

ПрАТ «ВНЗ МАУП»



МАУП

**РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ
«ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»
(для бакалаврів)**

Київ – 2017

Підготовлено кандидатом хімічних наук наук, доцентом Лютенко Н.В

Затверджено на засіданні кафедри загальної та клінічної фармації (протокол №1 від 31 серпня 2017 р.)

Схвалено Вченою радою Факультету фармації ПрАТ «ВНЗ МАУП» (протокол №1 від 31 серпня 2017 р.)


Робоча програма дисципліни «Загальна та неорганічна хімія». — К.: МАУП, 2017. – 38 с.

Робоча програма призначена для студентів заочної форми навчання, містить вступну частину, програмний матеріал дисципліни, структуру залікових кредитів, тематичні плани лекцій, практичних занять та самостійної роботи, план практичної підготовки (практичні навички та вміння, якими повинен володіти студент в результаті вивчення дисципліни), перелік питань для підсумкового контролю, форми контролю, а також перелік навчально-методичної літератури.

© ПрАТ «ВНЗ МАУП», 2017

ПрАТ «ВНЗ МАУП»

«ЗАТВЕРДЖУЮ»
 Декан факультету фармації
 доц. Т.К. Дьякова


 (підпис)
 2017 р.

РОБОЧА ПРОГРАМА

З дисципліни «Загальна та неорганічна хімія»

Спеціальність: 226 «Фармація, промислова фармація»

Рівень вищої освіти: перший (бакалаврський) рівень

Факультет: фармації

Кафедра: загальної та клінічної фармації

Нормативні дані:

Спеціальність, термін навчання	Форма навчання	Семестр	Кількість навчальних тижнів	Підсумковий контроль				Кількість кредитів	Кількість годин	Кількість аудиторних годин					Самостійна робота	Позааудиторна робота		
				Іспит	Залік (ПК)	Курсова робота (проект)	Розрах.-графічне завдання			ECTS	Загальна кількість	Кількість аудиторних годин					Самостійна робота	Позааудиторна робота
												Всього	Лекцій	Практичних занять				
Фармація, промислова фармація, 3 р.	заочна	2	20		Оцінка	-	-	6	180	36	10	26	-	-	144			

Робочу програму склали: доцент Лютенко Н.В.

Програму обговорено на засіданні кафедри загальної та клінічної фармації "31" серпня 2017 р., протокол № 1

Програму ухвалено на засіданні Вченої ради Факультету фармації «31» серпня 2017 р., протокол № 1

Завідувач кафедри загальної та клінічної фармації



О.С. Соловійов

1. ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА

Навчальна дисципліна «Загальна та неорганічна хімія» належить до циклу дисциплін загальної підготовки здобувачів вищої освіти за спеціальністю 226 «Фармація, промислова фармація».

Програма з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» входить до переліку обов'язкових компонент освітньо-професійної програми «Фармація» першого (бакалаврського) рівня вищої освіти за спеціальністю 226 «Фармація, промислова фармація», галузі знань 22 «Охорона здоров'я», кваліфікація: бакалавр фармації. Навчання здійснюється протягом 3 років. Програма структурована змістові модулі, теми.

Згідно з навчальним планом вивчення загальної та неорганічної хімії здійснюється на 1 курсі, упродовж II семестру.

Загальна та неорганічна хімія як навчальна дисципліна:

- безпосередньо спирається на основи хімії в обсязі середньої освіти, а також основи елементарної математики і фізики.
- закладає основи для більш глибокого вивчення аналітичної, фізичної та колоїдної, фармацевтичної, біологічної та токсикологічної хімії, фармакогнозії та технології ліків.

Програму дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» поділено на 2 змістових модулів таким чином:

Змістовий модуль 1. Загальна хімія

Змістовий модуль 2. Неорганічна хімія

Видами навчальних занять згідно з навчальним планом є:

- а) лекції;
- б) практичні заняття;
- в) самостійна робота студентів (СРС);
- г) консультації.

Теми лекційного курсу розкривають питання відповідних розділів фармакології.

Практичні заняття за методикою їх проведення є лабораторно-практичними та передбачають таку організаційну структуру:

- Підготовчий етап (перевірка позааудиторних завдань, визначення актуальності теми, встановлення навчальних цілей та їх мотивація, контроль вхідного рівня знань).
- Основний етап (формування професійних вмінь та навичок шляхом засвоєння теоретичних відомостей з загальної та неорганічної хімії, проведення хімічних реакцій, розв'язання типових розрахункових та ситуаційних завдань, проведення ролевих ігор; виконання навчаючих завдань та тестів, демонстрації фрагментів наукових експериментальних досліджень індивідуальної роботи).
- Заключний етап (контроль кінцевого рівня знань шляхом підбиття загальних підсумків, обговорення теми та позааудиторного завдання щодо наступного заняття).

Ефективність практичного заняття значно підвищується за умов використання наочних засобів навчання: сучасних постерів, схем, таблиць, демонстрації віртуальних дослідів, впровадження окремих форм фантомного навчання. Наблизитись до реальних умов допоможуть ролеві ігри у «віртуальній» аптеці.

Самостійна робота студентів має бути чітко організована та відповідно проконтрольована. Виділяють такі форми самостійної роботи студентів: підготовка до практичних занять (теоретична підготовка, виконання письмових позааудиторних завдань тощо), самостійне опрацювання тем, які не входять до плану аудиторних занять (написання реферату, виконання письмової роботи), підготовка до тестового контролю засвоєння модулю, підготовка огляду наукової літератури за однією з тем. Для уніфікації та підвищення ефективності самостійної роботи для студентів та викладачів складені методичні рекомендації. Після перевірки письмових робіт проводиться аналіз помилок, в разі необхідності – співбесіда. Підготовка та оформлення презентації закріплює навички роботи з комп'ютером, формує нові уміння, пов'язані з аналізом та узагальненням наукової інформації, готує майбутнього фахівця до публічних виступів та

дискусій. Набуття таких навичок та вмінь також необхідно для виконання та захисту дипломних робіт, наукової роботи у СНТ та підготовки доповідей на конференції молодих науковців. Вони закладають підґрунтя для подальшої інформаційно-консультативної роботи фахівця фармації.

Оцінка успішності студента з дисципліни є рейтинговою і виставляється за багатобальною шкалою як середня арифметична оцінка засвоєння окремих модулів. Вона має визначення за системою ECTS та 4-х бальною традиційною шкалою, яка прийнята в Україні.

Засвоєння теми (поточний контроль) контролюється на практичних заняттях відповідно до конкретних цілей, засвоєння змістових модулів (проміжний контроль) – на практичних підсумкових заняттях. Рекомендується застосовувати такі засоби діагностики рівня підготовки студентів: комп'ютерні та письмові тести, розв'язування ситуаційних завдань, проведення лабораторних досліджень з трактуванням та оцінкою їх результатів, ідентифікація лікарських засобів, які входять до колекції ліків.

Підсумковий контроль засвоєння модулів здійснюється по їх завершенню на підсумкових контрольних заняттях. Для тих студентів, які бажають поліпшити оцінку з дисципліни чи мають занижений рейтинг по завершенню вивчення дисципліни навчальним планом передбачено термін для перескладання підсумкового контролю.

2. МЕТА ВИВЧЕННЯ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Мета: формування наукового світогляду студентів, 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.

Основними завданнями 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.

Компетентності:

Інтегральна компетентність Здатність розв'язувати типові та складні спеціалізовані задачі та практичні проблеми у професійній фармацевтичній 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; ясно і недвозначно доносити свої висновки та знання, розумно їх обґрунтовуючи, до фахової та не фахової аудиторії.

Загальні компетентності:

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 6. Знання та розуміння предметної області та розуміння професійної діяльності.

ЗК 8. Здатність спілкуватися державною мовою як усно, так і письмово, здатність спілкуватися іноземною мовою (переважно англійською) на рівні, що забезпечує ефективну професійну діяльність.

ЗК 9. Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій.

ЗК 10. Здатність до вибору стратегії спілкування, здатність працювати в команді та з експертами з інших галузей знань/видів економічної діяльності.

ЗК 11. Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

ЗК 12. Здатність проведення досліджень на відповідному рівні.

Спеціальні (фахові) компетентності

ФК 12. Здатність продемонструвати та застосовувати у практичній діяльності комунікативні навички спілкування, фундаментальні принципи фармацевтичної етики та деонтології, що засновані на моральних зобов'язаннях та цінностях, етичних нормах професійної поведінки та відповідальності відповідно до Етичного кодексу фармацевтичних працівників України і керівництв ВООЗ.

ФК 18. Здатність здійснювати контроль якості лікарських засобів у відповідності з вимогами чинної Державної фармакопеї України та належних практик у фармації, визначати способи відбору проб для контролю лікарських засобів та проводити їх стандартизацію відповідно до діючих вимог, запобігати розповсюдженню фальсифікованих лікарських засобів.

Програмні результати навчання:

ПРН 1. Проводити професійну діяльність у соціальній взаємодії оснований на гуманістичних і етичних засадах; ідентифікувати майбутню професійну діяльність як соціально значущу для здоров'я людини.

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 6. Аргументувати інформацію для прийняття рішень, нести відповідальність за них у стандартних і нестандартних професійних ситуаціях; дотримуватися принципів деонтології та етики у професійній діяльності.

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

ПРН 10. Дотримуватися норм спілкування у професійній взаємодії з колегами, керівництвом, споживачами, ефективно працювати у команді.

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

3. ЗМІСТ ПРОГРАМИ

Змістовий модуль 1. Загальна хімія

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.

Засвоїти основні положення сучасної квантово-механічної теорії будови атома.

Застосувати значення квантових чисел та правила і принципи, що визначають послідовність заповнення електронами атомних орбіталей, для зображення електронних і електронно-графічних 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.

Визначати тип розчину та розрізняти його компоненти.

Трактувати механізм розчинення, електролітичної дисоціації та гідролізу речовин.

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.

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.

Застосовувати закон дії мас, рівняння Арреніуса і емпіричне правило Вант-Гоффа для обчислення швидкості гомогенних і гетерогенних реакцій.

Трактувати напрямок зміщення рівноваги хімічної реакції за принципом ЛеШательє.

Класифікувати електроліти за величиною ступеня дисоціації.

Застосувати закон дії мас до рівноважних процесів дисоціації слабких електролітів, води, малорозчинних електролітів, використовувати табличні дані величин $K_{дис}$, DP 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.

Застосувати закон дії 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.

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 Кнест комплексної сполуки. За значенням цієї величин трактувати її поведінку в розчині.

Наводити приклади використання комплексних сполук у фармацевтичному аналізі та медицині.

Тема 1. Хімія в системі природничих наук. Атомно-молекулярне вчення. Основні закони хімії. Основні класи неорганічних сполук

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.

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, оксосолі, подвійні, змішані). Номенклатура солей.

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

Тема 2. Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва

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 електроно-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.

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 (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 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.

Тема 4. Основні поняття хімічної термодинаміки. Термохімія. Напрямленість хімічних процесів. Хімічна кінетика та рівновага

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. 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.

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.

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 ЛеШательє-Брауна.

Тема 5. Вчення про розчини. Способи вираження складу розчинів. Теорія електролітичної дисоціації. Протеолітичні процеси. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів

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).

Способи вираження складу розчинів. Масова, об'ємна та масо-об'ємна частка розчиненої речовини. Молярна концентрація. Молярна концентрація еквівалента. Молярність розчину. Мольна частка розчиненої речовини. Титр розчину. Приготування розчинів із заданим складом.

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.

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 (рН та рОН) розчинів слабких та сильних кислот і основ.

Протеолітичні 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.

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

Тема 6. Основні типи хімічних реакцій. Реакції з перенесенням електронів. Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки

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.

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.

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.

Змістовий модуль 2. Неорганічна хімія

Конкретні цілі:

Класифікувати хімічні елементи за різними критеріями.

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 можливі ступені окиснення та пояснити хімічну активність простих речовин p-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 p-елементів у підгрупі та зменшення у періоді із зростанням заряду ядра їх атомів.

Пояснювати хімічні властивості простих речовин та сполук p-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 p-елементів у періодичній системі.

Аналізувати здатність сполук p-елементів до участі в реакціях комплексоутворення .

Пояснювати окисно-відновні та кислотно-основні властивості сполук p-елементів залежно від ступеня окиснення елемента.

Пояснювати методи добування та хімічні властивості полімерних кислот та їх солей.

Запропонувати реакції якісного виявлення катіонів і аніонів p-елементів.

Запропонувати прості речовини і сполуки p-елементів, які застосовують у фармацевтичному аналізі та медицині.

Трактувати на основі електронної будови атомів d-елементів їх змінну ступінь окиснення, здатність до комплексоутворення, зменшення хімічної активності порівняно з s- та p-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 елемента.

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 запропонувати 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 7. Хімічні елементи, їх класифікація. Гідроген та його сполуки

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.

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 8. *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. Йонофори 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 9. *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.

Тема 10. *p*-Елементи ІІІА групи. Бор і Алюміній. Підгрупа Галію (Галій, Індій, Талій)

Загальна характеристика елементів ІІІА 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. Бориди. 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 11. *p*-Елементи IVA групи. Карбон та Силіцій. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум)

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.

Сполуки Карбону(II). 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.

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 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 силіоксани. Застосування в медицині сполук Силіцію.

Елементи підгрупи Германію. Загальна характеристика. Стійкість сполук з Гідрогеном. Сполуки з галогенами типу EF_2 і EF_4 , їхня поведінка у водних розчинах. Станумхлористоводнева кислота. Оксиди. Амфотерність оксидів. Оксигеновмісні сполуки, кислоти та солі. Германати, станати, станіти. Гідрокомплекси 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), ацетат плюмбуму). Хімічні основи використання сполук Стануму та Плюмбуму в аналізі фармацевтичних препаратів. Плюмбуморганічні сполуки (тетраетилплюмбум), їх токсичність.

Тема 12. *p*-Елементи VA групи. Нітроген та та Фосфор. Підгрупа Арсену (Арсен, Стибій, Бісмут)

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. Аміди, 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. 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 вода». Механізм токсичної дії оксидів Нітрогену та нітратів.

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. Ізополі- і гетерополіфосфатні кислоти. Метафосфатна кислота, порівняння її з нітратною кислотою. Якісна реакція на фосфат-іон. Біологічна роль Фосфору та його сполук.

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 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 *p*-елементів VA групи у фармацевтичному аналізі.

Тема 13. *p*-Елементи VIA групи. Оксиген та його сполуки. Сульфур, Селен, Телур

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 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.

Сульфур. Загальна характеристика. Біологічна роль Сульфур (сульфгідрильні групи і дисульфідні містки в білках). Здатність до утворення гомоланцюгів. Сірка як проста речовина, застосування у медицині. Сполуки Сульфур 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 Сульфур(IV) – оксид, хлорид, оксохлорид, сульфатна кислота, сульфати та гідрогенсульфати, їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Відновлення сульфатів до дитіонатів, властивості дитіонатів. Взаємодія сульфатів із сіркою. Якісна реакція на сульфат-іон. Властивості тіосульфатів: реакції з кислотами, окисниками (хлором, йодом), катіонами металів, реакції комплексоутворення. Якісна реакція на тіосульфат-іон. Політіонати, особливості їхньої будови. Тіонілхлорид. Сполуки Сульфур(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 Сульфур 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. *p*-елементи VIIA групи. Галогени

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 галогенід-іонів. Галогени з додатним значенням ступеня окиснення. Сполуки з Оксигеном і міжгалогенні 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, 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 медицині, санітарії і фармації.

Тема 15. *p*-елементи VIIIA групи. Благородні гази

Загальна характеристика *p*-елементів VIIIA групи. Особливості будови молекул. Фізичні та хімічні властивості. Відносність поняття «інертні газі». Сполуки інертних газів з Флуором. Особливості в будові атома і властивостях гелію. Застосування благородних газів у медицині.

Тема 16. Загальна характеристика *d*- та *f*-елементів. *d*-Елементи IB групи. Купрум, Аргентум, Аурум

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 окисно-відновних властивостей сполук зі зміною ступеня окиснення. Вторинна періодичність у родинях *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.

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-йонів. 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.

Тема 17. *d*-Елементи IIIB групи. Цинк, Кадмій, Меркурій

Загальна характеристика елементів IIIB групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин. 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-йонами. Цинковмісні ферменти. Хімічнооснови 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(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.

Тема 18. *d*-Елементи IIIB – VB груп ПСЕ. Титан, Ванадій. Лантаноїди

d-Елементи IIIB групи (підгрупа Скандію). Загальна характеристика, подібність та відмінність від елементів IIIA групи. Біологічна роль Скандію, його хімічні властивості. *f*-елементи як аналоги *d*-елементів IIIB 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, Ванадію, Ніобію та Танталу у медицині і фармації.

Тема 19. *d*-Елементи VIB групи. Підгрупа Хрому

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, здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон Cr^{3+} . Сполуки Хрому (VI) – оксид та дихроматна кислота, хромати та дихромати, кислотно-основна, окисно-відновна характеристика. Оксидуючі властивості хроматів та дихроматів у залежності від рН середовища, окиснення органічних сполук. Пероксосполуки Хрому(VI). Молибден та Вольфрам, загальна характеристика, здатність до утворення ізополі- та гетерополікислот; окисно-відновні властивості сполук. Біологічна роль Хрому та Молибдену. Хімічні основи застосування сполук Хрому, Молибдену та Вольфраму у фармацевтичному аналізі та медицині.

Тема 20. *d*-Елементи VIII групи. Підгрупа Мангану

Загальна характеристика елементів підгрупи Мангану.

Манган. Хімічна активність простої речовини. Здатність до комплексоутворення (утворення карбонілів). Сполуки Манган(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 значень 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 21. *d*-Елементи VIII групи. Ферум, Кобальт, Нікол. Платинові метали

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 тiocіанат-йонами, диметилглюксимом, порфіринами. Гемоглобін і ферумвмісні ферменти, їхня біологічна роль. Сполуки феруму(III). Характеристика ферум(III) оксиду та гідроксиду. Ферум(III) хлорид та його гідроліз. Комплексні сполуки 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.

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-, тiocіанат- та фторид-йонами. Аквакомплекси. Аміакати. Кофермент B12. 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.

Орієнтовна структура залікових кредитів

№ з/п	Тема	Лекції	Практ. заняття	СРС	Індивідуальна робота
Змістовий модуль 1. Загальна хімія					
1	Хімія в системі природничих наук. Атомно-молекулярне вчення. Основні закони хімії. Основні класи неорганічних сполук	0,5	2	8	Робота з навчальною літературою, конспектами лекцій, виконання тестових завдань, заповнення таблиць, робота в Інтернеті, перегляд комп'ютерних матеріалів
2	Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва	0,5	1	8	
3	Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук	1	1	8	
4	Основні поняття хімічної термодинаміки. Термохімія. Напрявленість хімічних процесів. Хімічна кінетика та рівновага	2	2	8	
5	Вчення про розчини. Способи вираження складу розчинів. Теорія електролітичної дисоціації. Протеолітичні процеси. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів	1	2	8	
6	Основні типи хімічних реакцій. Реакції з перенесенням електронів. Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки	1	2	8	
Контроль засвоєння змістового модуля 1		-	2	9	
Змістовий модуль 2. Неорганічна хімія					
7	Хімічні елементи, їх класифікація. Гідроген та його сполуки	0,25	1	6	Робота з навчальною літературою, конспектами лекцій, виконання тестових завдань, заповнення таблиць, робота в Інтернеті, перегляд комп'ютерних матеріалів
8	s-Елементи ІА групи. Лужні метали	0,25	1	6	
9	s-Елементи ІІА групи. Берилій, Магній і лужноземельні елементи	0,25	1	6	
10	p-Елементи ІІІА групи. Бор і Алюміній. Підгрупа Галію (Галій, Індій, Талій)	0,25	1	6	
11	p-Елементи ІVА групи. Карбон та Силіцій. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум)	0,25	1	6	
12	p-Елементи VА групи. Нітроген та Фосфор. Підгрупа Арсену (Арсен, Стийбій, Бісмут)	0,25	1	6	
13	p-Елементи VІА групи. Оксиген та його сполуки. Сульфур, Селен, Телур	0,25	1	6	
14	p-Елементи VІІА групи. Галогени	0,25	1	6	
15	p-Елементи VІІІА групи. Благородні гази			-	
16	Загальна характеристика d- та f-елементів. d-Елементи ІВ групи. Купрум, Аргентум, Аурум	0,25	0,5	6	
17	d-Елементи ІІВ групи. Цинк, Кадмій, Меркурій	0,25	0,5	6	
18	d-Елементи ІІІВ – VВ груп ПСЕ. Титан, Ванадій. Лантаноїди	0,25	0,5	6	
19	d-Елементи VІВ групи. Підгрупа Хрому	0,5	1	6	
20	d-Елементи VІІВ групи. Підгрупа Мангану	0,5	1	6	
21	d-Елементи VІІІВ групи. Ферум, Кобальт, Нікол. Платинові метали	0,25	0,5	6	
Підсумковий контроль засвоєння модуля		-	2	3	
Усього годин – 180		10	26	144	
Кредитів ECTS – 6					

4. ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН ЛЕКЦІЙ

№	Тема лекції	Кількість годин
1	Тема 1-3. Атомно-молекулярне вчення. Основні закони хімії. Основні класи неорганічних сполук. Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук	2
2	Тема 4. Хімічна термодинаміка. Термохімія. Напрявленість хімічних процесів. Хімічна кінетика та рівновага	2
3	Тема 5-6. Вчення про розчини. Теорія електролітичної дисоціації. Протеолітичні процеси. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів. Основні типи хімічних реакцій. Реакції з перенесенням електронів. Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки	2
4	Тема 7-15. Хімічні елементи та їх класифікація. s- та p-елементи ПСЕ.	2
5	Тема 16-21. d-елементи ПСЕ	2
РАЗОМ		10

5. ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ

№	Тема практичного заняття	К-ть годин
1	Тема 1-3. Атомно-молекулярне вчення. Основні закони хімії. Основні класи неорганічних сполук. Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук	4
2	Тема 4-5. Основні поняття хімічної термодинаміки. Термохімія. Напрявленість хімічних процесів. Хімічна кінетика та рівновага. Вчення про розчини. Теорія електролітичної дисоціації. Протеолітичні процеси. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів	4
3	Тема 6. Основні типи хімічних реакцій. Реакції з перенесенням електронів. Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки	2
4	Контроль засвоєння змістового модуля 1	2
5	Тема 7-10. Гідроген. <i>s</i> -Елементи I та II групи. <i>p</i> -Елементи IIIA групи.	4
6	Тема 11-15. <i>p</i> -Елементи IVA-VIIA групи.	4
7	Тема 16-21. Загальна характеристика <i>d</i> - та <i>f</i> -елементів. <i>d</i> -Елементи IB-VIIB групи.	4
8	Підсумковий контроль засвоєння модуля	2
РАЗОМ		26

6. ПЛАН ПРАКТИЧНОЇ ПІДГОТОВКИ в спеціально обладнаних аудиторіях та лабораторіях «Навчальної аптеки»

1. Проводити хімічні реакції, використовуючи необхідний лабораторний посуд та допоміжне обладнання.
2. Зважувати на аналітичних вагах .
3. Відміряти рідини за допомогою мірного посуду.
4. Користуватись нагрівальним приладами: банями, сушильною шафою, муфельною піччю.
5. Фільтрувати, використовуючи різні фільтрувальні матеріали та вакуум.
6. Розділяти рідини, що не змішуються, за допомогою ділильної воронки.
7. Збирати прилад для визначення температури кипіння.
8. Користуватися калориметром.
9. Вимірювати рН розчинів.
10. Готувати розчини заданої відсоткової, молярної, нормальної концентрації.
11. Проводити перекристалізацію.
12. Мити лабораторний посуд.
13. Розраховувати ступінь та константу дисоціації, ступінь та константу гідролізу, константу нестійкості комплексних сполук, добуток розчинності та розчинність.

7. ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

№ п/п	Тема	Кількість годин
1	Хімія в системі природничих наук. Атомно-молекулярне вчення. Основні закони хімії. Основні класи неорганічних сполук	8
2	Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва	8
3	Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук	8
4	Основні поняття хімічної термодинаміки. Термохімія. Напрявленість хімічних процесів. Хімічна кінетика та рівновага	8
5	Вчення про розчини. Способи вираження складу розчинів. Теорія електролітичної дисоціації. Протеолітичні процеси. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів	8
6	Основні типи хімічних реакцій. Реакції з перенесенням електронів. Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки	8
Підготовка до контролю засвоєння змістового модуля 1		9
7	Хімічні елементи, їх класифікація. Гідроген та його сполуки	6
8	<i>s</i> -Елементи ІА групи. Лужні метали	6
9	<i>s</i> -Елементи ІІА групи. Берилій, Магній і лужноземельні елементи	6
10	<i>p</i> -Елементи ІІІА групи. Бор і Алюміній. Підгрупа Галію (Галій, Індій, Талій)	6
11	<i>p</i> -Елементи ІVА групи. Карбон та Силіцій. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум)	6
12	<i>p</i> -Елементи VА групи. Нітроген та та Фосфор. Підгрупа Арсену (Арсен, Стилій, Бісмут)	6
13	<i>p</i> -Елементи VІА групи. Оксиген та його сполуки. Сульфур, Селен, Телур	6
14	<i>p</i> -Елементи VІІА групи. Галогени	6
15	Загальна характеристика <i>d</i> - та <i>f</i> -елементів. <i>d</i> -Елементи ІВ групи. Купрум, Аргентум, Аурум	6
16	<i>d</i> -Елементи ІІВ групи. Цинк, Кадмій, Меркурій	6
17	<i>d</i> -Елементи ІІІВ – VВ груп ПСЕ. Титан, Ванадій. Лантаноїди	6
18	<i>d</i> -Елементи VІВ групи. Підгрупа Хрому	6
19	<i>d</i> -Елементи VІІВ групи. Підгрупа Мангану	6
20	<i>d</i> -Елементи VІІІВ групи. Ферум, Кобальт, Нікол. Платинові метали	6
Підготовка до підсумкового контролю засвоєння модуля		3
РАЗОМ		144

8. ПЕРЕЛІК ПИТАНЬ ДЛЯ ПІДСУМКОВОГО КОНТРОЛЮ

Модуль 1. Загальна хімія.

1. Методи визначення атомних і молекулярних мас.
2. Якісна та кількісна інформація, що вміщується в хімічній формулі та хімічному рівнянні.
3. Хімічні формули: емпіричні, структурні, молекулярні.
4. Основні положення атомно-молекулярного вчення.
5. Валентність і ступінь окиснення, чим відрізняються ці поняття? Навести приклади.
6. Закон збереження маси і енергії.
7. Закон постійності складу. Дальтоніди і бертоліди.
8. Закон кратних відношень.
9. Газові закони: об'ємних відношень; парціальних тисків Дальтона; Гей-Люссака. Рівняння Клапейрона-Менделєєва.
10. Закон Авогадро, висновки з нього. Відносна густина газів.
11. Основні газові закони. Приведення об'єму газу до нормальних умов, рівняння Менделєєва-Клапейрона. Числове значення універсальної газової сталої (R) в різних системах.
12. Закон Авогадро. Мольний об'єм газу. Число Авогадро. Розрахунок абсолютних мас атомів і молекул. Показати на прикладі сірки і азоту.
13. Основні закони хімії: закон збереження маси, закон сталості складу і його сучасне трактування, закон Авогадро.
14. Закон Авогадро і наслідки з нього. Відносна густина газів. Застосування цієї величини для визначення молекулярних мас.
15. Визначити об'ємний склад у відсотках газової суміші оксиду вуглецю (II) і повітря, якщо 3,58 г її при 47 °C і тиску $4,96 \cdot 10^5$ Па займають об'єм 656 см³.
16. Визначити, за якої температури (при атмосферному тиску $1,047 \cdot 10^5$ Па) 5 дм³ метану матимуть масу 2,937 г.
17. Визначити густину за гелієм газової суміші, яка складається з 60 % азоту, 30 % кисню і 10 % вуглекислого газу.
18. Маса 1640 см³ суміші оксиду вуглецю (II) і метану при 27°C і тиску $3,803 \cdot 10^5$ Па дорівнює 5,2 г. Визначити об'єм повітря, потрібний для її спалювання.
19. При спалюванні 9 г речовини утворилось 1,8 г води і 4,48 дм³ вуглекислого газу (н. у.). Молекулярна маса речовини дорівнює 90. Визначити її молекулярну формулу.
20. До складу речовини входить 34,59 % натрію, 23,31 % фосфору і 42,10 % кисню. Визначити молекулярну формулу цієї сполуки.
21. При спалюванні 2,46 г речовини утворилось 1,59 г карбонату натрію, 0,81 г води і 1008 см³ вуглекислого газу (н. у.). Визначити молекулярну формулу цієї сполуки.
22. Закон еквівалентів. Методи визначення еквівалентних мас.
23. Еквівалент речовини. Закон еквівалентів, його формулювання і математичний вираз.
24. Поняття про еквівалент. Розрахунок еквівалента простих речовин, основ і оксидів.
25. Формулювання закону еквівалентів. Його розрахунок для кислот, солей і речовин, що беруть участь в окисно-відновних реакціях.
26. При термічному розкладанні 20 г карбонату металу утворилось 11,2 г оксиду цього металу. Визначити, який це метал та його еквівалентну масу.
27. При розчиненні у воді 3,2 г металу виділилось 1792 см³ водню (н. у.). Визначити, який це метал та його еквівалентну масу.
28. При обробці 2,16 г металу хлором утворилося 10,68 г його хлориду. Визначити еквівалентну масу та назву металу.
29. Опишіть модель атома, запропоновану Резерфордом, і скажіть, чому вона суперечила уявленням класичної фізики.
30. Сформулюйте постулати Бора і дайте їм математичну інтерпретацію.
31. Який фізичний зміст постійної Рідберга, її величина, розмірність? В якому рівнянні вона використовується?
32. Рівняння де Бройля. Чому дуалістична природа характерна для мікросвіту?
33. Рівняння Шредінгера. Який фізичний зміст має хвильова функція?

34. У чому полягає суть принципу Гейзенберга?
35. Який набір квантових чисел потрібний для того, щоб описати стан електрона в атомі? Їх найпростіша інтерпретація.
36. Сформулюйте основні правила заповнення електронами енергетичних рівнів.
37. Напишіть електронні формули атомів C, O, Co, N, Ca. Визначіть число валентних і неспарених електронів.
38. Назвіть елементи, в яких закінчуються заповнюватися $3d$ -, $4d$ -, $5d$ -орбітали. Напишіть електронні формули цих елементів.
39. Складіть електронні формули іонів Ti^{3+} , Mn^{2+} , Cu^{2+} , Co^{3+} , Pt^{2+} . Визначіть число валентних і неспарених електронів.
40. Назвіть елементи, в атомах яких закінчується заповнення $(n-1)d$ -, $(n-2)f$ -, ns -, np -орбіталей, приведіть їхні електронні формули, вкажіть валентні можливості.
41. Чому елементи Si і P знаходяться в одному періоді? Що таке період з точки зору теорії будови атома?
42. Чому елементи Si і Ti знаходяться в одній групі? Що таке група з точки зору будови атома?
43. Вирахувати довжину хвилі фотона, якщо її частота дорівнює $1,3 \cdot 10^{15}$ Гц.
44. Вирахувати масу фотона, довжина хвилі якого $4929 \cdot 10^{-10}$ м.
45. Визначити довжину хвилі де Бройля для електрона масою $m=9,11 \cdot 10^{-31}$ кг, якщо його швидкість дорівнює $7 \cdot 10^6$ м/с.
46. Визначити енергію електронів, які рухаються на 2, 3, 4 і 5 енергетичних рівнях. Зробіть відповідні висновки.
47. Поясніть причини утворення хімічних зв'язків у сполуках. Яка природа хімічних зв'язків?
48. Перелічіть основні типи хімічних зв'язків. Від чого залежить тип зв'язку в сполуках? Який тип зв'язку у сполуках: CO_2 , NCl_3 , $RbCl$, MgO , H_2S ?
49. Основні характеристики хімічних зв'язків, визначення цих величин і одиниці їхнього виміру. Який характер зв'язку в молекулах: $LiOH$, CS_2 , ClF , NH_4Cl , O_2 ?
50. Що таке енергія і довжина хімічних зв'язків? Яким чином вони зв'язані між собою? Як змінюється характер зв'язку в ряді: $K_2O-BeO-B_2O_3-CO_2-N_2O_5$?
51. Поясніть поняття: насиченість, напрямленість і полярність ковалентного зв'язку. Який тип хімічного зв'язку в сполуках: SF_6 , і OF_2 ?
52. Що таке середня енергія хімічного зв'язку? Як змінюється міцність зв'язку в сполуках: а) $H_2O-H_2S-H_2Se$? б) $F_2-Cl_2-Br_2$? Вкажіть на причини таких змін.
53. Що таке відносна електронегативність атомів? Як вона впливає на ступінь йонності зв'язку? Вирахуйте ΔEN атомів для зв'язку $H-O$ та $Al-O$. Який зв'язок більш полярний? До якого класу гідроксидів належить $Al(OH)_3$?
54. Вирахуйте ΔEN для зв'язку $H-O$ та $O-G$ (де $G - Cl, Br, I$) в сполуках $H-O-G$. Який зв'язок характеризується більшим ступенем йонності та який характер дисоціації молекул $H-O-G$ у водних розчинах?
55. Як визначається полярність молекул? Розмістіть нижче наведені формули сполук у порядку збільшення полярності:
а) $N_2-NH_3-NO-NF_3-HF$; б) $CH_4-H_2O-HCl-H_2S-LiCl$.
56. Що характеризує дипольний момент? Вкажіть одиниці виміру. Розрахуйте довжину зв'язку $H-Cl$ при дипольному моменті $1,08$ D?
57. Що таке σ -, π - та δ -зв'язки? Зобразіть схематично перекриття АО (атомної орбіталі) при утворенні цих зв'язків. Зарисуйте схему утворення σ - та π - зв'язків у молекулах N_2 , H_2O , CCl_4 .
58. Який хімічний зв'язок називають йонним? Між атомами яких елементів виникає цей зв'язок? У яких сполуках ми маємо йонний зв'язок: $N_2H_4-HCl-KI-C_2H_5OH-Na_2SO_4-H_2O$? Зобразіть електронними рівняннями процес утворення молекул CaF_2 та $AlCl_3$.
59. Поясніть можливість утворення сполуки H_3NBF_3 на підставі донорно-акцепторного механізму. Який атом виступає донором електронної пари, а який акцептором? Наведіть приклади утворення донорно-акцепторного зв'язку в біологічних субстратах (об'єктах).
60. Що таке донорно-акцепторний зв'язок? Поясніть механізм утворення іонів NH_4^+ та H_3O^+ . Чому молекули N_2 та O_2 стійкі, а молекули P_2 та S_2 здатні до полімеризації?

61. Сформулюйте основні положення методу ВЗ (валентних зв'язків). Опишіть з позицій цього методу електронну будову частинок:
а) BF_3 та BF_4^- ; б) NO та NO_2 ; в) H_2 , N_2 та NH_3 .
62. Сформулюйте основні положення методу МО (молекулярних орбіталей). У чому подібність та розбіжність між АО та МО? Чи можливе існування молекул He_2 , Be_2 , O_2 ? Поясніть з позицій методу МО.
63. Що таке гібридизація АО? Які типи гібридизації вам відомі? Який тип гібридизації центрального атома та геометрична форма молекул: H_2O , BeF_2 , SO_3 ?
64. Вплив гібридизації на геометричну форму молекул. Показати на прикладах. Як передбачити тип гібридизації і геометричну форму іонів NO_3^- , PO_4^{3-}
65. Які типи гібридних орбіталей можливі для атомів з *s*- та *p*- валентними електронами? Зобразіть схематично утворення цих орбіталей. Чому молекула BF_3 плоска, а NF_3 має форму піраміди?
66. Вкажіть типи гібридизації при наявності в атомах *s*-, *p*-, *d*- валентних електронів. Які геометричні конфігурації молекул можливі у цих випадках? Який тип гібридизації АО та геометрична форма молекули PCl_5 та SF_6 ?
67. Періодичний закон Д. І. Менделєєва і його трактування з точки зору сучасної теорії будови атомів. Періодична система елементів.
68. Періодичний характер зміни властивостей атомів елементів періодичної системи. Вторинна періодичність.
69. У чому полягає суть класифікації хімічних елементів, яку запропонував Д. І. Менделєєв? Яким чином вчений передбачив властивості невідомих елементів?
70. У чому проявляється подібність елементів, розміщених у періодичній таблиці вертикально, горизонтально і по діагоналі? Чим пояснюється ця подібність?
71. Дайте визначення понять: енергія активації, енергія спорідненості до електрона, електронегативність. Як змінюються ці величини в залежності від місця елемента в періодичній системі?
72. Який зміст має поняття «*d*-стискання». Атом якого елемента – калію чи міді має більший радіус?
73. Напишіть електронні формули елементів з порядковими номерами 19, 30, 37, 53. Які валентні можливості вони можуть проявити?
74. Дайте визначення понять: дисперсна система, дисперсна фаза, дисперсійне середовище. Класифікація дисперсних систем у залежності від розмірів частинок дисперсної фази. Приклади.
75. Розчини як молекулярно-іонні дисперсні системи. Суть основних понять: розчин, розчинена речовина, розчинник. Класифікація розчинів за агрегатним станом розчиненої речовини і розчинника.
76. Вода як один із найпоширеніших розчинників у живій природі та хімічній технології. Аномальні властивості води як розчинника.
77. Які розчини називаються: 1) розведеними; 2) концентрованими; 3) ненасиченими; 4) насиченими; 5) перенасиченими? Чи можна вважати насичені розчини AgCl і BaSO_4 концентрованими? Чи буде 35 %-ний розчин KNO_3 при 40°C : 1) концентрованим; 2) насиченим?
78. Теорії розчинів. Суть фізичної теорії Вант-Гоффа. За якими властивостями розчини відрізняються від механічних сумішей?
79. Розчинення як фізико-хімічний процес (Д.І. Менделєєв, М.С. Курнаков). Що таке сольвати (гідрати)? Які докази підтверджують справедливість сольватної теорії розчинів?
80. Загальні властивості розчинів. Чому розчини не відносять до хімічних сполук певного складу?
81. Як змінюється енергія Гіббса при розчиненні? Роль ентальпійного та ентропійного факторів у процесі розчинення. При яких значеннях термодинамічних функцій розчинність буде оптимальною?
82. Що називається теплотою (ентальпією) розчинення? Який процес зумовлює значний тепловий ефект при розчиненні сірчаної кислоти, лугів, етанолу у воді? Чому розчинення перхлоратної, соляної чи азотної кислот супроводжується меншими тепловими ефектами?

83. Теплові ефекти при розчиненні. Руйнування кристалічної ґратки вимагає затрати енергії, але при розчиненні кристалічних лугів (NaOH, KOH) виділяється теплота. Пояснити це явище. Який процес відповідальний за сумарний тепловий ефект?
84. Що таке розчинність? Якими величинами виражається кількісно розчинність твердих речовин, рідин, газів? Що таке коефіцієнт розчинності, коефіцієнт абсорбції?
85. Залежність розчинності від природи розчиненої речовини і розчинника. Навести приклади добре розчинних, малорозчинних і практично нерозчинних твердих речовин, рідин і газів. Як розуміти твердження: “подібне розчиняється в подібному”?
86. Які фактори впливають на розчинність у рідині: а) твердих речовин; б) газів? Описати вплив цих факторів на розчинність речовин.
87. Які фактори впливають на розчинність газів? Сформулюйте і напишіть математичний вираз законів Генрі-Дальтона, І.М.Сеченова. Розчинність газів у крові.
88. Як змінюється розчинність кисню в крові при зміні атмосферного тиску? У чому суть гірської хвороби, кесонної хвороби?
89. Розчинність газів у крові. Закон І.М. Сеченова. Поясніть різну розчинність газів (O₂, N₂, CO₂) у воді, плазмі, цільній крові.
90. Поняття про гіпо- і гіпертонічні розчини. Навести приклади. Гемоліз і плазмоліз еритроцитів.
91. Що виражає концентрація розчину? На які дві групи поділяються способи вираження концентрації? В якому випадку концентрація оцінюється безрозмірними величинами (в частках від одиниці або відсотках)?
92. Що таке масова частка речовини у розчині? В яких одиницях вона виражається? Опишіть методику приготування розчину з масовою часткою карбонату натрію 5 %, виходячи із кристалічної соди Na₂CO₃·10H₂O.
93. Масова частка розчиненої речовини у відсотках.
94. Як приготувати 200 см³ розчину азотної кислоти з масовою часткою 10 % (густина 1,054 г/см³), виходячи з 21 %-ного розчину кислоти (густина 1,125 г/см³)?
95. Молярна концентрація розчину. В яких одиницях її вимірюють?
96. Що таке титр розчину? Вивести формулу, яка зв’язує титр і нормальність розчину.
97. При 25 °С розчинність NaCl дорівнює 36,0 г у 100 г води. Обчисліть масову частку речовини в насиченому розчині.
98. Обчисліть масу води, яку необхідно додати до 3 кг розчину пероксиду водню з масовою часткою 30 %, щоб одержати розчин з масовою часткою 3 %.
99. Обчисліть молярну концентрацію розчину хлоридної кислоти з масовою часткою 25 %, якщо його густина складає 1,2 г/мл.
100. Як приготувати 250 см³ 0,12 M розчину гідроксиду натрію, виходячи з кристалічного лугу?
101. Як приготувати 500 см³ 0,2 M розчину гідроксиду натрію, виходячи з 20 %-ного розчину NaOH?
102. Молярна концентрація еквівалента (нормальність розчину). В яких одиницях її вимірюють?
103. Як приготувати 200 см³ розчину сульфату алюмінію з молярною концентрацією еквівалента 0,2 моль/дм³?
104. Що таке осмос? Чи можна вважати осмос окремим випадком дифузії? Яка умова необхідна при осмосі?
105. Що таке осмотичний тиск? Яким законам підлягає осмотичний тиск?
106. Що таке осмотична концентрація?
107. Що вивчає термодинаміка, хімічна термодинаміка, термохімія? Яка кількість теплоти виділиться при спалюванні 112 дм³ водяного газу, взятого за нормальних умов?
108. Перелічіть основні поняття хімічної термодинаміки і дайте визначення цих понять. Вирахуйте стандартну ентальпію утворення сірковуглецю, якщо тепловий ефект реакції його горіння дорівнює –1075 кДж.
109. У чому суть першого закону термодинаміки? Напишіть його математичний вираз. Яка з реакцій може проходити самочинно при 298 К:
- а) FeO(к) + C(г) → Fe(к) + CO(г)
- б) FeO(к) + CO(г) → Fe(к) + CO₂(г)?

Відповідь мотивуйте.

110. Які види систем вивчає термодинаміка? До якого виду систем відносяться клітина живого організму і наша планета Земля?

111. Що таке термодинамічний процес? Які бувають термодинамічні процеси і які їхні ознаки? Чи можливий за стандартних умов процес окиснення глюкози? Відповідь мотивуйте, навівши необхідні розрахунки.

112. Що таке термодинамічні параметри системи? Як вони поділяються?

113. Що характеризує внутрішня енергія системи? Чи можна виміряти її експериментально? Чому дорівнює зміна внутрішньої енергії в ізобарних процесах?

114. Що таке ентальпія, стандартна ентальпія і ентальпія утворення хімічної сполуки? Визначити ентальпію утворення фосфіну за даним термохімічним рівнянням $2\text{PH}_3(\text{г}) + 4\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{р})$; $\text{H}_\text{р} = -2360$ кДж.

115. Що характеризує ентропія? Як пояснюється ентропія за рівнянням Больцмана? Визначити знак зміни ентропії в процесах:

а) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$;

б) $\text{CO}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{г})$;

в) $\text{H}_2\text{O}(\text{р}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{к})$.

116. Дайте визначення енергії Гіббса. Наведіть способи її визначення за стандартних умов і при будь-якій температурі.

117. Що таке швидкість хімічної реакції?

118. Молекулярність елементарного акту хімічної реакції.

119. Порядок хімічної реакції.

120. Кінетичне рівняння реакції першого порядку.

121. Період піврозпаду для хімічних реакцій.

122. Вплив природи розчинника та концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції.

123. Залежність швидкості хімічної реакції від температури. Правило Вант-Гоффа, рівняння Арреніуса.

124. Як зміниться швидкість реакції окиснення монооксиду азоту киснем при зменшенні об'єму газової суміші в 3 рази?

125. Як зміниться швидкість реакції взаємодії заліза з хлором, якщо тиск у системі збільшити в 4 рази?

126. У скільки разів зросте швидкість реакції при підвищенні температури на 60°C , якщо $\gamma = 3$?

127. На скільки градусів потрібно підвищити температуру, щоб швидкість реакції зросла у 64 рази, якщо $\gamma = 2,0$?

128. Які реакції називаються оборотними? Наведіть приклади. Дайте пояснення термінам: динамічна хімічна рівновага і зміщення хімічної рівноваги.

129. Які фактори впливають на стан хімічної рівноваги. Поясніть на прикладах.

130. Сформулюйте суть принципу зміщення хімічної рівноваги ЛеШательє-Брауна. Проілюструйте на конкретних прикладах.

131. Фізичний зміст константи хімічної рівноваги. Фактори, що впливають на неї, зв'язок з енергією Гіббса.

132. Як зміщується хімічна рівновага з підвищенням температури для екзотермічних та ендотермічних реакцій? Проілюструйте на прикладах.

133. У чому полягає суть і недостатність теорії електролітичної дисоціації Ареніуса? Ступінчастий характер дисоціації кислот і основ.

134. Подайте основні положення протолітичної теорії Бренстеда-Лоурі та наведіть приклади протолітичних реакцій.

135. Як класифікують електроліти за величиною ступеня дисоціації? Навести приклади.

136. Що таке константа дисоціації слабких електролітів, константа дисоціації за першим ступенем, другим і т.д.? Яке існує співвідношення між ними?

137. Зв'язок між константою дисоціації і концентрацією розчину та ступенем дисоціації. Закон розведення Оствальда.

138. Механізм електролітичної дисоціації молекул з йонним та ковалентним зв'язком.
139. Ступінь дисоціації слабких електролітів. Фактори, що впливають на ступінь електролітичної дисоціації. Закон розведення Оствальда.
140. Сильні, слабкі та електроліти середньої сили. Наведіть приклади.
141. Визначення добутку розчинності. Сформулюйте умови утворення та розчинення осаду. Наведіть приклади.
142. У 6 дм^3 насиченого розчину сульфату плюмбуму міститься у вигляді йонів $0,186 \text{ г}$ Плюмбуму. Обчислити $DP(\text{PbSO}_4)$.
143. Чи випаде осад сульфату кальцію при змішуванні рівних об'ємів $0,02 \text{ M}$ розчинів хлориду кальцію і сульфату натрію? $DP(\text{CaSO}_4) = 9,1 \cdot 10^{-8}$.
144. Добуток розчинності карбонату барію дорівнює $5,1 \cdot 10^{-9}$. Обчислити розчинність цієї сполуки в моль/ дм^3 .
145. Вивести формулу йонного добутку води. Які фактори впливають на його величину?
146. Що означають водневий та гідроксильний показники і їх математичні формули?
147. Обчислити рН і рОН розчину, в 1 дм^3 якого міститься 4 г гідроксиду натрію. Ступінь дисоціації дорівнює 100% .
148. Обчислити рН та ступінь дисоціації (α) в $0,02 \text{ M}$ розчині гідроксиду амонію. $K_{\text{дис}} = 1,76 \cdot 10^{-5}$.
149. Обчислити рН $0,1 \text{ M}$ розчину оцтової кислоти. $K_{\text{дис}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
150. Що таке сольволиз і гідроліз?
151. Гідроліз. Механізм гідролізу катіонів та аніонів. Ступінь та константа гідролізу. Формули для їх обчислення.
152. Як впливають різні фактори (розведення, температура, додавання кислоти або лугу) на зміщення рівноваги гідролізу?
153. Привести кількісні характеристики гідролізу на прикладі хлориду амонію та ацетату натрію.
154. Напишіть молекулярне рівняння гідролізу натрій сульфіді та вираз константи гідролізу.
155. Напишіть рівняння гідролізу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ та Al_2S_3 .
156. Напишіть молекулярне та йонне рівняння гідролізу SbCl_3 .
157. Гідроліз кислих солей. Укажіть кислотність середовища у розчинах NaHSO_3 та NaHCO_3 .
158. Скласти молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу $0,1 \text{ M}$ розчинів фосфату натрію і карбонату амонію. Вказати умови зміщення рівноваги гідролізу, обчислити константи гідролізу та величину рН середовища.
159. Скласти молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу $0,1 \text{ M}$ розчинів нітрату амонію і хлориду алюмінію. Вказати умови зміщення рівноваги гідролізу, обчислити константи гідролізу та величину рН середовища.
160. Скласти молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу $0,1 \text{ M}$ розчинів сульфату купрум(II) і сульфіді амонію. Вказати умови зміщення рівноваги гідролізу, обчислити константи гідролізу та величину рН середовища.
161. Охарактеризуйте окисно-відновні реакції (ОВР) з точки зору електронної теорії.
162. Поясніть на конкретних прикладах суть таких понять: ступінь окиснення, окисник, відновник, процес окиснення, процес відновлення.
163. Поясніть окиснювальні і відновні властивості елементів та їх сполук у залежності від положення в періодичній системі.
164. Наведіть приклади найважливіших окисників та відновників. В чому проявляється окисно-відновна двоїстість?
165. На конкретних прикладах охарактеризуйте основні типи реакцій окиснення-відновлення.
166. Як визначається еквівалент та молярна концентрація еквівалента розчинів окисників та відновників? Навести приклади.
167. Окисно-відновні реакції. Укажіть, які речовини називаються окисниками, а які – відновниками. Укажіть найважливіші окисники та відновники у фармацевтичній практиці.
168. Укажіть основні типи окисно-відновних реакцій. Наведіть приклади.

169. На прикладі KMnO_4 визначте роль середовища в окисно-відновних реакціях. Поясніть, чому для створення кислого середовища використовують розведену сульфатну, а не нітратну та хлоридну кислоти.

170. Напишіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом:
 $\text{NH}_3 + \text{KMnO}_4 \rightarrow$.

171. Закінчіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом:
 $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$. Обчисліть еквівалентні маси окисника та відновника.

172. Закінчіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом:
 $\text{KBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$. Визначте еквівалентну масу відновника.

173. Закінчіть рівняння реакцій та підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом:
 $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$; $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$. Укажіть тип окисно-відновних реакцій. Обчисліть еквівалент та еквівалентну масу KMnO_4 .

174. Закінчіть рівняння реакцій та підберіть коефіцієнти методом напівреакцій:

$\text{As} + \text{HNO}_3(\text{к}) \rightarrow$;

$\text{Al} + \text{HNO}_3(\text{розв}) \rightarrow$.

175. Користуючись електрохімічним рядом напруг, покажіть можливість перебігу реакцій:

$\text{Zn} + \text{FeSO}_4 \rightarrow$,

$\text{Hg} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$,

$\text{Mn} + \text{SnCl}_2 \rightarrow$.

176. Закінчити рівняння ОВР, написати електронні схеми, йонні рівняння і знайти коефіцієнти:

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} \downarrow + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$

177. Використовуючи величини стандартних окисно-відновних потенціалів, встановити, чи можуть проходити такі реакції:

$\text{FeCl}_3 + \text{KCl} \rightarrow$

$\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow$

$\text{FeCl}_3 + \text{KBr} \rightarrow$

178. Напишіть рівняння реакції утворення комплексної сполуки при взаємодії алюміній гідроксиду з надлишком розчину натрій гідроксиду. Визначте заряд комплексоутворювача, тип комплексу.

179. Визначте заряд комплексного йона та координаційне число йонів Феруму в сполуках:

$\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$ та $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Напишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексів та вираз загальних констант нестійкості.

180. Для комплексних сполук $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ та $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ назвіть складові частини та напишіть вираз загальних констант нестійкості.

181. Визначте заряд комплексного йона, ступінь окиснення комплексоутворювача та його координаційне число в сполуках: $[\text{Cr}(\text{OH})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Br}_2$; $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Назвіть ці сполуки.

182. Визначте координаційне число комплексоутворювача та напишіть вираз загальної константи нестійкості комплексного йона: $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$.

183. Напишіть рівняння реакцій та назвіть продукти взаємодії:

$\text{AgCl} \downarrow + \text{NH}_3 \rightarrow$, $\text{FeSO}_4 + \text{KCN} \rightarrow$, $\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaOH} \rightarrow$.

184. Одержіть комплексні сполуки та назвіть їх: $\text{KI} + \text{HgI}_2 \rightarrow$, $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3 \rightarrow$.

185. Визначте ступінь окиснення, координаційне число комплексоутворювача в сполуках: $\text{K}_2[\text{Co}(\text{CN})_4]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$; $\text{K}[\text{AuBr}_4]$. Укажіть, для якої сполуки характерна цис- трансізомерія. Назвіть ці сполуки.

Модуль 2. Неорганічна хімія.

1. Охарактеризувати електронну будову атомів лужних металів. Скласти електронні схеми будови атомів калію і цезію. Який з цих елементів є сильнішим відновником і чому?

2. Пояснити відмінність у хімічних властивостях атома літію від інших атомів лужних металів, а також подібність його до деяких сполук магнію. Навести приклади.

3. Навести формули та дати назву природних сполук лужних металів. Вказати методи їх одержання у чистому вигляді. Скласти відповідні рівняння реакцій. Застосування сполук літію, натрію, калію в медичній практиці.
4. Привести сполуки лужних металів з киснем. Оксиди, пероксиди, озоніди. Привести реакції їх взаємодія з водою.
5. Написати хімічні формули таких речовин: каустичної, кристалічної, кальцинованої та питної соди. Вказати їх застосування.
6. Здійснить перетворення: $B \rightarrow B_2O_3 \rightarrow H_3BO_3 \rightarrow Na_2B_4O_7 \rightarrow H_3BO_3$
7. Закінчіть рівняння реакцій, визначте коефіцієнти методом напівреакцій:
 $As + HNO_3(к) \rightarrow$, $Al + HNO_3(р) \rightarrow$.
8. Напишіть рівняння реакції визначення іонів Бісмуту(III) та Стануму(II) в лужному середовищі.
9. Закінчіть рівняння реакцій та визначте коефіцієнти електронно-іонним методом:
 $I_2 + HNO_3(к) \rightarrow$, $As + HNO_3(к) \rightarrow$.
 Дайте одержаним сполукам традиційні назви.
10. Напишіть формули можливих оксидів та гідроксидів Фосфору. Укажіть основність кислот та наведіть їх графічні формули. Дайте їм традиційні та систематичні назви.
11. Одержіть фосфін із фосфіду, а також за реакцією диспропорціонування фосфору в лужному середовищі.
12. Одержіть калій бісмутат за реакцією: $BiCl_3 + Cl_2 + KOH \rightarrow$. Визначте коефіцієнти методом напівреакцій.
13. Укажіть, дією яких окисників можна окиснити сполуку Сульфору із ступенем окислення -2 до сполук із ступенем окиснення $+6$, $+4$, 0 . Наведіть приклади та визначте коефіцієнти в рівняннях реакцій електронно-іонним методом.
14. Закінчіть рівняння реакцій та назвіть одержані продукти за традиційною номенклатурою:
 $As_2O_3 + H_2O \rightarrow$, $As_2O_3 + HCl \rightarrow$, $As_2O_3 + KOH + H_2O \rightarrow$.
15. Напишіть рівняння реакції взаємодії натрій нітриту з калій йодидом в кислому середовищі. Підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.
16. Напишіть рівняння реакції одержання аміаку з азоту, амоній хлориду, літій нітриду. Укажіть тип гібридизації орбіталей Нітрогену в молекулі аміаку.
17. Одержіть нітратну кислоту з аміаку.
18. Напишіть рівняння реакцій, які характерні для аміаку: приєднання, заміщення, окиснення, комплексоутворення.
19. Напишіть формули можливих оксидів Нітрогену. Визначте їх характер та вкажіть відповідні гідроксиди.
20. Елементи VA групи. Загальна електронна формула, можливі ступені окиснення та приклади сполук, в яких вони реалізуються для Нітрогену. Максимальна валентність Нітрогену та Фосфору.
21. Одержіть гідрогенселенід та гідрогентелурид. Укажіть, в якій з цих сполук більш виражені відновні та кислотні властивості.
22. Складіть рівняння реакцій взаємодії розведеної та концентрованої сульфатної кислоти з кальцієм. Підберіть коефіцієнти методом напівреакцій. Обчисліть еквівалентну масу окисника.
23. Напишіть рівняння реакцій взаємодії натрій тіосульфату з хлором (надлишок окисника) та йодом. Підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.
24. Доведіть окисно-відновну двоїстість сульфат-іону реакціями з калій перманганатом та сірководнем. Підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.
25. Продукти спалювання сірководню та сірки в надлишку кисню при пропусканні в воду дають кислоту реакцію середовища. За допомогою хімічних реакцій поясніть цей факт. Закінчіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом: $H_2S + HNO_3(конц) \rightarrow$.
26. Напишіть рівняння реакцій взаємодії сірководню з надлишком кисню та калій дихроматом у кислому середовищі. Підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом.
27. Напишіть рівняння реакції розчинення сірки в концентрованій нітратній кислоті. Підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.

28. Напишіть рівняння реакції взаємодії сірки з хлорною водою та концентрованою сульфатною кислотою. Підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.
29. Напишіть рівняння реакції взаємодії гідроген пероксиду та калій йодиду з калій перманганатом в середовищі розведеної сульфатної кислоти. Підберіть коефіцієнти електроніонним методом.
30. Напишіть рівняння реакції якісного виявлення гідроген пероксиду. Наведіть графічну формулу сполуки, яка обумовлює синє забарвлення.
31. Напишіть рівняння реакції диспропорціонування гідрогенпероксиду. Визначте коефіцієнти в рівнянні електроніонним методом.
32. Халькогени. Загальна електронна формула, можливі ступені окиснення та приклади сполук, в яких указаний ступінь окиснення реалізується для Сульфуру.
33. Напишіть рівняння реакцій та підберіть коефіцієнти електроніонним методом:
 $K_3AsO_3 + I_2 + KOH \rightarrow$, $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow$.
34. Закінчіть рівняння реакцій:
 $NaCl + H_2SO_4(\text{конц}) \rightarrow$, $NaBr + H_2SO_4(\text{конц}) \rightarrow$, $NaI + H_2SO_4(\text{конц}) \rightarrow$.
 В окисно-відновних реакціях підберіть коефіцієнти електроніонним методом, порівняйте відновні властивості галогенід-іонів.
35. Напишіть формули можливих оксокислот хлору. Дайте їм систематичні та традиційні назви. Визначте порядок зміни окисних та кислотних властивостей.
36. Галогени. Загальна електронна формула, можливі ступені окиснення та приклади сполук, в яких указаний ступінь окиснення реалізується для Хлору. Зміна окисно-відновних властивостей елементів у підгрупі. Закінчіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти електроніонним методом: $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow$.
37. Назвіть типи кристалічних решіток металів.
38. Дайте визначення процесу корозії. Охарактеризуйте особливості електрохімічної корозії.
39. *d*-Елементи. Розташування в періодичній системі. Особливості електронної будови. Валентні електрони. Можливі ступені окиснення в сполуках Хрому та Мангану.
40. Напишіть емпіричні та графічні формули оксокислот Хрому та Мангану. Назвіть їх за традиційною та систематичною номенклатурою.
41. Напишіть рівняння реакцій та назвіть одержані продукти:
 $CrCl_3 + NaOH(\text{надл}) \rightarrow$, $Cr(OH)_3 + H_2SO_4 + H_2O \rightarrow$.
42. Хроміти, хромати, дихромати. Окисні властивості сполук Хрому(VI).
43. Катіонні, аніонні та нейтральні комплекси на прикладі комплексних сполук Хрому.
44. Гідратна ізомерія комплексних сполук Хрому на прикладі сполуки $CrCl_3 \cdot 6H_2O$. Характер її взаємодії з аргентум нітратом.
45. Калію дихромат – окисник, який використовують для кількісного визначення солей Fe(II) та йодидів. Напишіть рівняння відповідних реакцій в кислому середовищі. Обчисліть еквівалентну масу окисника.
46. Здійсніть перетворення: $Cr \rightarrow Cr_2S_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow K_3[Cr(OH)_6]$
47. Здійсніть перетворення: $Cr \rightarrow CrCl_2 \rightarrow CrCl_3 \rightarrow K_2CrO_4 \rightarrow K_2Cr_2O_7$
48. Напишіть рівняння реакції та назвіть продукт $Mn + CO \rightarrow$. З позиції методу ВЗ поясніть механізм утворення комплексної сполуки.
49. Оксиди мангану. За допомогою хімічних реакцій охарактеризуйте їх кислотно-основні властивості.
50. Поясніть окисно-відновну двоїстість Манган(IV) оксиду на прикладі реакцій:
 $MnO_2 + HCl \rightarrow$, $MnO_2 + KClO_2 + KOH \rightarrow$.
51. Калій перманганат. Одержання, стійкість при нагріванні. Використання як окисника на прикладі реакції: $Na_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$.
52. Окисні властивості $KMnO_4$ залежно від реакції середовища. Використання калій перманганату в медичній практиці.
53. Здійсніть перетворення: $Mn^{2+} \rightarrow MnO_2 \rightarrow K_2MnO_4 \rightarrow KMnO_4 \rightarrow MnO_2$
54. Напишіть рівняння реакції якісного визначення катіону Mn^{2+} калій бісмутатом у нітратно-кислому середовищі. Підберіть коефіцієнти електроніонним методом.

55. Елементи родини Феруму. Електронна формула. Можливі ступені окиснення та приклади сполук, в яких указаний ступінь окиснення реалізується.
56. Феруму(II) гідроксид. Одержання, властивості. Закінчіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
57. Властивості оксидів та гідроксидів Феруму(II) та Феруму(III). Біологічна роль Феруму. Лікарські препарати Феруму.
58. Ферум(III) гідроксид. Одержання, властивості, використання.
59. Гідроліз солей Fe^{2+} та Fe^{3+} . Вплив природи ферум(II) та феруму(III) гідроксиду на ступінь гідролізу відповідних солей.
60. Визначте ступінь окиснення, координаційне число Феруму в комплексах: $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$ та $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Напишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації, вираз загальної константи нестійкості.
61. Здійсніть перетворення: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
62. Здійсніть перетворення: $\text{Co} \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$
63. Напишіть молекулярне та іонне рівняння гідролізу солей NiCl_2 та $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$.
64. Елементи підгрупи Купруму. Загальна електронна формула. Валентні електрони, можливі ступені окиснення. Знаходження в природі.
65. Використання комплексних сполук *d*-елементів в якісних реакціях виявлення катіонів та аніонів на прикладі взаємодії: $\text{AgCl} + \text{NH}_3 \rightarrow$. Напишіть вираз константи нестійкості одержаної комплексної сполуки.
66. У комплексних сполуках $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ та $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ назвіть складові частини та напишіть вираз загальних констант нестійкості.
67. Використання комплексних сполук *d*-елементів в якісних реакціях виявлення катіонів та аніонів на прикладі сполук купруму: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3(\text{надл}) \rightarrow$. Назвіть комплекс. Напишіть вираз для константи нестійкості.
68. Здійсніть перетворення: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuS}$
69. Напишіть рівняння реакції розчинення золота в селенатній кислоті, ціаніді калію в присутності кисню повітря, суміші нітратної та хлоридної кислот. У рівняннях реакцій підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.
70. Елементи підгрупи Цинку. Електронна формула, валентні електрони. Можливі ступені окиснення та приклади сполук, в яких вони реалізуються.
71. Цинк. Хімічна активність. Амфотерність оксиду та гідроксиду, комплексні сполуки цинку.
72. Гідроліз солей цинку, зміщення рівноваги в гідролізованих системах. Використання препаратів Цинку в медичній практиці.
73. Оксиди та гідроксиди Меркурію(I) та Меркурію(II). Одержання, стійкість. Використання препаратів Меркурію(I) та Меркурію(II) у медичній практиці та косметології.
74. Здійсніть перетворення: $\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HgI}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4]$.

9. ФОРМИ КОНТРОЛЮ

Протягом вивчення дисципліни всі види діяльності студента підлягають контролю, як поточному (на кожному занятті), так і підсумковому (під час контрольних заходів).

Підсумковий контроль – це діагностика засвоєння студентом матеріалу модулю (залікового кредиту). Семестр II закінчується підсумковим контролем у формі заліку.

Поточний контроль здійснюється на кожному практичному занятті відповідно конкретним цілям теми та під час індивідуальної роботи викладача зі студентом для тих тем і питань, які студент опрацьовує самостійно і вони не належать до структури практичного заняття.

Рейтингова система оцінки знань студентів

Модуль		
Змістовий модуль 1	Змістовий модуль 2	Підсумковий контроль
20	30	40
100		

Максимальна кількість балів, що присвоюється студентам при засвоєнні модулю (залікового кредиту) – 100, в т. ч. за поточну навчальну діяльність – 60 балів, за результатами модульного контролю – 40 балів. Оцінка за дисципліну виставляється як середня арифметична оцінка засвоєння всіх модулів і має визначення за системою ECTS та за традиційною шкалою, прийнятою в Україні.

Оцінювання поточної навчальної діяльності

При засвоєнні кожної теми модулю за поточну навчальну діяльність студента виставляються оцінки за бальною шкалою, у межах визначеної для теми кількості балів.

Змістовий модуль 1						Сума
T1	T2	T3	T4	T5	T6	30
ПЗ 1	ПЗ 2	ПЗ 3	ПЗ 4	ПЗ 5	ПЗ 6	
3-5	3-5	3-5	3-5	3-5	3-5	

Змістовий модуль 2												Інд робота
T7-8	T9	T10	T11	T12	T13	T14-15	T16	T17-18	T19	T20	T21	6
ПЗ 7	ПЗ 8	ПЗ 9	ПЗ 10	ПЗ 11	ПЗ 12	ПЗ 13	ПЗ 14	ПЗ 15	ПЗ 16	ПЗ 17	ПЗ 18	
1,5-2	1,5-2	1,5-2	1,5-2	1,5-2	1,5-2	1,5-2	1,5-2	1,5-2	1,5-2	1,5-2	1,5-2	

Після закінчення вивчення модулю, поточна навчальна діяльність оцінюється шляхом додавання кількості балів, набраних студентом за змістові модулі. Максимальна кількість, яку може набрати студент при вивченні модулю, з додаванням балів за самостійну роботу, дорівнює 60 балам і ділиться пропорційно кількості змістових модулів. Мінімальна кількість, яку може набрати студент при вивченні модулю, з додаванням балів за індивідуальну самостійну роботу, дорівнює 36 балам і ділиться пропорційно кількості змістових модулів.

Підсумковий контроль здійснюється по завершенню вивчення модулю. До підсумкового контролю допускаються студенти, які виконали всі види робіт, передбачених робочою програмою, та набрали кількість балів, не меншу за мінімальну. Форма проведення підсумкового контролю стандартизована і включає контроль практичної підготовки. Максимальна кількість балів підсумкового контролю дорівнює 40. Підсумковий контроль вважається зарахованим, якщо студент набрав не менше 24 балів.

Бали за підсумковий контроль

Бали	Традиційна шкала
36-40	відмінно (зараховано)
31-35	добре (зараховано)
25-30	задовільно(зараховано)
0-24	незадовільно(незараховано)

Оцінювання дисципліни

Оцінка А, В, С, D, E виставляється лише студентам, яким зараховані усі модулі з дисципліни.

Конвертація кількості балів з дисципліни у оцінки за шкалою ECTS та національною шкалою

Бали	Національна оцінка	ECTS
90–100	Відмінно (зараховано)	A
82–89	Дуже добре (зараховано)	B
75–81	Добре (зараховано)	C
67–74	Задовільно (зараховано)	D
60–66	Достатньо (зараховано)	E
35–59	Незадовільно (незараховано)	FX
1–34	Не допущений	F

Оцінка з дисципліни FX, F виставляється студентам, яким не зараховано хоча б один модуль з дисципліни після завершення її вивчення.

Оцінка FX виставляється студентам, які набрали мінімальну кількість балів за поточну навчальну діяльність, але не склали підсумковий контроль. Вони мають право на повторне складання не більше 2 разів під час канікул та впродовж 2 (додаткових) тижнів після закінчення семестру за графіком, затвердженим ректором.

Студенти, які одержали оцінку F по завершенню вивчення дисципліни (не виконали робочу програму хоча б з одного модулю, або не набрали за поточну навчальну діяльність з модулю мінімальну кількість балів) повинні пройти повторне навчання за індивідуальним навчальним планом.

10. ПЕРЕЛІК НАВЧАЛЬНО-МЕТОДИЧНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

Основна:

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. — (Національний підручник).
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум : навч. посіб. для студ. вищ. фармац. навч.закл. / Левітін Є. Я., Антоненко О. В., Бризицька А. М., Ведерникова О., Х: НФаУ, 2012. — 148 с.

Додаткова:

3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. — М.: Высшая шк., 2001. — 743 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — 25-е изд., стереотип. — Л.: Химия, 1987. — 272 с.
5. Гирина Н.П., Туманова І.В. Практикум з неорганічної хімії: Навч. посібник для студ. вищих медичних (фармацевтичних) закладів І–ІІ рівнів акредитації. — К.: ВСВ «Медицина», 2012. — 176 с.
6. Музиченко В.П., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія. — К.: ВСВ "Медицина", 2010. — 446 с.
7. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч. / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовских, С. В. Иванов. — К.: Пед. Преса, 2002. — Ч. І. — 520 с.
8. Цветкова Л. Б., Романюк О. П. Неорганічна та органічна хімія: Навч. посібник. Ч.ІІ. — Львів: «Магнолія 2006», 2009. — 358 с.
9. Цветкова Л.Б. Загальна хімія: теорія і задачі: Навч. посібник. Ч.І. — Львів «Магнолія 2006», 2007. — 398 с.
10. Цветкова Л.Б. Неорганічна хімія: теорія і задачі: Навч. посібник. — 3-тє вид. — Львів: «Магнолія Плюс», видавець СПД ФО «В.М. Піча», 2006. — 412 с.

Інформаційні ресурси:

11. <http://medi.ru/doc/88.htm>
Журнал “Вопросы медицинской химии” (повнотекстовий архів)
12. <http://www.anchem.ru/chemanalysis/>
«Химический Анализ» — перший в Росії електронний інтернет-журнал з аналітичної хімії.
13. <http://www.anchem.ru/labpractice/>
Відкритий науково-прикладний журнал з аналітичної хімії, сертифікації й метрології.
14. <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/>
Електронна бібліотека з хімії (Журнали, бази даних, книги, підручники та ін.)
15. <http://chisto.info/articles/>
Електронний повнотекстовий журнал. Архів з 1995 по 2001р.
16. <http://www.chem.msu.su/rus/vmgu/>
Повнотекстова електронна версія журналу “Вестник Московского университета. Серия “Химия”. Архів з 1998р.
17. <http://chemexpress.fatal.ru/Navigator.html>
Хімічний сайт з виходом на On-line підручники, журнали з органічної хімії.
18. <http://www.abc.chemistry.bsu.by/current/10.htm>
Сайт надає безкоштовний доступ до повнотекстових журналів з хімії.
19. <http://www.asu.ru/science/journal/chemwood/chemwood.ru.html>
Науковий журнал «Химия растительного сырья».
20. <http://www.marstu.mari.ru:8101/mmlab/home/СHEM/www/default.htm>
Підручник: “Общая и неорганическая химия”
21. <http://chemistry.narod.ru/razdeli/Analiticheskaya/analiticheskaya.htm>
Аналітична хімія
22. <http://chem.sis.nlm.nih.gov/chemidplus/>
Бази даних містять інформацію з 350 000 хімічних сполук, 56 000 з яких — із структурним зображенням. (Англійською мовою).
23. www.chemistry.narod.ru
Світ хімії. Програми, статті, таблиці, досліді, винаходи і т. п

24. www.chem.msu.su/rus/welcome.html

Хімічна наука та освіта в Росії. Хімічні інститути, товариства, асоціації. Освітні стандарти, підручники, олімпіади, іспити, конференції та семінари.

25. <http://www.anchem.ru/>

Інтернет портал хіміків-аналітиків (статті, методики, довідкові, учбові матеріали / книги).

26. www.openj-gate.com

Відкритий доступ до більш, ніж 3000 журналів з хімії, фармакології, токсикології, фармакогнозії (англ.)