

НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ
УКРАЇНИ

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

«ЗАТВЕРДЖУЮ»
Директор ІНІ ЕАіЕ

Коплун В.В./
2022 р.

РОЗГЛЯНУТО І СХВАЛЕНО

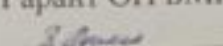
на засіданні кафедри аналітичної
біонеорганічної хімії та якості води

Протокол № 12 від « 23 » 05 2022 р.

Завідувач кафедри  В. А. Копілевич

«РОЗГЛЯНУТО»

Гарант ОП БМІ

 Никифорова Л.С.

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ
«ХІМІЯ»

Рівень вищої освіти (ОС) – перший (бакалавр)
Спеціальність 163 «Біомедична інженерія»
Освітня програма Біомедична інженерія
ІНІ Енергетики, автоматики і енергозбереження
Розробник: професор кафедри аналітичної і біонеорганічної хімії та
якості води д.х.н., професор Копілевич В.А.

КИЇВ – 2022

© Копілевич В.А., 2022 р.

1. Опис навчальної дисципліни

ХІМІЯ

Галузь знань, напрям підготовки, спеціальність, освітньо-кваліфікаційний рівень		
Галузь знань	16 – Хімічна та біотехнологія	
Освітній рівень	Бакалавр	
Спеціальність	163 – Біомедична інженерія	
Спеціалізація		
Характеристика навчальної дисципліни		
Вид	Обов'язкова	
Загальна кількість годин	120 год	
Кількість кредитів ECTS	4	
Кількість змістових модулів	4	
Навчальна практика	-	
Курсовий проект (робота) <small>(якщо є в робочому навчальному плані)</small>	немає	
Форма контролю	Екзамен	
Показники навчальної дисципліни для денної та заочної форм навчання		
	денна форма навчання	заочна форма навчання
Рік підготовки	1	_____
Семестр	1	_____
Лекційні заняття	30 год.	_____ год.
Практичні, семінарські заняття	_____ год.	_____ год.
Лабораторні заняття	30 год.	_____ год.
Самостійна робота	60 год.	_____ год.
Індивідуальні завдання (навчальна практика)	__ год.	_____ год.
Кількість тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних самостійної роботи студента	4 год. 4 год.	

2. Мета і завдання навчальної дисципліни

Дисципліна “Хімія” належить до обов’язкових компонентів ОПП циклу дисциплін загальної підготовки, які забезпечує формування фундаменту знань та практичних навичок фахівця у галузі біомедичної інженерії, необхідних для вивчення професійно орієнтованих та спеціальних дисциплін.

Мета: вивчення курсу хімії є оволодіння знаннями про хімічні закони і закономірності хімічних перетворень (хімічна форма руху матерії) з орієнтацією на ендогенні процеси, що відбуваються у об’єктах навколишньому середовищі, про властивості і застосування хімічних елементів та їх біогенних сполук та формування навичок виконання аналітичного експерименту.

Завдання:

- вивчення основ дисципліни як складової фундаментальної підготовки спеціалістів у галузі наук;
- створення наукової бази для вивчення ряду професійно орієнтованих та спеціальних дисциплін (біотехнологія, екологія, біохімія, ветеринарна медицина, хімічний захист рослин тощо);
- засвоєння основних прийомів виконання хімічних вимірювань.

Вхідні вимоги до знань, умінь та навичок студента. Знати хімічну термінологію, основні закони хімічної стехіометрії, класифікацію і суть хімічних реакцій та основних типів хімічних речовин (оксидів, кислот, основ, солей) за обсягом програми середньої школи. **Уміти** складати рівняння хімічних реакцій. **Мати навички** виконувати хімічні експерименти на рівні дослідів у пробірках.

У результаті вивчення навчальної дисципліни студент повинен знати: класифікацію хімічних елементів та утворюваних ними хімічних сполук відповідно груп, підгруп і періодів періодичної системи Д. І. Менделєєва; основні закони хімічної кінетики та хімічної рівноваги; сучасні уявлення про будову атому та молекули; закономірності зміни хімічної активності простих і складних речовин з позицій їх будови, природи та особливостей хімічного зв’язку в них; природу розчинів основних типів хімічних сполук s-, p- і d-елементів і їх властивості відносно процесів електролітичної дисоціації та гідролізу; природу процесів зі зміною ступеня окиснення елементів; сутність електрохімічних процесів; природу, будову, хімічні властивості координаційних (комплексних) сполук; основи якісного аналізу; основні поняття кількісних вимірювань; поняття і принципи використання гомогенної і гетерогенної рівноваги в аналізі розчинів і осадів; принципи і теоретичне обґрунтування кількісного аналізу методами кислотно-основного титрування, редоксметрії, комплексометрії; приклади хімічних реакцій і процесів в природі, антропогенній діяльності людини, у виробництві, зберіганні та переробці сільськогосподарської і харчової продукції та лікарських і побутових препаратів; **вміти:** користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з загальної, неорганічної, біонеорганічної хімії та аналітичної хімії (у тому числі електронними навчальними курсами), проводити розрахунки за рівняннями хімічних реакцій, вирішувати розрахункові задачі із застосуванням обчислювальної техніки; **мати навички** роботи в хімічній лабораторії, самостійного виконання хімічних експериментів, оформляти результати досліджень у вигляді звіту в лабораторному журналі.

3. Програма та структура навчальної дисципліни

Змістовий модуль 1. Основні поняття і закони хімії

Тема лекційного заняття 1: Хімія як складова природничих наукових дисциплін. Діалектичні зв'язки хімії з фізикою та біологією. Хімічна форма руху матерії. Предмет і задачі хімії. Загальні поняття хімії та її завдання. Поширення хімічних елементів у природі. Основні поняття атомно-молекулярного вчення. Фізичні величини і деякі константи у хімічній стехіометрії.

Тема лекційного заняття 2: Періодичність зміни будови та властивостей хімічних елементів та їх сполук. Періодичний закон як відображення хімічної форми руху матерії. Структура періодичної системи хімічних елементів Д.І.Менделєєва. Огляд загальних фізичних і хімічних властивостей атомів елементів та періодичність їх змін .

Тема лекційного заняття 3: Будова атома як основа понять сучасної хімії про природу хімічних перетворень. Сучасні уявлення про будову ядра і атома в цілому; розміри ядра, електронів та атома. Основні положення теорії будови атома Бора. Хвильова природа електрона та поняття про корпускулярно-хвильовий дуалізм мікрочастинок. Електронна орбіталь. Поняття про хвильову функцію. Квантові числа, їх фізичний зміст, можливі значення. Атомні орбіталі, конфігурація електронних орбіталей та їх розміщення в просторі. Принцип Паулі. Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів у багатоелектронних атомах. Принцип найменшої енергії, правило Хунда. Електронні та електронно-графічні формули розташування електронів в атомах елементів. Правила Клечковського.

Тема лекційного заняття 4: Хімічний зв'язок і будова молекул. Поняття хімічного зв'язку. Типи хімічних зв'язків. Показники, що характеризують молекулу як найменшу частинку речовини, і яка є носієм хімічних властивостей. Ковалентний зв'язок; якісний квантово-механічний аналіз утворення ковалентного зв'язку; поняття про метод валентних зв'язків; основні характеристики ковалентного зв'язку (енергія, довжина, кратність, насичуваність, направленість, ступінь полярності); донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку, поняття дативного механізму його утворення. Іонний зв'язок та іонні кристали: енергія утворення іонної ґратки та іонні радіуси, закономірності зміни цих властивостей в групах та періодах; поняття про електричний дипольний момент та ефективні заряди атомів; ступінь іонності зв'язку; іонний зв'язок як приклад сильно поляризованого ковалентного зв'язку, його характеристики. Водневий зв'язок як випадок ковалентного трицентрового зв'язку, механізм його утворення та основні характеристики; роль водневого зв'язку в будові біогенних сполук. Металічний зв'язок: координаційні числа атомів у металах та розосередженість електронних взаємодій; поняття електронного газу; вплив характеру хімічного зв'язку в металах на особливості їх фізичних та хімічних властивостей.

Змістовий модуль 2. Основні закони хімічних перетворень.

Тема лекційного заняття 5: Хімічна кінетика і рівновага. Поняття гомогенних та гетерогенних реакцій. Поняття хімічної кінетики. Швидкість хімічних реакцій і фактори, що впливають на неї. Закон діючих мас як основний закон хімічної кінетики. Тепловий ефект реакції. Вплив температури на швидкість хімічних реакцій. Правило Вант-Гоффа. Поняття про каталіз і каталізатори. Інгібітори. Прямі і зворотні реакції. Хімічна рівновага та її природа. Константа рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги, принцип Ле-Шательє. Особливості стану рівноваги в гетерогенних системах.

Тема лекційного заняття 6: Розчини та їх властивості. Розчини електролітів та електролітична дисоціація. Поняття про розчини; причини утворення, склад та концентрація розчинів. Колігативні властивості розчинів. Поняття про розчини електролітів та неелектролітів. Положення теорії електролітичної дисоціації. Класифікація неорганічних сполук з точки зору теорії електролітичної дисоціації та реакції в розчинах електролітів.

Тема лекційного заняття 7: Гідроліз солей. Вода як амфоліт, водневий показник. Поняття гідролізу солей. Типи реакцій міжмолекулярного гідролізу солей. Кількісні характеристики процесу гідролізу. Зміщення положення хімічної рівноваги процесу гідролізу за правилом Ле-Шательє. Явище повного гідролізу.

Змістовий модуль 3. Хімічні реакції і процеси.

Тема лекційного заняття 8-9: Реакції окислення-відновлення. Загальні поняття про процеси окислення та відновлення. Типові окисники та відновники. Основні правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій; передбачення продуктів ОВР. Вплив середовища на хід реакцій окислення-відновлення. Класифікація окисно-відновних реакцій. Поняття про ОВ-реакції на електродах. Кількісна оцінка процесів окислення і відновлення. Електродні потенціали та ряд напруг металів.

Тема лекційного заняття 10: Комплексні (координаційні) сполуки. Теорія Вернера як основа будови координаційних (комплексних) сполук. Роль донорно-акцепторного механізму ковалентного зв'язку в утворенні координаційних сполук. Типові донори і акцептори електронних пар та особливості їх електронної будови. Центральний атом-комплексоутворювач та значення координаційних чисел. Типові ліганди. Класифікація координаційних сполук за зарядом комплексного іону та хімічною природою лігандів. Номенклатура комплексних сполук. Приклади реакцій утворення найпоширеніших типів координаційних сполук. Комплексні сполуки в розчинах. Ступінчаста дисоціація комплексних сполук. Константи стійкості комплексних іонів. Просторова будова координаційних сполук, поняття про їх ізомерію. Поширення координаційних сполук та їх роль у живій природі. Природні гумати та штучні органічні пестициди як ліганди комплексних сполук.

Змістовий модуль 4. Аналітична хімія і хімічний аналіз

Тема лекційного заняття 11: Предмет, завдання, значення аналітичної хімії та її місце серед природничих наук. Якісний аналіз розчинів. Предмет та завдання аналітичної хімії. Сучасна класифікація методів хімічного аналізу. *Основні поняття якісного хімічного аналізу:* поняття про реактиви; аналітичні реакції та способи їх виконання; чутливість аналітичних реакцій; типи аналітичних реакцій та реагентів. *Використання групових, підгрупових, селективних та специфічних реагентів для встановлення якісного складу речовини за катіоном та аніоном*

Тема лекційного заняття 12: Суть і завдання кількісних вимірювань і розрахунків. Кількісні вимірювання у хімічному аналізі: Одиниці маси і об'єму. Поняття про типи розчинів та концентрацію. Способи та одиниці виразу концентрації реагентів; особливості приготування розчинів заданої концентрації. Розрахунки у приготуванні розчинів різних видів концентрації та їх співвідношення. *Математична статистика в хімічному аналізі.* Чутливість і точність вимірів. Правильність і відтворюваність результатів. Методи встановлення правильності результатів. Правила поводження із значущими цифрами. Час (експресність) хімічного аналізу. Помилки в титруванні та гравіметрії.

Тема лекційного заняття 13: Рівновага у гомогенних системах та її застосування для оцінки реакцій кислотно-основної взаємодії, окислення-

відновлення та комплексоутворення. Хімічна рівновага для кількісної оцінки гомогенних систем. Закон діючих мас до процесу електролітичної дисоціації. Водневий та гідроксильний показники як одна з умов проведення аналітичних реакцій. Застосування буферних розчинів в хімічному аналізі.

Тема лекційного заняття 14: Суть рівноваги у титриметрії. Основні групи методів титриметрії. Теоретичні положення методу нейтралізації. Теоретичні положення методів редоксметрії. Теоретичні положення комплексонометрії.

Тема лекційного заняття 15: Еквівалентність у методах титриметрії. Поняття точки еквівалентності у титриметрії. Криві титрування у методах титриметрії. Розрахунок кривої титрування у методі нейтралізації. Криві титрування у редоксметрії. Індикатори в титриметрії. Кислотно-основні індикатори. Індикатори у редоксметрії. Розрахунки в осаджувальному титруванні.

4. Структура навчальної дисципліни

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин													
	денна форма							Заочна форма						
	тижні	усього	у тому числі					усього	у тому числі					
			л	п	лаб	інд	с.р.		л	п	лаб	інд	с.р.	
Змістовий модуль 1. Основні поняття і закони хімії														
Тема 1. Хімія як складова природничих наук	1	6	2		2		2							
Тема 2. Періодичність зміни будови та властивостей елементів та їх сполук	2	6	2		2		2							
Тема 3. Будова атома	3	8	2		2		4							
Тема 4. Хімічний зв'язок і будова молекул	4	8	2		2		4							
Разом за змістовим мод. 1	1-4	28	8		8		12							
Змістовий модуль 2. Основні закони хімічних перетворень														
Тема 5. Хімічна кінетика і рівновага	5	6	2				4							
Тема 6. Розчини та їх властивості. Розчини електролітів та дисоціація	6	8	2		4		2							
Тема 7. Гідроліз солей	7	8	2		2		4							
Разом за змістовим мод. 2	5-7	22	6		6		10							
Змістовий модуль 3. Хімічні реакції і процеси														
Тема 8-9. Реакції окислення-відновлення	8-9	16	4		4		8							
Тема 10. Комплексні (координаційні) сполуки	10	10	2		2		6							
Разом за змістовим мод. 3	8-10	26	6		6		14							
Змістовий модуль 4. Аналітична хімія і хімічний аналіз														
Тема 11. Предмет і завдання аналітичної хімії. Якісний аналіз розчинів.	11	8	2		2		4							
Тема 12. Суть і завдання кількісних вимірювань і розрахунків.	12	10	2		2		6							

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин													
	денна форма						Заочна форма							
	тижні	усього	у тому числі					усього	у тому числі					
			л	п	лаб	інд	с.р.		л	п	лаб	інд	с.р.	
Тема 13. Рівновага у гомогенних системах та її застосування для оцінки реакцій кислотно-основної взаємодії, окислення-відновлення та комплексоутворення.	13	10	2		2		6							
Тема 14. Суть рівноваги у титриметрії.	14	8	2		2		4							
Тема 15. Еквівалентність у методах титриметрії.	15	8	2		2		4							
Разом за змістовим модулем 4	11-15	44	10		10		24							
Усього годин	1-15	120	30		30		60							

5. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Загальні правила роботи в хімічній лабораторії. Техніка лабораторних робіт. Контрольна робота зрізу знань.	2
2	Повторення принципів номенклатури неорганічних сполук та їх класифікації. Вивчення хімічних властивостей різних типів сполук	4
3	Правила складання електронних формул елементів, визначення їх можливої валентності та ступенів окиснення.	2
4	Якісна оцінка типів хімічного зв'язку та будови молекул кислот, основ, солей, оксидів Модульна контрольна робота щодо основних понять і законів хімії	2
5	Вивчення правил складання рівнянь у розчинах електролітів	2
6	Вивчення правил складання рівнянь реакцій гідролізу та визначення рН Модульна контрольна робота щодо основних законів хімічних перетворень	2
7	Вивчення правил складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Вивчення типів окисно-відновних реакцій	4
8	Правила складання формул координаційних сполук та рівнянь з їх участю. Вивчення їх властивостей Модульна контрольна робота «Хімічні реакції і процеси»	2
9	Вивчення техніки якісного аналізу біогенних катіонів і аніонів	2
10	Техніка роботи у кількісному аналізі: зважування, мірний посуд, фільтрування. Об'ємний аналіз. Розрахунки в об'ємному аналізі.	2
11	Метод нейтралізації. Приготування робочих розчинів.	2
12	Вимірювання методами редоксметрії. Приготування робочих розчинів для перманганатометрії і йодометрії.	2
13	Метод комплексонометрії. Приготування робочих розчинів.	2
	Разом	30

6. Самостійна робота

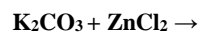
№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Застосування законів хімічної стехіометрії. Атомістична теорія	8
2	Хімічні зв'язки і будова речовини в конденсованому стані	4
4	Швидкість хімічних реакцій і хімічна рівновага	2
5	Розчини і їх концентрація	4
6	Внутрішньо молекулярний гідроліз	4
7	Окисно-відновні потенціали. Стандартні електродні потенціали металів. Гальванічні елементи. Напрямок окисно-відновних реакцій. Електроліз як окисно-відновний процес. Корозія металів як окисно-відновний процес.	8
8	Ізмерія комплексних сполук. Стан комплексних сполук у розчині	6
9	Типи аналітичних реакцій і реагентів, їх ознаки; класифікація аналітичних реагентів і розрахунки показників чутливості реакцій. Методики якісного аналізу на вміст катіонів, аніонів.	4
10	Розрахунки у приготуванні розчинів різних видів концентрації та їх співвідношення	6
11	Оцінка достовірності аналітичних даних. Відтворюваність та правильність експериментальних даних. Типи систематичних помилок. Індивідуальні та інструментальні систематичні помилки.	4
12	Діаграми розподілу. Типи діаграм розподілу. Розрахунок і побудова діаграм розподілу та концентраційно-логарифмічних діаграм для методу кислотно-основної взаємодії	4
13	Діаграми розподілу для окисно-відновних систем	4
14	Діаграми розподілу для розчинів комплексних сполук	2
	Разом	60

7. Контрольні питання, комплекти тестів для визначення рівня засвоєння знань студентами

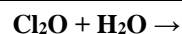
1. Вкажіть, які елементи необхідні для нормальної життєдіяльності організмів.

1	Cl
2	Al
3	Cu
4	Pt
5	I
6	Fe

2. Написати рівняння реакції обміну між солями у молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді



3. Яка сполука утворюється за реакцією?



(у бланку відповідей написати рівняння реакції)

4. Яка будова зовнішнього енергетичного рівня атома хлору?

1	$2s^2 2p^3$
2	$3s^2 3p^5$
3	$3s^2 3p^3$
4	$2s^2 2p^5$

5. У якій сполуці сульфур буде тільки окисником: H_2S , H_2SO_4 , SO_2 , SO_3 ?

(у бланку відповідей дати формулу сполук окисників, та ступінь окиснення елементів у цих сполуках)

6. Написати всі можливі реакції утворення солей при взаємодії:

$\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	<i>(у бланку відповідей написати три реакції)</i>
--	---

7. При взаємодії 1 моль розбавленої сульфатної кислоти з цинком виділяється водень об'ємом _____ літрів. Відповідь підтвердити розрахунками.

1	11,2
2	22,4
3	44,8
4	5,6

8. Закінчити рівняння окисно-відновної реакції:

$\text{HI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$	<i>(у бланку відповідей урівняти окиснювально-відновне рівняння)</i>
--	--

9. Які метали реагують з хлоридною кислотою? Підтвердити рівняннями реакцій.

1	$\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$
2	$\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$
3	$\text{Pt} + \text{HCl} \rightarrow$
4	$\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$

10. Визначити відповідність :

1. йонізаційний потенціал	А. Енергія, яка виділяється внаслідок приєднання електрона до атома
2. електронегативність	Б. Умовний заряд атома або йону елемента, виходячи із припущення, що всі зв'язки в молекулі є ідеально йонними
3. спорідненість до електрона	В. Здатність атомів до приєднання електронів
4. ступінь окиснення	Г. Енергія, яка необхідна для повного видалення електрона із атома

11. Скласти молекулярне, повне та скорочене йонне рівняння гідролізу карбонату амонію за першою стадією. Вказати рН середовища.

<i>(у бланку відповідей написати рівняння реакцій)</i>
--

12. Зробити перетворення: $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}$.

<i>(у бланку відповідей скласти відповідні рівняння реакцій)</i>
--

13. Яку сполуку пропущено у лівій частині рівняння утворення комплексу? Чому дорівнює координаційне число комплексоутворювача?

$\dots + 2\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$	<i>(у бланку відповідей подати формулу сполуки і координаційне число)</i>
--	---

14. Вказати основні ступені окиснення фосфору:

1	0, +3, +4, +6, +5
2	-3, 0, +3, +5
3	-2, 0, +2, +4, +7
4	-1, 0, +5, +7

15. Знайти відповідність:

1. Кисла сіль	А. NaHCO_3
2. Основна сіль	Б. CaCO_3
3. Середня сіль	В. $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$
	Г. Na_2SO_3

16. Закінчити рівняння реакцій:

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	<i>(у бланку відповідей написати рівняння реакцій)</i>
$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	

17. Який ряд містить тільки аніони?

1	CH₃COO⁻, NH₄⁺
2	Na⁺, Fe²⁺
3	Ca²⁺, PO₄³⁻
4	NO₂⁻, F⁻

18. Яка пара сполук є сильними електролітами?

1.	Ba(NO₃)₂, KCl
2.	BaSO₄, NaOH
3.	Cu(OH)₂, NaCl
4.	Cu(NO₃)₂, CaSO₄

19. При гідролізі якої солі розчин має pH < 7?

1.	BaF₂
2.	ZnCl₂
3.	Na₂S
4.	Ca(NO₃)₂

20. Оксиди яких металів мають амфотерні властивості?

1	Na₂O
2	CaO
3	ZnO
4	MnO₂

21. Які сполуки серед наведених реагують між собою H₂O, PbO, SO₂, Na₂O?

(у бланку відповіді впишіть рівняння реакцій)

22. Яка пара оксидів є кислотними ?

1	N₂O, NO₂
2	N₂O₅, N₂O₃
3	N₂O, NO
4	NO, N₂O₃

23. Який найвищий ступінь окиснення проявляє хром у сполуках?

1	+7
2	+4
3	+5
4	+6

24. Вкажіть назву сполуки KHSO₄

(у бланку відповідей подати назву сполуки)

25. Скільки нейтронів, протонів та електронів у атома елемента під номером 25 у періодичній системі?

(у бланку відповідей вказати кількість нейтронів, протонів, електронів)

26. Закінчити рівняння реакцій

PbO + HCl →	<i>(у бланку відповідей написати рівняння реакцій)</i>
PbO + NaOH →	

27. У схемі реакції CrCl₃+ Br₂+KOH→K₂CrO₄+KBr+KCl+H₂O окисником є:

1	CrCl₃
2	Br₂
3	KOH
4	Рівняння не відноситься до ОВР

28. За якою реакцією відбувається процес окиснення феруму(+2) до феруму (+3)?

1.	Fe(OH)₂ + HCl →
2.	FeCl₂ + H₂SO₄ →

3.	$\text{FeSO}_4 + \text{Al} \rightarrow$
4.	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$

29. До якого елементу зміщені спільні електронні пари у сполуці H_2O ?

1	не зміщені ні до якого
2	зміщені до О
3	зміщені до Н
4	не утворюють спільних електронних пар

30. Кислотою є?

1	HCl
2	$\text{Fe}(\text{OH})_2$
3	H_2SO_4
4	N_2O_5

Тести до перевірки самостійної підготовки студентів

Тема. Атомно-молекулярне вчення

1. Яку з приведених речовин потрібно віднести до простих?

1	H_2O
2	N_2
3	CuSO_4
4	NaCl

2. Моль - це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (атомів, молекул, іонів), скільки атомів є в

1	0,12 кг ізотопу вуглецю ^{12}C
2	1,2 г ізотопу вуглецю ^{12}C
3	0,012 кг ізотопу вуглецю ^{12}C
4	0,12 кг ізотопу кисню ^{16}O

3. 1 моль газу займає об'єм

1	2,24 л
2	22,4 л
3	0,224 л

4. Скільки молекул міститься в 1 молі речовини

1	$6,02 \cdot 10^{21}$
2	$3,01 \cdot 10^{23}$
3	$3,01 \cdot 10^{22}$
4	$6,02 \cdot 10^{23}$

5. Який газ легший за повітря ($M_r \text{ повітря} = 29$)

1	Озон
2	Аміак
3	Хлор
4	Сірководень

6. Визначити еквівалент H_3PO_4 ($M_r \text{ кислоти} = 98$)

1	98
2	32,67
3	49
4	16,33

7. Яка маса 1 л вуглекислого газу при н.у.

1	1,96
2	3,92

3	19,6
4	0,98

Тема. Будова атома та періодичний закон

8. За сучасними уявленнями атом - це

1	Хімічно подільна електронейтральна частка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів
2	Хімічно неподільна електронейтральна частка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів
3	Хімічно подільна електронейтральна частка речовини, що складається з негативно зарядженого ядра і позитивно заряджених електронів
4	Хімічно неподільна електронейтральна частка речовини, що складається з негативно зарядженого ядра і позитивно заряджених електронів

9. Якими чотирма квантовими числами характеризується стан електрона в атомі?

1	n, β, h, m_s
2	α, l, e, m_l
3	n, l, m_l, m_s
4	n, l, e, α

10. Скільки протонів міститься в ядрі атома калію

1	20
2	19
3	39
4	29

11. Яка будова зовнішнього енергетичного рівня атома хлору?

1	$s^2 p^1$
2	$s^2 p^3$
3	$s^2 p^5$
4	$s^2 p^2$

12. Скільки електронів знаходиться на зовнішньому енергетичному рівні іону сірки S^{2-} ?

1	6
2	8
3	2
4	4

13. Яку найнижчу ступінь окислення може проявляти азот в сполуках?

1	1-
2	3-
3	0
4	2+

14. Скільки неспарених електронів має атом фосфору в незбудженому стані?

1	3
2	5
3	1

15. В якій групі і якій підгрупі періодичної системи знаходяться лужно-земельні метали?

1	I група, головна підгрупа
2	I група, побічна підгрупа
3	II група, головна підгрупа
4	II група, побічна підгрупа

17. Де розміщені валентні електрони у атомів елементів побічних підгруп?

1	На s-підрівні останнього енергетичного рівня
2	на s- і p-підрівнях останнього рівня

3	на p-підрівні останнього рівня
4	на s-підрівні останнього рівня і d-підрівні передостаннього рівня

18. Що спільне у будові атомів елементів з порядковими номерами 11 і 16?

1	заряд ядра
2	кількість електронів
3	кількість енергетичних рівнів
4	кількість електронів на зовнішньому рівні

19. Атом якого елемента має на зовнішньому енергетичному рівні 4 електрони?

1	Al
2	Si
3	N
4	Mg

Тема. Хімічний зв'язок

20. Хімічний зв'язок виникає між атомами, якщо:

1	відбувається розпаровування валентних електронів
2	збільшується енергія системи
3	зменшується енергія системи
4	утворюється декілька спільних електронних пар

21. Іонний зв'язок реалізується, якщо:

1	між атомами утворюється хоч одна спільна електронна пара
2	між атомами з різко відмінними електронегативностями відбувається передача валентних електронів і виникає електростатичне тяжіння
3	атоми мають однакову електронегативність
4	електронна густина між атомами не зміщується від одного атома до іншого

22. Скільки електронів беруть участь в утворенні зв'язків у молекулі Cl_2O_7

1	14
2	7
3	28
4	56

Тема. Класифікація неорганічних сполук

23. Які оксиди відносяться до амфотерних?

1	CaO, FeO, K_2O ;
2	ZnO, Al_2O_3 , PbO;
3	P_2O_5 , NO_2 , CO;
4	MgO, SiO_2 , Ag_2O .

24. Який гідроксид виявляє властивості і кислот і основ?

1	$\text{Sr}(\text{OH})_2$
2	NaOH
3	NH_4OH
4	$\text{Cr}(\text{OH})_3$

25. Яка сума коефіцієнтів у реакції $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$, якщо внаслідок неї утворюються лише середні бінарні солі і вода?

1	10
2	14
3	18
4	22

26. Яка сума коефіцієнтів у реакції $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$, якщо внаслідок неї утворюється дигідрофосфат кальцію?

1	2
2	4

3	6
4	8

Тема. Розчини.

27. Яку наважку NaOH потрібно взяти, щоб приготувати 100 мл 0,1N розчину ? $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$

1	40 г
2	4 г
3	0,4 г
4	0,04 г

28. Яку наважку $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ потрібно взяти, щоб приготувати 1 кг 5% розчину ?

1	50 г
2	1 г
3	5 г
4	500 г

Тема. Електролітична дисоціації

29. Яка з реакцій іонного обміну відбувається в розчині з утворенням малорозчинної сполуки ?

1	$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$
2	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
3	$\text{NaCH}_3\text{COO} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
4	$\text{BaCl}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_2)_2 \rightarrow$

30. Які із речовин реакції $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ відносяться до слабких електролітів?

1	NaOH
2	H_2SO_4
3	Na_2SO_4
4	H_2O

Тема. Гідроліз солей

31. Яка з наведених солей підлягає гідролізу у водному розчині ?

1	BaSO_4
2	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
3	NaCl
4	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

32. Яка сума коефіцієнтів у реакції першої стадії гідролізу CuSO_4 ?

1	4
2	6
3	8
4	10

33. Яка сума коефіцієнтів у реакції гідролізу Al_2S_3 ?

1	4
2	8
3	12
4	14

Тема. Окиснювально-відновні реакції

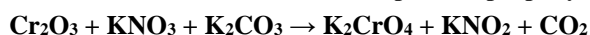
34. До окислювально-відновної реакції розрахувати коефіцієнти і вказати їх суму:



1	18
2	11
3	36

4	9
---	---

35. До окислювально-відновної реакції розрахувати коефіцієнти і вказати їх суму:



1	22
2	11
3	12
4	13

36. До окислювально-відновної реакції розрахувати коефіцієнти і вказати їх суму:



1	24
2	11
3	12
4	13

37. До окислювально-відновної реакції розрахувати коефіцієнти і вказати їх суму:



1	70
2	48
3	24
4	6

38. Виходячи з ряду напруг металів, можна стверджувати, що у водному розчині відбувається така хімічна реакція :

1	$\text{Pb} + \text{CaCl}_2 = \text{PbCl}_2 + \text{Ca}$
2	$\text{Fe} + \text{MgSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Mg}$
3	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
4	$\text{Ag} + \text{NaNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{Na}$

39. Який з нижченаведених металів не взаємодіє з водою?

1	натрій
2	кальцій
3	залізо
4	барій

Тема. Комплексні сполуки

40. Вказати число лігандів в сполуці: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

1	4
2	6
3	2
4	1

41. До реакції комплексоутворення дописати продукти, розрахувати коефіцієнти і вказати їх суму:



1	2
2	4
3	6
4	8

Тема. Аналітична хімія. Хімічний аналіз.

Питання 1. Що є об'єктом вивчення аналітичної хімії:

1) Методи аналізу	2) Прийоми виконання досліджень
3) Аналітичні реакції	4) Штучні та природні хімічні сполуки
(у бланку відповідей виконати завдання)	

Питання 2. Вкажіть у якому випадку вміст основного компоненту у реактиві буде найменшим, а масова кількість домішок найбільшою:

1) «Ч»	2) «ЧДА»
3) «ХЧ»	4) «ОСЧ»

(у бланку відповідей вкажіть відповідне маркування і розшифруйте його)

Питання 3. Виберіть специфічний реагент для іону Fe^{2+} і складіть реакцію його відкриття у якісному аналізі.

1) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	2) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
3) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	4) HNO_3

(у бланку відповідей виконати завдання)

Питання 4. Які типи аналітичних реакцій і реагентів використовують у якісному аналізі аніонів?

(у бланку відповідей вказати загальні назви реакцій або реагентів)

Питання 5. В якій із зазначених груп йонів знаходяться лише катіони ?

1) CH_3COO^- , Ca^{2+} , Cl^-	2) Na^+ , Fe^{2+} , NH_4^+	3) Sr^{2+} , PO_4^{3-} , NO_3^-	4) NO_2^- , I^- , SO_4^{2-}
---	---	--	--

(у бланку відповідей виконати завдання)

Питання 6. Які з перелічених речовин відносяться до групових або підгрупових реагентів на катіони?

1) HCl	2) HClO_3	3) H_2SO_3	4) HNO_3	5) HI
6) NaOH	7) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$	8) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	9) H_2O	10) H_2SO_4

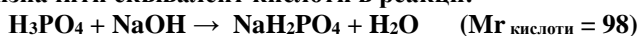
(у бланку відповідей виконати завдання)

Питання 7. Яка сума коефіцієнтів у реакції відкриття Cu^{2+} за допомогою $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$?

1) 2	2) 4	3) 6	4) 8	5) 10	6) 12
------	------	------	------	-------	-------

(у бланку відповідей виконати завдання)

Питання 8. Визначити еквівалент кислоти в реакції:



1) 98	2) 32,67	3) 49	4) 16,33	5) правильної відповіді не має
-------	----------	-------	----------	--------------------------------

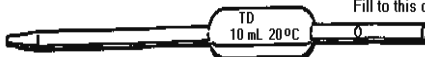
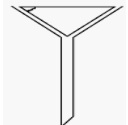
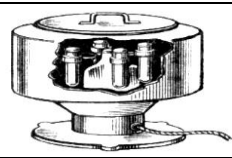
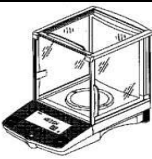
(у бланку відповідей виконати завдання)

Питання 9. Визначіть відповідність реагентів і катіонів?

A	$\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	1	Fe^{3+}
B	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	2	Pb^{2+}
C	KI	3	Sr^{2+}
D	H_2SO_4	4	Ag^+
E	HCl	5	Co^{2+}
F	NH_4SCN	6	Na^+

(у бланку відповідей виконати завдання)

Питання 10. Визначіть, які аналітичні пристосування чи прилади необхідні для гравіметричного аналізу:

A	
B	
C	
D	

Е	
(у бланку відповідей зазначити назви відповідних пристосувань)	

Питання 11. За допомогою якого реактиву можна розділити Al^{3+} і Mn^{2+} ?

1) KOH	2) HCl	3) $(NH_4)_2CO_3$	4) Na_2HPO_4	5) правильної відповіді не має
(у бланку відповідей виконати завдання)				

Питання 12. Нормальна концентрація розчину вказує на

1) Кількість молів речовини у 1 л	2) Кількість моль-еквівалентів речовини у 1 л
3) Кількість грамів речовини у 1 л	4) Кількість грамів речовини у 1 кг
(у бланку відповідей виконати завдання)	

Питання 13. В якому методі у якості індикатора використовується метиловий оранжевий?

(у бланку відповідей вказати назву методу аналізу)
--

Питання 14. Розрахувати титр розчину, у 1 л якого міститься 10 г HCl, і вказати яка реакція розчину:

1) 1 кисла	2) 0,1 лужна
3) 0,01 кисла	4) 0,001 лужна
(у бланку відповідей виконати завдання)	

Питання 15. На що вказує індикатор в методі перманганатометрії?

1) На склад титранту	2) На склад речовини, яку титрують	3) На колір продуктів реакції	4) На ОВП реакційної суміші
(у бланку відповідей виконати завдання)			

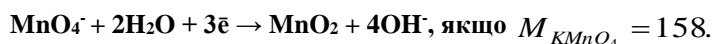
Питання 16. Виберіть вірну формулу розрахунку наважки реагенту для приготування розчинів з певною молярною концентрацією:

1) $n_1V_1 = n_2V_2$	2) $m = V \cdot d$	3) $m = M \cdot M_r \cdot V$	4) $m = T \cdot V$
(у бланку відповідей виконати завдання)			

Питання 17. При титруванні розчину шавлевої кислоти перманганатом калію витрати останнього в чотирьох повтореннях складала: 10,1; 10,2; 10,0 та 11,4 мл. Яка максимальна відносна похибка експерименту?

1) 0,1%	2) 1%	3) 2%	4) 10%
(у бланку відповідей виконати завдання)			

Питання 18. Розрахувати еквівалент $KMnO_4$ для реакції :



(у бланку відповідей виконати розрахунки)

Питання 19. Якими одиницями вимірюється титр розчину ?

1) г/мл	2) г/л	3) г/моль	4) моль/л	5) моль-екв / л	6) г / 100 г
(у бланку відповідей виконати завдання)					

Питання 20. На яких типах реакцій не базуються титриметричні методи аналізу?

1) Реакції сполучення йонів	2) Реакції з переносом електронів	3) Реакції осадження	4) Реакції розчинення
(у бланку відповідей виконати завдання)			

Питання 21. Розрахувати рОН розчину, у якому концентрація іонів H^+ складає 10^{-9} г-іон/л і вказати яка його реакція:

1) 5 кисла	2) 5 лужна	3) 9 кисла	4) 9 лужна
(у бланку відповідей виконати розрахунки)			

Питання 22. Мікролітр по відношенню до літра складає частку, що рівна:

1) 10^{-3}	2) 10^{-6}	3) 1/100	4) 1/1000	5) 1/10000	6) 1/100000
(у бланку відповідей виконати завдання)					

Питання 23. Якими одиницями вимірюється процентна концентрація розчину ?

(у бланку відповідей виконати завдання)

8. Методи навчання

Метод навчання – взаємопов'язана діяльність викладача та студентів, спрямована на засвоєння студентами системи знань, набуття умінь і навичок, їх виховання і загальний розвиток.

При вивченні дисципліни застосовують три методи навчання: словесні, наочні, практичні.

Словесні методи навчання:

лекція – це метод навчання, який передбачає розкриття у словесній формі сутності явищ, наукових понять, процесів, які знаходяться між собою в логічному зв'язку, об'єднані загальною темою. До лекцій висувуються певні вимоги щодо їх підготовки і проведення. Кращий ефект дає комбінування електронних лекцій з поясненням на дошці, а також лекція у формі діалогу.

Чільне місце в групі словесних методів посідає метод роботи з книгою та електронними навчальними ресурсами. Студенти мають усвідомлювати, що основним джерелом отримання наукової інформації є книга. Тому так важливо навчити студентів методам і прийомам самостійної роботи з нею: читання, переказ, виписування, складання плану, таблиць, схем та ін.

Наочні методи передбачають, передусім, використання демонстрації та ілюстрації:

- демонстрація – це метод навчання, який передбачає показ предметів і процесів у їхньому натуральному вигляді, в динаміці, електронна форма навчального матеріалу з його демонстрацією на екран;
- ілюстрація – метод навчання, який передбачає показ предметів і процесів у їх символічному зображенні (фотографії, малюнки, схеми, графіки та ін.).

Практичні методи навчання (лабораторні роботи) спрямовані на досягнення завершального етапу процесу пізнання. Вони сприяють формуванню умінь і навичок, логічному завершенню ланки пізнавального процесу стосовно конкретного розділу, теми. Лабораторна робота передбачає організацію навчальної роботи з використанням спеціального обладнання та за визначеною технологією для отримання нових знань або перевірки певних наукових гіпотез на рівні досліджень.

9. Форми контролю

Основними формами контролю знань студентів є контроль на лекції та на лабораторних заняттях, у тому числі у позанавчальний час, на консультаціях, заліках і іспитах.

I. Контроль на лекції може проводитись як вибіркоче усне опитування у формі діалогу в процесі читання лекції за раніше викладеним матеріалом, особливо за розділами курсу, які необхідні для розуміння теми лекції, що читається, або ж для встановлення ступеня засвоєння матеріалу прочитаної лекції.

Поточний контроль на лекції покликаний привчити студентів до систематичної проробки пройденого матеріалу і підготовки до майбутньої лекції, встановити ступінь засвоєння теорії, виявити найбільш важкі для сприйняття студентів розділи з наступним роз'ясненням їх. Контроль на лекції не займає багато часу.

II. Поточний контроль на лабораторних заняттях проводиться з метою виявлення готовності студентів до занять у таких формах:

1. Письмова (до 30 хв.) контрольна робота, у т.ч. в форматі eLearn.

2. Колоквіум, модульні контрольні роботи по розділах теоретичного курсу для самостійного вивчення (рекомендовано у поза навчальний час).

3 Іспити є підсумковим етапом вивчення усієї дисципліни або її частини і мають за мету перевірку знань студентів по теорії і виявлення навичок застосування отриманих знань при вирішенні практичних завдань, а також навиків самостійної роботи з навчальною і науковою літературою.

10. Розподіл балів, які отримують студенти

У робочому навчальному плані дисципліни передбачено в одному навчальному семестрі лекцій – 30 годин, лабораторних занять – 30 годин та самостійної роботи - 60 годин, що в сумі становить 120 годин (4 кредитів ECTS), які охоплюють 4 змістові модулі вивчення дисципліни. Після вивчення дисципліни заплановано іспит. Тривалість навчального семестру – 15 тижнів.

Розподіл балів модульно-рейтингового навчання студентів

Поточний контроль		Рейтинг з додаткової роботи $R_{др}$	Рейтинг з навчальної роботи $R_{нр}$	Рейтинг штрафний $R_{штр}$	Підсумкова атестація (екзамен чи залік)	Загальна кількість балів
номер модулю	рейтинг					
1	0-100					
2	0-100					
3	0-100					
4	0-100					
Навчальна робота		0-10	0-70	0-5	0-30	0-100

Відповідно до «Положення про кредитно-модульну систему навчання в НУБіП України», затвердженого ректором університету 03.04.2009 р., рейтинг студента з навчальної роботи $R_{нр}$ стосовно вивчення певної дисципліни визначається за формулою

$$R_{нр} = \frac{0,7 \cdot (R_{зм}^{(1)} \cdot K_{зм}^{(1)} + \dots + R_{зм}^{(n)} \cdot K_{зм}^{(n)})}{K_{дис}} + R_{др} - R_{штр},$$

де $R_{зм}^{(1)}, \dots, R_{зм}^{(n)}$ – рейтингові оцінки змістових модулів за 100-бальною шкалою;

n – кількість змістових модулів;

$K_{зм}^{(1)}, \dots, K_{зм}^{(n)}$ – кількість кредитів ECTS, передбачених робочим навчальним планом для відповідного змістового модуля;

$K_{дис} = K_{зм}^{(1)} + \dots + K_{зм}^{(n)}$ – кількість кредитів ECTS, передбачених робочим навчальним планом для дисципліни у поточному семестрі;

$R_{др}$ – рейтинг з додаткової роботи;

$R_{штр}$ – рейтинг штрафний.

Наведену формулу можна спростити, якщо прийняти $K_{зм}^{(1)} = \dots = K_{зм}^{(n)}$. Тоді вона буде мати вигляд

$$R_{нр} = \frac{0,7 \cdot (R_{зм}^{(1)} + \dots + R_{зм}^{(n)})}{n} + R_{др} - R_{штр}.$$

Навчальне навантаження студента для їх вивчення та засвоєння складає:

1-й модуль (**R₁**) – 1 кредит (K₁)

2-й модуль (**R₂**) – 1 кредит (K₂)

3-й модуль (**R₃**) – 1 кредит (K₃)

4-й модуль (**R₄**) – 1 кредит (K₄)

Критерії оцінки змістових модулів:

R₁ складається з 4-х тематичних лабораторних робіт, самостійної та 3 контрольних робіт, у тому числі і модульної контрольної роботи №1. Виконання практичних робіт оцінюються від 0 до 10 балів, самостійна робота оцінюється 10 балами, контрольні роботи від 0 до 15 балів, модульна контрольна робота – 20 балів, коли максимальна сума балів складає 100.

R₂ складається з 2 тематичних лабораторних робіт, самостійної та 3 контрольних робіт, у тому числі і модульної контрольної роботи №2. Виконання практичних робіт оцінюються від 0 до 10 балів кожна, самостійна робота 10 балами, контрольні роботи від 0 до 20 балів та модульна контрольна робота – 30 балів з максимальною сумою за модулем №2 - 100 балів.

R₃ складається з 2 тематичних комплексних лабораторних робіт, самостійної та 3 контрольних робіт у тому числі і модульної контрольної роботи №3. Виконання практичних робіт оцінюються від 0 до 20 балів кожна, самостійна робота 10 балами, контрольні роботи від 0 до 15 балів кожна та модульна контрольна робота – 20 балів з максимальною сумою за модулем №2 - 100 балів.

R₄ складається з 5 тематичних лабораторних робіт, самостійної та 5 контрольних робіт, у тому числі і модульної контрольної роботи №4. Виконання практичних робіт оцінюються від 0 до 10 балів, самостійна робота оцінюється 10 балами, контрольні роботи від 0 до 5 балів кожна, модульна контрольна робота – 20 балів, коли максимальна сума балів складає 100.

Рейтинг з додаткової роботи R_{др} додається до **R_{нр}** і може складати 10 балів. Він визначається лектором і надається студентам рішенням кафедри за виконання робіт, які не передбачені навчальним планом, але сприяють підвищенню рівня знань студентів з дисципліни.

За повного виконання плану лабораторних занять рейтинг з навчальної роботи може складати: **R_{нр} = R₁ + R₂ + R₃ + R₄ + R_{др} = 400 балів.**

Рейтинг штрафний R_{штр} не перевищує 5 балів і віднімається від **R_{нр}**. Він визначається лектором і вводиться рішенням кафедри для студентів, які матеріал змістового модуля засвоїли невчасно, не дотримувалися графіка роботи, пропускали заняття тощо.

Для допуску до атестації студенту необхідно набрати з навчальної роботи не менше 60% за змістовними модулями, тобто не менше 60 балів від загального показника **R_{нр}**, що в загальній оцінці дисципліни у перерахунку на 100 бальну шкалу складає 42 бали (70% **R_{нр}** і 30% **R_{ат}**).

Реальний рейтинг з дисципліни R_{дис}. Визначається за формулою:

$$R_{\text{дис.}} = R_{\text{нр.}} + R_{\text{ат}}$$

Розподіл балів, які отримують студенти. Оцінювання знань студента відбувається за 100-бальною шкалою і переводиться в національні оцінки згідно з табл. 1 «Положення про екзамени та заліки у НУБіП України» (наказ про уведення в дію від 27.12.2019 р. № 1371).

Таблиця 1

Рейтинг студента, бали	Оцінка національна за результатами складання	
	екзаменів	заліків
90 -100	Відмінно	Зараховано
74 – 89	Добре	
60 – 73	Задовільно	
0 – 59	Незадовільно	Не зараховано

Друковані та Інтернет джерела

11. Методичне забезпечення

1. Методичні рекомендації до виконання лабораторного практикуму з дисципліни «Хімія неорганічна та аналітична» для студентів ОР «Бакалавр» спеціальності – 201 «Агрономія» / В.А. Копілевич, Д.А. Савченко, Т.І. Ущапівська. – К.: ДДП «Експо-Друк», 2019. – 213 с.
2. Методичні вказівки до самостійної роботи студентів та лабораторного практикуму з курсу неорганічної, біонеорганічної та загальної хімії. / В.А.Копілевич, В.С.Косматий, Т.І.Ущапівська та ін. - К.: НАУ, 2007. – 113 с.
3. Копілевич В.А., Прокопчук Н.М., Ущапівська Т.І., Войтенко Л.В. Аналітична хімія для напряму підготовки «Екологія» і «Біотехнологія». Навчальний посібник. – К.: ДДП «Експо-Друк», 2015. – 413 с.
4. Лабораторний практикум з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» /В.А. Копілевич, Т.І. Ущапівська, Н.М. Прокопчук – К.: НУБіП, 2015. – 66 с.
5. Загальна і неорганічна хімія: навчальний посібник для студентів спеціальності – 162 «Біотехнології та біоінженерія» / В.А. Копілевич, Н.М. Прокопчук, Т.І. Ущапівська, – К.: НУБіП, 2020. – 262 с.
6. Лабораторний практикум з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» /В.А. Копілевич, Т.І. Ущапівська, Н.М. Прокопчук – К.: НУБіП, 2015. – 66 с.
7. Робочий зошит для лабораторних та самостійних робіт з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» для студентів спеціальності – 162 «Біотехнології та біоінженерія» / В.А. Копілевич, Т.І. Ущапівська, Н.М. Прокопчук – К.: ДДП «Експо-Друк», 2016. – 66 с.
8. Копілевич В.А., Прокопчук Н.М., Ущапівська Т.І., Войтенко Л.В. Аналітична хімія: Навчальний посібник для спеціальності «Біотехнології та біоінженерія» у двох частинах. – К.: ДДП «Експо-Друк», 2016. – Ч. I - 215 с., Ч. II – 197 с.
9. Аналітична хімія. Теоретичні відомості та лабораторний практикум : навчально-методична розробка до виконання лабораторного практикуму для навчання за спеціальністю «Біотехнології та біоінженерія». – К.: ДДП «Експо-Друк», 2018. – 260 с.

12. Рекомендовані підручники та навчальні посібники

Основні

1. Неорганічна та аналітична хімія: навчальний посібник / В.А. Копілевич, Д.А. Савченко, Т.І. Ущапівська. – К.: Редакційно-видавничий відділ НУБіП України. 2018. – Вид. 1. – 608 с.; 2019. - Вид. 2. – 600 с.;
2. Неорганічна та аналітична хімія: підручник / В.А. Копілевич, Д.А. Савченко, Т.І. Ущапівська. – К.: Редакційно-видавничий відділ НУБіП України. 2020. – 596 с.
3. Копілевич В.А. Загальна хімія. Вибрані розділи курсу для навчання за напрямом «Біотехнологія». – К.: НУБіП, 2015. – 276 с.

4. Копілевич В.А. Неорганічна хімія. Вибрані розділи курсу для навчання за спеціальністю «Біотехнології та біоінженерія». – К.: НУБіП, 2016. – 368 с.

Допоміжні

1. Загальна та неорганічна хімія / В.А. Копілевич, О.І. Карнаухов, Д.О. Мельничук, М.С. Слободяник, С.І. Скляр, К.О. Чеботько. – К.: Фенікс, 2003. – 752 с.
2. Загальна хімія /В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич. – К.: Вища шк., 1991. – 431 с.
- 2 Составление химических уравнений / А.А. Кудрявцев. - М.: Высш. шк., 1991. - 320 с.

13. Інформаційні ресурси

1. ЕНК «Загальна і неорганічна хімія» /В. А. Копілевич - *Режим доступу:* <http://elearn.nubip.edu.ua/course/view.php?id=1171>
2. ЕНК «Хімія неорганічна та аналітична» для студентів ОР «Бакалавр» за спеціальністю 201 - Агрономія / Д.А. Савченко, В.А. Копілевич. – *Режим доступу:* <https://elearn.nubip.edu.ua/course/view.php?id=1161>
3. Загальна хімія /О.В. Жак, Я.М. Каличак. – *Режим доступу:* www.franko.lviv.ua/faculty/Chem/biogen/Posibnyk.pdf
4. Основні закони хімії: Хімія: Дистанційне навчання. – *Режим доступу:* lubbook.net/book_283_glava_45_Tema_4_Osnovni_zakoni_khimii.html
5. Загальна хімія: Лабораторний практикум / П.Д. Романко, Г.А. Романко, О.Д. Мельник, Т.І. Калин, Л.І. Челядин, Л.Я. Побережний, М.С. Полутренко. – Івано-Франківськ: Факел, 2005. – 91 с. – *Режим доступу:* www.lviv-prestige-school.com.ua/pl/.../zagalna-himiya-lab-praktikum
6. Загальна та неорганічна хімія /Є.Я. Левітін, А.М. Бризицька, Р.Г. Клюєв. – *Режим доступу:* studentus.net/book/47-zagalna-ta-neorganichna-ximiya.html
7. Якісний аналіз. Методичний посібник з аналітичної хімії. – *Режим доступу:* www.meduniv.lviv.ua/files/kafedry/tokshim/.../Quality_Analis_Ukr.pdf
8. Посібник з аналітичної хімії. – *Режим доступу:* dmeti.dp.ua/file/uchebnoe_posobie.doc
9. Лекції з аналітичної хімії. Навчальний посібник. – *Режим доступу:* bib.convdocs.org/v30491/?download=1