

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
Кафедра фармацевтичної хімії та технології ліків

ЗАТВЕРДЖУЮ

Проректор з науково-педагогічної роботи

Едуард БУРЯЧКІВСЬКИЙ

01 вересня 2024 року



РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ
«ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»

Рівень вищої освіти: другий (магістерський)

Галузь знань: 22 «Охорона здоров'я»

Спеціальність: 226 «Фармація, промислова фармація»

Освітньо-професійна програма: Фармація, промислова фармація

Робоча програма складена на основі освітньо-професійної програми «Фармація, промислова фармація» підготовки фахівців другого (магістерського) рівня вищої освіти зі спеціальності 226 «Фармація, промислова фармація» галузі знань 22 «Охорона здоров'я», ухваленою Вченою Радою ОНМедУ (протокол № 10 від 27 червня 2024 року).

Розробники: проф. Гельмбольдт В.О., ас. Литвинчук І.В., ст.викл. Нікітін О.В., ас. Голубчик Х.О.

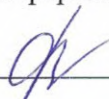
Робоча програма затверджена на засіданні кафедри фармацевтичної хімії та технології ліків
Протокол №1 від 29.08.2024 р.

Завідувач кафедри  Володимир ГЕЛЬМБОЛЬДТ

Погоджено із гарантом ОПП  Ліана УНГУРЯН

Схвалено предметною цикловою методичною комісією з фармацевтичних дисциплін
ОНМедУ
Протокол № 1 від 30.08.2024 р.

Голова предметної циклової методичної комісії з фармацевтичних дисциплін ОНМедУ

 Наталія ФІЗОР

Переглянуто та затверджено на засіданні кафедри _____
Протокол № ___ від “___” _____ 20__ р.

Завідувач кафедри _____

Переглянуто та затверджено на засіданні кафедри _____
Протокол № ___ від “___” _____ 20__ р.

Завідувач кафедри _____

1. Опис навчальної дисципліни:

Найменування показників	Галузь знань, спеціальність, спеціалізація, рівень вищої освіти	Характеристика навчальної дисципліни	
Загальна кількість:	Галузь знань 22 «Охорона здоров'я» Спеціальність 226 «Фармація, промислова фармація»	<i>Денна форма навчання</i>	
Кредитів: 6		<i>Обов'язкова дисципліна</i>	
Годин: 180		<i>Рік підготовки 1</i>	
Змістових модулів: 6		<i>Семестр I-II</i>	
		<i>Лекції (30 год.)</i>	
		<i>Практичні (80 год.)</i>	
		<i>Самостійна робота (70 год.)</i>	
Загальна кількість:		Рівень вищої освіти другий (магістерський)	<i>Форма підсумкового контролю - іспит</i>
Кредитів: 6			<i>Заочна форма навчання</i>
Годин: 180			<i>Обов'язкова дисципліна</i>
Змістових модулів: 6	<i>Рік підготовки 2</i>		
	<i>Семестр III</i>		
	<i>Лекції (4 год.)</i>		
	<i>Практичні (14 год.)</i>		
			<i>Самостійна робота (162 год.)</i>
		<i>Форма підсумкового контролю - іспит</i>	

2. Мета та завдання навчальної дисципліни, компетентності, програмні результати навчання

Мета: формування вихідного рівня знань здобувачів, необхідного для подальшого успішного вивчення хімічних і спеціальних дисциплін і здійснення завдань професійної діяльності, прищеплення здобувачів навичок хімічного мислення та узагальнення результатів експерименту, вміння аналізувати властивості речовин і передбачати можливість їх взаємодії, продукти хімічних перетворень та запропонувати умови їх зберігання і можливі методи аналізу.

Завдання:

- Формування у здобувачів основних хімічних понять,
- Усвідомлення взаємозв'язку складу та будови речовин із їх властивостями,
- Опанування основними закономірностями протікання хімічних процесів,
- Використання теоретичних знань у вирішенні практичних завдань,
- Розвиток хімічного мислення, вміння самостійно набувати наукові знання з хімії.

Процес вивчення дисципліни спрямований на формування елементів наступних компетентностей:

Загальних (ЗК)

ЗК1 – Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, вчитися і бути сучасно навченим.

ЗК2 – Знання та розуміння предметної області та розуміння професійної діяльності.

ЗК5 – Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

ЗК11 – Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях.

ЗК16 – Здатність проведення експериментальних досліджень на відповідному рівні.

Фахових (ФК)

ФК19 – Здатність організовувати та здійснювати контроль якості лікарських засобів природного та синтетичного походження відповідно до вимог чинного видання Державної фармакопеї України, методів контролю якості (МКЯ), технологічних інструкцій тощо;

запобігати розповсюдженню неякісних, фальсифікованих та незареєстрованих лікарських засобів.

ФК20 – Здатність розробляти та оцінювати методики контролю якості лікарських засобів природного та синтетичного походження, у тому числі активних фармацевтичних інгредієнтів, лікарської рослинної сировини і допоміжних речовин з використанням фізичних, хімічних, фізико-хімічних, біологічних, мікробіологічних, фармако-технологічних методів; проводити стандартизацію лікарських засобів згідно з чинними вимогами.

ФК24 – Здатність використовувати у професійній діяльності знання нормативно – правових актів України та рекомендацій належних фармацевтичних практик.

Програмні результати навчання (ПРН):

ПРН3 – Мати спеціалізовані знання та уміння/навички для розв’язання професійних проблем і задач, у тому числі з метою подальшого розвитку знань та процедур у сфері фармації.

ПРН23. Визначати основні хіміко-фармацевтичні характеристики лікарських засобів природного і синтетичного походження; обирати та/або розробляти методики контролю якості з метою їх стандартизації з використанням фізичних, хімічних, фізико-хімічних, біологічних, мікробіологічних та фармако-технологічних методів згідно з чинними вимогами.

ПРН25 – Дотримуватись норм санітарно-гігієнічного режиму та вимог техніки безпеки при здійсненні професійної діяльності.

ПРН28 - Здійснювати професійне спілкування державною мовою, використовувати навички усної комунікації іноземною мовою, аналізуючи тексти фахової спрямованості та перекладати іншомовні інформаційні джерела.

ПРН29 – Здійснювати професійну діяльність використовуючи інформаційні технології, «Інформаційні бази даних», системи навігації, Internet-ресурси, програмні засоби та інші інформаційно-комунікаційні технології.

ПРН36 – Планувати та реалізовувати професійну діяльність на основі нормативно-правових актів України та рекомендацій належних фармацевтичних практик.

У результаті вивчення навчальної дисципліни здобувач вищої освіти повинен:

Знати основні поняття та закони хімії; термінологію та номенклатуру хімічних сполук; закономірності перебігу хімічних процесів, основи сучасних теорій будови атома та хімічного зв’язку; фізичні та хімічні властивості елементів та їх найважливіших сполук; фізико-хімічні основи використання неорганічних речовин у медицині та фармації.

Вміти:

- застосовувати хімічні поняття і закони, адаптувати отримані знання для розв’язання практичних задач;
- класифікувати елементи, сполуки, хімічні процеси у відповідності до сучасної хімічної номенклатури.
- проводити розрахунки за рівнянням хімічних реакцій, визначати вихід продукту, знаходити теплові ефекти реакції; визначати можливість проходження хімічного процесу та напрям його перебігу за стандартних умов;
- виходячи з положення елемента в ПС визначати будову його атому, прогнозувати ступінь окиснення його в сполуках та його хімічні властивості
- знаходити зв’язки між складом речовини, її будовою та хімічними властивостями;
- визначати можливі утворення різних типів хімічних зв’язків;
- використовувати навчальну, наукову та довідникову літературу.

3. Зміст навчальної дисципліни

Змістовий модуль 1. Вступ до вивчення загальної та неорганічної хімії. Основні поняття та закони хімії. Будова речовин. Періодичний закон та ПСЕ Д.І. Менделєєва.

Тема 1. Вступ до вивчення загальної та неорганічної хімії. Основні поняття та закони хімії.

Тема 2. Будова атома та його електронних оболонок.

Тема 3. Атомне ядро. Радіоактивність. Ядерні реакції.

Тема 4. Періодичний закон Д.І.Менделєєва та його тлумачення на основі електронної будови атомів.

Тема 5. Хімічний зв'язок та будова молекул.

Змістовий модуль 2. Класи та коменклатура неорганічних сполук. Енергетика хімічних і фазових перетворень. Напрямок хімічних реакцій. Вчення про розчини

Тема 6. Класи та номенклатура неорганічних сполук. Оксиди, пероксиди, надпероксиди, озоніди та гідроксиди.

Тема 7. Енергетика і напрямленість хімічних процесів.

Тема 8. Швидкість хімічних реакцій.

Тема 9. Каталіз.

Тема 10. Способи вираження кількісного складу розчинів.

Тема 11. Властивості розчинів електролітів та неелектролітів.

Тема 12. Загальна характеристика гідролізу солей.

Змістовий модуль 3.Окисно-відновні реакції. Комплексні сполуки

Тема 13. Окисно-відновні реакції.

Тема 14. Комплексні сполуки.

Змістовий модуль 4. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук s-елементів

Тема 15. Введення в хімію елементів та їх сполук. Властивості металів та неметалів.

Тема 16. Загальна характеристика s-елементів.Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів ІА групи. Водень.

Тема 17. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів ІА групи. Підгрупа лужних металів.

Тема 18. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів ІІА групи.

Змістовий модуль 5.Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук р-елементів.

Тема 19. Загальна характеристика р-елементів. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів ІІІА групи.

Тема 20. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів ІVА групи. Властивості карбону, силіцію та їх сполук.

Тема 21. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів ІVА групи. Елементи підгрупи Германію.

Тема 22. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VА групи. Нітроген.

Тема 23. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VА групи. Фосфор.

Тема 24. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VА групи. Елементи підгрупи Арсену.

Тема 25. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VІА групи. Оксиген.

Тема 26. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VIA групи. Сульфур. Селен та Телур як аналоги Сульфуру.

Тема 27. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VIIA групи. Підгрупа галогенів.

Тема 28. Фізичні та хімічні властивості та благородних газів.

Змістовий модуль 6. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук d-елементів

Тема 29. Загальна характеристика d-елементів. Елементи IIIB, IVB, VB груп.

Тема 30. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VIB групи.

Тема 31. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VIIB групи.

Тема 32. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VIIIB групи.

Тема 33. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів IB групи.

Тема 34. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук елементів IIB групи.

4. Структура навчальної дисципліни

4.1. Денна форма навчання

Назви тем	Кількість годин					
	Усього	у тому числі				
		лекції	семінари	практичні	лабораторні	СРЗ
Змістовий модуль 1.						
Вступ до вивчення загальної та неорганічної хімії. Основні поняття та закони хімії. Будова речовин. Періодичний закон та ПСЕ Д.І. Менделєєва.						
Тема 1. Вступ до вивчення загальної та неорганічної хімії. Основні поняття та закони хімії.	6,5	0,5	0	4	0	2
Тема 2. Будова атома та його електронних оболонок.	5	1	0	2	0	2
Тема 3. Атомне ядро. Радіоактивність. Ядерні реакції.	4,5	0,5	0	2	0	2
Тема 4. Періодичний закон Д.І.Менделєєва та його тлумачення на основі електронної будови атома.	8	2	0	4	0	2
Тема 5. Хімічний зв'язок та будова молекул.	10	2	0	6	0	2
<i>Разом за змістовим модулем 1</i>	<i>34</i>	<i>6</i>	<i>0</i>	<i>18</i>	<i>0</i>	<i>10</i>
Змістовий модуль 2.						
Класи та коменклатура неорганічних сполук. Енергетика хімічних і фазових перетворень. Напрямок хімічних реакцій. Вчення про розчини						
Тема 6. Класи та номенклатура неорганічних сполук. Оксиди, пероксиди, надпероксиди,	8	2	0	4	0	2

озоніди та гідроксиди. Кислоти та солі.						
Тема 7. Енергетика і напрямленість хімічних процесів	4	2	0	0	0	2
Тема 8. Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага.	4	1	0	1	0	2
Тема 9. Каталіз.	4	1	0	1	0	2
Тема 10. Способи вираження кількісного складу розчинів.	6	2	0	2	0	2
Тема 11. Властивості розчинів електролітів та неелектролітів. Добуток розчинності (ДР). Іонний добуток води, рН.	10	0	0	8	0	2
Тема 12. Загальна характеристика гідролізу солей. Особливі випадки гідролізу.	6	2	0	2	0	2
<i>Разом за змістовим модулем 2</i>	<i>42</i>	<i>10</i>	<i>0</i>	<i>18</i>	<i>0</i>	<i>14</i>
Змістовий модуль 3.						
Окисно-відновні реакції. Комплексні сполуки						
Тема 13. Окисно-відновні реакції. Основні поняття. Рівняння окисно-відновних реакцій. Стандартний електродний потенціал системи. Напрямок ОВР. Електроліз.	8	2	0	4	0	2
Тема 14. Комплексні сполуки. Хімічний зв'язок у комплексних сполуках. Поведінка комплексних сполук у розчинах.	8	2	0	4	0	2
<i>Разом за змістовим модулем 3</i>	<i>16</i>	<i>4</i>	<i>0</i>	<i>8</i>	<i>0</i>	<i>4</i>
Змістовий модуль 4.						
Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук s-елементів						
Тема 15. Введення в хімію елементів та їх	3,5	1	0	0,5	0	2

сполук. Властивості металів та неметалів.						
Тема 16. Елементи ІА групи. Водень.	2,5	0	0	0,5	0	2
Тема 17. Елементи ІА групи. Підгрупа лужних металів.	3,5	0,5	0	1	0	2
Тема 18. Елементи ІІ А групи.	4,5	0,5	0	2	0	2
<i>Разом за змістовим модулем 4</i>	<i>14</i>	<i>2</i>	<i>0</i>	<i>4</i>	<i>0</i>	<i>8</i>
Змістовий модуль 5.						
Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук р-елементів.						
Тема 19. Елементи ІІІ А групи.	4,5	0,5	0	2	0	2
Тема 20. Елементи ІVА групи. Властивості карбону, силіцію та їх сполук.	5,5	0,5	0	4	0	1
Тема 21. Елементи ІVА групи. Підгрупа Германію.	3	0	0	0	0	3
Тема 22. Елементи VА групи. Нітроген.	4,5	0,5	0	2	0	2
Тема 23. Елементи VА групи. Фосфор.	3,5	0,5	0	2	0	1
Тема 24. Елементи VА групи. Елементи підгрупи Арсену.	3	0	0	0	0	3
Тема 25. Елементи VІА групи. Оксиген.	4,5	0,5	0	2	0	2
Тема 26. Елементи VІА групи. Сульфур. Сульфатна кислота. Селен та Телур як аналоги Сульфуру.	4,5	0,5	0	2	0	2
Тема 27. Елементи VІІА групи. Підгрупа галогенів.	7	1	0	4	0	2
Тема 28. Елементи VІІІ А групи.	2	0	0	0	0	2
<i>Разом за змістовим модулем 5</i>	<i>42</i>	<i>4</i>	<i>0</i>	<i>18</i>	<i>0</i>	<i>20</i>
Змістовий модуль 6.						
Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук d-елементів						
Тема 29. Елементи ІІІВ, ІVВ та VВ групи.	5,5	1,5	0	2	0	2
Тема 30. Елементи VІВ групи	6,5	0,5	0	2	0	4

Тема 31. Елементи VIII групи.	6,5	0,5	0	4	0	2
Тема 32. Елементи VIII групи.	6,5	0,5	0	4	0	2
Тема 33. Елементи IV групи.	3,5	0,5	0	1	0	2
Тема 34. Елементи IV групи.	3,5	0,5	0	1	0	2
<i>Разом за змістовим модулем 6</i>	32	4	0	14	0	14
<i>Індивідуальні завдання</i>	0	0	0	0	0	0
Усього годин	180	30	0	80	0	100

4.2. Заочна форма навчання

Назви тем	Кількість годин					
	Усього	у тому числі				
		лекції	семінари	практичні	лабораторні	СРЗ
Змістовий модуль 1.						
Вступ до вивчення загальної та неорганічної хімії. Основні поняття та закони хімії. Будова речовин. Періодичний закон та ПСЕ Д.І. Менделєєва.						
Тема 1. Вступ до вивчення загальної та неорганічної хімії. Основні поняття та закони хімії.	7	2	0	1	0	4
Тема 2. Будова атома та його електронних оболонок.	7	0	0	1	0	6
Тема 3. Атомне ядро. Радіоактивність. Ядерні реакції.	8	0	0	0	0	8
Тема 4. Періодичний закон Д.І.Менделєєва та його тлумачення на основі електронної будови атома.	7	0	0	1	0	6
Тема 5. Хімічний зв'язок та будова молекул.	9	0	0	1	0	8
<i>Разом за змістовим модулем 1</i>	38	2	0	4	0	32
Змістовий модуль 2.						
Класи та номенклатура неорганічних сполук. Енергетика хімічних і фазових перетворень. Напрямок хімічних реакцій. Вчення про розчини						
Тема 6. Класи та номенклатура неорганічних сполук. Оксиди, пероксиди, надпероксиди, озоніди та	9	0	0	1	0	8

гідроксиди. Кислоти та солі.						
Тема 7. Енергетика і напрямленість хімічних процесів	6	0	0	0	0	6
Тема 8. Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага.	6	0	0	0	0	6
Тема 9. Каталіз.	4	0	0	0	0	4
Тема 10. Способи вираження кількісного складу розчинів.	4,5	0	0	0,5	0	4
Тема 11. Властивості розчинів електролітів та неелектролітів. Добуток розчинності (ДР). Іонний добуток води, рН.	8	0	0	0	0	8
Тема 12. Загальна характеристика гідролізу солей. Особливі випадки гідролізу.	6,5	0	0	0,5	0	6
<i>Разом за змістовим модулем 2</i>	44	0	0	2	0	42
Змістовий модуль 3. Окисно-відновні реакції. Комплексні сполуки						
Тема 13. Окисно-відновні реакції. Основні поняття. Рівняння окисно-відновних реакцій. Стандартний електродний потенціал системи. Напрямок ОВР. Електроліз.	8	0	0	2	0	6
Тема 14. Комплексні сполуки. Хімічний зв'язок у комплексних сполуках. Поведінка комплексних сполук у розчинах.	6	0	0	0	0	6
<i>Разом за змістовим модулем 3</i>	14	0	0	2	0	12
Змістовий модуль 4. Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук s-елементів						
Тема 15. Введення в хімію елементів та їх	6	2	0	0	0	4

сполук. Властивості металів та неметалів.						
Тема 16. Елементи ІА групи. Водень.	3	0	0	0	0	3
Тема 17. Елементи ІА групи. Підгрупа лужних металів.	4,5	0	0	0,5	0	4
Тема 18. Елементи ІІ А групи.	4,5	0	0	0,5	0	4
<i>Разом за змістовим модулем 4</i>	18	2	0	1	0	15
Змістовий модуль 5.						
Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук р-елементів.						
Тема 19. Елементи ІІІ А групи.	4,5	0	0	0,5	0	4
Тема 20. Елементи ІVА групи. Властивості карбону, силіцію та їх сполук.	2,5	0	0	0,5	0	2
Тема 21. Елементи ІVА групи. Підгрупа Германію.	3	0	0	0	0	3
Тема 22. Елементи VА групи. Нітроген.	4,5	0	0	0,5	0	4
Тема 23. Елементи VА групи. Фосфор.	4,5	0	0	0,5	0	4
Тема 24. Елементи VА групи. Елементи підгрупи Арсену.	4	0	0	0	0	4
Тема 25. Елементи VІА групи. Оксиген.	4	0	0	0	0	4
Тема 26. Елементи VІА групи. Сульфур. Сульфатна кислота. Селен та Телур як аналоги Сульфуру.	4,5	0	0	0,5	0	4
Тема 27. Елементи VІІА групи. Підгрупа галогенів.	4,5	0	0	0,5	0	4
Тема 28. Елементи VІІІ А групи.	4	0	0	0	0	4
<i>Разом за змістовим модулем 5</i>	40	0	0	3	0	37
Змістовий модуль 6.						
Фізичні та хімічні властивості простих речовин та сполук d-елементів						
Тема 29. Властивості простих речовин та сполук d-елементів. Елементи ІІІВ, ІVВ та VВ групи.	6	0	0	2	0	4
Тема 30. Елементи VІВ групи	4	0	0	0	0	4

Тема 31. Елементи VIII групи.	4	0	0	0	0	4
Тема 32. Елементи VIII групи.	4	0	0	0	0	4
Тема 33. Елементи IV групи.	4	0	0	0	0	4
Тема 34. Елементи IV групи.	4	0	0	0	0	4
Разом за змістовим модулем 5	26	0	0	2	0	24
Індивідуальні завдання	0	0	0	0	0	0
Усього годин	180	4	0	14	0	162

5. Теми лекційних / семінарських / практичних / лабораторних занять

5.1. Денна форма навчання

5.1.1. Теми лекційних занять

№	Назва лекції	Кількість годин
1.	Цілі та задачі неорганічної хімії. Будова атома та його електронних оболонок. Електронні та електронно-графічні формули атомів елементів та їх іонів.	2
2.	Періодичний закон Д.І. Менделєєва та його тлумачення на основі електронної будови атомів. Будова періодичної системи елементів.	2
3.	Хімічний зв'язок та будова молекул. Сучасне уявлення про природу хімічного зв'язку. Типи хімічного зв'язку та їх характеристика.	2
4.	Класи та номенклатура неорганічних сполук. Прості речовини. Складні речовини.	2
5.	Енергетика хімічних та фазових перетворень. Напрямок хімічних реакцій. Термохімічні рівняння, їх особливості. Закон Гесса.	2
6.	Швидкість хімічних реакцій та хімічна рівновага. Гомогенні та гетерогенні реакції. Закон діючих мас.	2
7.	Учення про розчини. Основні поняття. Розчинність. Способи вираження концентрації розчинів.	2
8.	Гідроліз солей. Механізм гідролізу. Ступінь та константа гідролізу та фактори, що визначають їх значення. Зміщення рівноваги протолітичних реакцій.	2
9.	Окисно-відновні реакції. Основні поняття. Найважливіші окисники та відновники. Основні типи окисно-відновних реакцій.	2
10.	Комплексні сполуки. Класифікація та номенклатура комплексних сполук. Утворення та дисоціація комплексних сполук у розчинах.	2
11.	Вчення про хімічні елементи та їх сполуки. Загальна характеристика елемента або групи елементів за положенням в Періодичній системі елементів. Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів I A, II A груп.	2
12.	Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів III A, IV A груп. Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів V A групи.	2
13.	Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VI A групи. Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VII A групи.	2

14.	Загальна характеристика d-елементів. Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів IIIВ, IVВ, VВ та VIВ груп.	2
15.	Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VIIВ та VIII В групи. Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів IB, IIВ групи.	2
Разом		30

5.1.2. Теми семінарських занять

Семінарські заняття не передбачені.

5.1.3. Теми практичних занять

№	Назва теми	Кількість годин
1.	Тема 1. Практичне заняття 1. Вступ до вивчення загальної та неорганічної хімії. Правила роботи в хімічній лабораторії та правила техніки безпеки.	2
2.	Тема 1. Практичне заняття 2. Основні поняття та закони хімії. Будова речовин. Основні закони хімії. Закон еквівалентів.	2
3.	Тема 2-3. Практичне заняття 3. Основні теоретичні положення про будову атома. Модель атома. Склад атома, ядра. Характеристика електрона, протона, нейтрона.	2
4.	Тема 2-3. Практичне заняття 4. Основні теоретичні положення про будову атома. Атомні орбіталі. Квантові числа. Будова електронних оболонок.	2
5.	Тема 4. Практичне заняття 5. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Будова ПСЕ. Періодична система хімічних елементів як графічне відображення закону періодичності.	2
6.	Тема 4. Практичне заняття 6. Періодичний характер зміни властивостей простих речовин та сполук елементів як функція електронної будови атомів. Внутрішня і вторинна періодичність.	2
7.	Тема 5. Практичне заняття 7. Хімічний зв'язок. Типи хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків (МВЗ). Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.	2
8.	Тема 5. Практичне заняття 8. Валентність, валентні можливості елементів. Властивості ковалентного зв'язку: насичуваність, напрямленість, полярність.	2
9.	Тема 5. Практичне заняття 9. Теорія гібридизації. Кратність зв'язку. Ступінь окиснення елементів. Метод молекулярних орбіталей (ММО). Іонний зв'язок. Металічний зв'язок. Водневий зв'язок.	2
10.	Тема 1 - 5. Практичне заняття 10. Вирішення ситуаційних та тестових завдань з Основних понять та законів хімії; Основних теоретичних положень про будову атома; Періодичного закону Д.І. Менделєєва; Хімічного зв'язку.	2
11.	Тема 6. Практичне заняття 11. Класи та номенклатура неорганічних сполук. Оксиди, їх класифікація та номенклатура, властивості. Гідроксиди (основні, амфотерні), їх класифікація та номенклатура, властивості.	2

12.	Тема 6. Практичне заняття 12. Класи та номенклатура неорганічних сполук. Кислоти та солі, їх класифікація та номенклатура, властивості.	2
13.	Тема 8 - 9. Практичне заняття 13. Необоротні та оборотні хімічні реакції. Хімічна рівновага. Принцип ле-Шательє. Каталіз. Каталізатори.	2
14.	Тема 10. Практичне заняття 14. Поняття про розчини. Теорії розчинів. Способи вираження концентрації розчинів. Розв'язування задач.	2
15.	Тема 11. Практичне заняття 15. Теорія сильних електролітів. Теорія електролітичної дисоціації. Рівновага в розчинах слабких електролітів.	2
16.	Тема 11. Практичне заняття 16. Добуток розчинності. Розв'язування задач.	2
17.	Тема 11. Практичне заняття 17. Дисоціація води. Іонний добуток води. Поняття про рН. Розв'язування задач.	2
18.	Тема 6 - 11. Практичне заняття 18. Вирішення ситуаційних та тестових завдань стосовно Класів, номенклатури неорганічних сполук; Способів вираження концентрації розчинів; Теорії електролітичної дисоціації; Іонного добутку води; Поняття про рН.	2
19.	Тема 12. Практичне заняття 19. Поняття про гідроліз солей. Ступінь та константа гідролізу. Особливі випадки гідролізу. Сумісний гідроліз солей.	2
20.	Тема 13. Практичне заняття 20. Основні поняття окисно-відновних процесів. Сильні та слабкі окисники та відновники. Типи окисно-відновних реакцій.	2
21.	Тема 13. Практичне заняття 21. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Фактори, що впливають на перебіг окисно-відновних реакцій.	2
22.	Тема 14. Практичне заняття 22. Класифікація та номенклатура комплексних сполук. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Будова комплексних сполук. Поведінка комплексних сполук у розчинах.	2
23.	Тема 15 - 17. Практичне заняття 23. Загальна характеристика металів та неметалів. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів ІА групи. Водень. Підгрупа лужних металів.	2
24.	Тема 18. Практичне заняття 24. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів ІІА групи. Дослідження хімічних властивостей берилію та магнію. Дослідження хімічних властивостей лужноземельних металів. Якісні реакції на катіони елементів ІІА групи.	2
25.	Тема 12 – 14. Практичне заняття 25. Вирішення ситуаційних та тестових завдань стосовно Поняття про гідроліз солей; Окисно-відновних процесів; Комплексних сполук.	2
26.	Тема 19. Практичне заняття 26. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів ІІІА групи. Властивості бору та його сполук. Властивості алюмінію та його сполук.	2

27.	Тема 2. Практичне заняття 27. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів IVA групи. Властивості карбону та його сполук. Властивості сіліцію та його сполук.	2
28.	Тема 15 - 20. Практичне заняття 28. Вирішення ситуаційних та тестових завдань з Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів IA, IIA, IIIA, IVA груп.	2
29.	Тема 22. Практичне заняття 29. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів VA групи. Властивості азоту та його сполук. Оксиди азоту. Взаємодія нітратної кислоти з металами та неметалами.	2
30.	Тема 23. Практичне заняття 30. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів VA групи. Властивості фосфору та його сполук.	2
31.	Тема 25. Практичне заняття 31. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів VIA групи. Властивості кисню та його сполук.	2
32.	Тема 26. Практичне заняття 32. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів VIA групи. Властивості сульфуру та його сполук. Оксигенвмісні сполуки сульфуру.	2
33.	Тема 27. Практичне заняття 33. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів VIIA групи. Галогени. Водневі похідні галогенів. Кисневі похідні галогенів та їх властивості.	2
34.	Тема 21 - 27. Практичне заняття 34. Вирішення ситуаційних та тестових завдань Вирішення ситуаційних та тестових завдань з Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів VA, VIA, VIIA груп.	2
35.	Тема 33 - 34. Практичне заняття 35. Загальна характеристика d-елементів (перехідних елементів): перемінні ступені окиснення, комплексоутворення. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів IB та IIB груп.	2
36.	Тема 29. Практичне заняття 36. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів IIIB, IVB та VB груп.	2
37.	Тема 30. Практичне заняття 37. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів VIB групи. Властивості сполук хрому.	2
38.	Тема 31. Практичне заняття 38. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів VIIB групи. Манган. Оксиди і гідроксиди мангану.	2
39.	Тема 32. Практичне заняття 39. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів VIIIB групи. Метали тріади феруму (Fe, Co, Ni).	2
40.	Тема 29 - 34. Практичне заняття 40. Вирішення ситуаційних та тестових завдань з Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук d-елементів.	2
Разом		80

5.2. Заочна форма навчання

5.2.1. Теми лекційних занять

№	Назва лекції	Кількість годин
1.	Вступна лекція. Етапи розвитку хімії як науки, хімічні елементи та їх сполуки. Будова атома та його електронних оболонок. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Хімічний зв'язок та будова молекул. Класи та номенклатура неорганічних сполук. Гідроліз солей. Розчини, способи вираження концентрації розчинів. Окислювально-відновні реакції. Комплексні сполуки.	2
2.	Вчення про хімічні елементи та їх сполуки. Загальна характеристика елемента або групи елементів. Загальна характеристика s-, p-, d – елементів та їх сполук.	2
Разом		4

5.2.3. Теми практичних занять

№	Назва теми	Кількість годин
1.	Тема 1-2. Практичне заняття 1. Вступ до вивчення загальної та неорганічної хімії. Основні поняття та закони хімії. Будова речовин. Основні закони хімії. Закон еквівалентів. Основні теоретичні положення про будову атома. Модель атома. Склад атома, ядра. Атомні орбіталі. Квантові числа. Будова електронних оболонок.	2
2.	Тема 4-5. Практичне заняття 2. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Будова Періодична система хімічних елементів як графічне відображення закону періодичності. Хімічний зв'язок. Типи хімічного зв'язку. Основні параметри хімічного зв'язку.	2
3.	Тема 6, 10, 12. Практичне заняття 3. Класи та номенклатура неорганічних сполук. Поняття про гідроліз солей. Ступінь та константа гідролізу. Особливі випадки гідролізу. Поняття про розчини. Теорії розчинів. Способи вираження концентрації розчинів.	2
4.	Тема 13. Практичне заняття 4. Основні поняття окислювально-відновних процесів. Складання рівнянь окислювально-відновних реакцій: метод електронного балансу, метод напівреакцій. Окисно-відновні властивості простих речовин та сполук елементів. Сильні та слабкі окисники та відновники. Типи окислювально-відновних реакцій. Фактори, що впливають на перебіг окиснювально-відновних реакцій.	2
5.	Тема 17-20. Практичне заняття 5. Загальна характеристика металів та неметалів. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів I A групи. Водень. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів II A групи. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів III A та IV A групи.	2
6.	Тема 22-23, 26-27. Практичне заняття 6. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів V A групи. Властивості нітрогену та його сполук. Властивості фосфору та його сполук.	2

	Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів VI A групи. Властивості кисню та його сполук. Властивості сульфуру та його сполук. Дослідження хімічних властивостей простих речовин та сполук елементів VII A групи. Галогени.	
7.	Тема 29. Практичне заняття 7. Загальна характеристика d-елементів (перехідних елементів): перемінні ступені окиснення, комплексоутворення. Елементи III B, IV B та V B, VI B, VIII B, I B та II B груп.	2
Разом		14

6. Самостійна робота здобувача вищої освіти

6.1. Денна форма навчання

№ п/п	Назва теми	Кількість годин
1.	Розв'язування задач з використанням закону еквівалентів та інших основних законів хімії. Визначення еквівалентної маси металу методом витіснення.	2
2.	Визначення понять природна та штучна радіоактивність. Радіофармацевтичні препарати, які використовують для лікування (кобальт, фосфор, йод) та діагностики (калій, фосфор) різних захворювань.	2
3.	Електронні та електронно-графічні формули елементів в основному та збудженому станах, нульовому, позитивному і негативному ступенях окиснення	2
4.	За положенням елемента в періодичній системі елементів Д.І.Менделєєва визначення його електронної формули та фізичних і хімічних властивостей простих речовин і його сполук.	2
5.	За різницею електронегативності елементів визначення типу хімічного зв'язку. Визначення форми молекул, їх полярності та магнітних властивостей.	2
6.	Визначення типу міжмолекулярної взаємодії та пояснювання механізму її утворення.	2
7.	Традиційна та систематична назва простих та складних сполук. Сучасна українська номенклатура для назви сполук.	2
8.	Теоретичне обґрунтування фізичного змісту внутрішньої енергії, ентальпії, ентропії, енергії Гіббса. Оцінювання можливості перебігу хімічної реакції за значеннями цих величин.	2
9.	Визначення типу каталізу та типу каталізатору.	2
10.	За темою "Розчини неелектролітів" розв'язування задач з використанням законів Вант-Гоффа та Рауля.	2
11.	За типом хімічного зв'язку та різницею електронегативності елементів визначення сили електроліту. Розв'язування задач з використанням закону розведення Оствальда, теорії сильних електролітів. Оволодіння навичками лабораторного експерименту.	2
12.	Розв'язування задач з використанням правила зміщення та формул переходу від одного способу вираження концентрації до іншого	2
13.	Оволодіння уміннями обчислювати константи гідролізу середніх та кислих солей і кислотності середовища їх розчинів. Визначення умов запобігання гідролізу лікарських засобів $ZnSO_4$, $NaHCO_3$.	2

14.	Визначення коефіцієнтів в рівняннях окисно-відновних реакцій методом напівреакцій та електронного балансу. За значеннями стандартних електродних потенціалів окисно-відновних реакцій визначення можливості та напрямку їх перебігу.	2
15.	Пояснення механізму утворення хімічного зв'язку у комплексних сполуках з використанням методу валентних зв'язків та теорії кристалічного поля. Пояснення форми молекул, магнітні властивості та стійкість комплексних сполук.	2
16.	Оцінювання і трактування хімічної активності простих речовин і сполук елементів ІА групи. Розв'язування задач та написання рівнянь реакцій за схемами перетворень.	4
17.	Оцінювання і трактування хімічної активності простих речовин і сполук елементів ІІА групи. Розв'язування задач та написання реакцій за схемами перетворень.	2
18.	Оцінювання і трактування за допомогою рівнянь реакцій хімічної активності простих речовин і сполук елементів ІІІА, ІVА груп.	2
19.	Оцінювання і трактування за допомогою рівнянь реакцій хімічної активності простих речовин і сполук елементів VА групи.	4
20.	Оцінювання і трактування за допомогою рівнянь реакцій хімічної активності простих речовин і сполук елементів VІА групи.	4
21.	Оцінювання і трактування за допомогою рівнянь реакцій хімічної активності простих речовин і сполук елементів VІІА групи.	4
22.	Хімічні властивості простих речовин і сполук елементів VІІІА групи.	4
23.	Оцінювання і трактування за допомогою рівнянь реакцій хімічної активності простих речовин і сполук елементів ІІІВ, ІVВ та VВ груп.	2
24.	Оцінювання окисно-відновних властивостей сполук хрому залежно від ступеню його окиснення. Трактування результатів лабораторних досліджень і визначення продуктів реакції за кислотністю реакційного середовища.	4
25.	Визначення за значенням стандартного електродного потенціалу окисних властивостей калій перманганату і швидкості перебігу реакції залежно від кислотності середовища.	4
26.	Трактування біологічної ролі Феруму і Кобальту в організмі.	2
27.	На основі електронної конфігурації атомів елементів ІВ та ІІВ групи за допомогою рівнянь реакцій трактування зменшення хімічної активності їх простих речовин.	4
Разом		70

6.2. Заочна форма навчання

№ п/п	Назва теми	Кількість годин
1.	Вступ до вивчення загальної та неорганічної хімії. Правила роботи в хімічній лабораторії та правила техніки безпеки. Основні поняття та закони хімії.	4
2.	Будова атома та його електронних оболонок.	6
3.	Атомне ядро. Радіоактивність. Ядерні реакції.	8
4.	Періодичний закон Д.І.Менделєєва та його тлумачення на основі електронної будови атома.	6

5.	Хімічний зв'язок та будова молекул.	8
6.	Класи та номенклатура неорганічних сполук. Оксиди, пероксиди, надпероксиди, озоніди та гідроксиди. Кислоти та солі.	8
7.	Енергетика і напрямленість хімічних процесів	6
8.	Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага.	6
9.	Каталіз.	4
10.	Способи вираження кількісного складу розчинів.	4
11.	Властивості розчинів електролітів та неелектролітів. Добуток розчинності (ДР). Іонний добуток води, рН.	8
12.	Загальна характеристика гідролізу солей. Особливі випадки гідролізу.	6
13.	Окисно-відновні реакції. Основні поняття. Рівняння окисно-відновних реакцій. Стандартний електродний потенціал системи. Напрямок ОВР. Електроліз.	6
14.	Комплексні сполуки. Хімічний зв'язок у комплексних сполуках. Поведінка комплексних сполук у розчинах.	6
15.	Введення в хімію елементів та їх сполук. Властивості металів та неметалів.	4
16.	Елементи ІА групи. Водень.	3
17.	Елементи ІА групи. Підгрупа лужних металів.	4
18.	Елементи ІІ А групи.	4
19.	Елементи ІІІ А групи.	4
20.	Елементи ІVА групи. Властивості карбону, силіцію та їх сполук.	2
21.	Елементи ІVА групи. Підгрупа Германію.	3
22.	Елементи VА групи. Нітроген.	4
23.	Елементи VА групи. Фосфор.	4
24.	Елементи VА групи. Елементи підгрупи Арсену.	4
25.	Елементи VIА групи. Оксиген.	4
26.	Елементи VIА групи. Сульфур. Сульфатна кислота. Селен та Телур як аналоги Сульфуру.	4
27.	Елементи VIIА групи. Підгрупа галогенів.	4
28.	Елементи VIII А групи.	4
29.	Елементи IIIВ, IVВ та VВ групи.	4
30.	Елементи VIВ групи	4
31.	Елементи VIIВ групи.	4
32.	Елементи VIIIВ групи.	4
33.	Елементи ІВ групи.	4
34.	Елементи ІІВ групи.	4
Разом		162

7. Методи навчання

Практичні заняття: бесіда, вирішення ситуаційних задач, проведення контролю знань, умінь і навичок здобувачів, постановку загальної проблеми викладачем та її обговорення за участю здобувачів, виконання контрольних робіт, їх перевірку, оцінювання. Виконання лабораторних робіт, на яких здобувачі під керівництвом викладача проводять

навчальні експерименти у спеціально обладнаних навчальних лабораторіях з використанням устаткування, пристосованого до умов освітнього процесу.

Самостійна робота: самостійна робота з підручником, самостійна робота з банком тестових завдань, самостійне вирішення ситуаційних завдань.

8. Форми контролю і методи оцінювання

(у т.ч. критерії оцінювання результатів навчання)

Поточний контроль: тестування, усне опитування, розв'язання задач.

Підсумковий контроль: іспит

Оцінювання поточної навчальної діяльності на практичному занятті:

1. Оцінювання теоретичних знань з теми заняття:
 - методи: опитування, тестування, вирішення ситуаційної задачі
 - максимальна оцінка – 5, мінімальна оцінка – 3, незадовільна оцінка – 2.
2. Оцінка практичних навичок з теми заняття:
 - методи: оцінювання правильності виконання практичних навичок
 - максимальна оцінка – 5, мінімальна оцінка – 3, незадовільна оцінка – 2.

Оцінка за одне практичне заняття є середньоарифметичною за всіма складовими і може мати лише цілу величину (5, 4, 3, 2), яка округлюється за методом статистики.

Критерії поточного оцінювання на практичному занятті

Оцінка	Критерії оцінювання
«5»	Здобувач бере активну участь в обговоренні найбільш складних питань з теми заняття, дає не менше 90% правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, без помилок відповідає на письмові завдання, виконує практичну роботу та оформлює протокол.
«4»	Здобувач, бере участь в обговоренні найбільш складних питань з теми, дає не менше 75% правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припускає окремих незначних помилок у відповідях на письмові завдання, виконує практичну роботу та оформлює протокол.
«3»	Здобувач, бере участь в обговоренні найбільш складних питань з теми, дає не менше 60% правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припускається значних помилок у відповідях на письмові завдання, виконує практичну роботу та оформлює протокол.
«2»	Здобувач не бере участь в обговоренні складних питань з теми, дає менше 60% правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припускається грубих помилок у відповідях на письмові завдання або взагалі не дає відповідей на них, не виконує практичну роботу та не оформлює протокол.

До підсумкового контролю у формі іспиту допускаються лише ті здобувачі, які виконали вимоги навчальної програми з дисципліни, не мають академічної заборгованості, їх середній бал за поточну навчальну діяльність з дисципліни становить не менше 3,00 та вони склали тестовий контроль за тестами «КРОК - 2» не менш ніж на 90% (50 завдань).

Тестовий контроль проводиться в Навчально-виробничому комплексі інноваційних технологій навчання, інформатизації та внутрішнього моніторингу якості освіти Університету на останньому занятті напередодні іспиту.

Оцінювання результатів навчання здобувачів під час підсумкового контролю – іспиту.

Зміст оцінюваної діяльності	Кількість балів
Відповідь на теоретичне питання	2
Відповідь на теоретичне питання	2
Розв'язання розрахункової задачі	1

Критерії оцінювання результатів навчання здобувачів під час підсумкового контролю - іспиту

Оцінка	Критерії оцінювання
Відмінно «5»	Здобувач систематично працював протягом семестру, показав під час екзамену різнобічні і глибокі знання програмного матеріалу, вміє успішно виконувати завдання, які передбачені програмою, засвоїв зміст основної та додаткової літератури, усвідомив взаємозв'язок окремих розділів дисципліни, їхнє значення для майбутньої професії, виявив творчі здібності у розумінні та використанні навчально-програмного матеріалу, проявив здатність до самостійного оновлення і поповнення знань; рівень компетентності – високий (творчий);
Добре «4»	Здобувач виявив повне знання навчально-програмного матеріалу, успішно виконує передбачені програмою завдання, засвоїв основну літературу, що рекомендована програмою, показав достатній рівень знань з дисципліни і здатний до їх самостійного оновлення та поновлення у ході подальшого навчання та професійної діяльності; рівень компетентності – достатній (конструктивно-варіативний)
Задовільно «3»	Здобувач який виявив знання основного навчально-програмного матеріалу в обсязі, необхідному для подальшого навчання та наступної роботи за професією, справляється з виконанням завдань, передбачених програмою, допустив окремі помилки у відповідях на іспиті і при виконанні іспитових завдань, але володіє необхідними знаннями для подолання допущених помилок під керівництвом науково-педагогічного працівника; рівень компетентності – середній (репродуктивний)
Незадовільно «2»	Здобувач не виявив достатніх знань основного навчально-програмного матеріалу, допустив принципові помилки у виконанні передбачених програмою завдань, не може без допомоги викладача використати знання при подальшому навчанні, не спромігся оволодіти навичками самостійної роботи; рівень компетентності – низький (рецептивно-продуктивний)

9. Розподіл балів, які отримують здобувачі вищої освіти

Отриманий середній бал за навчальну дисципліну для здобувачів, які успішно опанували робочу програму навчальної дисципліни, конвертується з традиційної чотирибальної шкали у бали за 200-бальною шкалою, як наведено у таблиці:

Таблиця конвертації традиційної оцінки у багатобальну шкалу

Традиційна чотирибальна шкала	Багатобальна 200-бальна шкала
Відмінно («5»)	185 – 200
Добре («4»)	151 – 184
Задовільно («3»)	120 – 150
Незадовільно («2»)	Нижче 120

Багатобальна шкала (200-бальна шкала) характеризує фактичну успішність кожного здобувача із засвоєння освітньої компоненти. Конвертація традиційної оцінки (середній бал за навчальну дисципліну) в 200-бальну виконується інформаційно-технічним відділом Університету.

Відповідно до отриманих балів за 200-бальною шкалою, досягнення здобувачів оцінюються за рейтинговою шкалою ECTS. Подальше ранжування за рейтинговою шкалою

ECTS дозволяє оцінити досягнення здобувачів з освітньої компоненти, які навчаються на одному курсі однієї спеціальності, відповідно до отриманих ними балів.

Шкала ECTS є відносно-порівняльною рейтинговою, яка встановлює належність здобувача до групи кращих чи гірших серед референтної групи однокурсників (факультет, спеціальність). Оцінка «А» за шкалою ECTS не може дорівнювати оцінці «відмінно», а оцінка «В» – оцінці «добре» тощо. При конвертації з багатобальної шкали межі оцінок «А», «В», «С», «D», «Е» за шкалою ECTS не співпадають з межами оцінок «5», «4», «3» за традиційною шкалою. Здобувачі, які одержали оцінки «FX» та «F» («2») не вносяться до списку здобувачів, що ранжуються. Оцінка «FX» виставляється здобувачам, які набрали мінімальну кількість балів за поточну навчальну діяльність, але яким не зарахований підсумковий контроль. Оцінка «F» виставляється здобувачам, які відвідали усі заняття з дисципліни, але не набрали середнього балу (3,00) за поточну навчальну діяльність і не допущені до підсумкового контролю.

Здобувачі, які навчаються на одному курсі (однієї спеціальності), на підставі кількості балів, набраних з дисципліни, ранжуються за шкалою ECTS таким чином:

Конвертація традиційної оцінки з дисципліни та суми балів за шкалою ECTS

Оцінка за шкалою ECTS	Статистичний показник
A	Найкращі 10% здобувачів
B	Наступні 25% здобувачів
C	Наступні 30% здобувачів
D	Наступні 25% здобувачів
E	Наступні 10% здобувачів

10. Методичне забезпечення:

- Робоча програма навчальної дисципліни
- Силабус навчальної дисципліни
- Підручники:
- Мультимедійні презентації
- Ситуаційні завдання
- Методичні розробки практичних занять
- Електронний банк тестових завдань за підрозділами з дисципліни.

11. Перелік питань для іспиту

1. Еквівалент, еквівалентна маса простої речовини та елементу в сполуці. Еквівалентний об'єм. Закон еквівалентів.
2. Еквівалент та еквівалентна маса складної речовини (оксиду, кислоти, основи, солі). Обчислення еквіваленту та еквівалентної маси H_2SO_4 .
3. Еквівалент та еквівалентна маса простої та складної речовини в умовах хімічної реакції.
4. Еквівалент та еквівалентна маса окисника та відновника в умовах окисно-відновної реакції.
5. Фізичний зміст головного квантового числа. Наведіть значення орбітального квантового числа для значень головного квантового числа $n = 2$ та $n = 4$. Напишіть електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 25 та 33.
6. Напишіть електронно-графічні формули атомів Магнію, Оксигену, Хрому. Укажіть валентні електрони. Сформулюйте принцип Паулі та правило Хунда.
7. Користуючись правилами Клечковського, визначте послідовність заповнення атомних орбіталей Калію, Скандію, Галію. Напишіть їх електронні формули. Поясніть, до якого електронного сімейства належать ці елементи.
8. Напишіть електронні формули атомів Калію та Купруму. Укажіть, чому вони знаходяться в різних підгрупах та відрізняються за хімічними властивостями.

9. Укажіть число вільних валентних d-орбіталей та число неспарених електронів в атомах Фосфору, Сульфуру та Хлору в збудженому стані. Укажіть, до якого електронного сімейства належать ці елементи.
10. Напишіть електронні формули атомів Магнію та Купруму, іонів Mg^{2+} та Cu^{2+} . Укажіть, до якого електронного сімейства належать ці елементи та в якого з них більш виражені металічні властивості.
11. Напишіть електронні формули атомів Магнію та Стронцію, іонів Mg^{2+} та Sr^{2+} . Укажіть, до якого електронного сімейства належать ці елементи та в якого з них більш виражені металічні властивості.
12. Визначення енергії іонізації та спорідненості з електроном. Одиниці виміру. Укажіть порядок зміни цих величин у елементів III періоду та III A групи періодичної системи.
13. Визначення понять: група, підгрупа, період періодичної системи елементів. Укажіть, які електрони називаються валентними. Яка роль валентних електронів при утворенні хімічного зв'язку на прикладі SO_3 .
14. Ковалентний зв'язок. Властивості ковалентного зв'язку: насичуваність, напрямленість, полярність, поляризованість. Відповідь підтвердіть прикладами.
15. Основні положення методу валентних зв'язків (ВЗ) та теорії гібридизації атомних орбіталей. Недоліки методу ВЗ.
16. Напишіть електронну формулу атома Нітрогену. Укажіть валентні електрони та кількість зв'язків у молекулі азоту з позиції методу ВЗ. Дайте визначення σ - та π - зв'язку. Укажіть, який зв'язок міцніший.
17. На підставі відносної електронегативності елементів укажіть тип хімічного зв'язку в молекулі $BeCl_2$. Наведіть схему перекривання електронних хмар. Укажіть, яким типом гібридизації атомних орбіталей Берилію описується утворення цієї молекули.
18. Укажіть тип хімічного зв'язку в молекулах CH_4 та CCl_4 . Наведіть схему перекривання електронних хмар. Укажіть, яким типом гібридизації атомних орбіталей Карбону описують ці молекули.
19. Згідно з методом ВЗ поясніть тип хімічного зв'язку та тип гібридизації АО Оксигену в молекулі води. Водневий зв'язок.
20. Укажіть тип гібридизації АО Нітрогену в молекулі аміаку. Яка геометрична конфігурація цієї молекули? Чому дорівнює валентність та ступінь окиснення Нітрогену в аміаці?
21. У сполуках НОГ обчисліть різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків $H-O$ та $O-Г$ (де $Г$ – це Cl, Br, I) та визначте: а) який із зв'язків у кожній молекулі характеризується більшим ступенем іонності; б) який характер дисоціації цих молекул у водному розчині.
22. Іонний зв'язок. Механізм його утворення. Властивості іонного зв'язку та його відміна від ковалентного. Приклади іонних сполук. Рівняння перетворення атомів у відповідні іони на прикладі Магнію, Алюмінію, Сульфуру та Хлору.
23. Напишіть електронні формули атомів Натрію, Магнію, Алюмінію, Силіцію та Хлору. Укажіть тип хімічного зв'язку в молекулах $NaCl, MgCl_2, AlCl_3, SiCl_4$. Відповідь підтвердіть розрахунком різниці відносних електронегативностей взаємодіючих атомів.
24. Хімічна теорія розчинів Д.І.Менделєєва. Поняття про сольвати та гідрати.
25. Розчини. Способи вираження концентрації розчинів.
26. Фізичні та хімічні явища, які впливають на величину теплового ефекту розчинення.
27. Молярна концентрація розчинів. Одиниці її виміру. Титр розчину.
28. Молярна концентрація еквівалента. Одиниці її виміру.
29. При $25^\circ C$ розчинність $NaCl$ дорівнює 36,0 г у 100 г води. Обчисліть масову частку речовини в насиченому розчині.
30. Обчисліть масу води, яку необхідно додати до 3 кг розчину пероксиду водню з масовою часткою 30%, щоб одержати розчин з масовою часткою 3%.
31. Обчисліть молярну концентрацію розчину хлоридної кислоти з масовою часткою 25%, якщо його густина складає 1,2 г/мл.

32. Механізм електролітичної дисоціації молекул з іонним та ковалентним зв'язком.
33. Ступінь дисоціації слабких електролітів. Фактори, що впливають на ступінь електролітичної дисоціації. Закон розведення Оствальда.
34. Сильні, слабкі та електроліти середньої сили. Наведіть приклади.
35. Визначення добутку розчинності. Сформулюйте умови утворення та розчинення осаду. Наведіть приклади.
36. Гідроліз. Механізм гідролізу катіонів та аніонів. Ступінь та константа гідролізу. Формули для їх обчислення.
37. Напишіть молекулярне рівняння гідролізу натрій сульфід та вираз константи гідролізу.
38. Напишіть рівняння гідролізу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ та Al_2S_3 .
39. Напишіть молекулярне та іонне рівняння гідролізу SbCl_3 .
40. Гідроліз кислих солей. Укажіть кислотність середовища у розчинах NaHSO_3 та NaHCO_3 .
41. Обчисліть $K_r \text{KNO}_2$, якщо $K_d \text{HNO}_2 = 5 \cdot 10^{-4}$.
42. Обчисліть $K_r \text{NH}_4\text{Cl}$, якщо $K_d \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = 2 \cdot 10^{-5}$.
43. Обчисліть $K_r \text{NaH}_2\text{PO}_4$, якщо $K_{d1} \text{H}_3\text{PO}_4 = 7,6 \cdot 10^{-3}$, $K_{d2} \text{H}_3\text{PO}_4 = 6,2 \cdot 10^{-8}$, $K_{d3} \text{H}_3\text{PO}_4 = 4,2 \cdot 10^{-13}$.
44. Окисно-відновні реакції. Укажіть, які речовини називаються окисниками, а які – відновниками. Укажіть найважливіші окисники та відновники у фармацевтичній практиці.
45. Укажіть основні типи окисно-відновних реакцій. Наведіть приклади.
46. На прикладі KMnO_4 визначте роль середовища в окисно-відновних реакціях. Поясніть, чому для створення кислого середовища використовують розведену сульфатну, а не нітратну та хлоридну кислоти.
47. Напишіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом: $\text{NH}_3 + \text{KMnO}_4 \rightarrow$.
48. Закінчіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом: $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$. Обчисліть еквівалентні маси окисника та відновника.
49. Закінчіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом: $\text{KBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$. Визначте еквівалентну масу відновника.
50. Закінчіть рівняння реакцій та підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом: $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$; $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
Укажіть тип окисно-відновних реакцій. Обчисліть еквівалент та еквівалентну масу KMnO_4 .
51. Закінчіть рівняння реакцій та підберіть коефіцієнти методом напівреакцій: $\text{As} + \text{HNO}_{3(\text{к})} \rightarrow$; $\text{Al} + \text{HNO}_{3(\text{розв})} \rightarrow$.
52. Напишіть рівняння реакції утворення комплексної сполуки при взаємодії алюміній гідроксиду з надлишком розчину натрій гідроксиду. Визначте заряд комплексоутворювача, тип комплексу.
53. Визначте заряд комплексного іона та координаційне число іонів феруму в сполуках: $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$ та $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Напишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексів та вираз загальних констант нестійкості.
54. Напишіть рівняння реакцій та назвіть продукти взаємодії:
 $\text{AgCl} \downarrow + \text{NH}_3 \rightarrow$, $\text{FeSO}_4 + \text{KCN} \rightarrow$, $\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaOH} \rightarrow$.
55. Карбоніли перехідних металів. Одержання, будова згідно з методом ВЗ, властивості на прикладі тетракарбонілніколу.
56. Здійсніть перетворення: $\text{B} \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3$
57. Закінчіть рівняння реакцій, визначте коефіцієнти методом напівреакцій:
 $\text{As} + \text{HNO}_{3(\text{к})} \rightarrow$, $\text{Al} + \text{HNO}_{3(\text{р})} \rightarrow$.
58. Напишіть рівняння реакції визначення іонів бісмуту(III) та стануму(II) в лужному середовищі.
59. Закінчіть рівняння реакцій та визначте коефіцієнти електронно-іонним методом: $\text{I}_2 + \text{HNO}_{3(\text{к})} \rightarrow$, $\text{As} + \text{HNO}_{3(\text{к})} \rightarrow$. Дайте одержаним сполукам традиційні назви.

60. Напишіть формули можливих оксидів та гідроксидів фосфору. Укажіть основність кислот та наведіть їх графічні формули. Дайте їм традиційні та систематичні назви.
61. Одержіть фосфін із фосфіду, а також за реакцією диспропорціонування фосфору в лужному середовищі.
62. Одержіть калій бісмутат за реакцією: $\text{BiCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$. Визначте коефіцієнти методом напівреакцій.
63. Укажіть, дією яких окисників можна окиснити сполуку сульфуру із ступенем окислення -2 до сполук із ступенем окиснення $+6$, $+4$, 0 . Наведіть приклади та визначте коефіцієнти в рівняннях реакцій електронно-іонним методом.
64. Закінчіть рівняння реакцій та назвіть одержані продукти за традиційною номенклатурою: $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$, $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$, $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
65. Напишіть рівняння реакції взаємодії натрій нітриту з калій йодидом в кислому середовищі. Підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.
66. Напишіть рівняння реакції одержання аміаку з азоту, амоній хлориду, літій нітриду. Укажіть тип гібридизації орбіталей Нітрогену в молекулі аміаку.
67. Одержіть нітратну кислоту з аміаку.
68. Напишіть рівняння реакцій, які характерні для аміаку: приєднання, заміщення, окиснення, комплексоутворення.
69. Напишіть формули можливих оксидів нітрогену. Визначте їх характер та вкажіть відповідні гідроксиди.
70. Елементи V A групи. Загальна електронна формула, можливі ступені окиснення та приклади сполук, в яких вони реалізуються для Нітрогену. Максимальна валентність Нітрогену та Фосфору.
71. Одержіть гідрогенселенід та гідрогентелурид. Укажіть, в якій з цих сполук більш виражені відновні та кислотні властивості.
72. Складіть рівняння реакцій взаємодії розведеної та концентрованої сульфатної кислоти з кальцієм. Підберіть коефіцієнти методом напівреакцій. Обчисліть еквівалентну масу окисника.
73. Напишіть рівняння реакцій взаємодії натрій тіосульфату з хлором (надлишок окисника) та йодом. Підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.
74. Доведіть окисно-відновну двоїстість сульфат-іону реакціями з калій перманганатом та сірководнем. Підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.
75. Продукти спалювання сірководню та сірки в надлишку кисню при пропусканні в воду дають кислу реакцію середовища. За допомогою хімічних реакцій поясніть цей факт. Закінчіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом: $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_{3(\text{дим})} \rightarrow$.
76. Напишіть рівняння реакцій взаємодії сірководню з надлишком кисню та калій дихроматом у кислому середовищі. Підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом.
77. Напишіть рівняння реакції розчинення сірки в концентрованій нітратній кислоті. Підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.
78. Напишіть рівняння реакції взаємодії сірки з хлорною водою та концентрованою сульфатною кислотою. Підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.
79. Напишіть рівняння реакції взаємодії гідроген пероксиду та калій йодиду з калій перманганатом в середовищі розведеної сульфатної кислоти. Підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом.
80. Напишіть рівняння реакції якісного виявлення гідроген пероксиду. Наведіть графічну формулу сполуки, яка обумовлює синє забарвлення.
81. Напишіть рівняння реакції диспропорціонування гідрогенпероксиду. Визначте коефіцієнти в рівнянні електронно-іонним методом.
82. Халькогени. Загальна електронна формула, можливі ступені окиснення та приклади сполук, в яких указаний ступінь окиснення реалізується для Сульфуру.

83. Напишіть рівняння реакцій та підберіть коефіцієнти електроно-іонним методом:
 $K_3AsO_3 + I_2 + KOH \rightarrow$, $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow$.
84. Закінчіть рівняння реакцій:
 $NaCl + H_2SO_{4(k)} \rightarrow$, $NaBr + H_2SO_{4(k)} \rightarrow$, $NaI + H_2SO_{4(k)} \rightarrow$.
 Вокисно-відновних реакціях підберіть коефіцієнти електроно-іонним методом, порівняйте відновні властивості галогенід-іонів.
85. Напишіть формули можливих оксокислот хлору. Дайте їм систематичні та традиційні назви. Визначте порядок зміни окисних та кислотних властивостей.
86. Галогени. Загальна електронна формула, можливі ступені окиснення та приклади сполук, в яких указаний ступінь окиснення реалізується для Хлору. Зміна окисно-відновних властивостей елементів у підгрупі. Закінчіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти електроно-іонним методом: $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow$.
87. d-Елементи. Розташування в періодичній системі. Особливості електронної будови. Валентні електрони. Можливі ступені окиснення в сполуках Хрому та Мангану.
88. Напишіть емпіричні та графічні формули оксокислот Хрому та Мангану. Назвіть їх за традиційною та систематичною номенклатурою.
89. Напишіть рівняння реакцій та назвіть одержані продукти:
 $CrCl_3 + NaOH_{(надл)} \rightarrow$, $Cr(OH)_3 + H_2SO_4 + H_2O \rightarrow$.
90. Хроміти, хромати, дихромати. Окисні властивості сполук хрому(VI).
91. Катіонні, аніонні та нейтральні комплекси на прикладі комплексних сполук хрому.
92. Гідратна ізомерія комплексних сполук хрому на прикладі сполуки $CrCl_3 \cdot 6H_2O$. Характер її взаємодії з аргентум нітратом.
93. Калію дихромат – окисник, який використовують для кількісного визначення солей Fe(II) та йодидів. Напишіть рівняння відповідних реакцій в кислому середовищі. Обчисліть еквівалентну масу окисника.
94. Здійсніть перетворення: $Cr \rightarrow Cr_2S_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow K_3[Cr(OH)_6]$
95. Здійсніть перетворення: $Cr \rightarrow CrCl_2 \rightarrow CrCl_3 \rightarrow K_2CrO_4 \rightarrow K_2Cr_2O_7$
96. Напишіть рівняння реакції та назвіть продукт $Mn + CO \rightarrow$. З позиції методу ВЗ поясніть механізм утворення комплексної сполуки.
97. Оксиди мангану. За допомогою хімічних реакцій охарактеризуйте їх кислотно-основні властивості.
98. Поясніть окисно-відновну двоїстість манган(IV) оксиду на прикладі реакцій:
 $MnO_2 + HCl \rightarrow$, $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow$.
99. Калій перманганат. Одержання, стійкість при нагріванні. Використання як окисника на прикладі реакції: $Na_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$.
100. Окисні властивості $KMnO_4$ залежно від реакції середовища. Використання калій перманганату в медичній практиці.
101. Здійсніть перетворення: $Mn^{2+} \rightarrow MnO_2 \rightarrow K_2MnO_4 \rightarrow KMnO_4 \rightarrow MnO_2$
102. Напишіть рівняння реакції якісного визначення катіону Mn^{2+} калій бісмутатом у нітратнокислому середовищі. Підберіть коефіцієнти електроно-іонним методом.
103. Елементи сімейства Феруму. Електронна формула. Можливі ступені окиснення та приклади сполук, в яких указаний ступінь окиснення реалізується.
104. Феруму(II) гідроксид. Одержання, властивості. Закінчіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти електроно-іонним методом: $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$.
105. Властивості оксидів та гідроксидів феруму(II) та феруму(III). Біологічна роль Феруму. Лікарські препарати Феруму.
106. Ферум(III) гідроксид. Одержання, властивості, використання.
107. Гідроліз солей Fe^{2+} та Fe^{3+} . Вплив природи ферум(II) та феруму(III) гідроксиду на ступінь гідролізу відповідних солей.
108. Визначте ступінь окиснення, координаційне число Феруму в комплексах: $Na_3[FeF_6]$ та $K_4[Fe(CN)_6]$. Напишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації, вираз загальної константи нестійкості.

109. Здійснить перетворення: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
110. Здійснить перетворення: $\text{Co} \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$
111. Напишіть молекулярне та іонне рівняння гідролізу солей NiCl_2 та $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$.
112. Елементи підгрупи Купруму. Загальна електронна формула. Валентні електрони, можливі ступені окиснення. Знаходження в природі.
113. Використання комплексних сполук d-елементів в якісних реакціях виявлення катіонів та аніонів на прикладі взаємодії: $\text{AgCl} + \text{NH}_3 \rightarrow$. Напишіть вираз константи нестійкості одержаної комплексної сполуки.
114. У комплексних сполуках $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ та $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ назвіть складові частини та напишіть вираз загальних констант нестійкості.
115. Використання комплексних сполук d-елементів в якісних реакціях виявлення катіонів та аніонів на прикладі сполук купруму: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3(\text{надл}) \rightarrow$. Назвіть комплекс. Напишіть вираз для константи нестійкості.
116. Здійснить перетворення: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuS}$
117. Напишіть рівняння реакції розчинення золота в селенатній кислоті, ціаніді калію в присутності кисню повітря, суміші нітратної та хлоридної кислот. У рівняннях реакцій підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.
118. Елементи підгрупи Цинку. Електронна формула, валентні електрони. Можливі ступені окиснення та приклади сполук, в яких вони реалізуються.
119. Цинк. Хімічна активність. Амфотерність оксиду та гідроксиду, комплексні сполуки цинку.
120. Гідроліз солей цинку, зміщення рівноваги в гідролізованих системах. Використання препаратів цинку в медичній практиці.

12. Рекомендована література

Основна:

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Загальна та неорганічна хімія. Лабораторний практикум: навч.-метод. посіб. для студ. фармацев. вузів і фармацев. фак. мед. вузів III–IV рівня акредитації / Є.Я. Левітін, І.О. Ведерникова, О.В. Антоненко та ін.; за загальною ред. Є.Я. Левітіна. – Харків, 2020. – 132 с.

Додаткова:

1. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I. – 520 с.; – Ч. II. –
2. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
3. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
4. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.
5. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ: Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
6. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К. : Вища шк., 2009. – 471 с.
7. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К. : Либідь, 2001. – 400 с.

13. Інформаційні ресурси:

1. Методичні вказівки з загальної та неорганічної хімії для самостійної та аудиторної роботи студентів фармацевтичного факультету (Змістовий модуль 1. Загальна хімія).

- Спосіб доступу: http://meduniv.lviv.ua/files/kafedry/bioneorgan/1_Navchalno-org_robota/Metodychne_zabezpechennaj/Metod_Inorganic_chem_1_pharm_M-1.pdf
2. Методичні вказівки з загальної та неорганічної хімії для самостійної та аудиторної роботи студентів фармацевтичного факультету (Змістовий модуль 2. Неорганічна хімія).
Спосіб доступу: http://meduniv.lviv.ua/files/kafedry/bioneorgan/1_Navchalno-org_robota/Metodychne_zabezpechennaj/Metod_Inorganic_chem_1_pharm_M-2.pdf
 3. Методичні вказівки з загальної та неорганічної хімії для самостійної роботи студентів фармацевтичного факультету заочної форми навчання.
Спосіб доступу: http://meduniv.lviv.ua/files/kafedry/bioneorgan/1_Navchalno-org_robota/Metodychne_zabezpechennaj/metod_1_pharm_zaoch.pdf
 4. Збірник тестових завдань з загальної та неорганічної хімії для студентів фармацевтичного факультету.
Спосіб доступу: http://meduniv.lviv.ua/uploads/repository/bioneorgan/1_Navchalno-org_robota/Tests/Neorgan_Chem_Tests.pdf
 5. <http://chemistry.inf.ua>