

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
БУКОВИНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

ЗАТВЕРДЖУЮ

Проректор закладу вищої освіти
з науково-педагогічної роботи

доцент _____ Ігор Геруц
" 21 " _____ 2022 р.

ДОВІДНИК ДЛЯ СТУДЕНТА
(СИЛАБУС)
з вивчення навчальної дисципліни

«НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»

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

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

Освітній ступінь _____ молодший бакалавр _____
(магістр, бакалавр, молодший бакалавр)

Курс навчання _____ 1 _____

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

Кафедра _____ медичної та фармацевтичної хімії _____
(назва кафедри)

Схвалено на методичній нараді кафедри медичної та фармацевтичної хімії „29”
червня 2022 року (протокол №18).

Завідувач кафедри

_____ (підпис)

Михайло Братенко

Голова предметної (циклової) комісії природничо-наукових дисциплін фахового коледжу
БДМУ

Протокол №1 від 30 серпня 2022

Викладач

_____ Катерина Купчанко

Чернівці – 2022

**МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
БУКОВИНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

ЗАТВЕРДЖУЮ

Проректор закладу вищої освіти
з науково-педагогічної роботи

доцент _____ Ігор Геруш
“ _____ ” _____ 2022 р.

**ДОВІДНИК ДЛЯ СТУДЕНТА
(СИЛАБУС)
з вивчення навчальної дисципліни
«НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»**

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

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

Освітній ступінь _____ молодший бакалавр _____
(магістр, бакалавр, молодший бакалавр)

Курс навчання _____ 1 _____

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

Кафедра _____ медичної та фармацевтичної хімії _____
(назва кафедри)

Схвалено на методичній нараді кафедри медичної та фармацевтичної хімії „29”
червня 2022 року (протокол №18).

Завідувач кафедри _____ Михайло Братенко
(підпис)

Голова предметної (циклової) комісії природничо-наукових дисциплін фахового коледжу
БДМУ

Протокол №1 від 30 серпня 2022

викладач Катерина Купчанко

Чернівці – 2022

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	Перепелиця Олеся Орестівна – доцент кафедри медичної та фармацевтичної хімії, к.х.н, perepelytsia.olesia@bsmu.edu.ua Купчанко Катерина Петрівна – викладач закладу фахової передвищої освіти фахового коледжу БДМУ, kupchanko.k@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. О. Богомольця, 2
Контактний телефон	+38 (03722) 52-57-29

2. ЗАГАЛЬНА ІНФОРМАЦІЯ ПРО НАВЧАЛЬНУ ДИСЦИПЛІНУ

Статус дисципліни	нормативна
Кількість кредитів	3
Загальна кількість годин	90
Лекції	18
Практичні заняття	12
Самостійна робота	60
Вид заключного контролю	модуль

3. ОПИС НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ (АНОТАЦІЯ)

Неорганічна хімія є однією з фундаментальних природничих дисциплін у системі вищої фармацевтичної освіти, знання якої забезпечують необхідне підґрунтя для плідної, творчої діяльності фахівців у галузі фармації. Розвиває діалектичний спосіб мислення, поглиблює та розширює наукові знання про матерію, будову та властивості хімічних елементів, сполук й їх перетворення, а також досліджує шляхи вирішення прикладних задач у галузі фармації.

Знання з неорганічної хімії дозволяють майбутньому фахівцю опанувати навичками якісного та кількісного прогнозування ймовірності проходження хімічних процесів, їх швидкість, встановлення механізмів взаємодії неорганічних речовин, що використовуються в медичній та фармацевтичній практиці, а також їх 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-osvitnogo-proczesu-u-vdnz-u-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-oczinuyuvannya-%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 вибіркових 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 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 (шкільний курс)	аналітична хімія
техніка лабораторних робіт	органічна хімія
математика	фармацевтична хімія
фізика	технологія ліків
	фармакологія

6. МЕТА ТА ЗАВДАННЯ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ:

- 6.1. Метою вивчення навчальної дисципліни «Неорганічна хімія» є вивчення теоретичних основ загальної хімії та хімії елементів. Розвиток творчого мислення, здатності критично аналізувати процеси та явища. Формування наукового світогляду студентів, умінь та навичок для застосування хімічних законів і процесів у майбутній практичній діяльності.
- 6.2. Основними завданнями вивчення дисципліни «Неорганічна хімія» є поглиблене вивчення властивостей елементів та їх сполук, що використовуються в медичній та фармацевтичній практиці.

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 1. Здатність застосовувати одержані знання у практичних ситуаціях.

ЗК 11. Навики здійснення безпечної діяльності та охорони навколишнього середовища, розуміння необхідності та дотримання правил безпеки життєдіяльності.

ЗК 13. Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

7.3 Спеціальні (фахові) компетентності

ФК 11. Здатність до виконання завдань, направлених на забезпечення та контроль якості лікарських засобів та лікарської рослинної сировини.

ФК 12. Здатність забезпечувати належне зберігання лікарських засобів та виробів медичного призначення відповідно до їх фізико-хімічних властивостей та правил Належної практики зберігання (GSP).

8. РЕЗУЛЬТАТИ НАВЧАННЯ.

Кінцеві програмні результати навчання

Програмні результати загальні

Програмні результати загальні

ПРЗ 5. Здатність застосовувати знання щодо забезпечення санітарно-протиепідемічного режиму аптечних закладів; основ безпеки життєдіяльності та охорони праці.

Програмні результати (фахові)

ПРФ 5. Виконувати завдання щодо забезпечення якості лікарських засобів на стадіях виготовлення, транспортування, зберігання і реалізації.

В результаті вивчення навчальної дисципліни здобувач повинен:

8.1. Знати:

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

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;
- класифікувати хімічні властивості та перетворення неорганічних речовин;
- проводити якісне визначення деяких катіонів та аніонів;
- застосовувати теоретичні основи загальної та неорганічної хімії і набуті експериментальні навички при вивченні профільних дисциплін.

8.3. Демонструвати:

- здатність приготувати розчини із заданим якісним та кількісним складом;
- здатність визначати вплив різних факторів (температури, концентрації, тиску, додавання сторонніх електролітів) на властивості розчинів;
- здатність обрати оптимальні умови зберігання неорганічних речовин та лікарських засобів на їх основі;
- здатність провести нескладний хімічний експеримент та обчислювати відносну похибку експерименту;
- здатність виявляти деякі неорганічні іони у водних розчинах.

9. ІНФОРМАЦІЙНИЙ ОБСЯГ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Опис дисципліни:

На вивчення навчальної дисципліни “Неорганічна хімія” відводиться 90 годин 3 кредити ЄКТС.

Змістовий модуль № 1 «Загальна хімія».

Тема 1. Вступ. Основні поняття і закони хімії.

Предмет і завдання хімії. Атомно-молекулярне вчення. Агрегатні стани речовини. Маса атомів і молекул. Кількість речовини. Молярна маса. Закон збереження маси. Закон сталості складу. Закон Авогардо. Хімічний елемент.

Тема 2 Основні положення електронної теорії будови атома. Періодичний закон та періодична система елементів Д.І.Менделєєва

Графічне зображення періодичної системи елементів. Періоди, групи.

Періодичність змінення хімічних властивостей елементів головних підгруп.

Періодичність змінення хімічних властивостей елементів побічних підгруп.

Основні положення електронної теорії будови атома. Ядро атома. Електронна оболонка. Орбіталь. Характеристика стану електронів в атомі за допомогою квантових чисел. Принцип Паулі. Принцип найменшої енергії. Правило Гунда. Електронні конфігурації атомів елементів у стані спокою та в збудженому стані. Енергія іонізації. Енергія спорідненості до електрона. Електронегативність. Причина періодичного змінення властивостей елементів у світлі теорії будови атома.

Тема 3. Теорія хімічного зв'язку та будова молекул.

Хімічний зв'язок. Вплив електронної будови атомів на форми і властивості сполук елементів. Типи кристалічних ґраток: атомна, іонна, молекулярна.

Тема 4. Класи неорганічних сполук.

Оксиди, їх класифікація. Способи добування оксидів. Хімічні властивості основних, кислотних і амфотерних оксидів. Номенклатура.

Класифікація гідроксидів. Їх добування. Номенклатура. Фізичні і хімічні властивості основ.

Класифікація кислот. Номенклатура. Фізичні і хімічні властивості кислот.

Солі. Способи добування солей. Номенклатура. Фізичні і хімічні властивості солей.

Генетичний зв'язок між оксидами, кислотами, солями, основами.

Тема 5. Комплексні сполуки.

Будова комплексних сполук. Типи хімічних зв'язків у комплексних сполуках.

Номенклатура. Дисоціація первинна та вторинна комплексних сполук.

Тема 6. Елементи хімічної термодинаміки

Перший закон термодинаміки. Стандартні умови і стандартні ентальпії утворення і згоряння речовин. Закон Гесса. Поняття про ентропію. Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних реакцій.

Тема 7. Елементи хімічної кінетики. Хімічна рівновага.

Загальні поняття про хімічні реакції. Гомогенні та гетерогенні системи. Умови перебігу реакцій. Швидкість хімічних реакцій. Залежність швидкості хімічних реакцій від природи регулюючих речовин, температури, тиску, каталізатора, концентрації регулюючих речовин.

Хімічна рівновага. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє.

Тема 8. Розчини.

Розчини. Загальне уявлення про розчини. Поняття про дисперсні системи. Види дисперсних систем: суспензії, емульсії, колоїдні розчини, істинні розчини. Поняття про розчинену речовину і розчинник. Розчинність газів, рідин, твердих речовин. Теплові явища при розчиненні. Гідратна теорія розчинів Д.І.Менделєєва. Насичені, ненасичені і перенасичені розчини.

Способи вираження концентрації розчинів. Масова частка розчиненої речовини; молярна концентрація; молярна концентрація еквівалента.

Тема 9. Теорія електролітичної дисоціації. Рівновага у розчинах електролітів.

Основні положення теорії електролітичної дисоціації. Механізм дисоціації кислот, солей, основ. Іонні рівняння. Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник. Рівновага у розчинах слабких електролітів. Рівновага у розчинах малорозчинних сполук. Добуток розчинності.

Тема 10. Гідроліз солей.

Механізм гідролізу солей. Ступінь та константа гідролізу. Гідроліз кислих солей. Зміщення рівноваги гідролізу.

Тема 11. Окисно-відновні реакції.

Окислення і відновлення. Класифікація окисно-відновних реакцій. Визначення стехіометричних коефіцієнтів реакції методом електронного балансу та методом напівреакцій.

Змістовий модуль № 2 «Неорганічна хімія»

Тема 1. s-елементи. Елементи I-A та II-A групи.

Загальна характеристика s-елементів. Поширення в природі. Властивості простих речовин. Взаємодія з простими і складними речовинами. Оксиди, пероксиди, гідроксиди лужних та лужноземельних металів, солі та їх властивості, застосування. Застосування сполук s-елементів в медицині.

Твердість води та методи її усунення.

Тема 2. p-елементи. Елементи III-A групи.

Загальна характеристика p-елементів. Бор. Характеристика елемента. Біогенна роль. Властивості бору. Ортоборна кислота. Тетраборати. Поняття про антисептики.

Алюміній. Характеристика елемента. Властивості простої речовини. Оксид та гідроксид Алюмінію, добування, кислотно-основні властивості. Застосування у фармації та медицині.

Тема 3. Елементи IV-A групи.

Карбон. Характеристика елемента. Поширення в природі. Алотропні відозміни вуглецю. Особливості будови кристалічних ґраток алмазу та графіту. Уявлення про адсорбцію.

Оксиди Карбону, їх добування, властивості, застосування. Способи допомоги при отруєнні оксидом Карбону (II). Проблема охорони атмосфери від надлишку оксиду Карбону (IV).

Вугільна кислота, її солі. Порівняльна характеристика властивостей карбонатів та гідрокарбонатів.

Загальна характеристика Стануму та Плюмбуму. Властивості олова і свинцю та їх сполуки. Застосування в медицині та біогенна роль.

Тема 4. Елементи V-A групи.

Загальна характеристика елементів головної підгрупи V групи згідно з будовою атома та положенням у періодичній системі.

Азот. Характеристика елемента. Поширення в природі. Добування. Фізичні та хімічні властивості азоту.

Аміак. Добування аміаку в лабораторних умовах, промисловості. Техніка безпеки та заходи першої допомоги під час роботи з аміаком. Фізичні та хімічні властивості аміаку. Застосування аміаку в техніці, сільському господарстві, медицині. Розчин аміаку у воді. Утворення солей амонію. Застосування.

Оксигеновмісні сполуки азоту.

Добування та властивості оксидів азоту. Загальні поняття про азотисту кислоту і нітриту. Окисно-відновні властивості нітрита натрію.

Азотна кислота. Фізичні та хімічні властивості, застосування азотної кислоти та її солей. Техніка безпеки та заходи першої допомоги під час роботи з азотною кислотою

Фосфор. Характеристика елемента. Природні сполуки фосфору. Алотропія фосфору. Фізичні та хімічні властивості. Застосування фосфору та його сполук.

Кисневі сполуки фосфору: оксиди, кислоти. Їх властивості.

Тема 5. Елементи VI-A групи.

Сірка. Характеристика елемента. Фізичні та хімічні властивості, застосування.

Сполуки сірки. Сірководень. Фізичні та хімічні властивості сірководню. Дія сірководню на організм. Застосування. Сульфіді. Добування сульфідів, їх властивості.

Кисневі сполуки сірки. Оксид сірки (IV). Сірчиста кислота. Оксид сірки (VI). Фізичні та хімічні властивості оксиду сірки (VI).

Сірчана кислота. Фізичні та хімічні властивості концентрованої та розбавленої сірчаної кислоти. Застосування кислоти та її солей.

Тіосульфат натрію. Добування. Структурна формула молекули. Фізичні та хімічні властивості тіосульфату натрію. Застосування

Тема 6. Елементи VII-A групи.

Галогени. Загальна характеристика галогенів.

Хлор. Характеристика елемента. Поширення в природі. Добування. Фізичні та хімічні властивості. Застосування хлору.

Хлороводнева кислота. Добування. Фізичні та хімічні властивості. Якісна реакція на хлорид-іон. Застосування хлороводневої кислоти. Кисневі сполуки хлору.

Бром. Характеристика елемента. Добування. Фізичні та хімічні властивості. Застосування бромів.

Бромоводнева кислота. Броміди. Якісна реакція на бромід-іон. Застосування бромідів у медицині. Кисневі сполуки бромів.

Йод. Характеристика елемента. Добування йоду. Фізичні та хімічні властивості. Застосування йоду в медицині.

Йодоводнева кислота. Якісна реакція на йодид-іон. Застосування йодидів у медицині. Кисневі сполуки йоду.

Тема 7. d-елементи. Елементи VI-B групи

Загальна характеристика металів. Особливості будови електронних оболонок атомів металів. Металічний зв'язок. Загальні способи добування та властивості металів. Ряд напруг.

Загальна характеристика d-елементів. Загальна характеристика елементів підгрупи хрому. Хром. Поширення в природі. Сполуки хрому: оксиди та гідроксиди.

Солі: хромати і дихромати. Окисні властивості дихромату калію, якісні реакції на хромат і дихромат. Застосування сполук хрому.

Тема 8. Елементи VII-B групи.

Загальна характеристика елементів підгрупи марганцю.

Марганець. Поширення в природі. Сполуки марганцю: оксиди та гідроксиди. Марганцева кислота та її характеристика. Перманганат калію та його окисні властивості у кислому, нейтральному та лужному середовищах. Застосування перманганату калію у фармації.

Тема 9. Елементи VIII-B групи.

Загальна характеристика елементів.

Залізо. Поширення в природі. Фізичні та хімічні властивості. Застосування. Сплави заліза.

Сполуки заліза. Оксид заліза (II), гідроксид заліза (II), їх властивості. Солі заліза (II). Відновні властивості солей заліза (II). Якісні реакції на катіон заліза (II).

Оксид заліза (III), гідроксид заліза (III), їх властивості. Солі заліза (III). Якісні реакції на катіон заліза (III).

Тема 10. Елементи I-V групи.

Срібло. Характеристика елемента. Поширення в природі. Властивості срібла та його сполук. Нітрат срібла, властивості, якісні реакції на іон срібла. Застосування препаратів срібла в медицині.

Тема 11. Елементи II-V групи..

Загальна характеристика елементів II групи періодичної системи.

Цинк. Поширення в природі. Біологічна роль. Фізичні та хімічні властивості цинку. Застосування. Оксид цинку, добування, фізичні та хімічні властивості. Застосування.

Гідроксид цинку. Добування, властивості. Якісні реакції на катіон цинку. Застосування солей цинку.

Ртуть. Характеристика елемента. Застосування. Оксид ртуті (II). Властивості. Застосування. Хлорид ртуті (II). Властивості та застосування.

10. СТРУКТУРА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Назви теми	Кількість годин				
	Усього	у тому числі			
		лекції	практ. р.	сам.р.	інд.р.
1	2	3	4	5	6
<i>Змістовий модуль № 1 «Загальна хімія»</i>					
Тема 1. Вступ. Основні поняття і закони хімії.	3	0,5	0,5	2	
Тема 2 Основні положення електронної теорії будови атома. ПЗ та ПС елементів Д.І.Менделєєва	4	1	1	2	
Тема 3. Теорія хімічного зв'язку та будова молекул.	3	0,5	0,5	2	
Тема 4. Класи неорганічних сполук.	5	1	2	2	
Тема 5. Комплексні сполуки.	3	1		2	
Тема 6. Елементи хімічної термодинаміки	3	1		2	
Тема 7. Елементи хімічної кінетики. Хімічна рівновага.	3			3	
Тема 8. Розчини.	3,5	0,5		3	
Тема 9. Теорія електролітичної дисоціації. Рівновага у розчинах електролітів.	5	1	1	3	
Тема 10. Гідроліз солей.	3,5	0,5	1	2	
Тема 11. Окисно-відновні реакції.	4	1		3	
Контрольна робота № 1 «Загальна хімія».	4			4	
<i>Разом за змістовий модуль 1</i>	<i>44</i>	<i>8</i>	<i>6</i>	<i>30</i>	
<i>Змістовий модуль № 2 «Неорганічна хімія»</i>					
Тема 1. s-елементи. Елементи I-A та II-A групи.	6	2	2	2	
Тема 2. p-елементи. Елементи III-A групи.	3			3	
Тема 3. Елементи IV-A групи.	3,5	1	0,5	2	
Тема 4. Елементи V-A групи.	3,5	1	0,5	2	
Тема 5. Елементи VI-A групи	4,5	1	0,5	3	
Тема 6. Елементи VII-A групи	4,5	1	0,5	3	
Тема 7. d-елементи. Елементи VI-B групи	3	1		2	
Тема 8. Елементи VII-B групи.	3	1		2	
Тема 9. Елементи VIII-B групи.	3			3	
Тема 10. Елементи I-V групи.	3	1		2	

Тема 11. Елементи II-B групи	3	1		2	
Контрольна робота № 2 «Неорганічна хімія»	4			4	
<i>Разом за змістовий модуль II</i>	<i>44</i>	<i>10</i>	<i>4</i>	<i>30</i>	
<i>Підсумковий модульний контроль</i>	<i>2</i>		<i>2</i>		
Всього годин	90	18	12	60	

11. ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН ЛЕКЦІЙ

№ лекції	Теми лекцій	К-сть годин
<i>Змістовий модуль № 1 «Загальна хімія»</i>		
1	Вступ. Основні поняття і закони хімії. ПЗ та ПС Д.І.Менделєєв. Хімічний зв'язок.	2
2	Класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки	2
3	Окисно-відновні реакції. Енергетика та напрямок хімічних реакцій	2
4	Розчини. Теорія електролітичної дисоціації. Гідроліз солей.	2
<i>Змістовий модуль 2 «Неорганічна хімія»</i>		
1	s-Елементи. Елементи I, IIА груп. Застосування у фармації	2
2	p-Елементи. Елементи IV, VA груп. Застосування у фармації	2
3	p-Елементи. Елементи VI, VIIА груп. Застосування у фармації	2
4	d-Елементи. Елементи I, IIВ груп. Застосування у фармації.	2
5	d-Елементи. Елементи VI, VIIВ груп. Застосування у фармації	2
Разом		18

12. ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН ПРАКТИЧНИХ (СЕМІНАРСЬКИХ) ЗАНЯТЬ

№ заняття	Тема заняття	К-сть годин
<i>Змістовий модуль № 1 «Загальна хімія»</i>		
1	Теорія будови речовини як наукова основа вивчення хімічних елементів та їх сполук	2
2	Вивчення хімічних властивостей класів неорганічних сполук.	2
3	Теорія електролітичної дисоціації. Гідроліз солей.	2
<i>Всього за змістовий модуль № 1</i>		<i>6</i>
<i>Змістовий модуль 2 «Неорганічна хімія»</i>		
1	Вивчення властивостей s -елементів	2
2	Вивчення властивостей p-елементів	2
<i>Всього за змістовий модуль № 2</i>		<i>4</i>
	Підсумковий модульний контроль	2
Разом		12

13. ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

№	Тема	К-сть год.
1	Вступ. Основні поняття і закони хімії.	2
2	Основні положення електронної теорії будови атома. ПЗ та ПС елементів Д.І.Менделєєва	2
3	Теорія хімічного зв'язку та будова молекул.	2
4	Класи неорганічних сполук.	2
5	Комплексні сполуки.	2
6	Елементи хімічної термодинаміки	2
7	Елементи хімічної кінетики. Хімічна рівновага.	3

8	Розчини.	3
9	Теорія електролітичної дисоціації. Рівновага у розчинах електролітів.	3
10	Гідроліз солей.	2
11	Окисно-відновні реакції.	3
12	КР №1 «Загальна хімія»	4
13	s-елементи. Елементи I-A та II-A групи.	2
14	p-елементи. Елементи III-A групи.	3
15	Елементи IV-A групи.	2
16	Елементи V-A групи.	2
17	Елементи VI-A групи	3
18	Елементи VII-A групи	3
19	d-елементи. Елементи VI-B групи	2
20	Елементи VII-B групи.	2
21	Елементи VIII-B групи.	3
22	Елементи I-B групи.	2
23	Елементи II-B групи	2
24	КР №2 «Неорганічна хімія»	4

Всього 60 год.

14. ПЕРЕЛІК ІНДИВІДУАЛЬНИХ ЗАВДАНЬ (непередбачено)

15. ПЕРЕЛІК ТЕОРЕТИЧНИХ ПИТАНЬ ДО ПІДСУМКОВОГО КОНТРОЛЮ (модулю)

Теоретичні питання

Змістовий модуль 1 «Загальна хімія»

1. Предмет і завдання хімії. Роль хімії в народному господарстві, медицині, фармації.
2. Періодичний закон і періодична система елементів Д.І.Менделєєва.
3. Основні положення електронної теорії будови атома. Ядро атома. Електронна оболонка.
4. Характеристика стану електронів в атомі за допомогою квантових чисел, їх значення. Енергетичні рівні та орбіталі.
5. Електронна конфігурація атомів елементів. Принцип Паулі. Принцип найменшої енергії. Правило Гунда.
6. Причина періодичного змінення властивостей елементів згідно з теорією будови атома.
7. Періодичність змінення хімічних властивостей елементів головних та побічних підгруп.
8. Типи хімічних зв'язків ковалентний, іонний, металічний, водневий.
9. Ступінь окислення. Валентність. Їх визначення.
10. Класифікація неорганічних сполук.
11. Оксиди, класифікація оксидів. Способи утворення оксидів. Номенклатура.
12. Хімічні властивості основних, кислотних та амфотерних оксидів.
13. Основи. Класифікація основ. Їх утворення. Номенклатура.
14. Фізичні та хімічні властивості основ.
15. Гідроксиди, їх класифікація. Залежність властивостей гідроксидів від радіуса атома основного хімічного елемента, який утворює гідроксид.
16. Кислоти. Класифікація. Добування. Номенклатура.
17. Фізичні і хімічні властивості кислот.
18. Солі. Способи добування солей. Номенклатура.
19. Фізичні і хімічні властивості солей.
20. Генетичний зв'язок між оксидами, кислотами, солями, основами.
21. Комплексні сполуки. Будова молекул. Типи хімічних зв'язків у комплексних сполуках.
22. Класифікація, номенклатура комплексних сполук. Дисоціація комплексних сполук.

23. Розчини. Загальне уявлення про розчини. Поняття про дисперсні системи. Види дисперсних систем: суспензії, емульсії, колоїдні розчини, істинні розчини.
24. Розчинність газів, рідин, твердих речовин. Залежність розчинності від різних факторів.
25. Теплові явища при розчиненні. Теорія розчинів Д.І.Менделєєва. Насичені, ненасичені і перенасичені розчини.
26. Способи вираження концентрації розчинів. Масова частка розчиненої речовини; молярна концентрація; молярна концентрація еквівалента.
27. Основні положення теорії електролітичної дисоціації. Електроліти та неелектроліти.
28. Механізм дисоціації кислот, солей, основ.
29. Дисоціація води. Іонний добуток води. Гідроліз солей.
30. Загальні поняття про хімічні реакції. Умови перебігу реакцій. Класифікація хімічних реакцій.
31. Швидкість хімічних реакцій. Залежність швидкості хімічних реакцій від природи регулюючих речовин, температури, тиску, каталізатора, концентрації регулюючих речовин.
32. Хімічна рівновага. Принцип Ле Шетельє. Зміщення хімічної рівноваги.
33. Окисно-відновні реакції. Їх типи. Визначення коефіцієнтів методом електронного балансу, іонно-електронним методом.
Змістовий модуль 2 «Неорганічна хімія»
34. Загальна характеристика неметалів VII групи. Хлор. Характеристика елемента. Поширення в природі. Добування. Фізичні і хімічні властивості. Застосування хлору.
35. Хлороводнева кислота. Добування. Фізичні та хімічні властивості. Якісна реакція на хлорид-іон. Застосування хлороводневої кислоти.
36. Кисневі сполуки хлору. Їх добування. Залежність окисно-відновних властивостей від ступеню окислення хлору.
37. Бром. Характеристика елемента. Фізичні та хімічні властивості. Застосування броду.
38. Бромоводнева кислота. Броміди. Якісна реакція на бромід-іон. Застосування бромідів у медицині. Кисневі сполуки броду.
39. Йод. Характеристика елемента. Добування йоду. Фізичні та хімічні властивості. Застосування йоду в медицині. Йодоводнева кислота. Якісна реакція на йодид-іон. Застосування йодидів у медицині.
40. Загальна характеристика неметалів VI групи. Сірка. Характеристика елемента. Фізичні та хімічні властивості, застосування. Алотропія сірки.
41. Сірководень. Фізичні та хімічні властивості сірководню. Дія сірководню на організм. Застосування сірководню. Сульфіди, їх властивості.
42. Оксид сірки (IV). Сірчиста кислота. Фізичні та хімічні властивості. Властивості солей цієї кислоти.
43. Оксид сірки (VI). Сірчана кислота. Фізичні та хімічні властивості концентрованої та розбавленої сірчаної кислоти. Властивості солей сірчаної кислоти.
44. Тіосульфат натрію. Добування. Фізичні та хімічні властивості тіосульфату натрію. Застосування.
45. Загальна характеристика елементів головної підгрупи V групи. Азот. Характеристика елемента. Поширення в природі. Добування. Фізичні та хімічні властивості азоту. Застосування.
46. Аміак. Добування аміаку в лабораторних умовах, промисловості. Техніка безпеки та заходи першої допомоги під час роботи з аміаком. Фізичні та хімічні властивості аміаку. Застосування аміаку.
47. Уявлення про іон амонію. Солі амонію, добування. Фізичні та хімічні властивості солей амонію, застосування.
48. Кисневі сполуки азоту. Добування оксидів азоту та їх фізичні і хімічні властивості
49. Азотиста кислота та її солі. Окисно-відновні властивості нітриту натрію.
50. Азотна кислота. Фізичні та хімічні властивості азотної кислоти. Характеристика окисних властивостей азотної кислоти. Застосування азотної кислоти і нітратів. Техніка безпеки та заходи першої допомоги під час роботи з азотною кислотою.

51. Фосфор. характеристика елемента. Природні сполуки фосфору. Алотропія. Хімічні властивості фосфору.
52. Ортофосфорна кислота. Фізичні і хімічні властивості кислоти та її солей. Значення фосфору для життєдіяльності організму.
53. Загальна характеристика елементів головної підгрупи III і IV груп. Карбон. Характеристика елемента. Поширення в природі. Алотропні відозміни вуглецю. Хімічні властивості вуглецю.
54. Оксиди вуглецю, їх добування, властивості, застосування. Заходи першої допомоги при отруєнні оксидом вуглецю (II). Проблема охорони атмосфери від надлишку оксиду вуглецю (IV).
55. Вугільна кислота, її солі. Порівняльна характеристика властивостей карбонатів та гідрокарбонатів.
56. Бор. Характеристика елемента. Поширення в природі. Біогенна роль. Властивості бору. Ортоборна кислота. Тетраборати.
57. Загальна характеристика металів. Особливості будови електронних оболонок атомів металів. Металічний зв'язок. Загальні способи добування та властивості металів. Ряд напруг металів.
58. Срібло. Характеристика елемента. Поширення в природі. Властивості срібла та його сполук. Нітрат срібла, властивості, якісні реакції на іон срібла. Застосування препаратів срібла в медицині.
59. Цинк. Поширення в природі. Фізичні та хімічні властивості цинку. Застосування. Оксид цинку, добування, фізичні та хімічні властивості. Застосування. Гідроксид цинку. Добування, властивості. Якісні реакції на катіон цинку. Застосування солей цинку.
60. Ртуть. Характеристика елемента. Поширення в природі. Застосування. Оксид ртуті (I) і (II), властивості, застосування. Хлорид ртуті (I) і (II), добування, фізичні та хімічні властивості. Застосування.
61. Свинець. Характеристика елемента. Поширення в природі. Фізичні та хімічні властивості свинцю та його сполук. Застосування. Якісні реакції на катіон свинцю (II).
62. Загальна характеристика елементів підгрупи хрому. Хром. Поширення в природі. Сполуки хрому: оксиди та гідроксиди. Солі: хромати і дихромати. Окисні властивості дихромату калію, якісні реакції на хромат і дихромат. Застосування сполук хрому.
63. Загальна характеристика елементів підгрупи марганцю. Марганець. Поширення в природі. Сполуки марганцю: оксиди та гідроксиди. Марганцева кислота та її характеристика. Перманганат калію та його окисні властивості у кислому, нейтральному та лужному середовищах. Застосування перманганату калію у фармації.
64. Залізо. Поширення в природі. Фізичні та хімічні властивості. Застосування. Сплави заліза.
65. Оксид заліза (II), гідроксид заліза (II), їх властивості. Солі заліза (II). Відновні властивості солей заліза (II). Якісні реакції на катіон заліза (II).
66. Оксид заліза (III), гідроксид заліза (III), їх властивості. Солі заліза (III). Якісні реакції на катіон заліза (III).

16. ПЕРЕЛІК ПРАКТИЧНИХ ЗАВДАНЬ ТА РОБІТ ДО ПІДСУМКОВОГО КОНТРОЛЮ

- складання рівнянь реакцій хімічних перетворень з прогнозуванням ймовірності проходження процесу, його оборотності тощо;
- написання рівнянь дисоціації сильних та слабких електролітів, прогнозування рН середовища;
- прогнозування ймовірності гідролізу солей та рН середовища виходячи з цього, надання рекомендацій щодо умов зберігання відповідних солей з метою недопущення їх гідролізу;
- скласти та урівняти окисно-відновні перетворення методом
- розв'язок ситуаційних задач

Задачі:

1. Визначте еквівалентну масу хлориду заліза(III), якщо 1,355 г його взаємодіє без залишку з 1 г гідроксиду натрію, еквівалентна маса якого дорівнює 40 г/моль.
2. При підвищенні температури на 30°C швидкість реакції зростає в 27 разів. Визначте температурний коефіцієнт.
3. Температурний коефіцієнт дорівнює 2. Визначте, на скільки градусів треба охолодити суміш, щоб зменшити швидкість реакції у 8 разів.
4. Знайдіть значення константи швидкості реакції $A + B \rightarrow AB$, якщо при концентрації речовин А та В, відповідно, 0,05 моль/л та 0,01 моль/л швидкість реакції дорівнює $5 \cdot 10^{-5}$ моль/л•хв.
5. Знайдіть вихідні концентрації йоду та водню, якщо рівноважні концентрації в системі $H_2 + J_2 \leftrightarrow 2HJ$ склали $[H_2] = 0,25$ моль/л, $[J_2] = 0,05$ моль/л, $[HJ] = 0,9$ моль/л.
6. При 25°C розчинність NaCl дорівнює 36,0 г у 100 г води. Обчисліть масову частку речовини в насиченому розчині.
7. Обчисліть масу води, яку необхідно додати до 3 кг розчину пероксиду водню з масовою часткою 30%, щоб одержати розчин з масовою часткою 3%.
8. Обчисліть масу води, яку необхідно додати до 200 мл розчину азотної кислоти з масовою часткою 70% (густина 1,4 г/мл), щоб одержати розчин з масовою часткою 10%.
9. Знайдіть молярну концентрацію розчину, в 2 л якого міститься 12,6 г азотної кислоти.
10. Обчисліть молярну та нормальну концентрації розчину, в 200 мл якого міститься 4,9 г сірчаної кислоти.
11. Обчисліть молярну концентрацію розчину соляної кислоти з масовою часткою 25%, якщо його густина складає 1,2 г/мл.
12. Знайдіть нормальну концентрацію розчину сірчаної кислоти з масовою часткою 22% та густиною 1,158 г/мл.
13. Скільки грамів $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ необхідно взяти для приготування 1 л 1 М розчину?
14. Сірчана кислота — сильний електроліт. Знайдіть концентрації її іонів у 0,01 М розчині. Визначте рН цього розчину.
15. Визначте рН 0,001 М розчину $Ba(OH)_2$.
16. Обчисліть концентрацію гідроксид-іонів у 0,01 М розчині азотистої кислоти. $K_d HNO_2 = 4 \cdot 10^{-4}$.
17. Обчисліть концентрацію гідроксид-іонів у 0,05 М розчині гідроксиду амонію. $K_d NH_4OH = 2 \cdot 10^{-5}$.
18. Знайдіть $K_d HCN$, якщо її ступінь дисоціації у 0,1 н розчині дорівнює $8,5 \cdot 10^{-5}$.
19. Обчисліть концентрацію гідроксид-іонів у розчині гідроксиду натрію, якщо рН=12.
20. Перший ступінь дисоціації-вугільної кислоти у 0,1 М розчині дорівнює $2,11 \cdot 10^{-3}$. Обчисліть K_{d1} .
21. Розчинність гідроксиду магнію при 20°C дорівнює $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Обчисліть добуток розчинності цієї сполуки.
22. Для малорозчинної солі Ag_2CrO_4 , яка має величину добутку розчинності $4,1 \cdot 10^{-12}$, знайдіть розчинність у г/л.
23. Добуток розчинності $Mg(OH)_2$ дорівнює $4 \cdot 10^{-4}$. Обчисліть концентрацію гідроксид-іонів у насиченому розчині та рН розчину.
24. Напишіть молекулярне та іонне рівняння реакцій гідролізу NH_4CH_3COO . Обчисліть $K_f NH_4CH_3COO$, якщо $K_d NH_3 \cdot H_2O = 1,79 \cdot 10^{-5}$, $K_d CH_3COOH = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
25. Обчисліть $K_f (NaHCO_3)$, якщо $K_{d1} (H_2CO_3) = 4,4 \cdot 10^{-7}$, $K_{d2} (H_2CO_3) = 4,7 \cdot 10^{-11}$.

26. Обчисліть $K_f(\text{Na}_2\text{HPO}_4)$, якщо $K_{d1}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,6 \cdot 10^{-3}$, $K_{d2}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 6,2 \cdot 10^{-8}$, $K_{d3}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 4,2 \cdot 10^{-13}$.

27. Обчисліть $K_f(\text{NaH}_2\text{PO}_4)$, якщо $K_{d1}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,6 \cdot 10^{-3}$, $K_{d2}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 6,2 \cdot 10^{-8}$, $K_{d3}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 4,2 \cdot 10^{-13}$.

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 на попередніх курсах, 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 після завершення модуля у формі підсумкового модульного контролю. У студентів з'ясовують знання теоретичного матеріалу (згідно переліку питань). Поряд з цим студенти виконують практичну роботу, що додається до білета та розв'язують ситуаційні завдання, що також враховується при оцінюванні їх знань.

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.

Максимальна кількість балів, яку може набрати студент під час складання підсумкового модульного контролю, становить 80.

Підсумковий модульний контроль вважається зарахованим, якщо студент набрав *не менше 50 балів*.

18. ОЦІНЮВАННЯ РІВНЯ ПІДГОТОВКИ СТУДЕНТА З ДИСЦИПЛІНИ

Під час оцінювання засвоєння кожної теми студенту виставляються оцінки за 4 - бальною (традиційною) шкалою та за 200-бальною шкалою з використанням прийнятих та затверджених критеріїв оцінювання для відповідної навчальної дисципліни. При цьому враховуються усі види робіт, передбачені методичною розробкою для вивчення теми.

Студент повинен отримати оцінку з кожної теми. Виставлені за традиційною шкалою оцінки конвертуються у бали залежно від кількості тем.

Вага кожної теми у межах одного модуля в балах має бути однаковою. Форми оцінювання поточної навчальної діяльності мають бути стандартизованими і включати контроль теоретичної та практичної підготовки. Підсумковий бал за поточну діяльність визнається як арифметична сума балів за кожне заняття та за індивідуальну роботу. Максимальна кількість балів, яку може набрати здобувач за поточну діяльність під час вивченні навчальної дисципліни, вираховується шляхом множення кількості балів, що

відповідають оцінці «5», на кількість тем з додаванням балів за індивідуальне завдання здобувача, але не більше 200 балів.

Розподіл балів за поточну діяльність

Номер модуля кількість навчальних годин/кількість кредитів ECTS	Кількість змістових модулів, їх номери	Кількість практичних занять/КР	Конвертація у бали традиційних оцінок								Мінімальна кількість балів*
			Традиційні оцінки				Бали за виконання контрольної роботи				
			5	4	3	2	5	4	3	2	
заочна форма навчання											
Модуль 1 90/3,0	2(№ 1-2)	5/2	16	13	10	0	20	15	10	0	70

При засвоєнні студентами модулю має місце наступна конвертація традиційних оцінок у бали:

Оцінка „5” – 16 балів (16 балів x 5 занять = 80 балів)

Оцінка „4” – 13 балів (13 балів x 5 занять = 65 балів)

Оцінка „3” – 10 бали (10 бали x 5 занять = 50 балів)

Оцінка „2” – 0 балів

Максимальна кількість балів за поточну навчальну діяльність студента – $80+2*20$ (КР)=120 балів

Мінімальна кількість балів, з якою студент допускається до складання підсумкового кредитного модуля 1 складає $-50+2*10=70$ балів.

19. РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

19.1 Основна (базова):

1. 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. — (Національний підручник).
2. Неорганічна хімія: Практикум: навчальний посібник (ВНЗ I—III р. а.) / Н.П. Гирина, І.В. Туманова. — 2-е вид., переробл. і допов.—Київ: Медицина, 2013.—184 с.
3. Левітін Є.Я, Бризицька А.М., Ключова Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. - Вінниця: Нова книга, 2003.-486с.
4. Практикум з загальної та неорганічної хімії: навч. посіб. / ред. Є.Я. Левітін. - Вінниця : Нова Книга, 2003. - 109 с.

19.2 Допоміжна:

1. Міщенко В.В., Боштан Ю.М., Ткачук М.М. Неорганічна хімія. Навчально-методичний посібник. – Чернівці: Медуніверситет, 2017. – 130 с.
2. Збірник ситуаційних задач з загальної та неорганічної хімії. Навчально-методичний посібник. – Чернівці: Медуніверситет, 2020. – 112 с
3. Крупко О. В., Велика А. Я., Стаднійчук Р. Ф. Неорганічна хімія. – Чернівці: Медуніверситет, 2016. – 248с
4. Методика розв'язування розрахункових задач з хімії. Навчальний посібник / І.М. Курмакова, П.В. Самойленко, О.С. Бондар, С.В. Грузнова Чернівці: НУЧК, 2018. – 165 с.
5. Ярошенко О.Г. Збірник задач і вправ з хімії: навчальний посібник / О.Г. Ярошенко. – Вид. 2-ге, зі змінами. – К.: Видавничий дім «Освіта», 2017. – 272 с. – ISBN 978-617- 656-798-1. Неорганічна хімія: навчально-методичний посібник (ВНЗ I—III р. а.) / І.С. Ковальчук, С.В. Гончарук, Н.П. Гирина та ін.

19.3 Інформаційні ресурси

1. Сервер дистанційного навчання БДМУ – <http://moodle.bsmu.edu.ua/>

2. <https://ed.ted.com/search?q=Chemistry>

20. УКЛАДАЧ ДОВІДНИКА ДЛЯ СТУДЕНТА (СИЛАБУСУ)

1. Перепелиця Олеся Орестівна- доцент закладу вищої освіти кафедри медичної та фармацевтичної хімії, кандидат хімічних наук
2. Купчанко Катерина Петрівна – викладач закладу фахової передвищої освіти фахового коледжу БДМУ