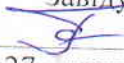


Уманський державний педагогічний університет імені Павла Тичини
Природничо – географічний факультет
Кафедра хімії, екології та методики їх навчання

«ЗАТВЕРДЖУЮ»
Завідувач кафедри
 С.В. Совгіра
«27» серпня 2020 року

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

ФП 1.2.02 Неорганічна хімія

Галузь знань: 01 Освіта / Педагогіка

Спеціальність: 014.06 Середня освіта (Хімія)

Освітня програма Середня освіта (Хімія)

2020 – 2021 навчальний рік

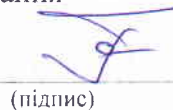
Робоча програма «Неорганічна хімія» для здобувачів вищої освіти другого рівня (магістр)
спеціальності: 014.06 Середня освіта (Хімія)

Розробник: Горбатюк Наталія Миколаївна, кандидат педагогічних наук, доцент кафедри хімії,
екології та методики їх навчання.

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

Протокол № 1 від «27» серпня 2020 року

Завідувач кафедри хімії, екології та методики їх навчання



(С. В. Совгіра)

(підпис)

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

Протокол № 1 від «31» серпня 2020 року

Голова науково-методичної комісії природничо – географічного факультету



(С.Л. Грабовська)

(підпис)

Пролонговано

на 20__ / 20__ н. рік _____ (_____) « ____ » _____ 20__ р., протокол № _____
(підпис) (ПІП)

на 20__ / 20__ н. рік _____ (_____) « ____ » _____ 20__ р., протокол № _____
(підпис) (ПІП)

на 20__ / 20__ н. рік _____ (_____) « ____ » _____ 20__ р., протокол № _____
(підпис) (ПІП)

на 20__ / 20__ н. рік _____ (_____) « ____ » _____ 20__ р., протокол № _____
(підпис) (ПІП)

1. Опис навчальної дисципліни

Найменування показників	Характеристика дисципліни за формами навчання	
	денна	заочна
Вид дисципліни (обов'язкова чи вибіркова)		Обов'язкова
Мова викладання, навчання та оцінювання		Українська
Загальний обсяг у кредитах ЄКТС / годинах		5/150
Курс		1
Семестр		1
Кількість змістових модулів із розподілом:		2
Обсяг кредитів		5
Обсяг годин, у тому числі:		150
Аудиторні:		16
Лекційні		4
Семінарські / Практичні		
Лабораторні		12
Самостійна робота		70
Індивідуальні завдання		64
Форма семестрового контролю		екзамен

2. Мета та завдання навчальної дисципліни

Мета: розвинути логічне мислення та сформувати вірне наукове уявлення про речовину, її структуру, перетворення (хімічні реакції), можливі сфери застосування; розширити та поглибити знання здобувачів вищої освіти щодо особливостей складу, властивостей, біологічної ролі найважливіших класів неорганічних речовин; навчити здобувачів вищої освіти 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.

3. Результати навчання за дисципліною

Очікувані результати навчання:

1. Оволодіти компетентностями:

ЗК 1. Здатність до дослідницької діяльності.

ЗК 2. Здатність використовувати іноземні мови у професійній діяльності.

ЗК 4. Здатність використовувати теоретичні знання та практичні навички застосування комунікаційних технологій, ораторського мистецтва та риторики для здійснення ділових комунікацій у професійній сфері.

ЗК 5. Здатність зрозуміло і недвозначно доносити знання та пояснення, що їх обґрунтовують, до фахівців і нефахівців, зокрема до осіб, які навчаються.

ЗК 7. Здатність до продуктивного міжособистісного спілкування, до вмінь представляти складну комплексну інформацію у стислій формі усно і письмово, використовуючи інформаційно-комунікаційні технології та відповідні наукові категорії з філософії, історії розвитку суспільства та терміни природничих наук.

ЗК 9. Здатність застосовувати набуті знання в практичних ситуаціях, критично оцінювати власну діяльність, професійно вдосконалюватися.

ЗК 10. Здатність до системного творчого мислення, наполегливість у досягненні мети професійної та науково-дослідницької діяльності, гнучкість мислення.

Оволодіти фаховими компетентностями:

ФК 1. Здатність використовувати методи наукового дослідження в хімії та вміння їх застосовувати на практиці.

ФК 2. Здатність використовувати термінологію з хімії, номенклатуру, конвенції та одиниці.

ФК 4. Здатність виконувати хімічний експеримент, дотримуючись правил техніки безпеки, описувати його, аналізувати, оцінювати експериментальні результати і вміння їх інтерпретувати.

2. Досягти результатів навчання:

ПРН 15. Знає вчення про періодичну зміну властивостей хімічних елементів та їх сполук, про будову речовини та розуміє взаємозв'язок між ними, а також знає методи хімічного та фізико-хімічного аналізу, синтезу хімічних речовин, у т.ч. лабораторні та промислові способи одержання важливих хімічних сполук.

ПРН 17. Знає класифікацію, будову, властивості та способи одержання неорганічних, органічних речовин, в тому числі комплексних, координаційних, гетероциклічних та природних сполук.

1. Програма навчальної дисципліни

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

Тема 1. Елементи I –II А групи.

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 гідрогену. 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 А 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 амідні лужних металів, їх основні властивості. Реакції виявлення катіонів Na⁺, K⁺.

Біологічна роль елементів I А групи.

Елементи II А 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 2. Елементи III A- IV A групи

Загальна характеристика р-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 гідросокомплекси. Кристалогідрати. Розчинність солей алюмінію у воді. Гідроліз.. Застосування алюмінію і його сполук.

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 EG_2 та EG_4 . Гідросокомплекси Стануму та Плюмбуму. Відновні властивості сполук стануму (II). Плюмбум (IV) оксид як сильний окисник. Механізм токсичної дії сполук плюмбуму.

Тема 3. Елементи V A групи

Загальна характеристика. Валентні стани елементів V A 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. Амідни 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 нітратіону. 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 4. 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 воднем та металами. Сірководень. Рівновага у водному розчині сірководню. Сульфідні та полісульфідні металів та неметалів. Тіосолі. Розчинність у воді та гідроліз сульфідів. Відновні властивості сірководню та сульфідів. Якісна реакція на сульфід-іон S²⁻.

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, телуководень. Селеніди, телуриди. Селен (IV) оксид. Його кислотні та окисні властивості. Порівняння властивостей селенітної та селенатної кислот з сульфідною та сульфатною. Використання сполук Селену.

Тема 5. 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, бромату та йоду. Їх застосування.

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

Тема 6. Елементи III B, IV B, V B, VI B 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 B групи. Причини схожості хімічних властивостей f-елементів, їх валентні електрони. Використання титану, ніобію та танталу.

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 Cr^{3+} . Пероксосполуки 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 7. Елементи VII B групи

Загальна характеристика елементів підгрупи. Можливі ступені окиснення та валентний стан елементів VII B 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 Mn^{2+} . Комплексні сполуки мангану (II). Манган діоксид, його амфотерність, окисно-відновна двоїстість. Каталітичні властивості 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 8. Елементи VIII B 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 Fe^{2+} та 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-, тіоціанід- та фторид-іонами. Аквакомплекси. Аміакати. Якісні реакції на катіони Co^{2+} та 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 9. Елементи I В, II 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). Комплексні сполуки купруму (II).

Аргентум. Аргентум (I) оксид. Утворення та розчинність у воді. Нітрати та галогеніди аргентуму. Розчинність у воді. Окисні властивості сполук аргентуму (I). Комплексні сполуки з аміаком, тіосульфат- та ціанід-іонами.

Аурум. Окиснення золота киснем за наявності ціаніду калію. Відношення золота до гарячої селенатної кислоти та “царської водки”. Сполуки Ауруму (I) та Ауруму (III), їх окисні властивості. Комплексні сполуки.

Біологічна роль Купруму, Аргентуму та Ауруму. Бактерицидна дія іонів срібла та міді.

Використання сполук Купруму, Аргентуму та Ауруму.

Загальна характеристика елементів підгрупи Цинку. Порівняння властивостей елементів підгрупи Цинку та р-елементів II А групи. Хімічна активність. Відношення до неметалів, розчинів кислот та лугів.

Цинк. Цинк оксид та гідроксид. Амфотерність цинку, його оксиду та гідроксиду. Розчинність солей цинку та їх гідроліз. Комплексні сполуки цинку з аміаком, водою та гідроксид-іонами.

Кадмій. Основний характер оксиду та гідроксиду. Комплексні сполуки кадмію з амоніаком та ціанід-іонами. Гідроліз солей кадмію.

Меркурій. Хімічна активність ртуті. Сполуки меркурію (II). Нітрати та галогеніди меркурію (II), розчинність у воді, гідроліз. Оксид меркурію (II), способи одержання, термічна нестійкість. Окисні властивості сполук меркурію (II). Комплексні галогеніди меркурію (II). Утворення зв'язків між атомами меркурію. Катіон меркурію (I). Одержання нітратів, галогенідів та оксиду меркурію (I), розчинність у воді. Окисно-відновна двоїстість сполук меркурію (I). Каломель та сулема, їх реакції з аміаком. Хімізм токсикологічної дії сполук Меркурію.

1. Структура навчальної дисципліни

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин	
	денна форма	Заочна форма
	усього у тому числі	Усьо— у тому числі

	о	л	п	ла	інд	с.р.	го	л	п	лаб	інд	с.р.
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Модуль 1												
Змістовий модуль 1. Хімія елементів головних підгруп періодичної системи Д. І. Менделєєва												
Тема 1. Елементи I-II А групи							10	1		2		6
Тема 2. Елементи III-IV А групи							8					8
Тема 3. Елементи V А групи							11	1		2		8
Тема 4. Елементи VI А групи							11	1		2		8
Тема 5. Елементи VII А групи							9	1		2		6
Разом за змістовим модулем 1							48	4		8		36
Змістовий модуль 2. Елементи побічних підгруп I- VIII В груп періодичної системи												
Тема 6. Елементи III В, IV В, V В VI В груп							8					8
Тема 7. Елементи VII В групи							12			2		10
Тема 8. Елементи VIII В групи							10			2		8
Тема 9. Елементи I В, II В групи							8					8
Разом за змістовим модулем 2							38			4		34
Усього годин							86			12		70
Модуль 2												
ІНДЗ							64				64	
Усього годин							150	4		12	64	70

5. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
2.	ЗМ 1. Елементи IA групи та їх сполуки	2
3.	ЗМ 1. Елементи IIA групи та їх сполуки	
4.	ЗМ1. Елементи IIIA групи та їх сполуки	
5.	ЗМ 1. Елементи IVA групи та їх сполуки	
6.	ЗМ 1. Елементи VA групи та їх сполуки	2
7.	ЗМ 1. Елементи VIA групи та їх сполуки	2
8.	ЗМ 1. Елементи VIIA групи та їх сполуки	2
9.	ЗМ 2. Елементи III В, IV В, V В груп та їх сполуки	
10.	ЗМ 2. Елементи VI В групи та їх сполуки	
11.	ЗМ 2. Елементи VII В групи та їх сполуки	2
12.	ЗМ 2. Елементи VIII В групи та їх сполуки	2
	Всього	12

6. Самостійна робота

№ п/п	Перелік завдань та інших питань для самостійного вивчення	Кількість год.
1.	Поширення хімічних елементів у природі.	3
2.	Номенклатура неорганічних сполук.	3
3.	Водень. Двоїсте положення в періодичній системі.	3
4.	Загальна характеристика металів.	3
5.	Корозія металів. Методи боротьби з корозією.	3
6.	Природні сполуки металів. Загальні методи добування.	4
7.	Сплави. Діаграми стану.	4
8.	Солі лужних металів.	3

9.	Твердість води та методи її усунення.	3
10.	Родина актиноїдів.	3
11.	Виробництво скла та цементу.	3
13.	Поліфосфатні кислоти.	3
14.	Мінеральні добрива.	3
15.	Озон. Властивості. Значення в природі.	3
16.	Вода. Її значення в природі і житті людини.	3
17.	Пероксокислоти та їхні солі.	3
18.	Застосування галогенів.	3
19.	Інертні гази. Особливості.	3
20.	Використання титану, ніобію та танталу.	2
21.	Пероксополуки 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
	Всього	70

7. Індивідуальні завдання

Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:

- Купрум (II) нітрат \rightarrow купрум (II) оксид \rightarrow ? \rightarrow купрум (II) гідроксид \rightarrow купрум (II) сульфат \rightarrow барій сульфат.
- Ортофосфатна кислота \rightarrow натрій дигідрогенфосфат \rightarrow натрій гідрогенфосфат \rightarrow натрій ортофосфат \rightarrow натрій нітрат.
- Мідь \rightarrow купрум (II) сульфат \rightarrow купрум (II) хлорид \rightarrow купрум (II) нітрат \rightarrow купрум (II) оксид \rightarrow мідь.
- Азотна (нітратна) кислота \rightarrow купрум (II) нітрат \rightarrow натрій нітрат \rightarrow натрій нітрит \rightarrow написати рівняння реакції (натрій нітрит + калій йодид в кислому середовищі).
- Фосфор \rightarrow фосфор (V) оксид \rightarrow барій ортофосфат \rightarrow ортофосфатна кислота \rightarrow барій дигідрогенфосфат.
- Азот \rightarrow ? \rightarrow амоній ортофосфат \rightarrow барій ортофосфат \rightarrow ортофосфатна кислота.
- Азот \rightarrow ? \rightarrow амоній сульфат \rightarrow амоній нітрат \rightarrow нітроген (I) оксид.
- Натрій хлорид \rightarrow хлор \rightarrow купрум (II) хлорид \rightarrow купрум (II) гідроксид \rightarrow купрум (II) оксид.
- Фосфор \rightarrow фосфор (V) оксид \rightarrow метафосфатна кислота \rightarrow ортофосфатна кислота \rightarrow кальцій гідрогенфосфат \rightarrow кальцій дигідрогенфосфат.
- Мідь \rightarrow купрум (II) оксид \rightarrow купрум (II) сульфат \rightarrow купрум (II) гідроксид \rightarrow купрум (II) оксид \rightarrow мідь.
- Ферум (II) сульфат \rightarrow ферум (II) хлорид \rightarrow ферум (II) гідроксид \rightarrow ферум (III) гідроксид \rightarrow ферум (III) оксид.
- Магній \rightarrow магній сульфід \rightarrow сірководень \rightarrow сірка \rightarrow купрум (II) сульфід.
- Сульфатна кислота \rightarrow сульфур (IV) оксид \rightarrow натрій гідрогенсульфіт \rightarrow натрій сульфід.
- Фосфор \rightarrow кальцій фосфід \rightarrow фосфін \rightarrow фосфор (V) оксид \rightarrow ортофосфатна кислота.
- Ферум \rightarrow ферум (II) хлорид \rightarrow ферум (II) гідроксид \rightarrow ферум (III) гідроксид.
- Цинк \rightarrow цинк хлорид \rightarrow цинк гідроксид \rightarrow калій цинкат \rightarrow цинк сульфат \rightarrow цинк гідроксид \rightarrow цинк оксид.
- Кальцій \rightarrow кальцій гідроксид \rightarrow кальцій карбонат \rightarrow кальцій хлорид \rightarrow кальцій.
- Кремній \rightarrow силіцій (IV) оксид \rightarrow натрій силікат \rightarrow силікатна кислота.
- Залізо \rightarrow ферум (II) хлорид \rightarrow ферум (III) хлорид \rightarrow ферум (III) гідроксид \rightarrow ферум(III) оксид \rightarrow ферум (III) хлорид \rightarrow 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 ₂	O ₂	Cl ₂	F ₂	N ₂	S	P	C	Si	B
Al	Na	Ca	Mg	K	Al	Na	K	Ca	Mg
NH ₃	HCl	H ₂ O	H ₂ SO ₄	HNO ₃	NaOH	H ₃ PO ₄	Na ₂ CO ₃	KOH	Ca(OH) ₂

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 H₂S. Останній виявляють дією його солі плюмбуму (свинцевий папір темніє через утворення PbS). Обчислити масу плюмбум (II) ацетату (CH₃COO)₂Pb, необхідного для зв'язування 1,12 л H₂S.

56. Для визначення вмісту плюмбуму в технохімічних аналізах використовують осадження іонів плюмбуму гідроген сульфідом з хлороводневих розчинів продукції.

Обчислити масову частку п्लомбуму у відсотках в 1 кг продукції, якщо утворилось 0,02 г п्लомбум (II) сульфїду.

57. Для виготовлення стандартного розчину п्लомбум нїтрату, що використовується для визначення п्लомбуму полярографїчним методом, беруть наважку солї масою 0,399 г, розчиняють в 250 мл дистильованої води. Обчислити масову частку п्लомбум (II) нїтрату і іонів Pb^{2+} в цьому розчинї.

58. Для визначення феруму колориметричним методом використовують реакцію утворення червоного ферум (III) роданїду (тіоціанату) – якісну реакцію на іони Fe^{3+} . Обчислити масу ферум (III) сульфату, якщо на реакцію витрачено 10 мл 0,1М розчину амонїї роданїду (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 $AgCl$. Маса осаду після висушування становила 0,1562 г. Скласти рівняння реакції та розрахувати масу хлору в розчинї.

61. З розчину натрій бромїду осадили бром у вигляді $AgBr$. Маса осаду становила 0,2510 г. Вирахувати вміст $NaBr$ в розчинї.

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

63. В розчинї, який містить залїзний купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, іони Fe^{2+} окиснили до Fe^{3+} , а потїм осадили у вигляді гїдроксиду. Осад прожарили. Маса прожареного осаду становила 0,2662 г. Скласти рівняння реакцій та вирахувати масу: а) Fe^{2+} ; б) $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ в розчинї.

64. Для аналізу розчину алюмінїї сульфату взяли 50 мл цього розчину і осадили іони SO_4^{2-} у вигляді $BaSO_4$. Маса осаду становила 0,2640 г. Обчислити масу $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ в 1 л розчину.

65. Розчин калїї йодиду обробили для осадження іонів йоду паладії (II) хлоридом. Осад PbI_2 прожарили в струменї водню. При цьому відбулося відновлення іонів паладію до металу. Обчислити вміст KI в розчинї, якщо маса паладію становить 0,2345 г.

66. При виробництві $NaHSO_3$ сульфатно-вапняним методом розчин Na_2SO_4 насичують сульфур(IV) оксидом, в якому суспензований вапняк $CaCO_3$. При цьому SO_2 розкладає вапняк з утворенням $Ca(HSO_3)_2$, а останній вступає в реакцію обміну з Na_2SO_4 з утворенням малорозчинного гїпсу $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. Скласти сумарне рівняння реакції та обчислити масу вапняку, натрій сульфату і об'єм газу з вмістом SO_2 7%, необхідних для одержання 5,2 т $NaHSO_3$.

67. З наважки чавунних ошурків масою 2,851 г після відповідної обробки було одержано 0,0824 г прожареного SiO_2 . Вирахувати масову частку кремнїю в чавунї.

8. Методи навчання

Вивчення дисциплїни здїйснюється шляхом проведення лекційних занять, під час проведення лабораторних занять, шляхом самостїйного опрацювання матерїалу, виконання індивїдуальних завдань та використання наочних матерїалів.

У процесї контролю рівня засвоєння знань, умїнь, навичок здобувачів вищої освїти з дисциплїни «Нерганїчна хїмїя» використовуються методи: усний контроль, тестовий контроль, самоконтроль, метод практичної перевїрки.

Методи усної перевїрки –поточний контроль – виступ, обґрунтування і аналіз схем, таблиць.

Методи практичної перевїрки – поточний – проведення лабораторного дослїдження, виконання індивїдуальних завдань, контрольні роботи, тестування

Методи письмової перевїрки –підсумковий контроль – іспит.

9. Критерії оцінювання результатів навчання

Поточний контроль здійснюється на кожному занятті відповідно конкретним цілям, а також під час індивідуальної роботи викладача зі здобувачем вищої освіти для тих тем, які здобувач вищої освіти опрацює самостійно і вони не входять до структури практичного заняття. Використовується стандартизована форма контролю теоретичної та практичної підготовки здобувачів вищої освіти, яка включає усне усний контроль, тестовий контроль, проведення лабораторного дослідження, контрольні роботи, тестування.

Оцінка практичної підготовки здобувачів вищої освіти – за результатом виконання практичної частини – оформлюється у вигляді звіту. Максимальна кількість балів за теми становить 80 балів.

Індивідуальне навчально-дослідне завдання (ІНДЗ) полягає у розв'язанні задач з неорганічної хімії. Максимальна оцінка за індивідуальне навчально-дослідне завдання дорівнює 10 балів.

Підсумковий контроль здійснюється по завершенню вивчення дисципліни у формі іспиту. До іспиту допускаються здобувачі вищої освіти, які виконали всі види робіт, передбачені навчальною програмою, та при вивченні дисципліни набрали кількість балів, не меншу за мінімальну.

Форма проведення іспиту є стандартизованою і включає контроль теоретичної і практичної підготовки. Іспит проводиться під час екзаменаційної сесії згідно розкладу і включає: 50 тестів, які оцінюються по 0.2 бали (50 хвилин). Максимальна кількість балів, яку може набрати здобувач вищої освіти при складанні екзамену становить 10.

	Критерії оцінювання результатів навчання
Високий, А, 90 – 100, відмінно	<p>Здобувач вищої освіти має глибокі, міцні і системні знання про теоретичні засади неорганічної хімії; вміє синтезувати знання по окремих темах; використовує здобуті знання і вміння при розв'язуванні задач з хімії. Відповідь здобувача вищої освіти відрізняється точністю формулювань, логікою, достатній рівень узагальненості знань.</p> <p>При підготовці до лабораторних занять здобувач вищої освіти дотримується усіх вимог, передбачених програмою курсу. Крім того, його дії відрізняються раціональністю, вмінням оцінювати помилки й аналізувати результати.</p>
Вище середнього, середній В, С, 75 – 89; дуже добре, добре	<p>Здобувач вищої освіти виконує лабораторні роботи переважно самостійно, володіє базовими навичками обґрунтувати творче застосування основних понять неорганічної хімії, але не завжди здатний точно застосувати певний алгоритм при виконанні завдань з неорганічної хімії. Самостійні роботи містять правильні відповіді на всі питання, деякі відповіді недостатньо змістовні. Здобувач вищої освіти може самостійно застосовувати</p>

	знання в стандартних ситуаціях, його відповідь логічна, але розуміння не є узагальненим.
Достатній, Д, Е, 61 – 74, задовільно, достатньо	Здобувач вищої освіти відтворює основні поняття і визначення курсу, але досить поверхово, не виділяючи взаємозв'язок між ними, може сформулювати з допомогою викладача основні положення теоретично; недостатньо володіє основними поняттями неорганічної хімії. Здобувач вищої освіти може виконувати найпростіші завдання, але не спроможний самостійно висвітлити загальні питання; робить висновки, але не розуміє матеріал достатньою мірою.
Початковий, FX, F 1 – 60, Незадовільно	Відповідь здобувача вищої освіти при відтворенні навчального матеріалу елементарна, фрагментарна, зумовлена нечіткими уявленнями щодо основних понять неорганічної хімії. У відповіді цілком відсутня самостійність. Здобувач вищої освіти знайомий лише з деякими основними поняттями та визначеннями. Допускає істотні помилки, невпевнено, з великими утрудненнями виконує практичні завдання.

10. Розподіл балів, які отримують студенти

Модуль 1. Поточне тестування та самостійна робота						Модуль 2. ІНДЗ	Підсум ковий тест (екзам.)	Сума
ЗМ 1				ЗМ 2				
T1-2	T3	T4	5	T6-7	T8-9	10	10	100
15	10	10	15	15	15			

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	задовільно	
60–68		
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

11. 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. Ктосєва, 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.: Высшая 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.

12. Інформаційні ресурси

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