

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
ВИЩИЙ ДЕРЖАВНИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД УКРАЇНИ
«БУКОВИНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»

«ЗАТВЕРДЖУЮ»

Проректор з науково-педагогічної роботи
доцент _____ І.В.Геруш
"26" _____ 2020 р.

ДОВІДНИК ДЛЯ СТУДЕНТА
(СИЛАБУС)
з вивчення навчальної дисципліни
«Загальна та неорганічна хімія»

Галузь знань 22 Охорона здоров'я
(код і назва галузі знань)

Спеціальність 226 Фармація, промислова фармація
(код і назва спеціальності)

Освітній ступінь магістр
(магістр, бакалавр, молодший бакалавр)

Курс навчання 1

Форма навчання денна, заочна
(денна, заочна, дистанційна)

Кафедра медичної та фармацевтичної хімії
(назва кафедри)

Схвалено на методичній нараді кафедри медичної та фармацевтичної хімії 10 червня 2020 року (протокол №16).

Завідувач кафедри _____ (підпис) (М.К. Братенко)

Схвалено предметною методичною комісією з дисциплін фармацевтичного профілю 17 червня 2020 року (протокол №6).

Голова предметної методичної комісії _____ (О.В. Геруш)

Чернівці – 2020

1. ЗАГАЛЬНІ ВІДОМОСТІ ПРО НАУКОВО-ПЕДАГОГІЧНИХ ПРАЦІВНИКІВ, ЯКІ ВИКЛАДАЮТЬ НАВЧАЛЬНУ ДИСЦИПЛІНУ

Кафедра	медичної та фармацевтичної хімії
Прізвище, ім'я, по батькові науково-педагогічних працівників, посада, науковий ступінь, вчене звання, e-mail	Окрепка Галина Михайлівна – асистент кафедри, кандидат хімічних наук, okrepka@bsmu.edu.ua Ткачук Михайло Михайлович – асистент кафедри, кандидат хімічних наук, tkachuk.mykhailo@bsmu.edu.ua Міщенко Віталій Васильович – асистент кафедри, Mishchenchuk.Vitalij@bsmu.edu.ua
Веб-сторінка кафедри на офіційному веб-сайті університету	https://www.bsmu.edu.ua/medichnoyi-ta-farmatsevtichnoyi-himiyi/
Веб-сайт кафедри	http://medchem.bsmu.edu.ua/
E-mail	chemistry@bsmu.edu.ua
Адреса	м. Чернівці, вул. Богомольця 2
Контактний телефон	+38 (03722) 52-57-29

2. ЗАГАЛЬНА ІНФОРМАЦІЯ ПРО НАВЧАЛЬНУ ДИСЦИПЛІНУ

Статус дисципліни	нормативна
Кількість кредитів	6
Загальна кількість годин	180
Лекції	30
Практичні заняття	80
Самостійна робота	70
Вид заключного контролю	підсумковий модульний контроль

3. ОПИС НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ (АНОТАЦІЯ)

Загальна та неорганічна хімія є однією із фундаментальних природних дисциплін у системі вищої фармацевтичної освіти, знання якої необхідні для професійної діяльності фахівців у області фармації. Знання із загальної та неорганічної хімії дають можливість опанувати та поглибити наукові знання про матерію, залежності властивостей речовин від їх складу та будови, вплив умов на протікання та швидкість хімічних взаємодій, синтез та дослідження нових лікарських речовин, контроль їх якості та біотрансформації в організмі людини.

4. ПОЛІТИКА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

4.1. Перелік нормативних документів:

- Положення про організацію освітнього процесу (<https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2020/03/polozhennya-pro-organizacziyu-osvithogo-proczesu-u-vdnzu-bukovinskij-derzhavnij-medichnij-universitet.pdf>);
- Інструкція щодо оцінювання навчальної діяльності студентів БДМУ в умовах впровадження Європейської кредитно-трансферної системи організації навчального процесу (<https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2020/03/bdmu-instrukciya-shhodo-ocinyuvannya-%D1%94kts-2014-3.pdf>);
- Положення про порядок відпрацювання пропущених та незарахованих занять (<https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2019/12/reworks.pdf>);
- Положення про апеляцію результатів підсумкового контролю знань здобувачів вищої освіти (<https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2020/07/polozhennya-pro-apelyacziyu-rezultativ-pidsumkovogo-kontrolyu-znan.pdf>);
- Кодекс академічної доброчесності (https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2019/12/kodeks_academic_faith.pdf);

- Морально-етичний кодекс студентів (https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2019/12/ethics_code.docx);
- Положення про запобігання та виявлення академічного плагіату (<https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2019/12/antiplagiat-1.pdf>);
- Положення про порядок та умови обрання студентами вибіркового дисциплін (https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2020/04/nakaz_polozhennyz_vybirkovi_dyscypliny_2020.pdf);
- Правила внутрішнього трудового розпорядку Вищого державного навчального закладу України «Буковинський державний медичний університет» (<https://www.bsmu.edu.ua/wp-content/uploads/2020/03/17.1-bdmu-kolektivnij-dogovir-dodatok.doc>).

4.2. Політика щодо дотримання принципів академічної доброчесності здобувачів вищої освіти:

- самостійне виконання навчальних завдань поточного та підсумкового контролів без використання зовнішніх джерел інформації;
- списування під час контролю знань заборонені;
- самостійне виконання індивідуальних завдань та коректне оформлення посилань на джерела інформації у разі запозичення ідей, тверджень, відомостей.

4.3. Політика щодо дотримання принципів та норм етики та деонтології здобувачами вищої освіти:

- дії у професійних і навчальних ситуаціях із позицій академічної доброчесності та професійної етики та деонтології;
- дотримання правил внутрішнього розпорядку університету, бути толерантними, доброзичливими та виваженими у спілкуванні зі студентами та викладачами, медичним персоналом закладів охорони здоров'я;
- усвідомлення значущості прикладів людської поведінки відповідно до норм академічної доброчесності та медичної етики.

4.4. Політика щодо відвідування занять здобувачами вищої освіти:

- присутність на всіх навчальних заняттях (лекціях, практичних (семінарських) заняттях, підсумковому модульному контролі) є обов'язковою з метою поточного та підсумкового оцінювання знань (окрім випадків з поважних причин).

4.5. Політика дедлайну та відпрацювання пропущених або незарахованих занять здобувачами вищої освіти:

- відпрацювання пропущених занять відбувається згідно з графіком відпрацювання пропущених або незарахованих занять та консультацій.

5. ПРЕРЕКВІЗИТИ І ПОСТРЕКВІЗИТИ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ (МІЖДИСЦИПЛІНАРНІ ЗВ'ЯЗКИ)

Перелік навчальних дисциплін, на яких базується вивчення навчальної дисципліни	Перелік навчальних дисциплін, для яких закладається основа в результаті вивчення навчальної дисципліни
хімія	аналітична хімія
фізика	фізична хімія
математики	органічна хімія
інформатика	фармацевтична хімія
	біоорганічна хімія

6. МЕТА ТА ЗАВДАННЯ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ:

6.1. Метою вивчення навчальної дисципліни “Загальної та неорганічної хімії” є набуття фактологічного матеріалу з неорганічної та загальної хімії, прийомів роботи в лабораторії з одержання та дослідження властивостей різних речовин.

6.2. Основними завданнями вивчення дисципліни “Загальної та неорганічної хімії”

є:

- класифікувати та називати неорганічні сполуки;
- трактувати загальні закономірності, що лежать в основі будови речовин;
- класифікувати властивості розчинів неелектролітів та електролітів;
- інтерпретувати та класифікувати основні типи йонної, кислотно-основної та окисно-відновної рівноваги та хімічних процесів для формування цілісного підходу до вивчення хімічних та біологічних процесів;
- класифікувати хімічні властивості та перетворення неорганічних речовин;
- трактувати загальні закономірності, що лежать в основі застосування неорганічних речовин у фармації та медицині.

7. КОМПЕТЕНТНОСТІ, ФОРМУВАННЮ ЯКИХ СПРИЯЄ НАВЧАЛЬНА ДИСЦИПЛІНА:

7.1. Інтегральна компетентність:

Здатність розв’язувати типові та складні ситуаційні 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.

7.2. 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 професії.

ЗК 9. Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій.

ЗК 12. Здатність проведення досліджень на відповідному рівні.

7.3. Фахові (спеціальні) компетентності:

ФК 12. Здатність організовувати, забезпечувати і проводити аналіз лікарських засобів та лікарської рослинної сировини в аптечних закладах і контрольно-аналітичних лабораторіях фармацевтичних підприємств відповідно до вимог Державної фармакопеї та інших нормативно-правових актів (методи якісного визначення (для ідентифікації лікарського засобу), та методи кількісного визначення (для встановлення вмісту діючої речовини в ЛЗ))

ФК 13. Здатність організовувати та здійснювати контроль якості лікарських засобів у відповідності з вимогами Державної фармакопеї України та належних практик, визначати способи відбору проб для контролю лікарських засобів відповідно до діючих вимог та проводити їх сертифікацію, запобігати розповсюдженню фальсифікованих лікарських засобів (методи вимірювання рН та вимірювання густини, дослідження розчинності (для визначення швидкості з якою вивільняється препарат для засвоєння організмом), розрахунок похибки та точності проведених вимірювань, оцінка правильності одержаних результатів)

ФК 14. Здатність здійснювати розробку методик контролю якості лікарських засобів, фармацевтичних субстанцій, лікарської рослинної сировини і допоміжних речовин з використанням фізичних, фізико-хімічних та хімічних методів контролю (на основі отриманих знань студенти будуть розробляти методики аналізу простих експериментальних задач)

ФК 16. Здатність забезпечувати належне зберігання лікарських засобів та виробів медичного призначення відповідно до їх фізико-хімічних властивостей та правил Належної практики зберігання (GSP) у закладах охорони здоров’я (дослідження впливу зовнішніх факторів на кінетику хімічних реакцій, що спричиняють деградацію ліків (для дослідження стійкості ЛЗ))

8. РЕЗУЛЬТАТИ НАВЧАННЯ.

Кінцеві програмні результати навчання

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

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

ПРЗ 4. Використовувати результати самостійного пошуку, аналізу та синтезу інформації з різних джерел для рішення типових завдань професійної діяльності.

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

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

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

ПРФ 12. Застосовувати у професійній діяльності сучасні методи контролю якості лікарських засобів та лікарської рослинної сировини.

ПРФ 13. Здійснювати всі види контролю якості лікарських засобів; складати сертифікати якості, враховуючі результати проведеного контролю.

ПРФ 14. Визначати основні органолептичні, фізико-хімічні, хімічні та фармако-технологічні показники лікарських засобів, обґрунтовувати та обирати методи для стандартизації, здійснювати статистичну обробку результатів згідно з вимогами Державної фармакопеї України.

ПРФ 16. Визначати вплив факторів навколишнього середовища: вологи, температури, світла, тощо на стабільність лікарських засобів та виробів медичного призначення

В результаті вивчення навчальної дисципліни здобувач повинен:

8.1. Знати:

- основні поняття та закони хімії та методи їх використання для вирішення прикладних задач;
- сучасні теорії будови атомів і молекул та залежність властивостей речовини від її складу та будови;
- класифікацію та номенклатуру неорганічних сполук;
- основні закономірності перебігу хімічних реакцій різного типу;
- основні типи йонної, кислотно-основної та окисно-відновної рівноваги та хімічних процесів для формування цілісного підходу до вивчення хімічних та біологічних процесів;
- властивості хімічних елементів, їх найважливіші сполуки та можливі шляхи перетворення.

8.2. Уміти:

- класифікувати та називати неорганічні сполуки; трактувати загальні закономірності, що лежать в основі будови речовин;
- класифікувати властивості розчинів неелектролітів та електролітів, розраховувати склад розчинів;
- користуватись хімічним посудом та зважувати речовини; обчислювати відносну похибку експерименту;
- готувати розчини із заданим кількісним складом; проводити якісне визначення деяких катіонів та аніонів; трактувати загальні закономірності, що лежать в основі застосування неорганічних речовин у фармації та медицині;
- застосовувати теоретичні основи загальної та неорганічної хімії і набуті експериментальні навички при вивченні профільних дисциплін.

8.3. Демонструвати:

- навички приготування розчинів заданої концентрації, буферних розчинів із заданим значенням рН;
- здатність проводити прості лабораторні маніпуляції, необхідні для визначення фізико-хімічних параметрів речовин, вимірювання маси, об'єму та густини речовин;
- здатність оцінювати кількісний вплив температури, концентрації та каталізаторів на швидкість хімічних процесів.

9. ІНФОРМАЦІЙНИЙ ОБСЯГ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

На вивчення навчальної дисципліни “Загальна та неорганічна хімія” відводиться 180 години 6 кредитів ЄКТС. Навчальна дисципліна “Загальна та неорганічна хімія” складається з двох модулів.

Модуль 1.

«Загальна хімія»

Змістовий модуль 1. Атомно-молекулярне вчення і основні закони хімії.

Конкретні цілі:

Засвоїти основні поняття і закони хімії та застосовувати їх для розв’язання відповідних задач. Класифікувати прості та складні речовини залежно від їх складу та хімічної будови. Пояснювати хімічні властивості речовин певного класу за допомогою хімічних реакцій. Продемонструвати знання номенклатури неорганічних сполук на конкретних прикладах.

Тема 1. Хімія в системі природничих наук. Історія розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення.

Предмет, завдання та методи хімії. Речовина. Чистота хімічних речовин. Атомно-молекулярне вчення. Поняття про атом і його основні характеристики: відносна атомна маса, заряд і порядковий номер елемента в періодичній системі, хімічний символ. Ізотопи. Хімічні рівняння. Розрахунки за хімічними формулами та рівняннями.

Тема 2. Основні закони хімії.

Основні закони хімії: закон збереження маси, закон сталості складу і його сучасне трактування, закон Авогадро. Мольний об’єм газу. Зв’язок між густиною газу і його молекулярною масою. Приведення газів до нормальних умов, рівняння Клапейрона-Менделєєва.

Тема 3. Поняття еквівалента речовин.

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

Змістовий модуль 2. Будова речовини і періодичний закон Д.І.Менделєєва.

Конкретні цілі:

Застосовувати 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.

Тема 4. Будова атома.

Електронні енергетичні рівні атома. Форма *s*-, *p*- і *d*-орбіталей атома. Принципи та правила, що визначають послідовність заповнення атомних орбіталей електронами. Електронні та електронно-графічні формули атомів елементів та їх йонів.

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

Тема 5. Періодичний закон Д.І. Менделєєва.

Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Структура періодичної системи елементів: періоди, групи, родини. Періодичний характер зміни властивостей елементів: радіус, енергія активації, енергія спорідненості до електрона, відносна електронегативність.

Тема 6. 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. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв’язку.

Змістовий модуль 3. Елементи хімічної термодинаміки та кінетики.

Конкретні цілі:

Розраховувати користуючись законом Гесса значення ентальпій хімічних реакцій, процесів розчинення речовини, дисоціації кислот та основ. Трактувати можливість самочинного перебігу хімічних реакцій та пояснювати термодинамічну стійкість хімічних сполук, користуючись значеннями ентропії та енергії Гіббса. Пояснювати можливість перебігу хімічних реакцій залежно від природи реагуючих речовин та наявності каталізатора. Застосовувати закон дії мас, рівняння Арреніуса і емпіричне правило Вант-Гоффа для обчислення швидкості гомогенних і гетерогенних реакцій. Застосовувати закон дії мас до рівноважних процесів. Трактувати напрямок зміщення рівноваги хімічної реакції за принципом Ле Шательє

Тема 7. Основні поняття хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Термохімія.

Поглинання та виділення різних видів енергії при хімічних перетвореннях. Внутрішня енергія і ентальпія речовин. Перший закон термодинаміки. Закон Гесса. Розрахунки стандартних ентальпій хімічних реакцій і фізико-хімічних перетворень на основі закону Гесса.

Тема 8. Другий закон термодинаміки. Напрявленість хімічних процесів.

Другий закон термодинаміки. Поняття про ентропію як міру неупорядкованості системи (рівняння Больцмана). Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних реакцій.

Тема 9. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Каталіз.

Середня та миттєва швидкість реакції. Поняття про механізм реакцій. Чинники, що впливають на швидкість хімічних реакцій у гомогенних та гетерогенних системах. Закон дії мас. Константа швидкості хімічної реакції, її фізичний зміст. Залежність швидкості реакції від температури (рівняння Арреніуса та правило Вант-Гоффа). Енергія активації. Каталіз.

Тема 10. Хімічна рівновага.

Оборотні і необоротні хімічні реакції та стан хімічної рівноваги. Кількісна характеристика стану хімічної рівноваги. Константа хімічної рівноваги та її зв'язок зі стандартною зміною енергії Гіббса. Принцип Ле Шательє-Брауна.

Змістовий модуль 4. Розчини. Властивості розчинів.

Конкретні цілі:

Визначати тип розчину та розрізняти його компоненти. Трактувати механізм розчинення, електролітичної дисоціації та гідролізу речовин. Застосовувати закони Дальтона та Сеченова для обчислення розчинності газів у рідинах. Розраховувати 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 застосовувати його на практиці. Розраховувати молярну масу речовини за законом Рауля і Вант-Гоффа.

Тема 11. Вчення про розчини.

Суть основних положень: розчини, розчинник, розчинена речовина. Розчинність речовин у рідинах, чинники, що впливають на розчинність.

Тема 12. Способи вираження складу розчинів.

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

Тема 13. Колігативні властивості розчинів.

Поняття про колігативні властивості розчинів. Закони Рауля і Вант-Гоффа. Осмос і осмотичний тиск. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини. Роль осмосу і осмотичного тиску в біологічних системах. Плазмоліз, гемоліз, тургор. Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія та їх застосування.

Змістовий модуль 5. Рівновага в розчинах електролітів.

Конкретні цілі:

Класифікувати електроліти за величиною ступеня дисоціації. Застосувати закон дії мас до рівноважних процесів дисоціації слабких електролітів, води, малорозчинних електролітів, використовувати табличні дані величин $K_{дис}$, $ДР$ 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. Аналізувати чинники, які впливають на зміщення рівноваги реакцій гідролізу. Класифікувати буферні розчини за складом. Розраховувати pH буферних розчинів та буферну ємність

Тема 14. Теорія сильних і слабких електролітів.

Поняття про сильні і слабкі електроліти. Теорія розчинів сильних електролітів. Розчини слабких електролітів. Ступінь дисоціації. Залежність ступеня дисоціації від концентрації (закон розведення Оствальда).

Тема 15. Теорії кислот і основ. Дисоціація води.

Теорії кислот і основ. Амфотерні електроліти (амфоліти). Кількісні характеристики сили кислот та основ. Дисоціація води. Йонний добуток води. Характеристика кислотності середовища. Водневий та гідроксильний показники (pH та pOH) розчинів слабких та сильних кислот і основ.

Тема 16. Протолітичні процеси.

Протолітичні процеси та їх напрямленість. Гідроліз катіонів, аніонів і сумісний гідроліз. Ступінь і константа гідролізу. Зміщення рівноваги протолітичних реакцій. Роль протолітичних реакцій при метаболізмі ліків та в аналізі лікарських препаратів. Хімічна несумісність лікарських речовин.

Тема 17. Буферні розчини.

Типи та склад буферних розчинів. Розрахунок pH та буферної ємності. Буферні системи крові.

Тема 18. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів.

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

Змістовий модуль 6. Основні типи хімічних реакцій.

Конкретні цілі:

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

Тема 19. Реакції з перенесенням електронів.

Електронна теорія окисно-відновних реакцій (ОВР). Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках і правила його розрахунку. Зміна ступеня окиснення в ОВР. Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі та аналізі лікарських засобів. Роль окисно-відновних процесів у метаболізмі.

Тема 20. Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки.

Сучасний зміст поняття «комплексна сполука» (КС). Будова КС за Вернером. Утворення і дисоціація КС в розчинах. Константи стійкості та константи нестійкості комплексних йонів (ступінчасті та загальні). Класифікація, номенклатура та ізомерія КС. Біологічна роль КС.

МОДУЛЬ 2 «Неорганічна хімія».

Змістовий модуль 7. Органогенні та біогенні елементи. Людина і біосфера.

Конкретні цілі:

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

Тема 21. Хімічні елементи, їх класифікація.

Поняття про хімічні елементи, їх класифікація за походженням, хімічними властивостями, будовою зовнішнього енергетичного рівня, поширенням у природі, значенням для організму.

Тема 22. Людина і біосфера.

Поняття про міграцію хімічних елементів. Зв'язок ендемічних захворювань з особливостями біогеохімічних провінцій.

Тема 23. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук.

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

Змістовий модуль 8. Гідроген та s-елементи (типові метали).

Конкретні цілі:

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

Тема 24. Гідроген та його сполуки.

Загальна характеристика елемента. Особливості положення в ПСЕ. Водень як проста речовина. Йони Гідрогену і гідроксонію. Вода як важлива сполука Гідрогену, її фізичні та хімічні властивості. Аквакомплекси і кристалогідрати. Пероксид гідрогену. Будова молекули, одержання, кислотно-основні та окисно-відновні характеристики, використання в медицині і фармації.

Тема 25. 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. Металічний стан лужних металів. Взаємодія з простими і складними речовинами. Гідроксиди лужних металів, солі та їх властивості, застосування. Хімічні основи застосування сполук Літію, Натрію і Калію в медицині.

Тема 26. 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. 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. Хімічні основи застосування сполук Магнію, Кальцію і Барію в медицині й фармації

Змістовий модуль 9. р-Елементи ІІІ – VІІІ групи періодичної системи елементів.

Конкретні цілі:

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

Тема 27. р-Елементи ІІІА групи. Бор і Алюміній.

Загальна характеристика елементів ІІІА групи. Електронна дефіцитність, її вплив на властивості елементів та їх сполук. Загальна характеристика Бору. Алюміній. Загальна характеристика. Проста речовина та її хімічна активність. Амфотерність алюмінію, його оксиду та гідроксиду.

Тема 28. р-елементи ІVА групи. Карбон та його неорганічні сполуки.

Загальна характеристика елементів ІVА 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. Сполуки Карбону (ІІ). Ціанідна кислота, прості і комплексні ціаніди. Сполуки Карбону (ІV).

Тема 29. Силіцій та його сполуки.

Силіцій. Загальна характеристика. Основна відмінність Силіцію від Карбону, Біологічна роль.

Тема 30. р-елементи ІVА групи. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум).

Елементи підгрупи Германію. Загальна характеристика.

Тема 31. р-елементи VА групи. Нітроген та його сполуки.

Загальна характеристика елементів VА групи. Нітроген, Фосфор, Арсен в організмі, їх біологічна роль, знаходження в природі та організмі. Азот як проста речовина. Причини малої хімічної активності. Амоніак, кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, реакції заміщення. Сполуки Нітрогену з додатним ступенем окиснення. Оксиди Нітрогену. 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.

Тема 32. Фосфор та його сполуки.

Фосфор. Загальна характеристика. Алотропні видозміни Фосфору, їх хімічна активність. Сполуки Фосфору з позитивним значенням ступеня окиснення. Якісна реакція на фосфат-іон. Біологічна роль Фосфору та його сполук.

Тема 33. р-елементи VА групи. Підгрупа Арсену (Арсен, Стибій, Бісмут).

Елементи підгрупи Арсену. Загальна характеристика. Сполуки Арсену, Стибію та Бісмуту з Гідроеном у порівнянні з амоніаком та фосфіном. Визначення Арсену та Стибію методом Марша. Сполуки з додатним ступенями окиснення. Хімічні основи застосування в медицині і фармації оксидів і солей Арсену, Стибію та Бісмуту, та сполук *p*-елементів VA групи у фармацевтичному аналізі.

Тема 34. *p*-елементи VIA групи. Оксиген та його сполуки.

Загальна характеристика елементів VIA групи. Оксиген. Загальна характеристика, поширення в природі, біологічна роль. Особливості електронної структури молекули кисню, хімічна активність. Класифікація оксигеновмісних сполук та їхні загальні властивості. Біологічна роль Оксигену, хімічні основи застосування кисню та озону у медицині і фармації.

Тема 35. *p*-елементи VIA групи. Сульфур, Селен, Телур.

Сульфур. Загальна характеристика. Біологічна роль Сульфуру. Сірка як проста речовина, застосування у медицині. Гідрогенсульфід, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Якісна реакція на сульфід-іон. Сполуки Сульфуру (IV) їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Якісна реакція на сульфід-іон. Сполуки Сульфуру (VI). Олеум. Хімічні основи застосування сполук Сульфуру в медицині, фармації, фармацевтичному аналізі. Селен і Телур. Поняття про антиоксиданти.

Тема 36. *p*-елементи VIIA групи. Галогени.

Загальна характеристика галогенів. Особливі властивості Флуору як найелектронегативнішого елемента. Прості речовини, їхня хімічна активність. Сполуки галогенів з Гідроеном. Розчинність у воді. Кислотні та окисно-відновні властивості. Реакції виявлення галогенід-іонів. Поняття про хімізм бактерицидної дії хлору і йоду. Застосування хлорного вапна, хлорної води, препаратів активного Хлору, Йоду, а також фторидів, хлоридів, бромідів, йодидів у медицині, санітарії і фармації.

Тема 37. *p*-елементи VIIA групи. Благородні гази.

Загальна характеристика *p*-елементів VIIA групи. Особливості будови молекул. Фізичні та хімічні властивості. Відносність поняття «інертні гази». Застосування благородних газів у медицині.

Змістовий модуль 10. d-елементи I–VIII груп періодичної системи елементів.

Конкретні цілі:

Трактувати на основі електронної будови атомів d-елементів їх змінну ступінь окиснення, здатність до комплексоутворення, зменшення хімічної активності порівняно з s- та 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 38. Загальна характеристика d-елементів. Типи хімічних реакцій за їх участю.

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

Тема 39. d-Елементи IB групи. Купрум, Аргентум, Аурум.

Загальна характеристика елементів IB групи. Фізичні і хімічні властивості простих та складних речовин. Кисотно-основні та окисно-відновні властивості, здатність до комплексоутворення. 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. Бактерицидні властивості йонів Ag^+ . Хімічні основи застосування сполук Аргентуму як лікарських засобів і в фармацевтичному аналізі.

Аурум. Застосування золота та сполук Ауруму у медицині й фармації.

Тема 40. *d*-Елементи ІІВ групи. Цинк, Кадмій, Гідраргірум.

Загальна характеристика елементів ІІВ групи. Фізичні і хімічні властивості простих та складних речовин. Кисотно-основна та окисно-відновна характеристика сполук.

Тема 41. *d*-елементи ІІВ – VВ груп ПСЕ. Титан, Ванадій. Лантаноїди

d-Елементи ІІВ групи (підгрупа Скандію). Загальна характеристика, подібність та відмінність від елементів ІА групи. Біологічна роль Скандію, його хімічні властивості. *f*-елементи як аналоги *d*-елементів ІІВ групи, подібність та відмінність на прикладі Церію. *d*-елементи IVВ і VВ груп. Загальна характеристика. Хімічні основи застосування простих речовин та сполук Титану, Ніобію, Танталу та Ванадію у медицині і фармації.

Тема 42. *d*-Елементи VIВ групи. Підгрупа Хрому.

Загальна характеристика підгрупи. Хром, природні сполуки. Проста речовина та її хімічна активність. Сполуки Хрому. Молібден та Вольфрам, загальна характеристика, окисно-відновні властивості сполук. Біологічна роль Хрому та Молібдену.

Тема 43. *d*-Елементи VIIВ групи. Підгрупа Мангану.

Загальна характеристика елементів підгрупи Мангану. Сполуки Мангану. Хімічні основи застосування калію перманганату та його розчинів як антисептичного засобу та у фармацевтичному аналізі.

Тема 44. *d*-Елементи VIIIВ групи. Ферум та його сполуки.

Загальна характеристика елементів родини Феруму. Характеристика елемента, його йонні стани, координаційні числа. Природні сполуки. Сполуки Феруму. Гемоглобін і ферумвмісні ферменти, їхня біологічна роль. Якісні реакції на катіони феруму Fe^{2+} та Fe^{3+} . Хімічні основи використання відновленого заліза та ферумвмісних препаратів у медицині.

Тема 45. *d*-Елементи VIIIВ групи. Кобальт і Нікол.

Кобальт та Нікол. Валентні стани. Хімічна активність. Кофермент B_{12} . Якісні реакції на катіони Co^{2+} та Ni^{2+} . Біологічне значення та хімічні основи застосування сполук Кобальту і Ніколу в медицині і фармації.

Тема 46. *d*-Елементи VIIIВ групи. Платинові метали

Платинові метали, загальна характеристика простих речовин, їх взаємодія з кислотами. Фізичні властивості та застосування платинових металів. Комплексні сполуки Платини. Хімічні основи застосування сполук платинових металів у медицині.

10. СТРУКТУРА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин											
	денна форма, 1 курс						заочна форма, 1 курс					
	Усього	у тому числі					Усього	у тому числі				
		Аудиторні			С.р.	Ін д.		Аудиторні			С.р.	Ін д.
		Л	П	С				Л	П	С		
1	2	3	4	5	6	7	2	3	4	5	6	7
Модуль І «Загальна хімія»												
Змістовий модуль 1. Атомно-молекулярне вчення і основні закони хімії												
Тема 1. Хімія в системі природничих наук. Історія розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення.	2,5	0,5	1		1		2,2		0,2		2	
Тема 2. Основні закони хімії.	4	1	2		1		3,4	0,2	0,4		3	
Тема 3. Поняття еквівалента речовин.	3,5	0,5	1		2		3,4	0,2	0,4		3	
Разом за змістовим модулем 1	10	2	4		4		9,4	0,4	1,0	-	8	-
Змістовий модуль 2. Будова речовини і періодичний закон Д.І.Менделєєва												
Тема 4. Будова атома.	3	1	1		1		2,4	0,2	0,4		2	
Тема 5. Періодичний закон Д.І. Менделєєва.	3	1	1		1		2,3	0,2	0,3		2	
Тема 6. Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук.	5	2	2		1		3,3	0,2	0,3		3	
Разом за змістовим модулем 2	11	4	4		3		8,6	0,6	1,0	-	7	-
Змістовий модуль 3. Елементи хімічної термодинаміки та кінетики.												
Тема 7. Основні поняття хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Термохімія.	2,5	0,5	1		1		3,5	0,1	0,5		3	
Тема 8. Другий закон термодинаміки. Напрямлєність хімічних процесів.	2,5	0,5	1		1		3,5	0,1	0,5		3	
Тема 9. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Каталіз.	2,5	0,5	1		1		3,5	0,1	0,5		3	
Тема 10. Хімічна рівновага.	2,5	0,5	1		1		3,5	0,1	0,5		3	
Разом за змістовим модулем 3	10	2	4		4		14,4	0,4	2,0	-	12	-
Змістовий модуль 4. Розчини. Властивості розчинів.												
Тема 11. Вчення про розчини.	3,5	0,5	1		2		3,7	0,2	0,5		3	
Тема 12. Способи виражен-ня складу розчинів.	5	1	2		2		3,7	0,2	0,5		3	
Тема 13. Колігативні властивості розчинів.	3,5	0,5	1		2		3,2	0,2	-		3	
Разом за змістовим модулем 4	12	2	4		6		10,6	0,6	1,0	-	9	-

Змістовий модуль 5. Рівновага в розчинах електролітів												
Тема 14. Теорія сильних і слабких електролітів.	3,5	1	2		0,5		3,5	0,2	0,3		3	
Тема 15. Теорії кислот і основ. Дисоціація води. рН.	4	1	2		1		3,6	0,2	0,4		3	
Тема 16. Протолітичні процеси.	3,5	0,5	2		1		3,7	0,2	0,5		3	
Тема 17. Буферні розчини	3,5	0,5	2		1		3,7	0,2	0,5		3	
Тема 18. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів.	5,5	1	4		0,5		4,5	0,2	0,3		4	
Разом за змістовим модулем 5	20	4	12		4		19	1,0	2		16	
Змістовий модуль 6. Основні типи хімічних реакцій												
Тема 19. Реакції з перенесенням електронів.	7	1	4		2		4	0,5	0,5		3	
Тема 20. Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки.	7	1	4		2		4	0,5	0,5		3	
Разом за змістовим модулем 6	14	2	8		4		8	1	1		6	
ІРС	5				5							
Контрольна робота №1							7	-	-	-	7	-
Підсумковий контроль засвоєння модуля 1 «Загальна хімія».	9		4		5		13	-	2,0	-	11	-
Разом за Модулем I	91	16	40		35		90	4	10,0	-	76	-
Модуль II «Неорганічна хімія»												
Змістовий модуль 7. Органогенні та біогенні елементи. Людина і біосфера												
Тема 21. Хімічні елементи, їх класи фікація.	1	0,3	0,2		0,5		1				1	
Тема 22. Людина і біосфера.	1	0,2	0,3		0,5		1				1	
Тема 4. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук.	1,5		0,5		1		2				2	
Разом за змістовим модулем 7	3,5	0,5	1		2,0		4	-	-	-	4	-
Змістовий модуль 8. Гідроген та s-елементи (типові метали)												
Тема 23. Загальна характеристика s-елементів. Гідроген та його сполуки.	2,5	0,5	1		1		3,5	0,5	1,0		2	
Тема 24. s-елементи ІА групи. Лужні метали.	2,5	0,5	1		1		2,8	0,3	0,5		2	
Тема 25. s-елементи ІІА групи. Берилій, Магній і лужноземельні елементи.	2,5	0,5	1		1		2,7	0,2	0,5		2	
Разом за змістовим модулем 8	7,5	1,5	3		3		9	1	2,0	-	6	-
Змістовий модуль 9. p-Елементи III-VIII груп періодичної системи елементів												
Тема 26. Загальна характеристика p-елементів. p-елементи ІІІА групи. Бор і	5,5	0,5	4		1		2,7	0,2	0,5		2	

Алюміній.												
Тема 27. <i>p</i> -елементи IVA групи. Карбон та його неорганічні сполуки.	4	1	2		1		2,4	0,2	0,2		2	
Тема 28. Силіцій та його сполуки.	2,25	0,25	1		1		2,4	0,2	0,2		2	
Тема 29. <i>p</i> -елементи IVA групи. Підгрупа Германію.	2,25	0,25	1		1		2,4	0,2	0,2		2	
Тема 30. <i>p</i> -елементи VA групи. Нітроген та його сполуки.	4	1	2		1		3,7	0,2	0,5		3	
Тема 31. Фосфор та його сполуки.	2,5	0,5	1		1		3,4	0,2	0,2		3	
Тема 32. <i>p</i> -елементи VA групи. Підгрупа Арсену (Арсен, Стибій, Бісмут).	2,5	0,5	1		1		3,4	0,2	0,2		3	
Тема 33. <i>p</i> -елементи VIA групи. Оксиген та його сполуки.	3		2		1		3,7	0,2	0,5		3	
Тема 34. <i>p</i> -елементи VIA групи. Сульфур, Селен, Телур.	4	1	2		1		3,7	0,2	0,5		3	
Тема 35. <i>p</i> -елементи VIIA групи. Галогени.	6	1	4		1		4	0,2	0,8		3	
Тема 36. <i>p</i> -елементи VIIIA групи. Благородні гази.	1				1		3,2		0,2		3	
Разом за змістовим модулем 9	37	6	20		11		35	2	4,0	-	29	-
Змістовий модуль 10. <i>d</i>-елементи I - VIII груп												
Тема 37. Загальна характеристика <i>d</i> -елементів. Типи хімічних реакцій за їх участю.	2		1		1		3,7	0,2	0,5		3	
Тема 38. <i>d</i> -елементи IB групи. Купрум, Аргентум, Аурум.	4	1	2		1		2,5	0,2	0,3		2	
Тема 39. <i>d</i> -елементи IIB групи. Цинк, Кадмій, Меркурій.	3	1	1		1		2,4	0,2	0,2		2	
Тема 40. <i>d</i> -елементи IIIB – VB груп. Титан, Ванадій. Лантаноїди.	1				1		2		-		2	
Тема 41. <i>d</i> -елементи VIB групи. Підгрупа Хрому.	4	1	2		1		2,4	0,2	0,2		2	
Тема 42. <i>d</i> -елементи VIIB групи. Підгрупа Мангану.	4	1	2		1		2,5	0,2	0,3		2	
Тема 43. <i>d</i> -елементи VIIIB групи. Ферум та його сполуки.	4	1	2		1		2,5		0,5		2	
Тема 44. <i>d</i> -елементи VIIIB групи. Кобальт і Нікол.	2,5	0,5	1		1		2				2	
Тема 45. <i>d</i> -елементи VIIIB групи. Платинові метали.	2,5	0,5	1		1		2				2	

<i>Разом за змістовим модулем 10</i>	27	6	12		9		22	1	2,0	-	19	-
ІРС	5				5							
Контрольна робота №2							7				8	
Підсумковий контроль засвоєння модуля 2 «Неорганічна хімія»	9		4		5	5	13		2		11	
Разом за модулем II	89	14	40		35		90	4	10	-	76	-
УСЬОГО ГОДИН	180	30	80		70	-	180	8	20	-	152	-

11. ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН ЛЕКЦІЙ (денна форма навчання)

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
Модуль I		
1	Атомно-молекулярне вчення. Основні закони хімії. Поняття еквівалента речовини	2
2	Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва	2
3	Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук	2
4	Хімічна термодинаміка. Термохімія. Напрявленість хімічних процесів. Хімічна кінетика та рівновага.	2
5	Вчення про розчини. Способи виразу складу розчинів. Колігативні властивості розчинів	2
6	Теорія сильних і слабких електролітів. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів.	2
7	Дисоціація води. рН. Протолітичні процеси. Реакції з перенесенням електронів	2
8	Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки	2
	Разом МОДУЛЬ I:	16
Модуль II		
9	Хімічні елементи та їх класифікація. Людина і біосфера. Гідроген та лужні метали. <i>s</i> -Елементи ІІА групи.	2
10	<i>p</i> -Елементи ІІІА. Бор, Алюміній. <i>p</i> -Елементи ІVА групи. Карбон, Силіцій. Підгрупа Германію.	2
11	<i>p</i> -Елементи VА групи. Нітроген, Фосфор та їх сполуки. Підгрупа Арсену.	2
12	<i>p</i> -Елементи VІА. Сульфур, Селен, Телур. <i>p</i> -Елементи VІІА. Галогени.	2
13	<i>d</i> -Елементи ІВ та ІІВ груп.	2
14	<i>d</i> -Елементи VІВ і VІІВ груп. Підгрупи Хрому та Мангану	2
15	<i>d</i> -Елементи VІІІВ групи. Родина Феруму. Платинові метали	2
	Разом МОДУЛЬ II:	14
	РАЗОМ	30

Тематичний план лекцій (заочна форма навчання)

№	Тема	К-ть год.
Модуль I. Загальна хімія		
1	Основні закони хімії. Термодинаміка. Кінетика. Розчини	2
2	Рівновага в розчинах електролітів. Типи хімічних реакцій	2
	<i>Разом модуль I</i>	4
Модуль II. Неорганічна хімія.		
3	Хімія елементів I – IV А підгруп	2

4	Хімія елементів V – VIIA підгруп та d-елементи	2
	<i>Разом модуль 2</i>	4
	Разом:	8

12. ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ (денна форма навчання)

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
Модуль I		
1	Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття хімії.. Основні закони хімії. Поняття еквівалента речовин.	4
2	Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук.	4
3	Основні поняття хімічної термодинаміки. Термохімія. Напрявленість хімічних процесів. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Хімічна рівновага.	4
4	Вчення про розчини. Способи вираження складу розчинів. Колігативні властивості розчинів.	4
5	Теорія сильних і слабких електролітів. Дисоціація води. рН.	4
6	Протолітичні процеси. Буферні розчини.	4
7	Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів.	4
8	Реакції з перенесенням електронів. Експериментальне вивчення окисно-відновних реакцій.	4
9	Координаційні сполуки. Реакції комплексоутворення. Експериментальне вивчення комплексних сполук.	4
10	Підсумковий контроль засвоєння модуля 1 «Загальна хімія».	4
	Разом МОДУЛЬ I:	40
Модуль II		
11	Хімічні елементи та їх класифікація. КНС. Гідроген та s-Елементи.	4
12	Загальна характеристика p-елементів. p-Елементи IIIA групи. Бор і Алюміній.	4
13	p-Елементи IVA групи. Карбон. Силіцій. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум).	4
14	p-Елементи VA групи. Нітроген. Фосфор. Підгрупа Арсену (Арсен, Стибій, Бісмут).	4
15	p-Елементи VIA групи. Оксиген, Сульфур. Оксигеновмісні сполуки сульфуру. Селен, Телур.	4
16	p-Елементи VIIA групи. Гідроген. Галогени. Сполуки галогенів.	4
17	Загальна характеристика d-елементів. d-Елементи IB групи. Купрум, Аргентум, Аурум. d-Елементи IIB групи. Цинк, Кадмій, Меркурій.	4
18	d-Елементи VIB групи. Підгрупа Хрому. d-Елементи VIIB групи. Підгрупа Мангану .	4
19	d-Елементи VIIIB групи. Ферум та його сполуки. Сполуки Кобальту і Ніколу. Платинові метали.	4
20	Підсумковий контроль засвоєння модуля 2 «Неорганічна хімія».	4
	Разом МОДУЛЬ II:	40
	РАЗОМ	80

Тематичний план практичних занять (заочна форма навчання)

№	Тема	Кількість
---	------	-----------

		годин
	Модуль I. Основи загальної хімії.	
1	Атомно-молекулярне вчення. Будова речовини.	2
2	Елементи хімічної термодинаміки та кінетики.	2
3	Розчини. Рівновага в розчинах електролітів	2
4	Основні типи хімічних реакцій	2
5	Підсумковий контроль з модуля I	2
	Разом за Модуль I	10
	Модуль II. Розчини Властивості розчинів	
6	Гідроген та s-елементи (типові метали)	2
7	p-Елементи III-V груп періодичної системи елементів.	2
8	p-Елементи VI-VIII груп періодичної системи елементів.	2
9	d-елементи I - VIII груп періодичної системи елементів.	2
10	Підсумковий контроль засвоєння модуля II	2
	Разом за Модуль II	10
	РАЗОМ	20

13. ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ (денна форма навчання)

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
	Модуль I	
1	Тема 1. Хімія в системі природничих наук. Історія розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення.	1
	Тема 2. Основні закони хімії.	1
	Тема 3. Поняття еквівалента речовин.	1
	Тема 4. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук.	1
	Тема 5. Будова атома.	1
	Тема 6. Періодичний закон Д.І. Менделєєва.	1
	Тема 7. Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук.	1
	Тема 8. Основні поняття хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Термохімія.	1
	Тема 9. Другий закон термодинаміки. Напряменість хімічних процесів.	1
	Тема 10. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Каталіз.	1
	Тема 11. Хімічна рівновага.	1
	Тема 12. Вчення про розчини.	2
	Тема 13. Способи вираження складу розчинів.	2
	Тема 14. Колігативні властивості розчинів.	2
	Тема 15. Теорія сильних і слабких електролітів.	1
	Тема 16. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів.	1
	Тема 17. Теорії кислот і основ. Дисоціація води.	1
	Тема 18. Протолітичні процеси.	1
	Тема 19. Реакції з перенесенням електронів.	2
	Тема 20. Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки.	2
3	Індивідуальна робота – підготовка огляду наукової літератури або проведення досліджень за однією із тем (за вибором)	5
4	Підготовка до підсумкового контролю засвоєння модулів	5
	Разом МОДУЛЬ I:	35
	Модуль II	

1	Тема 21. Хімічні елементи, їх класифікація.	1
	Тема 22. Людина і біосфера.	1
	Тема 23. Гідроген та його сполуки.	1
	Тема 24. <i>s</i> -елементи ІА групи. Лужні метали.	1
	Тема 25. <i>s</i> -елементи ІІА групи. Берилій, Магній і лужноземельні елементи.	1
	Тема 26. <i>p</i> -Елементи ІІІА групи. Бор і Алюміній.	1
	Тема 27. <i>p</i> -елементи ІVА групи. Карбон та його неорганічні сполуки.	1
	Тема 28. Силіцій та його сполуки.	1
	Тема 29. <i>p</i> -елементи ІVА групи. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум).	1
	Тема 30. <i>p</i> -елементи VА групи. Нітроген та його сполуки.	1
	Тема 31. Фосфор та його сполуки.	1
	Тема 32. <i>p</i> -елементи VА групи. Підгрупа Арсену (Арсен, Стибій, Бісмут).	1
	Тема 33. <i>p</i> -елементи VІА групи. Оксиген та його сполуки.	1
	Тема 34. <i>p</i> -елементи VІА групи. Сульфур, Селен, Телур.	1
	Тема 35. <i>p</i> -елементи VІІА групи. Галогени.	1
	Тема 36. <i>p</i> -елементи VІІІА групи. Благородні гази.	1
	Тема 37. Загальна характеристика <i>d</i> -елементів. Типи хімічних реакцій за їх участю.	1
	Тема 38. <i>d</i> -Елементи ІВ групи. Купрум, Аргентум, Аурум.	1
	Тема 39. <i>d</i> -Елементи ІІВ групи. Цинк, Кадмій, Меркурій	1
	Тема 40. <i>d</i> -елементи ІІІВ – VВ груп ПСЕ. Титан, Ванадій. Лантаноїди	1
	Тема 41. <i>d</i> -Елементи VІВ групи. Підгрупа Хрому.	1
	Тема 42. <i>d</i> -Елементи VІІВ групи. Підгрупа Мангану.	1
	Тема 43. <i>d</i> -Елементи VІІІВ групи. Ферум та його сполуки.	1
	Тема 44. <i>d</i> -Елементи VІІІВ групи. Кобальт і Нікол.	1
	Тема 45. <i>d</i> -Елементи VІІІВ групи. Платинові метали	1
3	Індивідуальна робота – підготовка огляду наукової літератури або проведення досліджень за однією із тем (за вибором)	5
4	Підготовка до підсумкового контролю засвоєння модулів	5
	Разом Модуль II:	35
	РАЗОМ	70

Тематичний план самостійної роботи студентів (заочна форма навчання)

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
Модуль I		
1	Тема 1. Хімія в системі природничих наук. Історія розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення.	2
	Тема 2. Основні закони хімії.	2
	Тема 3. Поняття еквівалента речовин.	2
	Тема 4. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук.	2
	Тема 5. Будова атома.	2
	Тема 6. Періодичний закон Д.І. Менделєєва.	2
	Тема 7. Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук.	3
	Тема 8. Основні поняття хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Термохімія.	3
	Тема 9. Другий закон термодинаміки. Напряменість хімічних процесів.	3
	Тема 10. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Каталіз.	3
	Тема 11. Хімічна рівновага.	3

	Тема 12. Вчення про розчини.	3
	Тема 13. Способи вираження складу розчинів.	3
	Тема 14. Колігативні властивості розчинів.	4
	Тема 15. Теорія сильних і слабких електролітів.	4
	Тема 16. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів.	4
	Тема 17. Теорії кислот і основ. Дисоціація води.	4
	Тема 18. Протолітичні процеси.	3
	Тема 19. Реакції з перенесенням електронів.	3
	Тема 20. Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки.	
2	Контрольна робота №1	7
3	Підготовка до підсумкового контролю засвоєння модулів	11
	Разом МОДУЛЬ I:	76
Модуль II		
1	Тема 21. Хімічні елементи, їх класифікація.	2
	Тема 22. Людина і біосфера.	2
	Тема 23. Гідроген та його сполуки.	2
	Тема 24. <i>s</i> -елементи ІА групи. Лужні метали.	2
	Тема 25. <i>s</i> -елементи ІІА групи. Берилій, Магній і лужноземельні елементи.	2
	Тема 26. <i>p</i> -Елементи ІІІА групи. Бор і Алюміній.	2
	Тема 27. <i>p</i> -елементи ІVА групи. Карбон та його неорганічні сполуки.	2
	Тема 28. Силіцій та його сполуки.	2
	Тема 29. <i>p</i> -елементи ІVА групи. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум).	2
	Тема 30. <i>p</i> -елементи VА групи. Нітроген та його сполуки.	3
	Тема 31. Фосфор та його сполуки.	3
	Тема 32. <i>p</i> -елементи VА групи. Підгрупа Арсену (Арсен, Стибій, Бісмут).	3
	Тема 33. <i>p</i> -елементи VІА групи. Оксиген та його сполуки.	3
	Тема 34. <i>p</i> -елементи VІА групи. Сульфур, Селен, Телур.	3
	Тема 35. <i>p</i> -елементи VІІА групи. Галогени.	3
	Тема 36. <i>p</i> -елементи VІІІА групи. Благородні гази.	3
	Тема 37. Загальна характеристика <i>d</i> -елементів. Типи хімічних реакцій за їх участю.	3
	Тема 38. <i>d</i> -Елементи ІВ групи. Купрум, Аргентум, Аурум.	2
	Тема 39. <i>d</i> -Елементи ІІВ групи. Цинк, Кадмій, Меркурій	2
	Тема 40. <i>d</i> -елементи ІІІВ – VВ груп ПСЕ. Титан, Ванадій. Лантаноїди	2
	Тема 41. <i>d</i> -Елементи VІВ групи. Підгрупа Хрому.	2
	Тема 42. <i>d</i> -Елементи VІІВ групи. Підгрупа Мангану.	2
	Тема 43. <i>d</i> -Елементи VІІІВ групи. Ферум та його сполуки.	2
	Тема 44. <i>d</i> -Елементи VІІІВ групи. Кобальт і Нікол.	2
	Тема 45. <i>d</i> -Елементи VІІІВ групи. Платинові метали	2
2	Контрольна робота №2	7
3	Підготовка до підсумкового контролю засвоєння модулів	11
	Разом Модуль II:	76
	РАЗОМ	152

14. ПЕРЕЛІК ІНДИВІДУАЛЬНИХ ЗАВДАНЬ

- Виступи на науковому студентському гуртку.
- Участь у наукових конференціях.
- Публікація доповідей у вигляді тез та статей у періодичній науковій пресі (журнали, збірники наукових праць).
- Виготовлення наочності згідно навчальних програм (таблиці, наочні приладдя, графологічні схеми практичних занять, презентації).

15. ПЕРЕЛІК ТЕОРЕТИЧНИХ ПИТАНЬ ДО ПІДСУМКОВОГО МОДУЛЬНОГО КОНТРОЛЮ

1. Зв'язок утворений за рахунок спільної електронної пари електронів називається...
2. Амфотерність гідроксидів ілюструють: А) тільки розчинністю в кислотах; В) тільки розчинністю в лугах; С) розчинністю і в кислотах і в лугах; Д) розчинністю у воді.
3. закон діючих мас для процесу: $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$?
4. 30 г натрій гідроксиду розчинили у 800 мл води. Знайти масову частку розчиненої речовини.
5. Який об'єм 0,1 М розчину HCl можна приготувати виходячи із 100 мл 0,7 М розчину HCl ?
6. Водневий показник 0,01 М розчину HCl дорівнює:
7. Який з наведених 1%-них розчинів має найбільший осмотичний тиск?
А) FeCl_3 ; В) NaCl ; С) глюкози; Д) сахарози; Е) білка.
8. Яке рН водних розчинів солей А) BaCl_2 ; В) K_2CO_3 ; С) NaI ; Д) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.
9. Який з наступних електролітів при дисоціації утворює йони H^+ та OH^- одночасно? А) H_2O ; В) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; С) NaOH ; Д) H_3PO_4 .
10. Яка умова випадання осаду. Умова насиченого розчину: А) $\text{ДР} > \text{ДК}$; В) $\text{ДР} < \text{ДК}$; С) $\text{ДР} = \text{ДК}$; Д) $\text{ДР} = 1$.
11. Яка із сполук характеризується найбільшим ступенем окиснення Нітрогену? А) NH_3 ; В) HNO_2 ; С) HNO_3 ; Д) N_2O_5 .
12. Сульфур може бути тільки відновником у: А) S ; В) SO_2 ; С) Na_2S ; Д) H_2SO_4 .
13. Яка умова вказує, окисно-відновна реакція можлива:
А) $\text{ЕРС} > 0$; В) $\text{ЕРС} < 0$; С) $\varphi(\text{ок}) = \varphi(\text{відн})$; Д) $\text{ЕРС} = 0$.
14. Обчисліть заряд «х» комплексного йона $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{x}$.
15. На підставі величин констант нестійкості визначити найбільш стійкий комплексний йон: С) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ $K_{\text{н}} = 5.9 \cdot 10^{-8}$; Д) $[\text{N}(\text{CN})_4]^{2-}$ $K_{\text{н}} = 1 \cdot 10^{-22}$.
16. Закон сталості складу застосовують для знаходження: А) формул сполук; В) молярної маси сполук; С) еквівалентної маси сполук, Д) молярного об'єму
17. Молярна маса еквіваленту кальцій фосфату дорівнює:
18. Виберіть із наведених сполук формули основних солей:
А) K_2SiO_3 ; В) NaKSO_4 ; С) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; Д) NaHCO_3 .
19. Вкажіть частинку, яка має електронну будову атома Ar :
А) Li^+ ; В) N^{3-} ; С) Se^{2-} ; Д) K^+ .
20. Виберіть ознаку за якою відрізняють ізотопи елемента: А) числом нейтронів; В) атомним номером; С) числом валентних електронів; Д) числом протонів.
21. Який зв'язок у: А) P-O ; В) Ca-F ; С) Sn-Br ; Д) N-N .
22. Внаслідок розчинення солі у воді температура розчину зменшилась. Отже процес розчинення є:
23. 20 г натрій гідроксиду розчинили у 200 мл води. Густина розчину 1,3 г/мл. Знайти молярну концентрацію розчину
24. Для приготування 100 г гіпертонічного розчину натрію хлориду з масовою часткою 10% необхідно:
25. Сильні та слабкі електроліти А) NH_4OH ; В) CsOH ; С) BaSO_4 , NaOH , H_2S , HNO_3 , H_3PO_4
26. За якого значення ДК утвориться осад AgCl ? $\text{ДР}(\text{AgCl}) = 1.78 \cdot 10^{-10}$.
А) 10-10; В) 10-11; С) 10-4; Д) немає вірної відповіді.
27. Водневий показник 0,001 М розчину KOH дорівнює:
28. Яке рН розчину солей А) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; В) KCl ; С) AlCl_3 ; Д) Na_2CO_3 .
29. У 0,1 М розчині якої з наведених кислот найбільша концентрація йонів Гідрогену: А) HCl ; В) HCN ; С) H_2CO_3 ; Д) HNO_2 .
30. Написати вираз ДР ортофосфату кальцію
31. Визначити ступінь окиснення атома Сульфуру А) Li_2S ; В) SO_2 ; С) K_2SO_3 ; Д) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

32. Укажіть скільки електронів приєднує перманганат-іон в нейтральному середовищі і до якого ступеня окиснення відновлюється манган? А) 4, +2; В) 3, +4; С) 5, +2; D) 6, +3.
33. Зазначте ліганди, що відповідно до координаційної ємності належать до моно- та бідентантних? А) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$; В) CO ; С) CN^- ; D) NH_3 .
34. ОВР проходить самовільно у прямому напрямі, якщо E° : А) <0 ; В) >0 ; С) $=0$;
35. Молярна маса еквіваленту кальцій карбонату дорівнює:
36. Взято рівні маси кисню, азоту, хлороводню та сірководню за однакових умов. Яка речовина займає найбільший об'єм?
37. Виберіть із наведених сполук середні солі: А) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; В) NH_4PO_3 ; С) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; D) $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$.
38. Написати електронну конфігурацію атома Zn:
39. Порівняйте ефективні атомні радіуси Ag та Cu, натрію і магнію, фтору та хлору.
40. Вкажіть тип хімічного зв'язку, що утворюється між атомами у молекулі води:
41. З хлоридною кислотою не взаємодіють наступні метали: А) Cu, Ag; В) Mg, Cr; С) Fe, Co; D) Zn, Mg
42. В скільки разів слід збільшити концентрацію водню, щоб швидкість синтезу аміаку зросла у 27 разів?
43. Яка маса натрію хлориду необхідна для приготування 200 г ізотонічного 0,9%-ного розчину?
44. Знайти масу солі, що необхідна для приготування 2л 0,5 М розчину натрій карбонату:
45. Водневий показник 0,1 М розчину HCl дорівнює
46. Який з наведених 0,1%-них розчинів має найбільший осмотичний тиск?
47. А) гліцерину; В) NaCl ; С) глюкози; D) сахарози; Е) білка.
48. Із перерахованих нижче нітратів гідролізу піддається:
А) NH_4NO_3 ; В) KNO_3 ; С) NaNO_3 ; D) LiNO_3 ; Е) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
49. До розчину, що містить 9,8 г H_2SO_4 додали 10г NaOH . Яку реакцію має одержаний розчин?
50. Умова випадання осаду: А) $\text{DP} > \text{DK}$; В) $\text{DP} < \text{DK}$; С) $\text{DP} = \text{DK}$; D) $\text{DP} = 1$.
51. Яке середовище є необхідним для того, щоб перманганат іон відновлюється до іону Mn^{2+} ? А) кисле; В) слабко лужне; С) нейтральне; D) лужне.
52. Вкажіть за якої умови окисно-відновна реакція протікає в прямому напрямі?
А) $E^\circ_{\text{ок}} > E^\circ_{\text{від}}$; В) $E^\circ_{\text{ок}} < E^\circ_{\text{від}}$; С) $E^\circ_{\text{ок}} = E^\circ_{\text{від}}$; D) $E^\circ_{\text{ок}} > 0$.
53. Обчисліть заряд «х» комплексного йона $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^x$
54. На підставі величин констант нестійкості визначити найменш стійкий комплексний йон: А) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ $K_n = 1 \cdot 10^{-31}$; В) $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ $K_n = 1 \cdot 10^{-21}$
55. Яка молекулярна маса невідомого газу, якщо його густина за воднем дорівнює 20?
56. Молярна маса еквівалента кальцій гідроксиду дорівнює?
57. Вкажіть частинку, яка має електронну конфігурацію атома He:
А) Li^+ ; В) N^{3-} ; С) Se^{2-} ; D) K^+ .
58. Вкажіть ангідрид амоній гідроксиду: А) амін; В) фосфін; С) аміак; D) йон амонію.
59. Який тип гібридизації атомних орбіталей карбону у молекулі метану:
А) sp^2 ; В) sp^3 ; С) sp ; D) dsp^2 .
60. Водневий показник 0,005 М розчину сульфатної кислоти дорівнює:
61. Для приготування 500 г 15%-ного розчину натрій гідроксиду необхідно взяти:
62. Внаслідок розчинення солі у воді температура розчину зменшилась. Отже процес розчинення є: А) ендотермічний; В) екзотермічний; С) ізобаричний;
63. D) адіабатичний.
64. Водневий показник 0,025 М розчину HCl дорівнює: А) 0; В) 1; С) 2; D) 3.
65. При якій величині добутку концентрацій йонів Ca^{2+} та F^- утвориться осад? ($\text{DP}(\text{CaF}_2) = 4,0 \cdot 10^{-11}$): А) 10^{-10} ; В) 10^{-12} ; С) 10^{-11} ; D) 10^{-15} .
66. Введення в реакційну суміш певної речовини привело до пониження енергії активації процесу на 40 %. Це приведе до пониження чи підвищення швидкості реакції? А) підвищення; В) пониження; С) не вплине; D) спочатку підвищення, а згодом пониження.

67. Яка із наведених солей гідролізує за аніоном?
A) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; B) KCl ; C) AlCl_3 ; D) Na_2CO_3 .
68. Яке pH водного розчину солей A) ZnSO_4 ; B) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$; C) Na_3PO_4 ; D) NaCl .
69. 5%-вий водний розчин якої речовини замерзатиме при нижчій температурі: метанолу чи етанолу? A) метанолу; B) етанолу; C) температура замерзання однакова.
70. Який ступінь окиснення атому Сульфуру A) Li_2S ; B) SO_3 ; C) K_2SO_3 ; D) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
71. Скільки електронів приєднує перманганат-йон в кислому середовищі і до якого ступеня окиснення відновлюється манган? A) 4,+2; B) 3,+4; C) 5,+2; D) 6,+3.
72. Який ступінь окиснення центрального атому в сполуці $\text{H}[\text{AuCl}_4]$.
73. ОВР проходить самовільно якщо ЕРС: A) <0 ; B) >0 ; C) $=0$.
74. Одним з показників якості води є її твердість. Які солі зумовлюють постійну твердість води?
75. У ряду $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ як змінюється стійкість молекул та сила кислот
76. Одним з показників якості води є її твердість. Які солі зумовлюють постійну твердість води?
77. Які оксиди не реагують з водою?
78. Наявність Арсену в сировині, що використовується на фармацевтичному підприємстві, визначають за реакцією Марша. В процесі визначення утворюється сполука Арсену з Гідрогеном. Який ступінь окиснення Арсену в цій сполуці?
79. До якої сполуки відновлюється концентрована HNO_3 при взаємодії з міддю?
80. Концентрована сульфатна кислота при взаємодії з малоактивними металами відновлюється до...
81. Деякі елементи утворюють алотропні модифікації. Яка алотропна модифікація Оксигену.
82. Природна вода завжди містить розчинені солі. Які солі зумовлюють тимчасову твердість води?
83. Вкажіть електронну формулу атома Карбону у збудженому стані
84. Калій перманганат KMnO_4 використовують у медичній практиці як бактерицидний засіб. Вкажіть, які хімічні властивості KMnO_4 обумовлюють його бактерицидність.

16. ПЕРЕЛІК ПРАКТИЧНИХ ЗАВДАНЬ ТА РОБІТ ДО ПІДСУМКОВОГО МОДУЛЬНОГО КОНТРОЛЮ (ТИПИ ЗАДАЧ)

1. Обчислити масову частку розчину купрум сульфату отриманого розчиненням 10г мідного купоросу у 190г води?
2. Обчислити молярну, нормальну та моляльну концентрації 10% розчину нітратної кислоти (густина розчину 1,08г/мл)
3. Обчислити pH 5% розчину хлоридної кислоти
4. Обчислити pH 5% розчину ціанідної кислоти Константа дисоціації ціанідної кислоти дорівнює 5×10^{-10} .
5. Обчислити яка маса осаду утвориться при змішуванні розчинів, що містять 3г аргентум нітрату та 3г натрій хлориду
6. Який об'єм водню можна отримати при взаємодії 5 г натрію з водою якщо вихід продукту складає 78%.
7. Визначте молярну формулу сполуки, що містить Карбон, Оксиген та Гідроген та має молярну масу 60 г/моль. Масові частки Карбону та Оксигену в сполуці складають 40% та 53,33%.
8. Обчисліть об'єм розчину Калій гідроксиду з масовою часткою лугу 10% ($\rho=1,08$ г/мл), необхідний для повної нейтралізації 24,5 г ортофосфатної кислоти. Розрахувати нормальність Калій гідроксиду.

17. МЕТОДИ ТА ФОРМИ ПРОВЕДЕННЯ КОНТРОЛЮ

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

Модульний контроль – це діагностика засвоєння студентом матеріалу модулю (залікового кредиту). Семестр закінчується підсумковим модульним контролем.

Початковий контроль знань студентів здійснюється під час проведення практичних занять і включає в себе перевірку знань теоретичного та практичного матеріалу, який вивчався в школі, що проводиться методом фронтального усного опитування, або написання контрольних робіт, для чого використовуються питання для контрольних робіт.

Поточний контроль знань студентів здійснюється під час проведення практичних занять і включає перевірку знань теоретичного матеріалу та контроль оволодіння практичними навичками, які передбачені методичними розробками занять з відповідних тем. Перевірка знань студентів здійснюється за допомогою усного фронтального опитування, вирішування тестових завдань різного ступеня важкості, розв'язування типових та нетипових ситуаційних задач, а також під час перевірки правильності виконання лабораторно-дослідницьких завдань.

Проміжний контроль знань студентів проводиться під час проведення підсумкових контрольних робіт під час останнього заняття змістовного модуля.

Підсумковий контроль знань студентів здійснюється на останньому практичному занятті модуля у формі підсумкового модульного контролю. У студентів з'ясовують знання теоретичного матеріалу (згідно переліку питань). Поряд з цим студенти виконують і практичні розрахункові задачі, що також враховується при оцінюванні їх знань.

Підсумковий модульний контроль (ПМК) здійснюється після завершення вивчення усіх тем модуля на останньому контрольному занятті з модуля.

До підсумкового модульного контролю допускаються студенти, які відвідали усі передбачені навчальною програмою з дисципліни аудиторні навчальні заняття та одержали на них позитивні оцінки («5», «4», «3»), а також при вивченні модуля набрали кількість балів, не меншу за мінімальну.

Студенту, який з поважних чи без поважних причин мав пропуски навчальних занять, дозволяється відпрацювати академічну заборгованість до певного визначеного терміну.

Підсумковий модульний контроль з загальної та неорганічної хімії проводиться в письмовій формі шляхом написання студентами письмової підсумкової роботи, яка включає тестові завдання та розв'язок ситуаційних задач.

Максимальна кількість балів модульного підсумкового контролю дорівнює 80.

Модуль вважається зарахованим, якщо студент набрав не менше 50 балів.

Таким чином, частки результатів оцінювання поточної навчальної діяльності і підсумкового модульного контролю становлять відповідно 60% та 40%.

Написання письмової роботи включає:

1. Контроль рівня теоретичної підготовки студентів. Кожному студенту пропонується 20 теоретичних тестів, які оцінюються в 2 бали за кожний *(всього 40 балів)*
2. Розв'язування 4 ситуаційних задач (по 10 балів) *(всього 40 балів)*

18. ОЦІНЮВАННЯ РІВНЯ ПІДГОТОВКИ СТУДЕНТА З ДИСЦИПЛІНИ

Оцінювання поточної навчальної діяльності, модульного контролю та дисципліни в цілому здійснюється відповідно до «Інструкції щодо оцінювання навчальної діяльності студентів Буковинського державного медичного університету в умовах впровадження Європейської кредитно-трансферної системи організації навчального процесу» (схваленої рішенням Вченої ради від 29 травня 2014 року, протокол № 9).

Бали з дисципліни для студентів, які успішно виконали програму з дисципліни, конвертуються кафедрою у традиційну чотирибальну шкалу за абсолютними критеріями як нижче у таблиці.

Оцінка за 200-бальною шкалою	Оцінка за 4-ри бальною шкалою
Від 180 до 200	"5"
Від 150 до 179	"4"
Від мінімальної кількості, яку повинен набрати студент до 149	"3"

Нижче мінімальної кількості балів, яку повинен набрати студент	"2"
--	-----

Розподіл балів, які отримують студенти з курсу «Загальна та неорганічна хімія» (денна форма навчання)

Номер модуля, кільк.навч. год./кредитів ECTS	Кількість змістових модулів	Кількість практичних занять	Конвертація у бали традиційних оцінок				Мінім. кільк. балів	
			Традиційні оцінки					
			„5”	„4”	„3”	„2”		
Модуль 1, 90/3	6	18	6	5	4	0	12	72
Модуль 1, 90/3	4	18	6	5	4	0	12	72

Максимальна кількість балів, яку може набрати студент за поточну навчальну діяльність при вивченні модулів, дорівнює 120 балам, вираховується шляхом множення кількості балів, що відповідають оцінці “5”, на кількість оцінюваних тем з додаванням балів за індивідуальну роботу.

$$6 \text{ балів} \times 18 \text{ ПЗ} + 12 \text{ балів} \times 1 \text{ СРС} = 120 \text{ балів}$$

Мінімальна кількість балів, з якою студент допускається до складання підсумкового кредитного модуля, вираховується шляхом множення кількості балів, що відповідають оцінці "3", на кількість оцінюваних тем.

$$4 \text{ бали} \times 18 \text{ ПЗ} = 72 \text{ бали}$$

Розподіл балів, які отримують студенти з курсу «Загальна та неорганічна хімія» (заочна форма навчання)

Номер модуля, кільк.навч. год./кредитів ECTS	Кількість змістових модулів	Кількість практичних занять	Конвертація у бали традиційних оцінок				Мінім. кільк. балів	
			Традиційні оцінки					
			„5”	„4”	„3”	„2”		
Модуль 1 90/3	6	4	24	19	14	0	24/19 /14/0	70
Модуль 2 90/3	4	4	24	19	14	0	24/19 /14/0	70

Максимальна кількість балів, яку може набрати студент за поточну навчальну діяльність при вивченні модулів, дорівнює 120 балам, вираховується шляхом множення кількості балів, що відповідають оцінці “5”, на кількість оцінюваних тем з додаванням балів за індивідуальну роботу.

$$24 \text{ бали} * (4 \text{ ПЗ} + 1 \text{ КР}) = 120 \text{ балів}$$

Мінімальна кількість балів, з якою студент допускається до складання підсумкового кредитного модуля, вираховується шляхом множення кількості балів, що відповідають оцінці "3", на кількість оцінюваних тем.

$$14 \text{ балів} * (4 \text{ ПЗ} + 1 \text{ КР}) = 70 \text{ балів}$$

Студенти, які навчаються на одному факультеті, курсі, за однією спеціальністю, на основі кількості балів, набраних з дисципліни, ранжуються за шкалою ECTS таким чином:

Оцінка ECTS	Статистичний показник
«А»	Найкращі 10 % студентів
«В»	Наступні 25 % студентів
«С»	Наступні 30 % студентів
«D»	Наступні 25 % студентів
«E»	Останні 10 % студентів

Ранжування з присвоєнням оцінок «А», «В», «С», «D», «Е» проводиться деканатами для студентів відповідного курсу та факультету, які навчаються за однією спеціальністю і **успішно** завершили вивчення дисципліни.

Студенти, які одержали оцінки «FX» та «F» («2») не вносяться до списку студентів, що ранжуються, навіть після перескладання підсумкового контролю. Такі студенти після перескладання автоматично отримують бал «Е».

Оцінка «FX» виставляється студентам, які набрали мінімальну кількість балів за поточну навчальну діяльність, але яким не зарахований підсумковий контроль. Ця категорія студентів має право на перескладання підсумкового контролю за затвердженим графіком (але не пізніше початку наступного семестру). Повторне складання підсумкового модульного контролю дозволяється не більше двох разів.

Оцінка «F» виставляється студентам, які відвідали усі аудиторні заняття з модуля, але не набрали мінімальної кількості балів за поточну навчальну діяльність і не допущені до підсумкового контролю. Ця категорія студентів має право на повторне вивчення модуля.

За дозволом ректора студент може підвищити оцінку з дисципліни шляхом перескладання підсумкового контролю (не більше трьох разів за весь період навчання).

Оцінка ECTS у традиційну чотирибальну шкалу НЕ конвертується, оскільки шкала ECTS та чотирибальна шкала є незалежними.

200-бальна та чотирибальна шкали характеризують фактичну успішність кожного студента із засвоєння навчальної дисципліни. Шкала ECTS є відносною, порівняльною, рейтинговою, яка встановлює належність студента до групи кращих чи гірших серед референтної групи однокурсників (факультет, спеціальність). Тому оцінка «А» за шкалою ECTS не може дорівнювати оцінці «відмінно», а оцінка «В» - оцінці «добре» тощо. Як правило, при конвертації з багатобальної шкали межі оцінок «А», «В», «С», «D», «Е» за шкалою ECTS не співпадають з межами оцінок «5», «4», «3» за традиційною шкалою.

19. РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

19.1 Базова

Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є.Я. Левітін, А.М. Бризицька, Р.Г. Ключова ; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. — 3-тє вид. — Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. — 512 с.

Левітін Е.Я., Бризицька А.М. Ключова Р.Г. Загальна та неорганічна хімія - Х .: Прапор. Видавництво НФаУ, 2012. - 464с.

19.2. Допоміжна

Крупко О. В., Велика А. Я., Стаднічук Р. Ф. Неорганічна хімія. – Чернівці: Медуніверситет, 2016. – 248с

Неорганічна хімія. Лабораторний практикум : навч. посіб. для студентів вищ. фармац. навч. закладів / Є. Я. Левітін, О. В. Антоненко, А. М. Бризицька, О. І. Ведерникова, Т. О. Онопрієнко, І. Д. Рой, Н. В. Турченко, І. В. Цихановська, А. О. Коваль, О. С. Криський, О. І. Панасенко, О. О. Катречко. – Х. : НФаУ : Золоті сторінки, 2012. – 148 с.

Ф. М. Боднарюк, Загальна та неорганічна хімія, част. II, – Рівне: НУВГП, 2009, 312 с.

19.3 Інформаційні ресурси

1. Сервер дистанційного навчання «Moodle».
2. <https://phet.colorado.edu>
3. <https://www.compoundchem.com>
4. <https://ed.ted.com/search?q=Chemistry+>

20. УКЛАДАЧІ ДОВІДНИКА ДЛЯ СТУДЕНТА (СИЛАБУСУ)

Окрепка Галина Михайлівна – к.х.н., асистент кафедри медичної та фармацевтичної хімії