



Хімія з основами біогеохімії
Робоча програма навчальної дисципліни (Силабус)

Реквізити кредитного модулю дисципліни

Рівень вищої освіти	Перший (бакалаврський)
Галузь знань	10 Природничі науки
Спеціальність	101 Екологія
Освітня програма	Екологічна безпека
Назва дисципліни	Хімія з основами біогеохімії
Статус дисципліни	Нормативна
Форма навчання	Очна (денна) / дистанційна / змішана
Рік підготовки, семестр	1 курс, I (осінній) семестр
Обсяг дисципліни	4,5 кредити
Семестровий контроль/ контрольні заходи	Залік/ модульна контрольна робота
Розклад занять	Лекція: 2 години на тиждень (1 пара), лабораторні заняття 2 години на тиждень (1 пара), розклад наведений на rozklad.kpi.ua
Мова викладання	Українська
Інформація про керівника курсу / викладачів	Лектор: Старший викладач Качоровська Ольга Петрівна, o_mur@ukr.net Лабораторні: Старший викладач Качоровська Ольга Петрівна, o_mur@ukr.net к.х.н., доцент Шпак Арсеній Євгенович, shpak_ae@ukr.net асистент Тарасенко Наталія Владасівна, tarasenko.nv@ukr.net
Розміщення курсу	ZOOM - доступ за запрошенням викладача

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 навчальної дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»: 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.

Мета навчальної дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»

Метою навчальної дисципліни є формування у студентів фахових компетентностей:

- Здатність до критичного осмислення основних теорій, методів та принципів природничих наук (К 15).

1.2. Основні завдання навчальної дисципліни

Після засвоєння навчальної дисципліни студенти мають продемонструвати такі результати навчання:

- Розуміти основні екологічні закони, правила та принципи охорони довкілля та природокористування (ПР 02);
- Розуміти основні концепції, теоретичні та практичні проблеми в галузі природничих наук, що необхідні для аналізу і прийняття рішень в сфері екології, охорони довкілля та оптимального природокористування (ПР 03);
- Підвищувати професійний рівень шляхом продовження освіти та самоосвіти (ПР 19);
- Проводити лабораторні дослідження із застосуванням сучасних приладів, забезпечувати достатню точність вимірювання та достовірність результатів, обробляти отримані результати (ПР 26).

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

Вивчення дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» базується на дисциплінах "Хімія", "Фізика", "Математика", "Природознавство" за програмою середньої школи. Дисципліна «Хімія з основами біогеохімії» забезпечує дисципліни «Спеціальні розділи біогеохімії». Компетенції, отримані студентами в процесі вивчення дисципліни «Хімія з основами біогеохімії», 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 хмара, 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. Клапрати.

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 неупорядкованості 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 (pH). ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ.

Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник (pH) і його значення в нейтральному, кислому та лужному середовищах. Індикатори, способи визначення pH. 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. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ БІОГЕОХІМІЇ. ЕКОЛОГІЧНІ ПРОБЛЕМИ ДОВКІЛЛЯ.

Тема 7.1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ БІОГЕОХІМІЇ.

Основні поняття біогеохімії: жива речовина, біосфера, біогеохімічні процеси, циклічність біогеохімічних процесів. В. І. Вернадський та створення біогеохімії.

Поширення та розподіл хімічних елементів у різних зонах Землі. Взаємозв'язок між вмістом елементів у живій і неживій природі. Біогенні елементи як зв'язуюча ланка між живою та неживою природою. Вміст хімічних елементів у біосфері та організмі людини. Елементи – органогени, “біометали” або – метали життя: макробіометали, мікробіометали та ультрамікрометали.

Тема 7.2. ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.

Сполуки Гідрогену та Оксигену. Хімія води.

Галогени, Халькогени, Нітроген та Фосфор, Карбон та Силіцій, Бор. Загальна характеристика, положення в періодичній системі, поширення в природі, фізичні та хімічні властивості. Найважливіші сполуки.

Тема 7.3. ПРИРОДНІ І АНТРОПОГЕННІ СПЛУКИ В КОНТЕКСТІ ЕКОЛОГІЧНИХ ПРОБЛЕМ.

Забруднення атмосфери. Забруднюючі речовини. Антропогенні джерела забруднення. «Парникові» гази. Озоноруйнуючі речовини. Кислотні опади.

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 література

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.

Додаткова

6. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студентів вищ. навч. закладів / Романова Н.В. Київ, Ірпінь: ВТФ "Перун", 2007. 479 с.
7. Дикерсон Р. Основные законы химии: В 2-х томах / Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж.; Пер. с англ. Розенберг Е.Л. — М.: Мир, 1982.
8. 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.

Інформаційні ресурси

11. Сайт кафедри загальної та неорганічної хімії <http://kznh.kpi.ua/>
12. Бібліотека ім. В.І. Вернадського – www.nbuv.gov.ua

Навчальний контент

5. Методика опанування навчальної дисципліни (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.

№	Дата	Опис заняття (Тема лекції)
1	1-2 тиждень I семестр	Вступ. Предмет і задачі хімії. Екологічні проблеми хімії; роль хімії в охороні навколишнього середовища. Атомно-молекулярне вчення.
2		Розвиток теорії будови атома. Квантова теорія. Електронні формули та схеми атомів.
3	3-4 тиждень I семестр	Періодичний закон та періодична система елементів в світлі теорії будови атома. Закономірності зміни хімічних властивостей.
4		Хімічний зв'язок. Метод валентних зв'язків. Гібридизація атомних орбіталей. Будова молекул. Нелокалізовані зв'язки. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Метод молекулярних орбіталей.
5	5-6 тиждень I семестр	Іонний зв'язок. Поляризація іонів. Полярність хімічного зв'язку. Ефективні заряди атомів та ступені окиснення. Полярність молекул. Види міжмолекулярної взаємодії. Водневий зв'язок і структура рідин. Конденсований стан речовин.
6		Основні класи неорганічних сполук. Оксиди: кислотні, основні та амфотерні; Основні та амфотерні гідроксиди; Кислоти: оксигеновмісні та безоксигенові; Солі: середні, кислі, основні. Добування та хімічні властивості. Генетичний зв'язок між оксидами, основами, кислотами і солями.
7	7-8 тиждень I семестр	Основні положення теорії комплексних сполук. Комплексоутворювач, ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня сфери комплексної сполуки. Класифікація та номенклатура, ізомерія комплексних сполук.

		<i>Хімічний зв'язок в комплексних сполуках. Високо- та низькоспінові комплекси. Забарвлення комплексних сполук.</i>
8		<i>Хімічна термодинаміка. Термохімія. Теплові ефекти реакції. Використання ентальпії утворення і ентальпії згоряння речовин для розрахунків теплових ефектів хімічних процесів. Ентропія як міра неупорядкованості системи. Поняття про вільну енергію системи.</i>
9	<i>9-10 тиждень I семестр</i>	<i>Хімічна кінетика. Швидкість реакцій в гомогенних та в гетерогенних системах. Закон діючих мас. Константа швидкості реакції, її фізичний зміст. Правило Вант-Гофа. Енергія активації. Каталіз. Ланцюгові реакції.</i>
10		<i>Необоротні та оборотні реакції, Хімічна рівновага. Константа рівноваги. Вплив факторів на зміщення рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Співвідношення між ентропійним та ентальпійним факторами в момент рівноваги. Фазові рівноваги. Потрійна точка. Діаграма стану води. Залежні та незалежні змінні стану. Зміна ентальпії, ентропії та вільної енергії Гіббса у фазових перетвореннях.</i>
11	<i>11-12 тиждень I семестр</i>	<i>Розчини та їх загальні властивості. Процес розчинення. Сольватація. Термодинаміка процесів утворення розчинів. Закони Рауля. Осмос та осмотичний тиск.</i>
12		<i>Теорія електролітичної дисоціації. Роль розчинника в процесі дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Поняття про активні концентрації та коефіцієнт активності. Рівновага в розчинах електролітів. Закон розведення. Добуток розчинності. Іонні реакції в розчинах електролітів та умови їх перебігу до кінця. Дисоціація комплексних сполук. Константа дисоціації (нестійкості) комплексів.</i>
13	<i>13-14 тиждень I семестр.</i>	<i>Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник (рН) і його значення в нейтральному, кислому та лужному середовищах. Гідроліз солей. Ступінь і константа гідролізу. Приклади гідролізу, які ускладнюють реакції обміну в розчинах.</i>
14		<i>Визначення ступеня окиснення. Окисники та відновники. Процеси окиснення і відновлення. Типи окисно-відновних реакцій та правила складання ОВР. Електродний потенціал та його виникнення. Водневий електрод. Гальванічний елемент. Напряменість окисно-відновних процесів. Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента. Ряд напруг. Вимірювання стандартних електродних потенціалів. Напрямок окисно-відновних процесів.</i>
15		<i>Електроліз. Закони електролізу. Послідовність розряду іонів на катоді та аноді. Хімічна та електрохімічна корозія металів. Методи захисту металів від корозії.</i>
16	<i>15-16 тиждень I семестр</i>	<i>Основні поняття біогеохімії: жива речовина, біосфера, біогеохімічні процеси, циклічність біогеохімічних процесів. В. І. Вернадський та створення біогеохімії. Поширення та розподіл хімічних елементів у різних зонах Землі. Взаємозв'язок між вмістом елементів у живій і неживій природі. Біогенні елементи як зв'язуюча ланка між живою та неживою природою. Вміст хімічних елементів у біосфері та організмі людини. Елементи – органогени, “біометали” або – метали життя: макробіометали, мікробіометали та ультрамікрометали.</i>
17	<i>17-18 тиждень I семестр</i>	<i>Загальна характеристика неметалічних елементів, положення в періодичній системі, поширення в природі, фізичні та хімічні властивості. Найважливіші сполуки неметалів.</i>

18		Природні і антропогенні сполуки в контексті екологічних проблем. Забруднення атмосфери. Забруднюючі речовини. Антропогенні джерела забруднення. «Парникові» гази. Озоноруйнуючі речовини. Кислотні опади. Заключна лекція.
----	--	--

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	Правила роботи в лабораторії. Хімічний посуд. Основні поняття та закони хімії. Лаб. роб. № 1. Визначення молярної маси еквівалентів металу.
2	Лаб. роб. № 2. Визначення молярної маси вуглекислого газу Поточний контроль за темою: «Основні поняття та закони хімії».
3	Лаб. роб. № 3. Дослідження властивостей гідратів оксидів елементів III періоду Періодичної системи
4	Лаб. роб. № 4. Вивчення реакцій комплексоутворення.
5	Лаб. роб. № 5. Хімічна кінетика: Дослідження залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагентів та від температури
6	Лаб. роб. № 6. Вивчення зміщення хімічної рівноваги. Поточний контроль за темою "Закономірності перебігу реакцій"
7	Лаб. роб. № 7. Приготування розчину заданої концентрації
8	Лаб. роб. № 8. Загальні властивості розчинів. Дослідження теплових ефектів розчинення Дослідження впливу концентрації речовини у розчині на його температуру кипіння.
9	Лаб. роб. № 9. Основні класи неорганічних сполук. Кисотно-основна взаємодія.
10	Лаб. роб. № 10. Розчини електролітів. Реакції в розчинах електролітів.
11	Лаб. роб. № 11. Дисоціація води. Водневий показник. Гідроліз солей. Поточний контроль за темою "Розчини"
12	Лаб. роб. № 12. Окисно-відновна взаємодія. Напрямок окисно-відновних реакцій.
13	Лаб. роб. № 13. Окисно-відновні процеси. Дослідження процесів в ГЕ.
14	Лаб. роб. № 14. Окисно-відновні процеси. Процеси електролізу розчинів. Поточний контроль за темою "Окисно-відновні процеси"
15	Модульна контрольна робота "Основні закономірності перебігу хімічних реакцій".
16	Лаб. № 15. Загальні властивості неметалів
17	Лаб. № 16. Загальні властивості s- і p-металів
18	Лаб. № 17. Загальні властивості d-металів. Заключне заняття.

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:

Вид СРС	Кількість годин на підготовку
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	2–2,5 години на тиждень
Виконання розрахункової роботи	8 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. У звичайному режимі роботи університету лекції, лабораторні 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 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.

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.

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

Правила виконання та захисту лабораторних робіт:

1. До виконання лабораторної роботи допускаються студенти, які виконали домашнє завдання і надали його викладачу для перевірки. Умовою допуску до виконання дослідів лабораторної роботи є наявність протоколу лабораторної роботи з рівняннями реакцій до дослідів.
2. 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).
3. Студент оформлює протокол лабораторної роботи: записує спостереження, доповнює та виправляє рівняння, складає висновки. Оформлений протокол надається викладачу для перевірки.

Правила призначення заохочувальних та штрафних балів

Заохочувальні бали можуть нараховуватись викладачем виключно за виконання творчих робіт з дисципліни, але їхня сума не може перевищувати 10 % від рейтингової шкали.

Штрафні бали в рамках навчальної дисципліни не передбачені.

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 (Детальніше: <https://kpi.ua/code>).

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 у вигляді **колоквіуму** (контрольна робота), модульна контрольна робота (МКР). 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:** залік.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання (РСО)

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

- зараховані лабораторні заняття;
- призначення заохочувальних та штрафних балів;
- написання колоквіуму (контрольна робота 4 теми);
- написання модульної контрольної роботи (МКР);
- виконання розрахунково-графічної роботи (РГР);

Розрахунок шкали (R) рейтингу:

1) контрольні роботи - 4 КР. Ваговий бал – 10.

Максимальна кількість балів становить: $10 \text{ балів} \cdot 4 \text{ КР} = 40 \text{ балів}$

2) Модульна контрольна робота. Ваговий бал - 40.

Максимальна кількість балів становить $40 \text{ балів} \cdot 1 \text{ МКР} = 40 \text{ балів}$.

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: $R = 40 + 40 + 20 = 100 \text{ балів}$.

В разі переходу університету на дистанційну форму навчання звіти про виконання лабораторних робіт надаються в електронному вигляді на пошту викладача.

Умовою отримання позитивної оцінки з календарного контролю є виконання всіх запланованих на цей час робіт (на час календарного контролю). На першому календарному контролі (8-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше $0,6 \cdot 20 = 12 \text{ балів}$. На другому календарному контролі (14-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше $0,6 \cdot 40 = 24 \text{ балів}$.

2. Критерії оцінки різновидів контрольних заходів

2.1. Колоквіум (контрольна робота КР):

- робота виконана повністю і вірно протягом відведеного часу, студент вірно і повністю виконав всі надані завдання (відповів на запитання) – 10-9,6 балів;
- робота виконана майже повністю і вірно протягом відведеного часу або має неprincipові неточності – 9,5-8,0 балів;
- робота виконана більше ніж наполовину протягом відведеного часу, студент при виконанні завдання (відповідях на запитання) допустив ряд суттєвих неточностей – 7,9-6,0 балів;
- робота виконана протягом відведеного часу менше, ніж наполовину, результати роботи містять суттєві помилки, суттєві неточності 5,9-4,0 балів;
- робота містить грубі помилки, суттєві неточності 3,9-0,2 бали;
- відсутність виконання роботи – 0 балів.

2.2. Модульний контроль (МКР)

Ваговий бал – 40 балів. Оцінювання роботи проводиться за наступною шкалою:

- повна відповідь (не менше 90% потрібної інформації) – 40-38,0 балів;

- достатньо повна відповідь (не менше 75% потрібної інформації), або повна відповідь з незначними неточностями – 37,9-30,0 балів;
- неповна відповідь (не менше 60% потрібної інформації) та незначні помилки – 29,9 – 20,0 балів;
- незадовільна відповідь (не відповідає вимогам на «задовільно») – 19,9-0 балів.

2.3. Розрахунково-графічна робота (РГР).

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

- творчо 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.

3. Умовою отримання позитивної оцінки з календарного контролю є виконання всіх запланованих на цей час робіт (на час календарного контролю). На першому календарному контролі (8-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше $0,6 \cdot 20 = 12$ балів і зараховано не менше 75 % домашніх завдань та протоколів лабораторних робіт. На другому календарному контролі (14-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше $0,6 \cdot 40 = 24,0$ балів, зараховано не менше 75 % домашніх завдань та протоколів лабораторних робіт.

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 можливості:

- 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 ($<0,6R$), студент отримує оцінку «автоматом» з рейтингу

Студенти, які набрали протягом семестру рейтинг з кредитного модуля менше $0,4R$, виконують контрольну роботу з метою підвищення рейтингу.

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 **ЗНХ** (протокол № 13 від 24.06.2022 р.)

Погоджено Методичною комісією ХТФ (протокол № 6 від 24.06.2022 р.)