



Неорганічна хімія

Робоча програма кредитного модулю (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни

Рівень вищої освіти	Перший (бакалаврський)
Галузь знань	16 Хімічна та біоінженерія
Спеціальність	162 Біотехнології та біоінженерія
Освітня програма	Біотехнології (факультет біотехнології та біотехніки)
Назва дисципліни	Неорганічна хімія
Статус дисципліни	обов'язковий
Форма навчання	заочна /змішана/дистанційна
Рік підготовки, семестр	1 курс, I (осінній) семестр
Обсяг дисципліни	6 кредитів (180 годин)
Семестровий контроль/ контрольні заходи	Екзамен письмовий / модульна контрольна робота
Розклад занять	Лекція: всього 6 годин, лабораторні : всього 4 години, практичні заняття всього 2 години, розклад наведений на rozklad.kpi.ua
Мова викладання	Українська
Інформація про керівника курсу / викладачів	<u>Лектор:</u> к.х.н., доцент Коваленко Ірина Володимирівна, dana_ecology@ukr.net <u>Лабораторні та практичні заняття:</u> к.х.н., доцент Коваленко Ірина Володимирівна, dana_ecology@ukr.net
Розміщення курсу	GoogleClassroom (Google G Suite for Education, домен lll.kpi.ua , платформа Sikorsky-distance); доступ за запрошенням викладача ZOOM

Програма навчальної дисципліни

1. Опис навчальної дисципліни, мета, предмет вивчення та результати навчання

Предметом кредитного модулю *Неорганічна хімія* є вивчення властивостей сполук тих хімічних елементів, що найчастіше застосовуються у біотехнологічній промисловості, у технологічних процесах, пов'язаних з синтезом основних неорганічних, органічних речовин, біотехнологічному виробництві. Приділяється увага дослідженню властивостей тих речовин, що становлять основу фармацевтичних виробництв; що можуть утворюватись за певних умов і впливати на стан на здоров'я людини, на стан навколишнього середовища. Важливим об'єктом дисципліни є базові знання про промислові та лабораторні способи добування найважливіших неорганічних сполук, а також їх властивості. Вивчення курсу *Неорганічна хімія* проводиться на основі періодичного закону та періодичної системи елементів, теорії будови речовин, хімічних властивостей *s- p- d-* та *f*-елементів періодичної системи, їхніх найважливіших сполук, з погляду закономірностей зміни властивостей в періодах, підгрупах періодичної системи. Вивчення

властивостей хімічних елементів є необхідною умовою для розуміння хімічних процесів та законів, яким ці процеси підкорюються.

Метою навчальної дисципліни “ Неорганічна хімія” є формування у студентів фахових компетентностей.

ЗДАТНІСТЬ:

ЗК 1. Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях

ЗК 5. Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями

ФК 2. Здатність використовувати ґрунтовні знання з хімії та біології в обсязі, необхідному для досягнення інших результатів освітньої програми

Основні завдання навчальної дисципліни “Неорганічна хімія”. Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти після засвоєння навчальної дисципліни мають продемонструвати такі результати навчання:

УМІННЯ:

ПРН 2. Вміти здійснювати якісний та кількісний аналіз речовин неорганічного, органічного та біологічного походження, використовуючи відповідні методи.

ПРН 3. Вміти розраховувати склад поживних середовищ, визначати особливості їх приготування та стерилізації, здійснювати контроль якості сировини та готової продукції на основі знань про фізико-хімічні властивості органічних та неорганічних речовин.

ПРН 10. Вміти проводити експериментальні дослідження з метою визначення впливу фізико-хімічних та біологічних факторів зовнішнього середовища на життєдіяльність клітин живих організмів.

ПРН 12. Використовуючи мікробіологічні, хімічні, фізичні, фізико-хімічні та біохімічні методи, вміти здійснювати хімічний контроль (визначення концентрації розчинів дезінфікувальних засобів, титрувальних агентів, концентрації компонентів поживного середовища тощо), технологічний контроль (концентрації джерел вуглецю та азоту у культуральній рідині упродовж процесу; концентрації цільового продукту); мікробіологічний контроль (визначення мікробіологічної чистоти поживних середовищ після стерилізації, мікробіологічної чистоти біологічного агента тощо), мікробіологічної чистоти та стерильності біотехнологічних продуктів різного призначення.

2. Місце навчальної дисципліни в структурно-логічній схемі навчання за відповідною освітньою програмою

Силабус *Неорганічна хімія* складено відповідно до освітньо-професійної програми підготовки бакалавра «Біотехнології» спеціальності 162 “Біотехнології та біоінженерія” (галузь знань 16 *Хімічна та біоінженерія*). Сукупність теоретичних знань, що одержують студенти при вивченні хімії, є тим необхідним фундаментом, на базі якого формується хімічне мислення, що формує та розвиває уявлення студентів про хімію та її зв'язок з іншими дисциплінами: «Біохімія», «Анатомія та фізіологія рослин», «Загальна мікробіологія і вірусологія», «Органічна хімія», «Аналітична хімія» та інші.

3. Зміст навчальної дисципліни

Розділ 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ЕЛЕКТРОННА БУДОВА АТОМІВ. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК.

1.1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

Хімія як наука про речовини та їх перетворення. Місце хімії в системі наук.

Основні поняття хімії: атом, елемент, проста речовина, алотропія. Молекула. Атомна і молекулярна маса. Моль, молярна маса. Еквівалент, еквівалентна маса.

Закони збереження маси речовин, сталості складу, еквівалентів. Межі їх застосування, пояснення з позицій атомно-молекулярного вчення. Закон Авогадро та його наслідки. Способи визначення молекулярних мас газоподібних речовин.

1.2. БУДОВА АТОМА

Корпускулярно-хвильовий дуалізм матерії. Електрон, його маса, заряд, спіні. Складові частини атома: ядро та електронна оболонка. Хвильова функція електрону та її фізична інтерпретація. Поняття про електронні орбіталі. Квантові числа: головне, орбітальне, магнітне, спінове. Їх фізичний зміст та межі значень. Енергетичні рівні та підрівні. Форми s-, p-, d- та f-орбіталей.

Принцип Паулі. Характеристика електронів в атомі за допомогою чотирьох квантових чисел. Правило Хунда. Послідовність заповнення електронами енергетичних підрівнів. Принцип найменшої енергії. Електронні формули та електронні схеми атомів.

1.3. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН

Періодичний закон Д.І.Менделєєва, його формулювання. Періодична система як втілення періодичного закону. Структура періодичного закону: періоди, групи, підгрупи. Номер групи та валентність елементів. Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична система та її зв'язок з будовою атома. Номер періоду, його фізичний зміст. Заповнення електронами підрівнів в кожному періоді. Кількість елементів в періоді: s-, p, d- та f-елементи.

Особливості електронної будови атомів в головних та в побічних підгрупах. "Проскок" електрона. Радіуси атомів, їх зміна в періодах, групах. Енергія іонізації, її зміна в періодах та групах. Енергія спорідненості до електрона, її залежність від електронної будови атома. Електронегативність. Значення електронегативності для характеристики хімічних властивостей елементів та типу хімічного зв'язку.

1.4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА РЕЧОВИНИ

Валентні електрони та валентності атомів в нормальному та збудженому станах. Суть ковалентного зв'язку. Довжина та енергія ковалентного зв'язку.

Метод валентних зв'язків. Приклади молекул з різними типами гібридизації атомних орбіталей. σ -, π - та δ -зв'язки. Делокалізований π -зв'язок. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Поняття про комплексні сполуки. Метод молекулярних орбіталей. Зв'язуючі та розпушуючі орбіталі. Порядок зв'язку.

Будова речовини. Гази, рідини, кристали. Іонний зв'язок та іонні кристали, енергія кристалічної ґратки іонного кристалу. Атомні кристали: метали, діелектрики, напівпровідники. Міжмолекулярна взаємодія. Природа сил взаємодії (орієнтаційних, індукційних, дисперсійних). Нанокристалічний стан речовини. Поняття про нанохімію та нанотехнології.

Розділ 2. ЗАКОНОМІРНОСТІ ПРОТІКАННЯ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ. РОЗЧИНИ. ПРОЦЕСИ ОКИСНЕННЯ-ВІДНОВЛЕННЯ

2.1. ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Елементи хімічної термодинаміки. Термодинамічна система, її стан та параметри. Термодинамічний процес. Поняття про функції стану системи.

1-й закон термодинаміки – закон збереження енергії. Внутрішня енергія та ентальпія як функції стану системи. Термохімічні рівняння. Закон Гесса як наслідок застосування 1-го закону до хімічних процесів, та його використання в термохімічних розрахунках. Наслідки закону Гесса.

Другий закон термодинаміки. Ентропія та енергія Гіббса, їх використання для визначення напрямку протікання реакції. Термодинамічні таблиці та найпростіші термодинамічні розрахунки.

2.2. ХІМІЧНА КІНЕТИКА

Швидкість реакцій в гомогенних та в гетерогенних системах. Фактори, що впливають на швидкість реакцій. Закон діючих мас. Константа швидкості реакції, її фізичний зміст. Правило Вант-Гоффа. Проміжний стан, активні молекули, енергія активації.

Каталіз. Вплив каталізатора на енергію активації та швидкість реакцій. Гомогенний та гетерогенний каталіз.

2.3. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Необоротні та оборотні реакції, хімічна рівновага. Константа рівноваги гомогенних та гетерогенних реакцій. Зміщення рівноваги при зміні концентрації речовин, тиску та температури. Принцип Ле-Шательє. Фазові рівноваги в однокомпонентних системах. Діаграма стану води.

2.4. ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Способи вираження концентрації розчинів. Сольватація. Вплив природи речовин, тиску та температури на розчинність газів, рідин та твердих речовин у рідинах.

Зниження тиску насиченої пари, підвищення температури кипіння та зниження температури кристалізації розчинів (закони Рауля). Осмос, його значення в біологічних системах. Осмотичний тиск.

2.5. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля та Вант-Гофа. Ізотонічний коефіцієнт. Ступінь дисоціації електроліту та його зв'язок з ізотонічним коефіцієнтом. Сильні та слабкі електроліти. Стан сильних електролітів у розчинах.

Константа дисоціації слабого електроліту. Закон розведення. Вплив однойменного іона на дисоціацію слабого електроліту. Ступінчаста дисоціація.

Іонні реакції в розчинах електролітів та умови їх перебігу до кінця. Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник (рН) і його значення в нейтральному, кислому та лужному середовищі. Індикатори, способи визначення рН.

Гідроліз солей, випадки гідролізу. Ступінь і константа гідролізу. Вплив природи електроліта і умов на ступінь гідролізу.

2.6. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

Процес окиснення і відновлення. Окислювачі та відновники. Електродний потенціал та його виникнення. Стандартний електродний потенціал. Водневий електрод.

Гальванічний елемент, його електрохімічна схема, процеси на електродах. Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента. Напрявленість окисно-відновних процесів.

Електроліз. Закони електролізу. Послідовність розряду іонів на катоді та аноді.

Розділ 3. НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ. ВЛАСТИВОСТІ s- ТА p- ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

3.1. ГІДРОГЕН, ОКСИГЕН

Гідроген. Будова атома, ступені окиснення, особливості розміщення у періодичній системі. Ізотопи. Промислові та лабораторні способи добування водню. Фізичні та хімічні властивості. Типи сполук гідрогену з неметалами та металами.

Оксиген. Будова атома, ступені окиснення. Знаходження кисню у природі, способи добування. Будова молекули кисню, його фізичні та хімічні властивості. Кисень як окиснювач. Озон, його добування, будова молекули та властивості. Типи сполук елементів з киснем: оксиди, пероксиди, надпероксиди, озоніди. Класи неорганічних сполук.

Вода. Будова молекули, фізичні та хімічні властивості. Вода як розчинник. Пероксид гідрогену. Будова молекули. Кислотні, окиснювальні та відновні властивості пероксиду гідрогену.

3.2. S – ЕЛЕМЕНТИ I ТА II ГРУП

Лужні метали. Будова атомів, ступені окиснення. Знаходження у природі, добування, властивості. Відношення лужних металів до дії води, водню та кисню, інших неметалів. Зміна хімічної активності у ряду літій — цезій.

Оксиди, пероксиди лужних металів. Їх добування, будова, властивості. Гідроксиди, їх добування, властивості та застосування. Найважливіші солі. Промислове добування соди та поташу.

S – елементи II групи. Будова атомів та ступені окиснення. Знаходження у природі, добування металів, їх властивості. Відношення до дії води та кислот, неметалів (водню, азоту, вуглецю, кисню). Оксиди, їх взаємодія з водою. Гідроксиди, добування, розчинність у воді, кислотно-основні властивості. Негашене та гашене вапно. Твердість води та засоби її усунення. Застосування елементів та їх сполук.

3.3. ГАЛОГЕНИ

Загальна характеристика галогенів, їх роль в біологічних системах. Флуор. Будова атома, ступені окиснення. Знаходження у природі, добування. Фізичні та хімічні властивості фтору. Фтороводень, добування та властивості. Фтористоводнева (плавикова) кислота, її властивості. Фториди.

Хлор. Будова атома, ступені окиснення. Знаходження у природі, добування. Фізичні та хімічні властивості хлору. Хлороводень, добування та властивості. Хлоридна кислота, її властивості. Хлориди.

Оксигеновмістні сполуки хлору – оксиди, кислоти (хлорнуватиста, хлориста, хлорнувата, хлорна), солі: способи добування, властивості.

Бром, йод. Порівняльні властивості сполук в різних ступенях окиснення в ряду галогенів. Зміна стійкості, кислотних та окиснювальних властивостей в ряду кисневих кислот галогенів.

3.4. СУЛЬФУР

Будова атома, валентності, ступені окиснення. Знаходження у природі, добування, роль в біологічних системах. Фізичні та хімічні властивості. Сірководень, добування, будова молекули. Кислотні властивості. Сульфіді, класифікація за розчинністю, гідроліз. Відновні властивості сірководню та сульфідів.

Оксид сульфуру (IV), добування та властивості. Сірчиста (сульфітна) кислота, її стійкість, кислотні властивості, сульфіти. Окиснювально-відновні властивості сірки (IV).

Оксид сульфуру (VI), добування та властивості. Дія концентрованої та розведеної сірчаної кислоти на метали. Добування сірчаної (сульфатної) кислоти та її властивості. Сульфати.

Тіосульфат натрію, його добування, будова, властивості. Полімерні кислоти – полісірчані та політіонові.

3.5. НІТРОГЕН, ФОСФОР

Нітроген. Будова атома. Валентності та ступені окиснення. Знаходження у природі, добування азоту, фізичні та хімічні властивості. Аміак, його добування, будова молекули, фізичні властивості. Основні та відновні властивості. Солі амонію. Гідразин, гідроксиамін, будова, властивості.

Оксиди нітрогену. Добування, будова молекул, властивості. Хімічний характер оксидів, їх відношення до води та кислот. Азотиста (нітритна) кислота. Нітрити.

Азотна (нітратна) кислота. Добування, будова молекули, кислотні та окиснювальні властивості. Дія азотної кислоти на метали та неметали. Нітрати, їх властивості, термічний розклад.

Фосфор. Будова атома. Валентності та ступені окиснення. Знаходження у природі, добування та властивості. Алотропні модифікації фосфору. Оксиди фосфору, їх добування та властивості. Фосфорні кислоти, добування, будова молекул, властивості. Фосфати. Фосфорні добрива.

3.6. КАРБОН, СИЛІЦІЙ, ЕЛЕМЕНТИ ПІДГРУПИ ГЕРМАНІЮ

Карбон. Будова атома. Ступені окиснення. Алотропія вуглецю. Властивості алмазу, графіту, карбіну, фулеренів, нанотрубок, графену.

Оксид карбону (II), будова молекули, добування, хімічний характер, відновні властивості. Оксид карбону (IV). Будова молекули, добування, властивості. Вугільна (карбонатна) кислота та її солі. Добування карбонатів та гідрокарбонатів, їх застосування.

Силіцій. Будова атома. Ступені окиснення. Добування кремнію, його властивості. Співставлення властивостей силанів та вуглеводнів.

Оксид силіцію (IV), кремнієві кислоти, їх будова, властивості. Скло, кераміка, їх властивості.

Будова атомів та ступені окиснення германію, стануму та плюмбуму. Добування олова та свинцю, властивості та застосування. Їх відношення до дії кислот та лугів.

Оксиди, гідроксиди та солі стануму (II) та плюмбуму (II). Відновні властивості сполук стануму (II). Сполуки елементів у ступені окиснення +4. Добування і властивості α - та β -олов'яних кислот. Оксид плюмбуму (IV), його кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Сурик, будова, властивості.

3.7. БОР, АЛЮМІНІЙ

Бор. Будова атома. Ступені окиснення. Добування та властивості бору. Бороводні, добування, будова молекул, властивості. Борний ангідрид, борні кислоти, їх солі. Бура. Застосування бору та його сполук.

Алюміній. Будова атома. Ступені окиснення. Добування та властивості алюмінію. Відношення алюмінію до дії води, кислот та лугів. Алюмінотермія. Оксид та гідроксид алюмінію, добування та властивості. Солі алюмінію, їх розчинність, гідроліз.

4. Навчальні матеріали та ресурси

Навчальні матеріали, зазначені нижче, доступні у бібліотеці університету та частково на сайті кафедри загальної та неорганічної хімії. Обов'язковою до вивчення є базова література, інші

матеріали – факультативні. Розділи та теми, з якими студент має ознайомитись самостійно, викладач зазначає на лекційних та практичних заняттях.

Базова:

1. Л.Г. Рейтер, О.М. Степаненко, В.П. Басов. Теоретичні розділи загальної хімії. К.: Каравела, 2003. – 352с.
2. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч. – Ч.ІІ / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. – К.: Пед. преса, 2000, 784с.
3. О.О. Андрійко. Неорганічна хімія біогенних елементів. К.: Політехніка, 2013. 331 с.
4. Загальна та неорганічна хімія. Завдання та методичні вказівки до лабораторних робіт та практичних занять для студентів факультету біотехнології та біотехніки. /О.О.Андрійко, І.В.Лісовська, В.Г.Матяшов, Н.Є. Власенко. – К.: НТУУ “КПІ”. 2007. - 60 с.

Додаткова:

5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч. – Ч.І / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. – К.: Пед. преса, 2002, 520с.
6. О.О. Андрійко, І.В. Лісовська. Хімічна термодинаміка. Київ, НТУУ КРІ, 2012, 207с.
7. І.В. Коваленко, В.І. Лисін, О.О. Андрійко. Нанохімія та нанотехнології. Навчальний посібник для студентів факультету біотехнології і біотехніки. Київ, НТУУ «КПІ», 2014, 67 с., електронне видання.
8. Н.С.Ахметов. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа. 1988. 640с.
9. Н.С.Ахметов. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа. 1988. 640с

Інформаційні ресурси

10. Дистанційний курс Google G Suite for Education. Режим доступу: Google Classroom (Google G SuiteforEducation, домен LLL.kpi.ua, платформа Sikorsky-distance):
11. Сайт кафедри загальної та неорганічної хімії <http://kznh.kpi.ua/>

Навчальний контент

5. Методика опанування освітнього компонента.

5.1 Лекційні заняття

Вичитування лекцій з дисципліни проводиться паралельно з виконанням студентами лабораторних робіт та проведення практичних занять, а також з розглядом ними, що виносяться на самостійну роботу. При проведенні лекцій застосовуються засоби для відеоконференцій (Google Meet, Zoom тощо) та ілюстративний матеріал у вигляді презентацій, які розміщені на платформі Sikorsky-distance [10]. Після кожної лекції рекомендується ознайомитись з матеріалами, рекомендованими для самостійного вивчення, а перед наступною лекцією – повторити матеріал попередньої.

№ з/п	Назва теми лекції та перелік основних питань (перелік дидактичних засобів, посилання на літературу та завдання на СРС)
1	Лекція 1. Будова атома. Корпускулярно-хвильовий дуалізм матерії. Електромагнітне випромінювання. Електрон, його маса, заряд, спин. Складові частини атома: ядро та електронна оболонка. Спектр атома водню як експериментальне підтвердження теорії Бора. Рівняння Шрьодінгера. Хвильова функція електрону та її фізична інтерпретація. Поняття про електронні орбіталі. Квантові числа: головне, орбітальне, магнітне, спінове. Їх фізичний зміст та межі значень. Енергетичні рівні та підрівні. Форми s-, p-, d- та f-орбіталей. Література: [1], розділ 2; [5], розділ 3. Принцип Паулі. Характеристика електронів в атомі за допомогою чотирьох квантових чисел. Правило Хунда. Послідовність заповнення електронами енергетичних підрівнів. Принцип найменшої енергії. Електронні формули та електронні схеми атомів. Література: [1], розділ 2; [5], розділ 3.
2	Лекція 2. Періодичний закон Д.І.Менделєєва, його формулювання. Періодична

	<p>система як втілення періодичного закону. Структура періодичного закону: періоди, групи, підгрупи. Номер групи та валентність елементів.</p> <p>Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична система та її зв'язок з будовою атома. Номер періоду, його фізичний зміст. Заповнення електронами підрівнів в кожному періоді. Кількість елементів в періоді: s-, p-, d- та f-елементи.</p> <p>Особливості електронної будови атомів в головних та в побічних підгрупах. "Проскок" електрона. Радіуси атомів, їх зміна в періодах, групах.</p> <p>Енергія іонізації, її зміна в періодах та групах. Енергія спорідненості до електрона, її залежність від електронної будови атома. Електронегативність. Значення електронегативності для характеристики хімічних властивостей елементів та типу хімічного зв'язку.</p> <p>Література: [1], розділ 3; [5], розділ 4.4 - 4.9.</p>
3	<p>Лекція 3. Процес окиснення і відновлення. Окисники та відновники. Електродний потенціал та його виникнення. Стандартний електродний потенціал. Водневий електрод.</p> <p>Гальванічний елемент, його електрохімічна схема, процеси на електродах. Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента.</p> <p>. Напрявленість окисно-відновних процесів.</p> <p>Електроліз. Закони електролізу. Послідовність розряду іонів на катоді та аноді.</p> <p>Література: [1], розділ 11.</p>

5.2 Лабораторні та практичні заняття

Мета проведення лабораторних робіт: закріпити та поглибити теоретичний програмний матеріал, оволодіти практичними навичками роботи в хімічній лабораторії; отримати навички роботи з мірним посудом, приладами та реактивами. Основне завдання циклу практичних занять: закріпити та поглибити теоретичний програмний матеріал, оволодіти навичками співставлення та порівняння властивостей сполук елементів.

5.2.1 Лабораторні заняття

Мета лабораторного практикуму: здобути початкові навички роботи в хімічній лабораторії та закріпити теоретичний матеріал, засвоєний на лекціях, самостійній роботі і практичних заняттях шляхом самостійного проведення деяких характерних для неорганічної хімії експериментів та реакцій.

№ з/п	Назва лабораторної роботи (комп'ютерного практикуму)	Кількість ауд. годин
1	Правила роботи в лабораторії. Визначення еквівалентної маси цинку об'ємним методом. [4], л.р.-1, с.5.	1
2	Визначення молекулярної маси вуглекислого газу. [4], л.р.-2, с.7	1
3	Властивості розчинів електролітів.; [4], л.р.-7, с.19.	1
4	Водневий показник, рН, гідроліз солей . [4], л.р-8, с.22.	1

5.2.2 Практичні заняття

На практичних заняттях студенти вчаться розв'язувати типові задачі та вправи з відповідних розділів курсу, що необхідно для якісного засвоєння теоретичного матеріалу, прослуханого на лекціях та опрацьованого самостійно. Заняття проводяться згідно до наведеного нижче плану. При підготовці до занять використовуються методичні посібники та підручники, що вказані в списку рекомендованої літератури.

№ з/п	Назва теми заняття та перелік основних питань (перелік дидактичного забезпечення, посилання на літературу та завдання на СРС)
1	Будова атома. Періодичний закон. Ковалентний хімічний зв'язок. Модульна

	контрольна робота (МКР1). Література: [1], розділи 2,3.
2	Елементи хімічної термодинаміки. Розв'язування задач на термохімічні розрахунки. ДКР 1: розрахунок теплового ефекту та напрямку перебігу хімічної реакції з використанням довідникових даних. Література: лекції 6,7; [1], розділ 5; [6], розділ 2.

6. Самостійна робота студента

Самостійна робота студента (СРС) протягом семестру включає повторення лекційного матеріалу, самостійну підготовку теоретичного матеріалу за вказівкою викладача, виконання домашнього завдання до лабораторних та практичних занять (складається з теоретичних контрольних запитань та практичних завдань, наприклад: закінчити/написати рівняння реакцій), виконання розрахункової роботи, підготовка протоколів до лабораторних занять, оформлення та підготовка до захисту протоколів та розрахункової роботи, підготовка до екзамену. Рекомендована кількість годин, яка відводиться на підготовку до зазначених видів робіт:

№ з/п	Назва теми, що виноситься на самостійне опрацювання	Кількість годин СРС
1	<i>Тема 1.1. Основні поняття і закони хімії.</i> Хімія як наука про речовини та їх перетворення. Місце хімії в системі наук. Основні поняття хімії: атом, елемент, проста речовина, алотропія. Молекула. Атомна і молекулярна маса. Моль, молярна маса. Еквівалент, еквівалентна маса. Закони збереження маси речовин, сталості складу, еквівалентів. Межі їх застосування, пояснення з позицій атомно-молекулярного вчення. Закон Авогадро та його наслідки. Способи визначення молекулярних мас газоподібних речовин. Література: [1], розділ 1, с.8-45; [2], розділ 2.	10
2	<i>Тема 1. 2. Будова атома</i> Послідовність заповнення електронами енергетичних підрівнів. Принцип найменшої енергії. Електронні формули та електронні схеми атомів. Література: [1], розділ 2; [5], розділ 3.	6
3	<i>Тема 1.3. Періодичний закон</i> Періодичний закон Д.І.Менделєєва, його формулювання. Періодична система як втілення періодичного закону. Структура періодичного закону: періоди, групи, підгрупи. Номер групи та валентність елементів. Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична система та її зв'язок з будовою атома. Номер періоду, його фізичний зміст. Заповнення електронами підрівнів в кожному періоді. Кількість елементів в періоді: s-, p-, d- та f-елементи. Особливості електронної будови атомів в головних та в побічних підгрупах. "Проскок" електрона. Радіуси атомів ,їх зміна в періодах, групах. Енергія іонізації, її зміна в періодах та групах. Енергія спорідненості до електрона, її залежність від електронної будови атома. Електронегативність. Значення електронегативності для характеристики хімічних властивостей елементів та типу хімічного зв'язку. Література: [1], розділ 3; [5], розділ 4.4 - 4.9	10

4	<p><i>Тема 1.4. Хімічний зв'язок та будова речовини. Нанохімія.</i></p> <p>Валентні електрони та валентності атомів в нормальному та збудженому станах. Суть ковалентного зв'язку. Двоцентровий двоелектронний зв'язок на прикладі молекули H_2. Довжина та енергія ковалентного зв'язку.</p> <p>Метод валентних зв'язків. Приклади молекул з різними типами гібридизації атомних орбіталей. σ-, π- та δ-зв'язки. Делокалізований π-зв'язок. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.</p> <p>Метод молекулярних орбіталей. Зв'язуючі та розпушуючі орбіталі. Порядок зв'язку. Будова речовини. Гази, рідини, кристали. Іонний зв'язок та іонні кристали, енергія кристалічної ґратки іонного кристалу. Атомні кристали: метали, діелектрики, напівпровідники.</p> <p>Міжмолекулярна взаємодія. Природа сил взаємодії (орієнтаційних, індукційних, дисперсійних).</p> <p>Нанокристалічний стан речовини. Поняття про нанохімію та нанотехнології.</p> <p>Модульна контрольна робота (МКР1) “Будова атома. Періодичний закон. Ковалентний хімічний зв'язок”</p> <p>Література: [1], розділ 4; [5], розділи 5-7., [7].</p>	10
5	<p><i>Тема 2.1. Енергетика хімічних реакцій. Елементи хімічної термодинаміки</i></p> <p>Елементи хімічної термодинаміки. Термодинамічна система, її стан та параметри. Термодинамічний процес. Поняття про функції стану системи.</p> <p>1-й закон термодинаміки – закон збереження енергії. Внутрішня енергія та ентальпія як функції стану системи. Термохімічні рівняння. Закон Гесса як наслідок застосування 1-го закону до хімічних процесів, та його використання в термохімічних розрахунках. Наслідки закону Гесса. Теплота (ентальпія) утворення і теплота (ентальпія) згоряння, їх використання для розрахунків теплових ефектів (ентальпій) хімічних процесів.</p> <p>Другий закон термодинаміки. Ентропія та енергія Гіббса, їх використання для визначення напрямку протікання реакції. Вплив ентропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів.</p> <p>Термодинамічні таблиці та найпростіші термодинамічні розрахунки.</p> <p>Література: [1], розділ 5; [6], розділ 1-2.</p>	10
6	<p><i>Тема 2.2. Хімічна кінетика</i></p> <p>Швидкість реакцій в гомогенних та в гетерогенних системах. Фактори, що впливають на швидкість реакцій. Закон дії мас. Константа швидкості реакції, її фізичний смисл. Правило Вант-Гоффа. Проміжний стан, активні молекули, енергія активації.</p> <p>Каталіз. Вплив каталізатора на енергію активації та швидкість реакцій. Гомогенний та гетерогенний каталіз.</p> <p>Література: [1] розділ 6; [5], розділ 10.</p>	6
7	<p><i>Тема 2.3. Фазові та хімічні рівноваги . Фазові рівноваги.</i></p> <p>Необоротні та оборотні реакції, хімічна рівновага. Константа рівноваги гомогенних та гетерогенних реакцій. Зміщення рівноваги</p>	6

	<p>при зміні концентрації речовин, тиску та температури. Принцип Ле-Шательє.</p> <p>Фазові рівноваги в однокомпонентних системах. Діаграма стану води.</p> <p>Література: [1], розділи 7,8; [5], розділи 11, 12.</p>	
8	<i>ДКР «Термохімічні розрахунки»</i>	10
9	<p><i>Тема 2.4. Загальні властивості розчинів</i></p> <p>Способи вираження складу розчинів. Сольватація. Вплив природи речовин, тиску та температури на розчинність газів, рідин та твердих речовин у рідинах.</p> <p>Зниження тиску насиченої пари, підвищення температури кипіння та зниження температури кристалізації розчинів (закони Рауля).</p> <p>Визначення молекулярних мас розчинених речовин.</p> <p>Осмос, його значення в біологічних системах. Осмотичний тиск.</p> <p>Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля та Вант-Гофа.</p> <p>Ізотонічний коефіцієнт. Ступінь дисоціації електроліта та його зв'язок з ізотонічним коефіцієнтом.</p> <p>Сильні та слабкі електроліти. Стан сильних електролітів у розчинах.</p> <p>Література: [1], розділ 9; 10.1 - 10.3.</p>	6
10	<p><i>Тема 2.5. Розчини електролітів. Гідроліз солей.</i></p> <p>Константа дисоціації слабого електроліта. Закон розведення. Вплив однойменного іона на дисоціацію слабого електроліта. Ступінчаста дисоціація.</p> <p>Іонні реакції в розчинах електролітів та умови їх перебігу до кінця.</p> <p>Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник (рН) і його значення в нейтральному, кислому та лужному середовищі.</p> <p>Індикатори, способи визначення рН.</p> <p>Гідроліз солей, випадки гідролізу. Ступінь і константа гідролізу.</p> <p>Вплив природи електроліта і умов на ступінь гідролізу.</p> <p>Література: [1], розділ 10 (п.4 – 9); [5], розділ 14.</p>	10
11	<p><i>Тема 2.6. Окисно-відновні процеси.</i></p> <p>Електроліз. Закони електролізу. Послідовність розряду іонів на катоді та аноді.</p> <p>Література: [1], розділ 11.</p>	6
12	<p><i>Тема 3.1. Гідроген, кисень</i></p> <p>Гідроген. Будова атома, ступені окиснення, особливості розміщення у періодичній системі. Ізотопи. Промислові та лабораторні способи добування водню. Фізичні та хімічні властивості. Типи сполук гідрогену з неметалами та металами.</p> <p>Кисень. Будова атома, ступені окиснення. Знаходження кисню у природі, способи добування. Будова молекули кисню, його фізичні та хімічні властивості. Кисень як окисник. Озон, його добування, будова молекули та властивості.</p> <p>Типи сполук елементів з киснем: оксиди, пероксиди, надпероксиди, озоніди. Класи неорганічних сполук.</p> <p>Вода. Будова молекули, фізичні та хімічні властивості. Вода як розчинник. Пероксид гідрогену. Будова молекули. Кислотні, окиснювальні та відновні властивості пероксиду гідрогену.</p> <p>Література: [3], розділи 3,4.</p>	6
13	<p><i>Тема 3.2. S – елементи I та II груп.</i></p> <p>Лужні метали. Будова атомів, ступені окиснення. Знаходження у</p>	10

	<p>природі, добування, властивості. Відношення лужних металів до дії води, водню та кисню, інших неметалів. Зміна хімічної активності у ряду літій — цезій.</p> <p>Оксиди, пероксиди лужних металів. Їх добування, будова, властивості. Гідроксиди, їх добування, властивості та застосування. Найважливіші солі. Промислове добування соди та поташу.</p> <p>S – елементи II групи. Будова атомів та ступені окиснення. Знаходження у природі, добування металів, їх властивості. Відношення до дії води та кислот, неметалів (водню, азоту, вуглецю, кисню).</p> <p>Оксиди, їх взаємодія з водою. Гідроксиди, добування, розчинність у воді, кислотно-основні властивості. Негашене та гашене вапно. Твердість води та засоби її усунення. Застосування елементів та їх сполук.</p> <p>Література: [2], розділ 5, [3], розділи 5.1, 5.2.</p>	
14	<p><i>Тема 3.3. Галогени</i></p> <p>Загальна характеристика галогенів, їх роль в біологічних системах. Флуор. Будова атома, ступені окиснення. Знаходження у природі, добування фтору. Фізичні та хімічні властивості фтору. Фтороводень, добування та властивості. Фтористоводнева (плавикова) кислота, її властивості. Фториди.</p> <p>Хлор. Будова атома, ступені окиснення. Знаходження у природі, добування. Фізичні та хімічні властивості хлору. Хлороводень, добування та властивості. Соляна (хлоридна) кислота, її властивості. Хлориди.</p> <p>Оксигенвмістні сполуки хлору – оксиди, кислоти (хлорнуватиста, хлориста, хлорнувата, хлорна), солі: способи добування, властивості. Бром, йод. Порівняльні властивості сполук в різних ступенях окиснення в ряду галогенів. Зміна стійкості, кислотних та окиснювальних властивостей в ряду кисневих кислот галогенів.</p> <p>Література: [2], розділ 6.5, [3], розділ 6.1.</p>	6
15	<p><i>Тема 3.4. Сульфур. Підгрупа селену.</i></p> <p>Сульфур, будова атома, валентності, ступені окиснення. Знаходження у природі, добування, роль в біологічних системах. Фізичні та хімічні властивості.</p> <p>Сірководень, добування, будова молекули. Кислотні властивості. Сульфідні, класифікація за розчинністю, гідроліз. Відновні властивості сірководню та сульфідів.</p> <p>Оксид сульфуру (IV), добування та властивості. Сірчиста (сульфітна) кислота, її стійкість, кислотні властивості, сульфіти. Окисно-відновні властивості сульфуру (IV).</p> <p>Оксид сульфуру (VI), добування та властивості. Дія концентрованої та розведеної сірчаної кислоти на метали. Добування сірчаної кислоти та її властивості.</p> <p>Сульфати. Тіосульфат натрію, його добування, будова, властивості. Полімерні кислоти – полісірчані та політіонові.</p> <p>Література: [2], розділ 6.4, [3], розділ 6.2.</p>	6
16	<p><i>Тема 3.5. Нітроген, фосфор</i></p> <p>Нітроген. Будова атома. Валентності та ступені окиснення.</p>	8

	<p>Знаходження у природі, фізичні та хімічні властивості азоту. Аміак, його добування, будова молекули, фізичні властивості. Основні та відновні властивості. Солі амонію. Гідразин, гідроксиамін, будова, властивості.</p> <p>Оксиди нітрогену. Добування, будова молекул, властивості. Хімічний характер оксидів, їх відношення до води та кислот. Азотиста (нітритна) кислота. Нітрити.</p> <p>Азотна (нітратна) кислота. Добування, будова молекули, кислотні та окиснювальні властивості. Дія азотної кислоти на метали та неметали. Нітрати, їх властивості, термічний розклад.</p> <p>Фосфор. Будова атома. Валентності та ступені окиснення. Знаходження у природі, добування та властивості. Алотропні модифікації фосфору.</p> <p>Оксиди фосфору, їх добування та властивості. Фосфорні кислоти, добування, будова молекул, властивості. Фосфати. Фосфорні добрива.</p> <p>Література: [2], розділ 6.3 [3], розділи 6.3.</p>	
17	<p><i>Тема 3.6. Карбон, силіцій, бор</i></p> <p>Карбон. Будова атома. Ступені окиснення. Алотропія вуглецю. Властивості алмазу, графіту, карбіну, фулеренів, нанотрубок, графену.</p> <p>Оксид карбону (II), будова молекули, добування, хімічний характер, відновні властивості. Оксид карбону (IV). Будова молекули, добування, властивості. Вугільна (карбонатна) кислота та її солі. Добування карбонатів та гідрокарбонатів, їх застосування.</p> <p>Силіцій. Будова атома. Ступені окиснення. Добування кремнію, його властивості. Співставлення властивостей силанів та вуглеводнів.</p> <p>Оксид силіцію(IV), кремнієві кислоти, їх будова, властивості. Скло, кераміка, їх властивості.</p> <p>Бор. Будова атома. Ступені окиснення. Добування та властивості бору. Бороводні, добування, будова молекул, властивості. Борний ангідрид, борні кислоти, їх солі. Бура. Застосування бору та його сполук.</p> <p>Література: [2], розділи 6.2, §5-7: 6.1, §1,2, [3], розділи 6.4, 6.5</p>	6
18	<p><i>Тема 3.7. Найважливіші р-метали (Al, Sn, Pb).</i></p> <p>Алюміній. Будова атома. Ступені окиснення. Добування та властивості алюмінію. Відношення алюмінію до дії води, кислот та лугів. Алюмінотермія. Оксид та гідроксид алюмінію, добування та властивості. Солі алюмінію, їх розчинність, гідроліз</p> <p>Будова атомів та ступені окиснення германію, стануму та плюмбуму. Добування олова та свинцю, властивості та застосування. Їх відношення до дії кислот та лугів.</p> <p>Оксиди, гідроксиди та солі стануму (II) та плюмбуму (II). Відновні властивості сполук стануму(II) . Сполуки елементів у ступені окиснення +4. Добування і властивості α- та β-олов'яних кислот. Оксид плюмбуму (IV), його кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Сурик, будова, властивості. Література: [2], розділи 6.1, §3; 6.2, §8; [3], розділи 6.4, 6.5.</p>	6

7. Політика навчальної дисципліни (освітнього компонента)

Правила відвідування занять. У звичайному режимі роботи університету лекції, лабораторні та практичні заняття проводяться в навчальних аудиторіях та хімічних лабораторіях. Використання мобільних телефонів або інших пристроїв на лекції або занятті заборонено. У змішаному режимі лекційні заняття проводяться через платформу дистанційного навчання Сікорський, лабораторні заняття – у хімічних лабораторіях.

У дистанційному режимі всі заняття проводяться через платформу дистанційного навчання Сікорський з використанням програм віддаленого доступу (*meet.google* або *Zoom*). Відвідування лекцій, лабораторних та практичних занять є обов'язковим. На початку кожного заняття визначається наявність студентів, а також аудіо/відео контакт. Для участі в дистанційній роботі студент повинен мати відповідні комп'ютерні засоби зв'язку (робоча відеокамера, мікрофон, програма зв'язку). Викладач здійснює зв'язок використовуючи сервіси (наприклад *Google Meet*) за посиланням, що надає на електронну пошту групи або телеграм-канал. Викладач здійснює постійний відеоконтроль (з ввімкненим мікрофоном) за роботою студентів на занятті. Пропущені лекції студент повинен відпрацювати: самостійно опрацювати теоретичний матеріал, показати конспект за темою пропущеної лекції.

Правила (вимоги) до виконання домашніх завдань.

1. Підготовка студента до лабораторних та практичних занять включає роботу над теоретичним матеріалом до теми заняття за рекомендованим підручником, з використанням конспекту лекції.

2. У зошиті для домашніх та лабораторних завдань студент повинен письмово дати відповіді на контрольні запитання, закінчити запропоновані рівняння реакцій та скласти рівняння реакції до протоколу лабораторної роботи.

3. Виконане домашнє завдання є умовою допуску студента до лабораторного або практичного заняття. Студент повинен надати викладачу для перевірки не пізніше дня проведення відповідного заняття (при дистанційній формі навчання).

4. Викладач перевіряє надане домашнє завдання.

5. Несвоєчасне виконання домашніх завдань без поважної причини штрафуються відповідно до правил призначення заохочувальних та штрафних балів.

Правила виконання та захисту лабораторних робіт:

1. До виконання лабораторної роботи допускаються студенти, які виконали домашнє завдання і надали його викладачу для перевірки.
2. Умовою допуску до виконання дослідів лабораторної роботи є наявність протоколу лабораторної роботи з рівняннями реакцій до дослідів.
3. При проведенні лабораторної роботи в хімічній лабораторії студент повинен дотримуватись усіх вимог правил поведінки та Техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії, а також працювати в захисному одязі (халат).
4. При проведенні дослідів лабораторної роботи студент оформлює протокол лабораторної роботи: записує спостереження, доповнює та виправляє рівняння, складає висновки. Оформлений протокол надається викладачу для перевірки.
5. Захист лабораторної роботи включає перевірку протоколу до лабораторної роботи, відповідь на лабораторному занятті та відповідь на запитання викладача по темі лабораторної роботи.
6. Після перевірки протоколу викладачем та виконання умов захисту робота вважається захищеною, про що викладач повинен проінформувати студента.
7. Несвоєчасне надання протоколу для перевірки та захист без поважної причини штрафуються відповідно до правил призначення заохочувальних та штрафних балів.

Політика дедлайнів та перескладань: визначається п. 8 Положення про поточний, календарний та семестровий контроль результатів навчання в НТУУ "КПІ ім. Ігоря Сікорського", а також відповідними наказами Ректора.

Політика щодо академічної доброчесності: визначається політикою академічної чесності та іншими положеннями Кодексу честі університету.

8. Індивідуальні завдання

Тематичним планом передбачена одна домашня контрольна робота.

Мета домашньої контрольної роботи – навчити студентів користуватися довідниковою літературою.

Тема: Елементи хімічної термодинаміки. Розв'язування задач на термохімічні розрахунки, розрахунок теплового ефекту та напрямку перебігу хімічної реакції з використанням довідникових даних.

9. Контрольні роботи

Передбачена модульна контрольна робота: «Будова атома. Періодичний закон. Ковалентний хімічний зв'язок».

10. Види контролю та рейтингова система оцінювання результатів навчання

Види контролю встановлюються відповідно до Положення про поточний, календарний та семестровий контроль результатів навчання в НТУУ "КПІ ім. Ігоря Сікорського":

1. Поточний контроль: опитування на практичних та лабораторних заняття у вигляді **колоквіуму** (модульна контрольна робота), домашня контрольна робота (ДКР). Виконання домашньої контрольної роботи є однією з вимог допуску до екзамену. Результати поточного контролю виставляються в системі Електронний кампус..
2. Календарний контроль: проводиться двічі на семестр як моніторинг поточного стану виконання вимог силабусу.
3. Семестровий контроль: письмовий екзамен.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання (PCO)

1. *Рейтинг студента* з навчальної дисципліни розраховується виходячи із 100-бальної шкали, з них 50 балів складає стартова шкала (стартовий рейтинг). Стартовий рейтинг (протягом семестру) складається з балів, що студент отримує за:

- 1) одна модульна контрольна робота;
- 2) домашня контрольна робота;
- 3) виконання та здачу 4 лабораторних робіт;

Розрахунок шкали (R) рейтингу:

1. Лабораторні роботи

Ваговий бал – 5. Він виставляється за умови своєчасної здачі звіту за виконану роботу за результатами контрольної роботи або усного опитування, які виконуються безпосередньо перед допуском студента до лабораторної роботи. Середня кількість таких контрольних заходів становить 2/3 від кількості занять, оскільки на деяких роботах не вистачає для цього часу. Тому максимальну кількість балів за лабораторний практикум приймаємо $4 \times 5 = 20$.

2. Модульний контроль та домашня контрольна робота

Ваговий бал за розділ модульної роботи – 10, за розділ ДКР - 20. Максимальна кількість балів за контрольні та домашні роботи дорівнює $10 + 20 = 30$.

Модульна контрольна робота оцінюється за 10-бальною системою, тобто:

- 10 – правильно і повністю розв'язані всі задачі, винесені на КР, відповіді обґрунтовані;
- 9 – не менше 95-86% правильно розв'язаних задач;
- 8 – не менше 85-76% правильно розв'язаних задач;
- 7 – не менше 75-66% правильно розв'язаних задач;
- 6 – відповідь містить 65-60% розв'язаних завдань або відповідні відсотки правильних відповідей у випадку теоретичних питань. Негативний результат оцінюється у 0 балів (менше 60% розв'язаних

завдань або правильних відповідей у випадку теоретичних питань). Допускаються не цілочислові значення оцінювальних балів (8,5, 6,8 тощо).

Домашня контрольна робота оцінюється за 20-бальною системою, тобто:

20 – правильно і повністю розв’язані всі задачі, винесені на КР, відповіді обґрунтовані;

18 – не менше 95-86% правильно розв’язаних задач;

16 – не менше 85-76% правильно розв’язаних задач;

14 – не менше 75-66% правильно розв’язаних задач;

12 – відповідь містить 65-60% розв’язаних завдань або відповідні відсотки правильних відповідей у випадку теоретичних питань. Негативний результат оцінюється у 0 балів (менше 60% розв’язаних завдань або правильних відповідей у випадку теоретичних питань). Допускаються не цілочислові значення оцінювальних балів (12,5, 16,8 тощо).

3. Екзаменаційна робота

Білет екзаменаційної роботи містить 3 питань (1 практичне (задача або ланцюжок перетворень) та 2 теоретичні). Розв’язок задачі та написання ланцюжка оцінюється в 20 балів, теоретичного питання – 15 балів за кожне. Максимальна кількість балів за екзаменаційну роботу дорівнює 50.

Розрахунок шкали R рейтингу

Сума вагових балів контрольних заходів протягом семестру складає:

$$R_c = 20 + 30 = 50 \text{ балів}$$

Екзаменаційну складову шкали встановлюємо 1/2 від R, а саме:

$$R_E = R_c = 50 \text{ балів}$$

Таким чином, рейтингова шкала складає $R = R_c + R_E = 100$ балів.

Необхідною умовою допуску до екзамену є зарахування всіх лабораторних робіт, виконання всіх КР, а також стартовий семестровий рейтинг $r_c \geq 25$.

Екзаменаційний рейтинговий бал складається з відповідей на 3 питання (1 практичне (задача або ланцюжок перетворень) та 2 теоретичні). Розв’язок задачі (розв’язок має повністю прослідковуватися постадійно) та написання ланцюжка (мають повністю бути записані та урівнянні рівняння реакції, у випадку окисно-відновної реакції наведений повний електронний баланс) оцінюється в 20 балів, теоретичного питання – 15 балів за кожне (мають бути максимально широко наведені відповіді на запитання). Отже, максимальний екзаменаційний бал становить 50 балів.

Для отримання студентом відповідних оцінок (ECTS та традиційних) його рейтингова оцінка RD переводиться згідно до таблиці:

$RD = r_c + r_E$	Традиційна оцінка
95 100	Відмінно
85 94	Дуже добре
75 84	Добре
65 74	Задовільно
60 64	Достатньо
$RD < 60$	Незадовільно
$r_c < 25$ або не виконані інші умови допуску до екзамену	Не допущений

11. Додаткова інформація з дисципліни (освітнього компонента)

Розділи, найбільш важливі для майбутніх біотехнологів – властивості розчинів, хімія сполук біогенних елементів (неметали, s-елементи), комплексні сполуки d-металів – детально розглядаються в лекційному курсі. Більшість лекцій супроводжуються демонстраційними дослідами, що сприяє кращому засвоєнню матеріалу.

Частина матеріалу винесена на самостійну роботу. Структура курсу в основному відповідає підручнику [1] і навчальному посібнику [3], які й рекомендуються для самостійної роботи як основні. Це не виключає можливості використання й інших підручників, яких існує велика

кількість. Два з них (російськомовні [4,5]) нам видаються найбільш вдалим. Крім того, корисним для самостійної роботи студентів будуть навчальні посібники [6] з грифом МОН України та [7].

Робочу програму навчальної дисципліни (силабус):

Складено доцентом кафедри загальної та неорганічної хімії:

доц., канд. хім. наук, Коваленко Ірина Володимирівна

Ухвалено на засіданні кафедри загальної та неорганічної хімії (протокол № 13 від 24.06.2022р.)

Погоджено методичною комісією хіміко-технологічного факультету (протокол № 6 від 24.06.2022р.)