

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
ІМЕНІ П. Л. ШУПИКА
Факультет фармацевтичний та медико-профілактичний

Кафедра фармації

ЗАТВЕРДЖЕНО

Рішення вченої ради

Протокол № 6 «26» 06 2024 р



Голова вченої ради,

проректор з науково-педагогічної роботи

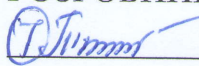
Александр Толстанов Олександр ТОЛСТАНОВ

РОБОЧА ПРОГРАМА
НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ
«ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»


Освітньо-професійна програма	Фармація
Галузь знань	22 «Охорона здоров'я»
Спеціальність	226 «Фармація, промислова фармація»
Рівень вищої освіти	другий (магістерський)
Мова навчання	українська
Статус дисципліни	обов'язкова
Обсяг дисципліни	180 год / 6,0 кредитів

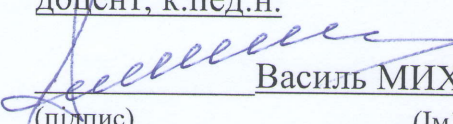
Робочу програму навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» розроблено на основі освітньо-професійної програми «Фармація», навчальних та/або робочих навчальних планів, підготовки здобувачів вищої освіти освітнього ступеня Магістр за спеціальністю 226 «Фармація, промислова фармація» та відповідних нормативних документів.

РОЗРОБНИКИ:

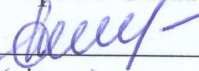
 Інна ТОКМЕНКО, доцент кафедри фармації, доцент, к.х.н.
(підпис) (Ім'я, ПРІЗВИЩЕ, посада, вчене звання та науковий ступінь)

РЕЦЕНЗЕНТИ:

 Оксана ЧХАЛО, доцент кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії Національного медичного університету імені О.О. Богомольця, доцент, к.пед.н.
(підпис) (Ім'я, ПРІЗВИЩЕ, посада, вчене звання та науковий ступінь)

 Василь МИХАЛЬЧУК, декан фармацевтичного та медико-профілактичного факультету, професор, д. мед.н.
(підпис) (Ім'я, ПРІЗВИЩЕ, посада, вчене звання та науковий ступінь)

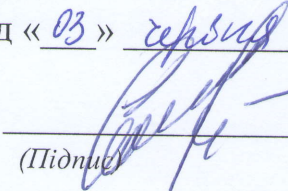
Гарант ОПП

 Анна ДРОЗДОВА, професор кафедри фармацевтичної технології і біофармації, професор, д. фарм.н.
(підпис) (Ім'я, ПРІЗВИЩЕ, посада, вчене звання та науковий ступінь)

Робоча програма навчальної дисципліни обговорена та схвалена на засіданні кафедри фармації,

(назва кафедри)

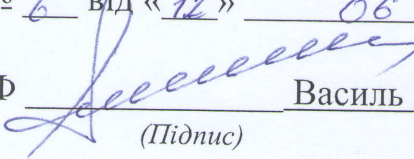
протокол № 6 від «03» серпня 2024 року

Завідувач кафедри  Сергій СОЛОВЙОВ, доцент, д. фарм. н.
(Підпис) (Ім'я, ПРІЗВИЩЕ, вчене звання, науковий ступінь)

Робочу програму обговорено та схвалено на засіданні Вченої ради факультету (ВРФ) фармацевтичного та медико-профілактичного,

(назва факультету)

протокол № 6 від «12» 06 2024 року

Голова ВРФ  Василь МИХАЛЬЧУК, професор, д. мед.н.
(Підпис) (Ім'я, ПРІЗВИЩЕ, вчене звання, науковий ступінь)

ЗМІСТ

	ст
1. Опис навчальної дисципліни	4
2. Місце, мета та завдання навчальної дисципліни	4
3. Результати навчання, які дає можливість досягти навчальна дисципліна	5
4. Компетентності, які дає можливість здобути навчальна дисципліна	6
5. Програма навчальної дисципліни	6
6. Структура навчальної дисципліни	17
7. Самостійна робота	19
8. Виконання контрольних робіт для здобувачів заочної форми навчання	29
9. Перелік питань до іспиту	29
10. Методи навчання	38
11. Критерії та порядок оцінювання результатів навчання	39
12. Рекомендований бібліографічний список	44

1. Опис навчальної дисципліни

Навчальна дисципліна «Загальна та неорганічна хімія», є обов'язковою компонентою освітньо-професійної програми «Фармація» спеціальності 226 «Фармація, промислова фармація».

Загальний опис навчальної дисципліни подано в таблиці 1.

Таблиця 1.

Найменування показників	Опис		
1. Загальна характеристика дисципліни			
Галузь знань	22 «Охорона здоров'я»		
Спеціальність	226 «Фармація, промислова фармація»		
Рівень вищої освіти	другий (магістерський)		
Мова навчання	українська		
Кількість годин	180		
Кількість кредитів	6,0		
2. Характеристика навчальної дисципліни за формами навчання			
	очна денна	очна вечірня	заочна
Рік підготовки	1	–	1
Семестр	I - II	–	I - II
Лекції	12	–	8
Практичні	60	–	24
Семінарські	–	–	–
Лабораторні	–	–	–
Самостійна робота	108	–	148
Курсова робота (курсний проєкт)	–	–	–
Вид контролю	Іспит	–	Іспит

2. Місце, мета та завдання навчальної дисципліни

2.1. Місце навчальної дисципліни в освітній програмі

Загальна та неорганічна хімія – це одна з фундаментальних природничих дисциплін у системі вищої фармацевтичної освіти, яка забезпечує формування фундаменту знань та практичних навичок необхідних для вивчення професійно орієнтованих та спеціальних дисциплін здобувачами освіти спеціальності 226 «Фармація, промислова фармація». Отримані знання під час вивчення даної дисципліни у майбутнього спеціаліста в галузі фармації закладають основу для розуміння механізмів дії, фармакологічної активності та біотрансформації лікарських засобів, а в клінічних умовах допомагають передбачити взаємодію та несумісність ліків, як при виготовленні, так і при їх застосуванні.

2.2. Мета дисципліни:

Метою викладання навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є формування наукового світогляду у здобувачів освіти, розвиток у них сучасних форм теоретичного мислення та здатності аналізувати явища, формування умінь і навичок для застосування хімічних законів і процесів у майбутній практичній діяльності, грамотне використання хімічних речовин та матеріалів у фармацевтичній галузі.

2.3. Основними завданнями вивчення дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є навчити здобувачів освіти використовувати основні поняття хімії, основні закони хімії, загальні закономірності перебігу хімічних реакцій, теорію будови атома, теорії хімічних зв'язків, вчення про розчини, загальні відомості про хімічні елементи та їх сполуки у вирішенні конкретних задач у галузі фармації у відповідності до сучасних потреб.

2.4. Пререквізити і постреквізити навчальної дисципліни (міждисциплінарні зв'язки)

Пререквізити навчальної дисципліни. Вивчення дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» безпосередньо спирається на основи хімії в обсязі середньої освіти, а також основи елементарної математики і фізики, оскільки вони містять знання та навички для успішного засвоєння даної навчальної дисципліни майбутніми спеціалістами в галузі знань фармація.

Постреквізити навчальної дисципліни. Знання теоретичних основ загальної та неорганічної хімії необхідні для успішного вивчення аналітичної, фізичної та колоїдної, фармацевтичної, біологічної та токсикологічної хімії, фармакогнозії, лікарської токсикології та технології ліків.

3. Результати навчання, які дає можливість досягти навчальна дисципліна.

Відповідно до освітньої програми «Загальна та неорганічна хімія» вивчення навчальної дисципліни повинно забезпечити досягнення здобувачами вищої освіти таких програмних результатів навчання (ПРН):

ПРН12. «Визначати переваги та недоліки лікарських засобів природного та синтетичного походження різних фармакологічних груп з урахуванням їхніх хімічних, фізико-хімічних, біофармацевтичних, фармакокінетичних та фармакодинамічних особливостей та виду лікарської форми. Рекомендувати споживачам лікарські засоби та інші товари аптечного асортименту з наданням консультативної допомоги та фармацевтичної опіки»

ПРН18. «Реалізовувати відповідні організаційно-управлінські заходи щодо забезпечення населення і закладів охорони здоров'я лікарськими засобами та іншими товарами аптечного асортименту; здійснювати усі види звітності та обліку в аптечних установах, адміністративне діловодство і товарознавчий аналіз»

ПРН23. «Здійснювати фармацевтичну розробку лікарських засобів природного та синтетичного походження в умовах промислового виробництва»

ПРН26. «Забезпечувати та здійснювати контроль якості лікарських засобів природного і синтетичного походження та документувати його результати; оформляти сертифікати якості і сертифікати аналізу з урахуванням вимог діючого видання Державної фармакопеї України, методів контролю якості (МКЯ), технологічних інструкцій тощо; здійснювати заходи щодо запобігання розповсюдженню неякісних, фальсифікованих та незареєстрованих лікарських засобів»

ПРН27. «Визначати основні хіміко-фармацевтичні характеристики лікарських засобів природного і синтетичного походження; обирати та/або

розробляти методики контролю якості з метою їх стандартизації з використанням фізичних, хімічних, фізико-хімічних, біологічних, мікробіологічних»

4. Компетентності, які дає можливість здобути навчальна дисципліна.

Навчальна дисципліна «Загальна та неорганічна хімія» дозволяє набути здобувачам вищої освіти наступних компетентностей:

Інтегральна компетентність: «Здатність розв'язувати задачі дослідницького та/або інноваційного характеру у сфері фармації»

Загальні компетентності:

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

Фахові (спеціальні) компетентності:

ФК02. «Здатність збирати, інтерпретувати та застосувати дані, необхідні для професійної діяльності, здійснення досліджень та реалізації інноваційних проєктів у сфері фармації»

ФК06. «Здатність здійснювати консультування щодо рецептурних та безрецептурних лікарських засобів й інших товарів аптечного асортименту; фармацевтичну опіку під час вибору та реалізації безрецептурного лікарського засобу шляхом оцінки співвідношення ризик/користь, сумісності, показань та протипоказань керуючись даними про стан здоров'я конкретного хворого із врахуванням біофармацевтичних, фармакокінетичних, фармакодинамічних та фізико-хімічних особливостей лікарського засобу та інших товарів аптечного асортименту»

ФК10. «Здатність забезпечувати належне зберігання лікарських засобів та інших товарів аптечного асортименту відповідно до їх фізико-хімічних властивостей та правил Належної практики зберігання (GSP) у закладах охорони здоров'я»

ФК17. «Здатність здійснювати фармацевтичну розробку та брати участь у виробництві лікарських засобів природного та синтетичного походження в умовах фармацевтичних підприємств згідно з вимогами Належної виробничої практики (GMP)»

ФК19. «Здатність організувати та здійснювати контроль якості лікарських засобів природного та синтетичного походження відповідно до вимог діючого видання Державної фармакопеї України, методів контролю якості (МКЯ), технологічних інструкцій тощо; запобігати розповсюдженню неякісних, фальсифікованих та незареєстрованих лікарських засобів»

ФК20. «Здатність розробляти та оцінювати методики контролю якості лікарських засобів природного та синтетичного походження, у тому числі активних фармацевтичних інгредієнтів, лікарської рослинної сировини і допоміжних речовин з використанням фізичних, хімічних, фізико-хімічних, біологічних, мікробіологічних та фармако-технологічних методів; проводити стандартизацію лікарських засобів згідно з діючими вимогами»

5. Програма навчальної дисципліни

Навчальна дисципліна структурована за модульним принципом і складається з двох навчальних модулів, з навчального модуля № 1 «Загальна

хімія» та навчального модуля № 2 «Неорганічна хімія»

Інтегрованими вимогами до вивчення навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є:

Знати:

- класифікацію та номенклатуру неорганічних сполук;
- основні поняття та закони хімії та методи їх використання для вирішення прикладних задач;
- сучасні теорії будови атомів і молекул та залежність властивостей речовини від її складу та будови;
- основні закономірності перебігу хімічних реакцій різного типу;
- властивості та способи виразу складу розчинів;
- властивості хімічних елементів, їх найважливіші сполуки та можливі шляхи перетворення;
- фізико-хімічні основи використання неорганічних речовин у медицині та фармації.

Вміти:

- класифікувати та називати неорганічні сполуки;
- трактувати загальні закономірності, що лежать в основі будови речовин;
- класифікувати властивості розчинів неелектролітів та електролітів, розраховувати склад розчинів;
- інтерпретувати та класифікувати основні типи йонної, кислотно-основної і окисно-відновної рівноваги та хімічних процесів для формування цілісного підходу до вивчення хімічних та біологічних процесів;
- користуватись хімічним посудом та зважувати речовини;
- обчислювати відносну похибку експерименту;
- готувати розчини із заданим кількісним складом;
- проводити нескладний хімічний експеримент;
- класифікувати хімічні властивості та перетворення неорганічних речовин;
- трактувати загальні закономірності, що лежать в основі застосування неорганічних речовин у фармації та медицині;
- застосовувати теоретичні основи загальної та неорганічної хімії і набуті експериментальні навички при вивченні профільних дисциплін

Кожен модуль навчально дисципліни є логічною завершеною, відносно самостійною, цілісною частиною навчальної дисципліни, засвоєння якої передбачає проведення модульної контрольної роботи та аналіз результатів її виконання.

Змістовне наповнення програми навчальної дисциплін у таблиця 2.

Таблиця 2.

Код теми	Назва модулю, теми	Перелік основних питань теми
1	2	3
Модуль 1. «Загальна хімія»		
1.1.	Будова атома	Основні етапи і діалектика розвитку вчення про будову атома. Хвильові властивості мікрочастинок і принцип невизначеності Гейзенберга. Характер руху електронів в

		<p>атомі.</p> <p>Електронні енергетичні рівні атома. Головне квантове число. Форма <i>s</i>-, <i>p</i>- і <i>d</i>-орбіталей атома. Орбітальне, магнітне і спінове квантові числа. Їхній фізичний зміст. Принципи та правила, що визначають послідовність заповнення атомних орбіталей електронами: принцип найменшої енергії, принцип Паулі, правило Хунда, правила Клечковського, правило симетрії. Електронні та електронно-графічні формули атомів елементів та їх іонів. Природна та штучна радіоактивність. Токсична дія радіонуклідів. Радіофармацевтичні препарати, що використовують для лікування (препарати Кобальту, Фосфору, Йоду) та діагностики (препарати Калію, Фосфору) різних захворювань</p>
1.2.	Періодичний закон Д.І. Менделєєва	<p>Періодичний закон Д.І. Менделєєва і його пояснення на основі сучасної теорії будови атомів. Періодичний закон як приклад дії законів діалектики. Структура періодичної системи елементів: періоди, групи, родини. Варіанти періодичної системи. Періодичний характер зміни властивостей елементів: радіус, енергія активації, енергія спорідненості до електрона, відносна електронегативність. Вплив будови зовнішніх електронних оболонок на хімічні властивості елементів. Періодичний характер зміни властивостей простих речовин, гідридів, оксидів. Внутрішня та вторинна періодичність</p>
1.3.	Основні закони хімії	<p>Основні закони хімії: закон збереження маси, закон сталості складу і його сучасне трактування, закон Авогадро. Мольний об'єм газу. Зв'язок між густиною газу і його молекулярною масою. Приведення газів до нормальних умов, рівняння Клапейрона-Менделєєва. Хімічні формули, їхні типи, складання формул за даними хімічного аналізу або рівнянь хімічних реакцій. Якісна і кількісна інформація, що випливає з хімічних формул та рівнянь. Хімічні рівняння. Складання молекулярних та йонних рівнянь різних типів хімічних реакцій. Стехіометрія. Розрахунки за хімічними формулами та рівняннями</p>
1.4.	Хімічних зв'язок	<p>Механізм утворення хімічного зв'язку (ХЗ) між атомами. Типи хімічного зв'язку. Фізико-хімічні властивості сполук з ковалентним, йонним і металічним зв'язком. Експериментальні характеристики зв'язків: енергія, довжина, напрямленість. Насиченість, направленість і полярність ковалентного зв'язку. Утворення σ і π зв'язків. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Гібридизація атомних орбіталей. Просторова будова молекул. Полярні і неполярні молекули. Йонний зв'язок та його властивості. Будова та властивості сполук з йонним типом зв'язку. Металічний зв'язок. Міжмолекулярні взаємодії (орієнтаційні, індукційні, дисперсні). Водневий зв'язок і його біологічна роль</p>
1.5.	Класифікація неорганічних сполук. Біороль, токсична дія, застосування неорганічних сполук в медицині та фармації	<p>Основні класи неорганічних сполук. Оксиди, їх класифікація і номенклатура. Методи одержання оксидів та їх хімічні властивості. Кислоти, їх класифікація і номенклатура. Методи одержання кислот та їх хімічні властивості. Гідроксиди, їх класифікація і номенклатура.</p>

		<p>Методи одержання гідроксидів та їх хімічні властивості. Солі, їх класифікація (середні, основні, кислі, оксосолі, подвійні, змішані). Номенклатура солей. Методи одержання солей та їх хімічні властивості.</p> <p>Значення різних класів неорганічних сполук для організму людини. Роль елементів у перебігу біохімічних реакцій. Шкідливий вплив та токсична дія неорганічних сполук на організм людини. Застосування оксидів, кислот, основ та солей в медицині та фармації.</p>
1.6.	Комплексні сполуки та їх будова	<p>Сучасний зміст поняття «комплексна сполука» (КС). Будова КС за Вернером: центральний атом, ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня координаційні сфери КС. Природа хімічного зв'язку в КС (метод ВЗ і теорія кристалічного поля). Спектри і магнітні властивості КС. Умови перебігу реакцій комплексоутворення. Утворення і дисоціація КС в розчинах. Константи стійкості та константи нестійкості комплексних йонів (ступінчасті та загальні). Класифікація, номенклатура та ізомерія КС. Комплексні кислоти, основи, солі. Карбоніли металів, хелатні і макроциклічні КС. Кластерні і клатратні сполуки. Біологічна роль КС. Металоферменти, поняття про будову їхніх активних центрів. Утворення комплексів між неорганічними і біологічними сполуками. Метало-лігандний гомеостаз. Хімічні основи використання КС у фармацевтичному аналізі і медицині</p>
1.7.	Окисно-відновні процеси, класифікація та умови перебігу	<p>Електронна теорія окисно-відновних реакцій (ОВР). Окисно-відновні властивості елементів і їх сполук у залежності від положення в періодичній системі. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках і правила його розрахунку. Зміна ступеня окиснення в ОВР. Поєднані пари окисно-відновних процесів. Окисно-відновна двоїстість. Поняття про вплив кислотності середовища на характер продуктів та напрямленість ОВР. Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі та аналізі лікарських засобів. Роль окисно-відновних процесів у метаболізмі</p>
1.8.	Вчення про розчини та способи вираження складу розчинів	<p>Суть основних положень: розчини, розчинник, розчинена речовина. Розчинність. Розчини газуватих, рідких та твердих речовин. Вода як один з найпоширеніших розчинників у біосфері і хімічній технології. Роль водних розчинів у життєдіяльності організмів. Неводні розчинники і розчини. Процес розчинення як фізико-хімічне явище (Д.І. Менделєєв, М.С. Курнаков). Розчинність твердих речовин у рідинах, чинники, що впливають на розчинність. Розчинність газів у рідинах, її залежність від парціального тиску (закон Генрі, Генрі-Дальтона), від температури, концентрації розчинених у воді електролітів (закон Сеченова).</p> <p>Способи вираження складу розчинів. Масова, об'ємна та масо-об'ємна частка розчиненої речовини. Молярна концентрація. Молярна концентрація еквівалента. Моляльність розчину. Мольна частка розчиненої речовини. Титр розчину. Приготування розчинів із заданим складом</p>
1.9.	Основні поняття хімічної термодинаміки	<p>Теплота і робота, як характеристики процесів. Внутрішня енергія і ентальпія речовин. Перший закон</p>

		<p>термодинаміки. Стандартні умови і стандартні ентальпії утворення і згоряння речовин. Теплоти хімічних реакцій при сталій температурі і тиску. Термохімічні рівняння, їх особливості та обчислення на основі термохімічних рівнянь.</p> <p>Закон Гесса. Розрахунки стандартних ентальпій хімічних реакцій і фізико-хімічних перетворень (процесів розчинення речовини, гідратації, дисоціації кислот та основ) на основі закону Гесса.</p> <p>Другий закон термодинаміки. Поняття про ентропію як міру неупорядкованості системи (рівняння Больцмана). Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних реакцій і характеристика термодинамічної стійкості хімічних сполук. Таблиці стандартних енергій Гіббса, їх використання для визначення напрямку перебігу процесу</p>
1.10.	Швидкість та механізми хімічних реакцій. Каталіз	<p>Середня та миттєва швидкість реакції. Поняття про механізм реакцій. Прості та складні реакції. Чинники, що впливають на швидкість хімічних реакцій у гомогенних та гетерогенних системах. Закон дії мас. Константа швидкості хімічної реакції, її фізичний зміст. Порядок та молекулярність реакції. Рівняння константи швидкості реакції першого порядку. Залежність швидкості реакції від температури (рівняння Арреніуса та правило Вант-Гоффа). Енергія активації. Залежність енергії активації від механізму перебігу реакції. Теорії активних зіткнень молекул та перехідного стану. Каталіз. Енергія активації каталітичних реакцій та механізм дії каталізаторів. Поняття про ферментний каталіз у біологічних системах</p>
1.11.	Хімічна рівновага. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів	<p>Оборотні і необоротні хімічні реакції та стан хімічної рівноваги. Кількісна характеристика стану хімічної рівноваги. Константа хімічної рівноваги та її зв'язок зі стандартною зміною енергії Гіббса. Принцип Ле Шательє-Брауна.</p> <p>Рівновага між розчином і осадом малорозчинних електролітів. Добуток розчинності (ДР). Умови утворення і розчинення осадів.</p>
1.12.	Теорії кислот і основ. Дисоціація води	<p>Теорії кислот і основ (Арреніуса, Брендстеда-Лоурі, Льюїса). Амфотерні електроліти (амфоліти). Кількісні характеристики сили кислот та основ. Дисоціація води. Йонний добуток води. Характеристика кислотності середовища. Водневий та гідроксильний показники (pH та pOH) розчинів слабких та сильних кислот і основ</p>
1.13.	Протолітичні процеси	<p>Протолітичні процеси та їх напрямленість. Гідроліз катіонів, аніонів і сумісний гідроліз. Ступінь і константа гідролізу. Зміщення рівноваги протолітичних реакцій. Роль протолітичних реакцій при метаболізмі ліків та в аналізі лікарських препаратів. Хімічна несумісність лікарських речовин</p>
Модуль 2. «Неорганічна хімія»		
2.1.	Загальна характеристика р-елементів. Гідроген та його сполуки. р-елементи VIIA групи. Галогени. Сполуки галогенів у від'ємному та додатному ступенях окиснення	<p>Загальна характеристика елемента. Особливості положення в ПСЕ. Водень як проста речовина. Особливості поведінки Гідрогену в сполуках з сильно- і слабополярними зв'язками. Йони Гідрогену і гідроксонію. Реакції водню з киснем, галогенами, металами, оксидами. Характеристика і реакційна здатність зв'язку Гідрогену з іншими поширеними елементами. Вода як важлива сполука Гідрогену, її фізичні та хімічні властивості.</p>

		<p>Аквакомплекси і кристалогідрати. Дистильована, очищена та апірогенна вода, одержання та застосування у фармації. Природні води, екологічні забруднення води, типи мінеральних вод. Гідроген пероксид. Будова молекули, одержання, кислотно-основні та окисно-відновні характеристики, використання в медицині і фармації. Загальна характеристика галогенів. Особливі властивості Флуору як найелектронегативнішого елемента. Прості речовини, їхня хімічна активність. Сполуки галогенів з Гідрогеном. Розчинність у воді. Кислотні та окисно-відновні властивості. Йонні й ковалентні галогеніди, їх відношення до дії води, окисників та відновників. Галогенід-іони як ліганди у комплексних сполуках. Реакції виявлення галогенідіонів. Галогени з додатним значенням ступеня окиснення. Сполуки з Оксигеном і міжгалоїдні сполуки. Взаємодія галогенів з водою та водними розчинами лугів. Оксигеновмісні кислоти галогенів та їхні солі. Будова і природа зв'язків. Стійкість у вільному стані і в розчинах, зміна кислотних і окисно-відновних властивостей залежно від ступеня окиснення галогена. Хлорне вапно. Хлорати, брамати і йодати. Біологічна роль сполук Хлору, Флуору, Броду та Йоду. Поняття про хімізм бактерицидної дії хлору і йоду. Застосування хлорного вапна, хлорної води, препаратів активного Хлору, Йоду, а також фторидів, хлоридів, бромідів, йодидів у медицині, санітарії і фармації</p>
2.2.	<p>р-елементи VIA групи. Оксиген, Сульфур, Селен, Телур</p>	<p>Загальна характеристика елементів VIA групи. Оксиген. Загальна характеристика, поширення в природі, біологічна роль. Особливості електронної структури молекули кисню, хімічна активність. Молекула кисню як ліганд в оксигемоглобіні. Триоксиген (озон), стереохімія і природа зв'язку. Хімічна активність у порівнянні з діоксигеном, якісна реакція. Значення озонowego прошарку для життєдіяльності людини. Класифікація оксигеновмісних сполук та їхні загальні властивості. Бінарні сполуки: оксиди, пероксиди, супероксиди (надпероксиди), озоніди. Сполуки Оксигену з Флуором. Біологічна роль Оксигену, хімічні основи застосування кисню та озону у медицині і фармації.</p> <p>Сульфур. Загальна характеристика. Біологічна роль Сульфуру (сульфгідрильні групи і дисульфідні містки в білках). Здатність до утворення гомоланцюгів. Сірка як проста речовина, застосування у медицині. Сполуки Сульфуру з від'ємним ступенем окиснення. Гідрогенсульфід, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Сульфідні металів і неметалів, їхня розчинність у воді та гідроліз. Якісна реакція на сульфід-іон. Полісульфіди, кислотно-основні та окисно-відновні властивості, стійкість.</p> <p>Сполуки Сульфуру (IV) – оксид, хлорид, оксохлорид, сульфитна кислота, сульфіти та гідрогенсульфіти, їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Відновлення сульфитів до дитіонатів, властивості дитіонатів. Взаємодія сульфитів із сіркою. Якісна реакція на сульфід-іон. Властивості тіосульфатів: реакції з кислотами, окисниками (хлором, йодом), катіонами</p>

		<p>металів, реакції комплексоутворення. Якісна реакція на тіосульфат-іон. Політіонати, особливості їхньої будови. Тіонілхлорид.</p> <p>Сполуки Сульфуру (VI) – оксид, гексафторид, діоксохлорид, сульфатна кислота, сульфати, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Олеум. Дисульфатна кислота, хлорсульфонова кислота. Перексосульфати та їхні окисні властивості.</p> <p>Хімічні основи застосування сполук Сульфуру в медицині, фармації, фармацевтичному аналізі.</p> <p>Селен і Телур. Загальна характеристика. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук. Біологічна роль Селену. Поняття про антиоксиданти</p>
2.3.	<p>р-елементи VA групи. Азот. Сполуки Нітрогену у від'ємному ступені окиснення</p>	<p>Загальна характеристика елементів VA групи. Нітроген, Фосфор, Арсен в організмі, їх біологічна роль, знаходження в природі та організмі.</p> <p>Нітроген. Загальна характеристика. Сполуки з різними значеннями ступенів окиснення. Азот як проста речовина. Причини малої хімічної активності. Молекула азоту як ліганд. Сполуки з від'ємним ступенем окиснення. Нітриди. Амоніак, кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, реакції заміщення. Похідні амоніаку. Аміді, Амоніакати. Йон амонію та його солі, кислотно-основні властивості, термічне розкладання. Гідразин та гідроксиламін. Кислотно-основна та окисно-відновна характеристики. Азотистоводнева кислота, азиди, їх стійкість</p>
2.4.	<p>р-Елементи VA групи. Сполуки Нітрогену у додатному ступені окиснення. Фосфор та його сполуки. Підгрупа Арсену (Арсен, Стибій, Бісмут</p>	<p>Сполуки Нітрогену з додатним ступенем окиснення. Оксиди Нітрогену. Будова молекул і природа зв'язку. Способи одержання. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Нітритна кислота та нітрити, їх властивості. Нітратна кислота та нітрати, кислотно-основна та окисно-відновна характеристика. Термічна стійкість, застосування. «Царська водка». Механізм токсичної дії оксидів Нітрогену та нітратів.</p> <p>Фосфор. Загальна характеристика. Алотропні видозміни Фосфору, їх хімічна активність. Фосфіди, фосфін, порівняння їх з відповідними сполуками Нітрогену. Сполуки Фосфору з позитивним значенням ступеня окиснення. Галогеніди, їх гідроліз. Оксиди, стереохімія і природа зв'язку, взаємодія з водою і спиртами.</p> <p>Ортофосфатна кислота та її йони; дигідрогенфосфати, гідрогенфосфати і фосфати, їх кислотно-основні властивості. Дифосфатна кислота. Ізополі- і гетерополіфосфатні кислоти. Метафосфатна кислота, порівняння її з нітратною кислотою. Якісна реакція на фосфат-іон.</p> <p>Біологічна роль Фосфору та його сполук.</p> <p>Елементи підгрупи Арсену. Загальна характеристика. Сполуки Арсену, Стибію та Бісмуту з Гідрогеном у порівнянні з амоніаком та фосфіном. Визначення Арсену та Стибію методом Марша. Сполуки з додатним ступенем окиснення. Галогеніди і зміна їхніх властивостей в групі. Оксиди і гідроксиди елементів(III) та елементів(V), їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Арсеніти й арсенати, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Солі катіонів Стибію і</p>

		Бісмуту. Утворення оксолей. Стибіатна кислота та її солі. Бісмутати та їх стійкість. Хімічні основи застосування в медицині і фармації оксидів і солей Арсену, Стибію та Бісмуту, та сполук р-елементів VA групи у фармацевтичному аналізі
2.5.	р-елементи IVA групи. Карбон і Силіцій. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум)	<p>Загальна характеристика елементів IVA групи. Алотропія Карбону. Типи гібридизації атома Карбону і будова молекул, що містять Карбон. Карбон як основа всіх органічних молекул. Біологічна роль Карбону і хімічні основи застосування його неорганічних сполук. Фізичні та хімічні властивості простих речовин. Активоване вугілля як адсорбент. Карбон з від'ємним значенням ступеня окиснення. Карбіди активних та перехідних металів, їх властивості та застосування.</p> <p>Сполуки Карбону (II). Карбон (II) оксид, його кислотно-основні та окисно-відновні характеристики. Оксид Карбону (II) як ліганд, хімічні основи його токсичності. Ціанідна кислота, прості і комплексні ціаніди. Хімічні основи токсичності ціанідів.</p> <p>Сполуки Карбону(IV). Карбон (IV) оксид, хімія і природа зв'язку, рівновага у водному розчині. Карбонатна кислота, карбонати і гідрогенкарбонати, їх гідроліз і термоліз. Сполуки Карбону з галогенами і Сульфуром. Карбон (IV) хлорид, карбоксидхлорид (фосген), фреони. Сірковуглець і тіокарбонати. Тіоціанати і ціанати. Фізичні та хімічні властивості, застосування.</p> <p>Силіцій. Загальна характеристика. Основна відмінність Силіцію від Карбону, відсутність π-зв'язків у сполуках. Біологічна роль. Силіциди. Сполуки з Гідрогеном (силани), їх окиснення і гідроліз. Тетрафторид і тетрафторид силіцію, їх гідроліз. Гексафторосилікати. Оксигеновмісні сполуки Силіцію, Силіцій (IV) оксид. Силікагель, його використання. Скло, його властивості та стійкість. Силікатні кислоти. Силікати, їх розчинність і гідроліз. Природні силікати й алюмосилікати. Цеоліти. Силіційорганічні сполуки. Силікони і силосани. Застосування в медицині сполук Силіцію.</p> <p>Елементи підгрупи Германію. Загальна характеристика. Стійкість сполук з Гідрогеном. Сполуки з галогенами типу EF₂ і EF₄, їхня поведінка у водних розчинах. Станумхлористоводнева кислота. Оксиди. Амфотерність оксидів. Оксигеновмісні сполуки, кислоти та солі. Германати, станати, станіти. Гідросокомплекси Стануму та Плюмбуму. Відновні властивості сполук Стануму (II). Плюмбум (IV) оксид як сильний окисник. Розчинні і нерозчинні солі Стануму і Плюмбуму. Окисно-відновні реакції у розчинах. Хімізм токсичної дії сполук Плюмбуму. Застосування в медицині препаратів, що містять Плюмбум (плюмбум (II) оксид, плюмбум ацетат). Хімічні основи використання сполук Стануму та Плюмбуму в аналізі фармацевтичних препаратів. Плюмбуморганічні сполуки (тетраетилплюмбум), їх токсичність</p>
2.6.	р-елементи IIIA групи. Бор і Алюміній	<p>Загальна характеристика елементів IIIA групи. Електронна дефіцитність, її вплив на властивості елементів та їх сполук. Зміна стійкості сполук зі зміною ступеня окиснення +3 і +1 в групі. Загальна</p>

		<p>характеристика Бору. Проста речовина та її хімічна активність. Борида. Сполуки з Гідрогеном (борани), особливості стереохімії і природа зв'язку. Гідридоборати. Галогеніди Бору, гідроліз і комплексоутворення. Бор (III) оксид і боратні кислоти, рівновага у водному розчині. Борати як похідні різних простих і полімерних кислот Бору. Тетраборат натрію. Естери боратної кислоти. Борорганічні сполуки. Біологічна роль Бору. Антисептичні властивості боратної кислоти та її солей.</p> <p>Алюміній. Загальна характеристика. Проста речовина та її хімічна активність. Амфотерність алюмінію, його оксиду та гідроксиду. Алюмінати. Йон алюмінію як комплексоутворювач. Безводні солі Алюмінію і кристалогідрати. Особливості будови. Галогеніди. Гідрид алюмінію. Фізико-хімічні основи застосування Алюмінію та його сполук у медицині, фармації та косметології</p>
2.7.	s-елементи ІА групи. Берилій, Магній і лужноземельні	<p>Загальна характеристика. Відновні властивості простих речовин елементів. Порівняльна характеристика властивостей Берилію, Магнію та Кальцію. Характер взаємодії простих речовин з водою, розчинами кислот та основ.</p> <p>Берилій. Хімічна активність. <i>sp</i>-гібридизація атомних орбіталей Берилію. Амфотерність берилію, його оксиду та гідроксиду. Аква- та гідроксокомплекси Берилію. Розчинність у воді та гідроліз солей Берилію. Подібність Берилію з Алюмінієм (діагональна подібність), її причини.</p> <p>Магній. Оксид та гідроксид Магнію. Розчинність солей Магнію у воді та їх гідроліз. Йон Магнію як комплексоутворювач. Хлорофіл.</p> <p>Лужноземельні метали. Загальна характеристика. Фізико-хімічні властивості та характеристика найважливіших сполук. Основний характер оксидів та гідроксидів. Розчинність гідроксидів та солей у воді. Реакції виявлення катіонів Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}. Реакції катіонів ІА групи з комплексонами (на прикладі ЕДТА). Твердість води, одиниці її вимірювання. Методи її усунення. Сполуки Кальцію в кістковій тканині, подібність йонів Кальцію і Стронцію, ізоморфне заміщення (проблема Стронцій-90). Токсичність Берилію і Барію. Біологічна роль Кальцію та Магнію. Хімічні основи застосування сполук Магнію, Кальцію і Барію в медицині й фармації</p>
2.8.	Загальна характеристика d-елементів. d-Елементи ІВ групи. Купрум, Аргентум, Аурум	<p>Загальна характеристика <i>d</i>-елементів, порівняльна характеристика елементів головних і побічних підгруп. Характерні особливості <i>d</i>-елементів: ступені окиснення, утворення комплексів, забарвлення катіонних та аніонних комплексів, участь в ОВР. Зміна кислотно-основних та окисно-відновних властивостей сполук зі зміною ступеня окиснення. Вторинна періодичність у родинях <i>d</i>-елементів, лантаноїдне стиснення.</p> <p>Поняття біогенні мікроелементи, їх вміст в організмі.</p> <p>Загальна характеристика елементів ІВ групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин. Реакції з кислотами, киснем, галогенами. Сполуки Купруму (I) і Купруму (II), їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості, здатність до комплексоутворення. Комплексні сполуки</p>

		<p>Купруму (II) з амоніаком, амінокислотами, багатоатомними спиртами. Оксид і галогеніди Купруму (I). Комплексні сполуки Купруму (I) з хлоридами й амоніаком, природа забарвлення. Комплексний характер купрумвмісних ферментів, їх біологічна роль. Хімічні основи застосування сполук Купруму в медицині та фармації.</p> <p>Сполуки Аргентуму, їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Здатність до комплексоутворення, комплексні сполуки з галогенід-йонами, амоніаком, тіосульфат-іонами. Бактерицидні властивості йонів Ag⁺. Хімічні основи застосування сполук Аргентуму як лікарських засобів і в фармацевтичному аналізі.</p> <p>Аурум. Окиснення золота киснем за наявності ціанід-іонів. Відношення золота до «царської води» та селенатної кислоти. Сполуки Ауруму (I) і Ауруму (III), їх кислотно-основні та окисно-відновні характеристики, здатність до комплексоутворення. Застосування золота та сполук Ауруму у медицині й фармації</p>
2.9.	d-Елементи IIВ групи. Цинк, Кадмій, Меркурій	<p>Загальна характеристика елементів IIВ групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин.</p> <p>Цинк. Загальна характеристика. Хімічна активність простої речовини. Кислотно-основна та окисно-відновна характеристика сполук Цинку. Солі Цинку, їх розчинність і гідроліз. Комплексні сполуки Цинку з аміаком, водою та гідроксид-іонами. Цинковмісні ферменти. Хімічні основи застосування сполук Цинку в медицині та фармації.</p> <p>Кадмій та його сполуки в порівнянні з аналогічними сполуками Цинку.</p> <p>Меркурій. Загальна характеристика; властивості, відмінні від Цинку та Кадмію: хімічна активність простої речовини, ковалентність зв'язків з м'якими лігандами, утворення зв'язків між атомами Меркурію. Окиснення ртуті сіркою та нітратною кислотою, взаємодія з ферум (III) хлоридом. Нітрати Меркурію. Гідроліз. Основні солі. Сполуки Меркурію (I) і Меркурію (II), їхня кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Каломель і сулема, їх взаємодія з амоніаком, утворення амідохлориду меркурію. Хімізм токсичної дії сполук Кадмію та Меркурію. Хімічні основи застосування сполук Меркурію в медицині та фармації</p>
2.10	d-елементи IIIВ – VB груп ПСЕ. Титан, Ванадій. Лантаноїди	<p>d-Елементи IIIВ групи (підгрупа Скандію). Загальна характеристика, подібність та відмінність від елементів IIIА групи. Біологічна роль Скандію, його хімічні властивості. f-елементи як аналоги d-елементів IIIВ групи, подібність та відмінність на прикладі Церію. Хімічні основи застосування сполук Церію(IV) в аналітичній хімії. d-елементи IVB і VB груп. Загальна характеристика. Хімічні основи застосування простих речовин та сполук Титану, Ніобію, Танталу та Ванадію у медицині і фармації</p>
2.11	d-елементи VIВ групи. Підгрупа Хрому	<p>Загальна характеристика підгрупи. Хром, природні сполуки. Проста речовина та її хімічна активність. Карбоніл хрому. Сполуки Хрому (II), кислотно-основна та окисно-відновна характеристика. Сполуки Хрому (III), кислотно-основна та окисно-відновна характеристика,</p>

		здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон Cr^{3+} . Сполуки Хрому (VI) – оксид та дихроматна кислота, хромати та дихромати, кислотноосновна, окисно-відновна характеристика. Оксидайційні властивості хроматів та дихроматів у залежності від рН середовища, окиснення органічних сполук. Пероксосополуки Хрому (VI). Молібден та Вольфрам, загальна характеристика, здатність до утворення ізополі- та гетерополікислот; окисно-відновні властивості сполук. Біологічна роль Хрому та Молібдену. Хімічні основи застосування сполук Хрому, Молібдену та Вольфраму у фармацевтичному аналізі та медицині
2.12	d-елементи VIII групи. Підгрупа Мангану	Загальна характеристика елементів підгрупи Мангану. Манган. Хімічна активність простої речовини. Здатність до комплексоутворення (утворення карбонілів). Сполуки Мангану (II) та Мангану (III): кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон Mn^{2+} . Манган(IV) оксид, кислотно-основні та окисно-відновні властивості, вплив рН середовища на окисно-відновні властивості. Сполуки Мангану (VI): манганати, їх утворення, термічна стійкість, диспропорціонування в розчині та умови стабілізації. Сполуки Мангану (VII): оксид, перманганатна кислота, її солі, окисно-відновні властивості, продукти відновлення перманганатів за різних значеннь рН, окиснення органічних сполук, термічне розкладання. Біологічна роль Мангану. Хімічні основи застосування калію перманганату та його розчинів як антисептичного засобу та у фармацевтичному аналізі
2.13	d-елементи VIII групи. Ферум та його сполуки	Загальна характеристика елементів родини Феруму. Характеристика елемента, його йонні стани, координаційні числа. Природні сполуки. Залізо. Хімічна активність заліза, здатність до комплексоутворення. Корозія виробів із заліза. Сполуки Феруму (II) – кислотно-основна та окисно-відновна характеристики. Комплексні сполуки з ціанід- і тіоціанат-йонами, диметилгліоксимом, порфіринами. Гемоглобін і ферумвмісні ферменти, їхня біологічна роль. Сполуки Феруму (III). Характеристика ферум (III) оксиду та гідроксиду. Ферум (III) хлорид та його гідроліз. Комплексні сполук феруму (III). Низькоспінові та високоспінові комплексні солі Феруму. Якісні реакції на катіони Феруму Fe^{2+} та Fe^{3+} . Сполуки Феруму (VI). Ферати, одержання та окисні властивості. Хімічні основи використання відновленого заліза та ферумвмісних препаратів у медицині
2.14	d-Елементи VIII групи. Кобальт і Нікол та платинові метали	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-, тіоціанат- та фторид-іонами. Аквакомплекси. Аміакати. Кофермент B_{12} . Якісні реакції на катіони Co^{2+} та Ni^{2+} . Реакція Чугаєва. Біологічне значення та хімічні основи застосування сполук Кобальту і Ніколу в медицині і фармації. Платинові метали, загальна характеристика простих речовин, їх взаємодія з кислотами. Фізичні властивості та

		застосування платинових металів. Комплексні сполуки Платини (II) і Платини (IV), координаційні числа, структура, реакції окиснення, відновлення і заміщення. Оксиди Осмію(VIII) і Рутенію(III). Хімічні основи застосування сполук платинових металів у медицині
--	--	--

6. Структура навчальної дисципліни (навчально-тематичний план викладання дисципліни)

Код теми	Назва освітнього модулю, теми	Денна форма навчання (180 годин)					
		Усього	лекції	семінарські	практичні	самостійна робота	індивід. робота
Модуль I «Загальна хімія»							
1.1.	Будова атома	5	–	–	2	3	–
1.2.	Періодичний закон Д.І. Менделєєва	6	–	–	2	4	–
1.3.	Основні закони хімії	5	–	–	2	3	–
1.4.	Хімічних зв'язок	6	–	–	2	4	–
1.5.	Класифікація неорганічних сполук. Біороль, токсична дія, застосування неорганічних сполук в медицині та фармації	14	2	–	4	8	–
1.6.	Комплексні сполуки та їх будова	5	–	–	2	3	–
1.7.	Окисно-відновні процеси, класифікація та умови перебігу	6	–	–	2	4	–
1.8.	Вчення про розчини та способи вираження складу розчинів	5	–	–	2	3	–
1.9.	Основні поняття хімічної термодинаміки	8	2	–	2	4	–
1.10.	Швидкість та механізми хімічних реакцій. Каталіз	5	–	–	2	3	–
1.11.	Хімічна рівновага. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів	6	–	–	2	4	–
1.12.	Теорії кислот і основ. Дисоціація води	6	1	–	2	3	–
1.13.	Протолітичні процеси	7	1	–	2	4	–
	МКР№1	6	–	–	2	4	–
<i>Усього кредитів / годин за модулем I</i>		<i>90</i>	<i>6</i>	<i>–</i>	<i>30</i>	<i>54</i>	<i>–</i>
Модуль II «Неорганічна хімія»							
2.1.	Загальна характеристика р-елементів. Гідроген та його сполуки . р-елементи VIIA групи. Галогени. Сполуки галогенів у від'ємному та додатному ступенях окиснення	8	2	–	2	4	–
2.2.	р-елементи VIA групи. Оксиген, Сульфур, Селен, Телур	8	2	–	2	4	–
2.3.	р-елементи VA групи. Азот. Сполуки Нітрогену у від'ємному ступені окиснення	7	1	–	2	4	–
2.4.	р-Елементи VA групи. Сполуки Нітрогену у додатному ступені окиснення. Фосфор та його сполуки. Підгрупа Арсену (Арсен,	7	1	–	2	4	–

	Стибій, Бісмут)						
2.5.	p-елементи IVA групи. Карбон і Силіцій. Підгрупа Германію (Германій, Станум, П्लюмбум)	5	–	–	2	3	–
2.6.	p-елементи IIIA групи. Бор і Алюміній	6	–	–	2	4	–
2.7.	s-елементи IIА групи. Берилій, Магній і лужноземельні	5	–	–	2	3	–
2.8.	Загальна характеристика d-елементів. d-Елементи IB групи. Купрум, Аргентум, Аурум	6	–	–	2	4	–
2.9.	d-Елементи IIB групи. Цинк, Кадмій, Меркурій	5	–	–	2	3	–
2.10.	d-елементи IIIB – VB груп ПСЕ. Титан, Ванадій. Лантаноїди	5	–	–	2	3	–
2.11.	d-елементи VIB групи. Підгрупа Хрому	6	–	–	2	4	–
2.12.	d-елементи VIIB групи. Підгрупа Мангану	5	–	–	2	3	–
2.13.	d-елементи VIIIB групи. Ферум та його сполуки	5	–	–	2	3	–
2.14.	d-Елементи VIIIB групи. Кобальт і Нікол та платинові метали	6	–	–	2	4	–
	МКР№2	6	–	–	2	4	–
<i>Усього кредитів / годин за модулем II</i>		<i>90</i>	<i>6</i>	<i>–</i>	<i>30</i>	<i>54</i>	<i>–</i>
Усього кредитів / годин за дисципліну		180	12	–	60	108	–
Код теми	Назва освітнього модулю, теми	Заочна форма навчання (180 годин)					
		Усього	лекції	семінарські	практичні	самостійна робота	індивід. робота
Модуль I «Загальна хімія»							
1.1.	Будова атома	7	1	–	1	5	–
1.2.	Періодичний закон Д.І. Менделєєва	8	1	–	1	6	–
1.3.	Основні закони хімії	6	–	–	1	5	–
1.4.	Хімічних зв'язок	7	–	–	1	6	–
1.5.	Класифікація неорганічних сполук. Біороль, токсична дія, застосування неорганічних сполук в медицині та фармації	9	–	–	2	7	–
1.6.	Комплексні сполуки та їх будова	7	–	–	1	6	–
1.7.	Окисно-відновні процеси, класифікація та умови перебігу	6	–	–	1	5	–
1.8.	Вчення про розчини та способи вираження складу розчинів	7	–	–	1	6	–
1.9.	Основні поняття хімічної термодинаміки	6	–	–	–	6	–
1.10.	Швидкість та механізми хімічних реакцій. Каталіз	6	–	–	–	6	–
1.11.	Хімічна рівновага. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів	6	–	–	1	5	–
1.12.	Теорії кислот і основ. Дисоціація води	8	1	–	1	6	–
1.13.	Протолітичні процеси	7	1	–	1	5	–

<i>Усього кредитів / годин за модулем I</i>		90	4	–	12	74	–
Модуль II «Неорганічна хімія»							
2.1.	Загальна характеристика р-елементів. Гідроген та його сполуки . р-елементи VIIA групи. Галогени. Сполуки галогенів у від'ємному та додатному ступенях окиснення	10	2	–	2	6	–
2.2.	р-елементи VIA групи. Оксиген, Сульфур, Селен, Телур	7	–	–	2	5	–
2.3.	р-елементи VA групи. Азот. Сполуки Нітрогену у від'ємному ступені окиснення	7	1	–	1	5	–
2.4.	р-Елементи VA групи. Сполуки Нітрогену у додатному ступені окиснення. Фосфор та його сполуки. Підгрупа Арсену (Арсен, Стий, Бісмут)	8	1	–	1	6	–
2.5.	р-елементи IVA групи. Карбон і Силіцій. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум)	7	–	–	2	5	–
2.6.	р-елементи IIIA групи. Бор і Алюміній	6	–	–	1	5	–
2.7.	s-елементи IIA групи. Берилій, Магній і лужноземельні	7	–	–	1	6	–
2.8.	Загальна характеристика d-елементів. d-Елементи IB групи. Купрум, Аргентум, Аурум	5	–	–	–	5	–
2.9.	d-Елементи IIB групи. Цинк, Кадмій, Меркурій	5	–	–	–	5	–
2.10.	d-елементи IIIB – VB груп ПСЕ. Титан, Ванадій. Лантаноїди	5	–	–	–	5	–
2.11.	d-елементи VIB групи. Підгрупа Хрому	5	–	–	–	5	–
2.12.	d-елементи VIIB групи. Підгрупа Мангану	5	–	–	–	5	–
2.13.	d-елементи VIIIB групи. Ферум та його сполуки	7	–	–	1	6	–
2.14.	d-Елементи VIIIB групи. Кобальт і Нікол та платинові метали	6	–	–	1	5	–
<i>Усього кредитів / годин за модулем II</i>		90	4	–	12	74	–
Усього кредитів / годин за дисципліну		180	8	–	24	148	–

7. Самостійна робота

Код теми	Зміст самостійної роботи	Обсяг СР		
		денна форма (108 годин)	вечірня форма	заочна форма (148 годин)
1	Тема 1.1. Будова атома 1. Охарактеризувати яку інформацію про стан електрона в атомі можна отримати за значенням певного квантового числа: а) головного n; б) орбітального l; в) магнітного m; г) спінового s? 2. Знати значення якого квантового числа необхідно знати, щоб	3	–	5

	<p>визначити розміщення електрона: а) на енергетичному рівні; б) на енергетичному підрівні?</p> <p>3. Описувати як можна скласти енергетичну шкалу, яка відображає послідовність розміщення електронів в атомі використовуючи правило Клечковського?</p> <p>4. Знати як можна визначити максимально можливе число електронів: а) на енергетичному рівні; б) на енергетичному підрівні; в) на орбіталі?</p> <p>5. Описувати випадки «провалу» електронів на прикладі елементів IV періоду вам відомі</p> <p>6. Описувати як за електронною будовою атома хімічного елемента можна спрогнозувати його валентні можливості?</p> <p>7. Знати яких правил необхідно дотримуватися, щоб скласти електронну формулу та електронно-графічну схему атома хімічного елемента?</p>			
2	<p>Тема 1.2. Періодичний закон Д.І. Менделєєва</p> <p>1 Пояснювати у чому причина періодичного повторення властивостей хімічних елементів? Яке сучасне формулювання Періодичного закону? За якими ознаками хімічні елементи розміщують в одній групі; в одній підгрупі Періодичної системи?</p> <p>2. Пояснювати чому перший період містить лише два хімічні елементи, другий та третій – по вісім, а четвертий і п'ятий – по вісімнадцять?</p> <p>3. Знати у чому полягають особливості розташування в періодичній таблиці f-елементів?</p> <p>4. Що характеризує енергія іонізації? Як вона змінюється в періоді, у головних і побічних підгрупах? Відповідь обґрунтуйте за допомогою прикладів.</p> <p>5. Що характеризує енергія спорідненості до електрона? Як вона змінюється зі збільшенням заряду ядра атома в періоді; у головних підгрупах Періодичної системи? Відповідь обґрунтуйте на прикладах.</p> <p>6. Знати які властивості хімічних елементів можна охарактеризувати за допомогою електронегативності елементів? Як її можна оцінити?</p>	4	–	6
3	<p>Тема 1.3. Основні закони хімії</p> <p>1. Охарактеризувати основні положення атомно-молекулярного вчення, а також поняття: атом, молекула, хімічний елемент, проста і складна речовина, алотропія, ізотопія, ізобарія</p> <p>2. Знати у чому полягає фундаментальне значення закону збереження маси і енергії?</p> <p>3. Охарактеризувати як закон збереження маси застосовується при хімічних розрахунках? Як відповідно до наслідку цього закону співвідносяться між собою кількості атомів одного елемента у молекулах вихідних сполук і продуктів реакції?</p> <p>4 Знати у чому суть закону сталості складу? За якою ознакою можна віднести ту чи іншу сполуку до дальтонідів або до бертолідів?</p> <p>5. Як за допомогою закону об'ємних співвідношень можна встановити реакційні об'єми газів; якісний і кількісний склад невідомого газу в реакційному середовищі?</p> <p>6. Вміти формулювати закон Авогадро і його наслідки.</p> <p>7. Описувати що таке відносна густина одного газу за іншим, як вона обчислюється, що показує?</p>	3	–	5

	8. Вміти записувати математичні вирази законів: Бойля-Маріотта (ізотермічного), ГейЛюссака (ізобаричного), Шарля (ізохоричного), а також універсального газового закону (рівняння Клапейрона).			
4	Тема 1.4. Хімічних зв'язок 1. Давати визначення що таке ковалентний зв'язок. Як за допомогою методу валентних зв'язків (МВЗ) можна обґрунтувати утворення ковалентного зв'язку? 2. Охарактеризувати який ковалентний зв'язок називають полярним та що є кількісною мірою полярності зв'язку. 3. Охарактеризувати який механізм утворення хімічного зв'язку називають донорно-акцепторним? 4. Знати що таке кратність хімічного зв'язку та у чому полягає відмінність між σ - та π - зв'язками? 5. Пояснювати що розуміють під гібридизацією атомних орбіталей? Які орбіталі здатні гібридуватися? 6. Охарактеризувати що таке йонний зв'язок? Які властивості йонного зв'язку відрізняють його від ковалентного?	4	—	6
5	Тема 1.5. Класифікація неорганічних сполук. Біороль, токсична дія, застосування неорганічних сполук в медицині та фармації 1. Давати визначення оксидам та знати класифікацію (кислотні, основні, амфотерні). 2. Давати визначення основам, знати методи їх отримання, охарактеризувати хімічні властивості сильних основ. 3. Давати визначення амфотерним гідроксидам та охарактеризувати їхні хімічні властивості 4. Давати визначення кислотам та знати кислоти, які називаються оксигеновмісними. 5. Описувати як поділяються кислоти за здатністю до електролітичної дисоціації. 6. Охарактеризувати чим відрізняються ізополікислоти від гетерополікислот. 7. Давати визначення солям та знати їх класифікацію (середні, кислі, основні, подвійні, змішані та комплексні) 8. Знати методи добування різних типів солей та описувати їх хімічні властивості. 9. Які хімічні елементи називаються біоелементами, і на які групи вони поділяються за біологічним значенням та за вмістом у організмі людини?	8	—	7
6	Тема 1.6. Комплексні сполуки та їх будова 1. Ознайомитися з основними класифікаціями комплексних сполук. 2. Усвідомити будову й природу хімічного зв'язку в комплексних сполуках. 3. Уміти дати назву комплексним сполукам. 4. Знати склад та функції біокомплексів. 5. Знати лікувальну дію антидотів при токсикозах. 6. Інтерпретувати особливості будови комплексних сполук для їх застосування в хелатотерапії.	3	—	6
7	Тема 1.7. Окисно-відновні процеси, класифікація та умови перебігу 1. Описувати які процеси називаються окисно-відновними та наводити приклади найважливіших відновників та окисників. 2. Охарактеризувати типи окисно-відновних реакцій. 3. Показувати на прикладах, як змінюються окисно-відновні властивості сполук хімічних елементів в залежності від ступеня окиснення його атома.	4	—	5

	4. Вміти користуватися різними методами зрівнювання окисно-відновних реакцій (метод електронного балансу та йонно-електронний метод)			
8	Тема 1.8. Вчення про розчини та способи вираження складу розчинів 2. Знати класифікацію розчинів. 3. Розуміти механізм розчинення. Енергетичний ефект розчинення. 3. Розуміти особливості розчинення газів у рідині. 4. Знати основні закономірності розчинності твердих і рідких речовин у рідині. 5. Знати величини, що характеризують кількісний склад розчинів.	3	–	6
9	Тема 1.9. Основні поняття хімічної термодинаміки 1. Розуміти предмет і основні поняття хімічної термодинаміки. 2. Знати перший закон термодинаміки. Розуміти, що таке ентальпія, екзотермічні і ендотермічні процеси. 3. Знати другий закон термодинаміки, що таке ентропія, термодинамічні потенціали: енергія Гіббса, енергія Гельмгольца та які критерії направленості процесів. Ознайомитися з застосуванням законів термодинаміки до живих систем.	4	–	6
10	Тема 1.10. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Каталіз 1. Знати закон діючих мас для швидкості реакції, особливості його застосування для гомогенних і гетерогенних реакцій, фізичний зміст константи швидкості реакції. 2. Розуміти суть понять "молекулярність" і "порядок реакції". 3. Знати правило Вант-Гоффа, його особливості для біохімічних процесів. 4. Знати визначення і приклади простих і складних реакцій.	3	–	6
11	Тема 1.11. Хімічна рівновага. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів 1. Мати уявлення про основні поняття хімічної рівноваги. 2. Знати принцип Ле-Шател'є. 3. Вміти пояснити зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску, концентрації речовин. 4. Знати як розраховувати добуток розчинності та добуток концентрацій. Розуміти взаємозв'язок між добутком розчинності і розчинністю речовин.	4	–	5
12	Тема 1.12. Теорії кислот і основ. Дисоціація води 1. Мати поняття про ступінь дисоціації й константу дисоціації слабких електролітів. 2. Знати основні властивості розчинів сильних електролітів. 3. Знати основні характеристики води: дисоціація води, іонний добуток води. 4. Ознайомитися з методикою розрахунку водневого показника рН.	3	–	6
13	Тема 1.13. Протолітичні процеси 1. Давати характеристику солей які піддаються гідролізу у водних розчинах? 2. Описувати основні типи гідролізу та чинники, які можуть послабити (посилити) гідроліз? 3. Описувати продукти які утворюються при сумісному	4	–	5

	<p>гідролізі солей.</p> <p>4. Знати як розраховується ступінь гідролізу солей та який зв'язок існує між ступенем гідролізу, константою гідролізу і концентрацією солі.</p> <p>5. Пояснювати чому розчини солей, що можуть гідролізувати, потрібно зберігати концентрованими і за низьких температур</p> <p>6. Пояснювати чому в результаті гідролізу змінюються кислотно-основні властивості середовища і описувати методи його визначення.</p>			
14	<p>МКР№1</p> <p>Повторити матеріал тем 1.1. – 1.6.</p>	4	–	–
15	<p>Тема 2.1. Загальна характеристика р-елементів. Гідроген та його сполуки . р-елементи VIIA групи. Галогени. Сполуки галогенів у від'ємному та додатному ступенях окиснення</p> <p>1. Описувати будову атомів р-елементів VIIA групи, а також зміну атомних радіусів, енергій йонізації і спорідненості до електрону, електронегативності по підгрупі.</p> <p>2. Охарактеризувати будову двоатомних молекул галогенів.</p> <p>3. Знати розповсюдженість та форми знаходження галогенів у природі.</p> <p>4. Описувати лабораторні і промислові способи отримання галогенів (хімічні і електрохімічні методи).</p> <p>5. Охарактеризувати фізичні властивості простих речовин. та вплив зміни міжмолекулярної взаємодії у ряду F–Cl–Br–I на агрегатний стан галогенів.</p> <p>6. Описувати хімічні властивості простих речовин.</p> <p>7. Гідрогенгалогеніди. Будова молекул. Стійкість молекул. Полярність молекул. Асоціація молекул гідрогенфлуориду. Основні методи синтезу. Фізичні властивості гідрогенгалогенідів та хімічні властивості.</p> <p>8. Сполуки галогенів з Оксигеном. Флуориди Оксигену. Оксиди Хлору (I, IV, VII), Бромю (I), Іоду (V). Відношення до води, лугів.</p> <p>9. Оксигенвмісні кислоти Хлору, Бромю, Іоду. Порівняльна стійкість кислот. Кислотні і оксидаційні властивості.</p> <p>10. Солі оксигенвмісних кислот галогенів. Солі кислот Хлору (гіпохлорити, хлорити, хлорати, перхлорати), Бромю, Іоду. Порівняльна стійкість солей і кислот. Оксидаційні властивості солей. Гіпохлорити Натрію і Кальцію. Жавелева вода. Хлорне вапно. Хлорат калію (бертолетова сіль).</p> <p>11. Застосування галогенів та їх сполук.</p>	4	–	6
16	<p>Тема 2.2. р-елементи VIA групи. Оксиген, Сульфур, Селен, Телур</p> <p>1. Описувати як змінюються радіуси, йонізаційні потенціали, спорідненість до електрона та електронегативність у ряду Оксиген – Полоній?</p> <p>2. Розглянути будову атомів та валентні стани елементів VI A групи.</p> <p>3. Проілюструвати за допомогою відповідних рівнянь реакцій характер зміни окисно-відновних властивостей у ряду Оксиген – Полоній.</p> <p>4. Давати порівняльну характеристику зміни фізичних та хімічних властивостей водневих сполук елементів VI A групи.</p> <p>5. Охарактеризувати властивості Оксигену. Чому вони відрізняються від властивостей інших елементів підгрупи?</p> <p>7. Ілюструвати за допомогою відповідних рівнянь реакцій окисно-відновні властивості H₂O₂. На чому ґрунтується його</p>	4	–	5

	<p>застосування в медицині?</p> <p>8. Описувати як змінюється стійкість, кислотні властивості та окисно-відновна здатність у ряду $H_2SO_3 \rightarrow H_2SeO_3 \rightarrow H_2TeO_3$</p> <p>9. Охарактеризувати властивості сульфатної кислоти. Наводити методи її добування.</p> <p>10. Описувати хімічні основи застосування сірки та її сполук в медицині, фармації, фармацевтичному аналізі</p>			
17	<p>Тема 2.3. р-елементи VA групи. Азот. Сполуки Нітрогену у від'ємному ступені окиснення</p> <p>1. Наводити електронні формули атома Нітрогену та з огляду на електронну будову пояснювати максимальну валентність, яку виявляє Нітроген у сполуках.</p> <p>2. За допомогою електронних формул р-елементів V групи пояснювати відмінність Нітрогену від інших елементів цієї групи, головної підгрупи.</p> <p>3. Пояснювати механізм утворення зв'язку в молекулі N_2.</p> <p>4. Охарактеризувати гібридизацію атома Нітрогену в молекулі NH_3</p> <p>5. Навести схему утворення катіона амонію.</p> <p>6. Описувати характерні для аміаку типи реакцій.</p> <p>7. Охарактеризувати до якого типу електролітів відносять NH_4OH та наводити вираз та значення константи дисоціації цієї основи.</p> <p>8. Знати що таке нітриди? Які типи нітридів існують? Навести приклади.</p> <p>9. Описувати рівняння реакцій одержання гідразину, гідроксиламіну, азидної кислоти.</p> <p>10. Вміти пояснювати, чому NH_2OH та N_2H_4 мають окисно-відновну амфотерність.</p> <p>11. Пояснювати, як змінюються основні властивості в ряду $NH_3-N_2H_4-NH_2OH$.</p>	4	—	5
18	<p>Тема 2.4. р-Елементи VA групи. Сполуки Нітрогену у додатному ступені окиснення. Фосфор та його сполуки. Підгрупа Арсену (Арсен, Стибій, Бісмут)</p> <p>1. Навести солетворні оксиди Нітрогену та кислоти, що їм відповідають та описувати таутомерні форми нітритної кислоти й навести приклади нітритів, що відповідають кожній формі.</p> <p>2. Охарактеризувати чинники та описувати яким чином вони впливають на продукти взаємодії нітратної кислоти з металами?</p> <p>3. Навести приклади окиснення металів і неметалів нітратною кислотою.</p> <p>4. Писати рівняння реакцій взаємодії концентрованих нітратної та хлоридної кислот.</p> <p>5. Писати електронну формулу атома Фосфору і електронно-графічну схему його валентних електронів у нормальному і збудженому станах. Охарактеризувати чому дорівнює ступені окислення і координаційні числа Фосфору та порівнювати з Нітрогеном і пояснювати причину подібності та відмінності.</p> <p>6. Описувати як змінюються відновні властивості в ряду: фосфін – арсин – стибін – бісмути</p> <p>7. Описувати основно-кислотні властивості фосфіну у порівнянні з аміаком.</p> <p>8. Охарактеризувати метали, які можна відновлювати кислоти H_3PO_2 і H_3PO_3</p> <p>9. Описувати зміну хімічної природи простих речовин в ряду фосфор – арсен – стибій – бісмут</p> <p>10. Охарактеризувати зміну термічної стійкості сполук:</p>	4	—	6

	<p>фосфін – арсин – стибін – бісмутин та давати пояснення.</p> <p>11. Писати рівняння реакції добування та термічного розкладу арсину.</p> <p>12. Описувати яке середовище у розчині солі стибію(III)? Чому середовище не нейтральне? Писати рівняння гідролізу.</p>			
19	<p>Тема 2.5. р-елементи IVA групи. Карбон і Силіцій. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум)</p> <p>1. Описувати будову атомів та можливі валентні стани елементів IV групи та які ступені окиснення проявляють елементи в сполуках?</p> <p>2. Охарактеризувати зміни радіуса атомів, енергії йонізації, електронегативності в ряду C – Pb та ілюструвати на прикладі оксидів елементів IV групи перехід від неметалічних до металічних властивостей.</p> <p>3. Пояснювати як і чому в цьому ряду змінюється стійкість сполук з вищим ступенем окиснення?</p> <p>4. Охарактеризувати які прості речовини утворюють елементи IV A групи</p> <p>5. Охарактеризувати хімічні властивості простих сполук елементів IV групи та методи їх отримання у промисловості</p> <p>6. Описувати властивості водневих сполук елементів IV A групи.</p> <p>7. Охарактеризувати зміну кислото-основних властивостей гідроксидів елементів IV групи та наводити відповідні рівняння реакцій.</p> <p>8. Описувати протолітичні властивості продуктів гідролізу тетраклориду кремнію, тетраклориду германію, хлоридів олова (II) і (IV)</p> <p>9. Описувати склад сполук, що утворюються при безпосередній взаємодії елементів підгрупи германію з галогенами</p> <p>10. Порівнювати окислювально-відновні властивості сполук олова (II) та свинцю (II) і оцінювати їх залежність від значення рН розчину.</p>	3	–	5
20	<p>Тема 2.6. р-елементи IIIA групи. Бор і Алюміній</p> <p>1. Охарактеризувати будову атомів елементів III A групи та описувати електронні конфігурації, які вони мають в основному та збудженому станах?</p> <p>2. Аналізувати характер зміни атомних радіусів, енергій йонізації, спорідненості до електрону та електронегативності атомів у ряду B – Tl.</p> <p>4. Охарактеризувати які ступені окиснення характерні для сполук вказаних елементів та як і чому змінюється стійкість сполук з вищим ступенем окиснення при переході від бору до талію</p> <p>5. Пояснити різницю фізичних та хімічних властивостей бору та алюмінію та порівнювати властивості простих речовин.</p> <p>5. Описувати промислові методи добування алюмінію та бор</p> <p>7. Аналізувати властивості оксидів та гідроксидів бору</p> <p>8. Охарактеризувати кислотно-основні властивості оксидів, гідроксидів Алюмінію, Галію, Індію та Талію.</p> <p>9. Аналізувати властивості водневих сполук елементів III A групи.</p>	4	–	5
21	<p>Тема 2.7. s-елементи IIA групи. Берилій, Магній і лужноземельні</p> <p>1. Охарактеризувати подібність яких властивостей дозволяє говорити про діагональну схожість літію та магнію?</p> <p>2. Пояснювати чому властивості Берилію та Магнію</p>	3	–	6

	<p>відрізняються від властивостей Кальцію, Барію, Стронцію?</p> <p>3. Пояснювати, чому метали II A підгрупи мають більш високі температури плавлення та кипіння, ніж метали I A підгрупи.</p> <p>4. Описувати хімічні властивості елементів підгрупи I A та II A вказуючи схожість та відмінність між елементами цих груп.</p> <p>5. Охарактеризувати здатність елементів II A підгрупи до взаємодії з водою.</p> <p>6. Описувати як змінюються основні властивості оксидів та гідроксидів елементів другої групи зі збільшенням порядкового номера елемента?</p> <p>7. Пояснювати за допомогою хімічних рівнянь в яких кислотах можна розчинити Be, Mg, Ca, Sr, Ba та які з цих металів розчиняються в розчинах лугів.</p>			
22	<p>Тема 2.8. Загальна характеристика d-елементів. d-Елементи IV групи. Купрум, Аргентум, Аурум</p> <p>1. Охарактеризувати будову атомів d-елементів IV підгрупи. Яку електронну конфігурацію мають вони в основному стані? Які орбіталі в атомах Купруму, Аргентуму та Ауруму є валентними?</p> <p>2. Описувати характер змін атомних радіусів, енергій іонізації, спорідненості до електрону та електронегативності в ряду Cu – Au.</p> <p>3. Пояснювати які ступені окиснення характерні для елементів цієї підгрупи та які з них найбільш характерні для Купруму, Аргентуму та Ауруму.</p> <p>4. Охарактеризувати відновлювальні властивості простих речовин та як вони змінюються у ряду Cu – Au.</p> <p>5. Описувати за допомогою хімічних рівнянь відношення металів IV групи до кисню, галогенів, сірки.</p> <p>6. Охарактеризувати відношення міді, срібла та золота до розбавлених та концентрованих розчинів кислот, лугів та солей.</p> <p>7. Описувати як у промисловості одержують мідь? Яка її біологічна роль в організмі людини? Де застосовуються сполуки елементів IV групи?</p> <p>8. Солі Купруму (II). Безводні солі і кристалогідрати. Будова кристалогідратів з непарною кількістю молекул води. Мідний купорос. Комплексні сполуки. Галогено-, ціано- і амінокомплекси. Сполуки Купруму (III) – купрати.</p>	4	–	5
23	<p>Тема 2.9. d-Елементи II B групи. Цинк, Кадмій, Меркурій</p> <p>1. Охарактеризувати будову атомів d-елементів II B групи. Яку електронну конфігурацію мають вони в основному стані? До яких електронних родин можна віднести ці елементи та чому?</p> <p>2. Аналізувати характер зміни атомних радіусів, енергій іонізації, спорідненості до електрону та електронегативності в ряду Zn – Hg.</p> <p>3. Які орбіталі в атомах елементів II B групи можуть брати участь в утворенні хімічного зв'язку? Який тип зв'язку характерний для Zn, Cd і Hg у сполуках?</p> <p>4. Описувати які ступені окиснення характерні для елементів цієї підгрупи та як можна пояснити те, що вони не виявляють ступенів окиснення більших, ніж +2</p> <p>5. Охарактеризувати як змінюються відновлювальні (металеві) властивості простих речовин у ряду Zn – Hg? Що спільного та відмінного у хімічних властивостях цих металів?</p> <p>6. Описувати за допомогою хімічних реакцій відношення металів II B групи до води, кислот, лугів та солей.</p> <p>7. Охарактеризувати зміну кислотно-основних та окисно-</p>	3	–	5

	<p>відновлювальних властивостей оксидів та гідроксидів у ряду Zn – Hg</p> <p>7. Охарактеризувати біологічну роль сполук цинку. Як на людину діє надлишок Cd та Hg? Які засоби дезактивації ртуті ви знаєте? На яких реакціях вони засновані?</p>			
24	<p>Тема 2.10. d-елементи IIIВ – VB груп ПСЕ. Титан, Ванадій. Лантаноїди</p> <p>1. Охарактеризувати будову атомів d-елементи IIIВ – VB груп та лантаноїдів, зміну атомних і йонних радіусів та енергії йонізації по групі.</p> <p>2. Описувати розповсюдженість та форми знаходження в природі.</p> <p>3. Охарактеризувати існуючі методи отримання металів.</p> <p>4. Описувати фізичні та хімічні властивості. Хімічні властивості Урану.</p> <p>5. Описувати хімічні властивості оксидів та зміну кислотно-основних властивостей оксидів в ряду Скандій – Актиній.</p> <p>6. Охарактеризувати гідроксиди цих металів. Методи отримання і фізичні властивості. Зміна розчинності та основності в ряду гідроксидів. Амфотерні властивості Sc(OH)₃. Кислоти Урану. Уранати. Солі уранілу.</p> <p>7. Охарактеризувати можливості до застосування сполук елементів підгрупи Скандію, лантаноїдів та актиноїдів в фармації.</p>	3	–	5
25	<p>Тема 2.11. d-елементи VIВ групи. Підгрупа Хрому</p> <p>1. Охарактеризувати характерні ступені окиснення для d-елементів VI В групи.</p> <p>2. Навести способи одержання хрому в промисловості.</p> <p>3. Охарактеризувати відношення Хрому, Вольфраму та Молібдену до кислот, лугів та води.</p> <p>4. Як змінюються кислотно-основні властивості оксидів у ряду CrO–CrO₃?</p> <p>5. Як змінюються кислотні властивості в ряду H₂CrO₄ – H₂WO₄?</p> <p>6. Гідроксиди Хрому (II, III, VI). Склад і особливості будови хром (III) гідроксиду.</p> <p>7. Хромові кислоти. Ізополікислоти Хрому. Кисотно-основні і окисаційно-відновні властивості. Відношення до води, кислот, лугів. Молібдатна і вольфраматна кислоти. Ізополімолібдати, ізополівольфраматні.</p> <p>8. . Солі Хрому (II): стійкість і відновні властивості. Солі Хрому (III). Хроміти. Подвійні солі. Галуни. Солі Хрому (VI). Хромати і поліхромати. Процеси поліконденсації хромат-йонів. Окисаційні властивості хроматів і дихроматів. Рівновага у водному розчині між хромат- і дихромат-йонами. Принцип дії хромової суміші.</p>	4	–	5
26	<p>Тема 2.12. d-елементи VIIВ групи. Підгрупа Мангану</p> <p>1. Охарактеризувати характерні ступені окиснення для d-елементів VII В групи?</p> <p>2. Пояснити з чим пов'язана набагато більша стійкість мангану в ступені окиснення +2 порівняно з аналогічними сполуками ванадію та хрому?</p> <p>3. Навести приклади катіонної та аніонної форм сполук мангану (III) та (IV).</p> <p>4. Прописувати рівняння реакцій, в яких сполуки мангану проявляють а) окиснювальні, б) відновнювальні, в) окисно-відновнювальні властивості. Які сполуки мангану можуть</p>	3	–	5

	<p>проявляти окисно-відновнювальну двоїстість?</p> <p>5. Охарактеризувати відношення Mn, Re, Tc до води, лугів, кислот.</p> <p>6. Навести способи одержання мангану та його найважливіших сполук у промисловості.</p> <p>7. Аналізувати кислото-основні властивості гідроксидів (оксидів) мангану (II, IV, VII).</p> <p>8. Описувати окиснювальні властивості $KMnO_4$ у різних середовищах. Як змінюється забарвлення розчинів у процесі відновлення $KMnO_4$?</p> <p>9. Охарактеризувати біологічну роль Мангану?</p>			
27	<p>Тема 2.13. d-елементи VIII групи. Ферум та його сполуки</p> <p>1. Охарактеризувати характерні ступені окиснення для Феруму.</p> <p>2. Описувати взаємодію заліза із хлоридною, нітратною та сульфатною кислотами</p> <p>3. Охарактеризувати способи одержання заліза та його найважливіших сплавів у промисловості.</p> <p>4. Розчини заліза(III) хлориду викликають коагуляцію білків, тому раніше їх використовували в якості кровоспинного засобу. На чому заснована їх коагулююча дія?</p> <p>5. Яке промислове значення та біологічну роль мають метали родини заліза?</p>	3	–	6
28	<p>Тема 2.14. d-Елементи VIII групи. Кобальт і Нікол та платинові метали</p> <p>1. Описувати взаємодію кобальту та нікелю із хлоридною, нітратною та сульфатною кислотами</p> <p>2. Охарактеризувати відношення платиноїдів до води, лугів, кислот.</p> <p>3. Оксиди Кобальту та Ніколу та їх відношення до води, кислот, лугів</p> <p>4. Гідроксиди Кобальту та Ніколу. Методи отримання. Кислотно-основні і оксидативно-відновні властивості. Відношення до води, кислот, лугів.</p> <p>5. Солі Кобальту та Ніколу. Безводні солі і кристалогідрати.</p> <p>6. Комплексні сполуки Кобальту та Ніколу</p> <p>7. Біологічна роль сполук з цими хімічними елементами та застосування в фармації.</p>	4	–	5
29	<p>МКР№2</p> <p>Повторити матеріал тем 2.1. – 2.6.</p>	4	–	–
Всього		108	–	148

Індивідуальні завдання

Індивідуальні завдання носять творчий, пошуковий характер, сприяють розвитку пізнавальної активності здобувачів освіти, що виконуються самостійно або під керівництвом викладача. Це додаткові завдання, що дозволяють здобувачу освіти поглибити свої знання з дисципліни та отримати додаткові бали, наприклад за виступ на конференції, друк тез відповідно до науково-дослідної теми кафедри, за призові місця в олімпіаді з дисципліни серед здобувачів освіти свого ЗВО і закладах вищої освіти України. Максимальна кількість балів, що присвоюється здобувачам освіти за індивідуальну роботу – 2 бали.

8. Виконання контрольних робіт для здобувачів заочної форми навчання

Протягом вивчення дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» здобувач освіти виконує дві контрольні роботи (одну в першому семестрі, другу – в другому).

При виконанні контрольної роботи спочатку необхідно ознайомитися з навчальною програмою, силабусом курсу та підібрати рекомендовану літературу.

Варіанти контрольних запитань вказані в методичних вказівках до контрольної роботи, яка додатково надається кожному здобувачу освіти окремо.

При виконанні контрольної роботи відповіді на запитання писати від руки розбірливо залишаючи місце для зауважень рецензента. В кінці роботи необхідно навести список використаної літератури, вказати дату написання і власний підпис.

Контрольна робота рецензується викладачами кафедри фармації, призначеними завідувачем кафедри. Кожна контрольна робота оцінюється окремо.

Кожна контрольна робота складається з 20 тестових запитань, 3 теоретичних запитань та 3 ситуаційних задач.

За результатами перевірки та рецензування контрольних робіт здобувачів освіти заочної форми навчання оцінюються за 4-ри бальною (традиційною) шкалою («5», «4», «3», «2») з урахуванням затверджених критеріїв оцінювання, які конвертуються в бали.

9. Перелік питань до іспиту

Модуль 1. «Загальна хімія»

1. Речовина. Чистота хімічних речовин (ч, ч.д.а., х.ч., о.с.ч., фарм). Поняття про речовини-стандарти.
2. Методи очистки речовин. Ідентифікація речовини та встановлення її чистоти.
3. Класифікація неорганічних сполук. Навести приклади.
4. Прості речовини, їх локація у періодичній системі. Номенклатура простих речовин.
5. Бінарні сполуки. Їх класифікація та номенклатура.
6. Класифікація та номенклатура основ. Для прикладів застосуйте емпіричні та графічні формули.
7. Класифікація та номенклатура кислот. Для прикладів застосуйте емпіричні та графічні формули.
8. Класифікація та номенклатура солей. Для прикладів застосуйте емпіричні та графічні формули.
9. Класифікація та номенклатура галогенангідридів. Для прикладів застосуйте емпіричні та графічні формули.
10. Основні поняття хімії. Ознаки хімічної реакції.
11. Основні закони хімії: закон збереження маси та енергії, закон сталості

складу, закон кратних відношень, закон об'ємних відношень, закон Авогадро та наслідки з нього.

12. Поняття про еквівалент та молярну масу еквівалента. Розрахунок еквіваленту та молярної маси еквіваленту елементу в сполучі.

13. Розрахунки еквіваленту та молярної маси еквіваленту складних речовин (кислот, основ, солей, оксидів).

14. Закон еквівалентів. Розрахунки еквіваленту та молярної маси еквіваленту за рівнянням реакції.

15. Розрахунки еквіваленту та молярної маси еквіваленту окисника та відновника у окисно-відновних реакціях (ОВР).

16. Розрахунки еквівалентного об'єму.

17. Основні етапи і діалектика розвитку вчення про будову атома.

18. Локація частин атома. Гіпотеза Л. де Бройля. Принцип невизначеності Гейзенберга. Поняття про електронну орбіталь та електронну хмару.

19. Положення електрона. Квантові числа. Їх числове значення, характеристика локації електрона з їх допомогою.

20. Принципи розподілу електронів у багатоелектронному атомі: принцип найменшої енергії, ряд Клечковського, принцип Паулі, правило Хунда.

21. Елементарний склад атома. Зміни кількості електронів. Локація елементів, здатних утворювати катіони чи аніони у ПС.

22. Електронні та електронно-графічні формули атомів елементів та їх йонів. Правила їх запису.

23. Поняття про ізотопи, ізотони та ізобари. Природна та штучна радіоактивність. Токсична дія радіонуклідів. Радіофармацевтичні препарати, що використовують для лікування (препарати Кобальту, Фосфору, Йоду) та діагностики (препарати Калію, Фосфору) різних захворювань.

24. Періодичний закон Д.І. Менделєєва і його пояснення на основі сучасної теорії будови атомів. Структура періодичної системи елементів: періоди, групи, родини. Варіанти періодичної системи.

25. Періодичний характер зміни властивостей елементів: радіус, енергія активації, енергія спорідненості до електрона, відносна електронегативність. Вплив будови зовнішніх електронних оболонок на хімічні властивості елементів. Періодичний характер зміни властивостей простих речовин, гідридів, оксидів. Внутрішня та вторинна періодичність.

26. Поняття про хімічний зв'язок (ХЗ). Основні типи ХЗ. Навести приклади сполук з різними типами ХЗ.

27. Експериментальні характеристики зв'язків: енергія, довжина, напрямленість. Навести приклади.

28. Ковалентний зв'язок. Механізм СЕП. Донорно-акцепторний механізм утворення КЗ. Типи ковалентних зв'язків.

29. Перекривання електронних орбіталей (направленість). Типи ковалентних зв'язків (σ -, π - і δ). Поняття про насиченість та валентність.

30. Типи гібридизованих орбіталей. Навести приклади гібридизованих атомів, та сполук, що містять такі атоми.

31. Іонний зв'язок. Утворення сполук з іонним зв'язком та їх характеристики.

32. Металічний зв'язок. Поняття про електронний газ. Характеристики сполук з металічним зв'язком.
33. Водневий зв'язок. Його типи. Механізм утворення ВЗ. Біологічна роль.
34. Міжмолекулярні взаємодії (орієнтаційні, індукційні, дисперсні).
35. Поняття про розчин. Компоненти розчину. Класифікація розчинів.
36. Найпоширеніші розчинники. Здатність до утворення гідратів та кристалогідратів. Аномалії води. Правило «Подібне розчиняється у подібному». Його застосування.
37. Розчинність газів у рідинах. Фактори впливу на розчинність. Закон Генрі-Дальтона. Поняття про газову емболію.
38. Процес розчинення, його ознаки. Поняття про гідратацію та сольватацію. Механізм розчинення сполук з йонним та ковалентним зв'язком.
39. Розчинність твердих речовин. Процес кристалізації. Математичний вираз, позначення розчинності та одиниці вимірювання. Класифікація розчинів за розчинністю. Характеристика кривих розчинності.
40. Способи вираження складу розчинів : масова частка, об'ємна частка, мольна частка, молярність, нормальність та доповнення до закону еквівалентів, молярність та титр.
41. Гіпотеза іонізації (фізична теорія розчинів). Теорія електролітичної дисоціації (ТЕД). Електроліти та неелектроліти. Приклади цих речовин. Правила написання рівнянь дисоціації.
42. Дисоціація кислот, основ, солей (середніх, кислих, основних).
43. Ступінь дисоціації. Класифікація електролітів за ступенем дисоціації. Приклади сильних, слабких електролітів та електролітів середньої сили серед кислот, основ, солей. Фактори, що впливають на ступінь дисоціації. Взаємозв'язок ступеня дисоціації та ізотонічного коефіцієнта.
44. Розрахунок ступеня дисоціації за величиною електропровідності. Теорія «іонної атмосфери». Вплив концентрації на електропровідність розчину.
45. Активність іону. Коефіцієнт активності та фактори впливу на нього.
46. Іонна сила розчину. Розрахунки іонної сили розчину. Математичний взаємозв'язок між іонною силою розчину та коефіцієнтом активності.
47. Константа дисоціації. Характеристика сили електроліту за величиною константи дисоціації. Ступінчаста дисоціація.
48. Закон розведення Оствальда. Його математичний вираз.
49. Добуток розчинності. Математичний вираз. Взаємозв'язок з розчинністю. ДР у ненасиченому, насиченому та пересиченому розчинах.
50. Повнота осадження і фактори, що впливають на неї. Умови розчинення осадів.
51. Протолітична теорія кислот та основ Ареніуса. Приклади кислот та основ за Ареніусом. Теорія кислот та основ Бренстеда-Лоурі. Приклади кислот та основ за Бренстедом-Лоурі. Теорія кислот та основ за Льюїсом. Приклади кислот та основ за Льюїсом.
52. Константи кислотності та основності. Показники констант кислотності та основності. Характеристика сили кислот та основ за цими показниками.
53. Іонний добуток води. рН. Числові значення середовища. Шкала

кислотності. Формули для розрахунку рН у розчинах сильних та слабких електролітів.

54. Буферні розчини. Типи буферних систем. Механізм дії на прикладі ацетатного буферу. Розрахунок рН буферних розчинів.

55. Вплив факторів на рН буферних систем. Буферна ємність.

56. Поняття про гомеостаз організму. Буферні системи організму. Алкалоз та ацидоз.

57. Гідроліз. Механізм гідролізу катіонів, аніонів та сумісний гідроліз. Типи солей щодо гідролізу.

58. Сумісний гідроліз. Ступінь та константа гідролізу. Фактори, що впливають на гідроліз.

59. Особливості гідролізу солеподібних сполук з ковалентним зв'язком та солей Sb (III), Bi(III), Sn (IV).

60. Поняття про термодинамічну систему. Її характеристики. Типи термодинамічних систем.

61. Види енергії. Внутрішня енергія, теплота та робота системи. Види механічного руху.

62. Термохімія. Способи передачі енергії. Тепловий ефект хімічної реакції. Форма запису термохімічних рівнянь.

63. Перший закон термодинаміки та його математичний вираз.

64. Стандартна ентальпія утворення речовини. Стандартна ентальпія згоряння речовини.

65. Закон Гесса. Математичний вираз. Ентальпійні діаграми. I та II наслідки закону Гесса.

66. Другий закон термодинаміки. Стандартна ентропія процесів. Математичний вираз.

67. Вільна енергія Гіббса. Математичний вираз. Обрахунки вільної енергії Гіббса за стандартних умов.

68. Хімічна кінетика. Поняття про формальну кінетику. Типи кінетичних реакцій.

69. Швидкість хімічної реакції. Експериментальне визначення швидкості реакції. Характеристика кривої швидкості реакції.

70. Середня та миттєва швидкість реакції. Математичний вираз середньої та миттєвої швидкості реакції. Графічний розрахунок миттєвої швидкості реакції.

71. Вплив факторів на швидкість хімічних реакцій. Коротка характеристика. Навести приклади.

72. Вплив природи реагуючих речовин на швидкість хімічних реакцій. Вплив площі дотику взаємодіючих фаз і стану поверхні на швидкість гетерогенної реакції.

73. Вплив концентрації реагентів на швидкість ХР. Закон діючих мас. Математичний вираз.

74. Класифікація ХР за кількістю реагуючих частинок. Навести приклади.

75. Вплив температури на швидкість ХР. Емпіричне правило Вант-Гоффа. Математичний вираз.

76. Метод «прискороного старіння ліків» за Вант-Гоффом. Його застосування.

77. Утворення активного комплексу та енергія активації. Діаграма активного комплексу.
78. Поняття про гомогенний та гетерогенний катализ. Стадії гетерогенного каталізу. Катализатори та інгібітори. Промотори та активатори. Каталітична схема зменшення енергії активації. Навести приклади каталітичних реакцій.
79. Ферментативний катализ. Поняття про ферменти та їх «просторову орієнтацію». Схема ферментативного каталізу.
80. Хімічна рівновага. Гомогенна та гетерогенна рівновага у процесах. Константа хімічної рівноваги. Фактори, що впливають на її величину.
81. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Фактори впливу на хімічну рівновагу.
82. Суть окисно-відновних реакцій (ОВР). Основні поняття (позитивний та негативний ступінь окиснення, окисник та відновник, процеси окиснення та відновлення). Навести приклади.
83. Правила визначення ступеня окиснення (с.о.). Еталонні с.о. Електронна теорія ОВР. Локація окисників та відновників у ПС. Найважливіші окисники та відновники.
84. Характеристика властивостей сполук за с.о.. Характеристика властивостей сполук за величиною електронегативності. Вплив рН середовища на напрям окисно-відновного процесу (на прикладі відновлення перманганат-йону).
85. Способи урівняння ОВР. Суть методів електронного балансу та іонно-електронного методу (методу напівреакцій). Типи ОВР. Навести приклади.
86. Поняття про комплексні сполуки та процес комплексоутворення. Координаційна теорія Вернера. Координаційні числа. Навести приклади.
87. Типи комплексних сполук. Будова КС. Приклади комплексоутворювачів.
88. Поняття про ліганд. Зв'язок між лігандом та центральним атомом. Класифікація лігандів за дентантністю та донорним атомом. Навести приклади.
89. Класифікація КС по типу лігандів. Поняття про хелати. Класифікація КС по кількості центральних атомів.
90. Ізомерія КС. Види просторової ізомерії. Навести приклади. Ізомерія КС. Види структурної ізомерії. Навести приклади.
91. Номенклатура КС. Навести приклади назв КС катіонного, аніонного, катіонно-аніонного та нейтрального типів. Тривіальні назви. Навести приклади.
92. Дисоціація КС. Комплексні кислоти, основи та солі. Первинна та вторинна дисоціація КС. Константа нестійкості КС. Характеристика КС за величиною константи нестійкості.
93. Обмінні реакції КС. Поняття про лабільні та стабільні КС.

Модуль 2. «Неорганічна хімія»

1. Загальна характеристика Гідрогену. Особливості положення в ПСЕ. Характеристики атома Гідрогену. Ізотопи Гідрогену. Поняття про Протон, Гідрид-йон та йон Гідроксонію.
2. Водень як проста речовина. Фізичні властивості. Лабораторні та промислові способи добування водню. Хімічні властивості (відновні та окисні). Застосування водню. оксидами.

3. Гідриди металів. Їх класифікація та номенклатура. Навести приклади.
4. Вода як важлива сполука Гідрогену. Характеристика молекули води. Поняття про «тяжку» воду. Вплив водневого зв'язку на фізичні властивості води. Аномалії води. Хімічні властивості води. Використання води у фармації.
5. Пероксид Гідрогену. Будова молекули, одержання, кислотно-основні та окисно-відновні характеристики, використання в медицині і фармації. Особливості зберігання Гідроген пероксиду.
6. Загальна характеристика s-елементів ІА групи. Біологічна роль елементів у мінеральному балансі організму. Йонофори та їх роль у мембранному перенесенні йонів Калію і Натрію. Хімічні основи застосування сполук Літію, Натрію і Калію в медицині.
7. Характеристика лужних металів. Фізичні властивості. Способи добування. Взаємодія з простими і складними речовинами. Бінарні сполуки лужних металів: галогеніди, сульфіді, фосфіди, нітриди, аміді, гідриди, оксиди, пероксиди, озоніди.
8. Оксиди лужних металів. Фізичні властивості. Способи добування. Хімічні властивості.
9. Гідроксиди лужних металів (луги). Фізичні властивості. Способи добування. Хімічні властивості. Застосування лугів.
10. Сода. Хімічні та тривіальні назви. Хімічні формули. Застосування.
11. Загальна характеристика елементів ІІА групи. Мінерали елементів ІІА групи.
12. Фізичні властивості металів ІІА групи. Поясніть зміну відновних властивостей металічних берилію, магнію, кальцію, стронцію та барію. Порівняльна характеристика лужних та лужно-земельних металів. Хімічні властивості.
13. Оксиди металів ІІА групи. Фізичні властивості. Способи добування. Хімічні властивості.
14. Гідроксиди металів ІІА групи. Належність до лугів. Фізичні властивості. Способи добування. Хімічні властивості.
15. Якісні реакції на катіони лужних металів (реакції забарвлення полум'я). Якісні реакції на катіони металів ІІА групи. Застосування сполук у медицині та фармації. Біологічна роль Кальцію та Магнію.
16. Типи твердості води. Одиниці вимірювання. Визначення твердості води (реакція взаємодії з ЕДТА). Методи усунення твердості води.
17. Загальна характеристика елементів ІІІА групи. Загальна характеристика Бору. Основний та збуджений стани атома Бору. Проста речовина. Алотропні модифікації бору. Добування та хімічна активність.
18. Сполуки з Гідрогеном (борани). Загальна формула. Одержання боранів. Фізичні та хімічні властивості боранів. Боразол. Будова молекули. Фізичні та хімічні властивості сполуки.
19. Оксигеновмісні сполуки бору. Боровмісні кислоти. Солі борних кислот. Будова молекули, добування, фізичні та хімічні властивості. Застосування у фармації та медицині.
20. Якісні реакції на борат йони. Тригалогеніди бору. Будова молекули,

- добування, фізичні та хімічні властивості. Застосування у фармації та медицині.
21. Алюміній. Загальна характеристика. Алюмінійвмісні мінерали. Проста речовина: способи добування, фізичні та хімічні властивості. Амфотерність алюмінію.
 22. Складні сполуки алюмінію: оксид та гідроксид. Способи їх добування, фізичні та хімічні властивості. Фізико-хімічні основи застосування Алюмінію та його сполук у медицині, фармації та косметології.
 23. Алюмінати: склад, властивості та добування. Йон алюмінію як комплексоутворювач.
 24. Загальна характеристика елементів IVA групи. Алотропія Карбону. Типи гібридизації атома Карбону і будова молекул, що містять Карбон. Карбон як основа всіх органічних молекул. Біологічна роль Карбону і його застосування у фармації та медицині. Активоване вугілля як адсорбент.
 25. Карбон з від'ємним значенням ступеня окиснення. Карбіди активних та перехідних металів, їх властивості та застосування.
 26. Сполуки Карбону(II). Оксид Карбону(II), його кислотно-основні та окисно-відновні характеристики. Оксид Карбону(II) як ліганд, хімічні основи його токсичності.
 27. Сполуки Карбону(IV). Оксид Карбону(IV), карбонатна кислота, карбонати і гідрогенкарбонати, їх гідроліз і термоліз.
 28. Силіцій. Загальна характеристика. Біологічна роль. Силіциди. Сполуки з Гідрогеном (силани), їх окиснення і гідроліз.
 29. Оксигеновмісні сполуки Силіцію, оксид силіцію(IV), силікатні кислоти, силікати. Силікагель, його використання. Скло, його властивості та стійкість. Застосування в медицині сполук Силіцію.
 30. Загальна характеристика елементів VA групи. Нітроген, Фосфор, Арсен в організмі, їх біологічна роль, знаходження в природі та організмі. Електронна будова атома Нітрогену. Характерні ступені окиснення. Навести приклади сполук для цих с.о..
 31. Азот як проста речовина. Причини малої хімічної активності. Молекула азоту як ліганд. Способи добування, фізичні та хімічні властивості молекули азоту. Застосування у медицині та фармації.
 32. Сполуки N^{-3} (аміак, нітриди, та амід). Способи добування, фізичні та хімічні властивості цих сполук. Формування міжмолекулярного водневого зв'язку у молекулі аміаку. Утворення йону амонію. Якісні реакції на йон амонію.
 33. Сполуки N^{-2} (гідразин). Способи добування, фізичні та хімічні властивості. Сполуки N^{-1} (гідроксиламін). Способи добування, фізичні та хімічні властивості.
 34. Сполуки N^{+1} , N^{+2} , N^{+3} (оксиди, нітритна кислота, нітрити). Способи добування, фізичні та хімічні властивості.
 35. Сполуки N^{+4} (оксид). Способи добування, фізичні та хімічні властивості.
 36. Сполуки N^{+5} (оксиди, нітратна кислота, нітрати). Способи добування, фізичні та хімічні властивості.
 37. Можливі продукти відновлення нітратної кислоти. Взаємодія

концентрованої та розведеної нітратної кислоти з металами різної активності. Суміші з концентрованою нітратною кислотою.

38. Термічний розклад нітратів. Навести приклади.

39. Якісні реакції на нітрит та нітрат йони. Застосування сполук Нітрогену у медицині та фармації.

40. Фосфор. Загальна характеристика. Алотропні видозміни Фосфору, їх хімічна активність. Фосфіди, фосфін, порівняння їх з відповідними сполуками Нітрогену.

41. Сполуки Фосфору з позитивним значенням ступеня окиснення. Галогеніди, їх гідроліз. Оксиди, стереохімія і природа зв'язку, взаємодія з водою і спиртами.

42. Ортофосфатна кислота та її йони; дигідрогенфосфати, гідрогенфосфати і фосфати, їх кислотно-основні властивості. Дифосфатна кислота. Метафосфатна кислота, порівняння її з нітратною кислотою. Якісна реакція на фосфат-іон.

43. Елементи підгрупи Арсену. Сполуки Арсену, Стибію та Бісмуту з Гідрогеном у порівнянні з аміаком та фосфіном. Визначення Арсену та Стибію методом Марша.

44. Загальна характеристика елементів VIA групи. Оксиген. Загальна характеристика, поширення в природі, біологічна роль. Особливості електронної структури молекули кисню, хімічна активність.

45. Бінарні сполуки: оксиди, пероксиди, супероксиди (надпероксиди), озоніди. Сполуки Оксигену з Флуором. Біологічна роль кисню, хімічні основи застосування кисню та озону у медицині і фармації.

46. Сульфур. Загальна характеристика. Біологічна роль Сульфуру (сульфгідрильні групи і дисульфідні містки в білках). Здатність до утворення гомоланцюгів. Сірка як проста речовина, застосування у медицині.

47. Сполуки Сульфуру з від'ємним ступенем окиснення: гідрогенсульфід, сульфідні металів і неметалів, їхня розчинність у воді та гідроліз. Якісні реакції на сульфід-іон.

48. Сполуки Сульфуру (IV) – оксид, хлорид, оксохлорид, сульфитна кислота, сульфіти та гідрогенсульфіти, їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Якісні реакції на сульфит-іон.

49. Властивості тіосульфатів: реакції з кислотами, окисниками (хлором, йодом), катіонами металів, реакції комплексоутворення. Якісна реакція на тіосульфат-іон.

50. Сполуки Сульфуру (VI) – оксид, гексафторид, діоксохлорид, сульфатна кислота, сульфати, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Олеум. Дисульфатна кислота, хлорсульфонова кислота. Пероксосульфати та їхні окисні властивості.

51. Загальна характеристика галогенів. Електронна будова та характерні с.о.. Ряд активності галогенів.

52. Особливі властивості Флуору як найелектронегативнішого елемента.

53. Прості речовини галогенів. Будова молекули, способи добування та їхня хімічна активність.

54. Сполуки галогенів з Гідрогеном. Розчинність у воді. Кислотні та окисно-

відновні властивості. Йонні й ковалентні галогеніди, їх відношення до дії води, окисників та відновників. Галогенід-іони як ліганди у комплексних сполуках. Реакції виявлення галогенід-іонів. Галогени з додатним значенням ступеня окиснення.

55. Сполуки з Оксигеном і міжгалоїдні сполуки. Взаємодія галогенів з водою та водними розчинами лугів.

56. Оксигеновмісні кислоти галогенів та їхні солі. Будова і природа зв'язків. Стійкість у вільному стані і в розчинах, зміна кислотних і окисно-відновних властивостей залежно від ступеня окиснення галогену.

57. Сполуки галогенів зі ступенем окиснення +1. Хлорнуватиста кислота та її солі гіпохлорити, гіпоброміти та гіпойодити. Жавелева вода. Хлорне вапно.

58. Сполуки галогенів зі ступенем окиснення +3. Хлориста кислота та її солі хлорити, броміти та йодити. Сполуки галогенів зі ступенем окиснення +5. Хлорнувата кислота та її солі хлорати, брамати і йодати.

59. Сполуки галогенів зі ступенем окиснення +7. Хлорна кислота та її солі перхлорати, пербромати та перйодати.

60. Загальна характеристика елементів ІВ групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин. Реакції з кислотами, киснем, галогенами.

61. Сполуки Купруму (I) і Купруму (II), їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Комплексні сполуки Купруму (II) з аміаком, амінокислотами, багатоатомними спиртами. Хімічні основи застосування сполук Купруму в медицині та фармації.

62. Сполуки Аргентуму, їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Здатність до комплексоутворення, комплексні сполуки з галогенід-йонами, аміаком, тіосульфат-іонами. Бактерицидні властивості йонів Ag^+ . Хімічні основи застосування сполук Аргентуму як лікарських засобів і в фармацевтичному аналізі.

63. Аурум. Окиснення золота киснем за наявності ціанід-іонів. Відношення золота до «царської водки» та селенатної кислоти. Застосування золота та сполук Ауруму у медицині й фармації.

64. Загальна характеристика елементів ІІВ групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин.

65. Цинк. Загальна характеристика. Хімічна активність простої речовини. Кисотно-основна та окисно-відновна характеристика сполук Цинку. Солі Цинку, їх розчинність і гідроліз. Комплексні сполуки Цинку з аміаком, водою та гідроксид-іонами. Хімічні основи застосування сполук Цинку в медицині та фармації.

66. Меркурій. Загальна характеристика; властивості, хімічна активність простої речовини. Окиснення ртуті сіркою та нітратною кислотою, взаємодія з ферум (III) хлоридом. Нітрати меркурію. Гідроліз.

67. Загальна характеристика VI В підгрупи. Хром, природні сполуки. Проста речовина та її хімічна активність. Карбоніл хрому.

68. Сполуки Хрому (III), кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон Cr^{3+}

69. Сполуки Хрому (VI) – оксид та дихроматна кислота, хромати та дихромати,

кислотно-основна, окисно-відновна характеристика. Оксидайційні властивості хроматів та дихроматів у залежності від рН середовища, окиснення органічних сполук. Пероксополуки Хрому(VI).

70. Манган. Хімічна активність простої речовини. Здатність до комплексоутворення (утворення карбонілів).

71. Сполуки Манган(II) та Мангану(III): кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон Mn^{2+}

72. Манган (IV) оксид, кислотно-основні та окисно-відновні властивості, вплив рН середовища на окисно-відновні властивості. Сполуки Мангану(VI): манганати, їх утворення, термічна стійкість, диспропорціювання в розчині та умови стабілізації.

73. Сполуки Мангану(VII): оксид, перманганатна кислота, її солі, окисно-відновні властивості, продукти відновлення перманганатів за різних значенннів рН, окиснення органічних сполук, термічне розкладання.

74. Загальна характеристика елементів родини Феруму. Характеристика елемента, його йонні стани, координаційні числа. Природні сполуки.

75. Залізо. Хімічна активність заліза, здатність до комплексоутворення. Корозія виробів із заліза. Хімічні основи використання відновленого заліза та ферумвмісних препаратів у медицині.

76. Сполуки Феруму (II) – кислотно-основна та окисно-відновна характеристики. Комплексні сполуки з ціанід- і тіоціанат-йонами, диметилглюксимом, порфіринами. Гемоглобін і ферумвмісні ферменти, їхня біологічна роль.

77. Сполуки Феруму (III). Характеристика ферум (III) оксиду та гідроксиду. Ферум (III) хлорид та його гідроліз. Комплексні сполуки феруму(III). Низькоспінкові та високо спінкові комплексні солі Феруму. Якісні реакції на катіони феруму Fe^{2+} та Fe^{3+} .

78. Сполуки Феруму (VI). Ферати, одержання та окисні властивості.

79. 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).

80. Комплексні сполуки Кобальту та Ніколу з ціанід-, тіоціанат- та фторид-іонами. Аквакомплекси. Аміакати. Кофермент B_{12} . Якісні реакції на катіони Co^{2+} та Ni^{2+} . Реакція Чугаєва.

81. Платинові метали, загальна характеристика простих речовин, їх взаємодія з кислотами. Фізичні властивості та застосування платинових металів. Комплексні сполуки Платини (II) і Платини (IV), координаційні числа, структура, реакції окиснення, відновлення і заміщення.

10. Методи навчання

Для активізації процесу навчання здобувачів освіти в ході вивчення дисципліни застосовуються такі навчальні технології та засоби:

✓ на лекціях чітко та зрозуміло структурується матеріал; зосереджується увага здобувачів освіти на проблемних питаннях; наводяться конкретні

прикладі практичного застосування отриманих знань; звертаються до зарубіжного досвіду вирішення окремих проблем; здобувачі освіти заохочуються до критичного сприймання нового матеріалу замість пасивного конспектування; використовуються наочні матеріали, схеми, таблиці, моделі, графіки; використовуються технічні засоби навчання: мультимедійний проектор, слайди тощо;

✓ на *практичних заняттях* запроваджуються різні навчальні технології: обговорення проблем, дискусії; вирішення ситуаційних вправ; розв'язання проблемних питань; лабораторні роботи; виконання дослідів; метод проектів (проектування); мозковий штурм; кейс-методи; презентації; аналіз конкретної ситуації; робота в малих групах; рольові та ділові ігри; банки візуального супроводження; письмовий контроль знань; індивідуальне та групове опитування; перехресна перевірка завдань з наступною аргументацією виставленої оцінки тощо.

Обов'язковими елементами активізації навчальної роботи здобувачів освіти є чіткий контроль відвідування здобувачами освіти занять, заохочення навчальної активності, справедлива диференціація оцінок.

11. Критерії та порядок оцінювання результатів навчання

Оцінювання результатів навчання здобувачів в НУОЗ України імені П. Л. Шупика проводиться з використанням рейтингової системи (далі - ЄКТС), в основу якої покладено поопераційний контроль і накопичення рейтингових балів за різнобічну навчально-пізнавальну діяльність здобувачів у процесі навчання.

Поточний контроль здійснюється на кожному практичному занятті відповідно конкретним цілям теми, під час індивідуальної роботи викладача зі здобувачем освіти. При оцінюванні поточної діяльності здобувача освіти при вивченні дисципліни застосовуються види об'єктивного контролю теоретичної і практичної підготовки здобувачів освіти.

Формами проведення поточного контролю під час навчальних занять дисципліни включає в себе тестовий контроль (вхідний рівень знань) і традиційний усний та письмовий (вихідний рівень знань), що включає в себе перевірку рівня набутих практичних навичок, а саме розв'язування ситуаційних задач, трактування та оцінка результатів досліджень проведених під час виконання практичної роботи.

Оцінювання поточної навчальної діяльності

Поточна навчальна діяльність здобувачів освіти контролюється на практичних заняттях на початку шляхом тестування (10 тестових завдань формату А) потім проводиться контроль теоретичної підготовки та здобутих практичних навичок (на протязі всього заняття), а в кінці заняття – шляхом перевірки правильності виконаних завдань, визначення рівня набутих практичних навичок при розв'язуванні ситуаційних задач та написання хімічних перетворень.

Під час оцінювання засвоєння кожної теми за поточну навчальну

діяльність здобувачу освіти виставляються оцінки за 4-ри бальною (традиційною) шкалою («5», «4», «3», «2») з урахуванням затверджених критеріїв оцінювання. При цьому враховуються усі види робіт, передбачені навчальною програмою. Здобувач освіти отримує оцінку на кожному практичному занятті. Виставлені за традиційною шкалою оцінки конвертуються у бали.

Оцінку «Відмінно» отримує здобувач освіти, який якісно виконав самостійну роботу студента (СРС), приймав активну участь в обговоренні найбільш складних питань з теми заняття, дав не менше 90% правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, без помилок відповів на письмові завдання, виконав практичну роботу та вирішив ситуаційну задачу з оформленням рівнянь хімічних реакцій.

Оцінку «Добре» отримує здобувач освіти, який якісно виконав СРС, приймав участь в обговоренні складних питань з теми заняття, дав не менше 75% правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, однак припустився окремих незначних помилок у відповідях на письмові завдання, виконанні практичної роботи та вирішенні ситуаційної задачі (при оформленні рівнянь хімічних реакцій).

Оцінку «Задовільно» отримує здобувач освіти, який виконав СРС, не приймав активної участі в обговоренні найбільш складних питань з теми, дав не менше 60% правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припустився значних помилок у відповідях на письмові завдання, виконанні практичної роботи та вирішенні ситуаційної задачі (оформленні рівнянь хімічних реакцій).

Оцінку «Незадовільно» отримує здобувач освіти, який не якісно виконав або взагалі не виконав СРС, не приймав участі в обговоренні питань з теми заняття, дав менше 60% правильних відповідей на стандартизовані тестового завдання, припустився грубих помилок у відповідях на письмові завдання або взагалі не дав відповідей на них, не виконав практичну роботу, не вирішив ситуаційної задачі та не оформив рівняння хімічних реакцій.

Конвертацію традиційної оцінки за практичні заняття у бали наведено у таблиці *(для очної денної форми навчання)*.

Традиційна система	Конвертація у бали
«5»	3,5 балів
«4»	2,8 балів
«3»	2,0 балів
«2»	0 балів

Конвертацію традиційної оцінки за практичні заняття у бали наведено у таблиці *(для заочної форми навчання)*.

Традиційна система	Конвертація у бали
«5»	5,5 балів
«4»	4,4 балів
«3»	3,3 балів
«2»	0 балів

Для здобувачів *очної (денної) форми* навчання кожен модуль завершується **модульною контрольною роботою**.

Всього під час вивчення дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» буде проведено дві модульні контрольні роботи, які будуть містити 19 завдань: 15 тестових завдань і 4 письмових завдання. Всі чотири письмових завдання кожного з білетів це розрахункові завдання (задачі), за допомогою яких перевіряються теоретичні знання та практичні навички з різних тем дисципліни, що вивчається. Під час оцінювання модульної контрольної роботи здобувачу освіти виставляються оцінки за 4-ри бальною (традиційною) шкалою («5», «4», «3», «2»), які конвертуються у бали.

Оцінку «Відмінно» (“5”) отримає здобувач освіти, який правильно відповів на 90-100 % тестів формату А та без помилок вирішив ситуаційні та розрахункові задачі.

Оцінку «Добре» (“4”) отримає здобувач освіти, який правильно відповів на 75-89% тестів формату А та який припустився окремих незначних помилок при вирішенні розрахункових та ситуаційних задач.

Оцінку «Задовільно» (“3”) отримає здобувач освіти, який правильно відповів на 60 -74% тестів формату А та припустився значних помилок у відповідях при вирішенні розрахункових та ситуаційних задач.

Оцінку «Незадовільно» (“2”) отримає здобувач освіти, який відповів на менше, ніж 60 % тестів формату А та припустився грубих помилок у відповідях на письмові завдання.

Конвертацію традиційної оцінки за модульну контрольну роботу у бали наведено у таблиці.

Традиційна система	Конвертація у бали
«5»	10 балів
«4»	8 балів
«3»	6 балів
«2»	0 балів

Для заочної форми навчання передбачено виконання **2 контрольних робіт** з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія». Результати перевірки та рецензування контрольних робіт здобувачів освіти заочної форми навчання оцінюються за 4-ри бальною (традиційною) шкалою («5», «4», «3», «2») з урахуванням затверджених критеріїв оцінювання (тотожних до оцінювання

модульних контрольних робіт для денної форми навчання), які конвертуються в бали.

Конвертацію традиційної оцінки за контрольну роботу в бали наведено у таблиці

Традиційна система	Конвертація у бали
«5»	25 балів
«4»	20 балів
«3»	15 балів
«2»	0 балів

Кінцевий контроль (іспит):

Складається з III етапів

I етап: контроль теоретичного рівня знань у формі повної відповіді на письмові питання.

II етап: перевірка володіння практичними навичками та засвоєння навчального матеріалу у формі розв'язку ситуаційних задач.

III етап: тестовий контроль, який включає виконання 20 тестових завдань формату «А». Тестові завдання охоплюють повний курс навчальної програми з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія».

Критерії оцінювання іспиту:

Оцінку «Відмінно» (“5”) одержує здобувач освіти, який дав не менше 90% правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, без помилок вирішив ситуаційні задачі, дав ґрунтовні повні відповіді на всі теоретичні питання. Демонструє всебічне і глибоке засвоєння навчального матеріалу; в повному об'ємі володіє теоретичними знаннями та практичними навичками; розуміє значення дисципліни, її зв'язок з професійно-орієнтованими дисциплінами.

Оцінку «Добре» (“4”) одержує здобувач освіти, який дав не менше 75% правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припустився окремих незначних помилок при вирішенні ситуаційних задач, дав повні відповіді на всі теоретичні питання з незначними помилками. Демонструє повне засвоєння навчального матеріалу; добре володіє теоретичними знаннями та практичними навичками; розуміє значення дисципліни, її зв'язок з професійно-орієнтованими дисциплінами.

Оцінку «Задовільно» (“3”) одержує здобувач освіти, який дав не менше 60% правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припустився значних помилок у відповідях на письмові завдання, з помилками вирішує ситуаційні задачі, не повністю відповів на теоретичні питання або припустився значних помилок. Демонструє засвоєння лише основ навчального матеріалу; оволодів не всіма практичними навичками; не може самостійно пояснити зв'язок хімії з іншими професійно-орієнтованими дисциплінами.

Оцінку «Незадовільно» (“2”) одержує здобувач освіти, який дав менше 59% правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припустився грубих помилок у відповідях на письмові завдання та теоретичні запитання або

взагалі не дав відповідей на них. Демонструє відсутність систематичних знань та умінь, не володіє практичними навичками, допускає принципові помилки у відповідях на теоретичні питання та при вирішенні ситуаційних задач.

Конвертацію традиційної оцінки кожної складової іспиту в бали наведено у таблиці

Традиційна оцінка	Перерахунок у бали			Загальний бал за іспит
	Тестовий контроль	Теоретичні питання	Ситуаційні задачі	
5	18 – 20	27 – 30	27 – 30	72 – 80
4	15 – 17	23 – 26	23 – 26	61 – 69
3	12 – 14	19 – 22	19 – 22	50 – 58
2	< 12	< 19	< 19	< 50

Розподіл балів, які отримують здобувачі освіти за іспит:

Нарахування балів за дисципліну *(для очної денної форми навчання)*:

Кількість занять	Поточне оцінювання та самостійна робота				Модульна контрольна робота кількість	Оцінювання				IPC	Сума балів за поточне навчання	Сума балів за іспит	Сума балів за дисципліну
	«5»	«4»	«3»	«2»		«5»	«4»	«3»	«2»				
	28	3,5	2,8	2,0		0	2	10	8				

IPC* - індивідуальна робота студента

Нарахування балів за дисципліну *(для заочної форми навчання)*:

Кількість занять	Поточне оцінювання та самостійна робота				Контрольна робота кількість	Оцінювання				IPC	Сума балів за поточне навчання	Сума балів за іспит	Сума балів за дисципліну
	«5»	«4»	«3»	«2»		«5»	«4»	«3»	«2»				
	12	5,5	4,4	3,3		0	2	25	20				

Загальний розподіл балів за результатами навчання

Оцінка ECTS	Оцінка у національній шкалі	Сума балів для галузі знань 22 «Охорона здоров'я»
A (відмінно)	5 (відмінно)	170 – 200
B (дуже добре)	4 (добре)	155 – 169
C (добре)		140 – 154
D (задовільно)	3 (задовільно)	125 – 139
E (достатньо)		111 – 124
FX (незадовільно) з можливістю повторного складання	2 (незадовільно)	60 – 110
F (незадовільно) з обов'язковим повторним вивченням		1 – 59

12. Рекомендований бібліографічний список

Основна література

1. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. /Є.Я. Левітін, А.М. Бризицька, Р.Г. Ключєва ; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. – 3-тє вид. – Харків : НФаУ: Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Рева Т.Д, Тимошук О.Б., Костирко О.О., Зайцева Г.М., Калібабчук В.О. Загальна та неорганічна хімія: навч.-метод. посібник. – К.: Едельвейс, 2018.– 176 с.
3. Неорганічна хімія: навчально-методичний посібник (зошит) / І.С. Ковальчук, С.В. Гончарук, Н.П. Гирина та ін. – К.: ВСВ «Медицина», 2017. – 80 с.
4. J. D. Lee, Concise Inorganic Chemistry for JEE (Main&Advanced). – Wiley, UK, 2019. – 718 p.
4. Strohfeltd, A. Katja. Essentials of inorganic chemistry : for students of pharmacy, pharmaceutical sciences and medicinal chemistry. – Wiley, UK, 2019. - 209 p.
5. Загальна хімія: підруч. [для студ. вищ. навч. закл.] / Панасенко О. І., Голуб А. М., Андрійко О. О., Василєга-Дерибас М. Д., Панасенко Т.В. [та ін.]. – Запоріжжя 2018. – 462 с.
6. P.W. Atkins, T.L. Overton, J.P. Rourke, M.T. Weller. Shriver and Atkins' Inorganic Chemistry, Fifth Edition. Published in Great Britain by Oxford University Press. New York, 2019. – 851 p.

Додаткова література

1. Загальна та неорганічна хімія : підручник / Гомонай В. І., Мільович С. С. – Вінниця : Нова Книга, 2016. – 448 с.
2. General and Inorganic Chemistry: textbook / V.O. Kalibabchuk, V.V. Ohurtsov, V.I. Halynska et al.; edited by V.O. Kalibabchuk. – Kyiv : AUS Medicine Publishing, 2019. – 456 p.
3. Державна Фармакопея України : в 3 т. / Державне підприємство «Український науковий фармакопейний центр якості лікарських засобів». – 2-е вид. – Харків: Державне підприємство «Український науковий фармакопейний центр якості лікарських засобів», 2015. – Т. 1. – 1128 с.
4. 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.;– Ч. II.– 516 с.
5. Kathleen Cooper, Kelsey Denny, Rachael Harris. Green Chemistry. Laboratory Manual for Green Chemistry. – Jackson, Tennessee, USA, Sally A. Henrie Union University, 2020. – 372 p.
6. Основи загальної хімії. [для студ. вищ. навч. закл.] / Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С. [та ін.]; ред. В. С. Телегус – Львів: Світ, 2018. – 424 с.
7. Терєбіленко К., Зозуля В., Токменко І. та Слободяник М. (2022). Складні оксидні сполуки гадолінію (III), отримані з розплавленої молібдатофосфатної солі. Український хімічний журнал, 88 (8), 59-65.

Інформаційні ресурси

1. Законодавство України [Електронний ресурс]. – Режим доступу: <http://zakon3.rada.gov.ua/laws>
2. Нормативно-директивні документи МОЗ України [Електронний ресурс]. – Режим доступу: /[http:// mozdocs.kiev.ua](http://mozdocs.kiev.ua)

**Лист перегляду (актуалізації) робочої програми навчальної дисципліни
«Загальна та неорганічна хімія»**

№	Висновок щодо актуальності РПНД*	Дата перегляду	№ протоколу кафедри	Підпис викладача	Підпис гаранта ОПП	Підпис завідувача кафедри

*У колонці «Висновок щодо актуальності РПНД» зазначити висновок кафедри, щодо перегляду (актуалізації): *актуалізовано; необхідно внести зміни у такі розділи (із їх зазначенням); внесені зміни у розділ; замінено сторінки №; тощо.*