Наливаємо у три пробірки по 1-2 мл нейтрального розчину лакмусу. Відмічаємо колір індикатора у нейтральному середовищі. Одну пробірку залишаємо для контролю. У другу пробірку вносимо декілька крапель розчину натрій гідроксиду відмічаємо колір індикатору в лужному середовищі. У третю пробірку вносимо кілька крапель розчину хлоридної кислоти, відмічаємо колір індикатору в кислому середовищі. Результати спостережень записуємо у табл. 1.

Б. Наливаємо у три пробірки по 1-2 мл дистильованої води і додаємо по одній краплі фенолфталеїну в кожен. Відмічаємо колір індикатора у нейтральному середовищі. Одну пробірку залишаємо для контролю. У другу пробірку додаємо декілька крапель розчину натрій гідроксиду, в третю - кілька крапель розчину хлоридної кислоти. Результати спостережень записуємо у табл. 1.

Таблиця 1

Назва індикатора	Колір індикатора у різних середовищах		
	У кислому (pH<7)	У нейтральному (pH=7)	У лужному (pH>7)
Лакмус			
Фенолфталеїн			

Дослід 4.2. Зовнішній прояв гідролізу солей

У п'ять пробірок наливаємо по 1-2 мл нейтрального розчину лакмусу. Одну з пробірок залишаємо для контролю, а в інші додаємо один вид солі (на кінці шпателя): натрій ацетат NaCH_3COO , алюміній хлорид AlCl_3 , натрій силікат Na_2SiO_3 , калій хлорид KCl . Перемішуємо розчин у кожній з пробірок. Відмічаємо колір лакмусу у контрольній пробірці і в розчинах солей. Порівнюємо результати спостережень і записуємо у табл. 2. Для солей, що зазнають гідролізу, складаємо рівняння реакцій гідролізу за I ступенем у молекулярній та іонній формах.

Таблиця 2

№ пробірки	Формула солі	Колір лакмусу	Характер середовища	Значення pH у розчині (pH<7, pH =7, pH >7)

А. Гідроліз алюміній ацетату

Вносимо у пробірку по 7-8 крапель розчинів алюміній сульфату $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ та натрій ацетату NaCH_3COO , перемішуємо.

Підігріваємо пробірку з розчином у полум'ї спиртівки, спостерігаючи за утворенням осаду основної солі алюмінію $\text{Al}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$. Вносимо до протоколу результати спостережень:

- складаємо молекулярне рівняння реакції утворення у розчині алюміній ацетату $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$;
- складаємо рівняння гідролізу цієї солі за 1 та 2 ступенями у молекулярній та іонній формах;
- пояснюємо, результатом гідролізу яких солей є основні солі.

Б. Гідроліз натрій карбонату. Наливаємо у пробірку 1-2 мл нейтрального розчину лакмусу, вносимо туди натрій карбонат Na_2CO_3 , (на кінці шпателя) і перемішуємо розчин. Спостерігаємо зміну кольору індикатору внаслідок гідролізу солі. Відсутність виділення вуглекислого газу свідчить про те, що гідроліз пройшов лише за 1 ступенем, до утворення натрій гідрокарбонату NaHCO_3 . Результати спостережень вносимо до протоколу:

- складаємо рівняння реакції гідролізу натрій карбонату за 1 ступенем у молекулярній та іонній формах;
- пояснюємо, внаслідок гідролізу яких солей утворюються кислі солі. Дослід 4.4. Дослідження випадку повного гідролізу солі

Вносимо в пробірку по 6-7 крапель розчинів алюміній сульфату $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ та натрій карбонату Na_2CO_3 , перемішуємо. Спостерігаємо утворення осаду алюміній гідроксиду та виділення пазирів двооксиду вуглецю. Вносимо до протоколу результати спостережень:

- складаємо рівняння реакцій утворення алюміній карбонату та його повного гідролізу у молекулярній та іонній формах;
- пояснюємо, чому алюміній хлорид (досл.4.2.) зазнає ступінчастого гідролізу, а карбонат алюмінію – повного.

Дослід 4.4. Дослідження факторів, що впливають на ступінь гідролізу солей А. Вплив сили кислоти, що утворює сіль, на ступінь її гідролізу

У дві пробірки наливаємо по 1-2 мл дистильованої води. В одну пробірку вносимо натрій сульфат Na_2SO_3 , в другу – натрій карбонат Na_2CO_3 (на кінці шпателя). Перемішуємо розчин у кожній пробірці. Відсутність виділення CO_2 та SO_2 свідчить про те, що гідроліз за цих умов протікає лише за 1 ступенем.

У кожну пробірку додаємо по одній краплі фенолфталеїну. В розчині якої солі забарвлення фенолфталеїну інтенсивніше, тобто концентрація іонів OH^- більша? Результати спостережень вносимо до протоколу:

- складаємо рівняння реакції гідролізу натрій сульфату та натрій карбонату за 1 ступенем у молекулярній та іонній формах;
- порівнюючи чисельні значення констант дисоціації K карбонатної H_2CO_3 та

сульфітної H_2SO_3 кислот, пояснюємо, ступінь гідролізу якої солі (Na_2CO_3 чи Na_2SO_3) більша.

Б. Вплив температури на гідроліз солі

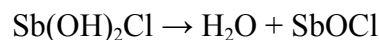
У пробірку наливаємо 1-2 мл дистильованої води і вносимо натрій ацетат NaCH_3COO (на кінці шпателя). Перемішуємо. Додаємо до розчину по 1-2 краплі фенолфталеїну і нагріваємо розчин до кипіння. Як змінюється забарвлення розчину? Вносимо до протоколу результати спостережень:

- складаємо рівняння реакції гідролізу натрій ацетату в іонній формі;
- показуємо, в якому напрямку змістилась рівновага гідролізу при нагріванні.

Вносимо у пробірку 2-3 краплі розчину стибій(III) хлориду SbCl_3 . Додаємо до розчину по краплям дистильовану воду при перемішуванні. Спостерігаємо випадіння білого осаду стибій(III)оксохлориду SbOCl (вміст пробірки зберігаємо для наступного досліді). Результати спостережень вносимо до протоколу:

- складаємо іонне рівняння гідролізу SbCl_3 за 1 ступенем, що протікає у достатньо концентрованому розчині з утворенням розчинного у воді стибій(III)гідроксохлориду Sb(OH)Cl_2 ;

- складаємо іонне рівняння 2 ступеня гідролізу SbCl_3 , що протікає при розбавленні розчину на холоді з утворенням стибій(III)дигідроксохлориду $\text{Sb(OH)}_2\text{Cl}$ та супроводжується відщепленням молекули води від утвореної основної солі і випадінням в осад SbOCl :



Г. Вплив зміни рН середовища на гідроліз солей

У пробірку з продуктами попереднього досліді додаємо по краплям при перемішуванні розчин хлоридної кислоти, спостерігаючи розчинення осадку SbOCl . Вносимо до протоколу результати спостережень:

- аналізуємо складене рівняння гідролізу стибій(III)трихлориду за 2 ступенем, показуючи напрямок заміщення рівноваги гідролізу при зростанні концентрації іонів H^+ .

5. Завершення експериментальної частини роботи: миємо пробірки і кладемо до сушильної шафи.

6. Висновки

6.1. Робимо загальний висновок про реакцію середовища водних розчинів солей, що утворені:

- сильною основою та слабкою кислотою;
- слабкою основою та сильною кислотою;
- слабкою основою та слабкою кислотою;
- сильною основою та сильною кислотою.

6.2. Які чинники і як впливають на ступінь гідролізу солей?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8. Окисно-відновні реакції

1. Мета роботи: виявити, як діють деякі чинники (рН середовища, природа речовини) на окисно-відновні процеси.

2. Домашня підготовка

2.1. Поняття про ступінь окиснення елемента.

2.2. Окисно-відновні реакції, найважливіші окисники і відновники. Окисно-відновна двоїстість.

2.3. Типи окисно-відновних реакцій та вплив різних чинників на їх перебіг.

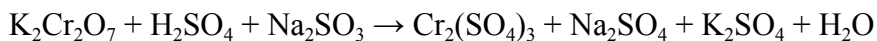
2.4. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій за методом електронно-іонного балансу (методом напівреакцій).

3. Обладнання, посуд та реактиви: штатив з чотирма пробірками; натрій сульфід (кристалічна сіль); розчини: сульфатної кислоти (1 М), натрій гідроксиду (30%), калій біхромату (0,5 М), калій перманганату (0,5 М).

4. Експериментальна частина

4.1. У першу пробірку наливаємо ~ 1 мл розчину калій біхромату ($K_2Cr_2O_7$) та ~ 2 мл розчину сульфатної кислоти для утворення кислотного середовища ($pH < 7$) і додаємо ~ 0,5 г порошку натрій сульфіту (Na_2SO_3). Записуємо зміну кольору розчину.

Схема реакції:



Визначаємо коефіцієнти методом електронно-іонного балансу (метод напівреакцій).

4.2. У другу пробірку наливаємо ~ 1 мл розчину калій перманганату ($KMnO_4$) і ~ 2 мл сульфатної кислоти. Додаємо ~ 0,5 г натрій сульфіту (Na_2SO_3). Записуємо, як змінюється колір розчину.

Схема реакції:



Методом електронно-іонного балансу визначаємо коефіцієнти.

4.3. У третю пробірку наливаємо 1 мл розчину калій перманганату ($KMnO_4$) і 1 мл розчину натрій гідроксиду, щоб утворити лужне середовище $pH > 7$. Додаємо ~ 0,5 г натрій сульфіту (Na_2SO_3). Спостерігаємо зміну кольору розчину.

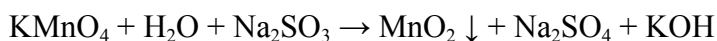
Схема реакції:



Методом електронно-іонного балансу визначаємо коефіцієнти.

4.4. У четверту пробірку наливаємо 1 мл розчину калій перманганату ($KMnO_4$) і 2 мл дистильованої води (нейтральне середовище, $pH = 7$). Додаємо ~ 0,5 г натрій сульфіту (Na_2SO_3). Випадає бурий осад MnO_2 .

Схема реакції:



Методом електронно-іонного балансу визначаємо коефіцієнти.

5. Завершення експериментальної частини роботи

5.1. Виливаємо з пробірок розчини речовин.

5.2. Миємо пробірки.

6. Експериментальні дані записуємо в таблицю

№ досл.	Середовище	Окисник	Колір іона окисника	Відновлена форма окисника	Колір відновленої форми окисника	Кількість електронів, прийнятих окисником
1						
2						
3						
4						

7. Висновки

В якому середовищі найповніше відбувається відновлення окисника?

ЗАГАЛЬНІ ПИТАННЯ

Вимоги техніки безпеки

1. Перед початком роботи необхідно ознайомитись зі схемою установки, правилами техніки безпеки, послідовністю виконання операцій, реактивами.
2. Обережно поводитись з хімічними реактивами стосовно загальної інструкції з техніки безпеки.
3. Для попередження опіків і отруєнь необхідно знати властивості речовин, з якими доведеться працювати, і вміти надати долікарську допомогу потерпілому.
4. Включення та виключення установок проводити в присутності викладача або інженера начального процесу.
5. Під час роботи необхідно ввімкнути вентиляцію у витяжній шафі.
6. В процесі завантаження та розвантаження електрохімічної ванни уникати попадання бризок електроліту на одяг, обличчя та шкіру рук, так як вони викликають опіки. Аналогічну обережність треба проявляти в процесі оброблення зразка розчинами лугів та кислот.
7. В процесі збирання установки особливу увагу звернути на ретельну ізоляцію провідників та правильне положення електродів у ванні: катод повинен бути жорстко укріплений клемою паралельно анодам.
8. Включення струму проводити тільки у присутності викладача.
9. У процесі спостереження ні в якому разі не торкатися руками електродів ванни та струмопровідних частин установки.
10. Забороняється розташовувати біля працюючої установки відкритого вогню (пальника, електроплитки, тощо).
11. Електроліт з ванни виливати тільки у призначену для цього ємність.
12. Під час виконання робіт обережно поводитися з кислотами та лугами. У разі попадання кислоти на шкіру необхідно одразу ж промити вражене місце великою кількістю води і обробити спиртом.
13. Не залишати включену установку без догляду.
14. Після закінчення роботи треба вимити посуд, навести лад на своєму робочому місці, і тільки після цього з дозволу викладача залишити лабораторію.

Вимоги до звіту

У звіті в стислій формі викласти мету і завдання лабораторної роботи, накреслити схему установки, описати її роботу та методику аналізів (коротко). Привести необхідні розрахунки, одержані результати проаналізувати та звести в таблиці, якщо це потрібно, або представити у графічному вигляді. Записати висновки по роботі.

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Шапкін В.А. Конспект лекцій із загальної хімії для студентів нехімічних спеціальностей загально-технічного факультету / В.А. Шапкін, В.П. Шендрик, Л.М. Лямцева, Н.Н. Муратов, І.В. Ярошенко // Одеса: ОНПУ, 2002. – 148 с.
2. Каличак Я.М. Хімія. Задачі, вправи, тести: Навч. посібник. – 2-ге вид., перероб. і доп. / Я.М. Каличак, В.В. Кінжибало, Б.Я. Котур, М.Г. Миськів, Р.В. Сколоздра // Львів: Світ, 2001. – 176 с.
3. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії / За ред. В.С. Телегуса: Підручник. – Львів: Світ, 2000. – 424 с.
4. Конспект лекцій з курсу "Хімія" для здобувачів вищої освіти за спеціальністю 161 – Хімічні технології та інженерія / Уклад.: Н.Н. Муратов, Л.М. Огніченко, Національний ун-т "Одеська політехніка". – Одеса, 2025. – 81 с.