


**Вінницький національний медичний університет ім. М.І.Пирогова**


**«ЗАТВЕРДЖУЮ»**

Проректор закладу вищої освіти з науково-педагогічної та навчальної роботи

 професор ЗВО  
Оксана СЕРЕБРЕННІКОВА  
“02” вересня 2022 р.

**«ПОГОДЖЕНО»**

Завідувач кафедри  
фармацевтичної хімії

 доцент ЗВО  
Тетяна ЮЩЕНКО  
“02” вересня 2022 р.

**СИЛАБУС**

навчальної дисципліни

**ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**

Спеціальність	226 Фармація, промислова фармація
Освітній рівень	Магістр
Освітня програма	ОПП «Фармація», 2022
Навчальний рік	2022-2023
Кафедра	Фармацевтичної хімії
Лектор	Доцент ЗВО, к. х. н., Марія ЄВСЄЄВА
Контактна інформація	<a href="mailto:pharmchem@vnm.edu.ua">pharmchem@vnm.edu.ua</a> м. Вінниця, вул. Пирогова, 56, тел. 0432-55-39-54
Укладач силабусу	Доцент ЗВО, к. х. н., Марія ЄВСЄЄВА

## 1. Статус та структура дисципліни

Статус дисципліни	Обов'язкова	
Код дисципліни в ОПП/місце дисципліни в ОПП	ОК 16 /дисципліна загальної підготовки	
Курс/семестр	2 курс (з нормативним терміном навчання) / III, IV семестри – денна форма навчання 2 курс (з нормативним терміном навчання) / III, IV семестри – заочна форма навчання	
Обсяг дисципліни (загальна кількість годин / кількість кредитів ЄКТС)	180 годин /6 кредитів ЄКТС – денна форма навчання 180 годин /6 кредитів ЄКТС – заочна форма навчання	
Кількість змістових модулів	9 змістових модулів	
Структура дисципліни	Денна форма навчання	Заочна форма навчання
	Лекції – 28 год Практ. заняття – 74 год Самостійна робота – 78 год	Лекції – 10 год Практ. заняття – 22 год Самостійна робота – 148 год
Мова викладання	українська	
Форма навчання	Очна, заочна (або дистанційна згідно наказу)	

## 2. Опис дисципліни

Дисципліна «Загальна та неорганічна хімія» вивчається в III та IV семестрах першого року навчання на другому курсі (з нормативним терміном навчання), вона складається з двох модулів, які в свою чергу поділяються на 9 змістових модулів. Загальна кількість годин – 180 із них лекцій – 28, практичних занять – 74, самостійна робота – 78, кредитів ЄКТС – 6.

Загальна та неорганічна хімія – обов'язкова, фундаментальна природнича дисципліна у системі вищої фармацевтичної освіти, знання якої необхідні для плідної, творчої діяльності фахівців у галузі фармації. Вона розвиває діалектичний спосіб мислення, розширює й поглиблює наукові знання про матерію, будову і властивості хімічних елементів та їхні перетворення, а також визначає шляхи вирішення прикладних задач у галузі фармації.

Знання з загальної та неорганічної хімії дозволять майбутньому фахівцю оволодіти найсуттєвішим – навичками якісного і кількісного прогнозування вірогідності перебігу хімічних реакцій та встановлення механізмів взаємодії неорганічних речовин, що використовуються в медичній та фармацевтичній практиці, а також їх біотрансформації в організмі людини.

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

**Предметом** вивчення навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є:

- взаємозв'язок хімічних процесів та явищ, що їх супроводжують,
- закономірності між хімічним складом, будовою речовин та їх властивостями,
- встановлення ймовірності перебігу і спрямованості хімічних реакцій,
- визначення функції речовин у кислотно-основних та окисно-відновних процесах,
- фізико-хімічні основи використання неорганічних речовин у медицині та фармації.

Згідно з навчальним планом «Загальна та неорганічна хімія» вивчається на першому році навчання, і включає такі види навчальних занять: лекції, практичні заняття та самостійна робота студентів.

У лекціях з «Загальної та неорганічної хімії» висвітлюються основні теоретичні питання загальної хімії, фізичні і хімічні властивості елементів та їх сполук, особлива увага приділяється тим речовинам, які використовуються у фармацевтичній практиці і медицині.

Організація навчального процесу здійснюється за Європейською накопичувальною кредитно-трансферною системою організації навчального процесу.

Програма дисципліни структурована в два модулі, до складу першого модуля (вивчається в першому семестрі) входить 5 змістових модулів, другий модуль (вивчається в другому семестрі) включає 4 змістових модулів.

Засвоєння теми контролюється на практичних заняттях у відповідності з конкретними цілями, засвоєння змістових модулів – на практичних підсумкових заняттях. Застосовуються такі засоби діагностики рівня підготовки студентів: тести, розв'язування ситуаційних задач, заповнення робочих зошитів, оформлення експериментальних лабораторних досліджень і трактування та оцінка їх результатів; контроль практичних навичок при виконанні хімічних дослідів.

Підсумковий контроль засвоєння першого модулю студентами денної та заочної форм навчання проводиться після його завершення в кінці третього семестру навчання у вигляді заліку. Підсумковим контролем засвоєння дисципліни є іспит, який студенти денної та заочної форм навчання складають після завершення другого модуля в кінці четвертого семестру. Оцінка успішності студента з дисципліни виставляється за багатобальною шкалою і має визначення за системою ECTS та шкалою.

**Передреквізитами** дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є основи хімії в обов'язку середньої освіти, а також основи елементарної математики і фізики, які містять знання, уміння і навички, необхідні для засвоєння даної дисципліни. З перерахованих дисциплін важливими є знання таких тем: основні поняття і закони хімії, номенклатура та властивості основних класів неорганічних сполук, будова атома, основні поняття про розчини та їх властивості, будова молекул, властивості простих і складних речовин елементів 1-3 періодів періодичної системи. Дуже важливим є вміння проводити основні математичні розрахунки, із додатними і від'ємними числами та з числами у степенях.

**Мета курсу:** формування наукового світогляду здобувачів вищої 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.

**Постреквізитами** дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є аналітична, фізична та колоїдна, фармацевтична, біологічна та токсикологічна хімії, фармакогнозія та технології ліків. Знання теоретичних основ загальної та неорганічної хімії необхідні для більш глибокого вивчення перерахованих дисциплін. «Загальна та неорганічна хімія» як навчальна дисципліна – закладає основи вивчення цих дисциплін і передбачає формування знань та умінь, які необхідні для вивчення спеціальних дисциплін у професійній діяльності.

**Компетентності та результати навчання, формуванню яких сприяє дисципліна.**

Згідно з вимогами Стандарту дисципліна забезпечує набуття здобувачами освіти компетентностей:

**Інтегральна (ІК):**

– Здатність розв'язувати складні задачі та критично осмислювати й вирішувати практичні проблеми у професійній фармацевтичній та/або дослідницько-інноваційній діяльності із застосуванням положень, теорій та методів фундаментальних, хімічних, технологічних, біомедичних та соціально-економічних наук; інтегрувати знання та вирішувати складні питання, формулювати судження за недостатньої або обмеженої інформації; зрозуміло і недвозначно доносити власні знання, висновки та їх обґрунтованість до фахової та нефахової аудиторії.

**Загальні компетентності (ЗК):**

- **ЗК 2.** Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях.
- **ЗК 3.** Прагнення до збереження навколишнього середовища.
- **ЗК 4.** Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, вчитися і бути сучасно навченим.
- **ЗК 11.** Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.
- **ЗК 12.** Здатність проведення досліджень на відповідному рівні.

### **Спеціальні (фахові, предметні) (ФК):**

- **ФК 20.** Здатність здійснювати розробку методик контролю якості лікарських засобів, у тому числі активних фармацевтичних інгредієнтів, лікарської рослинної сировини і допоміжних речовин з використанням фізичних, хімічних, фізико-хімічних, біологічних, мікробіологічних, фармакотехнологічних та фармакоорганолептичних методів контролю.

### **Результати навчання:**

**Інтегративні кінцеві програмні результати навчання, формуванню яких сприяє навчальна дисципліна:**

**ПРН 2.** Застосовувати знання з загальних та фахових дисциплін у професійній діяльності.

**ПРН 3.** Дотримуватись норм санітарно-гігієнічного режиму та вимог техніки безпеки при здійсненні професійної діяльності.

**ПРН 4.** Демонструвати вміння самостійного пошуку, аналізу та синтезу інформації з різних джерел та використання цих результатів для рішення типових та складних спеціалізованих завдань професійної діяльності.

**ПРН 8.** Здійснювати професійне спілкування державною мовою, використовувати навички усної комунікації іноземною мовою, аналізуючи тексти фахової спрямованості та перекладати іншомовні інформаційні джерела.

**ПРН 9.** Здійснювати професійну діяльність використовуючи інформаційні технології, «Інформаційні бази даних», системи навігації, Internet-ресурси, програмні засоби та інші інформаційно-комунікаційні технології.

**ПРН 12.** Аналізувати інформацію, отриману в результаті наукових досліджень, узагальнювати, систематизувати й використовувати її у професійній діяльності.

### **Результати навчання для дисципліни:**

В результаті вивчення дисципліни Загальна та неорганічна хімія здобувачі освіти повинні:

#### **• Знати:**

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

#### **• 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;
- проводити якісне визначення деяких катіонів та аніонів;

- 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.

#### **Зміст та логістика дисципліни**

<b>Денна форма навчання</b>		
Модуль 1 Загальна хімія	III семестр 90 год / 3 кредити	Лекції № 1-9 Практичні заняття № 1-18 Тем для самостійного опрацювання немає
Модуль 2 Неорганічна хімія	IV семестр 90 год / 3 кредити	Лекції № 10-14 Практичні заняття № 19-37 Тем для самостійного опрацювання немає
<b>Заочна форма навчання</b>		
Модуль 1 Загальна хімія	III семестр 90 год / 3 кредити	Лекції № 1-3 Практичні заняття № 1-6 Теми для самостійного опрацювання № 4, 6, 7, 17
Модуль 2 Неорганічна хімія	IV семестр 90 год / 3 кредити	Лекції № 4, 5 Практичні заняття № 7-11 Теми для самостійного опрацювання № 18, 19, 20, 21, 22

Дисципліна включає 43 теми, які поділені на два тематичних модулі та 9 змістових модулів.

#### **Модуль 1. Загальна хімія**

##### **Змістовий модуль 1. Будова речовини і періодичний закон Д. І. Менделєєва.**

##### **Конкретні цілі:**

- Засвоїти основні положення сучасної квантово-хімічної теорії будови атома.
- Застосувати значення квантових чисел та правила і принципи, що визначають послідовність заповнення електронами атомних орбіталей, для зображення електронних і електроннографічних формул атомів та йонів елементів.
- Засвоїти сучасне визначення періодичного закону.
- Трактувати періодичність зміни атомних радіусів, енергії іонізації, спорідненості до електрона, електронегативності і хімічних властивостей простих речовин і сполук елементів на основі електронної будови їх атомів.
- Засвоїти основні поняття сучасної теорії хімічного зв'язку.
- Класифікувати типи хімічного зв'язку, пояснювати властивості речовин у залежності від типу зв'язку у молекулі.
- У залежності від типу міжмолекулярної взаємодії пояснювати властивості речовин у різних агрегатних станах.

##### **Тема 1. Будова атома.**

Основні етапи і діалектика розвитку вчення про будову атома. Спектри атомів. Квантовий характер поглинання і випромінювання енергії. Корпускулярно-хвильовий дуалізм мікрочастинок. Рівняння де Бройля. Хвильові властивості мікрочастинок і принцип невизначеності Гейзенберга. Характер руху електронів в атомі. Хвильова функція в системах мікрочастинок.

Електронні енергетичні рівні атома. Головне квантове число. Форма s, p- і d-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 йонів.

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

## **Тема 2. Періодичний закон Д. І. Менделєєва.**

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.

## **Тема 3. Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук.**

Механізм утворення хімічного зв'язку (ВЗ) між атомами. Типи хімічного зв'язку. Фізико-хімічні властивості сполук з ковалентним, йонним і металічним зв'язком. Експериментальні характеристики зв'язків: енергія, довжина, напрямленість.

Насичуваність, напрямленість і полярність ковалентного зв'язку. Утворення  $\sigma$ - і  $\pi$ -зв'язків. Метод валентних зв'язків (ВЗ). Визначення кратності і ковалентності за методом ВЗ. 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.

Основні положення методу молекулярних орбіталей (МО). Зв'язуючі, розпушуючі і незв'язуючі МО, їх енергія та форма, енергетичні діаграми МО. Кратність зв'язку в методі МО.

Міжмолекулярні взаємодії (орієнтаційні, індукційні, дисперсні). Водневий зв'язок і його біологічна роль.

## **Змістовий модуль 2. Атомно-молекулярне вчення і основні закони хімії.**

### **Конкретні цілі:**

- *Засвоїти основні поняття і закони хімії та застосовувати їх для розв'язання відповідних задач.*

- *Класифікувати прості та складні речовини залежно від їх складу та хімічної будови.*
- *Пояснювати хімічні властивості речовин певного класу за допомогою хімічних реакцій.*
- *Продемонструвати знання номенклатури неорганічних сполук на конкретних прикладах.*

## **Тема 4. Хімія в системі природничих наук. Історія розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення.**

Предмет, завдання та методи хімії. Місце неорганічної хімії в системі природничих наук та фармацевтичної освіти. Значення хімії для розвитку медицини і фармації.

Речовина. Чистота хімічних речовин. Умовні позначення ступеня чистоти (класифікація речовин за чистотою). Теоретичні основи очищення речовин. Фізичні константи, як спосіб ідентифікації речовини.

Основні етапи розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення. Поняття про атом і його основні характеристики: відносна атомна маса, заряд і порядковий номер елемента в періодичній системі, хімічний символ. Ізотопи. Поняття про молекулу, структура молекул і властивості. Відносна молекулярна маса, молярна маса речовин.

## **Тема 5. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук.**

Основні класи неорганічних сполук. Оксиди, їх класифікація і номенклатура. Гідроксиди, їх класифікація і номенклатура. Кислоти, їх класифікація і номенклатура. Солі, їх класифікація (середні, основні, кислі, оксосоли, подвійні, змішані). Номенклатура солей.

## **Тема 6. Основні закони хімії.**

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.

### **Тема 7. Поняття про еквівалент речовини.**

Хімічний еквівалент, його сучасне визначення. Молярна маса еквівалента. Розрахунки молярної маси еквівалента простих і складних сполук. Закон еквівалентів.

### **Змістовий модуль 3. Елементи хімічної термодинаміки та кінетики.**

#### **Конкретні цілі:**

- *Розрахувати користуючись законом Гесса значення ентальпій хімічних реакцій, процесів розчинення речовини, дисоціації кислот та основ.*
- *Трактувати можливість самочинного перебігу хімічних реакцій та пояснювати термодинамічну стійкість хімічних сполук, користуючись значеннями ентропії та енергії Гіббса.*
- *Пояснювати можливість перебігу хімічних реакцій залежно від природи реагуючих речовин та наявності каталізатора.*
- *Застосовувати закон дії мас, рівняння Арреніуса і емпіричне правило Вант-Гоффа для обчислення швидкості гомогенних і гетерогенних реакцій.*
- *Застосовувати закон дії мас до рівноважних процесів*
- *Трактувати напрямок зміщення рівноваги хімічної реакції за принципом Ле Шательє.*
- *Класифікувати електроліти за величиною ступеня дисоціації.*
- *Застосувати закон дії мас до рівноважних процесів дисоціації слабких електролітів, води, малорозчинних електролітів, використовувати табличні дані величин  $K_n$ ,  $D_p$  для визначення концентрації відповідних йонів.*
- *Розрахувати за законом розведення Освальда ступінь дисоціації, константу дисоціації, концентрацію слабого електроліту та кислотність середовища.*
- *Розрахувати розчинність малорозчинного електроліту за величиною добутку розчинності, визначити умови осадження і розчинення цієї сполуки.*
- *Трактувати основні положення теорії сильних електролітів.*

### **Тема 8. Основні поняття хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Термохімія.**

Поглинання та виділення різних видів енергії при хімічних перетвореннях. Теплота і робота, як характеристики процесів.

Внутрішня енергія і ентальпія речовин. Перший закон 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.

Закон Гесса. Розрахунки стандартних ентальпій хімічних реакцій і фізико-хімічних перетворень (процесів розчинення речовини, гідратації, дисоціації кислот та основ) на основі закону Гесса. Другий закон термодинаміки.

### **Тема 9. Другий закон термодинаміки. Напрявленість хімічних процесів.**

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.

### **Тема 10. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Каталіз.**

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.

#### **Тема 11. Хімічна рівновага.**

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.

#### **Змістовий модуль 4. Розчини. Властивості розчинів. Рівновага в розчинах електролітів.**

##### **Конкретні цілі:**

- *Визначати тип розчину та розрізняти його компоненти.*
- *Трактувати механізм розчинення, електролітичної дисоціації та гідролізу речовин.*
- *Застосувати закони Дальтона та Сеченова для обчислення розчинності газів у рідинах.*
- *Розрахувати масову частку, молярну, моляльну концентрації, мольну частку, молярну концентрацію еквівалента та титр за вказаними значеннями маси розчиненої речовини, об'єм розчину або розчинника.*
- *Вміти готувати розчин з певною масовою часткою, молярною, моляльною концентрацією, молярною концентрацією еквіваленту або титром.*
- *Трактувати правило змішування розчинів з різною масовою часткою і застосувати його на практиці.*
- *Розрахувати молярну масу речовини за законом Рауля і Вант-Гоффа.*
- *Застосувати закон діючих мас до рівноважного процесу гідролізу середніх, кислих солей і солей, утворених багатозарядним катіоном або аніоном і запропонувати для них вираз для константи гідролізу та формулу для її розрахунку.*
- *Розрахувати ступінь і константу гідролізу, концентрацію солі та кислотність середовища. Аналізувати чинники, які впливають на зміщення рівноваги реакцій гідролізу.*

#### **Тема 12. Вчення про розчини. Колігативні властивості розчинів.**

Суть основних положень: розчини, розчинник, розчинена речовина. Явище дифузії в розчинах. Напівпроникні мембрани. Осмос. Осмотичний закон Вант-Гоффа, рівняння для неелектролітів та електролітів. Ізотонічний коефіцієнт, його зв'язок із ступенем дисоціації. Розчини: ізотонічні, гіпотонічні, гіпертонічні. Біологічне значення осмосу: ізоосмія, гемоліз, плазмоліз, тургор.

#### **Тема 13. Розчинність. Способи вираження складу розчинів.**

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).

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.

#### **Тема 14. Теорії сильних і слабких електролітів.**

Розвиток І. М. Каблуковим теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса. Поняття про сильні і слабкі електроліти. Теорія розчинів сильних електролітів. Йонна сила розчинів, коефіцієнт активності та активність йонів сильних електролітів в розчинах. Розчини слабких електролітів. Ступінь дисоціації. Залежність ступеня дисоціації від концентрації (закон розведення Оствальда). Застосування закону дії мас до дисоціації слабких електролітів. Константа дисоціації. Ступінчастий характер дисоціації.



### **Тема 15. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів.**

Рівновага між розчином і осадом малорозчинних електролітів. Добуток розчинності (ДР). Умови утворення і розчинення осадів.

### **Тема 16. Теорії кислот і основ. Дисоціація води. рН.**

Теорії кислот і основ (Арреніуса, Брендстеда-Лоурі, Льюїса). Амфотерні електроліти (амфоліти). показники (рН та рОН) розчинів слабких та сильних кислот і основ. Буферні системи. Кількісні характеристики сили кислот та основ.

Дисоціація води. Йонний добуток води. Характеристика кислотності середовища. Водневий та гідроксильний

### **Тема 17. Протолітичні процеси.**

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.

### **Змістовий модуль 5. Основні типи хімічних реакцій**

#### **Конкретні цілі:**

- Засвоїти основні поняття окисно-відновних процесів.
- Аналізувати окисно-відновні властивості простих речовин і сполук елементів залежно від їх положення у періодичній системі та ступеня окиснення.
- Застосувати метод електронного балансу та електронно-іонний метод для знаходження коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій.
- Визначати тип окисно-відновної реакції.
- Розрахувати еквівалент і еквівалентну масу окисника та відновника.
- Розрахувати ЕРС окисно-відновної системи та визначати напрямок перебігу ОВР.
- Застосувати координаційну теорію Вернера для вивчення будови і складу комплексних сполук.
- Аналізувати електронну будову атомів елементів з метою встановлення їх здатності до комплексоутворення.
- Класифікувати комплексні сполуки за зарядом комплексного йону, природою ліганду, кислотністю водного розчину та кількістю і характером атомів комплексоутворювача.
- Називати комплексні сполуки.
- Визначати вид ізомерії комплексних сполук.
- Застосувати метод валентних зв'язків для пояснення механізму утворення хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Запропонувати вираз для  $K_n$  комплексної сполуки. За значенням цієї величин трактувати її поведінку в розчині.
- Наводити приклади використання комплексних сполук у фармацевтичному аналізі та медицині.

### **Тема 18. Реакції з перенесенням електронів.**

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. Посьднані пари окисно-відновних процесів. Окисно-відновна двоїстість. Поняття про вплив кислотності середовища на характер продуктів та напрямленість ОВР. Визначення напрямку окисно-відновного процесу, окисно-відновні потенціали, стандартна зміна енергії Гіббса в окисно-відновних процесах. Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі та аналізі лікарських засобів. Роль окисно-відновних процесів у метаболізмі.

### **Тема 19. Координаційні сполуки. Реакції комплексоутворення.**

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 їх активних центрів. Утворення комплексів між неорганічними і біологічними сполуками. Метало-лігандний гомеостаз. Хімічні основи використання КС у фармацевтичному аналізі і медицині.

## **Модуль 2. Неорганічна хімія**

### **Змістовий модуль 6. Органогенні та біогенні елементи. Людина і біосфера.**

#### **Конкретні цілі:**

- *Класифікувати хімічні елементи за різними критеріями.*
- *Трактувати зв'язок між біологічною роллю біогенних елементів та формою знаходження їх в організмі.*
- *Трактувати на основі вчення В. Вернадського поняття - біосфера, ноосфера.*
- *Пояснювати закономірності міграції хімічних елементів у біосфері.*

#### **Тема 1. Хімічні елементи, їх класифікація.**

Поняття про хімічні елементи, їх класифікація за походженням, хімічними властивостями, будовою зовнішнього енергетичного рівня, поширенням у природі, значенням для організму. Класифікація біоелементів, їх вміст у організмі. Зв'язок фізико-хімічних параметрів елементів з їх положенням у періодичній системі і вмістом в організмі.

#### **Тема 2. Людина і біосфера.**

Вчення В. Вернадського про біосферу і біогеохімію. Поняття про міграцію хімічних елементів. Зв'язок ендемічних захворювань з особливостями біогеохімічних провінцій. Людина і біосфера. Ноосфера. Технічний прогрес і екологія.

### **Змістовий модуль 7. s-Елементи (типові метали).**

#### **Конкретні цілі:**

- *Трактувати зміну величин атомних радіусів, енергії іонізації, електронегативності s-елементів та відновних властивостей простих речовин із зростанням їх атомного номеру.*
- *Порівняти умови одержання, стійкість та хімічні властивості оксидів, пероксидів, надпероксидів, гідридів і гідроксидів s-елементів залежно від їх положення у періодичній системі елементів.*
- *Пояснювати хімічні властивості простих речовин і сполук s-елементів за допомогою рівнянь хімічних реакцій.*
- *Трактувати явище амфотерності на прикладі взаємодії берилію та його оксиду і гідроксиду з кислотами та лугами.*
- *Пояснювати твердість води та методи її усунення.*
- *Трактувати окисно-відновну двоїстість гідроген пероксиду.*
- *Запропонувати реакції якісного виявлення катіонів лужних і лужноземельних металів.*
- *Запропонувати приклади використання сполук s-елементів у фармації та медицині.*

#### **Тема 3. s -Елементи ІА групи. Лужні метали.**

Загальна характеристика s-елементів ІА групи. Поширення в природі. Біологічна роль елементів у мінеральному балансі організму. Макроелементи, їх вміст у організмі. Йодофори та їх роль у мембранному перенесенні йонів Калію і Натрію. Характеристика йонного стану цих елементів.

Металічний стан лужних металів. Відмінність Літію від інших лужних металів. Взаємодія з простими і складними речовинами. Бінарні сполуки лужних металів: гідриди, оксиди, пероксиди, супероксиди, озоніди.

Гідроксиди лужних металів, солі та їх властивості, застосування. Хімічні основи застосування сполук Літію, Натрію і Калію в медицині.

#### **Тема 4. s-Елементи ІІА групи. Берилій, Магній і лужноземельні елементи.**

Загальна характеристика. Відновні властивості простих речовин елементів. Порівняльна характеристика властивостей берилію, магнію та кальцію. Характер взаємодії простих речовин з водою, розчинами кислот та основ.

Берилій. Хімічна активність. sp-гібридизація 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.

Магній. Оксид та гідроксид Магнію. Розчинність солей Магнію у воді та їх гідроліз. Йон Магнію як комплексоутворювач. Хлорофіл.

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 ІІА 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.

### **Змістовий модуль 8. Елементи ІІА - ІІІА груп періодичної системи елементів.**

#### **Конкретні цілі:**

- Пояснювати закономірність зміни атомних радіусів, енергії іонізації, спорідненості до електрона, електронегативності р-елементів із зростанням їх атомного номеру в підгрупі та періоді.
- Запропонувати можливі ступені окиснення та пояснити хімічну активність простих речовин р-елементів залежно від конфігурації валентних електронів.
- Трактувати збуджений стан атомів та гібридизацію їх атомних орбіталей і форму молекул на прикладі утворення відповідних сполук.
- Трактувати підсилення металічних властивостей простих речовин р-елементів у підгрупі та зменшення у періоді із зростанням заряду ядра їх атомів.
- Пояснювати хімічні властивості простих речовин та сполук р-елементів за допомогою рівнянь хімічних реакцій.
- Порівняти умови одержання, стійкість та хімічну активність оксидів, гідрогенпохідних, галогенідів, гідроксидів і солей залежно від ступеню окиснення та положення р-елементів у періодичній системі.
- Аналізувати здатність сполук р-елементів до участі в реакціях комплексоутворення.
- Пояснювати окисно-відновні та кислотно-основні властивості сполук р-елементів залежно від ступеня окиснення елементу.

#### **Тема 5. р-Елементи ІІА групи. Бор і Алюміній.**

Загальна характеристика елементів ІІА групи. Електронна дефіцитність, її вплив на властивості елементів та їх сполук. Зміна стійкості сполук зі зміною ступеня окиснення +3 і +1 в групі.

Загальна 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(ІІІ) 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.

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.

#### **Тема 6. р-Елементи ІІІА групи. Карбон та його неорганічні сполуки.**

Загальна характеристика елементів ІІІА 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.

Сполуки Карбону(IV). Оксид Карбону(II), 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. Сполуки Карбону(IV). Оксид Карбону(IV), хімія і природа зв'язку, рівновага у водному розчині. Карбонатна кислота, карбонати і гідрогенкарбонати, їх гідроліз і термоліз. Сполуки Карбону з галогенами і Сульфуром. Хлорид карбону(IV), карбоксидхлорид (фосген), фреони. Сірковуглець і тіокарбонати. Тіоціанати і ціанати. Фізичні та хімічні властивості, застосування.

#### **Тема 7. Силіцій та його сполуки.**

Силіцій. Загальна характеристика. Основна відмінність Силіцію від Карбону, відсутність  $\pi$ -зв'язків у сполуках. Біологічна роль. Силіциди. Сполуки з Гідрогеном (силани), їх окиснення і гідроліз. Тетрафторид і тетрахлорид силіцію, їх гідроліз. Гексафторосилікати.

Оксигеновмісні сполуки Силіцію, оксид силіцію(IV). 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.

#### **Тема 8. р-Елементи IVA групи. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум).**

Елементи підгрупи Германію. Загальна характеристика. Сійкість сполук з Гідрогеном. Сполуки з галогенами типу  $EF_2$  і  $EF_4$ , їх поведінка у водних розчинах. Станум хлористоводнева кислота. Оксиди, Амфотерність оксидів. Оксигеновмісні сполуки, кислоти та солі. Германати, станати, станіти. Гідроксокомплекси Стануму та Плюмбуму. Відновні властивості сполук Стануму(II). Оксид плюмбуму(IV) 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 (оксид плюмбуму(II), плюмбуму ацетат). Хімічні основи використання сполук Стануму та Плюмбуму в аналізі фармацевтичних препаратів. Плюмбуморганічні сполуки (тетраетилплюмбум), їх токсичність.

#### **Тема 9. р-Елементи VA групи. Нітроген та його сполуки.**

Загальна характеристика елементів VA групи. Нітроген, Фосфор, Арсен в організмі, їх біологічна роль, знаходження в природі та організмі.

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 гідроксиамін. Кислотно-основна та окисно-відновна характеристики. Азотистоводнева кислота, азиди, їх стійкість.

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 горілка». Механізм токсичної дії оксидів Нітрогену та нітратів.

#### **Тема 10. Фосфор та його сполуки.**

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. Фосфатна(I) і фосфатна(III) кислоти, будова молекул, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Ортофосфатна кислота та її йони; дигідрогенфосфати, гідрогенфосфати і фосфати, їх кислотно-основні властивості. Дифосфатна кислота. Ізополіг і гетерополіфосфатні кислоти. Метафосфатна кислота, порівняння її з нітратною кислотою. Якісна реакція на фосфат-іон. Біологічна роль Фосфору та його сполук.

#### **Тема 11. р-Елементи VA групи. Підгрупа Арсену (Арсен, Стибій, Бісмут).**

Елементи підгрупи Арсену. Загальна характеристика. Сполуки Арсену, Стибію та Вісмуту з Гідрогеном у порівнянні з амоніаком та фосфіном. Визначення Арсену та Стибію методом Марша.

Сполуки з додатними ступенями 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 Бісмуту. Утворення оксосолей. 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.

#### **Тема 12. р- Елементи VIA групи. Оксиген та його сполуки.**

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 озонового прошарку для життєдіяльності людини. Класифікація оксигеновмісних сполук та їх 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.

#### **Тема 13. р-Елементи VIA групи. Сульфур, Селен, Телур.**

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

Сполуки Сульфору(IV) – оксид, хлорид, оксохлорид, сульфітна кислота, сульфіти та гідрогенсульфіти, їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Відновлення сульфітів до дитіонатів, властивості дитіонатів. Взаємодія сульфітів із сіркою. Якісна реакція на сульфід-іон. Властивості тіосульфатів: реакції з кислотами, окисниками (хлором, йодом), катіонами металів, реакції комплексоутворення. Якісна реакція на тіосульфат-іон. Політіонати, особливості їхньої будови. Тіонілхлорид.

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

Хімічні основи застосування сполук Сульфору в медицині, фармації, фармацевтичному аналізі.

Селен і Телур. Загальна характеристика. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук. Біологічна роль Селену. Поняття про антиоксиданти.

#### **Тема 14. р-Елементи VIIA групи. Гідроген та його сполуки.**

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. Аквакомплекси і кристалогідрати. Дистильована, очищена та апірогенна вода, одержання та застосування у фармації. Природні води, екологічні забруднення води, типи мінеральних вод.

Пероксид гідрогену. Будова молекули, одержання, кислотно-основні та окисно-відновні характеристики, використання в медицині і фармації.

#### **Тема 15. р-Елементи VIIA групи. Галогени.**

Загальна характеристика галогенів. Особливі властивості Флуору як найелектро-негативнішого 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 галогенід-іонів.

Галогени з додатним значенням ступеня окиснення. Сполуки з Оксигеном і міжгалогідні 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, бромати і йодати. Біологічна роль сполук Хлору, Флуору, Брому 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.

#### **Тема 16. р-Елементи VIII А групи. Благородні гази.**

Загальна характеристика р-елементів VIIIA групи. Особливості будови молекул. Фізичні та хімічні властивості. Відносність поняття, інертні гази". Сполуки інертних газів з Флуором. Особливості в будові атома і властивостях гелію. Застосування благородних газів у медицині.

#### **Змістовий модуль 9. d-Елементи I-VIII груп періодичної системи елементів.**

##### **Конкретні цілі:**

- *Трактувати на основі електронної будови атомів (d-елементів їх змінну ступінь окиснення, здатність до комплексоутворення, зменшення хімічної активності порівняно з s- та р-елементами).*
- *Пояснювати хімічні властивості простих речовин та сполук (d-елементів за допомогою рівнянь відповідних хімічних реакцій).*
- *Пояснювати залежність кислотно-основних і окисно-відновних властивостей оксидів, гідроксидів і солей d-елементів від ступеня окиснення елементу.*
- *Пояснювати за допомогою рівнянь хімічних реакцій утворення (d-елементами катіонних, аніонних і нейтральних комплексів).*
- *Аналізувати здатність до гідролізу солей (d-елементів).*
- *Запропоновувати реакції якісного виявлення катіонів і аніонів, що містять (d-елементи).*
- *Трактувати біологічну роль d-елементів у організмі та запропоновувати прості речовини і сполуки (d-елементів, які застосовують у медичній та фармацевтичній практиці).*
- *Аналізувати хімічну активність певного металу залежно від положення у періодичній системі, а також у електрохімічному ряді напруг металів.*

#### **Тема 17. Загальна характеристика d-елементів. Типи хімічних реакцій за їх участю.**

Загальна характеристика d-елементів, порівняльна характеристика елементів головних і побічних підгруп. Характерні особливості d-елементів: ступені окиснення, утворення комплексів, забарвлення катіонних та аніонних комплексів, участь в ОВР. Зміна кислотно-основних та основно-відновних властивостей сполук зі зміною ступеня окиснення.

Вторинна періодичність d-елементів, лантаноїдне стиснення.

Лантаноїди та актиноїди як аналоги d-елементів IIIB групи. Причини подібності f-елементів, валентні електрони.

Поняття біогенні мікроелементи, їх вміст в організмі.

#### **Тема 18. Елементи IB групи Купрум, Аргентум, Аурум.**

Загальна характеристика елементів IB 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 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.

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

Аурум. Окиснення золота киснем за наявності ціанід-іонів. Відношення золота до «царської водки» 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.

### **Тема 19. d-Елементи ІВ групи. Цинк, Кадмій, Меркурій.**

Загальна характеристика елементів ІВ групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин.

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 амоніаком, водою та гідроксид-іонами. Цинковмісні ферменти. Хімічні основи застосування сполук Цинку в медицині та фармації.

Кадмій та його сполуки в порівнянні з аналогічними сполуками Цинку.

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(ІІІ) хлоридом. Нітрати меркурію. Гідроліз. Основні солі. Сполуки Меркурію(І) і Меркурію(ІІ), їхня кисотно-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.

### **Тема 20. d-Елементи VІВ групи. Підгрупа Хрому.**

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

Сполуки Хрому (ІІ), кисотно-основна та окисно-відновна характеристика. Сполуки Хрому (ІІІ), кисотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон  $\text{Cr}^{3+}$ . Сполуки Хрому (VІ) – оксид та дихроматна кислота, хромати та дихромати, кисотно-основна, окисно-відновна характеристика. Оксидайційні властивості хроматів та дихроматів у залежності від рН середовища, окиснення органічних сполук. Пероксосполуки Хрому(VІ).

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.

### **Тема 21. d- Елементи VІІВ групи. Підгрупа Мангану.**

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

Сполуки Манган(ІІ) та Мангану(ІІІ): кисотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон  $\text{Mn}^{2+}$ . Манган(ІV) оксид, кисотно-основні та окисно-відновні властивості, вплив рН середовища на окисно-відновні властивості. Сполуки Мангану(VІ): манганати, їх утворення, термічна стійкість, диспропорціювання в розчині та умови стабілізації. Сполуки Мангану(VІІ): 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.

### **Тема 22. d-Елементи VІІІВ групи. Ферум та його сполуки.**

Загальна характеристика елементів родини Феруму. Характеристика елемента, його йон-ні стани, координаційні числа. Природні сполуки.

Залізо. Хімічна активність заліза, здатність до комплексоутворення. Корозія виробів із заліза.

Сполуки Феруму(ІІ) – кисотно-основна та окисно-відновна характеристики. Комплексні сполуки з ціанід- і тіоціанат-йонами, диметилгліоксимом, порфіринами. Гемоглобін і ферумвмісні ферменти, їхня біологічна роль. Сполуки феруму(ІІІ). Характеристика ферум(ІІІ) оксиду та гідроксиду. Ферум(ІІІ) хлорид та його гідроліз. Комплексні сполуки феруму(ІІІ). Низькоспінові та високоспінові комплексні солі Феруму. Якісні реакції на катіони феруму  $\text{Fe}^{2+}$  та  $\text{Fe}^{3+}$ . Сполуки Феруму(ІІІ). Ферати, одержання та окисні властивості. Хімічні основи використання відновленого заліза та ферумвмісних препаратів у медицині.

### **Тема 23. d-Елементи VІІІВ групи. Кобальт і Нікол.**

Кобальт та Нікол. Валентні стани. Хімічна активність. Найважливіші сполуки Кобальту(ІІ), Кобальту(ІІІ) та Ніколу(ІІ). Характеристика окисно-відновних властивостей. Гідроліз солей Кобальту(ІІ) та Ніколу(ІІ). Комплексні сполуки з ціанід-, тіоціанат- та фторид-йонами. Аква-

комплекси. Аміакати. Кофермент В<sub>12</sub>. Якісні реакції на катіони Co<sup>2+</sup> та Ni<sup>2+</sup>. Реакція Чугаєва. Біологічне значення та хімічні основи застосування сполук Кобальту і Ніколу в медицині і фармації.

#### **Тема 24. d-Елементи VIII групи. Платинові метали.**

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.

Теми лекційного курсу з «Загальної та неорганічної хімії» розкривають проблемні питання відповідних розділів дисципліни. Практичні заняття передбачають теоретичне обґрунтування основних питань теми та засвоєння наступних практичних навичок:

##### **• знати:**

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

##### **• 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;
- проводити якісне визначення деяких катіонів та аніонів;
- 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.

Самостійна робота студента передбачає підготовку до практичних занять та проміжних контролів, вивчення тем для самостійної поза аудиторної роботи, написання рефератів, підготовка презентацій, таблиць. Контроль засвоєння тем самостійної поза аудиторної роботи здійснюється на проміжних контрольних заняттях та підсумковому контролі з дисципліни.

Індивідуальна робота включає опрацювання наукової літератури, підготовку оглядів з наданих тем для презентації на засіданнях студентського наукового гуртка, виконання науково-практичних досліджень, участь у профільних олімпіадах, науково-практичних конференціях, конкурсах студентських наукових робіт.

Тематичні плани лекцій, календарні плани практичних занять, тематичний план самостійної поза аудиторної роботи, обсяг та напрямки індивідуальної роботи опубліковані на сайті кафедри.

Маршрут отримання матеріалів: Кафедра фармацевтичної хімії / Студенту / Очна або заочна форма навчання) / «Фармація, промислова фармація» / 2 курс (з нормативним терміном



навчання / Навчально-методичні матеріали з Загальної та неорганічної хімії / або за посиланням <https://www.vnmu.edu.ua/> кафедра фармацевтичної хімії #. Доступ до матеріалів здійснюється з корпоративного акаунту студента [s000XXX@vnmu.edu.ua](mailto:s000XXX@vnmu.edu.ua).

### 3. Форми та методи контролю успішності навчання

Поточний контроль на практичних заняттях	Методи: усне або письмове опитування, тестування, електронне опитування, розв'язання ситуаційних задач, проведення лабораторних досліджень, їх трактування та оцінка їх результатів (оформлення протоколу в робочому зошиті)
Контроль засвоєння тематичного розділу дисципліни на проміжних контрольних заняттях	Методи: усне або письмове опитування, електронне тестування, розв'язання ситуаційних задач, контроль практичних навичок
Підсумковий семестровий контроль (залік) по завершенню III семестру для здобувачів денної та заочної форм навчання	Згідно положення про організацію освітнього процесу у ВНМУ ім.М.І.Пирогова (посилання <a href="https://www.vnmu.edu.ua/Загальна_інформація_/Основні_документи">https://www.vnmu.edu.ua/Загальна інформація / Основні документи</a> )
Підсумковий контроль з дисципліни - іспит для здобувачів денної та заочної форм навчання в IV семестрі	Методи: усне опитування (згідно положення про організацію освітнього процесу у ВНМУ ім.М.І.Пирогова (посилання <a href="https://www.vnmu.edu.ua/Загальна_інформація/Основні_документи">https://www.vnmu.edu.ua/Загальна інформація/Основні документи</a> ))
Засоби діагностики успішності навчання	Теоретичні питання, тести, ситуаційні завдання, практичні завдання, розрахункові задачі, демонстрація практичних навичок

### 4. Критерії оцінювання

Оцінювання знань здійснюється згідно Положення про організацію освітнього процесу у ВНМУ ім.М.І.Пирогова (посилання [https://www.vnmu.edu.ua/Загальна інформація/Основні документи](https://www.vnmu.edu.ua/Загальна_інформація/Основні_документи))

Поточний контроль	За чотирьох бальною системою традиційних оцінок: 5 «відмінно», 4 «добре», 3 «задовільно», 2 «незадовільно»
Проміжні розділові контролю	За чотирьох бальною системою традиційних оцінок
Контроль практичних навичок	За чотирьох бальною системою традиційних оцінок
Залік	За 200-бальною шкалою (середня арифметична оцінка за семестр конвертується в бали) Зараховано: від 122 до 200 балів Не зараховано: менше 122 балів (див.Шкалу оцінювання)
Підсумковий контроль з дисципліни	<i>Усне опитування (50-80 балів)</i> Оцінка за іспит: 71-80 балів – «відмінно» 61-70 балів – «добре» 50-60 балів – «задовільно» Менше 50 балів – «не задовільно»/не склав
Оцінювання дисципліни:	Поточна успішність – від 72 до 120 балів (конвертація середньої традиційної оцінки за практичні заняття за 120-бальною шкалою): 60% оцінки за дисципліну Підсумковий контроль – від 50 до 80 балів: 40% оцінки за дисципліну Індивідуальна робота – від 1 до 12 балів Сумарно від 122 до 200 балів.

### Шкала оцінювання: національна та ECTS

Сума балів за всі види навчальної діяльності	Оцінка ECTS	Оцінка за національною шкалою	
		для екзамену, курсового проекту (роботи), практики	для заліку
180-200	A	відмінно	зараховано
170-179,99	B	добре	
160-169,99	C		
141-159,99	D	задовільно	
122-140,99	E	задовільно	
0-121,99	FX	незадовільно з можливістю повторного складання	не зараховано з можливістю повторного складання
	F	незадовільно з обов’язковим повторним вивченням дисципліни	не зараховано з обов’язковим повторним вивченням дисципліни

#### 5. Політика навчальної дисципліни/курсу

Студент має право на отримання якісних освітніх послуг, доступ до сучасної наукової та навчальної інформації, кваліфіковану консультативну допомогу під час вивчення дисципліни та опанування практичними навичками. Політика кафедри під час надання освітніх послуг є студентоцентрованою, базується на нормативних документах Міністерства освіти та Міністерства охорони здоров'я України, статуті університету та порядку надання освітніх послуг, регламентованого основними положеннями організації навчального процесу в ВНМУ ім.М.І.Пирогова та засадах академічної доброчесності.

**Дотримання правил розпорядку ВНМУ, техніки безпеки на практичних заняттях.**

**Вимоги щодо підготовки до практичних занять.** Студент повинен вчасно приходити на практичне заняття, теоретично підготовленим до відповідної теми, дотримуватись необхідної для роботи в лабораторії форми одягу (халат, якщо необхідно – рукавички та ін.). При виконанні лабораторного практикуму необхідно суворо дотримуватись правил та техніки безпеки, виконання дослідів можливе тільки за присутності в аудиторії викладача або лаборанта. Під час дискусії проявляти толерантність, ввічливість, тактовність та повагу до інших учасників обговорення.

**Використання мобільних телефонів та інших електронних девайсів.** Дозволено, але обмежено окремими випадками. Допускається використання зазначених пристроїв для проходження тестування на платформі Microsoft Teams, для проведення математичних розрахунків (функція «Калькулятор»), для опрацювання літературних джерел в електронному вигляді (необхідно узгодження з викладачем). Заборонено використання електронних девайсів під час занять для фото-, аудіо- і відеофіксації без згоди всіх учасників навчального процесу, з розважальною метою, а також під час усного опитування.

**Академічна доброчесність.** Під час вивчення дисципліни студент має керуватись Кодексом академічної доброчесності ВНМУ ім.М.І.Пирогова (<https://www.vnmu.edu.ua/> загальна інформація/ Основні документи/ Кодекс академічної доброчесності). При порушенні норм академічної доброчесності під час поточного та підсумкових контролів студент отримує оцінку «2» та повинен її відпрацювати своєму викладачу в установленому порядку протягом двох тижнів після отриманої незадовільної оцінки.

**Пропуски занять.** Пропущені заняття відпрацьовуються в порядку, установленому в Положенні про організацію освітнього процесу у ВНМУ ім.М.І.Пирогова (посилання <https://www.vnmu.edu.ua/> Загальна інформація/Основні документи) у час, визначений графіком відпрацювань (опублікований на сайті кафедри <https://www.vnmu.edu.ua/> кафедра фармацевтичної хімії#) черговому викладачу. Для відпрацювання пропущеного заняття студент повинен надати дозвіл від деканату, пройти тестовий контроль з пропущеної теми та усне опитування, відпрацювати лабораторний практикум (за наявності останнього в конкретній темі), оформити протокол лабораторної роботи і захистити його черговому викладачу.

*Примітка.* Для забезпечення відпрацювання лабораторного практикуму необхідно заздалегідь звернутись в препаратурську кафедри фармацевтичної хімії до лаборанта і вказати тему і конкретну дату відпрацювання для підготовки необхідних реактивів, лабораторного посуду тощо.

Відпрацювання пропущених лекцій здійснюється лектору з дисципліни, за наявності дозволу декана, конспекту лекції, можливе коротке опитування по темі лекції.

**Порядок допуску до підсумкового контролю** з дисципліни наведений в Положенні про організацію освітнього процесу у ВНМУ ім.М.І.Пирогова (посилання <https://www.vnmu.edu.ua/> Загальна інформація/Основні документи). До підсумкового контролю допускаються студенти, які не мають пропущених невідпрацьованих практичних занять та лекцій та отримали середню традиційну оцінку не менше «3».

**Додаткові індивідуальні бали.** Індивідуальні бали з дисципліни (від 1 до 12) студент може отримати за індивідуальну роботу, обсяг якої оприлюднений на сайті кафедри в навчально-методичних матеріалах дисципліни, кількість балів визначається за результатами ІРС згідно Положенню про організацію освітнього процесу у ВНМУ ім.М.І.Пирогова (посилання <https://www.vnmu.edu.ua/> Загальна інформація/Основні документи).

**Вирішення конфліктних питань.** При виникненні непорозумінь та претензій до викладача через якість надання освітніх послуг, оцінювання знань та інших конфліктних ситуацій, студент повинен подати спершу повідомити про свої претензії викладача. Якщо конфліктне питання не вирішено, то студент має право подати звернення до завідувача кафедри згідно Положення про розгляд звернень здобувачів вищої освіти у ВНМУ ім.М.І.Пирогова (<https://www.vnmu.edu.ua/> Загальна інформація/Основні документи).

**Політика в умовах дистанційного навчання.** Порядок дистанційного навчання регулюється Положенням про запровадження елементів дистанційного навчання у ВНМУ ім.М.І.Пирогова (<https://www.vnmu.edu.ua/> Загальна інформація/Основні документи). Основними навчальними платформами для проведення навчальних занять є Microsoft Team, Google Meets. Порядок проведення практичних занять та лекцій, відпрацювань та консультацій під час дистанційного навчання оприлюднюється на веб-сторінці кафедри ([https://www.vnmu.edu.ua/кафедра\\_фармацевтичної\\_хімії/](https://www.vnmu.edu.ua/кафедра_фармацевтичної_хімії/) Студенту або <https://www.vnmu.edu.ua/> кафедра фармацевтичної хімії/ Новини).

**Зворотній зв'язок** з викладачем здійснюється через месенджери (Viber, Telegram, WhatsApp) або електронну пошту (на вибір викладача) в робочий час.

**1. Навчальні ресурси**

Навчально-методичне забезпечення дисципліни оприлюднено на сайті кафедри (<https://www.vnmu.edu.ua/> кафедра фармацевтичної хімії/ Студенту). Консультації проводяться два рази на тиждень згідно графіку консультацій.

**2. Розклад та розподіл груп по викладачам** опублікований на веб-сторінці кафедри (<https://www.vnmu.edu.ua/> кафедра фармацевтичної хімії/ Студенту).

**3. Питання до проміжних та підсумкового контролів дисципліни** опубліковані на веб-сторінці кафедри (<https://www.vnmu.edu.ua/> кафедра фармацевтичної хімії / Студенту).

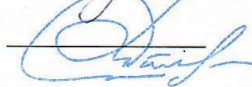
Силабус з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» обговорено та затверджено на засіданні кафедри фармацевтичної хімії (протокол №1, від «01» вересня 2022 року).

Відповідальний за курс



доц. ЗВО Марія ЄВСЄЄВА

Завідувач кафедри



доц. ЗВО Тетяна ЮЩЕНКО