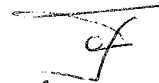


УМАНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ПЕДАГОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
ІМЕНІ ПАВЛА ТИЧИНИ

**Кафедра хімії, екології та методики їх навчання**

**“ЗАТВЕРДЖУЮ”**

Завідувач кафедри



С. В. Совгіра

“ 28 ” серпня 2019 року

*РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ*

**НПП2.2.02 НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**

Спеціальність	<b>014.06 Середня освіта (Хімія)</b>
Освітня програма	<b>Середня освіта (Хімія)</b>
Освітній ступінь	<b>бакалавр</b>
Факультет	<b>природничо – географічний</b>

2019 – 2020 навчальний рік


Робоча програма навчальної дисципліни Неорганічна хімія для студентів спеціальності: 014.06 Середня освіта (Хімія) освітнього ступеня «бакалавр».

Розробник: Вікторія Василівна Давискиба, викладач кафедри хімії, екології та методики їх навчання

Робочу програму схвалено на засіданні кафедри кафедри хімії, екології та методики їх навчання

Протокол № 1 від “28” серпня 2019 року

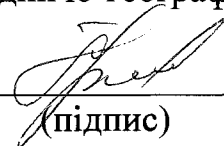
Завідувач кафедри кафедри хімії, екології та методики їх навчання

  
\_\_\_\_\_  
(підпис) (С. В. Совгіра)

Робочу програму розглянуто та затверджено на засіданні науково-методичної комісії природничо-географічного факультету

Протокол № 1 від “29” серпня 2019 року

Голова науково-методичної комісії природничо-географічного факультету

  
\_\_\_\_\_  
(підпис) (С. Л. Грабовська)

## 1. Опис навчальної дисципліни

Найменування показників	Галузь знань, спеціальність, освітній ступінь	Характеристика навчальної дисципліни	
		денна форма навчання	заочна форма навчання
Кількість кредитів – 7	Галузь знань 01 Освіта / Педагогіка	Обов'язкова	
Модулів – 2	Спеціальність 014.06 Середня освіта (Хімія)	Рік підготовки:	
Змістових модулів – 2		1-2-й	
Індивідуальне науково-дослідне завдання – задачі		Семестр	
Загальна кількість годин – 210		2-3-й	
Тижневих годин для денної форми навчання: 3 аудиторних – 106 год самостійної роботи студента – 104 год.	Освітній ступінь: бакалавр	Лекції	
		50 год.	-
		Практичні, семінарські	
			-
		Лабораторні	
		56 год.	-
		Самостійна робота	
		54 год.	-
		Індивідуальні завдання:	
		50 год.	-
Вид контролю:			
екзамен	-		

Примітка.

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

для денної форми навчання (%) – 51% / 49%

## 2. Мета та завдання навчальної дисципліни

Мета: розвинути логічне мислення та сформувані вірне наукове уявлення про речовину, її структуру, перетворення (хімічні реакції), можливі сфери застосування; розширити та поглибити знання студентів щодо особливостей складу, властивостей, біологічної ролі найважливіших класів неорганічних речовин; навчити студентів використовувати хімічні рівняння для усвідомленого сприйняття найважливіших хімічних і технічних процесів.

Завдання: вивчення теоретичних положень неорганічної хімії, властивостей елементів і їх сполук, що сприятиме формуванню світогляду та інтелекту студентів; формування умінь і навиків лабораторного експерименту, необхідних при подальшому опрацюванні суміжних дисциплін.

Вивчення дисципліни передбачає набуття наступних *компетентностей*:

**ЗК 2.** Знання та розуміння предметної галузі та професійної діяльності.

**ФК 17.** Розуміння ключових хімічних понять, основних фактів, концепцій, принципів і теорій, що стосуються природничих наук та наук про життя і землю, для забезпечення можливості в подальшому глибоко розуміти спеціалізовані напрями хімічної науки.

### Очікувані результати навчання

У результаті вивчення навчальної дисципліни студент повинен **знати**: роль хімії неорганічних сполук для живої природи, науково-технічного прогресу; будову, фізичні та хімічні властивості основних класів неорганічних речовин, їх поширення у природі та використання людиною;

**вміти**: пояснювати і узагальнювати хімічні явища, що спостерігаються за участю неорганічних речовин в лабораторії, на виробництві, в природі; користуватись навчальною і довідниковою літературою; розв'язувати хімічні задачі; поводитися з найважливішими неорганічними речовинами і обладнанням, виконувати хімічні досліди з дотриманням правил техніки безпеки; користуватись прийомами логічного мислення (аналізу, синтезу, порівняння, абстрагування, узагальнення тощо).

Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти повинні володіти програмними результатами навчання:

**ПРН 9.** Знає вчення про періодичну зміну властивостей хімічних елементів та їх сполук, про будову речовини та розуміє взаємозв'язок між ними.

**ПРН 22.** Уміє застосовувати класифікацію неорганічних та органічних речовин, їх номенклатуру та основні властивості.

## 3. Мова навчання: українська

### 4. Програма навчальної дисципліни

**Змістовий модуль 1. Хімія елементів головних підгруп періодичної системи Д. І. Менделєєва**

**Тема 1. Елементи І А групи. Гідроген**

Місце Гідрогену в періодичній системі. Спорідненість та відмінність водню від лужних металів та галогенів. Атомарний водень. Механізм утворення молекули водню з позиції методів ВЗ та МО. Водень у природі. Ізотопи.

Реакції водню з киснем, галогенами, активними металами та оксидами. Бінарні сполуки водню. Гідриди активних та перехідних металів. Хімічний зв'язок та його вплив на властивості гідридів. Вода. Будова молекули води. Структура рідкої води та льоду. Водневий зв'язок та його вплив на властивості води. Аквакомплекси та кристалогідрати. Одержання дистильованої води.

Загальна характеристика елементів I A групи. Відновні властивості простих речовин елементів та їх зв'язок з величиною енергії іонізації та радіусом атома. Характер взаємодії з киснем, галогенами, водою та розчинами кислот. Оксиди та гідроксиди. Пероксиди та надпероксиди, їх взаємодія з водою та кислотами. Хімічний зв'язок у сполуках лужних металів. Стійкість сполук лужних металів та їх розчинність у воді. Гідратація іонів лужних металів. Особливості фізичних та хімічних властивостей літію. Гідриди та амідни лужних металів, їх основні властивості. Реакції виявлення катіонів  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ .

Біологічна роль елементів I A групи.

### **Тема 2. Елементи II A групи**

Загальна характеристика. Відновні властивості простих речовин елементів. Порівняльна характеристика властивостей берилію, магнію та кальцію. Характер взаємодії простих речовин з водою, розчинами кислот та основ. Берилій. Хімічна активність.  $sp$ -Гібридизація АО Берилію. Хімічний зв'язок у сполуках Берилію. Амфотерність берилію, його оксиду та гідроксиду. Аква- та гідроксокомплекси. Розчинність у воді та гідроліз солей берилію. Схожість берилію з алюмінієм (діагональна схожість), її причини.

Магній. Оксид та гідроксид магнію. Розчинність солей магнію у воді та їх гідроліз. Іон магнію як комплексоутворювач. Схожість магнію з літієм, її причини.

Елементи підгрупи Кальцію (лужноземельні метали). Загальна характеристика. Фізико-хімічні властивості та характеристика найважливіших сполук. Основний характер оксидів та гідроксидів. Розчинність гідроксидів та солей у воді. Схожість іонів кальцію та стронцію. Твердість води. Методи її усунення. Біологічна роль кальцію та магнію.

### **Тема 3. Елементи III A групи**

Загальна характеристика  $p$ -елементів. Порівняння властивостей простих речовин Бору, Алюмінію та Галію. Зміна стійкості сполук із ступенями окиснення елементів +3 та +1 у групі.

Бор. Загальна характеристика. Хімічний зв'язок у сполуках Бору.  $sp^2$ -Гібридизація АО Бору та структура молекул. Бороводні (борани). Бориди. Галогеніди бору, гідроліз, комплексоутворення. Бор (III) оксид. Оксигеновмісні сполуки бору. Солі боратної кислоти (борати) та їх поведінка у водних розчинах. Натрій тетраборат (бура). Біологічна роль сполук бору.

Алюміній. Загальна характеристика. Фізико-хімічні властивості. Амфотерність алюмінію, його оксиду та гідроксиду. Іон алюмінію як комплексоутворювач. Аква- та гідроксокомплекси. Кристалогідрати. Розчинність солей алюмінію у воді. Гідроліз. Застосування алюмінію і його сполук.

### **Тема 4. Елементи IV A групи**

Загальна характеристика підгрупи. Характер зміни властивостей елементів зі

збільшенням їх атомного номера.

Карбон як основа всіх органічних сполук. Алотропні видозміни Карбону. Енергія зв'язків між атомами Карбону в графіті та алмазі. Валентні стани Карбону. Типи гібридизації АО Карбону та структура молекул. Активоване вугілля як адсорбент. Карбіди. Взаємодія карбідів кальцію та алюмінію з водою. Оксигеновмісні сполуки карбону. Хімічний зв'язок та будова молекул оксидів карбону. Рівновага у водних розчинах карбон(IV) оксиду. Карбонати та гідрогенокарбонати, гідроліз та термічний розклад. Карбон(II) оксид. Реакції приєднання. Поняття про механізм біологічної дії оксидів карбону. Сірковуглець, тіокарбонати. Ціанідна кислота. Ціаніди. Тіоціанати.

Силіцій. Загальна характеристика. Порівняльна характеристика властивостей карбону та силіцію. Силіциди. Сполуки з воднем - силани, окиснення та гідроліз. Тетрафторид та тетрахлорид силіцію. Гексафторосилікати. Оксигеновмісні сполуки силіцію. Силіцій (IV) оксид. Силікатні кислоти. Силікати. Розчинність та гідроліз. Силікагель. Природні силікати та алюмосилікати. Їх адсорбційна здатність.

Елементи підгрупи Германію. Загальна характеристика Германію, Стануму та Плюмбуму. Сполуки з воднем, окиснення та гідроліз. Оксигеновмісні сполуки, кислоти та солі. Германати, станати, станіти. Розчинність солей, гідроліз галоїдних сполук типу EG2 та EG4. Гідросокомплекси Стануму та Плюмбуму. Відновні властивості сполук стануму (II). Плюмбум (IV) оксид як сильний окисник. Механізм токсичної дії сполук плюмбуму.

### **Тема 5. Елементи V А групи**

Загальна характеристика. Валентні стани елементів V А групи.

Нітроген. Пояснення чотириковалентного стану Нітрогену. Молекула азоту. Енергія зв'язку та хімічна активність. Сполуки нітрогену з негативними ступенями окиснення. Аміак, гідразин, гідроксиамін. Характерні реакції аміаку: приєднання, заміщення, окиснення. Аміди та нітриди. Гідрат амоніаку. Гідроліз солей амонію. Термічний розклад. Якісна реакція на катіон амонію. Сполуки нітрогену з позитивними ступенями окиснення. Оксиди нітрогену. Природа хімічного зв'язку та будова молекул. Реакції одержання. Структура та властивості оксигеновмісних кислот нітрогену. Нітритна кислота. Нітрити. Окисно-відновна двоїстість. Нітратна кислота та нітрати. Електронна структура нітрат-іону. Фактори, які впливають на взаємодію нітратної кислоти з металами.

Фосфор. Загальна характеристика. Схожість та відміна властивостей Нітрогену, Фосфору та їх сполук. Алотропні модифікації Фосфору. Умови існування та взаємного переходу. Хімічна активність. Фосфін, солі фосфонію. Фосфіди. Сполуки Фосфору з позитивними ступенями окиснення. Галогеніди та їх гідроліз. Оксиди, їх взаємодія з водою. Гіпофосфітна та фосфітна кислоти. Будова молекул. Окисно-відновні властивості. Ортофосфатна кислота та її солі. Розчинність та гідроліз фосфатів, гідрогенофосфатів та дигідрогенофосфатів. Дифосфатна кислота. Ізополі- та гетерополіфосфатні кислоти. Метафосфатна кислота, метафосфати. Якісна реакція на фосфат-іон. Елементи підгрупи Арсену. Стійкість різних валентних станів сполук з негативними ступенями окиснення. Арсин, стибін, бісмутин. Зміна

властивостей гідридів у ряді: аміак, фосфін, арсин. Сполуки з позитивними ступенями окиснення. Оксигеновмісні сполуки. Оксиди арсену (III), стибію (III) та бісмуту (III). Кислотно-основні властивості оксидів та гідроксидів. Арсенітна кислота та її солі. Сполуки арсену (V). Арсенатна кислота. Орто- та метарсенати. Окисно-відновні властивості арсенітів та арсенатів.

Солі стибію (III) та бісмуту (III). Розчинність у воді. Гідроліз. Утворення оксосолей. Стибатна кислота та її солі. Бісмутати, окисні властивості.

Біологічна роль Нітрогену та Фосфору.

## **Тема 6. Елементи VI А групи**

Загальна характеристика елементів VI А групи. Оксиген. Будова та властивості молекули та молекулярних іонів кисню. Загальне уявлення про механізми реакцій за участю кисню: взаємодія з воднем, металами.

Озон. Хімічний зв'язок та будова молекули. Підвищена окисна активність у порівнянні з молекулою кисню. Участь озону в хімічних процесах верхніх шарів атмосфери. Використання озону для біологічного очищення води.

Класифікація оксигеновмісних сполук бінарного складу: оксиди, пероксиди, надпероксиди, озоніди. Хімічні зв'язки та структура молекул. Хімічна активність. Класифікація оксидів. Зміна властивостей оксидів за періодами та групами.

Гідроген пероксид. Структура молекули. Природа хімічних зв'язків та хімічні властивості. Кислотні властивості. Пероксид- та гідропероксид-іони. Хімічна природа антисептичної дії гідроген пероксиду. Реакції, які лежать в основі якісного та кількісного визначення гідроген пероксиду.

Біологічна роль Оксигену.

Сульфур та його валентні стани. Алотропія сірки. Фізичні та хімічні властивості. Окисно- відновна двоїстість елементної сірки. Сполуки сульфуру з гідрогеном та металами. Сірководень. Рівновага у водному розчині сірководню. Сульфіді та полісульфіді металів та неметалів. Тіосолі. Розчинність у воді та гідроліз сульфідів. Відновні властивості сірководню та сульфідів. Якісна реакція на сульфід-іон  $S^{2-}$ .

Оксигеновмісні сполуки сульфуру. Сульфур (IV) оксид. Рівновага у водному розчині сульфур (IV) оксиду. Сульфітна кислота. Сульфіти та гідрогенсульфіти. Розчинність у воді. Гідроліз. Окисно- відновна двоїстість сполук сульфуру (IV). Якісна реакція на сульфід-іон.

Сполуки сульфуру (VI). Сульфур (VI) оксид. Сульфатна кислота. Олеум. Кислотні та окисно-відновні властивості. Сульфати. Розчинність у воді та термічна стійкість. Дисульфатна кислота та її солі. Пероксокислоти (пероксомоносульфатна та пероксодисульфатна кислоти). Пероксосульфати та їх окисні властивості. Порівняльна характеристика сульфідної та сульфатної кислот. Тіосульфатна кислота. Тіосульфати, їх одержання, будова та властивості: реакції з кислотами, катіонами- комплексоутворювачами. Відновна активність тіосульфат-іону, продукти його окиснення сильними та слабкими окисниками. Якісна реакція на тіосульфат-іон.

Біологічна роль Сульфуру та сполук, їх використання.

Селен та Телур як аналоги Сульфуру. Зміна властивостей у ряді: вода, сірководень, селеноводень, телуроводень. Селеніди, телуриди. Селен (IV)

оксид. Його кислотні та окисні властивості. Порівняння властивостей селенітної та селенатної кислот з сульфітною та сульфатною. Використання сполук Селену.

### **Тема 7. Елементи VII А групи**

Загальна характеристика галогенів. Хімічний зв'язок та будова молекул галогенів. Енергія зв'язку. Особливі властивості Флуору як найбільш електронегативного елемента. Прості речовини. Їх хімічна активність. Термодинаміка та кінетика утворення галогеноводнів. Властивості водних розчинів галогеноводнів. Іонні та ковалентні галогеніди. Їх відношення до води та окисників. Галогенід-іони як ліганди в комплексних сполуках. Реакції ідентифікації галогенід-іонів.

Гідроліз галогенів. Взаємодія з розчинами лугів. Оксигеновмісні сполуки галогенів. Оксигеновмісні кислоти. Властивості оксигеновмісних кислот галогенів залежно від природи галогену та його валентного стану.

Оксигеновмісні кислоти хлору та їх солі. Стійкість у розчинах та у вільному стані. Зміна кислотних та окисно-відновних властивостей залежно від валентного стану Хлору.

Хлорне вапно. Гіпохлорити. Хлорити. Хлорати. Перхлорати. Бромати, йодати. Біологічна роль сполук фтору, хлору, бромар та йоду. Їх застосування.

### **Тема 8. Елементи VIII А групи.**

Місце Гелію та інертних (благородних) газів у періодичній системі. Властивості молекулярних іонів гелію. Сучасні уявлення про властивості інертних газів. Використання інертних газів.

## **Змістовий модуль 2. Елементи побічних підгруп I- VIII груп періодичної системи**

### **Тема 9. Елементи III В, IV В, V В груп**

Зміна властивостей елементів у великих періодах. Загальна характеристика d-елементів (перехідних елементів): перемінні ступені окиснення, комплексоутворення. Властивості комплексних сполук d-елементів залежно від числа лігандів та сили поля лігандів. Забарвлення комплексних сполук та причини його виникнення. Карбоніли d-елементів. Схожість d-елементів 5-го та 6-го періодів. Лантаноїдне стиснення.

Загальна характеристика. d- та f-елементів. Лантаноїди та актиноїди як аналоги d-елементів III В групи. Причини схожості хімічних властивостей f-елементів, їх валентні електрони. Використання титану, ніобію та танталу.

### **Тема 10. Елементи VI В групи**

Загальна характеристика елементів підгрупи. Хром. Можливі ступені окиснення та валентний стан Хрому. Характеристика сполук хрому (II). Хром (II) оксид та гідроксид, їх основний характер. Відновні властивості солей хрому (II) та гідроксиду. Сполуки хрому (III): хром (III) оксид та гідроксид, їх амфотерність, хроміти. Комплексні сполуки хрому (III), аква- та гідроксокомплекси. Хромові галуни. Окисно-відновні властивості сполук хрому (III), їх залежність від рН середовища. Сполуки хрому (VI). Хром (VI) оксид. Хроматна та дихроматна кислоти. Рівновага переходу між дихромат- та хромат-іонами. Окисні властивості сполук хрому(VI). Вплив рН середовища. Закономірність зміни кислотно-основних властивостей оксидів та гідроксидів, а також окисно-відновних властивостей сполук хрому при переході від



нижчого ступеню окиснення до вищого. Якісна реакція на катіон  $\text{Cr}^{3+}$ . Пероксосополуки хрому.

Найбільш стійкі сполуки молібдену та вольфраму. Вплив лантаноїдного стиснення на властивості сполук вольфраму.

Біологічна роль Хрому та Молібдену. Використання сполук хрому та молібдену.

### **Тема 11. Елементи VII В групи**

Загальна характеристика елементів підгрупи. Можливі ступені окиснення та валентний стан елементів VII В групи. Схожість сполук у вищому ступені окиснення елементів головної та побічної підгруп.

Манган.. Фізичні та хімічні властивості мангану. Характеристика сполук мангану (II). Основні властивості манган (II) оксиду та гідроксиду. Гідроліз солей. Якісна реакція на катіон  $\text{Mn}^{2+}$ . Комплексні сполуки мангану (II). Манган діоксид, його амфотерність, окисно-відновна двоїстість. Каталітичні властивості  $\text{MnO}_2$ . Сполуки мангану (VI): манганати, їх утворення, термічна стійкість, диспропорціонування в розчині. Сполуки мангану (VII), перманганатна кислота, перманганати. Окисні властивості калій перманганату залежно від кислотності середовища. Окиснення калій перманганатом органічних сполук. Термічний розклад. Біологічна роль сполук мангану.

### **Тема 12. Елементи VIII В групи**

Особливості структури VIII В групи. Сімейства заліза та платинових металів. Валентні стани Феруму, Кобальту та Ніколу. Карбоніли феруму, кобальту та ніколу, їх використання для одержання чистих металів.

Ферум. Хімічна активність заліза. Реакції з неметалами, водою та кислотами. Гідроксид та солі феруму (II). Розчинність та гідроліз. Нестійкість сполук феруму (II) у розчині. Сіль Мора. Комплексні сполуки феруму (II). Сполуки феруму (III). Характеристика ферум (III) оксиду та гідроксиду. Ферум (III) хлорид та його гідроліз. Комплексні сполуки феруму (III). Якісні реакції на катіони феруму  $\text{Fe}^{2+}$  та  $\text{Fe}^{3+}$ . Сполуки феруму (VI). Ферати, одержання та окисні властивості.

Кобальт та Нікол. Валентні стани. Хімічна активність. Найважливіші сполуки кобальту (II), кобальту (III) та ніколу (II). Характеристика окисно-відновних властивостей. Гідроліз солей кобальту (II) та ніколу (II). Комплексні сполуки з ціанід-, тиоціанід- та фторид-іонами. Аквакомплекси. Аміакати. Якісні реакції на катіони  $\text{Co}^{2+}$  та  $\text{Ni}^{2+}$ .

Платинові метали. Валентні стани. Характеристичні оксиди рутенію та осмію. Хімічна активність. Комплексні сполуки платини (II) та платини (IV). Координаційні числа, структура. Використання сполук платини.

### **Тема 13. Елементи I В групи**

Загальна характеристика елементів групи. Порівняння властивостей елементів підгрупи Купруму та лужних металів. Валентні стани Купруму, Аргентуму та Ауруму. Фізичні властивості та хімічна активність міді, срібла та золота. Відношення простих речовин до неметалів та кислот.

Купрум. Купрум (I) оксид та гідроксид. Окисно-відновна двоїстість сполук. Комплексні сполуки з аміаком, хлорид- та ціанід-іонами. Купрум (II) оксид та гідроксид. Розчинність солей та їх гідроліз. Окисні властивості купруму (II).



Тема 4. Елементи IV А групи	10	4	4	2						
Тема 5. Елементи V А групи	12	4	4	4						
Тема 6. Елементи VI А групи	12	4	4	4						
Тема 7. Елементи VII А групи	12	4	4	4						
Тема 8. Елементи VIII А групи.	4	2		2						
Разом за змістовим модулем 1	88	30	32	26						
<b>Змістовий модуль 2. Елементи побічних підгруп I- VIII груп періодичної системи</b>										
Тема 9. Елементи III В, IV В, V В груп	12	4	4	4						
Тема 10. Елементи VI В групи	14	4	4	6						
Тема 11. Елементи VII В групи	14	4	4	6						
Тема 12. Елементи VIII В групи	12	4	4	4						
Тема 13. Елементи I В групи	10	2	4	4						
Тема 14. Елементи II В групи	10	2	4	4						
Разом за змістовим модулем 2	72	20	24	28						
<b>Усього годин</b>	<b>160</b>	<b>50</b>	<b>56</b>	<b>54</b>						
<b>Модуль 2</b>										
ІНДЗ										
<b>Усього годин</b>	<b>210</b>	<b>50</b>	<b>56</b>	<b>50</b>	<b>54</b>					

### 6. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1.	ЗМ 1. Техніка безпеки. Водень. Хімічні властивості.	4
2.	ЗМ 1. Елементи IA групи та їх сполуки	4
3.	ЗМ 1. Елементи IIA групи та їх сполуки	4
4.	ЗМ1. Елементи IIIA групи та їх сполуки	4
5.	ЗМ 1. Елементи IVA групи та їх сполуки	4
6.	ЗМ 1. Елементи VA групи та їх сполуки	4
7.	ЗМ 1. Елементи VIA групи та їх сполуки	4
8.	ЗМ 1. Елементи VIIA групи та їх сполуки	4
9.	ЗМ 2. Елементи III В, IV В, V В груп	4
10.	ЗМ 2. Елементи VI В групи	4

11.	ЗМ 2. Елементи VII В групи	4
12.	ЗМ 2. Елементи VIII В групи	4
13.	ЗМ 2. Елементи I В групи	4
14.	ЗМ 2. Елементи II В групи	4
	Всього	56

### 7. Самостійна робота

№ п/п	Перелік завдань та інших питань для самостійного вивчення	Кількість год.
1.	Поширення хімічних елементів у природі.	2
2.	Номенклатура неорганічних сполук.	2
3.	Водень. Двоїсте положення в періодичній системі.	2
4.	Загальна характеристика металів.	2
5.	Корозія металів. Методи боротьби з корозією.	2
6.	Природні сполуки металів. Загальні методи добування.	2
7.	Сплави. Діаграми стану.	2
8.	Солі лужних металів.	2
9.	Твердість води та методи її усунення.	2
10.	Родина актиноїдів.	2
11.	Виробництво скла та цементу.	2
12.	Колообіг нітрогену в природі.	2
13.	Поліфосфатні кислоти.	2
14.	Мінеральні добрива.	2
15.	Озон. Властивості. Значення в природі.	2
16.	Вода. Її значення в природі і житті людини.	2
17.	Пероксокислоти та їхні солі.	2
18.	Застосування галогенів.	2
19.	Інертні гази. Особливості.	2
20.	Використання титану, ніобію та танталу.	2
21.	Пероксосполуки хрому.	2
22.	Біологічна роль Хрому та Молібдену. Використання сполук хрому та молібдену.	2
23.	Біологічна роль сполук мангану.	2
24.	Ферати, одержання та окисні властивості.	2
25.	Родина платинових металів.	2
26.	Використання сполук Купруму, Аргентуму та Ауруму.	2
27.	Окисно-відновна двоїстість сполук меркурію (I).	2
	Всього	54

### 8. Індивідуальні завдання

Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:

1. Купрум (II) нітрат  $\rightarrow$  купрум (II) оксид  $\rightarrow$  ?  $\rightarrow$  купрум (II) гідроксид  $\rightarrow$  купрум (II) сульфат  $\rightarrow$  барій сульфат.

2. Ортофосфатна кислота  $\rightarrow$  натрій дигідрогенфосфат  $\rightarrow$  натрій гідрогенфосфат  $\rightarrow$  натрій ортофосфат  $\rightarrow$  натрій нітрат.

3. Мідь  $\rightarrow$  купрум (II) сульфат  $\rightarrow$  купрум (II) хлорид  $\rightarrow$  купрум (II) нітрат  $\rightarrow$  купрум (II) оксид  $\rightarrow$  мідь.

4. Азотна (нітратна) кислота → купрум (II) нітрат → натрій нітрат → натрій нітрит → написати рівняння реакції (натрій нітрит + калій йодид в кислому середовищі).
5. Фосфор → фосфор (V) оксид → барій ортофосфат → ортофосфатна кислота → барій дигідрогенфосфат.
6. Азот → ? → амоній ортофосфат → барій ортофосфат → ортофосфатна кислота.
7. Азот → ? → амоній сульфат → амоній нітрат → нітроген (I) оксид.
8. Натрій хлорид → хлор → купрум (II) хлорид → купрум (II) гідроксид → купрум (II) оксид.
9. Фосфор → фосфор (V) оксид → метафосфатна кислота → ортофосфатна кислота → кальцій гідрогенфосфат → кальцій дигідрогенфосфат.
10. Мідь → купрум (II) оксид → купрум (II) сульфат → купрум (II) гідроксид → купрум (II) оксид → мідь.
11. Ферум (II) сульфат → ферум (II) хлорид → ферум (II) гідроксид → ферум (III) гідроксид → ферум (III) оксид.
12. Магній → магній сульфід → сірководень → сірка → купрум (II) сульфід .
13. Сульфатна кислота → сульфур (IV) оксид → натрій гідрогенсульфід → натрій сульфід.
14. Фосфор → кальцій фосфід → фосфін → фосфор (V) оксид → ортофосфатна кислота.
15. Ферум → ферум (II) хлорид → ферум (II) гідроксид → ферум (III) гідроксид.
16. Цинк → цинк хлорид → цинк гідроксид → калій цинкат → цинк сульфат → цинк гідроксид → цинк оксид.
17. Кальцій → кальцій гідроксид → кальцій карбонат → кальцій хлорид → кальцій.
18. Кремній → силіцій (IV) оксид → натрій силікат → силікатна кислота.
19. Залізо → ферум (II) хлорид → ферум (III) хлорид → ферум (III) гідроксид → ферум(III) оксид → ферум (III) хлорид → ферум (III) гексаціаноферат (II).
20. Магній → магній оксид → магній карбонат → карбон (IV) оксид → кальцій карбонат → кальцій оксид.
21. Залізо → ферум (II) оксид → ферум (II) сульфат → ферум (II) гідроксид → ферум (III) гідроксид → ферум (III) сульфат → ферум (III) хлорид.
22. Кальцій → кальцій оксид → кальцій гідроксид → кальцій карбонат → кальцій гідрогенкарбонат → карбон (IV) оксид.
23. Цинк сульфід → цинк оксид → цинк сульфат → цинк гідроксид → цинк оксид → цинк хлорид.
24. Фосфор → фосфор (V) оксид → ортофосфатна кислота → калій ортофосфат → барій ортофосфат → ортофосфатна кислота.
25. Ферум (III) нітрат → ферум (III) сульфат → ферум (III) гідроксид → ферум (III) оксид → ферум (III) хлорид
26. Натрій хлорид → натрій → натрій гідроксид → натрій сульфат → натрій нітрат → натрій нітрит.

27. Алюміній → алюміній оксид → натрій метаалюмінат → алюміній хлорид → алюміній гідроксид → натрій тетрагідроксодіакваалюмінат.

28. Сірка → сірководень → сульфур (IV) оксид → сульфур (VI) оксид → сульфатна кислота.

29. Магній хлорид → хлор → хлороводень → кальцій хлорид → аргентум хлорид.

30-39. Описати фізичні та хімічні властивості вказаних речовин, а також способи одержання.

30	31	32	33	34	35	36	37	38	39
H <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	F <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	S	P	C	Si	B
Al	Na	Ca	Mg	K	Al	Na	K	Ca	Mg
NH <sub>3</sub>	HCl	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	NaOH	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	KOH	Ca(OH) <sub>2</sub>

40-49. Описати властивості та біологічну роль вказаних елементів.

40	41	42	43	44	45	46	47	48	49
V	Cr	Mn	Fe	Co	Cu	Zn	Mo	As	Se

50. В основі визначення феруму колориметричним методом в лабораторних аналізах покладена реакція взаємодії ферум (III) хлориду і калій роданіду (тіоціанату). Скільки ферум (III) хлориду є в зразку продукції, якщо на реакцію витрачено 10 мл 5%-ного розчину калій тіоціанату ( $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ )?

51. Для сульфатації потрібно 500 л сульфур (IV) оксиду (н. у.). Чи вистачить одного балону цього газу, в якому міститься 32 кг його?

52. Вода повинна мати твердість 3-7 ммоль-екв/л. Чи відповідає вимогам вода, в 5 л якої міститься 19,5 г магній хлориду і 22,5 г кальцій хлориду?

53. Обчислити об'єми газів, що утворюються при розкладанні 1 г амоній гідрогенкарбонату.

54. Для визначення купруму арбітражним методом використовують метод колориметрування. Купрум в розчині перебуває у вигляді розчинної комплексної солі тетраамінкупрум (II) сульфату голубого кольору. Яка відсоткова концентрація солі (масова частка) в розчині для колориметрування, якщо в 50 г такого розчину є 0,2 мг іонів купруму?

55. Принцип методу визначення кількості консерванту сульфур (IV) оксиду в продуктах оснований на реакції відновлення сульфур (IV) оксиду в H<sub>2</sub>S. Останній виявляють дією його солі плюмбуму (свинцевий папір темніє через утворення PbS). Обчислити масу плюмбум (II) ацетату (CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>Pb, необхідного для зв'язування 1,12 л H<sub>2</sub>S.

56. Для визначення вмісту плюмбуму в технохімічних аналізах використовують осадження іонів плюмбуму гідроген сульфідом з хлороводневих розчинів продукції. Обчислити масову частку плюмбуму у відсотках в 1 кг продукції, якщо утворилось 0,02 г плюмбум (II) сульфід.

57. Для виготовлення стандартного розчину плюмбум нітрату, що використовується для визначення плюмбуму полярографічним методом, беруть наважку солі масою 0,399 г, розчиняють в 250 мл дистильованої води. Обчислити масову частку плюмбум (II) нітрату і іонів Pb<sup>2+</sup> в цьому розчині.

58. Для визначення феруму колориметричним методом використовують реакцію утворення червоного ферум (III) роданіду (тіоціанату) – якісну

реакцію на іони  $\text{Fe}^{3+}$ . Обчислити масу ферум (III) сульфату, якщо на реакцію витрачено 10 мл 0,1М розчину амоній роданіду (тіоціанату).

59. Обчислити тимчасову твердість, якщо на титрування 50 мл води витрачається 10 мл 0,1М розчину хлоридної кислоти.

60. З розчину натрій хлориду осадили іони хлору у вигляді  $\text{AgCl}$ . Маса осаду після висушування становила 0,1562 г. Скласти рівняння реакції та розрахувати масу хлору в розчині.

61. З розчину натрій броміду осадили бром у вигляді  $\text{AgBr}$ . Маса осаду становила 0,2510 г. Вирахувати вміст  $\text{NaBr}$  в розчині.

62. З розчином ферум (III) сульфату дією розчином аміаку осадили ферум у вигляді ферум (III) гідроксиду. Осад прожарили. Маса прожареного залишку становила 0,3288 г. Скласти рівняння реакцій та розрахувати масу феруму в розчині.

63. В розчині, який містить залізний купорос  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , іони  $\text{Fe}^{2+}$  окиснили до  $\text{Fe}^{3+}$ , а потім осадили у вигляді гідроксиду. Осад прожарили. Маса прожареного осаду становила 0,2662 г. Скласти рівняння реакцій та вирахувати масу: а)  $\text{Fe}^{2+}$ ; б)  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  в розчині.

64. Для аналізу розчину алюміній сульфату взяли 50 мл цього розчину і осадили іони  $\text{SO}_4^{2-}$  у вигляді  $\text{BaSO}_4$ . Маса осаду становила 0,2640 г. Обчислити масу  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  в 1 л розчину.

65. Розчин калій йодиду обробили для осадження іонів йоду паладій (II) хлоридом. Осад  $\text{PbI}_2$  прожарили в струмені водню. При цьому відбулося відновлення іонів паладію до металу. Обчислити вміст  $\text{KI}$  в розчині, якщо маса паладію становить 0,2345 г.

66. При виробництві  $\text{NaHSO}_3$  сульфатно-вапняним методом розчин  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  насичують сульфур(IV) оксидом, в якому суспензований вапняк  $\text{CaCO}_3$ . При цьому  $\text{SO}_2$  розкладає вапняк з утворенням  $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ , а останній вступає в реакцію обміну з  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  з утворенням малорозчинного гіпсу  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Скласти сумарне рівняння реакції та обчислити масу вапняку, натрій сульфату і об'єм газу з вмістом  $\text{SO}_2$  7%, необхідних для одержання 5,2 т  $\text{NaHSO}_3$ .

67. З наважки чавунних ошурків масою 2,851 г після відповідної обробки було одержано 0,0824 г прожареного  $\text{SiO}_2$ . Вирахувати масову частку кремнію в чавуні.

## 9. Методи навчання

Вивчення дисципліни здійснюється шляхом проведення лекційних занять, під час проведення лабораторних занять, шляхом самостійного опрацювання матеріалу, виконання індивідуальних завдань та використання наочних матеріалів.

## 10. Методи контролю

1. Усне, письмове опитування.
2. Поточне тестування.
3. Підсумкове тестування.
4. Оцінювання індивідуального навчально-дослідного завдання.

## 11. Критерії оцінювання результатів навчання

Оцінювання знань студентів в університеті здійснюється за 100- бальною шкалою, яка переводиться відповідно у національну шкалу («відмінно», «добре», «задовільно», «незадовільно») та шкалу європейської кредитно-

трансферної системи (ЄКТС – А, В, С, D, E, FХ, F).

Поточний контроль проводиться на кожному лабораторному занятті та за результатами виконання завдань самостійної роботи. Він передбачає оцінювання теоретичної підготовки здобувачів вищої освіти із зазначеної теми (у тому числі, самостійно опрацьованого матеріалу) та набутих практичних навичок під час виконання завдань лабораторних робіт. Виконання лабораторної роботи максимально оцінюється в 4 бали. З них:

- теоретична підготовка – 1 бал;
- виконання експерименту – 1 бал;
- опрацювання результатів та висновки – 2 бали.

Підготовка питань, висвітлених у самостійній роботі (реферат, презентація тощо) – 1 бал за одну тему.

Виконання індивідуального завдання – максимально 7 балів.

### 12. Розподіл балів, які отримують студенти

Модуль 1. Поточне тестування та самостійна робота														Модуль 2. ІНД 3	Підсумковий тест (екзам.)	Сума
ЗМ 1							ЗМ 2									
T1	T2	T3	T4	T5	T6	T7	T8	T9	T10	T11	T12	T13	T14	7	10	100
10	5	5	5	6	6	6	2	6	7	7	6	6	6			

### Шкала оцінювання: національна та ЄКТС

Сума балів за всі види навчальної діяльності	Оцінка за національною шкалою	
	для екзамену, курсової роботи, практики	для заліку
90–100	відмінно	зараховано
82–89	добре	
75–81		
69–74		
60–68	задовільно	
35–59	незадовільно з можливістю повторного складання	не зараховано з можливістю повторного складання
1–34	незадовільно з обов'язковим повторним вивченням дисципліни	не зараховано з обов'язковим повторним вивченням дисципліни

### 13. Методичне забезпечення

1. Комплекс навчально-методичного забезпечення дисципліни.
2. Нормативні документи, ілюстративні матеріали.
3. Мультимедійні матеріали до відповідних тем.
4. Система дистанційного навчання «Moodle».

### 14. Рекомендована література



### Основна

4. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. - 480 с.
1. Глінка Н. Л. Загальна хімія. – Київ : «Вища школа», 1982. – 608 с
2. Практикум з загальної та неорганічної хімії / Є. Я. Левітін, Р. Г.Ктоєва, А. М. Бризицька та ін. -Харків: Основа, 1998. – 119 с
3. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./ О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовских, С. В. Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I. – 520 с.;
4. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая шк., 2001. – 743с.
5. Скопенко В. В., Григор'єва В. В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996 – 152 с.

### Допоміжна

1. Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. Общая и неорганическая химия»- М.: Химия, 1981 – 632 с.
2. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Основы неорганической химии - М.: Мир, 1979, – 678 с.
3. Кудрявцев А. А. Составление химических уравнений М.: Высшая шк 1979. – 293 с.
4. Угай М. А. Общая химия.-М.:Высшая шк, 1989.- 460с.
5. Гольбрайх Э. Е. Практикум по неорганической химии.- М.: Висшая шк., 1986, – 350 с.
6. Некрасов В. В. Основы общей химии.- М.; Химия» 1983, – 412 с, – М.: Изд-во ин. лит., 1962.
7. Биофизическая химия. Л. П. Садовнича, В. Г. Хутрянский, А. Я. Цыганенко. – К.: Вища шк. Головное изд-во, 1986. – 271 с.
8. Общая химия: Учебное пособие для вузов. – 23-е изд., испр./Под ред. В. А. Рабиновича. – Л. Химия, 1983. – 704 с., ил.

### 15. Інформаційні ресурси

1. <http://library.chem.univ.kiev.ua>. Велика бібліотека підручників з хімії хімічного факультету Київського національного університету імені Тараса Шевченка.
1. <http://www.chemistryenc.hl>. Хімічна енциклопедія.
2. <http://www.anriintem.com/chemistry>. Хімічна література.
3. <https://library.udpu.edu.ua>. Бібліотека УДПУ імені Павла Тичини.