

Державний вищий навчальний заклад  
«Прикарпатський національний університет імені Василя Стефаника»  
Кафедра теоретичної та прикладної хімії

**“ЗАТВЕРДЖУЮ”**

Проректор \_\_\_\_\_ Шарин С.В.

“ \_\_\_\_\_ ” \_\_\_\_\_ 2017 р.

## **РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ**

### **Загальна хімія**

\_\_\_\_\_ (шифр і назва навчальної дисципліни)

спеціальність \_\_\_\_\_ 102 Хімія \_\_\_\_\_  
(шифр і назва спеціальності)

спеціалізація \_\_\_\_\_  
(назва спеціалізації)

інститут, факультет \_\_\_\_\_ Факультет природничих наук \_\_\_\_\_  
(назва інституту, факультету)

Івано-Франківськ – 2017 рік

Робоча програма навчальної дисципліни «Загальна хімія» для студентів спеціальності 102 Хімія, 2017 р. – 20 с.

Розробники:

**Татарчук Т.Р.**, доцент, к.х.н., доцент кафедри теоретичної та прикладної хімії.  
**Шийчук О.В.**, професор, д.х.н., професор кафедри теоретичної та прикладної хімії.

Робоча програма затверджена на засіданні кафедри теоретичної і прикладної хімії факультету природничих наук

Протокол від “30” серпня 2017 р. № 1

Завідувач кафедри теоретичної і прикладної хімії

\_\_\_\_\_ (Миронюк І.Ф.)  
(підпис)  
“ \_\_\_\_ ” \_\_\_\_\_ 2017 р.

Схвалено методичною комісією факультету природничих наук  
Протокол від “26” вересня 2017 р № 1

“ \_\_\_\_ ” \_\_\_\_\_ 2017 р.

Голова \_\_\_\_\_ (Шпарик Ю.С.)  
(підпис)

© Татарчук Т.Р., 2017 рік  
© Шийчук О.В., 2017 рік  
© ДВНЗ «Прикарпатський національний університет імені Василя Стефаника», 2017 рік

## 1. Опис навчальної дисципліни

Найменування показників	Галузь знань, напрям підготовки, освітньо-кваліфікаційний рівень	Характеристика навчальної дисципліни	
		денна форма навчання	заочна форма навчання
Кількість кредитів: 6	Галузь знань <u>10 – Природничі науки</u> (шифр і назва)	Нормативна	
Модулів – 2	Спеціальність (професійне спрямування): <i>102 Хімія</i>	<b>Рік підготовки:</b>	
Змістових модулів – 4		1-й	
Індивідуальне науково-дослідне завдання _____ _____ (назва)		<b>Семестр</b>	
Загальна кількість годин – 180		1-й	
		<b>Лекції</b>	
Тижневих годин для денної форми навчання:  аудиторних – самостійної роботи студента –	Освітньо-кваліфікаційний рівень: <i>бакалавр</i>	24 год.	год.
		<b>Практичні, семінарські</b>	
		8 год.	год.
		<b>Лабораторні</b>	
		28 год.	год.
		<b>Самостійна робота</b>	
		120 год.	год.
		Вид контролю: екзамен	

Співвідношення кількості годин аудиторних занять до самостійної і індивідуальної роботи становить:

для денної форми навчання –  
 $60 / 120 = 0,5$

## 2. Мета та завдання навчальної дисципліни

**Мета:** вивчити склад, будову та властивості неорганічних речовин, умови та шляхи перетворення одних речовин в інші, сформувані у студентів фундаментальну базу із загальної та неорганічної хімії для вивчення циклу хімічних дисциплін: аналітичної, фізичної, органічної, колоїдної хімії та інших хімічних дисциплін.

**Завдання:** навчити студентів використовувати основні поняття хімії, основні закони хімії, загальні закономірності протікання хімічних реакцій, теорію будови атома, теорії хімічних зв'язків, вчення про розчини, загальні відомості про хімічні елементи та їх сполуки у вирішенні конкретних задач хімії відповідно до сучасних потреб.

У результаті вивчення навчальної дисципліни студент повинен

### **знати:**

- основні поняття та закони хімії, закономірності протікання хімічних явищ;
- теорію будови атома;
- класифікацію неорганічних сполук та сучасну українську номенклатуру утворення назв оксидів, кислот, основ, солей та комплексних сполук;
- метод валентних зв'язків та метод молекулярних орбіталей, які пояснюють хімічний зв'язок та будову молекул;
- спеціальні питання та розділи хімії, які стосуються енергетики та кінетики хімічних реакцій;
- особливості проходження оксидаційно-відновних процесів;
- основні закони розчинів неелектролітів та електролітів;
- властивості окремих хімічних елементів та їх сполук, форми знаходження у природі, способи добування та області застосування;

### **вміти:**

- користуючись Періодичною таблицею хімічних елементів, навчальною та довідковою літературою, вміти передбачати та пояснювати властивості неорганічних та координаційних сполук;
- передбачати хімічні властивості елементів, користуючись загальними закономірностями періодичного заповнення електронних оболонок;
- базуючись на знаннях основ сучасної теорії будови атома, оцінювати валентні можливості атомів хімічних елементів, прогнозувати їх хімічну поведінку та фізико-хімічні властивості простих речовин;
- готувати розчини заданої концентрації;
- розв'язувати якісні та кількісні задачі, що стосуються всіх розділів курсу;
- виконати синтез та провести дослідження хімічних властивостей неорганічних речовин;
- застосовувати знання і навички, одержані при вивченні курсу для вирішення технологічних та дослідницьких завдань при проходженні спеціальних дисциплін, а також в подальшій трудовій діяльності.

## **Результати навчання (компетентності)**

### **Загальні компетентності (ЗК):**

ЗК 1. Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу.

ЗК 2. Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями.

ЗК 9. Прагнення до збереження навколишнього середовища.

ЗК 10. Здатність до пошуку, оброблення та аналізу інформації з різних джерел.

### **Спеціальні (фахові, предметні) компетентності (СК):**

СК 1. Здатність застосовувати знання і розуміння математики та природничих наук для вирішення якісних та кількісних проблем в хімії.

СК 7. Здатність здійснювати типові хімічні лабораторні дослідження.

СК 9. Здатність використовувати стандартне хімічне обладнання.

### **Програмні результати навчання (ПРН):**

ПРН2. Отримати навички самостійної роботи з хімічними речовинами і матеріалами, з урахуванням їхніх фізичних і хімічних властивостей, включаючи поводження з небезпечними речовинами.

ПРН3. Вміти здійснити необхідні операції, спостереження, і вимірювання хімічних властивостей та явищ, правильно документувати результати.

ПРН7. Володіти методами хімічного аналізу сполук.

ПРН9. Вміти класифікувати сполуки, давати їм назви, обґрунтовувати їх будову, прогнозувати їх властивості.

### 3. Програма навчальної дисципліни

#### Змістовий модуль 1

##### Вступ.

##### Тема 1. Основні поняття та закони хімії (2 год.).

Основні положення і поняття атомно-молекулярної теорії. Атом, молекула, йон, радикал. Хімічний елемент. Проста і складна речовина. Алотропія та алотропні модифікації. Поліморфізм. Хімічні реакції. Необхідні умови для проходження реакцій. Ознаки хімічної реакції. Класифікація хімічних реакцій за різними ознаками: тепловим ефектом, складом реагентів, агрегатним станом, механізмом перебігу і т.д.

Атомна одиниця маси. Відносні атомна та молекулярна маси. Кількість речовини. Моль. Молярна маса і молярний об'єм. Методи визначення атомних мас. Правило Дюлонга і Пті. Мас-спектрометрія.

Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро та висновки з нього. Густина газу. Відносна густина газу. Закони газового стану: Бойля-Маріотта, Гей-Люссака, Шарля. Розрахунок молярної маси газуватих речовин (за молярним об'ємом, за відносною густиною). Рівняння стану газу. Рівняння Менделєєва-Клапейрона. Універсальна газова стала. Тиск газових сумішей. Парціальний тиск. Закон парціальних тисків.

Закон збереження маси та енергії. Рівняння Ейнштейна. Особливості закону збереження маси та енергії в ядерних процесах. Стехіометрія. Закон сталості складу Пруста. Речовини з молекулярною та немоллекулярною структурою. Дальтоніди і бертоліди. Хімічний еквівалент. Молярна маса та молярний об'єм еквівалентної речовини. Визначення молярних мас еквівалентів хімічних елементів та їх сполук (оксидів, кислот, основ, солей). Залежність молярної маси еквівалента від умов хімічної реакції. Закон еквівалентів. Закон кратних відношень Дальтона. Сучасне трактування стехіометричних законів.

##### Тема 2. Будова атома (2 год.).

Історія розвитку уявлень про складність будови атома. Модель атома Томсона. Планетарна модель будови атома Резерфорда. Рентгенівські спектри. Закон Мозлі. Атомні спектри. Спектр випромінювання атома Гідрогену. Серія Лаймана, Бальмера, Пашена, Брекетта, Пфунда. Рівняння Рідберга. Двоїста природа світла. Рівняння Планка. Основні ідеї квантової механіки. Постулати Нільса Бора. Переваги та недоліки теорії Бора. Вклад Зеємана і Зоммерфельда в розвиток теорії Бора. Відкриття нейтрону (Чедвік). Сучасні уявлення про будову атома. Основний і збуджений стан електрона.

Будова та склад атомних ядер. Протонно-нейтронна модель ядра (Іваненко, Гапон, Гейзенберг). Нуклони та їх різновиди. Масове число. Ізотопи, ізотони, ізобари. Енергія зв'язку. Поняття про ефективний заряд ядра атома. Екранування заряду ядра електронами. Поняття про дефект маси.

Хвильова теорія будови атома. Подвійна природа електрону. Принцип невизначеності Гейзенберга, рівняння Де-Бройля. Основні поняття квантової механіки: хвильова функція, стаціонарне рівняння Шредінгера, знак хвильової

функції, позитивне та негативне перекривання. Результати розв'язання рівняння Шредінгера для атома Гідрогену. Електронна густина.

Атомна орбіталь. Характеристика стану електрона квантовими числами. Головне квантове число. Енергетичний рівень. Орбітальне квантове число. Енергетичний підрівень (s-, p-, d-, f-підрівень). Виродження. Магнітне квантове число. Енергетична комірка. Вузлові поверхні та символи орбіталей. Форми атомних орбіталей та їх орієнтація у просторі. Спін квантове число. Спін електрона.

Будова багатоелектронних атомів. Розподіл електронів на енергетичних рівнях і підрівнях. Принцип мінімуму енергії. Принцип Паулі і ємність електронних рівнів та підрівнів. Проникнення та екранування. Правило Гунда і послідовність заповнення атомних орбіталей електронами. Правило Клечковського (правило найменшого запасу енергії). Способи зображення електронних структур атомів. Електронні терми і конфігурації. Електронні формули атомів у збудженому стані. Електронні формули йонів. Стабільні і нестабільні електронні конфігурації.

### **Тема 3. Хімічні елементи та їх систематика (2 год.).**

Перші спроби систематики хімічних елементів. Періодичний закон Менделєєва як основа хімічної систематики і подальшого розвитку неорганічної хімії. Варіанти зображення Періодичної системи. Структура Періодичної системи елементів.

Означення хімічного елементу. Класифікація хімічних елементів за будовою електронної оболонки (s-, p-, d-, f-елементи) і за властивостями ізольованих атомів хімічних елементів (метали, неметали, інертні елементи). Типи періодичності зміни властивостей елементів. Основна, вторинна і внутрішня періодичність. Поняття про кайносиметрію. Зміна хімічної активності металів і неметалів по періодах і групах. Зміна кислотно-основних властивостей оксидів і гідроксидів по періодах і групах.

Електронні формули s-, p-, d-, f-елементів: скорочені та повні електронні формули. Особливості електронних конфігурацій атомів елементів А- і В-підгруп. Розміщення s-, p-, d-, f-елементів у Періодичній системі.

Атомні характеристики. Розміри атомів і йонів. Ковалентні, йонні, металічні та вандерваальсові радіуси. Зміна атомних і йонних радіусів у періодах і групах. Лантанойдне стиснення.

Енергетичні характеристики атомів. Енергія йонізації атомів. Зміна величин енергії йонізації атомів по періодах і групах. Енергія спорідненості до електрона. Зміна величин енергії спорідненості до електрона по періодах і групах. Поняття про електронегативність елементів.

Ступінь оксидації ізольованих атомів хімічних елементів та в сполуках. Ступінь оксидації хімічних елементів за періодами і підгрупами Періодичної системи елементів.

### **Тема 4. Хімічний зв'язок (2 год.).**

Розвиток уявлень про хімічний зв'язок. Теорії Коссея і Льюїса. Суть хімічного зв'язку за Гайтлером і Лондоном. Основні типи хімічного зв'язку.

Ковалентний зв'язок, умови його утворення. Крива потенціальної енергії для молекули водню. Квантово-механічні методи трактування ковалентного

зв'язку. Метод валентних зв'язків, основні положення. Обмінний та донорно-акцепторний механізми утворення ковалентного зв'язку. Насичуваність ковалентного зв'язку. Кількісні характеристики хімічних зв'язків. Міцність зв'язку. Енергія зв'язку. Довжина зв'язку. Кратність зв'язку. Способи перекривання електронних орбіталей.  $\sigma$ -,  $\pi$ - та  $\delta$ - зв'язки. Одинарний і кратні зв'язки. Полярність зв'язку. Хімічний зв'язок за МВЗ на прикладах молекул водню, фтору, азоту (неполярний зв'язок), гідрогенхлориду (полярний зв'язок). Розбіжність МВЗ для молекули кисню з експериментальними даними. Дипольний момент хімічного зв'язку. Полярні і неполярні молекули. Дипольний момент молекул. Напрявленість хімічних зв'язків. Концепція гібридизації атомних орбіталей. Прості типи гібридизації:  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ,  $sp^3d$ ,  $sp^3d^2$  (на прикладі атомів Берилію, Бору, Карбону, Нітрогену, Оксигену, Сульфуру, Хлору, Ксенону). Валентні кути (кути між зв'язками). Просторова конфігурація молекул і йонів типу  $AH$ ,  $AH_2$ ,  $AH_3$ ,  $AH_4$ ,  $AH_5$ ,  $AH_6$ .

Основні положення теорії молекулярних орбіталей (МО). Молекулярні орбіталі як лінійна комбінація атомних орбіталей (МО ЛКАО). Класифікація МО. Енергетичні діаграми молекул. Визначення порядку (кратності) зв'язків.

Йонний зв'язок. Ненапрявленість і ненасиченість йонного зв'язку. Розміри позитивно і негативно заряджених йонів. Поляризує дія і здатність до поляризації йонів.

Водневий зв'язок, природа і особливості водневого зв'язку. Напрявленість. Енергія і довжина. Види водневого зв'язку: міжмолекулярний і внутрішньомолекулярний. Вплив водневого зв'язку на властивості речовин.

Металічний зв'язок. Зонна теорія твердого тіла. Утворення енергетичних зон при перекриванні орбіталей. Зона провідності, заборонена зона, валентна зона. Електрони і дірки. Типи твердих тіл з позиції зонної теорії: метали, напівпровідники (n- і p-напівпровідники), ізолятори (діелектрики).

Міжмолекулярна взаємодія. Сили Ван-дер-Ваальса. Орієнтаційна, індукційна і дисперсійна взаємодія. Енергія вандерваальсового зв'язку. Ненасиченість та ненапрявленість вандерваальсового зв'язку. Вплив вандерваальсових взаємодій на властивості речовин.

### **Тема 5. Систематика і номенклатура неорганічних сполук (4 год.).**

Класифікація неорганічних сполук за їх складом, хімічними та функціональними ознаками. Номенклатура неорганічних сполук. Мінералогічна, українська, раціональна, систематична (правила ІЮПАК) номенклатури; тривіальні назви.

Прості речовини. Метали і неметали в Періодичній системі. Границя Цинтля. Зміна металічного і неметалічного характеру елементів, фізичних властивостей і хімічної активності у групах і періодах.

Бінарні сполуки, їх склад і будова. Сполуки Гідрогену. Гідриди. Сполуки з Оксигеном: субоксиди, оксиди, пероксиди, супероксиди, озоніди. Галогеніди. Халькогеніди. Нітриди, фосфіди. Карбіди, силіциди, германіди. Бориди. Металіди.

Оксиди. Типи оксидів: солетворні і несолетворні; основні, кислотні, амфотерні. Тип хімічного зв'язку в оксидах. Залежність хімічного характеру

оксидів від положення елемента у Періодичній системі та від ступеня окисації елемента. Способи добування оксидів. Хімічні властивості оксидів.

Гідроксиди. Типи гідроксидів. Кислотно-основний характер дисоціації гідроксидів залежно від положення елемента в Періодичній системі. Оксидаційно-відновні властивості гідроксидів. Основи і кислоти з точки зору теорії електролітичної дисоціації. Амфотерні гідроксиди. Концепції кислот–основ. Кислотно-основна теорія Арреніуса. Протолітична теорія Бренстеда-Лоурі. Теорія сольвосистем (Франклін, Кеді). Електронна теорія Льюїса. Теорія жорстких та м'яких кислот і основ Пірсона. Сутність реакції нейтралізації у світлі кожної з теорій.

Кислоти. Основність кислот. Класифікація кислот: безоксигенові, оксигеномісні, пероксокислоти, сульфуромісні, галогеномісні; сильні, слабкі; одноосновні, двоосновні, багатоосновні; оксидники, неоксидники; нейтральні, заряджені; спряжені; оксокислоти, ізополікислоти, гетерополікислоти. Номенклатура кислот. Отримання кислот. Хімічні властивості кислот.

Основи. Кислотність основи. Номенклатура основ. Сильні основи (луги) і слабкі основи. Добування основ. Хімічні властивості основ.

Амфотерні гідроксиди. Номенклатура. Добування амфотерних гідроксидів. Хімічні властивості амфотерних гідроксидів.

Солі. Солі оксигеномісних і безоксигенових кислот. Типи солей: середні, кислі, основні (гідроксо- і оксосолі), подвійні, змішані та комплексні. Номенклатура солей. Отримання солей. Термічний розклад солей. Реакції взаємодії кислих, середніх і основних солей між собою, а також з оксидами, кислотами, основами.

## **Змістовий модуль 2**

### **Тема 6. Координаційні сполуки (2 год.).**

Основні поняття координаційної хімії (комплексна сполука, аддукт, центральна частинка, ліганд, донорний атом, координаційна сфера, координаційне число, дентатність). Чинники, що визначають здатність атомів і йонів виступати в ролі комплексоутворювачів. Розташування типових комплексоутворювачів в Періодичній системі.

Типи координаційних сполук. Сучасна номенклатура, просторова будова координаційних сполук. Катіонні, аніонні та нейтральні комплекси. Моноядерні та поліядерні сполуки. Сполуки з негативним та нульовим ступенями окисації. Аквакомплекси. Амінокомплекси. Ацидокомплекси. Гідроксокомплекси. Способи отримання названих сполук, їх будова та властивості. Хелатні та внутрішньоконкомплексні сполуки. Ліганди координаційних сполук.

Хімічні та фізико-хімічні ознаки утворення комплексів у розчині. Дисоціація комплексів. Константа дисоціації й константа утворення. Ступінчастий характер утворення комплексів. Геометрична і оптична ізомерія інертних комплексів. Взаємний вплив лігандів у координаційній сфері. Ефект транс-впливу Черняєва.

Хімічний зв'язок в координаційних сполуках. Теорія валентних зв'язків. Гібридизація орбіталей центрального атома при утворенні октаедричних,

тетраедричних і квадратних комплексів. Внутрішньоорбітальні та зовнішньоорбітальні комплекси. Магнітні властивості.

Теорія кристалічного поля (ТКП). Розщеплення d-орбіталей центрального атома в кристалічному полі октаедричного, тетраедричного і квадратного комплексу. Низькоспінові і високоспінові комплекси. Енергія розщеплення. Спектрохімічний ряд лігандів.

Теорія поля лігандів як розвиток теорії кристалічного поля. Енергетичні діаграми для гексаамінокобальту (III) і гексафлуорокобальтату (III). Величина розщеплення в теорії поля лігандів. Незв'язуючі орбіталі.

Ізомерія координаційних сполук. Геометрична та оптична ізомерія. Координаційна ізомерія. Сольватна (гідратна) ізомерія. Ізомерія зв'язку. Іонізаційна ізомерія. Структурна ізомерія. Інші види ізомерії (конформаційна, лігандна, сумарна).

Методи синтезу координаційних сполук. Взаємний вплив координованих груп. Закономірність транс-впливу І.І.Черняєва. Цис-вплив. Реакції координаційних сполук. Класифікація. Кислотно-основні і оксидаційно-відновні властивості координаційних сполук. Застосування координаційних сполук.

### **7. Енергетика хімічних реакцій (2 год.).**

Означення термодинаміки. Загальна, технічна та хімічна термодинаміка. Основні завдання та поняття хімічної термодинаміки. Системи відкриті, закриті і ізольовані. Екстенсивні та інтенсивні властивості системи.

Перше начало термодинаміки. Ентальпія. Стандартна ентальпія утворення речовини. Ентальпія згоряння. Стандартна ентальпія хімічної реакції. Зміна ентальпії в ході реакції і напрям протікання реакції. Зміна ентальпії при фазових переходах.

Тепловий ефект реакції та його експериментальне визначення. Термохімія. Термохімічні рівняння. Закон Гесса і його практичне використання. Наслідки із закону Гесса. Типи процесів і стандартні термохімічні величини. Залежність теплового ефекту від температури. Термохімічні цикли.

Друге начало термодинаміки. Напрямок процесів. Самовільні процеси. Термодинамічні оборотні (квазістатичні) і необоротні процеси. Поняття про ентропію. Стандартна ентропія речовини. Вплив температури на величину ентропії. Стандартна зміна ентропії системи при фазових перетвореннях, при протіканні хімічних реакцій. Передбачення знаку зміни ентропії в хімічних реакціях.

Об'єднання першого і другого начал термодинаміки. Енергія Гіббса і енергія Гельмгольца як основні критерії напрямку самовільних процесів і рівноваги в неізольованих системах. Співвідношення між енергією Гіббса, ентальпією і ентропією системи. Стандартна енергія Гіббса утворення речовини. Вплив температури на величину енергії Гіббса. Оцінка напрямку і повноти протікання реакції за величиною і знаком зміни енергії Гіббса.

### **8. Кінетика хімічних реакцій (2 год.).**

Предмет хімічної кінетики. Швидкість хімічної реакції. Чинники, що визначають швидкість хімічної реакції: концентрація реагуючих речовин, тиск, температура, наявність каталізатора, взаємна орієнтація молекул у момент

зіткнення. Закон дії мас Гульдберга-Вааге, його застосування для гомогенних і гетерогенних процесів. Молекулярність і порядок реакцій. Лімітуюча стадія реакції. Константа швидкості хімічної реакції. Кінетичні криві для вихідних речовин і продуктів реакції. Методи визначення порядку реакції і константи швидкості.

Вплив температури на швидкість хімічної реакції. Температурний коефіцієнт швидкості. Наближене правило Вант-Гоффа. Енергія активації, її фізичний смисл, методи визначення з експериментальних даних. Чинники, що визначають величину енергії активації. Енергія активації і швидкість реакції. Рівняння Арреніуса. Перехідний стан чи активований комплекс. Енергія активації і тепловий ефект реакції. Реакції з нульовою енергією активації.

Вплив каталізаторів на швидкість хімічної реакції. Гомогенні і гетерогенні каталітичні реакції. Вплив каталізаторів на константу швидкості і енергію активації реакції. Механізм каталізу. Основні положення теорії каталізу. Активні центри на поверхні каталізаторів.

Оборотні і необоротні хімічні реакції. Хімічна рівновага. Залежність положення рівноваги від температури, концентрації і тиску. Константа хімічної рівноваги і чинники, які визначають її величину. Співвідношення величини зміни енергії Гіббса і константи рівноваги хімічної реакції. Зсув хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє-Брауна. Особливості рівноваги в гетерогенних системах.

### **Тема 9. Розчини. Фізичні та хімічні властивості розчинів (2 год.).**

Розчини. Класифікація розчинів за агрегатним станом їх компонентів: газові, рідкі, тверді розчини. Розчинення як фізико-хімічний процес. Теорії розчинів. Поняття "розчинник" і "розчинена речовина". Зміна ентальпії і ентропії при розчиненні речовин. Охолоджуючі суміші.

Властивості рідин як розчинників. Протонні та апротонні розчинники. Сольватація: фізична та хімічна. Особливі властивості води як розчинника: йонізуюча дія води, самойонізація води, реакції взаємодії з розчиненою речовиною. Причини, що обумовлюють ці властивості. Гідрати. Кристалогідрати.

Розчинність речовин. Коефіцієнт розчинності. Вплив природи розчиненої речовини і розчинника, температури і тиску на розчинність речовин. Розчини насичені, ненасичені, пересичені, концентровані і розбавлені. Розчинність твердих речовин. Криві розчинності. Розчинність рідин. Критична температура розчинення. Розчинність газів. Залежність розчинності газів від температури та тиску. Закон Генрі. Розчинність суміші газів. Закон Дальтона. Азеотропні суміші. Гранично розбавлені розчини.

Способи вираження кількісного складу розчинів: масова частка розчиненої речовини, молярна частка розчиненої речовини, молярна концентрація речовини, молярна концентрація еквівалентів речовини (нормальність), титр, молярність.

Властивості розчинів електролітів. Непідпорядкованість розчинів електролітів законам Рауля і Вант-Гоффа. Ізотонічний коефіцієнт. Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса та її розвиток І.А.Каблуковим. Електроліти і неелектроліти. Чинники, що визначають схильність речовин до

електролітичної дисоціації: міра йонності зв'язків, енергія зв'язків, здатність до поляризації молекул розчиненої речовини, полярність молекул розчинника, взаємодія між молекулами розчинника і частинками розчиненої речовини. Механізм дисоціації. Сольватація (гідратація) йонів в розчині (фізична та хімічна). Дисоціація солей. Сильні і слабкі електроліти. Константа і ступінь дисоціації електролітів. Чинники, що впливають на їх величини (природа електроліту, природа розчинника, температура, концентрація розчину, вплив однойменних йонів). Методи визначення ступеня електролітичної дисоціації. Сучасні погляди на процеси електролітичної дисоціації. Закон розбавлення Оствальда. Ступінчастий характер дисоціації.

Автопротоліз води. Константа дисоціації води. Йонний добуток. Вплив температури на дисоціацію води. Водневий показник середовища (рН). Гідроксильний показник середовища (рОН). Методи вимірювання рН. Кислотно-основні індикатори.

Важкорозчинні електроліти. Рівновага між осадам і насиченим розчином. Добуток розчинності і розчинність речовин. Вплив однойменних йонів на розчинність речовин. Переведення важкорозчинних осадів в розчинний стан в результаті утворення комплексної сполуки; малодисоційованої розчинної у воді речовини; окиснення осаду. Вплив рН розчину на утворення важкорозчинної речовини. Умови осадження та розчинення осаду електроліту.

Обмінні реакції між йонами у водних розчинах. Загальні умови їх протікання до кінця (утворення малодисоційованої сполуки, утворення малорозчинної сполуки, утворення газоподібної сполуки). Повні і скорочені йонні рівняння.

Гідроліз солей. Гідроліз солей по катіону і по аніону. Молекулярні і йонні рівняння гідролізу. Ступінчастий гідроліз багатозарядних йонів. Полімеризація і поліконденсація продуктів гідролізу багатозарядних йонів. Умови протікання реакцій гідролізу до кінця. Гідроліз кислих солей. Гідроліз важкорозчинних солей. Спільний гідроліз солей. Ступінь гідролізу. Вплив концентрації розчину, температури, рН середовища на ступінь гідролізу. Константа рівноваги реакції гідролізу. Термодинамічні характеристики процесу гідролізу (зміна енергії Гіббса, ентальпії та ентропії). Умови пригнічення гідролізу. Загальні принципи отримання солей, які легко гідролізують, їх очищення і сушіння.

#### **Тема 10. Оксидаційно-відновні процеси (4 год.).**

Залежність оксидаційно-відновних функцій атомів елементів від їх розташування в Періодичній системі. Найголовніші сполуки в оксидаційно-відновних реакціях в лабораторіях та в промисловості. Оксидаційно-відновна двоїстість. Класифікація оксидаційно-відновних реакцій (ОВР). Складання оксидаційно-відновних реакцій за формальним принципом (електронний баланс) та за принципом йонно-електронних напіврівнянь. Чинники, які визначають напрям і глибину протікання оксидаційно-відновних процесів.

Електрохімічні процеси. Подвійний електричний шар. Електродні потенціали металів. Рівняння Нернста. Залежність електродного потенціалу від рН середовища. Стандартний водневий електрод. Електрохімічний ряд напруг металів. Хімічні джерела електричної енергії. Гальванічні елементи. Концентраційні елементи. Сухі елементи. Паливні елементи. Акумулятори.

Зарядження і розрядження акумулятора.

Електроліз. Типи електролізу (електроліз з розчинним та нерозчинним анодами). Схеми процесів на електродах (інертних і активних) при електролізі розплавів і водних розчинів. Послідовність розрядження йонів та молекул води. Оксидация на аноді простих і складних аніонів. Закони Фарадея (закони електролізу). Практичне застосування електролізу. Одержання і очистка металів. Гальваностегія і гальванопластика.

Корозія металів як електрохімічний процес їх руйнування. Види корозії (суцільна, місцева, селективна). Хімічна і електрохімічна корозія металів. Негативні наслідки корозії. Способи захисту металів від корозії. Захисні покриття: неметалічні та металічні. Електрохімічні методи захисту (катодний і анодний протекторний захист).

#### 4. Структура навчальної дисципліни

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин					
	денна форма					
	усього	у тому числі				
л		п	лаб	інд	с.р.	
1	2	3	4	5	6	7
<b>Змістовий модуль 1. Контрольна робота</b>						
Тема 1. Основні поняття та закони хімії.	8	2				6
Тема 2. Будова атома.	8	2				6
Тема 3. Хімічні елементи та їх систематика.	10	2				8
Тема 4. Хімічний зв'язок.	8	2				6
Тема 5. Систематика та номенклатура неорганічних сполук.	10	4				6
<b>Разом за змістовим модулем 1</b>	<b>44</b>	<b>12</b>				<b>32</b>
<b>Змістовий модуль 2. Контрольна робота</b>						
Тема 6. Координаційні сполуки.	6	2				4
Тема 7. Енергетика хімічних реакцій.	12	2				10
Тема 8. Кінетика хімічних реакцій.	12	2				10
Тема 9. Розчини. Фізичні та хімічні властивості розчинів.	4	2				2
Тема 10. Оксидаційно-відновні процеси.	10	4				6
<b>Разом за змістовим модулем 2</b>	<b>44</b>	<b>12</b>				<b>32</b>
<b>Змістовий модуль 3. Практичні заняття</b>						
Тема 1. Атомно-молекулярне вчення. Стехіометричні закони. Будова атома.	5		1			4
Тема 2. Хімічний зв'язок та будова молекул.	5		1			4
Тема 3. Основні класи неорганічних сполук.	4		2			2
Тема 4. Комплексні сполуки.	5		1			4
Тема 5. Розчини електролітів. Гідроліз солей.	5		1			4
Тема 6. Оксидаційно-відновні процеси. Електроліз.	6		2			4
<b>Разом за змістовим модулем 3</b>	<b>30</b>		<b>8</b>			<b>22</b>
<b>Змістовий модуль 4. Лабораторні заняття</b>						
Правила роботи в лабораторії. Техніка безпеки. Лабораторний посуд.	8			4		4
Лабораторна робота «Основні класи неорганічних сполук».	8			4		4
Лабораторна робота «Приготування	8			4		4

розчинів заданої концентрації».					
Лабораторна робота «Загальні властивості розчинів».	8			4	4
Лабораторна робота «Водневий показник. Гідроліз солей».	10			4	6
Лабораторна робота «Комплексні сполуки».	10			4	6
Лабораторна робота «Оксидаційно-відновні реакції».	10			4	6
<b>Разом за змістовим модулем 4</b>	<b>62</b>			<b>28</b>	<b>34</b>
<b>Усього годин</b>	<b>180</b>	<b>24</b>	<b>8</b>	<b>28</b>	<b>120</b>

### 6. Теми практичних та семінарських занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1.	Атомно-молекулярне вчення. Стехіометричні закони. Будова атома.	1
2.	Хімічний зв'язок та будова молекул.	1
3.	Основні класи неорганічних сполук.	2
4.	Комплексні сполуки.	1
5.	Розчини електrolітів. Гідроліз солей.	1
6.	Оксидаційно-відновні процеси. Електроліз.	2
	<b>Разом</b>	<b>8</b>

### 7. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1.	Правила роботи в лабораторії. Техніка безпеки. Лабораторний посуд.	4
2.	Основні класи неорганічних сполук.	4
3.	Приготування розчинів заданої концентрації.	4
4.	Лабораторна робота «Загальні властивості розчинів».	4
5.	Водневий показник. Гідроліз солей.	4
6.	Комплексні сполуки.	4
7.	Оксидаційно-відновні реакції.	4
	<b>Разом</b>	<b>28</b>

### 8. Самостійна робота

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1.	Основні поняття та закони хімії.	10
2.	Будова атома.	10

3.	Хімічні елементи та їх систематика.	8
4.	Хімічний зв'язок та будова молекул.	10
5.	Систематика та номенклатура неорганічних сполук.	12
6.	Координаційні сполуки.	14
7.	Енергетика хімічних реакцій.	10
8.	Кінетика хімічних реакцій.	10
9.	Розчини. Фізичні та хімічні властивості розчинів.	20
10.	Окисаційно-відновні процеси.	16
	<b>Разом</b>	<b>120</b>

## 9. Індивідуальні завдання

### 10. Методи навчання

- інформаційно-рецептивний (словесні, наочні)
- репродуктивний
- проблемний
- частково-пошуковий (евристичний)
- пошуковий (дослідницький)

### 11. Методи контролю

- усний контроль і самоконтроль;
- письмовий контроль (контрольні роботи, самоконтроль та взаємоперевірка);
- лабораторно-практичний контроль;
- тестовий контроль.

### 12. Розподіл балів, які отримують студенти

Поточне тестування та самостійна робота			Підсумковий тест (екзамен)	Сума
Сума балів за лабораторні роботи	Сума балів за контрольні роботи	Загальна сума балів за поточне оцінювання	50	100
30	20	50		

Оцінка роботи студентів проводиться за модульно-рейтинговою системою і включає такі види роботи над курсом: лабораторний практикум, засвоєння теоретичного матеріалу, домашні завдання, самостійні роботи за темами практичних занять.

За виконання *лабораторного практикуму* студент може отримати 30 балів (I семестр).

Контрольна робота оцінюється в 20 балів.

**Оцінка за лабораторну роботу (10 балів)** включає в себе:

- оцінку за теоретичну підготовку (усне або письмове опитування): **1–3** бали (**1** – задовільно, **2** – добре, **3** – відмінно);

- оформлення лабораторного звіту: **1–3** бали (**1** – задовільно, **2** – добре, **3** – відмінно);

- виконання навчальної задачі: **0–3** бали (**0** – невірно, **1** – зі значними помилками, **2** – з незначними помилками, **3** – вірно);

- робота в лабораторії: **0 – 1** бали (**0** – незадовільно, **1** – добре).

Кожне з питань **контрольної роботи** оцінене певною кількістю балів, загальна їх сума складає 10 балів (за кожну контрольну роботу). Кількість балів, яка нараховується за питання, визначається таким чином: якщо на питання дана лише правильна відповідь (типу так/ні, або вказаний правильний варіант з альтернативних відповідей) і ніяких пояснень немає – то нараховується лише 50% від числа балів за це питання. Якщо додатково є певні, але неповні пояснення до відповіді – то 75%. Лише коли правильна відповідь супроводжується вичерпними поясненнями, тоді нараховуються всі 100 % балів за питання.

Для зарахування модуля студент повинен набрати не менше 50 % балів за кожний модуль.

### **Шкала оцінювання: національна та ECTS**

Сума балів за всі види навчальної діяльності	Оцінка ECTS	Оцінка за національною шкалою	
		для екзамену, курсового проекту (роботи), практики	для заліку
90 – 100	<b>A</b>	відмінно	зараховано
80 – 89	<b>B</b>	добре	
70 – 79	<b>C</b>		
60 – 69	<b>D</b>	задовільно	
50 – 59	<b>E</b>		
26 – 49	<b>FX</b>	незадовільно з можливістю повторного складання	не зараховано з можливістю повторного складання
0-25	<b>F</b>	незадовільно з обов'язковим повторним вивченням дисципліни	не зараховано з обов'язковим повторним вивченням дисципліни

### **13. Методичне забезпечення**

1. Програма курсу «Загальна хімія» для студентів спеціальності 102 «Хімія».
2. Конспект лекцій.
3. Методичні вказівки до лабораторних робіт.
4. Методичні вказівки до практичних занять та самостійної роботи студентів.

## 14. Рекомендована література

### Базова

1. **Михалічко Б.М.** Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г-1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. – Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
2. **Кириченко В.І.** Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.–техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. –639с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
3. **Романова Н.В.** Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
4. **Ахметов Н.С.** Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
5. **Неорганическая химия:** В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
6. **Неорганическая химия:** В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.
7. **Неорганическая химия:** В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
8. **Неорганическая химия:** В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.

### Допоміжна

1. **Боднарюк Ф.М.** Загальна та неорганічна хімія. Част. I. – Рівне: НУВГП, 2006.- 241 с.
2. **Боднарюк Ф.М.** Загальна та неорганічна хімія. Част. II. – Рівне: НУВГП, 2008. - 312 с.
3. **Вдовенко О.П.** Загальна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2005. – 288 с.

4. **Загальна та неорганічна хімія** у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784с.:
5. **Левітін Є.Я.** Загальна та неорганічна хімія. Підручник. [для студ., аспір., виклад. і практ. працівн.] / Є.Я. Левітін, А.М. Бризицька, Р.Г. Ключова; [ЦМК Мін-во охорони здоров'я України]. – Вінниця: НОВА КНИГА, 2003.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2003. – 468 с.: іл., 55 рис., 39 табл. – Предметн. покажч.: с.460–463. – ISBN 5-7766-0784-1.
6. **Луцевич Д.Д.** Довідник з хімії. – Львів: Українські технології, 2005. – 420 с.
7. **Слободяник М.С., Гордієнко О.В., Корнілов М.Ю., Павленко В.О., Пономарьова В.В.** Хімія: Навчальний посібник. – Київ: Либідь, 2003. – 352 с. – Табл. 19. – Бібліогр.: с. 340-341 (16 назв).
8. **Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В.** Основи загальної хімії / За ред. В.С. Телегуса: Підручник. – Львів: Світ, 2000. – 424 с.

## 15. Інформаційні ресурси

Примітки:

1. Робоча програма навчальної дисципліни є нормативним документом вищого навчального закладу і містить виклад конкретного змісту навчальної дисципліни, послідовність, організаційні форми її вивчення та їх обсяг, визначає форми та засоби поточного і підсумкового контролів.

2. Розробляється лектором. Робоча програма навчальної дисципліни розглядається на засіданні кафедри, у методичній комісії факультету, інституту, підписується завідувачем кафедри, головою методичної комісії і затверджується проректором з науково-педагогічної роботи.

