

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.

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

підготовки бакалавра

очної (денної) форми здобуття освіти
спеціальності 014 «Середня освіта» (Біологія та здоров`я людини)

освітньо-професійна програма Середня освіта (Біологія та здоров`я людини)

Укладач: Генчева В.І., к.б.н., доцент

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

_____ О.А. Бражко
(підпис) (ініціали, прізвище)

Погоджено
з навчально-методичним відділом

_____ (підпис) (ініціали, прізвище)

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

_____ Н.М. Пригула
(підпис) (ініціали, прізвище)

2022 рік

1. Опис навчальної дисципліни

1	2	3		
Галузь знань, спеціальність, освітня програма рівень вищої освіти	Нормативні показники для планування і розподілу дисципліни на змістові модулі	Характеристика навчальної дисципліни		
		очна (денна) форма здобуття освіти	заочна (дистанційна) форма здобуття освіти	
Галузь знань 01 Освіта/педагогіка	Кількість кредитів – 5	Обов'язкова		
		Цикл професійної підготовки спеціальності		
Спеціальність 014 «Середня освіта» (Біологія та здоров'я людини)	Загальна кількість годин – 150	Семестр:		
Освітньо-професійна програма Середня освіта (Біологія та здоров'я людини)		1-й	-	
	Змістових модулів – 8	Лекції		
		28 год.	-	
	Кількість поточних контрольних заходів – 16	Лабораторні		
		42 год.	-	
		Самостійна робота		
Рівень вищої освіти: бакалаврський		80 год.	-	
		Вид підсумкового семестрового контролю: залік		

2. Мета та завдання навчальної дисципліни

Метою вивчення навчальної дисципліни «Загальна 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 «Загальна 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
Результати навчання	
PH 5. Оперує базовими категоріями та поняттями спеціальності.	Тестування, контрольні роботи; виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
PH 11. Знає біологічну і хімічну термінологію,	Тестування, контрольні роботи;

термінологію наук про здоров'я, розумієосновні концепції, теорії та загальну структуру біологічної науки та наук про здоров'я, застосовуєзасоби оцінки рівня складових здоров'я людини (фізичної, психічної, соціальної й духовної).	виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
РН 12. Знає сучасну систему живих організмів та методологію систематики, будову та основні функціональні особливості підтримання життєдіяльності живих організмів; основні закони й положення хімії, біохімії, молекулярної біології, біофізики, генетики, еволюційної біології, роль живих організмів та біологічних систем різного рівня у житті суспільства, їх використання, охорону, відтворення, характеризує живі організми й системи різного рівня з використанням методів сучасної біології, володіє різними методами розв'язування задач з біології.	Тестування, контрольні роботи; виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
РН 17. Добирає міжпредметні зв'язки курсів біології в базовій середній школі з метою формування в учнів природничо-наукової компетентності, відповідно до вимог Державного стандарту загальної середньої освіти з освітньої галузі «Природознавство».	Тестування, контрольні роботи; виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
Компетентності	
ЗК 3. Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями.	Тестування, виконання індивідуального практичного завдання
ЗК 5. Здатність спілкуватися державною мовою як усно, так і письмово.	Виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
ЗК 8. Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій.	Виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
ЗК 4. Здатність працювати в команді.	Виконання завдань лабораторних занять
СПК 1. Здатність використовувати біологічні і хімічні поняття, закони, концепції, вчення й теорії для пояснення та розвитку в учнів розуміння цілісності та взаємозалежності живих систем і організмів.	Тестування, контрольні роботи; виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
СПК 2. Здатність розуміти й уміти пояснити будову, хімічні процеси, функції, життєдіяльність, розмноження, класифікацію, походження, поширення, використання живих організмів і систем усіх рівнів організації.	Тестування, контрольні роботи; виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
ЗК 7. Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях.	Виконання завдань лабораторних занять
ЗК 10. Здатність до адаптації та дії в новій ситуації.	Виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання
СФК 1. Здатність до формування в учнів ключових і предметних компетентностей та здійснення міжпредметних зв'язків.	Тестування, контрольні роботи; виконання завдань лабораторних занять; виконання індивідуального практичного завдання

Міждисциплінарні зв'язки.

Відповідно до структурно-логічної схеми освітньо-професійної програми «Середня освіта (Біологія та здоров'я людини)» підготовки бакалаврів дисципліна пов'язана з такими курсами: «Органічна хімія» та «Основи вищої математики».

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 та хімічний зв'язок

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.

Змістовий модуль 3. Комплексні сполуки

Основні поняття хімії комплексних сполук: комплексний іон, комплексоутворювач (центральний 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 4. Основні закономірності протікання хімічних 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. Оборотні та необоротні реакції. Хімічна рівновага та її залежність від зовнішніх умов. Принцип Ле-Шательє.

Змістовий модуль 5. Теорія окисно-відновних реакцій

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 6. 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 7. Предмет і завдання якісного аналізу, методи якісного аналізу, аналітичні реакції

Якісний склад речовини: елементний, іонний, молекулярний, фазовий. Методи якісного аналізу: метод сухої хімії, метод мокрої хімії. Пірохімічний аналіз: перевірка на забарвлення полум'я; одержання забарвлених перлин при сплавленні досліджуваної речовини (солі, оксиду металу) з бурою. Механохімічні методи. Класифікація аналітичних реакцій: реакції відкриття або виявлення, реакції перевірки або тотожності, реакції розділення. Загальноаналітичні реакції. Характерні, специфічні, селективні або вибіркові, групові аналітичні реакції. Вимоги до аналітичних реакцій. Умови, які впливають на чутливість аналітичної реакції.

Змістовий модуль 8. Титриметричний аналіз

Реакції, які використовуються в титриметричному аналізі, та вимоги до них. Класифікація методів титриметрії: кислотно-основне титрування, окисно-відновне титрування, методи осадження, методи комплексонометрії. Методи визначення точки еквівалентності. Індикатори, їх класифікація. Способи приготування титрантів. Вимоги до установочних (вихідних) речовин. Розрахунки в об'ємному аналізі. Стандартні розчини. Використання.

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				Теор. зав-ня, к-ть балів	Практ. зав-ня, к-ть балів	Усього балів
		о/д ф.	з/дист ф.	о/д ф.	з/дист ф.	о/д ф.	з/дист ф.					
1	2	3		4	5	6	7	8	9	10	11	12
		о/дф	з/дист ф.									
1	15	9	-	4	-	5	-	6	-	1	1,5	2,5
2	15	10	-	4	-	6	-	5	-	2	3	5
3	15	10	-	4	-	6	-	5	-	1	1,5	2,5
4	15	9	-	4	-	5	-	6	-	2	18	20
5	15	8	-	3	-	5	-	7	-	2	3	5
6	15	8	-	3	-	5	-	7	-	2	3	5
7	15	8	-	3	-	5	-	7	-	1	1,5	2,5
8	15	8	-	3	-	5	-	7	-	1	16,5	17,5
Усього за змістові модулі	120	70	-	28	-	42	-	50	-	12	48	60
Підсумковий семестровий контроль екзамен	30							30				40
Загалом						90					100	

5. Теми лекційних занять

№ змістового модуля	Назва теми	Кількість годин
		о./д. ф.
1	2	3
1	Предмет хімії. Основні закони та поняття хімії. Періодичний закон як наслідок електронної будови атома.	4
2	Будова молекул.	4
3	Комплексні сполуки.	4
4	Основні закономірності протікання хімічних реакцій.	4
5	Теорія окисно-відновних реакцій.	3
6	Основні характеристики розчинів неелектролітів. Основні характеристики розчинів електролітів.	3
7	Предмет і завдання якісного аналізу, методи якісного аналізу, аналітичні реакції.	3
8.	Титриметричний аналіз.	3
Разом		28

6. Теми лабораторних занять

№ змістового модуля	Назва теми	Кількість годин
		о./д. ф.
1	2	3
1.	Одержання кислот, гідроксидів та солей.	5
2.	Основні закони та поняття хімії. Визначення еквівалентної маси металу.	6
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
5.	Окисно-відновні реакції. Швидкість хімічних реакцій та її залежність від температури та концентрації. Хімічна рівновага та її залежність від зовнішніх факторів.	5
6.	Електролітична дисоціація. Гідроліз солей. Способи вираження концентрації розчинів і основні закони неелектролітів та електролітів.	5
7.	Якісні реакції катіонів I-VI аналітичної групи та аніонів I-III аналітичних груп.	5
8.	Метод кислотно-основного титрування.	5
Разом		42

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	Питання для підготовки:	0-1 бал – за	1

	обговорення питань (Лабораторне заняття № 1)	<p>1. Описати методи одержання кислот. Скласти рівняння реакцій.</p> <p>2. Написати структурні формули кислот: сульфітної, метафосфатної, ортофосфатної, дихроматної ($H_2Cr_2O_7$).</p> <p>3. Описати методи одержання гідроксидів. Скласти рівняння реакцій.</p> <p>4. Описати методи одержання нормальних солей. Скласти рівняння реакцій.</p> <p>5. Описати методи одержання кислих і основних солей. Скласти рівняння реакцій.</p> <p>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.</p>	виконання домашнього завдання та роботу на парі	
	Практичне завдання – лабораторна робота (Лабораторне заняття № 1)	<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. Дати визначення понять: «атом», «молекула», «хімічний елемент», «проста (складна) речовина», «моль», «відносна атомна (молекулярна) маса», «молярна маса».</p> <p>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.</p>	0-1,5 бали – за виконання лабораторної роботи, її захист.	1,5
Усього за ЗМ 1 контр. заходів	1			2,5
2	Усне обговорення питань (Лабораторне заняття № 2, № 3)	<p>Питання для підготовки:</p> <p>1. Розкрийте сутність поняття «матерія» та назвіть форми її існування.</p> <p>2. Сформулюйте закон збереження маси та енергії.</p> <p>3. Дати визначення еквівалента</p>	0-1 бал – за виконання домашнього завдання та роботу на парі	2

		<p>речовини.</p> <p>4. Що називається еквівалентною масою елемента?</p> <p>5. Які методи визначення еквівалентних мас вам відомі?</p> <p>6. Яким чином можна визначити еквівалент і еквівалентну масу елемента, оксиду, кислоти, основи, солі?</p> <p>7. Сформулювати закон еквівалентів і написати його математичний вираз.</p>		
	<p>Практичне завдання – лабораторна робота (Лабораторне заняття № № 2, 3)</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> <p>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.</p> <p>2. Визначте, атому якого хімічного елемента відповідає електрона формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.</p> <p>3. Складіть електронні формули і скорочені електронні формули: а) атома Хлору; б) іона Cl^-; в) атома Кальцію; г) іона Ca^{2+}.</p> <p>4. Поясніть, які орбіталі атома заповнюються раніше: 4s чи 3d? 5s чи 4d?</p> <p>5. Знайдіть в періодичній системі хімічних елементів Д.І. Менделєєва елементи – електронні аналоги Оксигену. Запишіть їх скорочені електронні формули. Визначить їх ступені окиснення в сполуках.</p> <p>6. Дайте характеристику змінам властивостей оксидів елементів III періоду.</p> <p>7. Що називають ступенем окиснення? Визначити ступінь окиснення елементів в таких сполуках: $KMnO_4$, K_2MnO_4, MnO_2, $K_2Cr_2O_7$, K_2CrO_4, Cr_2O_3.</p>	<p>0-1,5 бали – за виконання лабораторної роботи, її захист.</p>	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"> 1. Поясніть, які елементи називають електронними аналогами? Назвіть електронні аналоги Карбону. 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. 3. Поясніть, чому Хлор і Манган розміщують в одній групі періодичної системи хімічних елементів, але в різних підгрупах? 4. Структура валентного електронного шару елемента виражається формулою: а) $5s^25p^4$; б) $3d^54s^1$. Визначити порядковий номер та назву елемента, написати повну електронну формулу. Які значення квантових чисел (n, l, m_l, m_s) характеризують валентні електрони? 5. Написати електронні формули іонів: а) Sn^{2+}, б) Sn^{4+}, в) Mn^{2+}, г) Cu^{2+}, д) Cr^{3+}, е) S^{2-}. 	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 плану терміну.</p> <p><i>Завдання для самостійної підготовки:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Поясніть, яку валентність (за числом двоцентрових двоелектронних зв'язків) можна приписати центральному атому наступних сполук: BeH_2, NH_4^+, BH_4^-. 2. Визначити на основі розрахунків тип хімічного зв'язку в сполуках (за електронегативністю): а) HF, NaF, $CuCl_2$; б) HBr, $NaBr$, BF_3; в) NaI, HI, $CrCl_3$; г) HCl, $NaCl$, NH_3. 3. Визначити, яку просторову конфігурацію мають молекули: SO_2, SO_3, BeF_2, BF_3, NF_3, OF_2? Які з них мають електричний момент диполя (μ)? 4. Довжина диполя $CHCl_3$ дорівнює 	0-1,5 бали – за виконання лабораторної роботи, її захист.	1,5

		0,4·10 ⁻⁸ см. Визначити електричний момент диполя.		
Усього за ЗМЗ контр. заходів	1			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 ₃ [Co(NO ₂) ₆] 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).	0-1 бал – за виконання домашнього завдання та роботу на парі	2
	Тестовий контроль в СЕЗН ЗНУ на платформі Moodle	10 вибіркових 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	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: 12-10 балів – студент самостійно виконує не	12

			<p>менше 90% завдань; письмова робота оформлена акуратно та у відповідності до вимог; 9-7 балів – студент самостійно виконує не менше 60% завдань; 6-4 балів – студент самостійно виконує не менше 30% завдань; 3-1 бал – 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 планом терміну. <i>Завдання для самостійної підготовки:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> Відомо, що з розчину комплексної солі $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ аргентум нітрат осаджує увесь хлор, а з розчину $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ тільки $2/3$ хлору. Написати координаційні формули обох солей, рівняння їх дисоціації та вираз для константи нестійкості комплексних іонів. Пояснити, які комплексні сполуки називаються хелатами. Навести приклади утворення таких сполук. Пояснити, чому розчин CdCl_2 при дії лугу утворює осад $\text{Cd}(\text{OH})_2$, а розчин $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ осаду не утворює? Визначити, які з перерахованих нижче речовин можуть проявляти: тільки властивості окисника, тільки властивості відновника, властивості 	<p>0-1,5 бали – за виконання лабораторної роботи, її захист.</p>	3	

		як відновника, так і окисника: KMnO ₄ , MnO ₂ , V ₂ O ₅ , KI, PbO ₂ , NH ₃ , HNO ₂ , Na ₂ S, Na ₂ SO ₃ , HNO ₃ , K ₂ Cr ₂ O ₇ , PH ₃ ?		
Усього за ЗМ 4 контр. заходів	4			20
5	Усне обговорення питань (Лабораторне заняття № 7, № 8)	Питання для підготовки: 1. Пояснити, які речовини називаються окисниками, відновниками. Користуючись періодичною системою, вказати елементи, що мають найбільш сильні окисні та відновні властивості. 2. Розкрити сутність ступені окиснення елементів. Чим вона відрізняється від валентності? 3. Назвати три групи окисно-відновних реакцій. Навести приклади. 4. Дати визначення швидкості хімічної реакції. Як змінюється швидкість хімічної реакції при зміні концентрації реагуючих речовин? 5. Розкрийте фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції. 6. Назвати розмірність константи швидкості для реакції першого, другого порядку. 7. Дати визначення температурному коефіцієнту хімічної реакції. 8. Пояснити, як залежить константа швидкості реакції від температури. 9. Дати визначення енергії активації.	0-1 бал – за виконання домашнього завдання та роботу на парі	2
	Практичне завдання – лабораторна робота (Лабораторне заняття № 7, № 8)	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. Поясніть, які хімічні реакції називають оборотними. В чому різниця між оборотними та необоротними реакціями? 2. Розкрийте фізичний зміст константи рівноваги хімічної реакції. 3. Сформулюйте принцип Ле-Шательє. 4. Розкрити сутність теорії	0-1,5 бали – за виконання лабораторної роботи, її захист.	3

		<p>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: а) карбонатна, ацетатна, сульфатна, нітратна, сірководнева, сульфатна, фосфатна кислоти; б) кальцій, калій, амоній, натрій, барій гідроксиди.</p> <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>	0-1 бал – за виконання домашнього завдання та роботу на парі	2

	Практичне завдання – лабораторна робота (Лабораторне заняття № 9, № 10)	<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"> 1. Дати визначення гідролізу солі. 2. Пояснити, які солі піддаються гідролізу. 3. Розкрити сутність константи гідролізу. 4. Характеризувати ступінь гідролізу. 5. Написати гідроліз солей: Cs_2CO_3, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, BaCl_2, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. 6. Визначити, на скільки градусів зменшиться температура замерзання бензолу, якщо в 225 г його розчинено 9,27 г нафталіну, формула якого C_{10}H_8. 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 $0,29^\circ\text{C}$ вище, ніж чистий спирт. 8. Обчислити масу NaNO_3, необхідну для приготування 300 мл 0,2М розчину. 	0-1,5 бали – за виконання лабораторної роботи, її захист.	3
Усього за ЗМ 6 контр. заходів	2			5
7	Усне обговорення питань (Лабораторне заняття № 11)	<p>Питання для підготовки:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Пояснити, які фізико-хімічні системи називаються розчинами. За яким принципом компоненти розчину відносяться до розчиненої речовини та розчинника? 2. Дати визначення розбавленому, концентрованому, насиченому та пересиченому розчину. В склянках знаходяться насичений, пересичений та ненасичений розчини однієї речовини. Як визначити, в якій склянці знаходиться той чи інший розчин? 3. Пояснити, чому розчинність більшості твердих речовин збільшується зі зростанням температури? 	0-1 бал – за виконання домашнього завдання та роботи на парі	1

		<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. Які катіони відносяться до I-VI аналітичних групи? Назвати групові реактиви.</p> <p>2. Яким чином класифікують аніони?</p> <p>3. Які аніони виявляють властивості окисників?</p> <p>4. Які аніони виявляють властивості відновників?</p>	<p>0-1, 5 бали – за виконання лабораторної роботи, її захист.</p>	1,5
<p>Усього за ЗМ 7 контр. заходів</p>	1			2,5
8	<p>Усне обговорення питань (Лабораторне заняття № 12)</p>	<p>Питання для підготовки:</p> <p>1. Суть методу кислотно-основного титрування. Які речовини визначають методом кислотно-основного титрування? Які титранти використовують в цьому методі?</p> <p>2. Що таке точка еквівалентності і як її фіксують?</p> <p>3. Як можна приготувати титровані розчини? Чи всі речовини можна використовувати для приготування таких розчинів шляхом взяття точної наважки (первинні стандартні розчини) розчини з приготовленим титром)?</p> <p>4. Чим обумовлена зміна забарвлення індикаторів? Суть іонної теорії індикаторів.</p> <p>5. Криві титрування. Як можна підібрати індикатор для кислотно-основного титрування?</p> <p>6. Що таке область переходу забарвлення індикатора і показник титрування індикатора?</p> <p>7. Суть зворотного титрування.</p>	<p>0-1 бал – за виконання домашнього завдання та роботу на парі</p>	1

Тестовий контроль в СЕЗН ЗНУ на платформі Moodle	10 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: 12-10 балів – студент самостійно виконує не менше 90% завдань; письмова робота оформлена акуратно та у відповідності до вимог; 9-7 балів – студент самостійно виконує не менше 60% завдань; 6-4 балів – студент самостійно виконує не менше 30% завдань; 3-1 бал – студент самостійно виконує близько 10% завдань.	12
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. Який принцип лежить в основі методів окисно-відновного титрування? 2. Які методи окисно-відновного	0-1,5 бали – за виконання лабораторної роботи, її захист.	1,5

		титрування використовують в хімічному аналізі? Які реакції лежать в основі цих методів? 3. В чому суть методу йодометрії ? 4. Який індикатор використовують в методі йодометрії? 5. Назвіть умови виконання йодометричних визначень? 6. Яка реакція лежить в основі методу комплексометрії? Який титрант використовується в цьому методі? 7. Для визначення яких іонів можна використати трилон Б. 8. Які індикатори використовують в методі комплексометрії?		
Усього за ЗМ 8 контр. заходів	3			17,5
Усього за змістові модулі контр. заходів	16			60

8. Підсумковий семестровий контроль

Форма	Види підсумкових контрольних заходів	Зміст підсумкового контрольного заходу	Критерії оцінювання	Усього балів
1	2	3	4	5
Залік	Теоретичне завдання	Питання для підготовки сформовано за навчальним матеріалом курсу змістових модулів № 1-8 (Розділ 3 робочої програми навчальної дисципліни)	Залік складається з 3-х питань максимально по 5 балів	15
	Підсумкове тестування в СЕЗН ЗНУ на платформі Moodle	15 тестових теоретичних запитань з однією правильною відповіддю та однією спробою	Автоматичне оцінювання 15 тестових запитань	5
	Практичне завдання – індивідуальне	Перелік завдань теоретичних досліджень за	Результати виконання студентом індивідуального завдання оцінюється за такою	20

	завдання	сучасними літературними джерелами розміщений на сторінці курсу в СЕЗН ЗНУ на платформі Moodle: https://moodle.znu.edu.ua/course/view.php?id=7683	шкалою: Вступ (1 бал): формулювання необхідності зазначених знань для професійного становлення майбутнього хіміка. Основна частина (1-12 балів): повнота розкриття питання (1-4 бали); опрацювання сучасних наукових інформаційних джерел (1-4 бали); цілісність, систематичність, логічна послідовність викладу (1-4 бали). Висновки (1 бал): уміння формулювати власне ставлення до проблеми, робити аргументовані висновки. Акуратність оформлення письмової роботи (1 бал). Підготовка презентації (5 балів).	
Усього за підсумковий семестровий контроль				40

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. Загальна хімія: підручник / Панасенко О. І. [та ін.]. Запоріжжя: Вид-во ЗДМУ, 2015. 422 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-є 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. House J. Inorganic Chemistry. USA : Academic Press, 2019. 978 p.
15. Pfenning B. 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-neorganichna-hmya_effb416e94e.html
3. Негребецький В. В. Неорганічна хімія для фармацевтів. URL: https://stud.com.ua/159831/prirodnavstvo/zagalna_ta_neorganichna_himiya_dlya_farmatsevtiv
4. 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>
5. Глінка Н. Л. Загальна хімія. URL: https://stud.com.ua/120834/prirodnavstvo/zagalna_himiya
6. Саєнко Н. В., Попов Ю. В., Биков Р. О. Загальна хімія. Лабораторний практикум : навчально-методичний посібник. URL: <https://drive.google.com/file/d/1B22D31tRNN-z30KTvfqy9Sc9oI16UdP/view>
7. Сиза О. І., Савченко О. М. Загальна та неорганічна хімія : лабораторний практикум. URL: <http://ir.stu.cn.ua/handle/123456789/11391;jsessionid=846270039D5651E72C0DA7F32D86A536>
8. Джур Я. Б. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з курсу «Загальна хімія». URL: <http://elartu.tntu.edu.ua/handle/123456789/17327>