



Хімія з основами біогеохімії

Робоча програма навчальної дисципліни (Силабус)

Реквізити кредитного модулю дисципліни

Рівень вищої освіти	<i>Перший (бакалаврський)</i>
Галузь знань	<i>10 Природничі науки</i>
Спеціальність	<i>101 Екологія</i>
Освітня програма	<i>Для всіх освітніх програм спеціальності 101 Екологія (інженерно-хімічний факультет)</i>
Назва дисципліни	<i>Хімія з основами біогеохімії</i>
Статус дисципліни	<i>Нормативна</i>
Форма навчання	<i>заочна /змішана/дистанційна</i>
Рік підготовки, семестр	<i>1 курс, I (осінній) семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>4,5 кредити (135 годин)</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Залік/ модульна контрольна робота</i>
Розклад занять	<i>Лекція: 6 годин; лабораторні:6 години, розклад наведений на rozklad.kpi.ua</i>
Мова викладання	<i>Українська</i>
Інформація про керівника курсу / викладачів	<i>Лектор: Качоровська Ольга Петрівна, o_mur@ukr.net Лабораторні: Качоровська Ольга Петрівна, o_mur@ukr.net</i>
Розміщення курсу	<i>ZOOM - доступ за запрошенням викладача</i>

Програма навчальної дисципліни

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

Дисципліна «Хімія з основами біогеохімії» складає основу теоретичної підготовки студентів, відіграє роль фундаментальної природничої бази, без засвоєння якої неможлива успішна діяльність сучасного спеціаліста-еколога, є основою для вивчення загально-наукових і спеціальних дисциплін за спеціальністю 101 «Екологія». Зміст дисципліни адаптовано до спеціальності; акцентовано увагу на хімічних процесах, що відбуваються в навколишньому середовищі, закономірностях їх перебігу, можливостях впливу на них різних факторів. На основі хімічних знань мають можливість формуватися відповідні предметні компетенції студентів, які, згідно нормативних документів вищої екологічної освіти, успішно використовуватимуться й у межах інших навчальних курсів.

Предмет дисципліни: основні закони хімії, властивості і будова матерії та закони її руху, хімічні властивості елементів періодичної системи та їхні сполуки, дослідження фундаментальних процесів, що складають основу живої природи і є базовими для формування екологічних знань.

Метою дисципліни є формування у студентів здатностей:

- володіння технікою хімічного експерименту, методами спостереження, опису, ідентифікації, класифікації хімічних об'єктів та застосування хімічного обладнання з метою набуття досвіду, необхідного для вивчення об'єктів і явищ навколишнього середовища;
- володіння методологією хімічної науки як необхідної передумови проведення екологічних досліджень;

- виявлення взаємозалежності між структурою, властивостями, поширенням у природі, біологічними функціями, застосуванням хімічних елементів, неорганічних сполук та їх угруповань для пояснення характеру впливу на довкілля;
- здійснювання розрахунків, використовуючи основні закони хімії; розрахунків для приготування розчинів;
- формування системних знань про основні закономірності перебігу хімічних і хіміко-технологічних процесів та зменшення негативного впливу на навколишнє середовище; розуміння хімічних аспектів, спрямованих на екологізацію технологічного виробництва;
- володіння методологією хімічної науки як необхідної передумови проведення екологічних досліджень;
- виявлення взаємозалежності між структурою, властивостями, поширенням у природі, застосуванням хімічних елементів, неорганічних сполук та їх угруповань для пояснення характеру впливу на довкілля;
- встановлення генетичних зв'язків між речовинами для розуміння процесів міграції та колообігу хімічних елементів у біосфері;
- самостійне теоретичне і практичне здобуття знань про хімічні аспекти довкілля.

Після засвоєння навчальної дисципліни студенти мають продемонструвати такі предметні результати навчання:

знання:

- сучасної номенклатури основних класів неорганічних сполук;
- законів хімії: атомно-молекулярного вчення, закону збереження матерії, вчення про хімічний процес;
- властивостей хімічних елементів, їх сполук, на основі загальних закономірностей періодичної системи Д.І. Менделєєва з використанням сучасних уявлень про будову атомів, молекул, теорії хімічних зв'язків;
- основних термодинамічних і кінетичних закономірностей хімічних процесів; методів аналізу впливу параметрів системи на стан хімічної рівноваги;
- природи процесів утворення розчинів та кількісної характеристики реакцій, що відбуваються в них (електролітична дисоціація, гідроліз, окисно-відновні процеси, комплексоутворення);
- властивостей біогенних хімічних елементів, сполук, їх розповсюдження та особливості міграції, роль у навколишньому природному середовищі;
- хімічні аспекти стану навколишнього середовища і його охорони від забруднень продуктами життєдіяльності людини;

уміння:

- застосовувати хімічні поняття і закони, адаптувати отримані знання для розв'язання практичних задач;
- робити розрахунки по рівнянням хімічних реакцій, визначати вихід продукту, знаходити теплові ефекти реакції; визначати можливість проходження хімічного процесу та напрям його перебігу за стандартних умов з використанням таблиць термодинамічних характеристик та окисно-відновних потенціалів;
- класифікувати елементи, сполуки, хімічні процеси у відповідності до сучасної хімічної номенклатури;
- виходячи з положення елемента в ПС визначати будову його атому, прогнозувати ступінь окиснення його в сполуках та його хімічні властивості; знаходити зв'язки між складом речовини, її будовою та хімічними властивостями;
- вміти користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з хімії;
- самостійно проводити хімічний експеримент; аналізувати та узагальнювати отримані результати; оформляти результати у вигляді звіту в лабораторному журналі;
- пояснювати і узагальнювати хімічні явища, процеси, реакції, що відбуваються в навколишньому середовищі;
- знати і вміти користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з хімії;

досвід:

- розв'язування типових завдань, що відносяться до предмету навчальної дисципліни;
- роботи в хімічній лабораторії, проведення хімічних експериментів в лабораторних умовах з дотриманням правил техніки безпеки;
- складання звіту про виконання лабораторних робіт;
- вміння користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з хімії;
- робити висновки щодо технічного прогресу на процеси в біосфері.

2. Пререквізити та постреквізити дисципліни (місце в структурно-логічній схемі навчання за відповідною освітньою програмою)

Силабус «Хімія з основами біогеохімії» складений відповідно до освітньо-професійної програми підготовки бакалавра напряму підготовки 101 “Екологія”. Матеріал кредитного модуля базується на дисциплінах "Хімія", "Фізика", "Математика", "Природознавство" за програмою середньої школи. Компетенції, отримані студентами в процесі вивчення цього кредитного модуля, застосовуються для подальшого вивчення циклу хімічних, екологічних, біологічних дисциплін, а також будуть широко використані в практичній роботі фахівця-еколога.

3. Зміст навчальної дисципліни

РОЗДІЛ 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІ.

Тема 1.1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ.

Вступ. Предмет і задачі хімії. Екологічні проблеми хімії; роль хімії в охороні навколишнього середовища.

Матерія та її рух. Речовина і поле як форми існування матерії. Хімічна форма руху матерії. Хімія як наука про речовини та їх перетворення. Місце хімії в системі наук. Хімія і екологія. 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. Закон об'ємних співвідношень Гей-Люссака. Закон Авогадро та його наслідки. Способи визначення молекулярних мас газоподібних речовин.

РОЗДІЛ 2. БУДОВА РЕЧОВИНИ.

Тема 2.1. БУДОВА АТОМІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.

Атом. Абсолютні маси атомів. Теорія Резерфорда. Квантовий характер випромінювання і поглинання енергії. Рівняння Планка. Спектр атома водню як експериментальне підтвердження теорії Бора. Складові частини атома: ядро та електронна оболонка. Електрон, його маса, заряд. Хвильові властивості електрона. Форми орбіталей. Електронні формули та електронні схеми атомів. Рівняння де Бройля. Електронна хмарина, орбіталі. Квантові числа, їх фізичний зміст. Енергетичні рівні та підрівні. Принцип Паулі. Правило Гунда. Послідовність заповнення електронами енергетичних підрівнів. Принцип найменшої енергії.

Тема 2.2. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЕЛЕКТРОННА БУДОВА АТОМІВ.

Спроби класифікації хімічних елементів до Д.І.Менделєєва. Періодичний закон Д.І.Менделєєва. Періодична система як втілення періодичного закону. Структура періодичного закону: періоди, групи, підгрупи. Зміна властивостей елементів в періоді, групі. Періодичні та неперіодичні властивості елементів. Радіуси атомів, їх зміна в періодах, групах. Місце елемента в періодичній системі як його найважливіша характеристика. Закон Мозлі. Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична система та її зв'язок з будовою атома. Номер періоду, його фізичний зміст. Заповнення електронами підрівнів в кожному періоді. Особливості електронної будови атомів в головних та в побічних підгрупах. “Проскок” електрона. Номер групи та його фізичний зміст. f-елементи, особливості їх положення в періодичній системі. Енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона та їх зміна в періодах та групах. Електронегативність.

Тема 2.3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. ВЛАСТИВОСТІ МОЛЕКУЛ.

Валентні електрони та валентності атомів в нормальному та збудженому станах. Суть ковалентного зв'язку. Довжина та енергія ковалентного зв'язку. Основні положення методу валентних зв'язків. Гібридизація атомних орбіталей, типи гібридизації. σ -, π -зв'язки. Приклади молекул з різними типами гібридизації атомних орбіталей. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Енергетичні діаграми за ММО двохатомних молекул та молекулярних іонів. Кратність зв'язку та стійкість молекул. Іонний зв'язок, його властивості. Будова іонних сполук. Поляризація іонів та їх поляризуюча дія, вплив цих факторів на властивості сполук. Полярність хімічного зв'язку. Залежність

полярності зв'язку від електронегативності атомів. Ефективні заряди атомів та ступені окиснення. Полярність молекул. Дипольний момент, його залежність від полярності зв'язку та просторової будови молекул. Здатність молекул до поляризації.

ТЕМА 2.4. МІЖМОЛЕКУЛЯРНА взаємодія. Н-зв'язок. Конденсований стан речовин.

Види міжмолекулярної взаємодії: орієнтаційна, індукційна та дисперсійна. Рідкий стан. Водневий зв'язок і структура рідин. Асоційовані рідини. Структура води. Агрегатний стан як прояв взаємодії частинок речовини. Твердий, рідкий, газоподібний стан, плазма. Приклади асоційованих рідин. Кристалічний стан. Типи кристалічних ґраток: атомні, молекулярні, іонні, координаційні та металічні. Нестехіометричні сполуки. Клатрати.

РОЗДІЛ 3. КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

Тема 3.1. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

Прості та складні речовини. Метали та неметали. Класи неорганічних сполук. Оксиди: кислотні, основні та амфотерні; способи одержання оксидів, їх хімічні властивості. Гідрати оксидів. Основні та амфотерні гідроксиди: добування та хімічні властивості. Кислоти: оксигеновмісні та безоксигенові; способи одержання, властивості. Солі, одержання та властивості середніх, кислих і основних солей. Генетичний зв'язок між оксидами, основами, кислотами і солями.

Тема 3.2. ТЕОРІЯ КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК.

Координаційна теорія А.Вернера. Місце елемента в періодичній системі та його здатність до утворення комплексів. Комплексоутворювач, ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня сфери комплексної сполуки. Класифікація та номенклатура комплексних сполук. Ізомерія комплексних сполук. Хімічний зв'язок в комплексних сполуках. Метод валентних зв'язків. Теорія кристалічного поля. Спектрохімічний ряд лігандів. Високо- та низькоспінові комплекси. Забарвлення комплексних сполук.

РОЗДІЛ 4. ТЕОРІЯ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ.

Тема 4.1. ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧЕСКИХ І ФАЗОВИХ ПЕРЕТВОРЕНЬ.

Внутрішня енергія та ентальпія. Термохімічні рівняння. Закон Гесса та його наслідки. Теплота (ентальпія) утворення і теплота (ентальпія) згоряння. Екзо- та ендотермічні реакції. Використання ентальпії утворення і ентальпії згоряння речовин для розрахунків теплових ефектів хімічних процесів. Ентропія як міра невпорядкованості системи. Вплив ентропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів. Ізобарний потенціал (вільна енергія Гіббса) як критерій самодовільності протікання процесів.

Тема 4.2. ХІМІЧНА КІНЕТИКА. КАТАЛІЗ.

Швидкість реакцій в гомогенних та в гетерогенних системах. Закон діючих мас. Константа швидкості реакції, її фізичний зміст. Правило Вант-Гофа. Енергія активації. Каталіз. Вплив каталізатора на енергію активації та швидкість реакцій. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Ланцюгові реакції.

Тема 4.3. ХІМІЧНІ ТА ФАЗОВІ РІВНОВАГИ.

Необоротні та оборотні реакції, хімічна рівновага. Константа рівноваги. Зміщення рівноваги при зміні концентрації речовин, тиску та температури. Принцип Ле-Шательє. Співвідношення між ентропійним та ентальпійним факторами в момент рівноваги. Гомогенні та гетерогенні системи. Компонент. Фаза. Фазові рівноваги. Потрійна точка. Діаграма стану води. Залежні та незалежні змінні стану. Зміна ентальпії, ентропії та вільної енергії Гіббса у фазових перетвореннях.

РОЗДІЛ 5. РОЗЧИНИ ТА ЇХ ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ.

Тема 5.1. РОЗЧИНИ.

Дисперсні системи. Типи та властивості розчинів. Способи вираження концентрації розчинів. Процеси, що протікають при розчиненні. Сольватація. Зміна ентальпії, ентропії та вільної енергії Гіббса при розчиненні. Зниження тиску насиченої пари, підвищення температури кипіння та зниження

температури кристалізації розчинів (закони Рауля). Вплив тиску та температури на розчинність газів, рідин та твердих речовин у рідинах. Осмос, осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа.

Тема 5.2. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.

Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля та Вант-Гофа. Ізотонічний коефіцієнт. Теорія Арреніуса. Роль розчинника в процесі дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Ступінь дисоціації електроліту. Визначення молекулярних мас розчинених речовин за значеннями ΔT_k , ΔT_z . Стан сильних електролітів у розчинах. Поняття про активні концентрації та коефіцієнт активності. Константа дисоціації слабого електроліту. Закон розведення. Вплив однойменного іона на дисоціацію слабого електроліту. Рівновага в насиченому розчині малорозчинного електроліту. Добуток розчинності. Іонні реакції в розчинах електролітів та умови їх перебігу до кінця. Дисоціація комплексних сполук. Первинна і вторинна дисоціація. Константа дисоціації (нестійкості) комплексів.

Тема 5.3. ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК (рН). ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ.

Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник (рН) і його значення в нейтральному, кислому та лужному середовищах. Індикатори, способи визначення рН. Кислотно-основні індикатори. Буферні розчини. Гідроліз солей, випадки гідролізу. Ступінь і константа гідролізу. Вплив природи електроліту і умов на ступінь гідролізу. Приклади гідролізу, які ускладнюють реакції обміну в розчинах.

РОЗДІЛ 6. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ.

Тема 6.1. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.

Визначення ступеня окиснення. Окисники та відновники. Правила складання ОВР. Процеси окиснення і відновлення. Типи окисно-відновних реакцій. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

Тема 6.2. ЕЛЕКТРОДНИЙ ПОТЕНЦІАЛ. ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ. НАПРЯМОК ОКИСНО-ВІДНОВНИХ ПРОЦЕСІВ. ЕЛЕКТРОЛІЗ. ЗАКОНИ ЕЛЕКТРОЛІЗУ.

Електродний потенціал та його виникнення. Стандартний електродний потенціал. Водневий електрод. Гальванічний елемент, його електрохімічна схема, процеси на електродах. Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента. Хімічний та електрохімічний шлях окисно-відновних процесів. Ряд напруг. Вимірювання стандартних електродних потенціалів. Напрямок окисно-відновних процесів. Електроліз. Закони електролізу. Послідовність розряду іонів на катоді та аноді. Хімічна та електрохімічна корозія металів. Методи захисту металів від корозії.

РОЗДІЛ 7. ХІМІЯ ТА ОХОРОНА ДОВКІЛЛЯ. БІОГЕОХІМІЯ.

Тема 7.1. ГЕОХІМІЯ ТА БІОГЕОХІМІЯ

Поширення та розподіл хімічних елементів у різних зонах Землі. Елементи – органогени, “біометали” або – метали життя. Розповсюдження біоелементів в природі. Розповсюдженість хімічних елементів у земній корі. Роботи Вернадського.

Тема 7.2. СПОЛУКИ ГІДРОГЕНУ ТА ОКСИСЕНУ. ХІМІЯ ВОДИ.

Гідроген, його ізотопи. Водень, фізичні та хімічні властивості. Типи сполук гідрогену з неметалами, металами. Оксиген. Кисень як окислювач. Типи сполук елементів з киснем. Роль кисню в природі та застосування в техніці. Озон, його властивості. Вода, фізичні та хімічні властивості. Охорона водоймищ від забруднення. Очищення води застосування водню як екологічно чистого палива і сировини для хімічної промисловості.

Тема 7.3. ГАЛОГЕНИ.

Загальна характеристика галогенів. Положення в періодичній системі, поширення в природі, добування, фізичні та хімічні властивості, Найважливіші сполуки галогенів: способи добування та їх біологічна роль.

Тема 7.4. СУЛЬФУР.

Сульфур, поширення у природі, властивості. Сполуки сульфуру. Сірководень, сульфідна і сульфатна кислоти, їх властивості. Біологічна роль сірки та її сполук. Біохімічні цикли сірки.

Тема 7.5. НІТРОГЕН ТА ФОСФОР.

Нітроген. Поширення у природі, валентні можливості, сполуки нітрогену. Аміак. Нітратна кислота, властивості, використання. Біологічна роль нітрогену та його сполук. Особливості кругообігу азоту. Фосфор. Поширення у природі, алотропні модифікації. Сполуки фосфору. Фосфорні добрива. Біологічна роль фосфору та його сполук.

Тема 7.6. КАРБОН ТА СИЛІЦІЙ.

Карбон, будова атома, алотропні модифікації, їх властивості, роль. Оксиди карбону. Карбонатна кислота, її солі. Сполуки карбону з нітрогеном та сульфуром. Силіцій. Добування, властивості силіцію та його сполук. Оксид силіцію(IV). мета- та ортосилікатні кислоти, їх будова, властивості. Кругообіг вуглецю та кремнію

Тема 7.7. S-БІОМЕТАЛИ I ТА II ГРУП (NA, K, MG, CA).

s-елементи I та II групи: положення у періодичній системі, поширення у природі, властивості елементів та їх найважливіших сполук, використання, біологічна роль. Біохімічні цикли натрію, калію, магнію, кальцію.

Тема 7.8. АЛЮМІНІЙ, СТАНУМ, ПЛЮМБУМ

Алюміній, будова атома, ступені окиснення, добування, властивості. Оксид, гідроксид, солі, комплексні сполуки алюмінію. Будова атомів та ступені окиснення стануму та плюмбуму. Добування, властивості, сполуки. Добування та властивості α - та β -олов'яних кислот. Оксид плюмбуму(IV). Сурик. Біогеохімічний кругообіг алюмінію. Цикли свинцю.

Тема 7.9. ПЕРЕХІДНІ БІОМЕТАЛИ.

Хром, молібден, манган. Будова атома, валентні можливості. Оксиди та гідроксиди хрому, молібдену та мангану. Окисно-відновні властивості сполук хрому та мангану в залежності від величини ступеня окиснення. Біологічна роль хрому, молібдену, мангану та їх сполук. Ферум та кобальт. Поширення у природі, добування, властивості. Відношення до води, кислот. Оксиди та гідроксиди феруму та кобальту. Біологічна роль цих металів та їх сполук. Біогеохімічний кругообіг заліза. Купрум та цинк: поширення у природі, будова атома, добування, властивості, використання, біологічна роль елементів та їх сполук. Кругообіг цинку, міді, кадмію, ртуті.

4. Навчальні матеріали та ресурси

Навчальні матеріали, зазначені нижче, доступні у бібліотеці університету. 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. О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер та інші. Загальна та неорганічна хімія. Підруч. для студ. вищ. навч. закладів. Ч. 1 – К.: Пед. преса, 2002. – С. 520.
2. О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер та інші. Загальна та неорганічна хімія. Підруч. для студ. вищ. навч. закладів. Ч. 2 – К.: Пед. преса, 2000. – С. 784.
3. Рейтер Л.Г. Теоретичні розділи загальної хімії: Підручник. 4-е вид. / Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. — К.: Каравела, 2013. 304 с.
4. О.О.Андрійко. Неорганічна хімія біогенних елементів. К.: Політехніка, 2013. 331 с.
5. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. / Ахметов Н.С. М.: Высш. шк., Изд. центр "Академия", 2001. 743 с.
6. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Глинка Н.Л. М.: Интеграл-Пресс, 2003. 728 с.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студентів вищ. навч. закладів / Романова Н.В. Київ, Ірпінь: ВТФ "Перун", 2007. 479 с.

Додаткова

8. Коровин Н. В. Общая химия : учебник для студ. вузов по технич. направ.-ям и спец.-ям / Н. В. Коровин. - Москва : Высшая школа, 2003. - 557 с. : ил.
9. Дикерсон Р. Основные законы химии: В 2-х томах / Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж.; Пер. с англ. Розенберг Е.Л. — М.: Мир, 1982.
10. Кириченко, В. І. Загальна хімія : навч. посіб. для студ. інженер.-техніч. спец. вищ. навч. закл. / В. І. Кириченко. - Київ : Вища школа, 2005. - 639 с. : іл.

5. Методика опанування освітнього компонента.

5.1 Лекційні заняття

Вичитування лекцій з дисципліни проводиться паралельно з виконанням студентами лабораторних робіт та розглядом ними питань, що виносяться на самостійну роботу. При читанні лекцій застосовуються засоби для відеоконференцій (Zoom) та ілюстративний матеріал у вигляді презентацій. Після кожної лекції рекомендується ознайомитись з матеріалами, рекомендованими для самостійного вивчення, а перед наступною лекцією – повторити матеріал попередньої.

№	Опис заняття (Тема лекції)
1	Тема 4.1. ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧЕСКИХ І ФАЗОВИХ ПЕРЕТВОРЕНЬ. Внутрішня енергія та ентальпія системи, екзо- та ендотермічні реакції. Термохімічні рівняння. Закон Гесса, його наслідки. Ентальпія утворення та згоряння. Поняття про ентропію системи. Стандартні ентропії. Вплив ентропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів. Тема 4.2. ХІМІЧНА КІНЕТИКА. КАТАЛІЗ. Швидкість реакцій в гомогенних та в гетерогенних системах. Закон діючих мас. Правило Вант-Гофа. Енергія активації. Каталіз. Вплив каталізатора на енергію активації та швидкість реакцій. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Ланцюгові реакції.
2	Тема 4.3. ХІМІЧНІ ТА ФАЗОВІ РІВНОВАГИ. Необоротні та оборотні реакції, хімічна рівновага. Константа рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Гомогенні та гетерогенні системи. Фазові рівноваги. Діаграма стану води. Залежні та незалежні змінні стану. Фазові рівноваги. Вплив факторів на зміщення рівноваги. Тема 5.1. РОЗЧИНИ. Типи та властивості розчинів. Способи вираження концентрації розчинів. Сольватація. Зниження тиску насиченої пари, підвищення температури кипіння та зниження температури кристалізації розчинів (закони Рауля). Осмос, осмотичний тиск. .
17 18	Тема 5.2. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля та Вант-Гофа. Ізотонічний коефіцієнт. Роль розчинника в процесі дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Ступінь дисоціації електроліту. Поняття про активні концентрації та коефіцієнт активності. Закон розведення. Добуток розчинності. Іонні реакції в розчинах електролітів та умови їх перебігу до кінця. Тема 5.3. ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК (pH). ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ. Дисоціація води. Водневий показник (pH) і його значення в нейтральному, кислому та лужному середовищах. Гідроліз солей, випадки гідролізу. Ступінь і константа гідролізу. Вплив природи електроліту і умов на ступінь гідролізу.

5.2 Лабораторні заняття

Метою лабораторного практикуму є закріплення теоретичних знань, отриманих на лекціях та в процесі самостійної роботи з літературними джерелами в ході вивчення навчальної дисципліни «Хімія з основами біогеохімії». Матеріал лабораторного практикуму спрямований на закріплення та поглиблення практичних навичок роботи в лабораторії.

№	Опис запланованої роботи (тематика лабораторних занять)
1	Лаб. роб. 1 «Хімічна кінетика (дослідження впливу концентрації реагуючих речовин та температури на швидкість перебігу хімічних реакцій)» Лаб. роб. № 2 «Хімічна рівновага (аналіз та оцінка впливу зовнішніх чинників (концентрацій реагентів і температури) на хімічну рівновагу)»
2	Лаб. роб. № 3. Дослідження деяких властивостей розчинів електролітів. Реакції обміну в розчинах електролітів Лаб. роб. № 4. Визначення рН розчинів. Дослідження гідролізу солей.
3	Лаб. роб. № 5. Окисно-відновна взаємодія. Напрямок окисно-відновних реакцій.

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 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 заліку. Рекомендована кількість годин, яка відводиться на підготовку до зазначених видів робіт:

<i>Вид СРС</i>	<i>Кількість годин на підготовку</i>
Підготовка до аудиторних занять: повторення лекційного матеріалу, виконання індивідуальних домашніх завдань, складання рівнянь реакцій до лабораторних робіт, підготовка до контрольних робіт, оформлення звітів з виконаних лабораторних робіт	6–6,5 години на тиждень
Виконання розрахункової роботи	12 годин
Підготовка до МКР (повторення матеріалу)	4 години
Підготовка до заліку	4 годин

Політика та контроль

7. Політика кредитного модулю навчальної дисципліни (освітнього компонента)

Правила відвідування занять. Студенту не дозволяється пропускати заняття без поважних причин. У звичайному режимі роботи університету лекції, лабораторні заняття проводяться в навчальних аудиторіях та хімічних лабораторіях. У змішаному режимі лекційні заняття проводяться дистанційно, з використанням засобів для відеоконференцій (Zoom), лабораторні роботи - у навчальних лабораторіях. У дистанційному режимі всі заняття проводяться через засоби для відеоконференцій. Відвідування лекцій та лабораторних занять є обов'язковим. Використання мобільних телефонів або інших пристроїв на лекції або занятті заборонено. У випадку виявлення факту списування, до студентів будуть застосовані санкції у вигляді зниження підсумкової оцінки або ж позбавлення права подальшого виконання завдання.

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, Zoom) за посиланням, що надає в телеграм-канали груп. 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 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 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 штрафуються 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 розрахункової роботи на перевірку нараховується 1 штрафний бал (але не більше 2 балів).
4. 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).

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

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

8. Види контролю та рейтингова система оцінювання результатів навчання

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

1. ***Поточний контроль:*** опитування на лабораторних заняттях, модульна контрольна робота (МКР). Результати поточного контролю виставляються в системі Електронний кампус.
2. ***Семестровий контроль:*** залік.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання (PCO)

1. Рейтинг студента з дисципліни (RD) складається з суми балів, які він отримує за:

- 1) виконання та здачу 5 лабораторних робіт.
- 2) написання модульної контрольної роботи (МКР);
- 3) виконання розрахунково-графічної роботи (РГР);

Розрахунок шкали (R) рейтингу:

1) Лабораторні роботи (ЛР). Ваговий бал – 4 балів.

Максимальна кількість балів становить $4 \text{ балів} \cdot 5 \text{ ЛР} = 20 \text{ балів}$.

1) Модульна контрольна робота (МКР). Ваговий бал - 60.

Максимальна кількість балів становить $60 \text{ балів} \cdot 1 \text{ МКР} = 60 \text{ балів}$.

3) Розрахунково-графічна робота. Ваговий бал - 20 балів.

Максимальна кількість балів становить $20 \text{ балів} \cdot 1 \text{ РГР} = 20 \text{ балів}$.

Таким чином, рейтингова шкала з дисципліни складає: $R = 20 + 60 + 20 = 100$ балів.

В разі переходу університету на дистанційну форму навчання звіти про виконання лабораторних робіт надаються в електронному вигляді на пошту викладача. В паперовому виді (після зарахування) в кінці семестру, перед сесією надаються/надсилаються на адресу кафедри.

2. Критерії оцінки різновидів контрольних заходів

2.1. Лабораторні роботи.

Ваговий бал – 4 балів. Він виставляється за умови своєчасної здачі звіту за виконану роботу за результатами усного опитування. Оцінювання роботи проводиться за наступною шкалою:

- повна відповідь (не менше 90% потрібної інформації) – 4-3,5 балів;
- достатньо повна відповідь (не менше 75% потрібної інформації), або повна відповідь з незначними неточностями – 3,4-2,8 балів;
- неповна відповідь (не менше 60% потрібної інформації) та незначні помилки – 2,7 – 2,4 балів;
- незадовільна відповідь (не відповідає вимогам на «задовільно») – 2,3 - 0 балів.

2.2. Модульний контроль (МКР)

Ваговий бал – 60 балів. Оцінювання роботи проводиться за наступною шкалою:

- повна відповідь (не менше 90% потрібної інформації) – 60-55,0 балів;
- достатньо повна відповідь (не менше 75% потрібної інформації), або повна відповідь з незначними неточностями – 54,9-45,0 балів;
- неповна відповідь (не менше 60% потрібної інформації) та незначні помилки – 44,9 – 36,0 балів;
- незадовільна відповідь (не відповідає вимогам на «задовільно») – 35,9-0 балів.

2.3. Розрахунково-графічна робота (РГР).

Ваговий бал – 20 балів. Оцінювання роботи проводиться за наступною шкалою:

- виконана робота, виконані всі вимоги до роботи – 20-19 балів;
- роботу виконано з незначними недоліками, виконані майже всі вимоги до роботи, або є несуттєві помилки – 18,9 – 15,0 балів;
- роботу виконано з певними помилками, є недоліки щодо виконання вимог до роботи і певні помилки – 14,9 – 10,0 бали;
- роботу не зараховано (завдання не виконане або є грубі помилки) – 9,9-0 балів.

Семестровим контролем є залік. Умови допуску до заліку:

- 1) Виконання та захист усіх лабораторних робіт.
- 2) Рейтингова оцінка (**RD**) не менше 40 балів.

Студенти, які набрали протягом семестру необхідну кількість балів ($RD \geq 0,6 R$), мають можливість:

- отримати залікову оцінку (залік) так званим «автоматом» відповідно до набраного рейтингу;
- виконувати залікову контрольну роботу з метою підвищення оцінки;
- у разі отримання оцінки більшої, ніж «автоматом» з рейтингу, студент отримує оцінку за результатами залікової контрольної роботи;
- у разі отримання оцінки меншої, ніж «автоматом» з рейтингу ($<0,6R$), попередній рейтинг студента з дисципліни скасовується, і він отримує оцінку тільки за результатами залікової контрольної роботи.

Студенти, які набрали протягом семестру рейтинг з кредитного модуля менше $0,4R$, до заліку не допускаються.

Якщо рейтинг студента у межах $0,4 R < RD < 0,6 R$, він зобов'язаний виконувати залікову контрольну роботу. Кожне питання залікової роботи оцінюється у 10 балів відповідно до наведених вище критеріїв оцінювання. Розмір шкали оцінювання залікової контрольної роботи становить 100 балів.

Виходячи з розміру шкали ($R_{(max)} = 100$ балів) для отримання студентом відповідних оцінок (ECTS та традиційних), до залікової відомості його рейтингова оцінка $R = R_c$ переводиться згідно з таблицею:

Значення рейтингу з дисципліни, % від $R_{(max)}$	Інтервал суми значень рейтингу, R	Оцінка ECTS	Традиційна оцінка
$R \geq 95$	95-100	відмінно	відмінно
$85 \leq R < 95$	85-94	дуже добре	добре
$75 \leq R < 85$	75-84	добре	
$65 \leq R < 75$	65-74	задовільно	задовільно
$60 \leq R < 65$	60-64	достатньо	

R < 60	нижче ніж 59	незадовільно	незадовільно
R _c < 40	нижче ніж 40	незадовільно (потрібна додаткова робота)	не допущено

9. Додаткова інформація з дисципліни (освітнього компонента)

Структура курсу в основному відповідає підручникам [1] - [4], які й рекомендуються для самостійної роботи як основні. Це не виключає можливості використання й інших підручників, яких існує велика кількість.

Робочу програму навчальної дисципліни (силабус):

Складено старшим викладачем кафедри загальної та неорганічної хімії

Качоровською Ольгою Петрівною

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

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