

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ
з дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)»
для студентів І-го курсу природоохоронного факультету
Спеціальність 207 «Водні біоресурси та аквакультура»**

Одеса - 2018

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ
з дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)»
для студентів I-го курсу природоохоронного факультету
Спеціальність 207 «Водні біоресурси та аквакультура»**

**«Затверджено»
на засіданні методичної комісії
природоохоронного факультету
протокол № 9 від 24.05.2018р.**

Одеса - 2018

Збірник методичних вказівок до самостійної роботи студентів з дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)» для студентів І-го курсу денної та дистанційної форм навчання, спеціальність – 207 «Водні біоресурси та аквакультура».

Укладач: старший викладач Васильєва М.Г. кафедри хімії навколишнього середовища. – Одеса, ОДЕКУ, 2018. – 44 с.

ЗМІСТ

1. Загальна частина.....	4
1.1. Мета і завдання дисципліни.....	4
1.2. Перелік тем лекційного курсу та лабораторних занять.....	6
1.2.1. Перелік тем лекційного курсу.....	6
1.2.2. Перелік тем лабораторних занять	8
1.3. Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Хімія».....	9
1.4. Перелік знань та умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Хімія».....	10
1.5. Перелік контрольних заходів поточного контролю знань та умінь студентів.....	12
2. Організація самостійної роботи по виконанню завдань по СРС.....	14
2.1. Перелік завдань на самостійну роботу.....	14
2.2. Перелік питань з теоретичного і практичного курсів дисципліни «Хімія» та поради щодо їх самостійного вивчення з вказівкою на літературу.....	14
3. Організація поточного, семестрового та підсумкового контролю рівня знань та вмінь студентів.....	32
4. Наукова робота студентів.....	37
5. Додатки.....	39

1. Загальна частина

1.1. Мета і завдання дисципліни.

Дисципліна «Хімія» (за розділами «Неорганічна хімія», «Аналітична хімія») належить до природничо-наукового циклу підготовки, є нормативною загальнонауковою дисципліною та служить базою для подальшого більш поглибленого вивчення фахових дисциплін у підготовці бакалаврів за спеціальністю 207 «Водні біоресурси та аквакультура».

Засвоєння дисципліни «Хімія» повинне сприяти розвитку у студентів широкого природно-наукового розуміння складних хімічних процесів, які виникають у гідросфері та біосфері під впливом природних та людських факторів, вмінню грамотно застосовувати знання про хімічний склад і будову неорганічних речовин, знання про теорію розчинів, визначати водневий показник у водних розчинах при гідролізі солей, використовувати основні закони хімії та основні методи хімічного аналізу.

Мета дисципліни – формування у студентів уявлення про теоретичні основи неорганічної, загальної та аналітичної хімії; надання студентам цілісного світорозуміння на основі сучасних знань про властивості неорганічних сполук; формування сучасного світогляду – розглядати життя з урахуванням гідросфери та біосфери, як єдиної системи живої речовини та мінеральних сполук; навчити студентів використовувати теоретичні знання з неорганічної та аналітичної хімії для практичних потреб сучасних фахівців з водних біоресурсів.

Основні завдання дисципліни:

1. Студенти повинні засвоїти комплекс знань основних законів та закономірностей неорганічної, аналітичної та загальної хімії, характерні властивості хімічних елементів та їх сполук.
2. Набути квантово-механічні уявлення про структуру атомів, молекул і взаємодії між ними; а також свідомості про хімічну будову речовини та механізми її перетворення.
3. Студенти мають отримати сучасні уявлення про хімічні властивості розчинів та процеси, що протікають між різними речовинами у навколишньому середовищі взагалі та зокрема – у водному середовищі.
4. Набути знання про особливу роль біогенних елементів та їх сполук.
5. Перетворити якомога більшу частину теоретичних знань у навички, засвоїти прийоми роботи в хімічній лабораторії, набути досвіду поведіння з хімічними реактивами при виконанні експериментальних лабораторних дослідів.

Хімія тісно пов'язана з фізикою та біологією. Адже хімічні зміни завжди супроводжуються фізичними, а всі життєві процеси – безперервними хімічними перетвореннями речовини в організмі, обміном речовин між організмом та навколишнім середовищем.

В житті людей хімія відіграє важливу роль – немає жодної галузі виробництва, де б не застосовувалась хімія чи її продукція. У зв'язку з цим сучасне людство висуває перед хімічною наукою дуже важливі питання, пов'язані з проблемою охорони довкілля. Тому так важливо для майбутніх фахівців сформувавши повне уявлення про хімічні властивості неорганічних речовин а також про хімічні процеси, що протікають між різними речовинами у навколишньому середовищі взагалі та зокрема – у водному середовищі.

Читання даної дисципліни спирається на дисципліни «Хімія», «Біологія», «Фізика», «Математика» в обсязі загальноосвітньої програми середньої школи.

Отримані знання та вміння надалі будуть використовуватися при вивченні наступних навчальних дисциплін: «Хімія (фізична, колоїдна, органічна)», «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів», «Гідроботаніка», «Гідробіологія», «Біологічні основи рибного господарства», «Аквакультура природних водойм».

Сучасна неорганічна хімія базується на квантово-механічних уявленнях про структуру атомів, молекул і взаємодії між ними, а також використовує основні закони термодинаміки та електрохімії. Тому існує необхідність включення в зміст дисципліни елементів загальної хімії. У програмі дисципліни передбачається розділ, який дозволяє студентам ознайомитись з основами квантово-механічних уявлень про взаємодію електронів і ядер. На цій основі надалі викладаються сучасні уявлення про будову молекул і речовин. Важливим є момент переходу від опису властивостей окремих атомів і молекул до опису речовин, що є ансамблями взаємодіючих частинок, поведінка яких описується законами термодинаміки.

Частина програми дисципліни «Хімія» присвячена хімії окремих елементів. Викладання ведеться по головних і побічних підгрупах періодичної системи. Для елементів обговорюються типові сполуки, їхнє використання в господарських цілях, проблеми хімії навколишнього середовища і токсикологічні аспекти. У програму дисципліни включений розділ «Комплексні сполуки», а також передбачено викладання понять про теорію розчинів.

Впродовж всього курсу дисципліни хімія розглядаються поняття й методи аналітичної хімії, їх використання для дослідження якісного й кількісного складу органічних і неорганічних сполук, що зустрічаються в природі і зокрема у водних біоресурсах та водному середовищі.

Згідно з «Положенням про «0 – модуль», затвердженим наказом №169 від 24.12.2008р., до програми дисципліни «Неорганічна хімія», що базується на вивченні хімії вводиться «Програма 0-го модуля» в обсязі до 1/3 загального обсягу годин, відведених у початковому семестрі навчального плану. Цей модуль передбачає оглядове прискорене вивчення

базових знань, вмінь та навичок загальноосвітньої шкільної дисципліни «Хімія».

Після вивчення навчальної дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична, органічна, фізична та колоїдна)» студенти мають бути компетентними у розумінні складних хімічних процесів, які виникають у гідросфері та біосфері під впливом природних та людських факторів, та оцінці екологічних ризиків на основі знань про хімічний склад та властивості речовин.

1.2. Перелік тем лекційного курсу та лабораторних занять

1.2.1. Перелік тем лекційного курсу.

1.1.1. Перелік тем лекційного курсу «0-модулю»

Тема 1. Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття: атом, елемент, молекула, іон, проста речовина, складна речовина, хімічна формула, хімічна реакція, рівняння хімічної реакції (основні типи). Атомна маса і масове число ізотопу. Ізотопний склад елемента. Молекулярна маса. Молярна маса.

Тема 2. Основні закони хімії. Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро та слідства з нього. Число Авогадро. Закон збереження маси. Закон збереження енергії. Закон постійності складу. Закон кратних відношень.

Тема 3. Експериментальні методи визначення молекулярної маси газоподібної речовини. Універсальне рівняння стану газу, який об'єднує закони Бойля-Маріотта і Гей-Люссака. Рівняння Клапейрона-Менделєєва.

Тема 4. Встановлення хімічної формули речовини. Формули прості та молекулярні. Стехіометричні розрахунки.

Тема 5. Періодичний закон Д.І.Менделєєва і будова електронних оболонок атомів (1-4 періоди).

Тема 6. Хімічний зв'язок та будова молекул. Ковалентний зв'язок (неполярний та полярний ковалентний зв'язок). Іонний зв'язок. Поняття про ступінь окиснення.

Тема 7. Основні класи неорганічних сполук.

Тема 8. Іонно-молекулярні хімічні рівняння.

1.2.1. Перелік тем основного лекційного курсу

Розділ 1. Основні поняття та закони хімії

1.1. Предмет неорганічної хімії, її зв'язок з іншими природничими науками.

1.2. Основні закони хімії. Закон еквівалентів. Молярна маса еквіваленту речовини. Об'єм еквіваленту речовини. Фактор еквіваленту речовини.

Кількість речовини еквіваленту. Методи визначення атомної маси. Правило Дюлонга-Пті. Валентність.

Розділ 2. Хімічна будова неорганічних речовин.

- 2.1. Будова атому та розвиток періодичного закону Д.І. Менделєєва. Опис атома в квантовій механіці. Корпускулярно-хвильовий дуалізм електрона.
- 2.2. Квантові числа, що характеризують атомні орбіталі. Принцип Паулі і правило Гунда. Правила Клечковського.
- 2.3. Багатоелектронні атоми. Електронні формули. Нормальний та збуджений стан атома.
- 2.4.Періодичний закон Д. И. Менделєєва і будова електронних оболонок атомів. Періодична система елементів.

Розділ 3. Основні типи хімічного зв'язку.

- 3.1. Метод валентних зв'язків. Електронегативність елементів. Ковалентний зв'язок. неполярний та полярний ковалентний зв'язок. Механізм утворення, напрямленість та насиченість ковалентного зв'язку. Гібридизація атомних електронних орбіталей. Метод МО.
- 3.2. Іонний зв'язок. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок. Міжмолекулярна взаємодія. Сили Ван-дер-Вальса.

Розділ 4. Метали, неметали і аморфні речовини.

- 4.1. Електронна будова атомів та їх хімічні властивості Потенціали іонізації атомів, спорідненість атомів до електрона, ефективний атомний радіус, електронегативність, магнітні властивості атомів.
- 4.2. Зв'язок атомних характеристик з електронною структурою. Періодичний характер зміни властивостей елементів.
- 4.3.Аморфні речовини. Типи кристалічних ґраток. Агрегатний стан речовини.
- 4.4. Комплексні сполуки. Основні положення координаційної теорії Вернера. Комплексоутворювач; ліганди. Координаційне число комплексоутворювача. Дентантність лігандів. Внутрішня сфера комплексної сполуки (комплекс). Зовнішня сфера комплексної сполуки. Класифікація комплексних сполук. Електролітична дисоціація комплексних сполук. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Донорно-акцепторний зв'язок. Просторова будова та ізомерія комплексних сполук.

Розділ 5. Хімічна рівновага.

- 5.1. Константа хімічної рівноваги. Гетерогенна хімічна рівновага.
- 5.2. Зсув рівноваги під дією різних факторів. Принцип Ле-Шательє.
- 5.3. Вплив концентрації речовин, температури, тиску, каталізаторів на стан хімічної рівноваги.

Розділ 6. Вода та розчини.

6.1. Вода, як розчинник. Розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді. Закон Генрі. Закон Генрі-Дальтона. Розчини. Насичені, ненасичені і перенасичені розчини. Способи вираження концентрацій у розчинах. Властивості розбавлених розчинів неелектролітів. Осмотичний тиск у розчинах. Закон Вант-Гоффа. Закони Рауля.

6.2. Розчини електролітів. Теорія електролітичної дисоціації (С.Арреніуса). Ступінь дисоціації, сила електролітів. Константа дисоціації. Властивості кислот, основ, амфотерних гідроксидів та солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації. Хімічна рівновага у розчинах слабких електролітів; закон розбавлення Оствальда. Добуток розчинності. Активність іонів у розчинах електролітів.

6.3. Іонізація води. Константа води. Водневий показник (рН). Буферні розчини. Гідроліз солей. Вплив гідролізуючих солей на рН розчинів.

Розділ 7. Основні поняття аналітичної хімії.

7.1. Завдання хімічного аналізу та стадії їх вирішення. Якісний аналіз. Основні методи якісного аналізу. Чутливість та специфічність аналітичних реакцій. Дробовий і систематичний аналіз.

7.2. Аналіз катіонів. 1-6 аналітичні групи катіонів.

7.3. Аналіз аніонів. 1-3 аналітичні групи аніонів.

7.4. Кількісний аналіз. Методи гравіметричного й титриметричного аналізу хімічних речовин.

1.2.3. Перелік тем лабораторних занять

«0» - й модуль:

Лабораторна робота №1 «Техніка безпеки та загальні правила роботи в хімічній лабораторії. Зважування на технохімічних терезах. Стехіометричні розрахунки.»

Основний курс:

Лабораторна робота №2 «Аналітична хімія. Визначення формули речовини гравіметричним (ваговим) методом аналізу»

Лабораторна робота №3 «Аналітична хімія. Закон еквівалентів. Визначення еквіваленту металу методом витиснення водню»

Лабораторна робота №4 «Властивості та класифікація неорганічних сполук »

Лабораторна робота №5 «Хімічні властивості комплексних сполук »

Лабораторна робота №6 «Приготування розчинів заданої концентрації. Різні способи вираження концентрації розчину »

Лабораторна робота №7 «Гідроліз солей та визначення кислотно-лужної реакції середовища водного розчину (рН) »

Лабораторна робота №8 «Розрахунки в аналітичній та неорганічній хімії»

1.3. Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Хімія»

ОСНОВНА

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. – Київ.: Перун, 1998. – 480с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия . – М.: Из-во «Кнорус», 2011. – 752 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебн. пособие для вузов/ Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной – Л., Химия, 1988 г. – 272с.
4. Сегеда А.С. Аналітична хімія. Якісний аналіз. Навчальний посібник. – Київ.: ЦУЛ, 2002. – 523 с.
5. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Неорганічна хімія» для студентів І-го курсу очної форми навчання, напрям підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»; рівень підготовки - бакалаври. / Васильєва М.Г. – Одеса, ОДЕКУ, 2008. – 68 с.
6. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)». Для студентів І-го курсу природоохоронного факультету, напрям підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура», рівень підготовки – бакалаври./ Васильєва М.Г. – Одеса, ОДЕКУ, 2016. – 119 с.
7. Костік В.В., Васильєва М.Г. Конспект лекцій «Хімія (неорганічна, аналітична)», Одеса, 2018. – 130 с.
8. Басов В.П., Родіонов В.М., Юрченко О.Г. Хімія. Навч. посібник для слухачів підготовчих відділень, факультетів довузівської підготовки, абітурієнтів. – Київ „Каравела”, 2003. – 119 с.
9. Капустян А.И., Табенская Т.В. Химия для студ. подготовительных факультетов вузов. – М.: «Высш. Школа», 1990. – 119 с.
10. www.library-odeku.16mb.com

Додаткова

11. Калічак Я.М., Кінджибало В.В., Котур Б.Я., Миськів М.Г., Сколоздра Р.В. Хімія. Задачі, вправи, тести. – Львів, «Світ», 2001. – 250с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Задачи по химии для поступающих в вузы – М.: «Высш. Школа», 1987. – 263с.

13. Степаненко О.М., Рейтер Л.Т., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник. – Київ.: Пед. преса., 2000. – 342 с.
14. Попадич І. О., Траубенберг С.Є. та інш. Аналитическая химия. – М.: Химия, 1989. – 176 с.
15. Бутенко А.М., Булавін В.І., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія: Навч. посібник для студ. хіміко-технологічних та нехімічних спеціальностей. – Київ.: ІЗМН, 1997. – 392 с.
16. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Практикум.: Навчальний посібник для студентів вищих педагогічних навчальних закладів. – Київ „Либідь”, 2003. – 208 с.
17. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. – Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии. Учебн. пособие. 4-е изд. испр. – М.: Высш.шк., 2002. – 368 с.
18. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Ученик для Химико-технологических вузов. – 2-е изд. перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 1988. – 640 с.
19. Васильев В.П. Аналитическая химия в 2-х книгах. Кн.1 «Титриметрический и гравиметрический методы анализа»: Учебник для студентов вузов, 7-е изд. – М.: Дрофа. 2008 г.

Посібники та підручники є в наявності в бібліотеці ОДЕКУ, методичні вказівки до виконання лабораторних робіт є у достатній кількості на кафедрі хімії навколишнього середовища.

Перелік лабораторного обладнання та лабораторій: хімічна лабораторія має лабораторні столи, витяжні шафи, дистилятор. Перелік лабораторного посуду та хімічних реактивів, що використовують при виконанні кожної лабораторної роботи зазначений у збірниках методичних вказівок для лабораторних робіт.

1.4. Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Хімія»

Засвоєння дисципліни «Хімія» повинне сприяти розвитку у студентів широкого природничо-наукового розуміння проблем раціонального використання водних ресурсів та повітряного басейну а також складних хімічних процесів, які виникають у гідросфері та біосфері під впливом природних та людських факторів, вмінню грамотно застосовувати знання про хімічний склад речовин.

Після вивчення дисципліни студент повинен знати:

- Предмет і об'єкти, які вивчає загальна, неорганічна та аналітична хімія.
- Місце хімії серед природничих дисциплін, її значення в науці, промисловості та житті сучасного суспільства.

- Основні поняття і закони загальної хімії.
- Основні квантово-механічні уявлення про будову атомів, молекул та утворення хімічних зв'язків.
- Основні класи неорганічних речовин, їх властивості, номенклатуру та способи отримання.
- Хімічні властивості розчинів та закони розчинності різних речовин; основні поняття про теорію електролітичної дисоціації.
- Властивості розчинів електролітів та неелектролітів.
- Гідроліз солей у водних розчинах; вплив гідролізу на водневий показник (рН) розчину.
- Основні типи, номенклатуру, будову та властивості комплексних сполук.
- Основні поняття та методи аналітичної хімії (якісний та кількісний аналіз).
- Основні методи вивчення властивостей хімічних речовин.
- Роль хімії у вирішенні екологічних проблем.
- Основні положення техніки безпеки при роботі з хімічними сполуками.

Основні вміння, які отримує студент:

- Використовувати основні закони хімічної стехіометрії.
- Складати рівняння типових хімічних реакцій.
- Розв'язувати розрахункові завдання загальної та неорганічної хімії.
- Складати електронні формули та електронно-графічні конфігурації багатоелектронних атомів.
- Класифікувати неорганічні сполуки.
- Класифікувати комплексні сполуки.
- Визначати найбільш ймовірні властивості речовин на основі їх елементного складу і структури.
- Розрахувати концентрації та визначати властивості розчинів для оцінки хімічного складу атмосферних та інших природних вод і фізико-хімічних процесів, які протікають.
- Застосувати знання про гідроліз солей при визначенні водневого показника розчинів.
- Користуватися лабораторними приладами та фізико-хімічною апаратурою.
- Застосувати теоретичні знання з хімії для глибокого розуміння закономірностей розвитку навколишнього середовища.

Після вивчення навчальної дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)» студенти мають бути компетентними у розумінні складних хімічних процесів, які виникають у гідросфері та біосфері під впливом природних та людських факторів, та оцінці екологічних ризиків на основі знань про хімічний склад та властивості речовин.

1.5. Перелік контрольних заходів поточного контролю знань та вмінь студентів

Загальний обсяг навчального часу, що припадає на вивчення дисципліни «Хімія» визначається освітньо-професійною програмою бакалавра та складається з: 30 год. – лекції, 15 год. – лабораторні заняття, 75 год. – самостійна робота студентів (СРС), ІЗ – домашнє завдання, форма семестрового контролю – залік; усього: 120 год.

Окремою заліковою одиницею введений науковий модуль у відповідності до чинного положення.

Організація контролю знань студентів:

- *Організація поточного контролю* побудована за накопичувально-модульним принципом згідно з «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ».
- *Організація підсумкового контролю* побудована згідно Положення «Про проведення підсумкового контролю знань студентів» від 25.05.2004р. зі змінами та доповненнями, затвердженими 25.05.2006р. – врахування накопичених студентом за навчальний семестр результатів поточного контролю. Підсумкова оцінка у шкалі ECTS виставляється за кожну залікову одиницю.
- *Форми підсумкового контролю* : семестровий залік (І семестр).
- *Реєстрація та підсумковий контроль*: допуск до заліку (залікова КР) здійснюється лектором згідно з результатами поточного контролю за навчальний семестр. До підсумкового контролю допускаються студенти, які отримали не менше 50% від максимально можливої суми балів з модуля практичної та теоретичної частини підготовки.

Структура дисципліни «Хімія» (неорганічна, аналітична) складена згідно із затвердженим навчальним планом на І семестр:

- загальна кількість кредитів ECTS – 4+1 (науковий);
- кількість залікових одиниць - 6;
- модулі – «0-й модуль», 3 лекційні, 2 практичних (лабораторні заняття), модулі індивідуальної роботи (ІЗ) та наукової роботи (окрема залікова одиниця);
- загальна кількість змістовних модулів – 7.

Форми контролю рівня засвоєння змістовних модулів (ЗМ):

- усне опитування під час лабораторних та лекційних занять – УО;
- захист лабораторних робіт – ЗЛР;
- індивідуальне домашнє завдання – ІЗ;
- захист реферату наукового модулю – РФ;

- тестові контрольні роботи – ТКР; (виконання «0 – модуля», 3-х лекційних (теоретичних) та 2-х лабораторних (практичних) модулів);
- залікова контрольна робота – ЗКР.

Графік контрольних заходів

№ тижня	Контрольний показник та вигляд занять, на яких буде проведений контроль	
	Теоретична частина	Практична частина (лабораторні заняття)
1	УО	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
2	УО	
3	УО	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
4	ЗМ-0 (ТКР)	
5	УО	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
6	УО	
7	УО	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР; ЗМ-Лаб1(ТКР)
8	ЗМЛ-1 (ТКР)	
9	УО	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
10	УО	
11	УО	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР; ЗМ-Лаб2(ТКР)
12	ЗМ-Л2 (ТКР)	
13	УО	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР; ЗМ-ІЗ
14	ЗМ-Л3 (КР)	
15	ЗКР, залік	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР

Умовні позначки:

- УО – усне опитування під час лабораторних або лекційних занять;
 РЗ – розв’язання задач під наглядом викладача в обчислювальному класі;
 КЗ – виконання завдання біля дошки;
 КР – письмова контрольна робота;
 ТКР – тестова контрольна робота;
 ЗЛР – виконання лабораторної роботи, підготовка протоколу та захист;
 ЗМ – змістовний модуль;
 ЗМ-ІЗ – змістовний модуль індивідуального домашнього завдання;
 ЗКР – залікова тестова контрольна робота.

2. Організація самостійної роботи по виконанню завдань для СРС

2.1. Перелік завдань на самостійну роботу

Згідно з «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ» завдання до СРС з дисципліни «Хімія» для студентів I-го курсу природоохоронного факультету (спеціальність 207 «Водні біоресурси та аквакультура», рівень освіти – бакалавр), надані у вигляді вивчення певних розділів теоретичного матеріалу а також підготовки до 3-х теоретичних та 3-х практичних змістовних модулів, які включають модуль індивідуального домашнього завдання (ІЗ).

Успішне вивчення курсу дисципліни може бути тільки при систематичній самостійній роботі студента та обов'язково повинне проводитись з виконанням вправ та розв'язанням тематичних задач.

Вказівки щодо послідовності вивчення теоретичного матеріалу включають перелік питань до кожної з тем, на які необхідно звернути особливу увагу, а також поради щодо їх самостійного вивчення з указівкою на літературу.

Для успішного засвоєння теоретичного матеріалу необхідно вести конспект лекцій, в якому в лаконічній формі та суворій послідовності викладені питання теоретичних змістовних модулів «ЗМ-Л1; ЗМ-Л2; ЗМ-Л3». Крім конспекту лекцій для вивчення програмного матеріалу можливо самостійно користуватись основною та додатковою літературою, за допомогою якої слід проробляти дані розділи. Після ретельного вивчення теоретичного матеріалу з певного розділу лекційного курсу треба попрацювати над виконанням тематичних вправ та вирішуванням задач, які ілюструють практичне використання теоретичних знань – це має розвинути у студента певні навички та вміння а також допоможе підготуватися до виконання практичних змістовних модулів («ЗМ-П1; ЗМ-П2 та ЗМ-ІЗ»).

2.2. Перелік питань з теоретичного та практичного курсів дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)» та поради щодо їх самостійного вивчення з указівкою на літературу, в якій можна знайти необхідний матеріал.

2.2.1. Підготовка до «0-модуля» включає вивчення (або повторення) теоретичного матеріалу та вміння розраховувати тематичні завдання з курсу загальноосвітньої шкільної дисципліни «Хімія».

Після вивчення тем 1-8 «0-модуля» студент повинний знати:

- Атомно-молекулярне вчення, як фундамент сучасної хімії.

- Основні поняття в хімії: атом, елемент, молекула, іон, проста речовина, складна речовина, хімічна формула, хімічна реакція, рівняння хімічної реакції (основні типи).
- Відносну атомну масу, відносну молекулярну масу сполуки, масове число ізотопу.
- Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро та наслідки з нього. Число Авогадро.
- Основні закони хімії: закон збереження маси (М. В. Ломоносова – А. Лавуаз'є); закон збереження енергії (А. Ейнштейна). Закон постійності складу (Ж. Пруста). Закон кратних відношень (Д. Дальтона).
- Експериментальні методи визначення молекулярної маси газоподібної речовини: найпоширеніший метод визначення молекулярних мас речовин, який ґрунтується на законі Авогадро; універсальне рівняння стану газу, яке об'єднує закони Бойля-Маріотта і Гей-Люссака; рівняння Клапейрона-Менделєєва.
- Періодичний закон Д.І.Менделєєва у сучасному формулюванні і будову атома.
- Поняття про ступінь окислення.
- Розрізняти типи хімічного зв'язку: неполярний та полярний ковалентний зв'язок; іонний зв'язок.
- Основні класи неорганічних сполук.

Студент повинний вміти робити розрахунки молярної маси речовини та кількості речовини (моль); виявити валентність елемента; встановити хімічну формулу (просту та молекулярну) за відсотковим складом речовини або, навпаки, відсотковий склад речовини за хімічною формулою; встановити молекулярну формулу газоподібної речовини, використовуючи основні газові закони; стехіометричні розрахунки. Складати електронні формули та електронно-графічні конфігурації атомів елементів 1-4 періодів системи Д.І. Менделєєва та на їх основі встановити властивості даної простої речовини (металічні або неметалічні). Вміти розрахувати ступінь окислення елемента. Складати іонно-молекулярні рівняння.

Студент повинен слухати і конспектувати лекції, в яких в лаконічній формі та суворій послідовності викладені усі питання «0-модуля». Крім конспекту лекцій для знання програмного матеріалу можливо ознайомитись з літературою:

- теми 1-4: основна література [1, с. 12-26; 8, с. 6-18; 9, с. 10-40;], додаткова література [12, с. 6-21],
- теми 5-6: основна література [8, с. 19-37; 9, с. 40-82], додаткова література [12, с. 22-30],

- тема 7: основна література [8, с. 67-80; 9, с. 84-107], додаткова література [12, с. 54-68],
- тема 8: основна література [8, с. 53-67], додаткова література [12, с. 35-54],

**Питання та завдання до самоконтролю студентів
після вивчення тем «0-го модуля»**

1. Що таке кількість речовини? В яких одиницях виражають цю величину?
2. Розрахувати молярну масу речовини $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
3. Укажіть молярну масу сульфатної кислоти (г/моль):
А. 58; Б. 68; В. 78; Г. 98.
4. Поясніть, чим хімічний елемент відрізняється від простої речовини?
5. Які розрахунки можна зробити, знаючи формулу хімічної сполуки?
6. Які основні закони хімії ви знаєте?
7. Виберіть формулювання закону сталості складу речовин:
А. «В однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул»
Б. «Об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться один до одного й до об'ємів газуватих продуктів реакції як невеликі цілі числа»
В. «Загальна маса речовин, які вступили в хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, які утворились в результаті реакції»
Г. «Якісний і кількісний склад речовин молекулярної будови завжди сталий і не залежить від місцезнаходження та способів добування»
8. Обчисліть об'єм азоту (л) (н.у.), який необхідний для добування амоніаку об'ємом 6 літрів.
9. Розрахуйте в грамах масу однієї молекули SO_2 .
10. Речовина складається (по масі) з 26, 53% калію, 35,37% хрому та 38,10% кисню. Складіть просту формулу речовини.

Приклад розрахунку:

$$\omega(\text{K}) = 26, 53\%$$

$$\omega(\text{Cr}) = 35,37\%$$

$$\omega(\text{O}) = 38,10\%$$

$$\text{K}_x\text{Cr}_y\text{O}_z - ?$$

Розв'язання:

$$x:y:z = \frac{26,53}{A(\text{K})} : \frac{35,37}{A(\text{Cr})} : \frac{38,10}{A(\text{O})} = \frac{26,53}{39} : \frac{35,37}{52} : \frac{38,10}{16} = 0,68:0,68:2,38 = 1:1:3,5 = 2:2:7.$$

Відповідь: проста формула речовини - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

11. В якій групі періодичної системи Д.І. Менделєєва знаходяться лужні метали?
12. В якій групі періодичної системи Д.І. Менделєєва знаходяться галогени?

13. Як змінюються металічні та неметалічні властивості елементів по періоду в системі Д.І. Менделєєва?
14. Як змінюються металічні та неметалічні властивості елементів по групі в системі Д.І. Менделєєва?
15. За електронною формулою атома виберіть елемент, який утворює просту речовину, для якої характерні властивості типового металу
А. $1s^2 2s^2 2p^6$; Б. $1s^2 2s^2 2p^4$; В. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; Г. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
16. Що таке електронегативність елемента?
17. Як утворюється ковалентний зв'язок (неполярний та полярний)?
18. Як утворюється іонний зв'язок?
19. Установіть відповідність між рядком сполук та типом хімічного зв'язку: 1) іонний зв'язок; 2) ковалентний полярний зв'язок; 3) ковалентний неполярний зв'язок.
А. N_2 , O_2 , H_2 .
Б. FeO , CO_2 , $AlCl_3$.
В. Na_2O , KCl , $NaBr$.
Г. HCl , HBr , H_2O .
20. Розрахуйте ступінь окиснення елемента S в складній сполуці K_2SO_4 .
21. Установіть відповідність між рядком сполук та типом оксидів: 1) основний оксид; 2) кислотний оксид; 3) амфотерний оксид; 4) пероксид.
А. H_2O_2 ; Б. Na_2O ; В. Al_2O_3 ; Г. SO_3 .
22. Укажіть хімічну формулу кислоти.
А. $NaOH$; Б. $CaCl_2$; В. HNO_3 ; Г. SO_3 .
21. Укажіть хімічну формулу основи.
А. Na_2SO_4 ; Б. $Ca(OH)_2$; В. HCl ; Г. Al_2O_3 .
22. Визначте іони, які утворюються у водному розчині під час дисоціації барію хлориду
А. Ba^{2+} , $2OH^-$; Б. Ba^{2+} , $2NO_3^-$; В. Ba^{2+} , $2Cl^-$; Г. Ba^{2+} , SO_4^{2-} .
23. Укажіть схему реакції іонного обміну у водному розчині, під час якої утворюється осад
А. $AgNO_3 + KCl \rightarrow$ Б. $NaNO_3 + KCl \rightarrow$
В. $H_2SO_4 + K_2CO_3 \rightarrow$ Г. $H_3PO_4 + KOH \rightarrow$

2.2.2. Підготовка до змістовних модулів *основного курсу* з дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)» включає вивчення теоретичного матеріалу (ЗМ-Л1, ЗМ-Л2 та ЗМ-Л3) і вміння розраховувати задачі та тематичні завдання (ЗМ-П1, ЗМ-П2 та ЗМ-І3). Необхідно вести конспект лекцій та користуватись літературою, за допомогою якої слід проробляти дані розділи.

Після вивчення розділів 1-4 основного курсу дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)» (ЗМ-Л1) студенти повинні знати:

- Предмет неорганічної хімії, її зв'язок з іншими природничими науками [1, с. 8-11; 2, с. 11-14].
 - Закон еквівалентів [1, с. 20-21; 2, с. 29-31].
 - Розвиток періодичного закону ім. Д.І. Менделєєва і будову атома в квантовій механіці [1, с. 32-40; 2, с. 46-70].
 - Квантові числа, що характеризують атомні орбіталі. Принцип Паулі і правило Гунда. Правила Клечковського. Електронні формули багатоелектронних атомів [1, с. 36-51; 2, с. 71-95].
 - Потенціали іонізації атомів, спорідненість атомів до електрона, ефективний атомний радіус, електронегативність, магнітні властивості атомів. Зв'язок атомних характеристик з електронною структурою [1, с. 52-63; 2, с. 95-97].
 - Ізотопи. Радіоактивність (природна та штучна) [1, с. 63-71; 2, с. 98-108].
 - Ковалентний зв'язок (полярний та неполярний). Насиченість та напрямленість ковалентного зв'язку. Метод валентних зв'язків. Гібридизацію електронних орбіталей [1, с. 72-88; 2, с. 117-135].
 - Іонний зв'язок. Поняття про ступінь окиснення. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок. Сили міжмолекулярної взаємодії. Агрегатний стан речовини. [1, с. 97-110; 2, с. 143-157].
1. Класифікацію, номенклатуру, властивості та способи отримання неорганічних сполук [1, с. 134-146; 2, с. 37-45].
 2. Основні властивості, будову, класифікацію та номенклатуру комплексних сполук. Основні положення теорії Вернера. Природу хімічного зв'язку в комплексних сполуках, їх просторову будову та ізомерію [1, с. 355-367; 2, с. 563-586].

Студенти повинні вміти:

- Розраховувати фактор еквівалента речовини, молярну масу еквівалента речовини, об'єм еквівалента газоподібної речовини, вирішувати задачі з використанням закону еквівалентів [3, с. 7-10; 5, с. 16-22; 6, с. 26-28].
- Складати електронні формули та електронно-графічні конфігурації багатоелектронних атомів, визначати їх положення в періодичній системі, їхні властивості, валентні електрони, квантові числа електронів, можливість утворення оксидів та гідроксидів даного елемента і прогнозувати їх властивості [3, с. 40-47; 11, с. 24-34].
- Визначати тип хімічного зв'язку, геометричну структуру молекул, тип гібридизації атомних орбіталей, поляризацію іонів [3, с. 53-68; 11, с. 35-43].
- Написати рівняння хімічних реакцій, які ілюструють властивості основних класів неорганічних сполук та способи їх утворення. Дати

назву неорганічній сполуці згідно з Міжнародною номенклатурою ІУРАК, написати її графічну та хімічну формули. [3, с.29-39; 5, с. 23-48; 6, с. 33-57].

- Визначати зовнішню та внутрішню (координаційну, комплексну) сфери в комплексній сполуці, комплексоутворювач (його координаційне число та ступінь окиснення), ліганди (їх дентантність та ступінь окиснення). Давати назву комплексній сполуці згідно з номенклатурою та визначати її тип. Писати реакції дисоціації комплексної сполуки по ступенях, визначати константу нестійкості комплексного іона. Складати електронну формулу та електронно-графічну конфігурацію комплексоутворювача та пояснити просторову будову комплексного іона, вказавши тип гібридизації електронних орбіталей комплексоутворювача [3, с. 196-211; 5, с. 49-61; 6, с. 62-68].

Питання та завдання до самоконтролю студентів після вивчення розділів 1-4

1. Сформулюйте закон еквівалентів. За яких умов справедливий закон еквівалентів?
2. Як розрахувати фактор еквівалента простої речовини та складних речовин (оксидів, гідроксидів, кислот, середніх солей, кислих солей, основних солей)?
3. Фактор еквівалента є постійною чи змінною величиною?
4. Як розрахувати молярну масу еквівалента речовини, об'єм еквівалента газоподібної речовини?
5. На нейтралізацію 2,45г кислоти потрібно витратити 2г гідроксиду натрію (NaOH). Визначити молярну масу еквівалента кислоти.
6. При взаємодії 5,95г деякої речовини з 2,75г соляної кислоти (HCl) отримали 4,4г солі. Розрахуйте молярні маси еквівалента цієї речовини та солі, яку отримали.
7. Напишіть електронно-графічну конфігурацію та електронну формулу атома елемента, заряд ядра якого дорівнює + 28. Укажіть його положення у системі Д.І. Менделєєва. До якого сімейства (–s, p, d, f) належить цей елемент? Для кожного з валентних електронів напишіть значення 4-х квантових чисел.
8. Які типи хімічного зв'язку ви знаєте?
9. Назвіть особливості кожного типу з хімічних зв'язків.
10. В чому сутність методу валентних зв'язків?
11. Опишіть просторову будову молекули $MgCl_2$. Вкажіть тип гібридизації атомних орбіталей центрального атома.
12. Яка залежність існує між типом кристалічних ґраток і хімічним зв'язком?
13. Які основні класи неорганічних сполук ви знаєте?

14. Як поділяють кислоти за їх окислювальною здатністю, за складом та за силою?

15. Наведіть приклади рівнянь реакцій, які підтверджують слабкі кислотні властивості таких амфотерних гідроксидів: $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

16. Доведіть, що кислі солі виявляють деякі властивості кислот, а основні солі – деякі властивості основ.

17. Напишіть рівняння хімічних реакцій за наведеною схемою перетворень.



Дайте визначення та характеристику хімічних властивостей підкресленої речовини у схемі перетворень (за допомогою хімічних реакцій); дайте назву цій речовині згідно з міжнародною номенклатурою, напишіть її структурну формулу.

18. Дайте назву комплексній сполуці $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Br}_2$. До якого типу вона належить? Вкажіть комплексоутворювач, його координаційне число, ступень окислення. Вкажіть ліганди, їх степінь окиснення, дентантність. Напишіть електронно-графічну конфігурацію та електронну формулу іона комплексоутворювача, визначте тип гібридизації атомних орбіталей іона комплексоутворювача та просторову структуру комплексного іона.

Після вивчення розділів 5,6 основного курсу дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)» студенти повинні знати:

- Хімічну рівновагу: оборотні та необоротні реакції, стан рівноваги, рівноважні концентрації, константа рівноваги, вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги – принцип Ле-Шательє (вплив концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції, вплив температури та тиску на стан хімічної рівноваги). [1, С. 129-133; 2, С. 176-187].
- Розчини та способи вираження їхнього складу; насичені та ненасичені розчини; коефіцієнт розчинності; розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді; закони Генрі та Генрі-Дальтона; різні способи вираження концентрації розчину. [1, С. 147-154; 2, С. 205-214].
- Властивості розбавлених розчинів неелектролітів: осмос, закони Вант-Гоффа та Рауля. Властивості розчинів електролітів: теорію електролітичної дисоціації (С. Ареніуса), сильні та слабкі електроліти; ступінь дисоціації електроліту; закон розбавлення Оствальда; рівновагу в розчинах слабких електролітів; константу електролітичної дисоціації: добуток розчинності; коефіцієнт активності та іонну силу розчинів сильних електролітів; іонні взаємодії у розчинах електролітів; властивості кислот, основ та солей

з точки зору теорію електролітичної дисоціації; іонний добуток води, водневий показник (рН) розчинів; гідроліз солей та вплив на рН розчинів. [1, С. 160-181; 2, С. 223-254].

Студенти повинні вміти:

- Визначати напрямок зсуву хімічної рівноваги під впливом різних факторів у гомогенній та гетерогенній системах, використовуючи принцип Ле-Шательє [3, С. 97-99; 11, С. 49-55].
- Розраховувати концентрацію розчинів різними способами (відсоткову, молярну, моляльну, нормальну, титр) [3, С. 100-115; 6, С. 75-85].
- Розраховувати завдання зв'язані з хіміко-фізичними властивостями розбавлених розчинів неелектролітів, використовуючи закони Вант-Гоффа та Рауля [3, С. 117-120].
- Писати хімічні рівняння реакцій іонної взаємодії у розчинах електролітів; визначати водневий показник (рН) розчинів солей та писати хімічні реакції гідролізу солей у молекулярному та іонному вигляді по степенях. [3, С. 146-153; 6, С. 96-108].

Питання та завдання до самоконтролю студентів після вивчення розділів 5,6

1. Охарактеризуйте гомогенну та гетерогенну хімічні системи.
2. Охарактеризуйте фізичний зміст константи рівноваги хімічної реакції.
3. Які чинники впливають на зсув стану хімічної рівноваги?
4. Реакція протікає за схемою: $\text{PCl}_5(\text{г}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$
 $\Delta H = +92,59 \text{ кДж/моль}$. Як треба змінити а) температуру, б) тиск, в) концентрацію вхідних речовин, щоб зсунути рівновагу у бік прямої реакції, тобто збільшити вихід хлору?
5. Визначте константу рівноваги для гомогенної системи:
$$2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г}),$$
якщо концентрації реагуючих речовин у стані рівноваги:
 $[\text{NO}]_{\text{р.}} = 0,20 \text{ моль/л}; [\text{O}_2]_{\text{р.}} = 0,1 \text{ моль/л}; [\text{NO}_2]_{\text{р.}} = 0,1 \text{ моль/л}$.
6. Дати визначення розчину. Що таке концентрація розчину?
7. Які фізичні та хімічні процеси відбуваються під час розчинення?
8. Способи визначення концентрації розчинів, їх математичні вирази.
9. Яка концентрація називається молярною концентрацією, одиниця її вимірювання?
10. Яка концентрація називається молярною концентрацією еквівалентів, одиниця її вимірювання?
11. Що називають масовою часткою розчиненої речовини? За якою формулою її обчислюють?

12. Яка концентрація називається моляльною? В яких одиницях її визначають та за якою формулою її можна обчислити?
13. Дайте визначення електролітам і неелектролітам.
14. Сформулюйте закони ідеальних розчинів (Рауля та Вант-гоффа).
15. Охарактеризуйте криоскопічний та ебуліоскопічний методи визначення молекулярних мас розчинених речовин-неелектролітів.
16. Що таке обернений осмос і де з таким явищем можна зіткнутися у природі?
17. До яких сполук застосовне поняття *добуток розчинності*?
18. Розрахуйте: а) відсоткову (С%), б) молярну (См), в) нормальну (Сн), г) моляльна (См) концентрації розчину H_3PO_4 , що утворився при розчиненні 18г кислоти у 282 см^3 води. Густина розчину $\rho = 1,031 \text{ г/см}^3$. Чому дорівнює титр (Т) розчину?
19. Охарактеризуйте властивості кислот, основ та солей за теорією електролітичної дисоціації.
20. Напишіть вирази ступінчастих констант дисоціації для ортофосфатної кислоти H_3PO_4 .
21. Які види солей підлягають гідролізу? Які солі не гідролізуються? Як впливає гідроліз на значення водневого показника рН розчину солі?
22. Яка із солей: NaBr чи CrBr_3 підлягає реакції гідролізу? Напишіть реакцію гідролізу солі у молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді (по стадіях). Яке значення рН ($>$ чи < 7) середовища розчину? За допомогою якого індикатора можна визначити рН розчину цієї солі? Напишіть вираз для константи гідролізу.
23. Визначте рН розчину солі, яка утворюється в результаті взаємодії гідроксиду натрію та карбонатної кислоти.
24. Визначте рН розчину солі, яка утворюється в результаті взаємодії нітратної кислоти з гідроксидом барію.
25. Запишіть в іонній та молекулярній формах рівняння гідролізу солі $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Вкажіть рН середовища.
26. Запишіть в іонній та молекулярній формах рівняння гідролізу солі HCOOK . Вкажіть рН середовища.
27. Дайте визначення водневого показника (рН). Яке значення рН у різних середовищах розчинів?
28. Які речовини називають кислотно-лужними індикаторами?
29. Які значення приймає рН у розчинах різних типів солей?
30. Які фактори впливають на прискорення реакції гідролізу? Поясніть, чому. Як подавити гідроліз?

У відповідності до «Положення про організацію і контроль самостійної та індивідуальної роботи студентів ОДЕКУ» основною формою індивідуальної роботи студентів ОДЕКУ є виконання

індивідуальних завдань, які виконуються самостійно окремо кожним студентом під керівництвом викладача. Для дисципліни «Хімія» (неорганічна, аналітична) використовуються така форма індивідуального завдання – виконання самостійного індивідуального домашнього завдання (ІДЗ) з тем практичних (лабораторних) занять для студентів денної форми навчання. Індивідуальне завдання є окремим модулем і враховується при виведенні оцінки поточного семестрового контролю.

Індивідуальна робота студента передбачає створення умов для найповнішої реалізації творчих можливостей студентів через індивідуально-спрямований розвиток їхніх здібностей, науково-дослідну роботу і творчу діяльність. Індивідуальні завдання мають на меті поглиблення, узагальнення та закріплення знань, які студенти отримують у процесі навчання, а також застосування цих знань на практиці.

Протягом I семестру з дисципліни «Хімія» (неорганічна, аналітична) у вільний від аудиторних навчальних занять час студент має виконати одне індивідуальне завдання практичне (виконання самостійної домашньої контрольної роботи з тем практичних (лабораторних) занять) за індивідуальних варіантом. Не пізніше ніж за два тижні до семестрового підсумкового контролю (залік) звіт подається на перевірку викладачу, який керував виконанням індивідуального завдання.

Звіт про виконання індивідуального завдання подається студентом у вигляді текстового документа з титульною сторінкою на окремих аркушах, які перевіряються викладачем. До варіанту індивідуального завдання з дисципліни «Хімія» для студентів денної форми навчання включаються 5 розрахункових завдань із числа наведених нижче:

ПРИКЛАД ЗМ – ІДЗ (Практичний модуль)

1. Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу атома елемента, заряд ядра якого дорівнює + 51. До якого сімейства (–s, p, d, f) належить цей елемент? Які властивості (металічні чи неметалічні) проявляє цей елемент? Для кожного з валентних електронів напишіть значення 4-х квантових чисел.
2. При взаємодії 10 г металу з хлором утворюється 27,75 г хлориду металу. Визначити молярну масу еквіваленту металу.
3. Дайте назву комплексній сполуці $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. До якого типу вона належить? Охарактеризуйте комплексоутворювач та ліганди. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації розчину цієї сполуки у іонно-молекулярному виді. Напишіть електронно-графічну схему іону комплексоутворювача; визначте тип гібридизації атомних орбіталей та просторову структуру.

4. Розрахуйте молярну, моляльну, молярну концентрацію еквіваленту (нормальну) розчину і титр, якщо масова частка речовини $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ у розчині дорівнює 5 %, а густина розчину 1,035 г/мл.
5. Запишіть у молекулярній та іонно-молекулярній формах (повній та скороченній) рівняння реакцій гідролізу солей K_2S та AlCl_3 (по ступенях). Визначити рН розчину. За допомогою якого індикатора можна перевірити рН розчину? Запишіть вираження для константи гідролізу.

Зрозуміло, що часу, відведеного на лекційне викладання теоретичного матеріалу з дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)» достатньо на те, щоб в дуже стислій та лаконічній формі надати студентам уявлення про закони та принципи сучасної хімії. Тому великої ролі у вивчанні неорганічної хімії набуває самостійна робота студента, яка вимагає наполегливості. Самостійне вивчення деяких розділів потребує додаткових порад у розв'язанні задач та розрахункових завдань.

Завдання 1. Чому дорівнює молярна маса еквівалента двовалентного металу, якщо 0,082 г металу при взаємодії з кислотою утворюють 75,6 см³ водню. Який це метал, розрахуйте молярну масу еквівалента його оксиду.

Розв'язання:

$$\frac{m(\text{Me})}{V(\text{H}_2)} = \frac{M_{\text{екв}}(\text{Me})}{V_{\text{екв}}(\text{H}_2)}, \quad \frac{m(\text{Me})}{M_{\text{екв}}(\text{Me})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_{\text{екв}}(\text{H}_2)}$$

де $V_{\text{екв}}(\text{H}_2) = f_{\text{екв}} \cdot V_m = 1/2 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ дм}^3$.

$$M_{\text{екв}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_{\text{екв}}(\text{H}_2)}{V(\text{H}_2)} = \frac{0,082 \cdot 11,2}{0,0756} = 12,15 \text{ г/моль},$$

то $M(\text{Me}) = \nu \cdot M_{\text{екв}}(\text{Me}) = 2 \cdot 12,15 = 24,30 \text{ г/моль}$. Це метал – Магній.

$$M_{\text{екв}}(\text{MeO}) = M_{\text{екв}}(\text{Me}) + M_{\text{екв}}(\text{O}) = 12,15 + 8 = 20,15 \text{ г/моль}.$$

де $M_{\text{екв}}(\text{O}) = f_{\text{екв}}(\text{O}) \cdot M(\text{O}) = 1/2 \cdot 16 = 8 \text{ г/моль}$.

Відповідь: молярна маса еквівалента двовалентного металу дорівнює 12,15 г/моль.

Завдання 2. Визначити молярну масу еквівалента кислоти якщо її маса 1,75 г повністю нейтралізована гідроксидом калію масою 2,0 г.

Розв'язання:

$$M_{\text{екв}}(\text{кислоти}) = \frac{m(\kappa - m_i) \cdot M_{\text{екв}}(\text{KOH})}{m(\text{KOH})}$$

$$M_{\text{екв}}(\text{кислоти}) = \frac{1,75 \text{ г} \cdot 56 \text{ г/моль}}{2,0 \text{ г}} = 49 \text{ г/моль},$$

де $M_{\text{екв}}(\text{KOH}) = f_{\text{екв}} \cdot M(\text{KOH}) = 1 \cdot 56 \text{ г/моль} = 56 \text{ г/моль}$.

Відповідь: молярна маса еквівалента кислоти = 49 г/моль.

Завдання 3. Записати електронну формулу атома *Tc* (Технецій). Визначити валентні електрони елемента. Згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів. У наведеній електронній формулі ${}_{43}\text{Tc}$ охарактеризувати валентні електрони за допомогою чотирьох квантових чисел.

Розв'язання:

- Електронна формула атома ${}_{43}\text{Tc}$ така:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^5 \text{ або } [\text{Kr}] 5s^2 4d^5$$

де 1, 2, 3, 4, 3, 4, 5 – енергетичні рівні; *s, p, d* – підрівні.

- Електрони на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він незаповнений, – є валентними.

У *Tc* ... $5s^2 4d^5$ – валентні електрони

останній рівень попередній незаповнений підрівень

- Порядок послідовного заповнення рівнів та підрівнів відповідає найменшому запасу енергії.

	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^6$	$5s^2$	$4d^5$
<i>n</i>	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4
<i>l</i>	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2
<i>n+l</i>	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6

тому що *s*-, *p*-, *d*-, *f*-підрівням відповідають чисельні значення 0, 1, 2, 3.

За II правилом Клечковського: при однаковому значенні сум *n+l* для $2p^6$ і $3s^2$ та $3p^6$ і $4s^2$ спочатку заповнюються орбіталі $2p$ та $3p$, а потім $3s$ та $4s$.

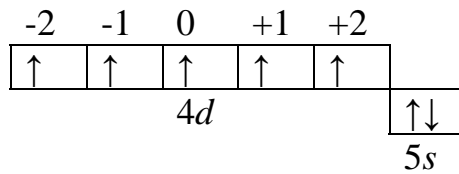
- Валентні електрони атомів знаходяться на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він незаповнений. Останній рівень – 5. Попередній підрівень – $4d$ може бути заповнений 10 електронами.

Але у Tc на $4d$ знаходяться тільки 5 електронів, тобто попередній підрівень не повністю заповнений. Тому валентні електрони Tc - $\dots 4d^5 5s^2$ або $\dots 5s^2 4d^5$

Запишемо кожен електрон окремо та квантові числа: n, l, m_l, m_s .. Головне квантове число (n) вказує на номер енергетичного рівня. Тому для $4d^1, 4d^5$ енергетичний рівень дорівнює 4, а для $5s^1, 5s^2$ електронів – п'яти.

Орбітальне квантове число (l) електрона вказує на енергетичний підрівень електрона в атомі: s, p, d або f , значення l для всіх d -електронів однакові – 2, а для s -електронів – 0.

Маємо:



- графічне зображення валентних електронів Tc

	n	l	m_l	m_s
$4d^1$	4	2	-2	-1/2
$4d^2$	4	2	-1	-1/2
$4d^3$	4	2	0	-1/2
$4d^4$	4	2	+1	-1/2
$4d^5$	4	2	+2	-1/2
$5s^1$	5	0	0	-1/2
$5s^2$	5	0	0	+1/2

Кількість орбіталей на тому чи іншому підрівні обумовлена магнітним квантовим числом $m_l = 2l + 1$, тоді ми маємо для s -підрівня = 1, для $p = 3$, для $d = 5$, для $f = 7$ енергетичних комірок. Кожна комірка має своє значення, яке визначається за формулою $m_l = -l \dots 0 \dots +l$.

Так, енергетична комірка на s -підрівні – одна, її магнітне квантове число набуває значення «0».

На p -підрівні – 3 енергетичні комірки, які можуть мати значення m_l – «-1», «0», «+1». На d -підрівні – 5 комірок зі значенням m_l – «-2», «-1», «0», «+1», «+2». Так само для f -підрівня значення m_l становить «-3», «-2», «-1», «0», «+1», «+2», «+3».

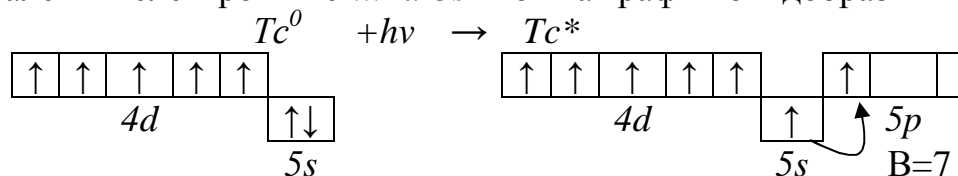
Таким чином, для $4d^1$ електрона m_l дорівнює «-2», а для $5s^1$ – «0».

Спінове квантове число (m_s) характеризує рух електрона навколо власної осі. Кількість руху електрона квантується і може набувати значення $+1/2$ та $-1/2$. Усі паралельні електрони приймають однакові значення: для $4d^1-4d^5$ і $5s^1$ це значення «-1/2», а у $5s^2$ – антипаралельного електрона – «+1/2».

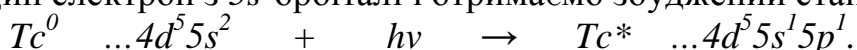
Завдання 4. Записати електронні формули атомів Tc у збудженому стані та визначити їх максимальну валентність.

Розв'язання:

Валентні електрони $Tc \dots 4d^5 5s^2$ можна графічно відобразити



Звідси бачимо, що на $5s$ орбіталі маємо 2 спарених електрони. Якщо додати квант енергії, то їх можна розпарувати, тобто один з електронів перевести на більш високий підрівень. На наступному $5p$ підрівні маємо вільні енергетичні комірки. Туди після одержання додаткової енергії перейде один електрон з $5s$ -орбіталі і отримаємо збуджений стан атому Tc^*



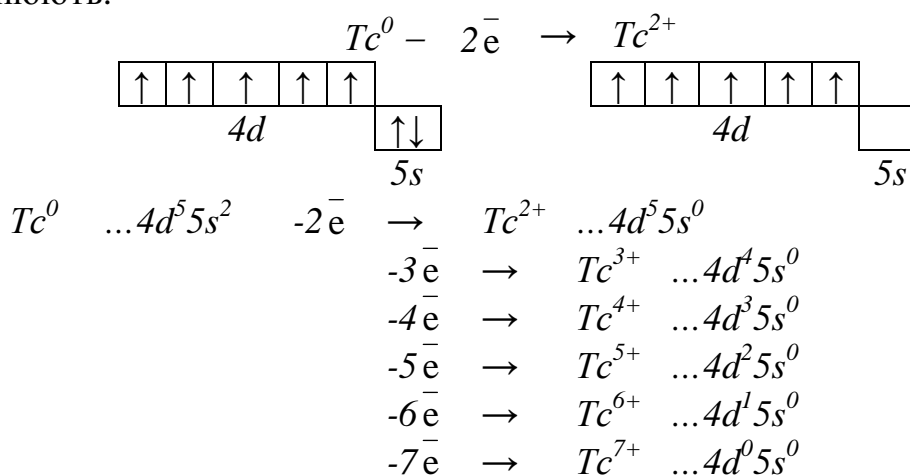
У збудженому стані атома зростає валентність. Вона визначається по кількості неспарених електронів. Для Tc^* валентність дорівнює 7.

Збуджених станів може бути декілька. Це залежить від кількості пар спарених електронів.

Завдання 5. Записати електронні формули йонів з характерним ступенем окиснення для їх атомів: Tc (Технецій).

Розв'язання:

Йони утворюються коли атом приймає чи віддає електрони. Атом Tc не може прийняти електрони, бо зовнішній підрівень $5s$ у нього заповнений – на ньому 2 електрони. А попередній $4d$ підрівень, на якому 5 електронів не може приймати електрони, бо він закритий – «екранований» зовнішніми $5s$ -елекtrонами. Тому атом Tc може тільки віддавати електрони. Електрони покидають зовнішні орбіталі і завжди їх повністю звільнюють:



Звідси зрозуміло, що у Tc можуть бути 7 ступенів окиснення: Tc^0 , Tc^{+2} , Tc^{+3} , Tc^{+4} , Tc^{+5} , Tc^{+6} , Tc^{+7} .

Завдання 6. Визначити до якої родини належить елемент, якщо його електронна формула закінчується так $\dots 4p^6 4d^5 5s^2$. Пояснити які властивості він має: металеві чи неметалеві.

Розв'язання:

Порядок заповнення електронами рівнів та підрівнів за правилами Клечковського становить: $\dots 4p^6 5s^2 4d^5$. Тобто останній електрон заповнює d -підрівень. Тому цей елемент відноситься до d -родини. Якщо елемент належить до s -, d -, f -родин, то цей елемент завжди метал. Тобто для цього елемента характерні металеві властивості.

Завдання 7. Визначити родину, до якої належить елемент, якщо його електронна формула – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Вказати які властивості для нього характерні: металеві чи неметалеві. Який це елемент?

Розв'язання:

Валентні електрони атома – це електрони, які знаходяться на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він не повністю заповнений.

Останній електронний рівень у цього атома – $3s^2 3p^5$; попередній підрівень – $2p^6$ – заповнений. Тому валентні електрони: $\dots 3s^2 3p^5$. Останній електрон заповнює p -підрівень, тому елемент належить до p -сімейства. Що до його властивостей, то насамперед треба визначити де знаходиться цей елемент у p -сімействі: вище діагоналі для p -елементів $B-At$, чи нижче. Якщо p -елемент знаходиться на діагоналі $B-At$ або лежить вище її, то йому притаманні неметалеві властивості. Якщо нижче – металеві. Цей елемент лежить вище діагоналі $B-At$, тому він неметал. Це – Хлор.

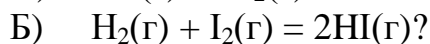
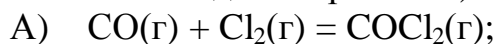
Завдання 8. Визначити положення елемента в періодичній системі Д.І. Менделєєва за його електронною формулою $\dots 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$.

Розв'язання:

Валентні електрони елемента: $\dots 5s^2 4d^6$. Цифра 5 вказує на зовнішній енергетичний рівень, тобто на номер періоду – 5. Кількість валентних електронів: $2 + 6 = 8$ позначає номер групи – 8. Елемент належить до d -родини. Елементи s - і p -родин належать до головних підгруп, а елементи d - і f -родин – до побічних підгруп.

Відповідь: елемент, який має $\dots 5s^2 4d^6$ валентні електрони знаходиться у 5 періоді, 8 групі, побічній підгрупі періодичної системи Д.І. Менделєєва. Цей елемент - Ru - рутеній.

Завдання 9. В якому напрямку відбудеться зсув хімічної рівноваги в системах, якщо при незмінній температурі збільшити тиск (зменшити об'єм газоподібних речовин):



Розв'язання:

А) Протікання реакції у прямому напрямку приводить до зменшення загального числа молей газоподібних речовин, тобто до зменшення тиску в системі. Тому, відповідно до принципу Ле-Шательє, підвищення тиску спричиняє зсув рівноваги у бік прямої реакції.

Б) Протікання, реакції не супроводжується зміною числа молей газоподібних речовин, тому й не приводить до зміни тиску. У цьому випадку зміна тиску не спричиняє зсуву хімічної рівноваги.

Завдання 10. Визначити молярну концентрацію (C_M), молярну концентрацію еквівалента (C_H), моляльну концентрацію (C_m) та титр (Т) 25%-го розчину солі сульфат натрію Na_2SO_4 , густина якого $1,2 \text{ г/см}^3$.

Розв'язання.

Знаючи густину розчину, можна скористатися формулами перерахунку концентрацій:

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M}, \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{\text{екв}}}$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = f_{\text{екв}} \cdot M = 1/2 \cdot 142 = 71 \text{ г/моль}$$

Визначаємо молярну концентрацію розчину (молярність):

$$C_M = \frac{1,2 \cdot 1000 \cdot 0,25}{142} = 2,1 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо молярну концентрацію еквівалента розчину (нормальність):

$$C_H = \frac{1,2 \cdot 1000 \cdot 0,25}{71} = 4,2 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо моляльну концентрацію розчину (моляльність) за формулою:

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ка}}}$$

де m , $m_{\text{р-ка}}$ – маси речовини та розчинника

$$m_{\text{р-ка}} = m_{\text{розч-ну}} - m_{\text{реч.}} = 100 - 25 = 75 \text{ г.}$$

$$C_m = \frac{25 \cdot 1000}{142 \cdot 75} = 2,35 \text{ моль/кг.}$$

Титр розчину визначаємо за формулою:

$$T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000}; \quad \text{або} \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

$$T(Na_2SO_4) = \frac{4,2 \cdot 71}{1000} = 0,2982 \text{ г/см}^3 \quad \text{або} \quad T = \frac{2,1 \cdot 142}{1000} = 0,2982 \text{ г/см}^3.$$

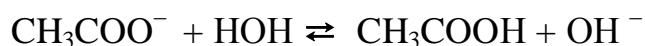
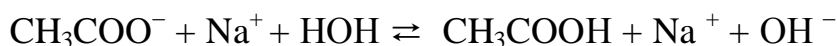
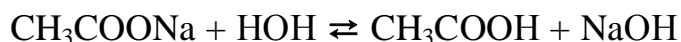
Відповідь: $C_M(Na_2SO_4) = 2,1 \text{ моль/дм}^3$, $C_H(Na_2SO_4) = 4,2 \text{ моль/дм}^3$;
 $C_m = 2,35 \text{ моль/кг}$; $T(Na_2SO_4) = 0,2982 \text{ г/см}^3$.

Завдання 11. Запишіть в іонній та молекулярній формах рівняння гідролізу солі $NaCOO$. Вкажіть рН середовища.

Розв'язання.

Солі, що утворені сильними основами та слабкими кислотами гідролізують за аніоном, внаслідок чого утворюється слабкий електроліт (слабка кислота), а розчин має лужну реакцію: $pH > 7$. Відбувається гідроліз за аніоном (іоном слабого електроліту) – H_2S , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , CN^- , CNS^- , CH_3COO^- та інш.

Наприклад, гідроліз солі ацетат натрію CH_3COONa :



реакція розчину лужна, $pH > 7$.

Внаслідок гідролізу солі іони гідрогену води (H^+) зв'язуються в слабкий електроліт – оцтову кислоту та залишається надлишок OH^- -іонів. Тому розчини солей, що утворені сильною основою та слабкою кислотою, мають лужну реакцію: $pH > 7$. Індикатор – фенолфталеїн набуває малинового кольору.

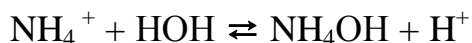
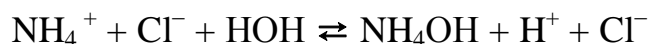
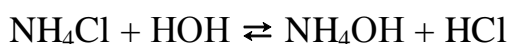
Завдання 12. Запишіть в іонній та молекулярній формах рівняння гідролізу солі NH_4Cl . Вкажіть рН середовища.

Розв'язання.

Солі, які утворені слабкими основами та сильними кислотами гідролізують за катіоном, внаслідок чого утворюється слабкий електроліт

(слабка основа), а розчин має кислу реакцію – $\text{pH} < 7$. Відбувається гідроліз за катіоном (іоном слабого електроліту) – Al^{3+} , Zn^{2+} , Mn^{2+} , NH_4^+ та інш.

Наприклад:



реакція розчину кисла, $\text{pH} < 7$.

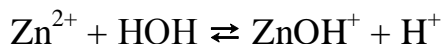
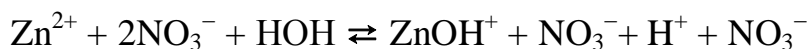
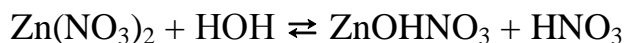
Рівновага електролітичної дисоціації води зміщується в бік утворення слабкої основи NH_4OH , а в розчині накопичується надлишок водневих іонів H^+ , тому реакція розчину кисла – $\text{pH} < 7$. Індикатор – лакмус набуває червоного кольору.

Завдання 12. Запишіть в іонній та молекулярній формах рівняння гідролізу солі $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Вкажіть pH середовища.

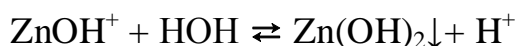
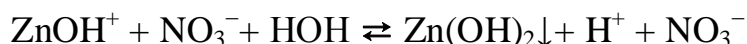
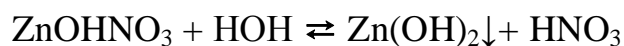
Розв'язання.

Солі багатокислотних основ гідролізують по ступеням:

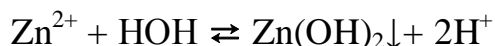
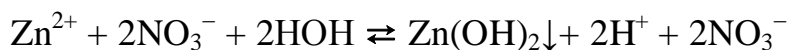
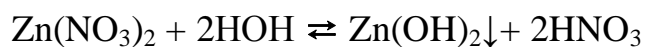
I. Перший ступінь:



II. Другий ступінь:



Сумарна реакція:



Накопичується надлишок іонів водню – реакція розчину кисла, $\text{pH} < 7$.

Індикатор – лакмус набуває червоного кольору. Чим слабше основа, тим повніше йде гідроліз.

Після вивчення розділу 7 основного курсу дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)» студенти повинні знати:

- Основні поняття аналітичної хімії. Предмет, мету, методи аналітичної хімії. Завдання хімічного аналізу та стадії їх вирішення. [7, С. 98-101; 14, С.47-53].
- Поняття якісного, кількісного, системного, структурного аналізу. Стадії хімічного аналізу. [7, С. 102-106]
- Основні методи якісного аналізу. [14, С. 44-47, 53-63].
- Чутливість і специфічність аналітичних реакцій. [7, С. 106-109]
- Дробовий і систематичний аналіз. [7, С. 109-110]
- Розподіл катіонів на аналітичні групи (1-6). [7, С. 110-118]
- Розподіл аніонів на аналітичні групи [7, С. 119-122]
- Поняття кількісного аналізу. [7, С. 122]
- Титрометричний (об'ємний) метод аналізу хімічних речовин. [7, С. 122-125; 14, С. 89-107].
- Гравіметричний (ваговий) метод аналізу хімічних речовин. [7, С. 126-128]

Студенти повинні вміти:

- Розрізняти та писати хімічні аналітичні реакції (кисотно-основні, комплексоутворення, осадження, з виділенням газів, окисно-відновні та інші).
- Розрізняти та писати хімічні якісні реакції між іонами.
- Володіти методами кількісного аналізу – визначати формули речовин методом гравіметричного аналізу.
- Вирішувати розрахункові завдання аналітичної хімії. [7, С. 98-128; 14 С.134-148].

Питання та завдання до самоконтролю студентів після вивчення розділу 7

1. Дайте визначення аналітичної хімії як науки.
2. Наукове та практичне значення аналітичної хімії.
3. Основні завдання якісного аналізу.
4. Основні завдання кількісного аналізу.
5. Основні стадії проведення хімічного аналізу.
6. Що таке представницька проба та які вимоги до її відбору?
7. Для яких цілей проводять підготовку проб і які особливості її в залежності від агрегатного стану об'єкту?
8. Які існують способи вираження результатів аналізу?
9. Поясніть, що означає точність і відтворюваність результатів хімічного аналізу.
10. Наведіть формулу для розрахунку точності аналізу. В яких одиницях її оцінюють?
11. Поясніть сутність методів "сухого" та "мокрого" якісного аналізу.

12. Які аналітичні реакції використовують в якісному аналізі.
13. Наведіть приклади якісних реакцій між іонами. Для яких цілей вони використовуються?
14. У чому суть термінів чутливість і специфічність аналітичної реакції?
15. Що таке груповий реагент? Наведіть приклади.
16. В чому полягає сутність дробового та систематичного аналізу?
17. У чому полягає принцип класифікації катіонів на аналітичні групи? Наведіть конкретні приклади.
18. У чому полягає принцип класифікації аніонів на аналітичні групи? Наведіть конкретні приклади.
19. Назвіть чотири групи хімічних реакцій, які лежать в основі титрометричного аналізу?
20. Який закон лежить в основі об'ємного аналізу. Сформулюйте цей закон.
21. Що таке стандартні розчини та які є способи їх приготування?
22. Що таке гравіметричний аналіз? Як застосовують гравіметрію для аналізу водних об'єктів.
23. В якій послідовності проводять гравіметричний аналіз? Назвіть операції, які при цьому аналізі здійснюють.
24. На якому законі хімії базуються методи гравіметрії? Сформулюйте його.
25. Поясніть сутність вагового визначення компоненти природної води методом осадження.

3. Організація поточного, семестрового та підсумкового контролю рівня знань та вмінь студентів

Накопичувальна система оцінки навчальних досягнень студента зараховується згідно з Положеннями про організацію КСРС в ОДЕКУ та проведення підсумкового контролю знань студентів в ОДЕКУ.

- *Організація поточного контролю* побудована за накопичувально-модульним принципом згідно з чинним положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ.
- *Організація підсумкового контролю* побудована згідно Положення «Про проведення підсумкового контролю знань студентів» – врахування накопичених студентом за навчальний семестр результатів поточного контролю. Підсумкова оцінка у шкалі ECTS виставляється за кожну залікову одиницю.
- *Форми підсумкового контролю*: залік (I семестр).
- *Реєстрація та підсумковий контроль*: допуск до заліку здійснюється лектором згідно з результатами поточного контролю за навчальний семестр. До підсумкового контролю допускаються студенти, які

отримали не менше 50% від максимально можливої суми балів з модулів теоретичної та практичної підготовки.

Комплекс контрольних заходів розроблено на підставі чинних «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів», «Положення про організацію контролю самостійної роботи студентів ОДЕКУ», «Положення про критерії оцінки знань студентів в ОДЕКУ», «Положення про «0-модуль».

Комплекс контрольних заходів регламентує організацію поточного та підсумкового контролю рівня набутих студентами знань, вмінь та навичок у ході вивчення дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)», а також конкретизує виконання графіку навчального процесу по цій дисципліні зі спеціальності – 201 «Водні біоресурси і аквакультура».

Метою кредитно-модульної системи контролю є:

- активізація самостійної роботи студентів;
- стимулювання ритмічної роботи протягом семестру згідно з графіком контрольних заходів;
- визначення якості засвоєння певних розділів дисципліни (змістовних модулів).

Форми контролю рівня засвоєння змістовних модулів (ЗМ):

- усне опитування під час лабораторних та лекційних занять – УО;
- розв'язання задач під наглядом викладача в обчислювальному класі (лабораторії) – РЗ;
- виконання завдання біля дошки – КЗ;
- складання протоколу та захист лабораторної роботи – ЗЛР;
- письмова тестова контрольна робота – ТКР;
- залікова тестова контрольна робота – ЗКР.

Студент повинен мати лабораторний журнал, тобто зошит, у якому коротко, але точно відзначаються всі спостереження, зроблені при виконанні експерименту. У цьому ж лабораторному зошиті студент повинен дома записати всі теоретичні відомості (основні положення, правила, формули, визначення), що стосуються теми лабораторної роботи, до виконання якої він готується. Кожній лабораторній роботі передуює перевірка викладачем теоретичних знань студента з даної теми, яка проводиться у вигляді усного опитування та перевірки теоретичної частини, яку студент підготував дома у лабораторному журналі. Студенти, які не підготували теоретичну частину, та не знають, як виконувати лабораторну роботу, згідно з правилами техніки безпеки в хімічній лабораторії не допускаються до виконання експерименту. Відпрацювати лабораторну роботу можна у перший тиждень сесії після підготовки до неї.

Формою звітності виконання лабораторної роботи є протокол, оформлення титульного листа до якого наведено у додатку Б. Протоколи ведуть у лабораторному журналі. Титульний лист та теоретичну частину

готують дома. Експериментальну частину, розрахункову та графічну частину, висновки роблять в лабораторії та вносять до протоколу.

Порядок оформлення результатів лабораторних робіт та формулювання висновків.

Результати проведених дослідів, отримані під час виконання лабораторної роботи, є базою як для безпосереднього аналізу, так і для подальших розрахунків, які підтверджують вірність теоретичних положень. Виконуючи лабораторну роботу, студент повинен спостерігати за ходом експерименту, відзначаючи всі його особливості: зміна кольору, випадіння осаду, виділення газоподібної речовини, теплові ефекти, показання приладу, т.д. Результати спостережень записують у лабораторний журнал у вигляді протоколу лабораторної роботи, дотримуючись певної послідовності:

- 1) тема лабораторної роботи;
- 2) мета роботи;
- 3) коротко дати теоретичні відомості, що стосуються даної роботи;
- 4) накреслити схему устаткування з коротким описом важливих вузлів;
- 5) написати рівняння хімічних реакцій;
- 6) результати дослідів слід внести в таблиці;
- 7) розрахункова частина (таблиці, формули, графіки);
- 8) зробити висновки.

Записи в лабораторному журналі роблять чорнилом. Малюнки приладів, схеми установок, графіки виконують олівцем на міліметровому папері. Всі розрахунки необхідно проводити в лабораторному журналі.

Значення символів і коефіцієнтів, що входять у формулу, повинні бути наведені безпосередньо під формулою в тій послідовності, у якій вони наведені у формулі.

Для представлення лабораторної роботи необхідно вміти відповідати на контрольні запитання та вирішувати індивідуальні завдання, наведені у методичних вказівках у кінці кожної лабораторної роботи. Виконавши лабораторну роботу та самостійно попрацювавши над «контролюючою програмою», студент, з одного боку, ознайомиться з характером питань по даній темі, з іншого боку - добре підготується до модульної контрольної роботи із цього розділу неорганічної хімії.

Методика оцінки всіх видів підготовки студентів

Кредитно-модульна система оцінки знань, вмінь та навичок передбачає розподіл програми навчальної дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)» на структурно-логічні завершені розділи (змістовні модулі), які можуть бути оцінені певною кількістю балів.

Загальна кількість змістовних модулів визначена згідно з «Положенням про організацію модульного контролю» і відповідає розподіленню робочої програми дисципліни на завершені структурно-логічні розділи у відповідності з проведенням навчальних занять: «0-й модуль» (ЗМ-0), 3 змістовних модулів з теоретичної (лекційної) частини курсу (ЗМ-Л1; ЗМ-Л2; ЗМ-Л3) та 3 змістовних модулів з практичної частини (лабораторні роботи) курсу (ЗМ-П1; ЗМ-П2; ЗМ-І3). Підсумкова оцінка в балах складається з суми балів за кожен змістовний модуль. Види завдань та кількість балів, що нараховані за виконання певного виду завдання, зведені у таблицю 1.

Табл.1

<u>I семестр</u>	
«0» модуль ЗМ «0»	5 балів
Модуль теоретичний ЗМ-Л1	15 балів
Модуль теоретичний ЗМ-Л2	15 балів
Модуль теоретичний ЗМ-Л3	15 балів
<i>Усього за теоретичний модуль</i>	<i>50 балів</i>
Модуль лабораторний ЗМ-Лаб1	10 балів
Модуль лабораторний ЗМ-Лаб2	10 балів
Виконання ІЗ (ЗМ-ІЗ – ДЗ)	10 балів
Виконання та захист лабораторних робіт	20 балів
<i>Усього за практичний модуль</i>	<i>50 балів</i>
Разом за I семестр	100 балів

Сума отриманих балів складається з суми виконаних своєчасно контрольних заходів. Якщо студент не виконав з поважних причин окремий модуль, він може здати його у двотижневий термін згідно з графіком контрольних заходів.

Для денної форми навчання питання про допуск до семестрового заліку за підсумками модульного накопичувального контролю регламентується «Положенням про проведення підсумкового контролю знань студентів», а саме студент вважається допущеним до підсумкового семестрового контролю, якщо він виконав всі види робіт, передбачені робочою навчальною програмою дисципліни і набрав за модульною системою суму балів не менше 50% від максимально можливої за практичну і теоретичну частини.

Дисципліна «Хімія» (I семестр) закінчується заліком, тому студент пише залікову контрольну роботу, а інтегральна оцінка (В) по дисципліні розраховується за формулою:

$$B = 0,75 \cdot OЗ + 0,25 \cdot OЗКР,$$

де **ОЗ** – кількісна оцінка (у відсотках від максимально можливої) за змістовними модулями;

ОЗКР – кількісна оцінка (у відсотках від максимально можливої) залікової контрольної роботи.

У останній день занять студенти складають письмовий залік по тестових завданнях, що розроблені на кафедрі (ЗКР). Залікова контрольна робота включає тестові завдання закритого типу, які потребують від студента вибору правильних відповідей з декількох, запропонованих у запитанні. Запитання формуються по всьому переліку сформованих у навчальній дисципліні знань (в першу чергу базової компоненти). Кількість запитань у кожному екзаменаційному білеті – 20.

Для денної форми навчання студент, який не має на початок заліково-екзаменаційної сесії заборгованості по дисципліні, що завершується заліком, отримує якісну оцінку («зараховано» або «не зараховано»), якщо має на останній день семестру інтегральну суму балів поточного контролю, достатню (60% та більше) для отримання позитивної оцінки, та не менше 50% від максимально можливої суми балів за залікову контрольну роботу.

Шкала відповідності оцінок в системі університету, національній системі і системі ECTS застосовується у вигляді, який наведений у табл.2.:

Шкала відповідності оцінок за національною системою та системою ЄКТАС

Табл. 2.

За шкалою ECTS	За національною системою (для іспиту)	За національною системою (для заліку)	Бал успішності
A	5 (відмінно)	зараховано	90-100
B	4 (добре)	зараховано	82-89,9
C	4 (добре)	зараховано	74-81,9
D	3 (задовільно)	зараховано	64-73,9
E	3 (задовільно)	зараховано	60-63,9
FX	2 (незадовільно)	незараховано	35-59,9
F	2 (незадовільно)	незараховано	1-34,9

3. Наукова робота студентів

В умовах кредитно-модульної системи організації навчального процесу в ОДЕКУ до структури робочої навчальної програми дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)» передбачено обов'язкове включення наукового модуля, що є окремою заліковою одиницею.

Кредитно-модульна система організації навчального процесу орієнтована на послідовне й системне залучення студентів до науково-дослідницької діяльності, цьому сприяє велика частка їх самостійної та індивідуальної роботи.

Перелік можливих видів наукової роботи під час вивчення навчальної дисципліни «Неорганічна хімія» пропонується студентам згідно з «Положенням про врахування науково-дослідної роботи студента у кредитно-модульній системі організації навчального процесу в ОДЕКУ»:

- оцінювання навчальних елементів, які за своїм змістом вимагають знань і умінь дослідницько-пошукового характеру – це бездоганне виконання лабораторних робіт, які виконуються *на аудиторних заняттях*;
- оцінювання видів *поза аудиторної роботи*, які інтегрують навчальні та наукові елементи діяльності студента, а саме: виконання рефератів, теми яких наведені нижче; доповідь на засіданні студентського наукового семінару кафедри хімії навколишнього середовища; доповідь на щорічній студентській науковій конференції ОДЕКУ
- оцінюється НДР як окремий модуль за назвою «Наукова робота», який складається із декількох елементів:
 - участь у 1 етапі Всеукраїнської олімпіади студентів (Е1);
 - участь у науковій студентській конференції в ОДЕКУ (Е3).

Оцінювання 1 рівня науково-дослідної роботи студента:

Елементи НДР	Кількість кредитів			
	1	2	3	Заохочення
Е 1 (Всеукраїнська олімпіада, 1 етап)	1,0	0,5	0,25	
Е 3 (Конференції)	0,25			

Примітка: 1, 2, 3 – місця переможців конкурсів

Теми рефератів

1. Зв'язок між неорганічними та органічними речовинами.
2. Metали і сплави у техніці.
3. Застосування натрію, калію та їх солей у народному господарстві.
4. Способи добування металів.
5. Сполуки кальцію та магнію. Твердість води.

6. Чавун і сталь.
7. Інертні елементи: історія відкриття, властивості, одержання, застосування.
8. Алюміній.
9. Комплексні сполуки заліза.
10. Виробництво сульфатної кислоти та проблеми забруднення навколишнього середовища, що при цьому виникають.
11. Практичне використання сполук арсену, їх токсичність.
12. Азотні добрива.
13. Біологічна значимість нітрогену. Кругообіг нітрогену у природі.
14. Значення нітрогену в піротехнічній промисловості: динаміт та інші вибухові речовини на основі нітрогену.
15. Біологічна значимість фосфору. Кругообіг фосфору у природі.
16. Добрива на основі фосфору.
17. Рідкоземельні елементи: історія відкриття, властивості, основні сполуки, застосування.
18. Платинові метали: властивості простих речовин та хімічних сполук, комплексні сполуки, застосування.
19. Силіцій: природні сполуки, властивості, застосування.
20. Озон. Руйнування озонового шару в атмосфері.
21. Екологічна характеристика використання галогенів та їх сполук у промисловості.
22. Хіміко-екологічні проблеми гідросфери.
23. Хіміко-екологічні проблеми атмосфери.
24. Хіміко-екологічні проблеми літосфери.
25. Проблеми застосування мінеральних добрив у народному господарстві.
26. Паливо та його види. Сучасні енергетичні проблеми.
27. Карбон. Алотропні видозміни карбону, фізичні та хімічні властивості його сполук.
28. Кругообіг вуглецю у природі. Екологічні проблеми.
29. Ферум, кобальт, нікель: властивості простих речовин та хімічних сполук, комплексні сполуки, застосування.
30. Історія відкриття та значимість у сучасності періодичного закону Д.І. Менделєєва.

До складу реферату повинні входити такі пункти:

- Зміст
- Вступ
- Основна частина
- Висновки
- Література

Оформлення титульного листа реферату наукового модулю

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

РЕФЕРАТ

З дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)

Тема: «.....»

Виконав: П.І.Б. студента

Група

Перевірив: П.І.Б. викладача

Додаток Б

Оформлення титульного листа протоколу лабораторної роботи

Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

ПРОТОКОЛ

Лабораторної роботи №....

Тема: «.....»

Схема приладу.

Виконав: П.І.Б. студента
Група.....
Перевірив: П.І.Б. викладача

Одеса – 2018

Додаток В

Електронегативність елементів (за Полінгом)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2.1										He -
2	Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0				Ne -
3	Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.6	Cl 3.0				Ar -
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	
	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8				Kr -
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	
	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5				Xe -
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La* 1.08	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	
	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 2.0	Po 2.0	At 2.2				Rn -
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac** 1.1								

*Лантаноїди 1.08-1.14

**Актиноїди 1.11-1.2

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА																		
ПЕРІОД	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
1	H Гідроген Водень 1 1,0079														He Гелій 2 4,0026	Протонне число (порядковий номер) 26 55,847 Fe Хімічний символ Традиційна назва простого речовини Назва елемента Відносна атомна маса		
2	Li Літій 3 6,941	Be Берилій 4 9,0122	B Бор 5 10,811	C Карбон Вуглець 6 12,011	N Нітроген Азот 7 14,007	O Оксиген Кисень 8 15,999	F Флуор Фтор 9 18,998	Ne Неон 10 20,179										
3	Na Натрій 11 22,990	Mg Магній 12 24,305	Al Алюміній 13 26,982	Si Силіцій 14 28,086	P Фосфор 15 30,974	S Сулфур Сірка 16 32,066	Cl Хлор 17 35,453	Ar Аргон 18 39,948										
4	K Калій 19 39,098	Ca Кальцій 20 40,078	Sc Скандій 21 44,956	Ti Титан 22 47,88	V Ванадій 23 50,942	Cr Хром 24 51,996	Mn Манган 25 54,938	Fe Ферум Залізо 26 55,847	Co Кобальт 27 58,933	Ni Нікел Нікель 28 58,69								
	Cu Купрум Мідь 29 63,546	Zn Цинк 30 65,39	Ga Галій 31 69,723	Ge Германій 32 72,59	As Арсен 33 74,922	Se Селен 34 78,904	Br Бром 35 79,904	Kr Криптон 36 83,80										
5	Rb Рубідій 37 85,468	Sr Стронцій 38 87,62	Y Ітрій 39 88,906	Zr Цирконій 40 91,224	Nb Ніобій 41 92,906	Mo Молибден 42 95,94	Tc Технецій 43 [99]	Ru Рутеній 44 101,07	Rh Родій 45 102,91	Pd Паладій 46 106,42								
	Ag Аргентум Срібло 47 107,87	Cd Кадмій 48 112,41	In Індій 49 114,82	Sn Станум Олово, цина 50 118,71	Sb Стибій 51 121,75	Te Телур 52 127,60	I Іод Йод 53 126,90	Xe Ксенон 54 131,29										
6	Cs Цезій 55 132,91	Ba Барій 56 137,33	*La Лантан 57 138,91	Hf Гафній 72 178,49	Ta Тантал 73 180,95	W Вольфрам 74 183,85	Re Реній 75 186,21	Os Осміє 76 190,2	Ir Іридій 77 192,22	Pt Платина 78 195,08								
	Au Аурум Золото 79 196,97	Hg Меркурій Ртуть 80 200,59	Tl Талій 81 204,38	Pb Плюмбум Свинець, оливо 82 207,2	Bi Бісмут 83 208,98	Po Полоній 84 [209]	At Астат 85 [210]	Rn Радон 86 [222]										
7	Fr Францій 87 [223]	Ra Радій 88 226,03	**Ac Актиній 89 [227]	Db Дубній 104 [261]	Jl Джолотій 105 [262]	Rf Резерфордій 106 [263]	Bh Борій 107 [262]	Hn Ганій 108 [265]	Mt Майтнерій 109 [266]	Uun Унунній 110 58,69								
* Лантаноїди																		
58	Ce Церій 140,12	Pr Празеодим 140,91	Nd Неодим 144,24	Pm Прометій [147]	Sm Самарій 150,36	Eu Європій 151,96	Gd Гадоліній 157,25	Tb Тербій 158,93	Dy Диспрозій 162,50	Ho Гольмій 164,93	Er Ербій 167,26	Tm Тулій 168,93	Yb Ітербій 173,04	Lu Лютецій 174,97				
** Актиноїди																		
90	Th Торій 232,04	Pa Протактиній [231]	U Уран 238,03	Np Нептуній [237]	Pu Плутоній [244]	Am Амерцій [243]	Cm Кюрій [247]	Bk Берклій [247]	Cf Каліфорній [251]	Es Ейнштейній [252]	Fm Фермій [257]	Md Менделєвій [258]	No Нобелій [259]	Lr Лоуренцій [260]				

Таблиця розчинності солей та основ у воді

Аніони	Катіони																						
	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	
OH ⁻	P	P	P	P	P	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP	BP	P	P	P	-	BP	BP	H	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	P	BP	H	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-	H	H	-	H	-	-	H	H	-	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	BP	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	P	H	-	-
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	-	-	-

Примітка: **P** – розчинні у воді; **BP** – важкорозчинні (малорозчинні); **H** – практично нерозчинні; “-” риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ
з дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)»
для студентів І-го курсу природоохоронного факультету
Спеціальність 207 «Водні біоресурси та аквакультура»**

Укладач: Васильєва М.Г., старший викладач кафедри хімії
навколишнього середовища ОДЕКУ.

Підп. до друку
Умовн. друк. арк.

Формат
Тираж

Папір
Зам. №

Надруковано з нового оригінал-макета

Одеський державний екологічний університет
65016, Одеса, вул. Львівська, 15
