

НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ
«КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ ім. Ігоря Сікорського»
Інженерно-хімічний факультет

ЗАТВЕРДЖУЮ
Декан інженерно-хімічного
факультету
(назва інституту/факультету)

(підпис) Панов Є.М.
(ініціали, прізвище)

« ____ » _____ 2017 р.

(підпис) Панов Є.М.
(ініціали, прізвище)

« ____ » _____ 2018 р.

Аналітична хімія – 1. Якісний аналіз
РОБОЧА ПРОГРАМА
кредитного модуля
освітній ступінь _____ бакалавр
(назва освітньо-кваліфікаційного рівня)
за спеціальністю 101 Екологія
(шифр і назва)
за спеціалізацією Екологічна безпека

Ухвалено методичною комісією
інженерно-хімічного факультету
(назва інституту/факультету)

Протокол від 18 . 05. 2017 р. № 9

Голова методичної комісії

(підпис) Д.Е. Сідоров
(ініціали, прізвище)

« ____ » _____ 2017 р.

Протокол від _____ 2018 р. № ____

Голова методичної комісії

(підпис) Д.Е. Сідоров
(ініціали, прізвище)

« ____ » _____ 2018 р.

Київ – 2017

Робоча програма кредитного модуля «Аналітична хімія - 1. Якісний аналіз» складено відповідно до освітньо-професійної програми підготовки бакалаврів спеціальності 101 Екологія спеціалізації Екологічна безпека, за денною формою навчання, відповідно до програми навчальної дисципліни «Аналітична хімія».

Розробники робочої програми:

доцент, к.т.н. Терещенко Оксана Миколаївна
(посада, науковий ступінь, вчене звання, прізвище, ім'я, по батькові)

(підпис)

Програму затверджено на засіданні кафедри екології та технології
рослинних полімерів

(повна назва кафедри)

Протокол від «18» 05. 2017 року № 10

Завідувач кафедри

М.Д. Гомеля
(підпис) (ініціали, прізвище)

« » _____ 2017 р.

Протокол від « » _____ 2018 року №

Завідувач кафедри

М.Д. Гомеля
(підпис) (ініціали, прізвище)

« » _____ 2018 р.

© НТУУ «КПІ», 2017 рік

© НТУУ «КПІ», 2018 рік

1. Опис кредитного модуля

Галузь знань, напрям підготовки, освітньо-кваліфікаційний рівень	Загальні показники	Характеристика кредитного модуля
Галузь знань <u>10 Природничі науки</u> (шифр і назва)	Назва дисципліни, до якої належить кредитний модуль <u>«Аналітична хімія»</u>	Форма навчання <u>денна</u> (денна / заочна)
Напрямок підготовки _____	Кількість кредитів ECTS <u>5</u>	Статус кредитного модуля <u>Цикл професійної підготовки</u>
Спеціальність <u>101 Екологія</u> (шифр і назва)	Кількість розділів <u>4</u>	Цикл, до якого належить кредитний модуль <u>професійна складова</u>
Спеціалізація <u>Екологічна безпека</u> (назва)	Індивідуальне завдання <u>розрахунково-графічна робота</u> (вид)	Рік підготовки <u>2</u>
		Семестр <u>3</u>
Освітній ступінь <u>бакалавр</u>	Загальна кількість годин <u>150</u>	Лекції <u>18 год*</u>
		Практичні (семінарські) <u>0 год.</u>
		Лабораторні (комп'ютерний практикум) та індивідуальні заняття <u>54+64 год*</u>
	Тижневих годин: аудиторних – <u>1,3</u> СРС – <u>4,3</u>	Самостійна робота <u>78 год.</u> , у тому числі на виконання індивідуального завдання <u>15 год.</u>
		Вид та форма семестрового контролю <u>екзамен письмовий</u> (екзамен / залік / диф. залік; усний / письмовий / тестування тощо)

* - у відповідності до чисельності студентів у групі кількість лекційних, практичних та лабораторних занять може бути пропорційно змінено з урахуванням індивідуальних занять

Робочу програму кредитного модуля «Аналітична хімія – 1. Якісний аналіз» складено відповідно до освітньо-професійної програми підготовки бакалаврів спеціальності 101 Екологія, спеціалізації Екологічна безпека.

Кредитний модуль належить до циклу дисциплін професійної та практичної підготовки.

Предмет навчальної дисципліни – розробка теоретичних основ методів аналізу, відкриття та встановлення нових закономірностей і співвідношень між хімічними елементами; вдосконалення існуючих та розробка нових, більш швидких і точних методів аналізу.

Міждисциплінарні зв'язки: навчальній дисципліні «Аналітична хімія» передують навчальні дисципліни, такі як: «Хімія з основами біогеохімії», «Спеціальні розділи біогеохімії», «Фізика», «Вища математика». Навчальна дисципліна «Аналітична хімія» забезпечує дисципліни «Моніторинг довкілля», «Моделювання та прогнозування стану довкілля», «Техноекологія», «Хімія навколишнього середовища», «Технологія та обладнання захисту гідросфери», «Утилізація та рекуперація відходів».

2. Мета та завдання кредитного модуля

2.1. Мета кредитного модуля.

Метою вивчення даного кредитного модуля є формування у студентів теоретичних основ якісного аналізу, практичних навичок їх виконання та використання для вирішення конкретних задач.

Відповідно до мети, підготовка бакалаврів вимагає формування наступних здатностей:

- застосування знань з аналітичної хімії в обсязі, необхідному для освоєння професійних дисциплін;
- проведення простого хімічного учбово-дослідного експерименту, володіння основними прийомами роботи в хімічній лабораторії;
- проведення якісного аналізу хімічних речовин.

1.2. Основні завдання навчальної дисципліни.

Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти після засвоєння кредитного модуля мають продемонструвати такі результати навчання:

знання:

- основ аналітичної хімії;
- методів якісного хімічного аналізу;

уміння:

- користуючись методами аналітичної хімії (виділення, розділення і концентрації, гравіметричні, титриметричні), розробляти та вдосконалювати методики проведення аналітичних досліджень;

- використовуючи теоретичні уявлення та навички при проведенні хімічного аналізу, здійснювати якісний контроль при вирішенні екологічних завдань;
- на основі теоретичних знань щодо якісних реакцій на хімічні елементи, застосовуючи відповідні реактиви та лабораторне обладнання, виконувати якісний аналіз простих об'єктів техногенного і природного походження;

досвід:

- в залежності від кількості, природи аналізованого об'єкту і від вимог до метрологічних характеристик (чутливість, достовірність, відтворюваність), обгрунтовано вибирати оптимальний метод аналізу;
- базуючись на теоретичних даних інтенсифікації хімічних процесів, обирати умови проведення експерименту;
- використовуючи теоретичні уявлення та навички при проведенні хімічного аналізу, здійснювати якісний та кількісний контроль при вирішенні екологічних завдань;
- використовуючи теоретичні положення загальної та аналітичної хімії, довідкові дані, лабораторне обладнання та реактиви, проводити хімічний експеримент;
- використовуючи методики визначення, лабораторне обладнання та необхідні реактиви, визначати кількість хімічного елементу або його сполук в розчині.

3. Структура кредитного модуля

Назви розділів і тем	Кількість годин			
	Всього	у тому числі		
		Лекції	Лабораторні роботи	СРС
<i>Розділ 1. Якісний хімічний аналіз як перший ступінь аналітичного дослідження. Тема 1.1. Перспективи розвитку хімічної науки та промисловості. Предмет аналітичної хімії. Класифікація аналітичних реакцій.</i>	12	2	6	4
<i>Розділ 2. Хімічна рівновага в реальних системах Тема 2.1. Йонні рівноваги в розчинах електролітів.</i>	14	2	8	4
<i>Розділ 3. Основні типи хімічних реакцій, які використовуються в аналітичній хімії. Тема 3.1. Рівноваги в системі осад-розчин.</i>	17	4	8	5
<i>Тема 3.2. Кислотно-основні рівноваги у водних розчинах.</i>	16	4	8	4
<i>Тема 3.3. Комплексоутворення</i>	13	2	7	4
<i>Тема 3.4. Окисно-відновні рівноваги.</i>	14	2	8	4
<i>Розділ 4. Хімічні методи розділення і концентрування.</i>	13	2	7	4
<i>МКР</i>	6	-	2	4
<i>Екзамен</i>	30	-	-	30
<i>РГР</i>	15	-	-	15
<i>Всього годин</i>	150	18	54	78

4. Лекційні заняття

Лекційні заняття спрямовані на надання сучасних, цілісних, взаємозалежних знань з дисципліни «Аналітична хімія – 1. Якісний аналіз», рівень яких

- визначається цільовою установкою до кожної конкретної теми; забезпечення в процесі лекції творчої роботи студентів спільно з викладачем;
- виховання у студентів професійно-ділових якостей і розвиток у них самостійного творчого мислення;
- формування у студентів необхідного інтересу та надання напрямку для самостійної роботи;

- визначення на сучасному рівні розвитку науки в області аналітичної хімії, прогнозування їх розвитку на найближчі роки;
- відображення методичної обробки матеріалу (виділення головних думок і положень, підкреслення висновків, повторення їх у різних формулюваннях);
- набуття наочної, поєднання по можливості з демонстрацією візуальних матеріалів, моделей і зразків;
- викладання чіткою і ясною мовою, роз'яснення всіх нововведених термінів і понять;
- доступність для сприйняття даної аудиторією.

№ з/п	Назва теми лекції та перелік основних питань (перелік дидактичних засобів, посилання на літературу та завдання на СРС)
1	Розділ 1. Якісний хімічний аналіз як перший ступінь аналітичного дослідження <i>Тема 1.1.</i> Перспективи розвитку хімічної науки та промисловості Предмет аналітичної хімії. Класифікація аналітичних реакцій. Методи аналітичної хімії. Загальна схема аналітичного визначення. Література: [1]. С. 3 – 21. <u>Завдання на СРС.</u> Методологічні особливості аналітичної хімії. Становлення аналітичної хімії в Україні. Основні етапи розвитку аналітичної хімії. Періодичний закон Д.І. Менделєєва та аналітична хімія.
2	Розділ 2. Хімічна рівновага в реальних системах <i>Тема 2.1.</i> Йонні рівноваги в розчинах електролітів Фактори, котрі впливають на рівновагу в реальних системах. Прості та складні реакції. Закон діючих мас. Теорія електролітичної дисоціації. Розрахунок рівноважних концентрацій компонентів реакції при дисоціації слабких електролітів. Література: [1]. С. 22-30. <u>Завдання на СРС.</u> Термодинаміка і кінетика хімічних реакцій і процесів.
3-4	Розділ 3. Основні типи хімічних реакцій, які використовуються в аналітичній хімії <i>Тема 3.1. Рівноваги в системі осад-розчин</i> Добуток розчинності. Розчинність малорозчинних сполук. Розчинність під впливом сильних кислот. Розчинність осадів внаслідок комплексоутворення. Розчинність внаслідок окисно-відновних реакцій. Вплив розчинника на розчинність. Література: [1]. С. 82 – 93. <u>Завдання на СРС.</u> Рівновага при осадженні двох малорозчинних сполук. Співосадження. Колоїдні розчини.
5-6	<i>Тема 3.2. Кисотно-основні рівноваги у водних розчинах</i> Протолітична теорія кислот та основ Бренстеда-Лоурі, електронна теорія Льюїса. Йонний добуток води. Поняття про рН. Розрахунок концентрацій водневих йонів розчинів кислот та основ. Гідроліз.

	Концентрація водневих йонів розчинів солей. Буферні розчини. Література: [1]. С. 30 – 56 . <u>Завдання на СРС.</u> Функція кислотності Гаммета. Вплив йонної сили і температури на кислотно-основні рівноваги.
7	Тема 3.3. Комплексоутворення Основні характеристики комплексних сполук. Рівновага в розчинах координаційних сполук. Константи стійкості і зміна стандартної енергії Гіббса. Вплив температури на рівноваги в розчинах координаційних сполук. Література: [1]. С. 67 – 74 . <u>Завдання на СРС.</u> Умовні константи стійкості. Швидкість реакцій комплексоутворення в розчині. Застосування комплексних сполук в аналізі. Органічні реагенти.
8	Тема 3.4. Окисно-відновні рівноваги Рівняння окисно-відновних реакцій. Окисно-відновний потенціал. Константа рівноваги окисно-відновних реакцій. Окисно-відновні властивості води. Швидкість і механізм реакцій окиснення-відновлення. Література: [1]. С. 103 – 114 . <u>Завдання на СРС.</u> Вплив йонної сили і температури на протікання реакцій окиснення-відновлення. ЕРС і зміна стандартної енергії Гіббса.
9	Розділ 4. Хімічні методи розділення і концентрування Маскування, розділення та концентрування. Осадження і співосадження. Екстракція. Сорбція: органічні та неорганічні сорбенти. Загальна характеристика методів. Література: [2]. С. 298-310, 316-349; [1]. С.95-98.

5. Практичні заняття

Згідно робочого навчального плану практичних занять не передбачено.

6. Лабораторні заняття (комп'ютерний практикум)

Лабораторні роботи дозволяють отримати студентам уміння працювати з хімічними реагентами, посудом і приладами, здійснювати хімічний експеримент і проводити первинні наукові дослідження. Для підвищення пізнавальної активності студентів і отримання ними первинних навичок наукових досліджень, в ці класичні лабораторні роботи введені елементи наукового експерименту, а саме:

- самостійно підібрати реактиви для проведення тієї або іншої реакції;
- пояснити протікання однієї реакції і не протікання іншої, на перший погляд подібної, реакції; і так далі.

Тематика лабораторних робіт охоплює основні розділи якісного аналізу. При проведенні лабораторного практикуму створюються умови для

максимально самостійного виконання студентами лабораторних робіт. Тому лабораторні заняття починаються з проведення експрес-опитування по теоретичному матеріалу, необхідному для виконання роботи (з оцінкою), перевірки планів виконання лабораторних робіт, підготовлених студентами в рамках самостійної роботи і закінчується оцінкою роботи студента в лабораторії і отриманих ними результатів.

Номер роботи	Зміст лабораторної роботи	Кількість годин
1	2	3
1	Вступ до якісного аналізу. Дія загальних групових реагентів на катіони металів. Катіони I-ї аналітичної групи. Систематичний аналіз катіонів I-ї аналітичної групи.	6
2	Катіони II-ї та III-ї аналітичних груп. Систематичний аналіз катіонів II-ї та III-ї аналітичних груп.	6
3	Катіони IV-ї аналітичної групи.	6
4	Катіони V-ї аналітичної групи. Систематичний аналіз катіонів IV-ї та V-ї аналітичних груп.	6
5	Катіони VI-ї аналітичної групи. Систематичний аналіз катіонів VI-ї аналітичної групи.	6
6	Аналіз суміші катіонів всіх груп.	6
7	Розділення аніонів на групи. Дія загальних реагентів на аніони. I-а аналітична група аніонів.	4
8	Аніони II-а і III-а аналітичні групи аніонів.	4
9	Аналіз індивідуальних неорганічних речовин.	8
10	Написання МКР.	2
Всього		54

7. Самостійна робота

Самостійна робота студентів займає 60 % часу вивчення курсу, включає також підготовку розрахунково-графічної роботи та підготовку до екзамену. Головне завдання самостійної роботи студентів – це опанування наукових знань в області аналітичної хімії, що не увійшли у перелік лекційних питань, шляхом особистого пошуку інформації, формування активного інтересу до творчого підходу у навчальній роботі та при виконанні розрахунково-графічної роботи.

№ з/п	Назва теми, що виноситься на самостійне опрацювання	Кількість годин СРС
Розділ 1. Якісний хімічний аналіз як перший ступінь аналітичного дослідження		
1	Методологічні особливості аналітичної хімії. Становлення аналітичної хімії в Україні. Основні тенденції розвитку аналітичної хімії. Періодичний закон Д.І. Менделєєва та аналітична хімія. <i>Література: [1] с. 13 – 17; [2] с. 11 – 13.</i>	4
Розділ 2. Хімічна рівновага в реальних системах		
2	Термодинаміка і кінетика хімічних реакцій і процесів. <i>Література: [2] с. 79 – 96.</i>	4
Розділ 3. Основні типи хімічних реакцій, які використовуються в аналітичній хімії		
3	Тема 3.1. Рівноваги в системі осад-розчин Рівновага при осадженні двох малорозчинних сполук. Співосадження. Колоїдні розчини. <i>Література: [1] С. 94 – 103; [2] С. 196 – 203 .</i>	4
	Тема 3.2. Кисотно-основні рівноваги Функція кислотності Гаммета. Вплив йонної сили і температури на кислотно-основні рівноваги. <i>Література: [1] С. 60 – 67.</i>	4
	Тема 3.3. Комплексоутворення. Умовні константи стійкості. Швидкість реакцій комплексоутворення в розчині. Застосування комплексних сполук в аналізі. Органічні реагенти. <i>Література: [1] С. 75 – 82; . [2] С. 151 – 164.</i>	4
	Тема 3.4. Окисно-відновні рівноваги Вплив йонної сили і температури на протікання реакцій окиснення-відновлення. ЕРС і зміна стандартної енергії Гіббса. <i>Література: [1] С. 116 – 122; . [2] С. 185 – 190.</i>	5

4	<u>Розділ 4. Методи маскування, розділення і концентрування.</u> Маскування, розділення та концентрування. Осадження і співосадження. Екстракція. Сорбція: органічні та неорганічні сорбенти. Загальна характеристика методів. <i>Література: [2]. С. 298-310, 316-349; [1]. С.95-98.</i>	4
5	Розрахунково-графічна робота <i>Література: 1 - 7.</i>	15
6	МКР	4
7	Екзамен	30
Всього годин		78

8. Індивідуальні завдання

З метою поглиблення знань студентів з дисципліни, отримання досвіду самостійної роботи в області хімічного аналізу пропонується виконання індивідуального завдання у вигляді розрахунково-графічної роботи. РГР складається із ряду питань і задач. Відповіді на запитання повинні бути чіткими, точними; рівняння хімічних реакцій повинні бути написані в молекулярній та іонній формах. При розв'язуванні задач необхідно подавати початкові формули, а також всі проміжні розрахунки. Необхідні константи наведено в кінці методичних вказівок (Додаток А).

9. Контрольні роботи

З метою контролю рівня засвоєння матеріалу та сприйняття його студентами, протягом семестру проводиться 4 модульні контрольні роботи (по кожному розділу) по 45 хвилин (Додаток Б). Кожний варіант містить 5 запитання. Максимальна кількість балів за контрольну роботу дорівнює 5 балів.

10. Рейтингова система оцінювання результатів навчання

За денною формою навчання пропонується впровадження м'якої рейтингової системи оцінки успішності засвоєння студентами навчального матеріалу з кредитного модуля. Рейтинг студента з кредитного модуля «Аналітична хімія-1. Якісний аналіз» складається з балів, що отримуються за:

- 1) чотири контрольні роботи (запланована за робочим планом МКР поділяється на 4 роботи тривалістю по 22 хвилин);
- 2) виконання 9 лабораторних робіт;
- 3) виконання розрахунково-графічної роботи;

4) відповідь на екзамені (письмово).

Максимальна сума балів стартової складової дорівнює 58 балів. Необхідною умовою допуску до екзамену є зарахування всіх лекційних і лабораторних занять і стартовий рейтинг не менше 34 балів.

На екзамені студент виконує письмову відповідь на питання білета. Кожен білет містить 3 питання. Кожне питання оцінюється у 14 балів.

Положення про рейтингову систему оцінки успішності студентів з кредитного модуля «Аналітична хімія – 1. Якісний аналіз» наведено в додатку Г.

11. Методичні рекомендації

Лекційні заняття проводяться у навчальних групах чисельністю 20-25 студентів, а лабораторні – у навчальних групах чисельністю 10 – 13 осіб.

Дисципліна вивчається шляхом аудиторного прослуховування лекцій, повторення пройденого матеріалу в аудиторні години, детального вивчення пройденого матеріалу в домашніх умовах, на лабораторних заняттях, самостійного вивчення окремих тем.

Для забезпечення студентів методичною літературою розроблено курс лекцій, а також виданий навчальний посібник, рекомендований Міністерством освіти і науки України [8], розроблено методичні вказівки до виконання лабораторних і самостійних робіт, рекомендовані Вченою Радою ІХФ [9], методичні вказівки до виконання розрахунково-графічних робіт [10].

12. Рекомендована література

12.1. Базова

1. Васильев В.П. Аналитическая химия. В 2 ч. Ч. 1. Гравиметрический и титриметрический методы анализа: Учебник для химико-технологических спец. вузов.— М.: Высшая школа, 1989. — 320 с.
2. Основы аналитической химии. В 2 кн. Кн. 1. Общие вопросы. Методы разделения: Учебн. для вузов/ Ю.А. Золотов, Е.Н. Дорохова и др. Под ред. Ю.А. Золотова.- М.: Высш. шк., 2000. — 351 с.
3. Основы аналитической химии. В 2 кн. Кн. 2. Методы химического анализа: Учебн. для вузов/ Ю.А. Золотов, Е.Н. Дорохова и др. Под ред. Ю.А. Золотова.- М.: Высш. шк., 2000. — 494 с.
4. Пилипенко А.Т., Пятницкий И.В. Аналитическая химия. В 2-х книгах.— М.: Химия, 1990.— Кн. 1 — 480 с.
5. Крешков А.П. Основы аналитической химии. В 3-х томах. — М.: Химия, 1976. — т.1. — 584 с.

6. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии.— М.: Химия, 1989.— 448 с.
7. Пилипенко И.В. Теоретические основы аналитической химии. – К.: Вища школа, 1978.— 272 с.
8. Бутченко Л.І., Терещенко О.М., Черьопкіна Р.І. Збірник задач з аналітичної хімії.-К.: ЕКМО, 2011. – 181 с.
9. Аналітична хімія. Якісний хімічний аналіз. Методичні вказівки до вивчення дисципліни/ Укл. Л.І. Бутченко, О.П. Хохотва, О.М. Терещенко, О.В. Глушко – НТУУ «КПІ», 2013. – 136 с.
10. Програма, методичні вказівки та контрольні завдання по курсу “Аналітична хімія”. / Укл.: О.Й. Хоцяновський, Н.В. Чорна, Є.П. Клименко та ін. – НТУУ “КПІ”, 1998. – 52 с. Частина І. Основи аналітичної хімії.

12.2. Допоміжна

11. Теоретические основы аналитической химии/ Пятницкий И.В. – К.: «Вища школа», 1978. – 272 с.
12. Ляшков Ю.С., Клячко Ю.А. Теоретические основы современного качественного анализа. – М.: Химия, 1978 – 321 с.
13. Чарыков А.К. Математическая обработка результатов качественного анализа. – Л.: Химия, 1989. – 168 с.
14. Дорохова Є.М., Прохорова Г.В. Задачі та запитання з аналітичної хімії.— К.: Київ. універ., 2001.—282 с.
15. Практикум по аналитической химии/ Под ред. В.Д. Пономарева, Л.И. Ивановой. – М.:Высшая школа, 1983.-245 с.

13. Інформаційні ресурси

Електронні ресурси з курсу «Аналітична хімія», а саме:

- навчальну програму дисципліни,
- робочу навчальну програму кредитного модуля,
- методичні вказівки до виконання лабораторних робіт,
- методичні вказівки до виконання самостійної роботи

розміщено за адресою <http://www.eco-paper.kpi.ua/for-student>, а також у електронному кампусі.

ПРИКЛАД ВАРІАНТУ РОЗРАХУНКОВО-ГРАФІЧНОЇ РОБОТИ

ВАРІАНТ 1

1. Пояснити оборотні і необоротні реакції? Навести приклади.
2. Написати у молекулярній та іонній формі рівняння реакцій:

$$CaCO_3 + HCl = ; \quad BaCl_2 + H_2SO_4 = ;$$

$$FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6] = ; \quad CuSO_4 + NH_4OH_{(надл)} =$$
 Указати їх застосування в аналітичній хімії.
3. Описати аналітичні властивості сполук: CaC_2O_4 , HCl , $Fe(OH)_3$. Вказати їх агрегатний стан, силу електроліту, розчинність, амфотерність, окислювально-відновні властивості. Для малорозчинних сполук написати ДР, а для слабких електролітів - $K_{дис}$ (користуючись довідником).
4. Добуток розчинності (ДР) і добуток активності (ДА) малорозчинних сполук.
5. Розрахувати ДР $As(OH)_3$, якщо розчинність солі С, подана в моль/л при $25^\circ C$ дорівнює $2,14 \cdot 10^{-5}$.
6. Обчислити розчинність AgJ у воді, в $0,1$ моль/л $AgNO_3$, в $0,1$ моль/л HCl ; $ДР_{AgJ} = 8,3 \cdot 10^{-17}$.
7. Пояснити від чого залежить pH водних розчинів сильних і слабких кислот? Навести приклади.
8. Розрахувати pH водного розчину $NaOH$ з концентрацією $0,02$ моль/л.
9. Обчислити константу гідролізу, ступінь гідролізу і pH водного розчину NaC_2O_4 з концентрацією $0,5$ моль/л.
10. Обчислити концентрацію водневих іонів і pH розчину, одержаного при змішуванні 20 мл $0,1$ моль/л розчину CH_3COOH і 80 мл $0,4$ моль/л розчину CH_3COONa .
11. Написати рівняння утворення комплексних сполук: $Na[BiJ_4]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$. Написати рівняння їх електролітичної дисоціації і вираз констант стійкості. Навести їх числові значення (користуючись довідником).
12. Окислювально-відновні реакції і їх використання в аналітичній хімії.
13. Урівняти коефіцієнти в реакції

$$Cr^{3+} + S_2O_8^{2-} + H_2O = Cr_2O_7^{2-} + SO_4^{2-} + H^+$$
 і розрахувати $K_{рівн}$, якщо $[H^+] = 1$ моль/л.

Питання до контрольних робіт

МКР 1 по темі: “Розрахунки рівноваг у розчинах слабких електролітів”.

Варіант №1

1. Сформулювати закон діючих мас. Константа рівноваги хімічних реакцій. Активність іонів, іонна сила розчину.
2. Навести приклади типів хімічних реакцій, що використовуються в аналізі.
3. Обчислити ступінь дисоціації 0,1 моль/л розчину оцтової кислоти. $K_{\text{дис.}} = 1 \cdot 10^{-5}$.
4. Обчислити концентрацію молекул та йонів у 0,01 моль/л розчині оцтової кислоти. $K_{\text{дис.}} = 1 \cdot 10^{-5}$.
5. Обчислити концентрацію ацетат-йонів у суміші, що складається з 0,05 моль/л оцтової кислоти і 0,1 моль/л соляної кислоти.

Варіант №2

1. Константа дисоціації слабких електролітів. Закон розведення Оствальда.
2. Охарактеризувати чутливість хімічної реакції (межа визначення і граничне розведення).
3. Ступінь дисоціації 0,1 моль/л розчину оцтової кислоти складає 0,01. Розрахувати константу дисоціації цієї кислоти.
4. Обчислити концентрацію молекул та йонів у 0,1 моль/л розчині оцтової кислоти. $K_{\text{дис.}} = 1 \cdot 10^{-5}$.
5. Обчислити концентрацію йонів амонію у суміші, що складається з 0,05 моль/л NH_4OH і 0,1 моль/л NaOH . $K_{\text{дис.}} = 1 \cdot 10^{-5}$.

Варіант №3

1. Привести розрахунок рівноважних концентрацій йонів і молекул у розчинах електролітів.
2. Охарактеризувати вибірковість і специфічність реакції.
3. Електроліт продисоціював на 20 %. Розрахувати константу дисоціації цього електроліту, якщо його концентрація у розчині 0,1 моль/л.
4. Обчислити концентрацію молекул та йонів у 0,01 моль/л розчині аміаку. $K_{\text{дис.}} = 1 \cdot 10^{-5}$.
5. Обчислити концентрацію ацетат-йонів у суміші, що складається з 0,01 моль/л оцтової кислоти і 0,1 моль/л соляної кислоти. $K_{\text{дис.}} = 1 \cdot 10^{-5}$.

Варіант №4

1. Дисоціація слабого електроліту в присутності однойменного йону.
2. Охарактеризувати граничне відношення йонів.
3. Константа дисоціації мурашиної кислоти $1 \cdot 10^{-4}$. Яка ступінь дисоціації цієї кислоти, якщо концентрація її складає 0,01 моль/л.

4. Обчислити концентрацію молекул та йонів у 0,1 моль/л розчині оцтової кислоти. $K_{\text{дис.}} = 1 \cdot 10^{-5}$.
5. Обчислити концентрацію йонів амонію в суміші, що складається з 0,05 моль/л розчину аміаку і 0,1 моль/л гідроксиду натрію. $K_{\text{дис.}} = 1 \cdot 10^{-5}$.

МКР 2 по темі: “Осад-розчин”.

Варіант №1.

1. Охарактеризувати вплив сторонніх електролітів на розчинність малорозчинних сполук.
2. Розрахувати розчинність фосфату кальцію в насиченому водному розчині цієї солі. $DP_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 1,08 \cdot 10^{-38}$.
3. Розрахувати розчинність сірчаноокислого барію в 0,1 моль/л розчині сульфату натрію. $DP_{\text{BaSO}_4} = 1 \cdot 10^{-7}$.
4. Розрахувати в скільки разів розчинність оксалату барію ($DP_{\text{BaC}_2\text{O}_4} = 1 \cdot 10^{-7}$) більше розчинності оксалату кальцію ($DP_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = 1 \cdot 10^{-9}$) в середовищі 0,01 моль/л нітратної кислоти? Константа дисоціації щавлевої кислоти $1 \cdot 10^{-7}$. Пояснити, чи залежить отриманий результат від кислотності середовища?
5. Пояснити, чи випаде осад AgCl , якщо до 10 мл 0,01 моль/л розчину AgNO_3 додати 10 мл 0,01 моль/л розчину NaCl ? $DP_{\text{AgCl}} = 1 \cdot 10^{-10}$.

Варіант №2.

1. Пояснити вплив кислотності середовища на розчинність малорозчинних сполук.
2. Розрахувати добуток розчинності PbCl_2 , якщо його розчинність в насиченому водному розчині складає 0,445 моль/л.
3. Розрахувати розчинність хромату срібла Ag_2CrO_4 в 0,1 моль/л розчині Na_2CrO_4 . $DP_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = 2 \cdot 10^{-12}$.
4. Пояснити, який з цих осадів менш розчинний, якщо добуток розчинності хлориду срібла дорівнює $1 \cdot 10^{-10}$, а хромату срібла – $4 \cdot 10^{-12}$. Обчислити, скільки грамів CaSO_4 міститься в 500 мл насиченого розчину цієї солі, якщо $DP_{\text{CaSO}_4} = 1 \cdot 10^{-5}$.
5. Розрахувати в скільки разів розчинність оксалату барію ($DP_{\text{BaC}_2\text{O}_4} = 1 \cdot 10^{-7}$) більше розчинності оксалату кальцію ($DP_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = 1 \cdot 10^{-9}$) в середовищі 0,01 моль/л нітратної кислоти? Константа дисоціації щавлевої кислоти $1 \cdot 10^{-7}$. Пояснити, чи залежить отриманий результат від кислотності середовища?

Варіант №3.

1. Пояснити вплив однойменних йонів на розчинність малорозчинних сполук.
2. Розрахувати розчинність карбонату срібла і кожного з йонів у насиченому водному розчині цієї солі. $DP_{\text{Ag}_2\text{CO}_3} = 1 \cdot 10^{-12}$.
3. Розрахувати розчинність йодиду свинцю у воді та у 0,01 моль/л розчині йодиду калію. $DP_{\text{PbI}_2} = 1 \cdot 10^{-9}$.

4. Розрахувати розчинність гідроксиду алюмінію у воді та у 0,1 моль/л розчині гідроксиду натрію, якщо $DP_{Al(OH)_3} = 1 \cdot 10^{-33}$, а $K_{\text{нест.}Al(OH)_4^-} = 1 \cdot 10^{-33}$.
5. Пояснити, який з осадів (PbS чи ZnS) менш розчинний в 0,1 моль/л HCl , якщо $DP_{PbS} = 1 \cdot 10^{-27}$, $DP_{ZnS} = 1 \cdot 10^{-22}$, а $K_{H_2S} = 1 \cdot 10^{-21}$. Відповідь обґрунтувати розрахунком.

Варіант №4.

1. Пояснити вплив комплексоутворюючих реагентів на розчинність малорозчинних сполук.
2. Розрахувати розчинність оксалату кальцію і кожного з йонів у насиченому розчині цієї солі ($DP = 4 \cdot 10^{-9}$).
3. Розрахувати розчинність карбонату барію у воді і у 0,1 моль/л розчині Na_2CO_3 .
 $DP_{BaCO_3} = 4 \cdot 10^{-10}$.
4. Розрахувати який з осадів ($Al(OH)_3$ чи $Zn(OH)_2$) більш розчинний і у скільки разів у 1 моль/л розчині $NaOH$, якщо $K_{\text{нест.}Al(OH)_4^-} = 1 \cdot 10^{-33}$, а $K_{\text{нест.}Zn(OH)_4^{2-}} = 1 \cdot 10^{-15}$. Розрахувати у скільки разів розчинність PbS в 1 моль/л розчині HCl буде більшою, ніж у воді, якщо $DP_{PbS} = 1 \cdot 10^{-27}$, $K_{H_2S} = 1 \cdot 10^{-21}$.
5. Розрахувати у скільки разів розчинність PbS в 1 моль/л розчині HCl більше, ніж у воді, якщо $DP_{PbS} = 1 \cdot 10^{-27}$, $K_{H_2S} = 1 \cdot 10^{-21}$.

МКР 3 по темі: “Кислотно-основні рівноваги у водних розчинах”

Варіант 1:

1. Вивести формулу для розрахунку константи гідролізу, ступеня гідролізу і рН солі типу $NaAc$.
2. Обчислити рН наступних розчинів:
 - а) $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л HCl ;
 - б) 0,02 моль/л KOH ;
 - в) 5-% розчину HF ($K_{HF} = 6 \cdot 10^{-4}$),
 - г) 0,1 моль/л $NaCl$.
3. Пояснити, який з наступних розчинів має більш лужну реакцію: CH_3COOK ($K_{CH_3COOH} = 1 \cdot 10^{-5}$) чи $HCOOK$ ($K_{HCOOH} = 1 \cdot 10^{-4}$)?
4. Вивести формулу для розрахунку рН буферної суміші типу $NH_4OH + NH_4Cl$.
5. Обґрунтувати, які з наступних сумішей розчинів являються буферними:
 $KCl + HCl$; $HAc + NaAc$; $Na_2HPO_4 + NaH_2PO_4$; $HCOOH + HCOONa$; $HNO_3 + KNO_3$.

Варіант 2:

1. Пояснити, що таке йонний добуток води, шкала рН. Привести розрахунок рН сильних кислот і основ.
2. Розрахувати рН наступних розчинів:
 - а) 0,01 моль/л HCl ;
 - б) 1-% розчину $HCOOH$ ($K_{HCOOH} = 1 \cdot 10^{-4}$);

- в) 0,1 моль/л KNO_3 ;
г) 0,5 моль/л NaAc .
3. Пояснити, який з наступних розчинів має більш лужну реакцію: NaClO ($K_{\text{HClO}} = 5 \cdot 10^{-8}$) чи NaBrO ($K_{\text{HBrO}} = 2 \cdot 10^{-9}$).
4. Вивести формулу для розрахунку pH буферної суміші типу: $\text{HAc} + \text{NaAc}$.
5. Розрахувати pH наступних сумішей:
а) 150 мл 0,5 моль/л NH_4Cl + 50 мл 0,5 моль/л NH_4OH ;
б) 0,1 моль/л KCl + 0,01 моль/л HCl .

Варіант 3:

1. Вивести формулу для розрахунку константи гідролізу, ступеня гідролізу і pH солі типу NH_4Cl .
2. Обчислити pH наступних розчинів:
а) $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л HNO_2 ($K_{\text{HNO}_2} = 5 \cdot 10^{-4}$);
б) 0,2 моль/л NaOH ;
в) 10-% розчину NH_4OH ($K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1 \cdot 10^{-5}$);
г) 5-% розчину KNO_3 .
3. Пояснити, який з наступних розчинів має більш кислу реакцію: Na_2Se ($K^2_{\text{H}_2\text{Se}} = 1 \cdot 10^{-11}$) чи Na_2SeO_3 ($K^2_{\text{H}_2\text{SeO}_3} = 4 \cdot 10^{-9}$)?
4. Вивести формулу для розрахунку pH буферної суміші типу: $\text{HCOOH} + \text{HCOOK}$.
5. Розрахувати pH наступних сумішей:
а) 100 мл 0,2 моль/л NaAc + 400 мл 0,1 моль/л HAc ;
б) 50 мл 0,5 моль/л HCl + 150 мл 0,5 моль/л KCl .

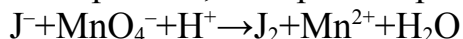
Варіант 4:

1. Вивести формулу для розрахунку константи гідролізу, ступеня гідролізу і pH солі типу NH_4Ac .
2. Розрахувати pH наступних розчинів:
а) 0,2 моль/л HNO_3 ;
б) $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л NaOH ;
в) $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л KCl ;
г) 10-% розчину HCN ($K_{\text{HCN}} = 6 \cdot 10^{-10}$).
3. Пояснити, який из наступних розчинів має більш лужну реакцію: KCN ($K_{\text{HCN}} = 1 \cdot 10^{-9}$) чи CH_3COONa ($K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1 \cdot 10^{-5}$)?
4. Вивести формулу для розрахунку pH буферної суміші типу: $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{KHCO}_3$.
5. Розрахувати pH наступних сумішей:
а) 0,1 моль/л HNO_3 + 0,1 моль/л NaNO_3 ;
б) 250 мл 0,1 моль/л NH_4Cl + 150 мл 0,1 моль/л NH_4OH .

МКР 4 по темі: “Реакції комплексоутворення та окислення-відновлення”.

Варіант №1

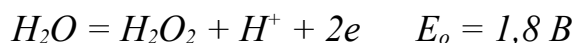
1. Охарактеризувати комплексні сполуки за їх основними ознаками.
2. Константа стійкості комплексного іону $[Al(OH)_4]^-$ дорівнює 10^{33} . Розрахувати, при якому рН алюміній зв'яжеться у комплекс приблизно на 90 %?
3. Окисно-відновна реакція. Поняття окисника, відновника напівреакції.
4. Написати рівняння Нернста в загальному вигляді і для напівреакцій для наступної окисно-відновної реакції, попередньо розставивши коефіцієнти:



5. Розставити коефіцієнти і розрахувати константу рівноваги наступної реакції, що протікає в середовищі азотної кислоти з концентрацією 1 моль/л:
 $J^- + MnO_4^- + H^+ \rightarrow JO_3^- + Mn^{2+} + H_2O$ $E_{ок.} = 1,51 \text{ В}$; $E_{восст.} = 1,11 \text{ В}$.

Варіант №2

1. Охарактеризувати дисоціацію комплексних сполук і способи вираження їх міцності.
2. Є два комплекси однакової міцності, причому до складу першого входить аніон слабкої кислоти, а до складу другого – аніон сильної кислоти. Пояснити, який з комплексів буде утворюватися в сильноокислих середовищах і чому?
3. Комплексний іон $[Fe(SCN)_4]^-$ має константу стійкості 10^4 . Пояснити при якій концентрації роданід-йонів залізо зв'яжеться на 50 % в комплекс?
4. Окисно-відновний потенціал. Рівняння Нернста. Пояснити вплив рН на глибину протікання окисно-відновних реакцій.
5. Розставити коефіцієнти і розрахувати окисно-відновний потенціал напівсистеми:



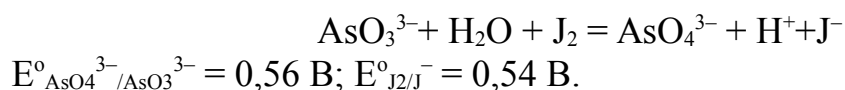
при наступних умовах: концентрація азотної кислоти – 2 моль/л;
концентрація H_2O_2 – 0,25 моль/л.

Варіант №3

1. Пояснити вплив рН на утворення комплексів.
2. Константа стійкості комплексного йону $[Co(C_2O_4)_2]^{2-}$ дорівнює 10^4 . Розрахувати, при якій концентрації оксалату кобальт зв'яжеться в комплекс на 80 %?
3. Вивести рівняння для розрахунку константи рівноваги окисно-відновної реакції.
4. Розставити коефіцієнти і розрахувати окисно-відновний потенціал наступної системи при концентрації азотної кислоти 0,1 моль/л і азотнокислого марганцю 0,01 моль/л:

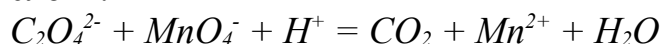


5. Розрахувати напрям окисно-відновної реакції при кислотності середовища 1 моль/л, попередньо розставивши коефіцієнти:



Варіант №4

1. Написати реакції утворення наступних сполук: $\text{H}_2[\text{HgCl}_4]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$, рівняння їх електролітичної дисоціації і вираз констант стійкості.
2. Розрахувати при якому рН хром зв'яжеться в комплекс $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ на 60 %, якщо $K_{\text{см. } [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}} = 1 \cdot 10^{30}$.
3. Пояснити вплив концентрацій компонентів ред-окс пари, а також реакції середовища на значення окисно-відновного потенціалу.
4. Розставити коефіцієнти и розрахуйте $K_{\text{рівн.}}$ наступної реакції в середовищі 1 моль/л сірчаної кислоти:



$$E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = +1,51 \text{ В}, E^\circ_{\text{CO}_2/\text{C}_2\text{O}_4^{2-}} = -0,49 \text{ В}$$

5. На основі значень нормальних окисно-відновних потенціалів визначити, чи можна дією KMnO_4 в лужному середовищі окислити: S^{2-} до S° , J_2 до JO_3^- , Br^- до BrO^- , Co^{2+} до $\text{Co}(\text{OH})_3$?

$$E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_4^{2-}} = +0,56 \text{ В}, E^\circ_{\text{JO}_3^-/\text{J}_2} = +0,21 \text{ В}, E^\circ_{\text{S}/\text{S}^{2-}} = -0,48 \text{ В}, E^\circ_{\text{BrO}^-/\text{Br}^-} = +0,76 \text{ В}, E^\circ_{\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}} = +0,176 \text{ В}.$$

Перелік питань на екзамен

1. Охарактеризувати перспективи хімічного розвитку хімічної науки та промисловості.
2. Предмет аналітичної хімії.
3. Класифікація аналітичних реакцій. Типи реакцій, які використовуються в аналізі.
4. Періодичний закон і періодична система Д. І. Менделєєва та її значення в аналітичній хімії. Значення хіміко-аналітичних властивостей йонів в зв'язку з положенням елементів в періодичній системі.
5. Аналітична характеристика хімічних реакцій: границя визначення, чутливість, специфічність, граничне відношення іонів.
6. Йонні рівноваги в розчинах електролітів.
7. Прості та складні реакції.
8. Закон діючих мас.
9. Теорія електролітичної дисоціації.
10. Розрахунок рівноважних концентрацій компонентів реакції при дисоціації слабких електролітів.
11. Реакції осадження.
12. Охарактеризувати умови розчинення і утворення осадів.
13. Добуток розчинності. Вплив одноіменних йонів на розчинність осадів.
14. Розчинність осадів у кислотах.
15. Розчинність осадів при утворенні комплексів.
16. Осади кристалічні та аморфні.
17. Кислотно-основні рівноваги у водних розчинах.
18. Йонний добуток води. Поняття про рН.
19. Концентрація водневих йонів розчинів кислот та основ.
20. Гідроліз. Концентрація водневих йонів розчинів солей.
21. Буферні розчини.
22. Комплексні сполуки у водневих розчинах.
23. Комплексні сполуки з аніонами сильних і слабких кислот.
24. Вплив рН, концентрації лігандів на утворення комплексних сполук.
25. Застосування комплексних сполук в аналізі.
26. Реакції окиснення-відновлення. Загальна характеристика.
27. Окисно-відновний потенціал. Рівняння Нернста.
28. Окисний потенціал і напрям окиснення-відновлення.
29. Константа рівноваги окислювально-відновної реакції.
30. Вплив рН на глибину проходження окислювально-відновних реакцій в аналізі.
31. Методи маскування, розділення і концентрування. Осадження та співосадження. Загальна характеристика методів.
32. Методи маскування, розділення і концентрування. Екстракція. Загальна характеристика методів.
33. Сорбція, органічні та неорганічні сорбенти, які використовуються в аналізі. Загальна характеристика методів.

ПОЛОЖЕННЯ
про рейтингову систему оцінки успішності студентів з кредитного модуля

«Аналітична хімія-1. Якісний аналіз»
за спеціальністю 101 Екологія
спеціалізацією Екологічна безпека
інженерно-хімічного факультету

Розподіл навчального часу за видами занять і завдань з кредитного модуля згідно з робочим навчальним планом

<i>Семестр</i>	<i>Навчальний час</i>		<i>Розподіл навчальних годин</i>				<i>Контрольні заходи</i>		
	<i>кредити</i>	<i>акад. год</i>	<i>лекц.</i>	<i>пр.</i>	<i>лаб. роб. +інд. зан.</i>	<i>СРС+е кз.</i>	<i>МКР</i>	<i>РГР</i>	<i>семестр-ц. рова</i>
3	5	150	18/2	-	54/6+16	78	1	1	екзамен

Рейтинг студента з кредитного модуля складається з балів, що він отримує за:

- 1) чотири контрольні роботи (МКР поділяється на 4 роботи тривалістю по 22 хвилини);
- 2) виконання 9 лабораторних робіт;
- 3) виконання розрахунково-графічної роботи;
- 4) відповідь на екзамені.

Система рейтингових (вагових) балів та критерій оцінювання:

1. Модульні контрольні.

Ваговий бал – 5. Максимальна кількість балів за всі контрольні роботи дорівнює: 5 балів x 4 роботи = 20 балів.

Критерії оцінювання контрольних робіт

Бал	Повнота відповіді
5	«відмінно», повна відповідь (не менше 90 % потрібної інформації);
4	«добре», неповне розкриття одного з питань або повна відповідь з незначними неточностями;
3	«задовільно», неповне розкриття питання (не менше 60 % потрібної інформації) та незначні помилки;
0	незадовільна робота (не відповідає вимогам на 3 бали).

2. Лабораторні роботи.

Ваговий бал – 2,0 бали.

- Попередньо оформлений протокол, повністю виконана (з першого разу отримані позитивні результати) і оформлена лабораторна робота, гарний і своєчасний захист роботи----- 2,0 – 1,5 бали.
- Попередньо оформлений протокол, правильне оформлення роботи, гарний, своєчасний захист, але робота виконана з незначною похибкою----- 1,4 – 1,2 бали.
- Робота виконана з грубими помилками, відсутнє відповідне оформлення, своєчасний, але з помилками захист роботи----- - 1,1 – 0,9 бали.
- Робота не виконана, не захищена або захищена з запізненням 4 тижня----- 0,8 – 0 балів.
- У разі недопущення до лабораторної роботи у зв'язку з незадовільним вхідним контролем нараховується штрафний (-1) бал.

3. Розрахункова- графічна робота.

Ваговий бал – 20 балів.

- «Відмінно», виконані всі вимоги до роботи (робота акуратно оформлена, відповіді на запитання викладені в повному обсязі, відповіді обґрунтовані, наведені приклади та рівняння хімічних реакцій)----- 20,0 – 19,0 бали.
- «Добре», достатньо повна відповідь, розрахунки містять незначні помилки ----- 18,9 – 15,0 бали.
- «Задовільно», відсутні відповіді на 2-3 теоретичні питання або розрахунки викладено з грубими помилками ----- 14,9 – 13,0 бали.
- «Незадовільно», в роботі висвітлені лише половина питання, є грубі помилки, робота виконана неакуратно -----12,9 – 0 бали.
- За кожний тиждень запізнення з поданням роботи розрахункової роботи на перевірку нараховується штрафний (-1) бал.

Таким чином, рейтингова семестрова шкала з кредитного модуля складає:

$$R_C = 4 \cdot 5 + 9 \cdot 2 + 20 = 58 \text{ балів}$$

Складова екзамену дорівнює 42 % від R:

$$R_{\text{екз}} = 42 \text{ бали}$$

Таким чином, рейтингова шкала з кредитного модуля складає:

$$R = R_C + R_{\text{екз}} = 58 + 42 = 100 \text{ балів}$$

Максимальна сума балів стартової складової дорівнює 58 балів. Необхідною умовою допуску до екзамену є зарахування всіх лабораторних занять і стартовий рейтинг не менше 34 балів.

За результатами навчальної роботи за перші 7 тижнів «ідеальний студент» має набрати 29 балів. На першій атестації (8-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше 14 балів.

За результатами навчальної роботи за 13 тижнів навчання «ідеальний студент» має набрати 58 балів. На другій атестації (14-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше 29 балів.

На екзамені студенти виконують письмову контрольну роботу. Кожне завдання містить 3 питання. Кожне питання оцінюється у 14 балів. Система оцінювання питань:

- «відмінно», повна відповідь (не менше 90 % потрібної інформації) – 14-12,6 балів;
- «добре», достатньо повна відповідь (не менше 75 % потрібної інформації або незначні неточності) – 12,5-10,5 балів;
- «задовільно», неповна відповідь (не менше 60 % потрібної інформації та деякі помилки) – 10,4-8,4 балів;
- «незадовільно», незадовільна відповідь – 0 балів.

Сума стартових балів і балів за екзаменаційну контрольну роботу переводиться до екзаменаційної оцінки згідно з таблицею.

Бали $R=R_C+R_{\text{ЕКЗ}}$	ECTS оцінка	Екзаменаційна оцінка
95-100	A	відмінно
85-94	B	добре
75-84	C	добре
65-74	D	задовільно
60-64	E	задовільно
Менше 60	Fx	незадовільно
Незараховані лабораторні роботи або $R_C < 34$	F	не допущено

Склав: доц. каф. екології та технології рослинних полімерів Терещенко О.М.
(посада викладача, прізвище та ініціали, підпис)

Затверджено на засіданні кафедри екології та технології рослинних полімерів
(назва кафедри)

Протокол № 10 від 18 .05. 2017

Завідувач кафедри

_____ Гомеля М.Д.
(підпис) (ініціали, прізвище)

Протокол № _____ від _____ . 2018

Завідувач кафедри

_____ Гомеля М.Д.
(підпис) (ініціали, прізвище)