

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

**ЦЕНТРАЛЬНОУКРАЇНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ПЕДАГОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ІМЕНІ ВОЛОДИМИРА ВИННИЧЕНКА**

Кафедра природничих наук та методик їхнього навчання

«ЗАТВЕРДЖУЮ»

Завідувач кафедри



(Протокол 1 від «29» серпня 2019 року)

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

(шифр і назва навчальної дисципліни)

галузь 01 Освіта/Педагогіка
(шифр галузі і назва галузі знань)

спеціальність 014 Середня освіта (за предметними спеціальностями)
(код і назва спеціальності)

предметна спеціальність Середня освіта (Хімія)
(код і назва спеціальності (предметної спеціальності))

освітня програма Середня освіта (Хімія, Біологія та здоров'я людини)
(назва освітньої програми)

рівень вищої освіти перший (бакалаврський)
(назва рівня вищої освіти)

факультет природничо-географічний
(назва інституту, факультету, відділення)

Форма навчання денна
(денна, заочна)

2019–2020 навчальний рік

Робоча програма _____ з загальної хімії _____ для студентів
(назва навчальної дисципліни)

спеціальності 014 «Середня освіта (Хімія)»

освітня програма «Середня освіта (Хімія, Біологія та здоров'я людини)» на першому
(бакалаврському) рівні вищої освіти

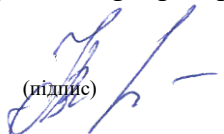
Розробник: Терещенко Оксана Василівна, к.х.н., доцент кафедри природничих наук
та методик їхнього навчання

(вказати авторів, їхні посади, наукові ступені та вчені звання)

Робочу програму схвалено на засіданні кафедри природничих наук та методик їхнього
навчання

Протокол № 1 від 29 серпня 2019 року

Завідувача кафедри природничих наук та методики їхнього навчання

 / Подопригора Н. В.
(підпис) (прізвище та ініціали)

1. ОПИС НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Найменування показників	Галузь знань, спеціальність, рівень вищої освіти	Характеристика навчальної дисципліни
		денна форма навчання
Кількість кредитів (ECTS) – 8	Галузь знань 01 Освіта/Педагогіка	Нормативна
Модулів – 3	Спеціальність 014 «Середня освіта (Хімія)	Рік підготовки:
Змістових модулів –4		1-й
Індивідуальне науково- дослідне завдання _____		Семестр
(назва)		
Загальна кількість годин – 270 136/134 (аудиторна/самостійна)		1-й, 2-й
Кількість навчальних тижнів – 35 Тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних – 3/3 ; самостійної роботи студента – 4/4	Перший (бакалаврський) рівень вищої освіти	Лекції
		38 год.
		Практичні, семінарські
		0 год.
		Лабораторні
		68 год.
		Самостійна робота
		164 год.
Індивідуальні завдання:		
0 год.		
Вид контролю: 1-й семестр – екзамен , 2- й семестр – екзамен		

Примітка.

Співвідношення кількості годин аудиторних занять до самостійної роботи становить:
для денної форми навчання – 50,3% / 49,7%

2. МЕТА ТА ЗАВДАННЯ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

2.1. Мета дисципліни «Загальна хімія» визначається метою освітньо-професійної програми (ОПП) підготовки бакалаврів спеціальності 014 «Середня освіта (Хімія)», що сприяє формуванню інтегрованої динамічної комбінації знань і умінь для вивчення студентами теоретичних положень загальної та неорганічної хімії з урахуванням сучасних досягнень; загальні поняття хімії та хімічні закони; властивості хімічних елементів та їх сполук на основі загальних закономірностей періодичної системи з використанням сучасних уявлень про будову атомів, молекул, теорії хімічних зв'язків. Ці знання повинні стати теоретичною базою, для вивчення курсів фахових дисциплін. Загальна хімія, як навчальна дисципліна, згідно робочого навчального плану підготовки бакалаврів спеціальності 014 «Середня освіта (Хімія)» (2019–2020 н.р.) здійснюється на базі опанованих студентами шкільних знань з хімії та фізики та передусє вивченню дисциплін професійного спрямування. Забезпечуючою дисципліною є вища математика, фізика які викладається паралельно.

Дисципліна «Загальна хімія» забезпечує набуття здобувачами вищої освіти компетентностей:

- інтегральна: здатність розв'язувати типові та складні задачі та практичні проблеми у професійній педагогічній діяльності із застосуванням положень, теорій та методів загальної та неорганічної хімії; інтегрувати знання та вирішувати складні питання, формулювати судження за недостатньої або обмеженої інформації; ясно і недвозначно доносити свої висновки та знання, розумно їх обґрунтовуючи, до фахової та не фахової аудиторії.

- загальні: здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях; прагнення до збереження навколишнього середовища; здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу; здатність вчитися і бути сучасно навченим; знання та розуміння предметної області та розуміння професії; здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт; здатність проведення досліджень на відповідному рівні.

2.2. Завдання вивчення дисципліни: Основними завданнями навчальної дисципліни «Загальна хімія» є навчити студентів використовувати основні поняття хімії, основні закони хімії, загальні закономірності перебігу хімічних реакцій, теорію будови атома, теорії хімічних зв'язків, вчення про розчини, загальні відомості про хімічні елементи та їх сполуки у вирішенні конкретних задач у галузі природничих наук у відповідності до сучасних потреб. Показати тенденції розвитку хімії, її зв'язок з суміжними дисциплінами, акцентувати увагу на міжпредметних зв'язках для сприяння засвоєння і глибокого розуміння фізико-хімічних явищ при вивченні дисциплін природничого циклу, які мають велике значення для здоров'я людини, охорони навколишнього середовища та загального розвитку суспільства.

Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти повинні:

знати:

- класифікацію та номенклатуру неорганічних сполук;
- основні поняття та закони хімії;
- сучасні теорії будови атомів і молекул та залежність властивостей речовини від її складу та будови;
- основні закономірності перебігу хімічних реакцій різного типу;
- властивості та способи виразу складу розчинів;
- властивості хімічних елементів, їх найважливіші сполуки та можливі шляхи перетворення

вміти:

- класифікувати та називати неорганічні сполуки;
- трактувати загальні закономірності, що лежать в основі будови речовин;
- класифікувати властивості розчинів неелектролітів та електролітів, розраховувати склад розчинів;
- інтерпретувати та класифікувати основні типи йонної, кислотно-основної і окисновідновної рівноваги та хімічних процесів для формування цілісного підходу до вивчення хімічних та біологічних процесів;
- користуватись хімічним посудом та зважувати речовини;
- обчислювати відносну похибку експерименту;
- готувати розчини із заданим кількісним складом; – проводити нескладний хімічний експеримент;
- класифікувати хімічні властивості та перетворення неорганічних речовин;
- проводити якісне визначення деяких катіонів та аніонів;
- вміти поводитися з хімічним посудом та реактивами; пояснювати результати дослідів;
- встановлювати загальні закономірності перебігу хімічних процесів та явищ;
- користуватися літературними довідниками та таблицями, знаходити необхідні дані в довідниковій літературі, будувати та працювати з графіками;
- застосовувати теоретичні основи загальної та неорганічної хімії і набуті експериментальні навички при вивченні профільних дисциплін.

володіти:

- навичками хімічного мислення та узагальнення результатів експерименту;
- методами аналізу властивостей речовин і передбаченням можливостей їх взаємодії та продуктів хімічних перетворень;
- правилами безпеки при роботі в хімічних лабораторіях; використовувати необхідне обладнання, збирати прилади для дослідів, правильно проводити різні лабораторні операції;
- методами визначення умов зберігання речовин;
- методами використання основних понять та законів хімії, результатів самостійного пошуку, аналізу та синтезу інформації з різних джерел для вирішення прикладних задач;
- технологіями самостійної діяльності та самоконтролю, узагальнювання та систематизації інформації, яку отримано в результаті наукових досліджень, для рішення типових завдань професійної діяльності.

2.3. Міждисциплінарні зв'язки: «Загальна хімія» як навчальна дисципліна - базується на основи хімії, математики і фізики в обсязі середньої освіти та інтегрується з аналітичною, фізичною та колоїдною, фармацевтичною, біологічною та токсикологічною хімією, фармакогнозією та технологією ліків. - закладає основи вивчення цих дисциплін та передбачає формування умінь застосування одержаних знань для вивчення спеціальних дисциплін та у професійній діяльності.

3. Програма навчальної дисципліни

Модуль I. Загальна хімія. Основні закони та поняття хімії.

Змістовий модуль 1. Основні поняття та закони хімії. Закон еквівалентів.

Тема 1. Предмет, завдання та методи хімії. Місце загальної та неорганічної хімії в системі природознавчих наук.

Основні етапи розвитку хімії. Основні поняття хімії: хімічний елемент, атом, молекула, атомна та молекулярна маси, моль як одиниця кількості речовини в хімії, молярна маса, прості та складні речовини. Хімічні формули речовин та хімічні рівняння реакцій. Чистота хімічних речовин, кваліфікація речовин за чистотою. Основні методи очищення речовин та їх теоретична основа. Фізичні константи як засіб ідентифікації чистоти речовин.

Тема 2. Основні поняття та закони хімії.

Закон збереження маси та енергії як кількісне відображення постійності руху матерії, закон сталості складу та його сучасне трактування, закон кратних відношень, закон Авогадро та його наслідки. Застосування рівняння стану ідеальних газів Клапейрона-Менделєєва для визначення молекулярних мас речовин.

Тема 3. Поняття про еквівалент речовини. Еквівалент та еквівалентна маса елементів, простих і складних речовин. Еквівалентний об'єм. Еквівалент та еквівалентна маса простих та складних речовин в умовах хімічної реакції. Закон еквівалентів. Еквівалент та еквівалентна маса окисника та відновника.

Тема 4. Будова атома та ядра. Радіоактивність.

Розвиток уявлень про будову атомів. Квантово-механічна модель атома.

Ранні уявлення про складність структури атома. Квантова механіка і корпускулярно-хвильовий дуалізм. Принцип невизначеності Гейзенберга. Хвильове рівняння Шредінгера. Атомна орбіталь. Склад і будова атомних ядер. Радіоактивність.

Тема 5. Періодичний закон і періодична система Д.І. Менделєєва.

Історія відкриття періодичного закону Д.І. Менделєєва. Періодична система елементів. Вплив електронної будови атомів на властивості елементів. Енергія іонізації та спорідненості до електрона. Електронегативність. Значення періодичного закону та періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва.

Тема 6. Хімічний зв'язок і будова молекул. Основні характеристики хімічного зв'язку. Типи хімічного зв'язку. Уявлення про природу хімічного зв'язку. Основні параметри та властивості. Типи хімічного зв'язку. Основні положення методу валентних зв'язків та молекулярних орбіталей. Ковалентний зв'язок та його властивості. Механізм утворення ковалентного зв'язку. Насичуваність та напрямленість зв'язку. Гібридизація атомних орбіталей. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Йонний зв'язок та його властивості. Металічний зв'язок. Металічний зв'язок і його особливості. Металічні кристалічні ґратки. Сили міжмолекулярної взаємодії: орієнтаційні, індукційні, дисперсійні. Водневий зв'язок. Природа й енергія водневого зв'язку. Роль водневого зв'язку в біологічних системах.

Модуль II. Основні класи неорганічних сполук. Основні поняття хімічної термодинаміки. Кінетика. Хімічна рівновага.

Змістовий модуль 2. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук.

Тема 7. Основні класи неорганічних сполук. Оксиди. Основи.

Класи та номенклатура неорганічних сполук. Прості речовини: метали та неметали. Складні речовини: бінарні, потрійні, комплексні. Оксиди: прості, подвійні, полімерні. Пероксиди та надпероксиди. Номенклатура оксидів. Гідроксиди: основні, кислотні, амфотерні. Номенклатура гідроксидів.

Тема 8. Основні класи неорганічних сполук. Кислоти. Солі.

Орто-, мета- та поліформи кислот. Залежність кислотно-основних форм та властивостей оксидів і гідроксидів від положення елементів, що їх утворюють, у періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва. Солі: середні, кислі, основні, подвійні і змішані, їх властивості. Номенклатура солей, класифікація, способи добування та властивості.

Тема 9. Гідроліз солей Поняття гідролізу.

Механізм гідролізу катіонів, аніонів та сумісний гідроліз. Гідроліз солей як рівноважний процес: ступінь та константа гідролізу та фактори, що визначають їх значення. Зміщення рівноваги протолітичних реакцій. Гідроліз кислих солей та кількісна оцінка кислотності середовища їх розчинів. Особливості гідролізу солей стибію (III), бісмуту (III) та стануму (IV). Сумісний гідроліз солей. Гідроліз солеподібних сполук з ковалентним типом зв'язку.

Змістовий модуль 3. Енергетика хімічних реакцій. Кінетика.

Тема 10. Енергетика хімічних реакцій. Перший закон термодинаміки. Термохімія.

Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія та ентальпія. Теплові ефекти при сталому об'ємі і тиску. Термохімічні закони. Застосування закону Гесса для розрахунків теплових ефектів. Можливість перебігу хімічних реакцій. Другий закон термодинаміки. Ентропія та її зміна при хімічних реакціях та фазових переходах. Енергія Гіббса. Визначення характеру і напрямку хімічних реакцій.

Тема 11. Швидкість хімічних реакцій та хімічна рівновага. Каталіз Гомогенні та гетерогенні реакції.

Середня та миттєва швидкість реакції. Одиниці виміру. Поняття про механізми хімічних реакцій. Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції в гомогенних та гетерогенних системах. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діяння мас. Константа швидкості реакції та її фізичний зміст. Порядок та молекулярність реакцій. Залежність швидкості реакції від температури (рівняння Арреніуса та правило Вант-Гоффа). Енергія активації. Залежність енергії активації хімічної реакції від природи реагуючих речовин та механізму перебігу реакції. Теорія активних зіткнень молекул та перехідного стану. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Механізм каталізу. Енергія активації каталітичних реакцій. Інгібітори. Поняття про ферментативний каталіз у біологічних системах.

Тема 12. Хімічна рівновага. Необоротна та оборотна хімічна реакція.

Закон діючих мас для стану хімічної рівноваги. Константа хімічної рівноваги та її зв'язок із зміною стандартного значення енергії Гіббса. Залежність константи рівноваги хімічної реакції від температури. Фактори, що впливають на зміщення хімічної рівноваги. Напрямок зміщення хімічної рівноваги за принципом Ле-Шательє.

Модуль III. Розчини. Окисно-відновні реакції. Комплексні сполуки.

Змістовий модуль 4. Розчини. Теорія електролітичної дисоціації.

Тема 13. Вчення про розчини. Суть основних положень: розчин, розчинник, розчинна речовина. Розчини газоподібних, рідких, твердих речовин. Розчинність. Вода як один з найбільш поширених розчинників у фармацевтичній практиці. Роль водних розчинів у життєдіяльності організмів. Хімічна взаємодія компонентів при утворенні рідких та твердих розчинів (Д.І. Менделєєв, С. Курнаков). Тепловий ефект процесу розчинення речовин. Зміна енергії Гіббса при утворенні розчинів. Неводні розчини. Розчинність газів у рідинах та її залежність від температури, парціального тиску (закон Генрі-Дальтона), від концентрації розчинених у воді електролітів (закон Сеченова). Розчинність рідких та твердих речовин у воді. Поняття про насичені, ненасичені, пересичені розчини.

Тема 14. Способи вираження складу розчинів. Способи вираження концентрації розчинів: масова частка і мольна частка речовини в розчині, молярна, молярна концентрація

еквіваленту та молярна концентрація. Титр розчину. Приготування розчинів із заданим складом.

Тема 15. Колігативні властивості розчинів.

Поняття про колігативні властивості розчинів. Залежність «властивість розчину – концентрація». Закони Рауля і Вант-Гоффа. Осмос і осмотичний тиск. Осмолярність розчинів. Концентраційні ефекти осмотичного тиску розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини. Роль осмосу і осмотичного тиску в біологічних системах. Плазмоліз, гемоліз, тургор. Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія та їх застосування.

Тема 16. Властивості розчинів електролітів.

Залежність осмотичного тиску від концентрації в розчинах електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса та її розвиток І.А.Каблуковим. Поняття про сильні та слабкі електроліти. Розчини слабких електролітів. Дисоціація молекул слабких електролітів як результат граничної поляризації електронів ковалентного зв'язку під дією полярних молекул води. Застосування закону діяння мас до стану рівноваги в розчинах слабких електролітів. Константа дисоціації. Ступінь дисоціації та його залежність від концентрації - закон розведення Оствальда. Ступінчастий характер дисоціації. Зміщення рівноваги в розчинах слабких електролітів. Дисоціація води. Застосування закону діяння мас до рівноважного процесу дисоціації води. Константа дисоціації та іонний добуток води. Водневий показник (рН) розчинів кислот, основ та солей. Рівновага між осадом та розчином важкорозчинних електролітів. Їх розчинність та добуток розчинності. Умови осадження та розчинення осаду електролітів. Основні положення теорії сильних електролітів. Активність, коефіцієнт активності, іонна сила розчинів сильних електролітів. Теорія кислот та основ Арреніуса та її обмеженість. Протолітична теорія кислот та основ Бренстеда-Лоурі, електронна теорія Льюїса. Кількісна характеристика сили кислот та основ (рК_а та рК_в).

Тема 17. Окисно-відновні реакції. Гальванічний елемент та електроліз.

Суть основних понять окисно-відновних процесів: ступінь окиснення елементів у сполуках, окисник, відновник, процеси окиснення та відновлення, окислена та відновлена форми. Електронна теорія окисно-відновних реакцій. Окисно-відновні властивості простих речовин та сполук елементів залежно від їх положення в періодичній системі. Найважливіші окисники та відновники. Окисновідновна двоїстість. Вплив кислотності середовища та температури на характер продуктів реакції та напрямок окисно-відновних реакцій. Рівняння окисно-відновних реакцій: метод електронного балансу та метод напівреакцій (електронно-іонний метод). Основні типи окисно-відновних реакцій. Стандартна зміна енергії Гіббса окисно-відновних реакцій та стандартні окисно-відновні електродні потенціали напівреакцій. Визначення напрямку окисно-відновних реакцій за різницею стандартних електродних потенціалів. Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі та аналізі об'єктів навколишнього середовища. Електродний потенціал. Ряд електрохімічних потенціалів металів. Рівняння Нернста. Гальванічний елемент. ЕРС. Типи гальванічних елементів. Напрямок окисно-відновних реакцій. Електроліз. Корозія металів. Хімічна та електрохімічна корозія. Способи захисту від неї. Закони Фарадея. Застосування електрохімічних процесів у виробництві.

Тема 18. Комплексні сполуки.

Сучасний зміст поняття “комплексна сполука”. Будова комплексних сполук: центральний атом та його координаційне число, ліганди, комплексний іон, іони зовнішньої сфери (за Вернером). Здатність атомів елементів до комплексоутворення, особливості електронної будови атомів, що входять до складу лігандів, дентатність лігандів. Класифікація та номенклатура комплексних сполук. Комплексні основи, кислоти та солі. Карбоніли металів. Хелатні та макроциклічні комплексні сполуки. Ізомерія комплексних сполук. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Метод валентних зв'язків (ВЗ). Магнітні властивості комплексних сполук. Утворення та дисоціація комплексних сполук у розчинах. Константи стійкості та константи нестійкості комплексних іонів (ступінчасті та загальні).

Комплексні сполуки з органічними лігандами. Хелатні та внутрішньокомплексні сполуки. Їх роль у хімічному аналізі. Біометалеві комплекси. Гемоглобін, хлорофіл, вітамін В12. Біологічна роль комплексних сполук.

Підсумковий модульний контроль.

4. Структура навчальної дисципліни

Назви змістовних модулів і тем	Кількість годин												
	Денна форма						Заочна форма						
	усього	у тому числі					у сього	у тому числі					
		лк	п	лаб	кон с.	с.р.		л	п	лаб	кон с.	с.р.	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	
Модуль I. Загальна хімія. Основні закони та поняття хімії (I семестр) Змістовий модуль 1. Основні поняття та закони хімії. Періодичний закон.													
Тема 1. Предмет, завдання та методи хімії. Місце загальної та неорганічної хімії в системі природознавчих наук.	13	2		2		9							
Тема 2. Основні поняття та закони хімії.	15	2		4		9							
Тема 3. Поняття про еквівалент речовини.	15	2		4		9							
Тема 4. Будова атома та ядра. Радіоактивність.	15	2		4		9							
Тема 5. Періодичний закон і періодична система Д.І. Менделєєва.	13	2		2		9							
Тема 6. Хімічний зв'язок і будова молекул.	13	2		2		9							
Разом за змістовним модулем 1	84	12		18		54							
Разом за модуль I	84	12		18		54							
Модуль II. Основні класи неорганічних сполук.													
Змістовий модуль 2. Основні класи неорганічних сполук. Енергетика хімічних реакцій. Кінетика													
Тема 7. Основні класи неорганічних сполук. Гідроліз солей. Поняття гідролізу	19	2		6		11							
Тема 8. Енергетика хімічних реакцій	15	2		4		9							

Тема 9. Швидкість хімічних реакцій та хімічна рівновага. Каталіз Гомогенні та гетерогенні реакції	17	2		4		11							
Тема 10. Хімічна рівновага. Необоротна та оборотна хімічна реакція	15	2		4		9							
Разом за змістовним модулем 2	66	8		18		40							
Разом за модуль I-II модуль (I семестр)	150	20		36		94							
Модуль III. Розчини. Теорія електролітичної дисоціації (II семестр)													
Змістовний модуль 3. Розчини													
Тема 11. Розчини. Класифікація. Розчинність твердих речовин та газів.	14	2		4		8							
Тема 12. Способи вираження кількісного складу розчинів	14	2		4		8							
Тема 13. Колігативні властивості розбавлених розчинів неелектролітів	14	2		4		8							
Тема 14. Властивості розчинів електролітів. Основні положення теорії сильних електролітів. Активність, коефіцієнт активності, іонна сила розчинів сильних електролітів.	14	2		4		8							
Тема 15. Дисоціація води. Застосування закону діяння мас до рівноважного процесу дисоціації води. Константа дисоціації та іонний добуток води. Водневий показник (рН) розчинів кислот, основ та солей. Рівновага між осадом та розчином важкорозчинних електролітів. Їх розчинність та добуток розчинності.	16	2		4		10							
Разом за змістовним модулем 3	72	10		20		42							
Змістовний модуль 4. Окисно-відновні реакції. Електроліз.													
Тема 16. Окисно-відновні реакції. Класифікація. Вплив рН середовища на проходження окисно-відновної реакції.	16	4		4		8							

Тема 17. Гальванічний елемент та електроліз	16	2	4	10								
Тема 18. Комплексні сполуки	16	2	4	10								
Разом за змістовним модулем 4	48	8	12	28								
Разом за модуль III (II семестр)	120	18	32	70								
Всього годин	270	38	68	164								

5. Теми семінарських занять (програмою не передбачено)

6. Теми практичних занять (програмою не передбачено)

7. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Вступ. Будова хімічної лабораторії. Основне обладнання, прилади, реактиви, хімічний посуд. Правила техніки безпеки та поведіння у хімічній лабораторії.	2
2	Основні поняття і закони хімії.	4
3	Еквівалент та закон еквівалентів. Визначення еквівалентної маси цинку.	4
3	Будова атома. Радіоактивність. Квантові числа	4
4	Періодичний закон та періодична система елементів Д.І. Менделєєва.	2
5	Хімічний зв'язок і будова молекул.	2
6	Класифікація та номенклатура неорганічних сполук. Оксиди і основи, їх властивості та способи добування.	4
4	Класифікація та номенклатура неорганічних сполук. Кислоти та солі, їх властивості та способи добування. Гідроліз солей.	4
5	Термодинаміка хімічних процесів.	4
6	Кінетичні особливості протікання хімічних процесів. Швидкість хімічної реакції.	4

7	Хімічна рівновага.	4
8	Розчини. Загальні властивості розчинів.	6
9	Колігативні властивості розчинів.	4
10	Розчини. Властивості розчинів електролітів.	6
11	Окисно-відновні реакції.	6
12	Основи електрохімії.	4
13	Комплексні сполуки	4
Всього		68

8. Самостійна робота

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Основні поняття і закони хімії.	15
2	Будова атома.	13
3	Періодичний закон та періодична система елементів Д.І. Менделєєва	15
4	Хімічний зв'язок і будова молекул.	13
5	Класифікація та номенклатура неорганічних сполук. Оксиди і основи.	13
6	Класифікація та номенклатура неорганічних сполук. Кислоти та солі.	13
7	Основи термодинаміки хімічних реакцій.	13
8	Кінетичні особливості перебігу хімічних процесів.	13
9	Розчини. Властивості розчинів неелектролітів.	13
10	Властивості розчинів електролітів. Водневий показник. Йонний добуток води. Гідроліз солей.	13
11	Окисно-відновні процеси.	10
12	Основи електрохімії.	10
13	Комплексні сполуки	10
Разом		164

9. Індивідуальні завдання (програмою не передбачено)

10. Методи навчання

1. Алгоритмізоване навчання, яке передбачає сполучення інформативного, репродуктивного, пояснювального, інструктивно - практичного, продуктивно-практичного, частково-пошукового і пошукового елементів навчання.
2. Програмоване навчання, яке передбачає використання під час навчання інтерактивних технологій (наочних засобів, комп'ютерної техніки тощо)
3. Проблемне навчання, яке має за мету розвиток творчих здібностей студентів.

11. Методи контролю

1. Поточне опитування та тестування.
2. Контроль за самостійною роботою.
3. Оцінка за виконання лабораторних робіт.
4. Індивідуальні домашні завдання.
5. Оцінювання змісту та оформлення рефератів, мультимедіопрезентацій;
6. Модульні контрольні роботи.

12. РОЗПОДІЛ БАЛІВ, ЯКІ ОТРИМУЮТЬ СТУДЕНТИ

**Модуль I-II. Основні поняття та закони хімії. Періодичний закон.
. Основні класи неорганічних сполук. Енергетика хімічних реакцій. Кінетика
(I семестр)**

Поточне оцінювання та самостійна робота									Екзамен	Сума
Лекційно-теоретичний модуль				Практичний модуль			Самостійно-практичний модуль		40	100
K1	K2	CP1	CP2	MKP1	MKP2	CB	ДЗ	ІДЗ		
5	5	5	5	10	10	5	5	10		

Примітка: Оцінювання проводиться за видами навчальної діяльності: К – колоквіум з теоретичного лекційного матеріалу; CP – захист самостійно вивченого теоретичного матеріалу; MKP – модульна контрольна робота; CB – середній бал за практичні заняття; ДЗ – виконання і захист домашніх задач; ІДЗ – виконання і захист індивідуальних завдань.

**Модуль III- IV. Розчини. Теорія електролітичної дисоціації. Окисно-відновні реакції.
Електроліз (II семестр)**

Поточне оцінювання та самостійна робота									Екзамен	Сума
Лекційно-теоретичний модуль				Практичний модуль			Самостійно-практичний модуль		40	100
K1	K2	CP1	CP2	MKP1	MKP2	CB	ДЗ	ІДЗ		
5	5	5	5	10	10	5	5	10		

Примітка: Оцінювання проводиться за видами навчальної діяльності: К – колоквіум з теоретичного лекційного матеріалу; CP – захист самостійно вивченого теоретичного матеріалу; MKP – модульна контрольна робота; CB – середній бал за практичні заняття; ДЗ – виконання і захист домашніх задач; ІДЗ – виконання і захист індивідуальних завдань.

Шкала оцінювання: національна та ECTS

Сума балів за всі види навчальної діяльності	Оцінка ECTS	Оцінка за національною шкалою
		для екзамену
90 – 100	A	відмінно
82-89	B	добре
74-81	C	
64-73	D	задовільно
60-63	E	
35-59	FX	незадовільно з можливістю повторного складання
0-34	F	незадовільно з обов'язковим повторним вивченням дисципліни

13. Методичне забезпечення

Лекційний курс

- опорний конспект лекцій;
- навчально-методичні посібники (додаток) ;
- методичне забезпечення самостійної роботи ;
- пакет ІДЗ;
- дидактичні матеріали до кожної теми;
- система діагностики засвоєння навчального матеріалу.

Лабораторні заняття

- практикум з загальної хімії;
- методичне забезпечення самостійної роботи;
- система діагностики.

Самостійна робота студентів

- методичні посібники та рекомендації з певних тем (додаток);
- система діагностики.

Реферати

- методичні рекомендації до виконання, критерії оцінювання.

14. Рекомендована література

Базова

1. Романова Н.В. Загальна і неорганічна хімія. – Київ: Ірпінь, 1998. – 480 с.
2. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К. : Либідь, 2001. – 400 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб.пособие для вузов/ Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной.- 26-е изд. стер.- Л.: Химия, 1988.- 272с
4. Телегус В.С., Бодак О.І. Основи загальної хімії.–Львів.: Світ,2000,–424 с.
5. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 2001, – 744 с
6. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. Частина 1 та 2. – К.: Пед. преса, 2000. – 344 с., -326 с.
7. Буря О. І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навч. посібник.– Дніпропетровськ: Наука і освіта,2002,–306 с.
8. Григорьева В.В. Загальна хімія. К.: Вища школа, 1989. □ 462 с.
9. Коровин Н.В. Общая химия: Учеб. для технических и спец. вузов – М.: Высш. школа, 1998. – 559 с.
10. Угай Я.А. Общая химия. – М.: Высш. школа, 1999, -542 с.
11. Хаусткрофт К., Констебл Э. Современный курс общей химии в 2 т.: Пер. с англ. – М.:

Мир, 2002. - Т.1. – 540 с.

Допоміжна

- 1.Н.С. Ахметов. Актуальные вопросы курса неорганической химии. □ М.: Просвещение, 1991. □ 224 с.
- 2.Н.Л. Глинка. Общая химия. □ Л.: Химия, 1979. □ 720 с.
- 3.И.С. Дмитриев. Электрон глазами химика. □ Л.: Химия, 1986. □ 226 с.
- 4.М.Х. Карапетянц и др. Введение в общую химию. □ М.: Высшая школа, 1980. □ 256 с.
- 5.М.Х. Карапетянц. Введение в теорию химических процессов. □ М.: Высшая школа, 1986.
- 6.Рэмсен. Начала современной химии. □ Л.: Химия, 1989. □ 784 с.
- 7.Російсько-український хімічний словник. □ Харків: Основа, 1990. □ 188 с.
- 8.Н.Н. Рунов. Строение атомов и молекул. □ М.: Просвещение, 1987.
- 9.Н.В. Романова. Загальна і неорганічна хімія. □ К.: Вища школа, 1986
□ 496 с.
- К. Сайто. Химия и периодическая таблица. □ М.: Мир, 1982.
- 10.В.В. Скопенко. Важнейшие классы неорганических соединений. □ М.: Просвещение, 1983.
- 11.Г.С. Терешин. Химическая связь и строение вещества. □ М.: Просвещение, 1980. □ 176 с.
- 12.М. Фримантл. Химия в действии. □ М.: Мир, 1991, Т.1 □ 526 с.,
Т.2 □ 620 с.

15. Інформаційні ресурси

1) нормативна база:

- навчальний план;
- робочий навчальний план;
- навчальна програма дисципліни;
- робоча навчальна програма дисципліни.

2) джерела Інтернет:

www.twirpx.com/file/142731

[Chemical Engineering](#)

[Chemistry Nursing and Health Professions Computer Science](#)

studentus.net/book/47.../2-anotaciya.html

science.kpi.ua/node/4

libra.in.ua/ загальна та неорганічна хімія

[library.znu.edu.ua/..](http://library.znu.edu.ua/)

forum.xumuk.ru ›

elibrary.nubip.edu.ua/3321/

та ін

3) бібліотеки.