

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ЗАПОРІЗЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
ФАКУЛЬТЕТ БІОЛОГІЧНИЙ  
КАФЕДРА ХІМІЇ

**ЗАТВЕРДЖУЮ**

Декан біологічного факультету

\_\_\_\_\_ Л.О. Омелянчик  
(підпис) (ініціали та прізвище)

« \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 202\_ р.

**НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**

**РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ**

підготовки бакалавра

очної (денної) форми здобуття освіти  
спеціальності 091 Біологія

освітньо-професійна програма Біологія

**Укладач:** Петруша Ю.Ю., к.б.н., доцент

Обговорено та ухвалено  
на засіданні кафедри хімії  
Протокол №\_\_ від “\_\_” \_\_\_\_\_ 202\_ р.  
Завідувач кафедри хімії

\_\_\_\_\_ О.А. Бражко  
(підпис) (ініціали, прізвище)

Ухвалено науково-методичною радою  
біологічного факультету  
Протокол №\_\_ від “\_\_” \_\_\_\_\_ 202\_ р.  
Голова науково-методичної ради  
біологічного факультету

\_\_\_\_\_ Н.М. Притула  
(підпис) (ініціали, прізвище)

Погоджено  
з навчально-методичним відділом

\_\_\_\_\_ (підпис) \_\_\_\_\_ (ініціали, прізвище)

202\_ рік

## 1. Опис навчальної дисципліни

1	2	3	
<b>Галузь знань, спеціальність, освітня програма рівень вищої освіти</b>	<b>Нормативні показники для планування і розподілу дисципліни на змістові модулі</b>	<b>Характеристика навчальної дисципліни</b>	
		очна (денна) форма здобуття освіти	заочна (дистанційна) форма здобуття освіти
<b>Галузь знань</b> 10 Природничі науки	Кількість кредитів – 5	<b>Обов'язкова</b>	
<b>Спеціальність</b> 091 Біологія	Загальна кількість годин – 150	<b>Цикл професійної підготовки спеціальності</b>	
<b>Освітньо-професійна програма</b> Біологія		<b>Семестр:</b>	
	1-й	1-й	
Рівень вищої освіти: <b>бакалаврський</b>	Змістових модулів – 8	<b>Лекції</b>	
		28 год.	4 год.
Кількість поточних контрольних заходів – 16	Кількість поточних контрольних заходів – 16	<b>Лабораторні</b>	
		42 год.	10 год.
		<b>Самостійна робота</b>	
		80 год.	136 год.
		<b>Вид підсумкового семестрового контролю:</b> екзамен	

## 2. Мета та завдання навчальної дисципліни

**Метою** вивчення навчальної дисципліни «Неорганічна хімія» є засвоєння знань щодо складу, будови та властивостей речовин у їх взаємозв'язку, умов та шляхів перетворення одних речовин в інші, та набуття вмінь й навичок проведення хімічного експерименту.

Основними **завданнями** вивчення навчальної дисципліни «Неорганічна хімія» є:

1. Засвоєння знань про основні закони і положення хімії; теорію будови атома, хімічний зв'язок і будову молекул на основі періодичної системи.
2. Набуття вмінь пояснювати явища, закономірності і процеси протікання хімічних реакцій.
3. Вироблення навичок розв'язування кількісних та якісних задач.
4. Набуття вмінь аналізу властивостей окремих елементів та їх сполук.

У результаті вивчення навчальної дисципліни студент повинен набути таких результатів навчання (знання, уміння тощо) та компетентностей:

Заплановані робочою програмою результати навчання та компетентності	Методи і контрольні заходи
1	2
<b>Результати навчання</b>	
ПР02. Застосовувати сучасні інформаційні технології, програмні засоби та ресурси Інтернету для інформаційного забезпечення професійної діяльності.	Тестування, контрольні роботи; виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
ПР07. Володіти прийомами самоосвіти і самовдосконалення. Уміти проектувати траєкторію професійного росту й особистого розвитку, застосовуючи набуті знання.	Тестування, контрольні роботи; виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного

	<b>завдання</b>
ПР08. Знати та розуміти основні терміни, концепції, теорії і закони в галузі біологічних наук і на межі предметних галузей.	Тестування, контрольні роботи; виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
<b>Компетентності</b>	
ЗК04. Здатність до пошуку, оброблення та аналізу інформації з різних джерел.	Тестування, виконання індивідуального практичного завдання
ЗК05. Здатність спілкуватися державною мовою як усно так і письмово	Виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
ЗК07. Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями	Виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
ЗК03. Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях.	Виконання завдань лабораторних занять
СК01. Здатність застосовувати знання та вміння з математики, фізики, хімії та інших суміжних наук для вирішення конкретних біологічних завдань.	Виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
СК03. Здатність досліджувати різні рівні організації живого, біологічні явища і процеси.	Виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
СК04. Здатність здійснювати збір, реєстрацію і аналіз даних за допомогою відповідних методів і технологічних засобів у польових і лабораторних умовах.	Виконання завдань лабораторних занять

### **Міждисциплінарні зв'язки.**

Відповідно до структурно-логічної схеми освітньо-професійної програми «Біологія» підготовки бакалаврів дисципліна пов'язана з такими курсами: «Аналітична хімія», «Основи вищої математики» та «Вступ до спеціальності».

## **3. Програма навчальної дисципліни**

### **Змістовий модуль 1. Основні закони та поняття хімії. Періодичний закон.**

Хімічна формула руху матерії. Квантова будова атома. Хвильова функція, рівняння Шрьодінгера. Поняття хімії: атом, молекула, хімічний елемент, проста (складна) речовина, моль, відносна атомна (молекулярна) маса, молярна маса. Математичний вирази законів хімії: збереження маси та енергії, сталості складу, кратних відношень, закону еквівалентів, закону Авогадро, Бойля-Маріотта, Гей-Люссака, Шарля, об'єднаного закону газового стану, рівняння Менделєєва-Клапейрона.

Складність будови атома та її експериментальний доказ. Атомна модель Бора. Квантова будова атома. Квантові числа та їх фізичний зміст. Принципи заповнення атомних орбіталей електронами. Принцип Паулі, правило Хунда, правило Клечковського.

### **Змістовий модуль 2. Будова молекул. Комплексні сполуки.**

Хімічний зв'язок. Ковалентний зв'язок. Яким чином виникає іонний зв'язок, металічний зв'язок. Характеристика донорно-акцепторного механізму утворення ковалентного зв'язку. Полярність зв'язку, її кількісна характеристика. Ступінь полярності зв'язку. Максимальна ковалентність. Направленість ковалентного зв'язку. Характер гібридизації орбіталей на значення валентних кутів. Види молекулярних орбіталей. Основні

характеристики хімічного зв'язку. Метод валентного зв'язку /ВЗ/. Метод молекулярних орбіталей.

Основні поняття хімії комплексних сполук: комплексний іон, комплексоутворювач (центральный атом), ліганди, координаційне число. Характеристика хімічних зв'язків у комплексних сполуках. Види ізомерії комплексних сполук (геометрична, оптична, сольватна, іонізаційна, координаційна, ізомерія зв'язку). Номенклатура, методи одержання комплексних сполук та їх властивості. Комплексні сполуки в хімії та біології.

### **Змістовий модуль 3.** Основні закономірності протікання хімічних реакцій. Теорія окисно-відновних реакцій.

Швидкість реакції та її залежність від температури і концентрації. Фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції. Розмірність константи швидкості для реакції першого, другого порядку. Температурний коефіцієнт хімічної реакції. Залежність константи швидкості реакції від температури. Енергія активації. Оборотної та необоротні реакції. Хімічна рівновага та її залежність від зовнішніх умов. Принцип Ле-Шательє.

Ступінь окиснення (вища, нижча), відмінність від валентності. Відновники та окисники. Елементи, що мають найбільш сильні окисні та відновні властивості. Вплив середовища на характер протікання реакцій. Класифікація окисно-відновних реакцій, складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

### **Змістовий модуль 4.** Основні характеристики розчинів електролітів та неелектролітів

Розчини: розбавлені, концентровані, насичені, пересичені. Способи вираження концентрації розчинів. Колігативні властивості розчинів. Тиск пари над розчином. Осмотичний тиск розчинів. Закон Вант-Гоффа. Значення осмосу в біологічних процесах. Температура кипіння і температура кристалізації розчинів. I та II закон Рауля.

Сильні та слабкі електроліти. Ступінь та константа дисоціації. Фізіологічна дія іонів гідрогену та гідроксид-іонів. Закон розбавлення Оствальда. В чому сильні електроліти не підпорядковуються закону діючих мас. Активність іонів. Напрямок протікання реакцій обміну в розчинах електролітів. Іонний добуток води. Водневий і гідроксильний показник. Методи визначення рН. Добуток розчинності. Гідроліз солей.

### **Змістовий модуль 5.** Характеристика елементів головної та побічної підгрупи I і II груп ПС. Елементи головної підгрупи III групи періодичної системи

Лужні та лужноземельні метали, їх добування, властивості і застосування. Перекисні сполуки s-елементів. Кислі, основні солі s-елементів. Одержання гідроксидів та вивчення їх властивостей. Біогенна роль кальцію і натрію. Властивості сполук лужних та лужноземельних елементів.

Загальна характеристика. Бор, поширення в природі та добування, властивості і застосування. Борани, одержання, будова. Оксигенвмісні сполуки бору, алюмінію, галію, індію, талію, властивості. Ортоборатна кислота. Бор як мікроелемент. Біологічна роль сполук Бору та Алюмінію.

### **Змістовий модуль 6.** d-елементи VI та VII групи періодичної системи

Добування, властивості та застосування d-елементів VI групи. Добування та властивості хрому(III) гідроксиду. Перехід хромату в дихромат і зворотній процес. Сполуки з різними ступенями окиснення, їх властивості. Окиснювальні властивості сполук шестивалентного хрому. Добування малорозчинних хроматів. Гідроліз солей хрому(III). Біогенна роль Молібдену.

Добування, властивості та застосування d-елементів VII групи. Добування та властивості мангану(II) гідроксиду. Сполуки з різними ступенями окиснення, їх властивості. Окиснювальні властивості мангану(IV) оксиду. Вплив середовища на окислювальні

властивості сполук мангану(VII). Значення Мангану в біологічних процесах. Сполуки з різними ступенями окиснення, їх властивості.

**Змістовий модуль 7. d-елементи VIII групи періодичної системи. Елементи головної підгрупи V групи періодичної системи**

Сімейство Феруму, властивості та застосування. Дія на залізо кислот та лугів. Властивості гідроксидів феруму(II), кобальту(II), ніколу(II), їх хімічні властивості. Окиснення гідроксидів феруму(II), кобальту(II), ніколу(II). Якісні реакції катіонів Феруму(II) і (III), Кобальту(II), Ніколу(II). Біогенна роль Феруму, Кобальту, Ніколу.

Нітроген у природі, фіксація атмосферного нітрогену, значення його сполук для рослинного світу. Гідрогеновмісні сполуки Нітрогену. Оксиди Нітрогену. Нітратна (азотна кислота) кислота. Властивості сполук Нітрогену і Фосфору, їх застосування та біогенна роль.

**Змістовий модуль 8. Елементи головної підгрупи VI та VII групи періодичної системи**

Оксиген в природі, одержання кисню. Будова атомів та молекул. Алотропія. Використання Оксигену та його сполук. Оксиди і пероксиди металів і неметалів, їх хімічні властивості. Біологічна роль Оксигену. Сульфур, фізичні і хімічні властивості. Гідрогеновмісні сполуки Сульфуру. Екологічна роль Сульфуру. Оксигеновмісні сполуки Сульфуру, їх властивості. Реакції якісного виявлення сульфід-, сульфат-, сульфід- та тиосульфат-іонів. Біологічна роль Сульфуру.

Галогени, загальна характеристика, добування і властивості. Хлор, фізичні та хімічні властивості. Галогеноводні, хлоридна кислота. Оксигеновмісні сполуки Хлору, їх властивості. Бром, йод. Реакції виявлення галогенід-іонів. Біологічна роль елементів VIIA групи періодичної системи.

**3. Структура навчальної дисципліни**

Змістовий модуль	Усього годин	Аудиторні (контактні) години						Самостійна робота, год		Система накопичення балів		
		Усього годин		Лекційні заняття, год		Лабораторні заняття, год		о/д ф.	з/дист ф.	Теор. зав-ня, к-ть балів	Практ. зав-ня, к-ть балів	Усього балів
		о/дф	з/дист ф.	о/д ф.	з/дист ф.							
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>		<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>8</b>	<b>9</b>	<b>10</b>	<b>11</b>	<b>12</b>
		о/дф	з/дист ф.									
1	15	9	3	4	1	5	2	6	12	1	1,5	2,5
2	15	10	3	4	1	6	2	5	12	2	3	5
3	15	10	1	4	1	6	-	5	14	1	1,5	2,5
4	15	9	3	4	1	5	2	6	12	2	18	20
5	15	8	2	3	-	5	2	7	13	2	3	5
6	15	8	2	3	-	5	2	7	13	2	3	5
7	15	8	-	3	-	5	-	7	15	1	1,5	2,5
8	15	8	-	3	-	5	-	7	15	1	16,5	17,5
Усього за змістові модулі	120	70	14	28	4	42	10	50	106	12	48	60
Підсумковий семестровий контроль екзамен	30							30	30			40
Загалом		90								100		

## 5. Теми лекційних занять

№ змістового модуля	Назва теми	Кількість годин	
		о./д. ф.	з./д. ф.
1	2	3	4
1.	Предмет хімії. Основні закони та поняття хімії. Періодичний закон як наслідок електронної будови атома.	4	1
2.	Будова молекул. Комплексні сполуки.	4	1
3.	Основні закономірності протікання хімічних реакцій. Теорія окисно-відновних реакцій.	4	1
4.	Основні характеристики розчинів неелектролітів. Основні характеристики розчинів електролітів.	4	1
5.	Характеристика елементів головної та побічної підгрупи I і II груп ПС. Елементи головної підгрупи III групи періодичної системи.	3	-
6.	d-елементи VI та VII групи періодичної системи.	3	-
7.	d-елементи VIII групи періодичної системи. Елементи головної підгрупи V групи періодичної системи.	3	-
8.	Елементи головної підгрупи VI та VII групи періодичної системи.	3	-
<b>Разом</b>		<b>28</b>	<b>4</b>

## 6. Теми лабораторних занять

№ змістового модуля	Назва теми	Кількість годин	
		о./д. ф.	з./д. ф.
1	2	3	4
1.	Одержання кислот, гідроксидів та солей.	5	2
2.	Основні закони та поняття хімії. Визначення еквівалентної маси металу.	6	2
3.	Квантова теорія будови атомів. Закономірності у зміні властивостей елементів ПС по групах та періодах. Хімічний зв'язок та будова молекул. Методи валентного зв'язку та молекулярних орбіталей.	6	-
4.	Комплексні (координаційні) сполуки.	5	2
5.	Окисно-відновні реакції. Швидкість хімічних реакцій та її залежність від температури та концентрації. Хімічна рівновага та її залежність від зовнішніх факторів.	5	2
6.	Електролітична дисоціація. Гідроліз солей. Способи вираження концентрації розчинів і основні закони неелектролітів та електролітів.	5	2
7.	s-елементи I та II груп ПС та d-елементи I та II груп ПС. Елементи III групи ПС. Бор та Алюміній. p-елементи V групи. Нітроген і Фосфор.	5	-
8.	d-елементи VI та VII груп ПС. Метали підгрупи Хрому та Мангану. Ферум, Кобальт та Нікол.	5	-
<b>Разом</b>		<b>42</b>	<b>10</b>

## 7. Види і зміст поточних контрольних заходів

№ змістового модуля	Вид поточного контрольного заходу	Зміст поточного контрольного заходу	Критерії оцінювання	Усього балів
1	2	3	4	5
1	Усне обговорення питань (Лабораторне заняття № 1)	Питання для підготовки: 1. Описати методи одержання кислот. Скласти рівняння реакцій. 2. Написати структурні формули кислот: сульфітної, метафосфатної, ортофосфатної, дихроматної ( $H_2Cr_2O_7$ ). 3. Описати методи одержання гідроксидів. Скласти рівняння реакцій. 4. Описати методи одержання нормальних солей. Скласти рівняння реакцій. 5. Описати методи одержання кислих і основних солей. Скласти рівняння реакцій. 6. Написати назви солей: $Ca(HCO_3)_2$ , $Al(OH)_2Cl$ , $Cu_2(OH)_2SO_4$ , $Cr_2(HPO_4)_3$ , $PbCrO_4$ , $Ca_3(PO_4)_2$ , $(NH_4)_2S$ , $KNO_2$ .	<b>0-1 бал</b> – за виконання домашнього завдання та роботу на парі	1
	Практичне завдання – лабораторна робота (Лабораторне заняття № 1)	Вимоги до виконання та оформлення: лабораторна робота має бути запротокольована у лабораторному журналі та здана викладачеві до встановленого плану терміну. <i>Завдання для самостійної підготовки:</i> 1. Дати визначення понять: «атом», «молекула», «хімічний елемент», «проста (складна) речовина», «моль», «відносна атомна (молекулярна) маса», «молярна маса». 2. Дати визначення та написати математичний вираз законів: збереження маси та енергії, сталості складу, кратних відношень, закону еквівалентів, закону Авогадро, Бойля-Маріотта, Гей-Люсака, Шарля, об'єднаного закону газового стану, періодичного закону Д.І. Менделєєва, рівняння Менделєєва-Клапейрона.	<b>0-1,5 бали</b> – за виконання лабораторної роботи, її захист.	1,5
<b>Усього за ЗМ 1 контр.</b>	<b>1</b>			2,5

заходів				
2	Усне обговорення питань (Лабораторне заняття № 2, № 3)	<p>Питання для підготовки:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Розкрийте сутність поняття «матерія» та назвіть форми її існування.</li> <li>2. Сформулюйте закон збереження маси та енергії.</li> <li>3. Дати визначення еквівалента речовини.</li> <li>4. Що називається еквівалентною масою елемента?</li> <li>5. Які методи визначення еквівалентних мас вам відомі?</li> <li>6. Яким чином можна визначити еквівалент і еквівалентну масу елемента, оксиду, кислоти, основи, солі?</li> <li>7. Сформулювати закон еквівалентів і написати його математичний вираз.</li> </ol>	<b>0-1 бал</b> – за виконання домашнього завдання та роботу на парі	2
	Практичне завдання – лабораторна робота (Лабораторне заняття № № 2, 3)	<p>Вимоги до виконання та оформлення: лабораторна робота має бути запротокольована у лабораторному журналі та здана викладачеві до встановленого планом терміну.</p> <p><i>Завдання для самостійної підготовки:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Визначити еквівалентну та атомну масу двовалентного металу, якщо при взаємодії металу масою 1,11 г з кислотою, за температури 19°C і тиску 770 мм рт. ст., виділилось 404,2 мл водню.</li> <li>2. Визначте, атому якого хімічного елемента відповідає електрона формула <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1</math>.</li> <li>3. Складіть електронні формули і скорочені електронні формули: а) атома Хлору; б) іона <math>Cl^-</math>; в) атома Кальцію; г) іона <math>Ca^{2+}</math>.</li> <li>4. Поясніть, які орбіталі атома заповнюються раніше: 4s чи 3d ? 5s чи 4d?</li> <li>5. Знайдіть в періодичній системі хімічних елементів Д.І. Менделєєва елементи – електронні аналоги Оксигену. Запишіть їх скорочені електронні формули. Визначить їх ступені окислення в сполуках.</li> <li>6. Дайте характеристику змінам властивостей оксидів елементів III періоду.</li> </ol>	<b>0-1,5 бали</b> – за виконання лабораторної роботи, її захист.	3



		7. Що називають ступенем окиснення? Визначити ступінь окиснення елементів в таких сполуках: $\text{KMnO}_4$ , $\text{K}_2\text{MnO}_4$ , $\text{MnO}_2$ , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .		
Усього за ЗМ 2 контр. заходів	2			5
3	Усне обговорення питань (Лабораторне заняття № 4)	<p>Питання для підготовки:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Поясніть, які елементи називають електронними аналогами? Назвіть електронні аналоги Карбону.</li> <li>2. Дайте визначення ступеню окиснення елемента? Скласти електронну формулу атома Хлору та графічну схему заповнення електронами валентних орбіталей в нормальному та збудженому станах. Вказати можливі ступені окиснення хлору.</li> <li>3. Поясніть, чому Хлор і Манган розміщують в одній групі періодичної системи хімічних елементів, але в різних підгрупах?</li> <li>4. Структура валентного електронного шару елемента виражається формулою: а) <math>5s^25p^4</math>; б) <math>3d^54s^1</math>. Визначити порядковий номер та назву елемента, написати повну електронну формулу. Які значення квантових чисел (<math>n</math>, <math>l</math>, <math>m_l</math>, <math>m_s</math>) характеризують валентні електрони?</li> <li>5. Написати електронні формули іонів: а) <math>\text{Sn}^{2+}</math>, б) <math>\text{Sn}^{4+}</math>, в) <math>\text{Mn}^{2+}</math>, г) <math>\text{Cu}^{2+}</math>, д) <math>\text{Cr}^{3+}</math>, е) <math>\text{S}^{2-}</math>.</li> </ol>	0-1 бал – за виконання домашнього завдання та роботу на парі	1
	Практичне завдання – лабораторна робота (Лабораторне заняття № 4)	<p>Вимоги до виконання та оформлення: лабораторна робота має бути запротокольована у лабораторному журналі та здана викладачеві до встановленого планом терміну.</p> <p><i>Завдання для самостійної підготовки:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Поясніть, яку валентність (за числом двоцентрових двоелектронних зв'язків) можна приписати центральному атому наступних сполук: <math>\text{BeH}_2</math>, <math>\text{NH}_4^+</math>, <math>\text{BH}_4^-</math>.</li> <li>2. Визначити на основі розрахунків тип хімічного зв'язку в сполуках (за електронегативністю): а) <math>\text{HF}</math>, <math>\text{NaF}</math>, <math>\text{CuCl}_2</math>;</li> </ol>	0-1,5 бали – за виконання лабораторної роботи, її захист.	1,5

		б) HBr, NaBr, BF <sub>3</sub> ; в) NaI, HI, CrCl <sub>3</sub> ; г) HCl, NaCl, NH <sub>3</sub> . 3. Визначити, яку просторову конфігурацію мають молекули: SO <sub>2</sub> , SO <sub>3</sub> , BeF <sub>2</sub> , BF <sub>3</sub> , NF <sub>3</sub> , OF <sub>2</sub> ? Які з них мають електричний момент диполя (μ)? 4. Довжина диполя CHCl <sub>3</sub> дорівнює 0,4·10 <sup>-8</sup> см. Визначити електричний момент диполя.		
<b>Усього за ЗМЗ контр. заходів</b>	<b>1</b>			2,5
4	Усне обговорення питань (Лабораторне заняття № 5, № 6)	Питання для підготовки: 1. Назвіть види хімічного зв'язку. 2. Сформулюйте механізм утворення ковалентного зв'язку. 3. Поясніть, яким чином виникає іонний зв'язок. 4. Поясніть, як утворюється металічний зв'язок. 5. Дайте характеристику донорно-акцепторному механізму утворення ковалентного зв'язку. 6. Дайте визначення поняття «полярність зв'язку» і назвіть її кількісну характеристику. 7. Поясніть, від чого залежить ступінь полярності зв'язку. 8. Характеризуйте поняття «максимальна ковалентність». В чому вона визначається? 9. На прикладі формули сполуки K <sub>3</sub> [Co(NO <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ] визначте комплексний іон, комплексоутворювач (центральний атом), ліганди, координаційне число. 10. Дайте характеристику хімічних зв'язків у комплексних сполуках. 11. Назвіть усі види ізомерії комплексних сполук (геометрична, оптична, сольватна, іонізаційна, координаційна, ізомерія зв'язку).	<b>0-1 бал</b> – за виконання домашнього завдання та роботу на парі	2
	Тестовий контроль в СЕЗН ЗНУ на платформі Moodle	36 вибіркового тестових запитань з однією правильною відповіддю за навчальним матеріалом курсу змістових модулів 1-4 (Розділ 3 робочої програми навчальної дисципліни)	Автоматичне оцінювання тестового контролю максимально в 3 бали	3
	Атестаційна	Контрольна робота виконується	Результат	12

	<p>контрольна робота</p>	<p>студентом за індивідуальним варіантом у позанавчальний час протягом тижня. Кожна робота складається з 3-х практичних завдань.</p>	<p>виконання оцінюється за такою шкалою:  <b>12-10 балів</b> – студент самостійно виконує не менше 90% завдань;  письмова робота оформлена акуратно та у відповідності до вимог;  <b>9-7 балів</b> – студент самостійно виконує не менше 60% завдань;  <b>6-4 балів</b> – студент самостійно виконує не менше 30% завдань;  <b>3-1 бал</b> – студент самостійно виконує близько 10% завдань.</p>	
	<p>Практичне завдання – лабораторна робота (Лабораторне заняття № 5, № 6)</p>	<p>Вимоги до виконання та оформлення: лабораторна робота має бути запротокольована у лабораторному журналі та здана викладачеві до встановленого плану терміну.  <i>Завдання для самостійної підготовки:</i>  1. Відомо, що з розчину комплексної солі <math>\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3</math> аргентум нітрат осаджує увесь хлор, а з розчину <math>\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}</math> тільки <math>2/3</math> хлору. Написати координаційні формули обох солей, рівняння їх дисоціації та вираз для константи нестійкості комплексних іонів.  2. Пояснити, які комплексні сполуки називаються хелатами. Навести приклади утворення таких сполук.</p>	<p><b>0-1,5 бали</b> – за виконання лабораторної роботи, її захист.</p>	<p>3</p>

		<p>3. Пояснити, чому розчин <math>\text{CdCl}_2</math> при дії лугу утворює осад <math>\text{Cd}(\text{OH})_2</math>, а розчин <math>[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2</math> осаду не утворює?</p> <p>4. Визначити, які з перерахованих нижче речовин можуть проявляти: тільки властивості окисника, тільки властивості відновника, властивості як відновника, так і окисника: <math>\text{KMnO}_4</math>, <math>\text{MnO}_2</math>, <math>\text{V}_2\text{O}_5</math>, <math>\text{KI}</math>, <math>\text{PbO}_2</math>, <math>\text{NH}_3</math>, <math>\text{HNO}_2</math>, <math>\text{Na}_2\text{S}</math>, <math>\text{Na}_2\text{SO}_3</math>, <math>\text{HNO}_3</math>, <math>\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7</math>, <math>\text{PH}_3</math>?</p>		
<b>Усього за ЗМ 4 контр. заходів</b>	<b>4</b>			<b>20</b>
5	Усне обговорення питань (Лабораторне заняття № 7, № 8)	<p>Питання для підготовки:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Пояснити, які речовини називаються окисниками, відновниками. Користуючись періодичною системою, вказати елементи, що мають найбільш сильні окисні та відновні властивості.</li> <li>2. Розкрити сутність ступені окиснення елементів. Чим вона відрізняється від валентності?</li> <li>3. Назвати три групи окисно-відновних реакцій. Навести приклади.</li> <li>4. Дати визначення швидкості хімічної реакції. Як змінюється швидкість хімічної реакції при зміні концентрації реагуючих речовин?</li> <li>5. Розкрийте фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції.</li> <li>6. Назвати розмірність константи швидкості для реакції першого, другого порядку.</li> <li>7. Дати визначення температурному коефіцієнту хімічної реакції.</li> <li>8. Пояснити, як залежить константа швидкості реакції від температури.</li> <li>9. Дати визначення енергії активації.</li> </ol>	<b>0-1 бал</b> – за виконання домашнього завдання та роботу на парі	2
	Практичне завдання – лабораторна робота (Лабораторне заняття № 7, № 8)	<p>Вимоги до виконання та оформлення: лабораторна робота має бути запротокольована у лабораторному журналі та здана викладачеві до встановленого планом терміну.</p> <p><i>Завдання для самостійної підготовки:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Пояснить, які хімічні реакції</li> </ol>	<b>0-1,5 бали</b> – за виконання лабораторної роботи, її захист.	3

		<p>називають оборотними. В чому різниця між оборотними та необоротними реакціями?</p> <p>2. Розкрийте фізичний зміст константи рівноваги хімічної реакції.</p> <p>3. Сформулюйте принцип Ле-Шательє.</p> <p>4. Розкрити сутність теорії електролітичної дисоціації.</p> <p>5. Пояснити, що таке ступінь електролітичної дисоціації, константа електролітичної дисоціації. Від яких факторів вони залежать?</p> <p>6. Сформулювати закон розбавлення Оствальда.</p> <p>7. Пояснити, в чому сильні електроліти не підпорядковуються закону діючих мас.</p> <p>8. Дати визначення поняття «активність іонів».</p> <p>9. Пояснити, в якому напрямку протікають реакції обміну в розчинах електролітів.</p> <p>10. Дати визначення іонного добутку води.</p> <p>11. Дати визначення водневого показника (рН).</p> <p>12. Назвати методи визначення рН.</p>		
Усього за ЗМ 5 контр. заходів	2			5
6	Усне обговорення питань (Лабораторне заняття № 9, № 10)	<p>Питання для підготовки:</p> <p>1. Дати мотивовану відповідь, за якими ознаками електроліти поділяються на сильні, середньої сили, слабкі? Навести приклади сполук: а) Купруму (II); б) Фосфору (V); в) Сульфуру; г) Нітрогену, які є сильними, а які слабкими електролітами.</p> <p>2. Користуючись довідковими даними порівняти (за значенням ступеня електролітичної дисоціації) силу електролітів. Вказати, який з цих електролітів найслабкіший:</p> <p>а) карбонатна, ацетатна, сульфідна, нітратна, сірководнева, сульфатна, фосфатна кислоти;</p> <p>б) кальцій, калій, амоній, натрій, барій гідроксиди.</p>	0-1 бал – за виконання домашнього завдання та роботу на парі	2

		<p>3. Назвати фактори, що впливають на ступінь гідролізу.</p> <p>4. Написати співвідношення між константою гідролізу та константою дисоціації слабого електроліту.</p> <p>5. Пояснити, що утворюється внаслідок гідролізу різних солей.</p>		
	<p>Практичне завдання – лабораторна робота (Лабораторне заняття № 9, № 10)</p>	<p>Вимоги до виконання та оформлення: лабораторна робота має бути запротокольована у лабораторному журналі та здана викладачеві до встановленого планом терміну.</p> <p><i>Завдання для самостійної підготовки:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Дати визначення гідролізу солі.</li> <li>2. Пояснити, які солі піддаються гідролізу.</li> <li>3. Розкрити сутність константи гідролізу.</li> <li>4. Характеризувати ступінь гідролізу.</li> <li>5. Написати гідроліз солей: <math>\text{Cs}_2\text{CO}_3</math>, <math>\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3</math>, <math>\text{BaCl}_2</math>, <math>(\text{NH}_4)_2\text{S}</math>.</li> <li>6. Визначити, на скільки градусів зменшиться температура замерзання бензолу, якщо в 225 г його розчинено 9,27 г нафталіну, формула якого <math>\text{C}_{10}\text{H}_8</math>.</li> <li>7. Визначити формулу речовини, що містить 94,38 % С та 5,62 % Н, якщо розчин 4,34 г її в 100 г етилового спирту кипить за температури на <math>0,29^\circ\text{C}</math> вище, ніж чистий спирт.</li> <li>8. Обчислити масу <math>\text{NaNO}_3</math>, необхідну для приготування 300 мл 0,2М розчину.</li> </ol>	<p><b>0-1,5 бали</b> – за виконання лабораторної роботи, її захист.</p>	3
<p><b>Усього за ЗМ 6 контр. заходів</b></p>	2			5
7	<p>Усне обговорення питань (Лабораторне заняття № 11)</p>	<p>Питання для підготовки:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Пояснити, які фізико-хімічні системи називаються розчинами. За яким принципом компоненти розчину відносяться до розчиненої речовини та розчинника?</li> <li>2. Дати визначення розбавленому, концентрованому, насиченому та пересиченому розчину. В склянках знаходяться насичений, пересичений та ненасичений розчини однієї</li> </ol>	<p><b>0-1 бал</b> – за виконання домашнього завдання та роботу на парі</p>	1

		<p>речовини. Як визначити, в якій склянці знаходиться той чи інший розчин?</p> <p>3. Пояснити, чому розчинність більшості твердих речовин збільшується зі зростанням температури?</p> <p>4. Дати визначення закону Вант-Гоффа.</p> <p>5. Сформулювати I та II закон Рауля, написати математичний вираз цих законів.</p> <p>6. Охарактеризувати способи вираження концентрації розчинів.</p>		
	<p>Практичне завдання – лабораторна робота (Лабораторне заняття № 11)</p>	<p>Вимоги до виконання та оформлення: лабораторна робота має бути запротокольована у лабораторному журналі та здана викладачеві до встановленого плану терміну.</p> <p><i>Завдання для самостійної підготовки:</i></p> <p>1. Напишіть рівняння реакції з водою наступних сполук натрію: <math>\text{NaO}_2</math>, <math>\text{Na}_2\text{O}_2</math>, <math>\text{Na}_2\text{S}</math>, <math>\text{NaN}</math>, <math>\text{Na}_3\text{N}</math>.</p> <p>2. Визначить, гідроксид якого із s-елементів проявляє амфотерні властивості? Складіть рівняння реакцій цього гідроксиду: а) з кислотою, б) з лугом.</p> <p>3. Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій магнію з нітратною кислотою, враховуючи, що окисник приймає нижчу ступінь окислення.</p> <p>4. Складіть рівняння реакцій, котрі потрібно провести для здійснення наступних перетворень: <math>\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2</math>.</p>	<p><b>0-1, 5 бали</b> – за виконання лабораторної роботи, її захист.</p>	1,5
<p><b>Усього за ЗМ 7 контр. заходів</b></p>	<b>1</b>			2,5
8	<p>Усне обговорення питань (Лабораторне заняття № 12)</p>	<p>Питання для підготовки:</p> <p>1. Написати електронні формули s- та d-елементів IA, IB, IIA та IIB груп ПС. В чому полягає відмінність електронних будов та властивостей елементів головної та побічної підгрупи I та II груп ПС?</p> <p>2. Визначити, які речовини утворюються, якщо наситити розчини КОН або NaOH: а) хлором;</p>	<p><b>0-1 бал</b> – за виконання домашнього завдання та роботу на парі</p>	1

		<p>б) сірководнем? Скласти рівняння реакцій.</p> <p>3. Пояснити, в чому різниця взаємодії лужних металів з воднем і галогенів з воднем? Навести приклади. Яку ступінь окислення проявляє водень у цих сполуках?</p> <p>4. Написати усі відомі способи одержання металів підгрупи Купруму та Цинку з природних сполук.</p> <p>5. Назвати, які координаційні числа будуть мати <math>\text{Cu}^+</math> та <math>\text{Cu}^{2+}</math>, а також <math>\text{Au}^+</math> та <math>\text{Au}^{3+}</math> у комплексних іонах.</p> <p>6. Пояснити, які реакції відбуваються в атмосферних умовах у міді та срібла і в присутності яких сполук. Написати рівняння реакцій.</p>		
Тестовий контроль в СЕЗН ЗНУ на платформі Moodle	36 вибірових тестових запитань з однією правильною відповіддю за навчальним матеріалом курсу змістових модулів 5-8 (Розділ 3 робочої програми навчальної дисципліни)	Автоматичне оцінювання тестового контролю максимально в 3 бали	3	
Атестаційна контрольна робота	Контрольна робота виконується студентом за індивідуальним варіантом у позанавчальний час протягом тижня. Кожна робота складається з 3-х практичних завдань.	Результат виконання оцінюється за такою шкалою: <b>12-10 балів</b> – студент самостійно виконує не менше 90% завдань; письмова робота оформлена акуратно та у відповідності до вимог; <b>9-7 балів</b> – студент самостійно виконує не менше 60% завдань; <b>6-4 балів</b> – студент самостійно виконує не менше 30% завдань;	12	



			<b>3-1 бал</b> – студент самостійно виконує близько 10% завдань.	
	Практичне завдання – лабораторна робота (Лабораторне заняття № 12)	Вимоги до виконання та оформлення: лабораторна робота має бути запротокольована у лабораторному журналі та здана викладачеві до встановленого плану терміну. <i>Завдання для самостійної підготовки:</i> 1. Написати електронні формули бору та алюмінію. 2. Назвіть способи добування бору та алюмінію. 3. Складіть рівняння реакцій, необхідні для здійснення наступних перетворень: $Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow Al(NO_3)_3$ $B \rightarrow H_3BO_3 \rightarrow Na_2B_4O_7 \rightarrow H_3BO_3$ 4. Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій: а) алюмінію з розчином лугу та розведеною нітратною кислотою; б) бору з концентрованою нітратною кислотою. 5. З'ясувати, що відбувається, якщо розчин соди кип'ятити в алюмінієвому посуді. Відповідь обґрунтуйте молекулярними та електронними рівняннями відповідних процесів.	<b>0-1,5 бали</b> – за виконання лабораторної роботи, її захист.	1,5
<b>Усього за ЗМ 8 контр. заходів</b>	<b>3</b>			<b>17,5</b>
<b>Усього за змістові модулі контр. заходів</b>	<b>16</b>			<b>60</b>

### 8. Підсумковий семестровий контроль

Форма	Види підсумкових контрольних заходів	Зміст підсумкового контрольного заходу	Критерії оцінювання	Усього балів
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>

<b>Екзамен</b>	Екзаменаційне випробування у письмовій формі за білетами	Питання для підготовки сформовано за навчальним матеріалом курсу змістових модулів № 1-8 (Розділ 3 робочої програми навчальної дисципліни)	Екзаменаційний білет складається з 3-х питань максимально по 5 балів кожне.	<b>15</b>
	Підсумкове тестування в СЕЗН ЗНУ на платформі Moodle	30 тестових теоретичних запитань з однією правильною відповіддю та однією спробою	Автоматичне оцінювання 30 тестових запитань	<b>5</b>
	Практичне завдання – індивідуальне завдання	Перелік завдань теоретичних досліджень за сучасними літературними джерелами розміщений на сторінці курсу в СЕЗН ЗНУ на платформі Moodle: <a href="https://moodle.znu.edu.ua/course/view.php?id=3146">https://moodle.znu.edu.ua/course/view.php?id=3146</a>	Результати виконання студентом індивідуального завдання оцінюється за такою шкалою: Вступ ( <b>1 бал</b> ): формулювання необхідності зазначених знань для професійного становлення майбутнього хіміка. Основна частина ( <b>1-12 балів</b> ): повнота розкриття питання (1-4 бали); опрацювання сучасних наукових інформаційних джерел (1-4 бали); цілісність, систематичність, логічна послідовність викладу (1-4 бали). Висновки ( <b>1 бал</b> ): уміння формулювати власне ставлення до проблеми, робити аргументовані висновки. Акуратність оформлення письмової роботи ( <b>1 бал</b> ). Підготовка презентації ( <b>5 балів</b> ).	<b>20</b>
Усього за підсумковий семестровий контроль				<b>40</b>

## 9. Рекомендована література

### Основна:

1. Гомонай В. І., Мільович С. С. Загальна та неорганічна хімія : підручник. Вінниця : Нова Книга, 2016. 448 с.
2. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
3. Авраменко Н. Л. Хімія : навч. посібник. Ірпінь : Університет державної фіскальної служби України, 2020. 274 с.
4. Яворський В. Т. Неорганічна хімія : підручник. Львів : Видавництво Львівської політехніки, 2016. 324 с.
5. Панасенко Т. В., Петруша Ю. Ю., Омелянчик Л. О. Неорганічна хімія : методичні рекомендації до лабораторних занять для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра спеціальності «Біологія» освітньо-професійної програми «Біологія». Запоріжжя: Запорізький національний університет, 2018. 64 с.

### Додаткова:

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для студ. хим.-технолог. спец. ВУЗов Изд. 4-е, испр. Москва : Высшая школа, 2002. 743 с.
2. Романова Н. В. Хімія : практикум: навчальний посібник. Київ : Либідь, 2003. 208 с.
3. Басов В. П., Родіонов В.М., Юрченко О.Г. Хімія : навчальний посібник 3-е вид., виправлене. Київ : Каравела, 2003. 280 с.
4. Неділько С. А., Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія : задачі та вправи : навч. посіб. для студ. хім. спец. ВУЗів. Київ : Либідь, 2001. 400 с.
5. Корчинський Г. А. Хімія : підручник. Вінниця : Поділля, 2002. 525 с.
6. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студ. вищих навч. закладів. Ірпінь : Перун, 2002. 480 с.
7. Нагорний П. Г., Петренко О. В. Посібник по підготовці лабораторних і семінарських занять з хімії для студентів нехімічних спеціальностей. Київ : Фотосоціоцентр, 2000. 144 с.
8. Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії : навч. пос. Київ : Каравела, 2003. 344 с.
9. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. Вінниця : Нова книга, 2003. 468 с.
10. Мараховська О. Ю. Загальна та неорганічна хімія. Суми : СумДУ. 2006. 66 с.
11. Кириченко В. І. Загальна хімія. Київ : Вища школа, 2005. 639 с.
12. Спіцин В. М., Мартиненко Л. І. Неорганічна хімія. Москва : МДУ, 1991. 474 с.
13. Скопенко В. В., Григор'єва В. В. Найважливіші класи неорганічних сполук : навч. посіб. для студ. хім. Спец. ВУЗів. Київ : Либідь, 1996. 152 с.
14. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия. Москва : Высшая школа, 1997. 527 с.
15. Стёпин Б. Д., Цветков А. А. Неорганическая химия. Москва : Высшая школа, 1994. 608 с.
16. Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. Общая и неорганическая химия. Учебное пособие для вузов. Москва : Химия, 1993. 636 с.
17. House J. Inorganic Chemistry. USA : Academic Press, 2019. 978 p.
18. Pfennig V. W. Principles of Inorganic Chemistry. Wiley, 2015. 760 p.

### Інформаційні ресурси:

1. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г. Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. URL: <https://er.nau.edu.ua/handle/NAU/16542>

2. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. URL: [https://www.studmed.ru/romanova-nv-zagalna-neorganchna-hmya\\_effb416e94e.html](https://www.studmed.ru/romanova-nv-zagalna-neorganchna-hmya_effb416e94e.html)
3. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. URL: [http://lib.maupfib.kg/wp-content/uploads/2015/12/ahmetov\\_obshaia\\_i\\_neorganicheskaia\\_himia\\_2001.pdf](http://lib.maupfib.kg/wp-content/uploads/2015/12/ahmetov_obshaia_i_neorganicheskaia_himia_2001.pdf)
4. Негребецький В. В. Неорганічна хімія для фармацевтів. URL: [https://stud.com.ua/159831/prirodnavstvo/zagalna\\_ta\\_neorganichna\\_himiya\\_dlya\\_farmatsevtiv](https://stud.com.ua/159831/prirodnavstvo/zagalna_ta_neorganichna_himiya_dlya_farmatsevtiv)
5. Вакулюк П. В., Забава Л. К., Бабич Н. М., Бурбан А. Ф. Загальна хімія : навчально-методичний посібник. URL: <http://ekmair.ukma.edu.ua/handle/123456789/12808>
6. Глінка Н. Л. Загальна хімія. URL: [https://stud.com.ua/120834/prirodnavstvo/zagalna\\_himiya](https://stud.com.ua/120834/prirodnavstvo/zagalna_himiya)
7. Саєнко Н. В., Попов Ю. В., Биков Р. О. Загальна хімія. Лабораторний практикум : навчально-методичний посібник. URL: <https://drive.google.com/file/d/1B22D31tRNN-z30KTvfqy9Sc9oI116UdP/view>
8. Сиза О. І., Савченко О. М. Загальна та неорганічна хімія : лабораторний практикум. URL: <http://ir.stu.cn.ua/handle/123456789/11391;jsessionid=846270039D5651E72C0DA7F32D86A536>
9. Джур Я. Б. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з курсу «Загальна хімія». URL: <http://elartu.tntu.edu.ua/handle/123456789/17327>