



Неорганічна хімія

Робоча програма кредитного модулю (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни

Рівень вищої освіти	<i>Перший (бакалаврський)</i>
Галузь знань	<i>16 Хімічна та біоінженерія</i>
Спеціальність	<i>162 Біотехнології та біоінженерія</i>
Освітня програма	<i>Біотехнології</i>
Назва дисципліни	<i>Неорганічна хімія</i>
Статус дисципліни	<i>нормативна</i>
Форма навчання	<i>денна /змішана/дистанційна</i>
Рік підготовки, семестр	<i>1 курс, I (осінній) семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>6 кредитів (180 годин)</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Екзамен письмовий / модульна контрольна робота</i>
Розклад занять	<i>Лекція: 2 години на тиждень (1 пара на тиждень), лабораторні : 2 години на тиждень (1 пара на тиждень) та практичні заняття 2 години раз на 2 тижні, розклад наведений на rozklad.kpi.ua</i>
Мова викладання	<i>Українська</i>
Інформація про керівника курсу / викладачів	<u>Лектори:</u> <i>д.х.н., професор Андрійко Олександр Опанасович, a_andriiko@ukr.net</i> <u>Лабораторні та практичні заняття:</u> <i>д.х.н., професор Андрійко Олександр Опанасович, a_andriiko@ukr.net</i> <i>к.х.н., старший викладач Зульфїгаров Артур Олегович, zulfigarov@ukr.net</i> <i>асистент Тарасенко Наталія Владасівна, tarasenko.nv@ukr.net</i>
Розміщення курсу	<i>GoogleClassroom (Google G Suite for Education, домен ill.kpi.ua, платформа Sikorsky-distance); доступ за запрошенням викладача</i>

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:

- Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях
- Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями
- Здатність використовувати ґрунтовні знання з хімії та біології в обсязі, необхідному для досягнення інших результатів освітньої програми
- Здатність проводити аналіз сировини, матеріалів, напівпродуктів, цільових продуктів біотехнологічного виробництва

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

УМІННЯ:

- Вміти здійснювати якісний та кількісний аналіз речовин неорганічного, органічного та біологічного походження, використовуючи відповідні методи.
- 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.
- Вміти проводити експериментальні дослідження з метою визначення впливу фізико-хімічних та біологічних факторів зовнішнього середовища на життєдіяльність клітин живих організмів.
- 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, спин. 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. РОЗЧИННИ 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 І ТА ІІ 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 ІІ 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 плумбуму. Добування олова та свинцю, властивості та застосування. Їх відношення до дії кислот та лугів.

Оксиди, гідроксиди та солі стануму (II) та плумбуму (II). Відновні властивості сполук стануму(II) . Сполуки елементів у ступені окиснення +4. Добування і властивості α - та β -олов'яних кислот. Оксид плумбуму (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. Голуб А.М., Андрійко О.О., Панасенко О.І., Василега-Дерибас М.Д. та ін.. (всього 16 авторів) Неорганічна хімія. Підручник для студентів ВНЗ фармацевтичного профілю. Лист МОЗ України від 05.04.2016р. №23-01-09/141 Частина 1. ISBN 978-966-417-152-2. Запоріжжя 2016. -462с.
2. Голуб А.М., Андрійко О.О., Панасенко О.І., Василега-Дерибас М.Д. та ін. (всього 16 авторів) Неорганічна хімія (хімія біогенних елементів). Підручник для студентів ВНЗ фармацевтичного профілю. Лист МОЗ України від 08.06.2017р. №23-01-9/279 Частина 2. Запоріжжя 2017. -325с

Додаткова:

3. Хімія «Від теорії до практики». Навчальний посібник (для студентів Інституту матеріалознавства та зварювання ім. Є.О. Патона) [Електронний ресурс] : навч. посіб. для студ., які навчаються за спеціальностями: 161 «Хімічні технології та інженерія», 136 «Металургія», 132 «Матеріалознавство» / КПП ім. Ігоря Сікорського ; уклад.: О. О. Андрійко, Н. Є. Власенко, І. В. Коваленко, А. О. Зульфигаров, А. Є. Шпак. – Київ : КПП ім. Ігоря Сікорського, 2021. – 171 с.

Інформаційні ресурси

4. Дистанційний курс Google G Suite for Education. Режим доступу: Google Classroom Google G SuiteforEducation, домен LLL.kpi.ua, платформа Sikorsky-distance:, <https://classroom.google.com/c/NDEyOTM4ODE0MzEz?cjc=kliqlet> Неорганічна хімія
5. 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 [4]. 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)
	Розділ 1. Основні поняття хімії. Будова речовини.
1	<i>Тема 1. 2. Будова атома</i> 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; [1], розділ 3. <u>Завдання на СРС:</u> <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; [1], розділ 2.
2	Лекція №2. Будова атома (продовження) Принцип Паулі. Характеристика електронів в атомі за допомогою чотирьох квантових чисел. Правило Хунда. <u>Завдання на СРС:</u> Послідовність заповнення електронами енергетичних підрівнів. Принцип найменшої енергії. Електронні формули та електронні схеми атомів. Література: [1], розділ 2; [1], розділ 3.
3	<i>Тема 1.3. Періодичний закон</i> Лекція №3. 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. <u>Завдання на СРС:</u> 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; [1], розділ 4.4 - 4.9
4	<i>Тема 1.4. Хімічний зв'язок та будова речовини. Нанохімія.</i> Лекція №4. 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. 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. <u>Завдання на СРС:</u> Метод молекулярних орбіталей. Зв'язуючі та розпушуючі орбіталі. Порядок зв'язку. Література: [1], розділ 4; [1], розділи 5-7.
5	Лекція №5. 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.

	Література: [1], розділ 4; [1], розділи 5-7., [3].
	Розділ 2. Закономірності перебігу хімічних процесів. Окисно-відновні процеси.
6	<i>Тема 2.1. Енергетика хімічних реакцій. Елементи хімічної термодинаміки</i> Лекція №6. 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. Теплота (ентальпія) утворення і теплота (ентальпія) згоряння, їх використання для розрахунків теплових ефектів (ентальпій) хімічних процесів. Література: [1], розділ 5; [1], розділ 1.
7	Лекція №7. Другий закон термодинаміки. Ентропія та енергія Гіббса, їх використання для визначення напрямку протікання реакції. Вплив ентропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів. <u>Завдання на СРС:</u> Термодинамічні таблиці та найпростіші термодинамічні розрахунки. Література: [1], розділ 5; [1], розділ 2,
8	<i>Тема 2.2. Хімічна кінетика</i> Лекція №8. 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. <u>Завдання на СРС:</u> Каталіз. Вплив каталізатора на енергію активації та швидкість реакцій. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Література: [1] розділ 6; [1], розділ 10.
9	<i>Тема 2.3. Фазові та хімічні рівноваги . Фазові рівноваги.</i> Лекція №9. Необоротні та оборотні реакції, хімічна рівновага. Константа рівноваги гомогенних та гетерогенних реакцій. Зміщення рівноваги при зміні концентрації речовин, тиску та температури. Принцип Ле-Шательє. <u>Завдання на СРС:</u> Фазові рівноваги в однокомпонентних системах. Діаграма стану води. Література: [1], розділи 7,8; [1], розділи 11, 12.
10	<i>Тема 2.4. Загальні властивості розчинів</i> Лекція №10. Способи вираження складу 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). Визначення молекулярних мас розчинених речовин. Осмоз, його значення в біологічних системах. Осмотичний тиск. Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля та Вант-Гофа. Ізотонічний коефіцієнт. Ступінь дисоціації електроліта та його зв'язок з ізотонічним коефіцієнтом. <u>Завдання на СРС:</u> Сильні та слабкі електроліти. Стан сильних електролітів у розчинах. Література: [1], розділ 9; 10.1 - 10.3.
11	<i>Тема 2.5. Розчини електролітів. Гідроліз солей.</i> Лекція №11. Константа дисоціації слабого електроліта. Закон розведення. Вплив однойменного іона на дисоціацію слабого електроліта. 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. <u>Завдання на СРС:</u> Гідроліз солей, випадки гідролізу. Ступінь і константа гідролізу. Вплив природи електроліта і умов на ступінь гідролізу. Література: [1], розділ 10 (п.4 – 9); [1], розділ 14.
12	<i>Тема 2.6. Окисно-відновні процеси.</i> Лекція №12. Процес окиснення і відновлення. Окисники 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. <u>Завдання на СРС:</u> Електроліз. Закони електролізу. Послідовність розряду іонів на катоді та аноді. Література: [1], розділ 11.
	Розділ 3. «Властивості s-,p-елементів періодичної системи»
13	<i>Тема 3.1. Гідроген, кисень</i> Лекція №13. 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 окисник. Озон, його добування, будова молекули та властивості. Типи сполук елементів з киснем: оксиди, пероксиди, надпероксиди, озоніди. Класи неорганічних сполук. <u>Завдання на СРС:</u> Вода. Будова молекули, фізичні та хімічні властивості. Вода як розчинник. Пероксид гідрогену. Будова молекули. Кислотні, окиснювальні та відновні властивості пероксиду гідрогену. Література: [2], розділи 3,4.
14	<i>Тема 3.2. S – елементи I та II груп.</i> Лекція №14. 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) . <u>Завдання на СРС:</u> 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. Література: [2], розділ 5, [2], розділи 5.1, 5.2.
15	<i>Тема 3.3. Галогени</i> Лекція №15. 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. Хлор. Будова атома, ступені окиснення. Знаходження у природі, добування. Фізичні

	та хімічні властивості хлору. Хлороводень, добування та властивості. Соляна (хлоридна) кислота, її властивості. Хлориди. Оксигенвмістні сполуки хлору – оксиди, кислоти (хлорнуватиста, хлориста, хлорнувата, хлорна), солі: способи добування, властивості. <u>Завдання на СРС:</u> Бром, йод. Порівняльні властивості сполук в різних ступенях окиснення в ряду галогенів. Зміна стійкості, кислотних та окиснювальних властивостей в ряду кисневих кислот галогенів. Література: [2], розділ 6.5, [2], розділ 6.1.
16	<i>Тема 3.4. Сульфур. Підгрупа селену.</i> Лекція №16. 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. Окисно-відновні властивості сульфуру (IV). Оксид сульфуру (VI), добування та властивості. Дія концентрованої та розведеної сірчаної кислоти на метали. Добування сірчаної кислоти та її властивості. <u>Завдання на СРС:</u> Сульфати. Тіосульфат натрію, його добування, будова, властивості. Полімерні кислоти – полісірчані та політіонові. Література: [2], розділ 6.4, [2], розділ 6.2.
17	<i>Тема 3.5. Нітроген, фосфор</i> Лекція №17. Нітроген. Будова атома. Валентності та ступені окиснення. 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. 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. <u>Завдання на СРС:</u> Оксиди фосфору, їх добування та властивості. Фосфорні кислоти, добування, будова молекул, властивості. Фосфати. Фосфорні добрива. Література: [2], розділ 6.3 [2], розділи 6.3.
18	<i>Тема 3.6. Карбон, силіцій, бор</i> Лекція №18. 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. <u>Завдання на СРС:</u> 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. Література: [2], розділи 6.2, §5-7: 6.1, §1,2, [2], розділи 6.4, 6.5
--	---

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.	2
2	Визначення молекулярної маси вуглекислого газу. [4], л.р.-2, с.7	2
3	Будова атома. Хімічний зв'язок (колоквиум). [4], частина III, теми 1-4, с.51-56	2
4	Енергетика хімічних процесів. [4], л.р.-3, с.9.	2
5	Хімічна кінетика. [4], л.р-4, с.12.	2
6	Хімічна рівновага. [4], л.р-5, с.15	2
7	Загальні властивості розчинів. Зміна температур кипіння та температур плавлення розчинів. [4], л.р-6, с.16	2
8	Властивості розчинів електролітів.; [4], л.р.-7, с.19.	2
9	Водневий показник, рН, гідроліз солей . [4], л.р-8, с.22.	2
10	Окисно-відновні процеси. Гальванічні елементи. Електроліз. [4], л.р-9, с.23.	2
11	Гідроген, кисень. [4], л.р.-10, с.25.	2
12	S-елементи I групи. S-елементи II групи. [4], л.р.-11, с.26.	2
13	Галогени. [4], л.р.-12, с.28.	2
14	Сульфур, селен, телур. [4], л.р.-13, с.30.	2
15	Нітроген, фосфор [4], л.р.-14, с.32.	2
16	Карбон, силіцій. [4], л.р.15, с.34. Бор, алюміній. [6], л.р.16. с.36.	2
17	Германій, станум, плумбум. [4], л.р.16. с.38.	2
18	Властивості р-елементів Періодичної системи. Колоквиум. Підведення підсумків і виставлення рейтингових балів	2

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 іноді закінчуються письмовою контрольною

роботою, яка оцінюється за п'ятибальною системою. Отримана оцінка дає відповідний рейтинговий бал, що враховується при семестровому контролі успішності відповідно до РСО. Заняття проводяться згідно до наведеного нижче плану. Заняття 8 є підготовчим до вивчення курсу «Аналітична хімія», який студенти будуть вивчати у 2-му семестрі. 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	Основні поняття та стехіометричні закони хімії. Хімічні рівняння та кількісні розрахунки. Домашня контрольна робота на розрахунок кількісного виходу продукту за реакцією неорганічного синтезу (ДКР 1). Література: [4], розділ 1, с.8-45, розділ 2, #2,3.
2	Будова атома. Періодичний закон. Ковалентний хімічний зв'язок. Модульна контрольна робота (МКР1). Література: [4], розділи 2,3.
3	Елементи хімічної термодинаміки. Розв'язування задач на термохімічні розрахунки. ДКР 2: розрахунок теплового ефекту та напрямку перебігу хімічної реакції з використанням довідникових даних. Література: лекції 6,7; [4], розділ 5, розділ 2.
4	Властивості розчинів. МКР2. Література: лекції 10,11; [4], розділи 9, 10.
5	Гідроген, кисень. Властивості s-елементів I та II груп. МКР3. Література: лекції 13,14,15; [4], розділи 3,4.
6	Властивості неметалів У – УІІ груп Періодичної системи. МКР4. Література: лекції 16 - 21; [4], розділи 6.3 - 6.5, розділи 6.1 - 6.3.
7	Властивості р-елементів III – ІV груп Періодичної системи. Література: [4], розділи 6.1, 6.2, розділи 6.4, 6.5.
8	Комплексні сполуки. Загальні властивості d-елементів. Література: [4], розділ 8, розділ 7.2.
9	Підсумкове заняття. Попереднє виставлення рейтингових семестрових оцінок, ліквідація заборгованостей.

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; [1], розділ 2.	4

2	ДКР «Хімічні рівняння та розрахунки»	4
3	<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; [1], розділ 3.	4
4	<i>Тема 1.3. Періодичний закон</i> 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; [1], розділ 4.4 - 4.9	3
5	<i>Тема 1.4. Хімічний зв'язок та будова речовини. Нанохімія.</i> Метод молекулярних орбіталей. Зв'язуючі та розпушуючі орбіталі. Порядок зв'язку. Література: [1], розділ 4; [1], розділи 5-7.	4
6	<i>Тема 2.1. Енергетика хімічних реакцій. Елементи хімічної термодинаміки</i> Термодинамічні таблиці та найпростіші термодинамічні розрахунки. Література: [1], розділ 5; [1], розділ 2,	2
7	<i>Тема 2.2. Хімічна кінетика</i> Каталіз. Вплив каталізатора на енергію активації та швидкість реакцій. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Література: [1] розділ 6; [1], розділ 10.	2
8	<i>Тема 2.3. Фазові та хімічні рівноваги . Фазові рівноваги.</i> Фазові рівноваги в однокомпонентних системах. Діаграма стану води. Література: [1], розділи 7,8; [1], розділи 11, 12.	2
9	ДКР «Термохімічні розрахунки»	4
10	<i>Тема 2.4. Загальні властивості розчинів</i> Сильні та слабкі електроліти. Стан сильних електролітів у розчинах. Література: [1], розділ 9; 10.1 - 10.3.	2
11	<i>Тема 2.5. Розчини електролітів. Гідроліз солей.</i> Гідроліз солей, випадки гідролізу. Ступінь і константа гідролізу. Вплив природи електроліта і умов на ступінь гідролізу. Література: [1], розділ 10 (п.4 – 9); [1], розділ 14.	2
12	<i>Тема 2.6. Окисно-відновні процеси.</i> Електроліз. Закони електролізу. Послідовність розряду іонів на катоді та аноді. Література: [1], розділ 11.	2
13	<i>Тема 3.1. Гідроген, кисень</i> Вода. Будова молекули, фізичні та хімічні властивості. Вода як розчинник. Пероксид гідрогену. Будова молекули. Кислотні, окиснювальні та відновні властивості пероксиду гідрогену. Література: [2], розділи 3,4.	2
14	<i>Тема 3.2. S – елементи I та II груп.</i> 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. Література: [2], розділ 5, [2], розділи 5.1, 5.2.	2
15	<i>Тема 3.3. Галогени</i> Бром, йод. Порівняльні властивості сполук в різних ступенях окиснення в ряду галогенів. Зміна стійкості, кислотних та	2

	окиснювальних властивостей в ряду кисневих кислот галогенів. Література: [2], розділ 6.5, [2], розділ 6.1.	
16	<i>Тема 3.4. Сульфур. Підгрупа селену.</i> Сульфати. Тіосульфат натрію, його добування, будова, властивості. Полімерні кислоти – полісірчані та політіонові. Література: [2], розділ 6.4, [2], розділ 6.2.	2
17	<i>Тема 3.5. Нітроген, фосфор</i> Оксиди фосфору, їх добування та властивості. Фосфорні кислоти, добування, будова молекул, властивості. Фосфати. Фосфорні добрива. Література: [2], розділ 6.3 [2], розділи 6.3.	2
18	<i>Тема 3.6. Карбон, силіцій, бор</i> 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. Література: [2], розділи 6.2, §5-7: 6.1, §1,2, [2], розділи 6.4, 6.5	3
19	<i>Тема 3.7. Найважливіші р-метали (Al, Sn, Pb).</i> 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 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. Література: [2], розділи 6.1, §3; 6.2, §8; [2], розділи 6.4, 6.5.	4

Політика та контроль

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, Discord 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 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 поведження 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.

Правила призначення заохочувальних та штрафних балів:

1. Несвоєчасне виконання домашніх завдань без поважної причини штрафується 0,5-1 балом;
2. Несвоєчасне надання оформленого протоколу лабораторної роботи для захисту роботи без поважної причини штрафуються 1 балом (але не більше 5 балів на семестр);
3. За кожний тиждень запізнення з поданням домашньої контрольної роботи на перевірку нараховується 1 штрафний бал (але не більше 2 балів).
4. За модернізацію робіт, за виконання завдань із удосконалення дидактичних матеріалів з дисципліни нараховується від 1 до 6 заохочувальних балів;
5. За активну роботу на практичному занятті нараховується до 0,5 заохочувальних балів (але не більше 5 балів на семестр).
6. За активну роботу на лабораторному занятті і поданні оформленого протоколу на занятті, за умови зарахування протоколу, нараховується до 1 заохочувальних балів (але не більше 5 балів на семестр).
7. За активну роботу у гуртку з хімії (науковий) нараховується від 5 до 10 заохочувальних 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. Вона розбита на 2 частини.

Перша присвячена повторенню базових понять хімії середньої школи, знання яких, на жаль, у першокурсників знаходяться на дуже низькому рівні. Тема роботи: Хімічні рівняння та кількісні розрахунки. Розрахунок кількісного виходу продукту за реакцією неорганічного синтезу.

Мета другої роботи – навчити студентів користуватися довідниковою літературою.

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

9. Контрольні роботи

Модульна контрольна робота передбачена 1, розбита на 4 частини. Вони виконуються на практичних заняттях. Теми цих робіт:

- 1) Будова атома. Періодичний закон. Ковалентний хімічний зв'язок.
- 2) Властивості розчинів.
- 3) Гідроген, кисень. Властивості s-елементів I та II груп.
- 4) Властивості неметалів V – VII груп Періодичної системи.

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 заняття у вигляді **колоквіуму** (контрольна робота), домашня контрольна робота (ДКР), опитування за темою заняття. 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 (у 4-х частинах), що виконується на практичних заняттях;
- 2) домашня контрольна робота;
- 3) виконання та здачу 18 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 $12 \times 5 = 60$.

2. Модульний контроль та домашня робота

Ваговий бал за розділ модульної роботи – 5, за розділ ДКР – 10. Максимальна кількість балів за контрольні та домашні роботи дорівнює $4 \times 5 + 2 \times 10 = 40$.

Модульна контрольна робота оцінюється за традиційною 5-бальною системою, тобто:

- 5 – правильно і повністю розв'язані всі задачі, винесені на КР, відповіді обґрунтовані;
4 – не менше 90-70% правильно розв'язаних задач;

3 – відповідь містить 69-60% 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 (4,5, 3,8 тощо).

Домашня 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).

3. Екзаменаційна робота

Білет екзаменаційної роботи містить 6 питань (2 практичних (задача+ланцюжок перетворень) та 4 теоретичні). Розв’язок задачі та написання ланцюжка оцінюється по 10 балів, теоретичного питання – 7,5 балів за кожне. Максимальна кількість балів за екзаменаційну роботу дорівнює 50.

Заохочувальні та штрафні бали нараховуються за:

- змістовний та добре оформлений конспект лекцій - +4 бали (якщо $r_c > 30$)
- оцінка за модульну контрольну роботу (якщо вона не менша 3), має перевагу над оцінкою, одержаною на контролі перед лабораторним заняттям і може бути поширена на всі теми, що входили в цей модульний контроль
- вчасно оформлений та підписаний в день виконання звіт по лабораторній роботі +1 бал
- неоформлений звіт про попередню лабораторну роботу -1 бал
- не підготовлений лабораторний протокол роботи на поточне заняття -2 бали
- невчасне виконання письмового домашнього завдання -1 бал

Розрахунок шкали R рейтингу

Сума вагових балів контрольних заходів протягом семестру складає:

$$R_c = (40 + 60) \cdot 0,5 = 50 \text{ балів}$$

Календарна атестація студентів (на 8 та 14 тижнях семестру) проводиться за значенням поточного рейтингу на час атестації. У випадку $r_c \geq 50\%$ від максимально можливого на час атестації, студент вважається задовільно атестованим. В атестаційній відомості виставляється оцінка “не атестовано”, якщо студент набрав менше 50% можливих балів. Оцінка “не атестовано” також виставляється у випадку, якщо студент пропустив більше половини занять.

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

$$R_E = R_c = 50 \text{ балів}$$

Таким чином, рейтингова шкала складає $R = R_c + R_E = 100 \text{ балів}$.

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 6 питань (2 практичних (задача+ланцюжок перетворень) та 4 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 по 10 балів, теоретичного питання – 7,5 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 75 84	Дуже добре Добре
65 74 60 64	Задовільно 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 підручникам [1,2] і навчальному посібнику [3], які й рекомендуються для самостійної роботи як основні. Основні дидактичні матеріали, що використовуються під час семестру викладені у дистанційному курсі [4]. Силабус дисципліни опублікований на сайті кафедри [5].

Робочу програму навчальної дисципліни (силабус):

Складено викладачами кафедри загальної та неорганічної хімії:

проф, доктор. хім. наук, Андрійко Олександр Опанасович

канд. хім. наук, Зульфїгаров Артур Олегович

Ухвалено Вченою радою хіміко-технологічного факультету (протокол № 6 від 30.05.2022р.)

Погоджено Методичною комісією факультету біотехнології і біотехніки (протокол № 9 від 30.06.2022 р.)