



Хімічна кінетика та хімія іонних систем

Робоча програма освітньої компоненти (Силабус)

Реквізити освітньої компоненти

Рівень вищої освіти	<i>Перший (бакалаврський)</i>
Галузь знань	<i>G Інженерія, виробництво та будівництво</i>
Спеціальність	<i>G1 Хімічні технології та інженерія</i>
Освітня програма	<i>Хімічні технології органічних речовин</i>
Статус дисципліни	<i>Вибіркова</i>
Форма навчання	<i>Змішана</i>
Рік підготовки, семестр	<i>2025-2026 навчальний рік, 3 курс, осінній семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>4 кредити</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Залік</i>
Розклад занять	<i>Лекція 2 години на тиждень (1 пара), лабораторний практикум 2 години на тиждень (2 пари один раз на два тижні) за розкладом на rozklad.kpi.ua</i>
Мова викладання	<i>Українська</i>
Інформація про керівника курсу / викладачів	Лектор: <i>к.х.н., доцент Каменська Тетяна Анатоліївна, tetyana.kamenska@gmail.com</i> Лабораторний практикум: <i>к.х.н., доцент Каменська Тетяна Анатоліївна, tetyana.kamenska@gmail.com</i>
Розміщення курсу	<i>Група в Telegram, частково «Електронний кампус КПІ»</i>

Програма освітньої компоненти

1. Опис освітньої компоненти, її мета, предмет вивчення та результати навчання

Освітня компонента «Хімічна кінетика та хімія іонних систем» поглиблює та поєднує фундаментальні знання основних законів природознавства, які були отримані при вивченні попередніх природничих дисциплін, сприяє формуванню інженерного мислення, надає теоретичну підготовку, що необхідна для розуміння та подальшого вивчення різноманітних технологічних процесів бакалаврами з хімічних технологій та інженерії. Компетенції, які отримані студентами в процесі вивчення цієї освітньої компоненти застосовуються ними у подальшому вивченні фахових дисциплін.

Предмет освітньої компоненти: основні фундаментальні закони та закономірності, які визначають перебіг фізико-хімічних процесів та фактори, які на них впливають; дисперсні системи, що утворюються і використовуються у хіміко-технологічних процесах та їхні властивості.

Метою освітньої компоненти є формування у студентів **компетентностей**:

- застосовувати знання у практичних ситуаціях (ЗК 02);
- використовувати положення і методи фундаментальних наук для вирішення професійних задач (ФК 01);
- проводити учбово-дослідні експерименти та володіти основними прийомами роботи в хімічній лабораторії (ФК 09);
- використовувати фундаментальні закономірності електрохімії для вирішення прикладних задач електрохімічних технологій (ФК-12).

Після засвоєння освітньої компоненти студенти мають продемонструвати **такі результати навчання**:

- знати і розуміти механізми і кінетику хімічних процесів, ефективно використовувати їх при проектуванні і вдосконаленні технологічних процесів та апаратів хімічної промисловості (ПРН 03);
- здійснювати якісний та кількісний аналіз речовин неорганічного та органічного походження, використовуючи відповідні методи загальної та неорганічної, органічної, аналітичної, фізичної та колоїдної хімії (ПРН 04).

Знання :

- основних кінетичних характеристик хімічних реакцій та закони, які їх зумовлюють;
- теорій хімічної кінетики;
- особливостей перебігу ланцюгових, фотохімічних, радіаційно-хімічних та гетерогенних процесів;
- типів та механізмів каталізу;
- теорії електролітичної дисоціації Арреніуса та її застосування до опису іонних рівноваг у розчинах електролітів;
- властивостей іонних розчинів, які пов'язані з їх здатністю проводити електричний струм;
- механізму утворення стрибка потенціалу на границі поділу між металом та розчином, характеристик різних типів електродів;
- особливостей виникнення електричного струму в різних типах гальванічних елементів та їх термодинамічних характеристик;
- законів електролізу Фарадея;
- причин виникнення електродної поляризації.

Уміння:

- здійснювати якісний та кількісний аналіз речовин неорганічного та органічного походження, використовуючи відповідні методи загальної та неорганічної, органічної, аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.
- вирішувати задачі керування реальними хімічними та фізико-хімічними процесами у хімічній технології, органічному синтезі, на електрохімічних виробництвах тощо;
- визначати порядок, константу швидкості, енергію активації хімічної реакції, аналізувати вплив концентрації, температури, наявності каталізатора на її швидкість;
- визначати область перебігу гетерогенного хімічного процесу;
- аналізувати енергетичні діаграми гомогенного та гетерогенного каталізу;
- теоретично розраховувати та експериментально визначати рН розчинів, константу дисоціації слабого електроліту, добуток розчинності малорозчинного електроліту, питому та молярну електропровідності розчину, потенціал електрода;
- робити вибір відповідного електрохімічного методу аналізу певної хімічної системи та умов його проведення;
- складати схеми гальванічних елементів та за допомогою їх електрохімічних характеристик визначати термодинамічні властивості хімічних процесів, що в них відбуваються.

досвід:

- використання основних законів та закономірностей хімічної кінетики для визначення швидкості хімічного процесу за певних умов та визначення факторів, що впливають на неї;
- застосування хімічної термодинаміки для опису властивостей розчинів електролітів, визначення електропровідності розчинів електролітів;
- застосування специфіки електрохімічних реакцій для отримання електричної енергії;
- застосування електролізу для одержання речовин.

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

Пререквізити освітньої компоненти:

Вища математика	Аналітичне диференціювання та інтегрування. Квадратні рівняння.
Фізика	Основи молекулярно-кінетичної теорії газів. Закон Бугера-Ламберта-Бера. Дифузія. Закон Ома, закони Кулона.
Загальна та неорганічна хімія, Органічна хімія	Реакції за участю неорганічних та органічних речовин.

Освітні компоненти, які базуються на результатах навчання (постреквізити):

Процеси та апарати хімічних виробництв	Кінетичні залежності у хімічних і фізико-хімічних процесах. Стан і властивості електролітів у розчинах.
Загальна хімічна технологія	Кінетичні залежності у хімічних і фізико-хімічних процесах. Стан і властивості електролітів у розчинах.
Курсове і дипломне проектування	Кінетичні залежності в хімічних і фізико-хімічних процесах. Стан і властивості електролітів у розчинах.

3. Зміст освітньої компоненти

Розділ 1. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І КАТАЛІЗ

Тема 1.1. Формальна кінетика

Термодинамічний та кінетичний критерії реакційної здатності хімічної системи. Прості та складні реакції. Механізм хімічного процесу. Молекулярність. Швидкість реакції. Лімітуюча стадія. Закон діючих мас. Кінетичне рівняння реакції. Константа швидкості хімічної реакції. Порядок реакції.

Кінетично необоротні реакції нульового, першого, другого та третього порядків. Час (період) напівперетворення, його залежність від концентрації в реакціях різних порядків.

Метод надлишку реагенту як метод підготовки системи для визначення порядку реакції. Інтегральні та диференціальні методи визначення порядку реакції.

Кінетика складних реакцій. Принцип незалежного перебігу окремих елементарних стадій хімічного процесу. Паралельні, оборотні, послідовні, спряжені реакції.

Тема 1.2. Вплив температури на швидкість хімічної реакції. Теорії хімічної кінетики

Залежність швидкості та константи швидкості хімічної реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Температурний коефіцієнт швидкості реакції. Рівняння Арреніуса. Енергія активації та методи її визначення. Енергетичні діаграми хімічних реакцій. Теорія активних зіткнень. Теорія перехідного стану.

Тема 1.3. Кінетика ланцюгових реакцій

Природа ланцюгових реакцій та їх стадії: зародження, розвиток та обрив ланцюга. Нерозгалужені та розгалужені ланцюгові реакції.

Тема 1.4. Кінетика фотохімічних реакцій

Природа фотохімічних процесів. Механізм перебігу фотохімічних реакцій: первинні та вторинні процеси. Основні закони фотохімії. Квантовий вихід. Кінетика фотохімічних процесів. Закон Бугера-Ламберта-Бера.

Тема 1.5. Кінетика гетерогенних процесів

Специфіка та основні стадії гетерогенних процесів. Дифузія. Закони Фіка. Коефіцієнт дифузії, його залежність від температури та інших факторів. Стаціонарний та нестаціонарний режими гетерогенних процесів.

Дифузійна та кінетична області гетерогенних хімічних процесів. Експериментальне визначення лімітуючої стадії гетерогенної хімічної реакції. Кінетика фізичних та хімічних процесів розчинення твердих речовин у рідинах.

Топохімічні реакції.

Тема 1.6. Каталіз

Загальні особливості каталізу та властивості каталізаторів (каталіз та хімічна рівновага, активність, селективність, специфічність каталізаторів). Вплив каталізатора на кінетичні параметри реакцій. Типи каталізу: гомогенний, гетерогенний, ферментативний, автокаталіз. Механізми і енергетичні діаграми гомогенного каталізу. Види гомогенного каталізу: кислотно-основний, координаційний, окислювально-відновний, газофазний.

Особливості гетерогенно-каталітичних процесів. Стадії гетерогенного каталізу. Роль хімічної адсорбції в каталітичному процесі. Природа активних центрів та поверхневих проміжних сполук. Промотування, старіння та отруєння каталізаторів. Енергетична діаграма гетерогеннокаталітичних процесів.

Розділ 2. ХІМІЯ ІОННИХ СИСТЕМ

Тема 2.1. Рівноваги у розчинах електролітів

Основні положення класичної теорії електролітичної дисоціації Арреніуса. Класифікації електролітів. Константа та ступінь електролітичної дисоціації. Закон розведення Оствальда. Електролітична дисоціація води; рН розчинів. Гідроліз солей, константи гідролізу. Буферні розчини.

Іон-дипольна та іон-іонна взаємодія в розчинах електролітів. Механізми утворення іонів у розчинах. Загальна схема рівноваг у розчинах електролітів. Вплив хімічних і фізичних властивостей розчинника на силу електроліту.

Теорія сильних електролітів Дебая-Гюккеля. Іонна атмосфера. Зв'язок середнього іонного коефіцієнта активності сильних електролітів з іонною силою розчинів. Іон-іонна взаємодія в концентрованих розчинах, асоціація іонів.

Тема 2.2. Електрична провідність (електропровідність) розчинів електролітів

Питома, молярна, еквівалентна електропровідності. Залежність питомої та молярної електропровідностей слабких та сильних електролітів від концентрації та температури. Гранична молярна електропровідність, методи її визначення.

Рухливість іонів, її залежність від температури, природи іонів та в'язкості середовища. Закон незалежного руху іонів Кольрауша.

Числа переносу іонів та методи їх визначення. Уявні числа переносу.

Теорія електропровідності сильних електролітів Дебая-Гюккеля-Онзагера. Коефіцієнт електропровідності. Електрофоретичний та релаксаційний ефекти, їх вплив на електропровідність. Рівняння Дебая-Гюккеля-Онзагера.

Механізми переносу струму в електролітних розчинах.

Кондуктометрія.

Тема 2.3. Електрорушійні сили (ЕРС) гальванічних елементів та електродні потенціали

Механізм виникнення електродних потенціалів. Подвійний електричний шар. Термодинамічний вивід рівняння для розрахунку ЕРС електрохімічної системи.

Електродні потенціали за водневою шкалою. Стандартні електродні потенціали. Електрохімічний ряд напруг металів.

Класифікація електродів. Електроди першого та другого роду, газові, окислювально-відновні, спеціальні. Хінгідронний електрод. Скляний електрод. Залежність електродних потенціалів від активності іонів, які визначають їх потенціал.

Основні типи електрохімічних ланцюгів: хімічні та концентраційні, з переносом та без переносу. Дифузійний потенціал, механізм його виникнення. Методи урахування та усунення дифузійних потенціалів. Методи вимірювання ЕРС гальванічних елементів.

Потенціометрія. Визначення добутку розчинності малорозчинних електролітів, середнього іонного коефіцієнта активності потенціометричним методом. Потенціометричне визначення рН розчинів. Потенціометричне титрування.

Тема 2.4. Нерівноважні процеси в електрохімічних системах

Електроліз. Закони електролізу Фарадея. Вихід продуктів електролізу за струмом. Електродна поляризація, її види. Перенапруга водню, роль цього явища в електролізі. Рівняння Тафеля.

Корозія металів. Хімічна корозія. Механізм електрохімічної корозії. Методи захисту металів від корозії: захисні покриття, катодний захист, використання протекторів, пасивування металів. Інгібітори корозії.

4. Навчальні матеріали та ресурси

Навчальні матеріали, які наведено 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.

Базові джерела:

1. Лебідь В.І. Фізична хімія. – Харків: Фоліо, 2005. – 478 с.
2. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. – Київ: Книжкове вид-во авіаційного університету, 2007. – 648 с.
3. Ковальчук, Є.П. Фізична хімія: Підручник. / Є.П. Ковальчук, О.В. Решетняк – Львів: Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2007. – 800 с.

Додаткові джерела:

4. Фізична хімія: методичні вказівки до практичних занять для студентів напряму підготовки 6.051301 «Хімічна технологія» (161 «Хімічні технології та інженерія») усіх форм навчання / Уклад.: Т.А. Каменська, Т.В. Кірсенко. – К.: НТУУ «КПІ», 2016. – 77 с.
5. Фізична хімія. Хімічна кінетика. Електрохімія. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт для студентів напряму підготовки 6.051301 «Хімічна технологія» усіх форм навчання / Уклад.: Г.А. Рудницька, Т.А. Каменська, Т.В. Кірсенко. – К.: НТУУ «КПІ», 2012. – 76 с.
6. Фізична хімія: Методичні вказівки до виконання розрахункових робіт з дисципліни для студентів спеціальностей хіміко-технологічного напряму. Частина 2. / Уклад.: Т.А. Каменська, Т.В. Кірсенко, І.О. Ренський, Г.А. Рудницька. – К.: НТУУ «КПІ», 2007. – 28 с.
7. Фізична хімія. Методичні вказівки для самостійної роботи студентів напряму підготовки 6.051301 «Хімічна-технологія» усіх форм навчання. / Уклад.: Г.А. Рудницька, Т.А. Каменська, Т.В. Кірсенко, І.О. Ренський. – К.: НТУУ «КПІ», 2010. – 60 с.
8. Краткий справочник физико-химических величин. / Под ред. А.А. Равделя, А.М. Пономаревой. – Л.: Химия, 1983, 1999. – 232 с.

5. Методика опанування освітньою компонентою

Лекційні заняття

Вичитування лекцій з освітньої компоненти проводиться паралельно з виконанням студентами лабораторного практикуму та розглядом ними питань, що виносяться на самостійну роботу. Для читання лекцій застосовуються засоби для відеоконференцій (Google Meet, Zoom тощо). Після кожної лекції рекомендується ознайомитись з матеріалами для самостійного вивчення, а перед наступною лекцією – повторити матеріал попередньої.

№	Дата	Опис заняття
1	1 тиждень	Розділ 1. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І КАТАЛІЗ Тема 1.1. Формальна кінетика Термодинамічний та кінетичний критерії реакційної здатності хімічної системи. Прості та складні реакції. Механізм хімічного процесу. Молекулярність. Швидкість реакції. Лімітуюча стадія. Зв'язок між швидкістю хімічної реакції та концентраціями реагуючих речовин. Закон діючих мас. Кінетичне рівняння реакції. Константа швидкості хімічної реакції. Порядок реакції. Кінетично необоротні реакції нульового, першого, другого та третього порядків. Кінетичні рівняння для цих реакцій, розмірність констант швидкості та формули для їх обчислень. Час (період) напівперетворення, його залежність від концентрації в реакціях різних порядків.
2	2 тиждень	Продовження теми 1.1.: Методи визначення порядку реакції: метод підстановки, графічний метод, визначення порядку реакції за часом напівперетворення, метод логарифмування, метод Вант-Гоффа. Кінетика складних реакцій. Принцип незалежного перебігу окремих елементарних стадій хімічного процесу. Паралельні, оборотні, послідовні, спряжені реакції.
3	3 тиждень	Тема 1.2. Вплив температури на швидкість хімічної реакції. Теорії хімічної кінетики Залежність швидкості та константи швидкості хімічної реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Температурний коефіцієнт швидкості реакції. Рівняння Арреніуса. Енергія активації та методи її визначення. Енергетичні діаграми хімічних реакцій. Теорія активних зіткнень. Теорія перехідного стану.
4	4 тиждень	Тема 1.3. Кінетика ланцюгових реакцій Природа ланцюгових реакцій та їх стадії: зародження, розвиток та обрив ланцюга. Нерозгалужені та розгалужені ланцюгові реакції. Залежність швидкості ланцюгових процесів від тиску та температури.
5	5 тиждень	Тема 1.4. Кінетика фотохімічних реакцій Природа фотохімічних процесів. Механізм перебігу фотохімічних реакцій: первинні та вторинні процеси. Основні закони фотохімії. Квантовий вихід. Кінетика фотохімічних процесів. Закон Ламберта-Бера. Основні типи фотохімічних реакцій (ізомеризація, приєднання, фотоліз, ланцюгові реакції).

6	6 тиждень	Тема 1.5. Кінетика гетерогенних процесів Специфіка та основні стадії гетерогенних процесів. Дифузія. Закони Фіка. Коефіцієнт дифузії, фактори, які на нього впливають. Стаціонарний та нестаціонарний режим гетерогенних процесів. Дифузійна та кінетична області гетерогенних хімічних процесів. Вплив температури та режиму перемішування на швидкість гетерогенного процесу, який перебігає в дифузійній області. Експериментальне визначення лімітуючої стадії гетерогенної хімічної реакції. Кінетика фізичних та хімічних процесів розчинення твердих тіл у рідинах. Топохімічні реакції. Ступінь перетворення. Кінетика топохімічних реакцій. Зміна ступеня перетворення та швидкості реакції впродовж часу.
7	7 тиждень	Тема 1.6. Каталіз Загальні особливості каталізу та властивості каталізаторів (каталіз та хімічна рівновага, активність, селективність, специфічність каталізаторів). Вплив каталізатора на кінетичні параметри реакцій. Типи каталізу: гомогенний, гетерогенний, ферментативний, автокаталіз. Механізми і енергетичні діаграми гомогенного каталізу. Види гомогенного каталізу: кислотно-основний, координаційний, окислювально-відновний, газозфазний.
8	8 тиждень	Продовження теми 1.6.: Особливості гетерогенно-каталітичних процесів. Стадії гетерогенного каталізу. Роль хімічної адсорбції в каталітичному процесі. Природа активних центрів та поверхневих проміжних сполук. Промотування, старіння та отруєння каталізаторів. Енергетична діаграма гетерогеннокаталітичних процесів. Мультиплетна теорія гетерогенного каталізу О.О. Баландіна.
9	9 тиждень	Розділ 2. ХІМІЯ ІОННИХ СИСТЕМ Тема 2.1. Рівноваги у розчинах електролітів Основні положення класичної теорії електролітичної дисоціації Арреніуса. Класифікації електролітів. Константа та ступінь електролітичної дисоціації. Закон розведення Оствальда. Електролітична дисоціація води; рН розчинів. Гідроліз солей, константи гідролізу. Буферні розчини.
10	10 тиждень	Продовження теми 2.1.: Іон-дипольна взаємодія в розчинах електролітів. Механізми утворення електролітичних розчинів. Іон-іонні взаємодії в розчинах електролітів. Активність та середній іонний коефіцієнт активності електроліту. Іонна сила розчину. Правило іонної сили. Теорія сильних електролітів Дебая-Гюккеля. Іонна атмосфера. Зв'язок середнього іонного коефіцієнта активності сильних електролітів з іонною силою розчинів.
11	11 тиждень	Тема 2.2. Електрична провідність (електропровідність) розчинів електролітів Питома, молярна електропровідність. Залежність питомої та молярної електропровідності слабких та сильних електролітів від концентрації та температури. Гранична молярна електропровідність, методи її визначення.

12	12 тиждень	Продовження теми 2.2.: Абсолютна швидкість руху іонів, рухливість іонів, її залежність від температури, природи іонів та в'язкості розчинника. Закон незалежного руху іонів Кольрауша. Коефіцієнт електропровідності. Механізми переносу струму в розчинах електролітів. Теорія електропровідності сильних електролітів Дебая-Гюккеля-Онзагера. Електрофоретичний та релаксаційний ефекти, їх вплив на електропровідність. Рівняння Дебая-Гюккеля-Онзагера.
13	13 тиждень	Продовження теми 2.2.: Числа переносу іонів, метод Гітторфа їх визначення. Аномальні числа переносу. Кондуктометрія. Кондуктометричний метод визначення ступеня дисоціації та константи дисоціації електроліту. Визначення добутку розчинності важкорозчинних речовин за кондуктометричними даними. Кондуктометричне титрування.
14	14 тиждень	Тема 2.3. Електрорушійні сили (ЕРС) гальванічних елементів та електродні потенціали Механізм виникнення стрибка потенціалу на межі поділу «метал – розчин електроліту». Гальванічний елемент (ГЕ). Термодинамічний вивід рівняння для розрахунку ЕРС електрохімічної системи. Електродні потенціали у водневій шкалі. Рівняння Нернста для обчислення електродного потенціалу. Стандартні електродні потенціали. Електрохімічний ряд напруг металів.
15	15 тиждень	Продовження теми 2.3.: Класифікація електродів. Електроди першого та другого роду, газові, окислювально-відновні, спеціальні (скляний електрод). Електроди порівняння. Залежність електродних потенціалів від активності іонів, що визначають потенціал.
16	16 тиждень	Продовження теми 2.3.: Застосування таблиці стандартних електродних потенціалів для аналізу процесів, які перебігають в ГЕ. Визначення напрямку та термодинамічних параметрів хімічної реакції, що перебігає у гальванічному елементі. Розрахунок констант рівноваги електрохімічних процесів.
17	17 тиждень	Продовження теми 2.3.: Потенціометрія. Визначення стандартних електродних потенціалів, стандартних термодинамічних характеристик реакцій, які перебігають в ГЕ, добутку розчинності малорозчинних електролітів, середніх іонних коефіцієнтів активності сильних електролітів, рН розчинів. Потенціометричне титрування.
18	18 тиждень	Тема 2.4. Нерівноважні процеси в електрохімічних системах Електроліз. Процеси на електродах під час електролізу водних розчинів електролітів. Закони електролізу Фарадея. Вихід продуктів електролізу за струмом. Кулонометри. Електродна поляризація, її види. Перенапруга водню, роль цього явища в електролізі. Рівняння Тафеля. Електрохімічна корозія металів.

Лабораторний практикум

Лабораторні роботи виконуються з метою поглиблення знань предмету і набуття практичного досвіду застосування теоретичних знань до вирішення прикладних задач хімії та хімічної технології. Виконання лабораторного практикуму надає змогу студентам отримувати сукупність вмінь самостійного проведення експерименту, обчислювати його кількісні параметри, аналізувати одержані результати і робити обґрунтовані висновки.

№	Тиждень	Назва лабораторної роботи
1	1, 2	Кінетика хімічних реакцій у розчинах. Дослідження кінетики розкладу пероксиду водню за сталої температури. Визначення порядку реакції, констант швидкості, написання кінетичного рівняння, дослідження впливу концентрації каталізатора KI на величину константи швидкості і швидкість процесу.
2	3, 4	Кінетика хімічних реакцій у розчинах. Дослідження кінетики реакції окислення йодиду калію персульфатом калію. Визначення частинного порядку реакції за персульфатом калію, написання кінетичного рівняння, дослідження залежності константи швидкості від температури, обчислення енергії активації.
3	5, 6	Кінетика гетерогенних процесів. Дослідження кінетики розчинення твердої кислоти у воді. Визначення константи швидкості та порядку процесу розчинення твердої бензойної кислоти у воді, написання кінетичного рівняння процесу, обчислення товщини дифузійного шару.
4	7, 8	Кінетика гетерогенних процесів. Дослідження кінетики реакції нейтралізації між твердою кислотою та розчином лугу. Визначення порядку, констант швидкості та природи лімітуючої стадії реакції нейтралізації твердої бензойної кислоти водним розчином KOH, написання кінетичних рівнянь, обчислення товщини дифузійних шарів.
5	9, 10	Електропровідність розчинів електролітів. 1. Визначення константи електролітичної комірки. 2. Дослідження електропровідності розчинів сильних та слабких електролітів. 3. Визначення константи дисоціації слабого електроліту.
6	11, 12	Електрорушійні сили. 1. Визначення ЕРС хімічних гальванічних елементів та електродних потенціалів. 2. Визначення ЕРС концентраційного гальванічного елементу. 3. Визначення добутку розчинності галогеніду аргентуму у водному розчині.
7	13,14	Електрорушійні сили. Потенціометричне титрування.
8	15, 16	Електроліз. Електрохімічний синтез перманганату. Одержання електролізом перманганату натрію у водному розчині та визначення його виходу за струмом.
9	17, 18	Підсумкове заняття.

Розрахунково-графічна робота

Виконання Розрахункової роботи має на меті застосування теоретичних знань, та умінь, отриманих на лекціях, лабораторних заняттях і в процесі самостійної роботи з літературними джерелами в ході вивчення освітньої компоненти «Хімічна кінетика та хімія іонних систем». Розрахункова робота поділяється на дві частини і містить завдання з розрахунків кінетичних характеристик реакції, активаційних параметрів хімічного процесу (частина 1), визначення характеристик дисоціації електроліту в розчині за електропровідністю, ЕРС і потенціалів електродів в гальванічному елементі, параметрів процесу електролізу водного розчину електроліту (частина 2). Завдання до РР наведено в методичних вказівках для розрахункових робіт [6]. Задачі складено у 30-ти варіантах. Кожен студент виконує завдання того варіанту, який визначає йому викладач.

Модульна контрольна робота

Для перевірки засвоєння студентами знань, отриманих внаслідок опрацювання лекційного матеріалу, виконання лабораторних робіт та в результаті самостійної роботи, проводяться дві частини МКР. Запитання і завдання МКР мають як теоретичний, так і практичний характер. МКР проводиться за всіма темами освітньої компоненти. Допуском до написання кожної частини МКР є виконання відповідної частини РР та захист лабораторних робіт, які стосуються теми МКР.

6. Самостійна робота студента

Самостійна робота студента (СРС) протягом семестру включає повторення лекційного матеріалу для роботи на практичних заняттях, оформлення звітів з лабораторних практикумів, виконання розрахункової роботи, підготовку до МКР, підготовку 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 для роботи на практичних заняттях, оформлення звітів з лабораторних практикумів, підготовка до захисту лабораторних робіт.	2 – 2,5 години на тиждень
Виконання розрахункової роботи	4 години
Підготовка до МКР (повторення матеріалу)	4 години
Підготовка до заліку	4 години

Політика та контроль

7. Політика освітньої компоненти

У звичайному режимі роботи університету лекції, практичні заняття та лабораторні практикуми проводяться в навчальних аудиторіях. У змішаному режимі лекційні, практичні заняття проводяться через платформи Google Meet, Zoom тощо, лабораторні практикуми – в лабораторії фізичної хімії. У дистанційному режимі всі заняття проводяться через платформи Google Meet, Zoom. Відвідування лекцій, практичних занять та лабораторних практикумів є обов'язковим.

Правила захисту лабораторних робіт:

1. До захисту допускаються студенти, які виконали лабораторну роботу, правильно оформили її протокол: виконали розрахунки, побудували графіки (якщо це вимагається в роботі), написали висновок. Якщо є зауваження викладача щодо оформлення роботи, то помилки слід усунути.
2. Захист відбувається на лабораторному занятті або на консультації викладача.
3. Після відповіді на питання викладача студенту виставляється загальна оцінка і робота вважається захищеною.

Правила призначення заохочувальних та штрафних балів:

1. результативна участь у факультетських та університетських олімпіадах з хімії: +1 - 5 балів залежно від рівня заходу та призового місця;
2. несвоєчасне виконання РГР: - 0,5 – 4 бали.

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

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

8. Види контролю та рейтингова система оцінювання результатів навчання (PCO)

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

1. Поточний контроль: захист лабораторних робіт, виконання РГР, написання МКР.
2. Календарний контроль: проводиться двічі на семестр як моніторинг поточного стану виконання вимог силабусу.
3. Семестровий контроль: залік.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання

1. Рейтинг студента з кредитного модуля розраховується виходячи із 100-бальної шкали, яка складається з балів, що студент отримує за:

1. виконання та захист 8 лабораторних робіт;
2. контрольну роботу (одна МКР поділяється на 2 контрольні роботи);
3. виконання РГР (складається з двох частин).

2. Критерії нарахування балів:

2.1. Лабораторні роботи.

Ваговий бал кожної – 5. Максимальна кількість балів за всі лабораторні роботи дорівнює $5 \text{ бали} \times 8 = 40 \text{ балів}$.

Ваговий бал лабораторних робіт складається з:

- самостійної підготовки до роботи (опанування теорією, методикою виконання експерименту, написання протоколу) – 1 бал;
- обговорення та виконання лабораторної роботи – 2 бали;
- своєчасний захист роботи (впродовж двох тижнів після її виконання) – 2 бали.

У разі відсутності протоколу 1 бал не нараховується і студент може бути недопущеним до виконання лабораторного практикуму, якщо він не засвоїв теоретичні відомості та не знає методики виконання роботи.

2.2. Модульна контрольна робота.

Ваговий бал кожної – 20. Максимальна кількість балів за дві частини контрольної роботи дорівнює $20 \text{ балів} \times 2 = 40 \text{ балів}$.

Контрольні роботи проводяться у тестовій та письмовій формах. Перша частина МКР стосується розділу «Хімічна кінетика», друга – «Хімія іонних систем». Завдання в контрольній роботі містять як теоретичні питання, так і задачі, що потребує вміння студента логічно мислити. Кількість балів за певну контрольну роботу визначається множенням частки правильних відповідей на 20 (максимальна кількість балів).

2.3. Розрахунково-гоафічна робота

Складається з двох частин [6], довідник [8] є обов'язковим до використання. Довідникові дані потрібно брати саме з цього джерела.

Ваговий бал кожної – 10 балів. Максимальна кількість балів за дві частини розрахункової роботи дорівнює $10 \text{ балів} \times 2 = 20 \text{ балів}$.

3. Умовою отримання позитивної оцінки з календарного контролю є виконання всіх запланованих на цей час робіт (на час календарного контролю). Студент отримує «атестовано» на **першому календарному контролі** (8-й тиждень) та на **другому календарному контролі** (14-й тиждень), якщо його поточний рейтинг складає не менше 50 % від максимально можливої кількості балів на момент проведення відповідного календарного контролю.

Умови допуску до заліку: виконання та захист всіх лабораторних робіт, задовільні оцінки з контрольних робіт, виконання РГР.

Студенти, які набрали протягом семестру 60 балів і більше мають можливість:

- отримати залік автоматично відповідно до набраного рейтингу;
- написати залікову контрольну роботу з метою підвищення оцінки (за студентом зберігається оцінка, яка одержана «автоматом»).

Студенти, які виконали умови допуску, але не набрали 60 балів повинні написати залікову контрольну роботу.

Залікова контрольна робота проводиться у вигляді тесту і містить 10 завдань (як теоретичні питання, так і задачі). До кожного завдання запропоновано чотири варіанти відповіді. Студент повинен не тільки вибрати правильну відповідь, але й її обґрунтувати (для теоретичного питання мають бути наведені відповідні визначення, правила, закони тощо; для задачі студент повинен навести її розв'язок із зазначеними розмірностями одержаних величин). Залежно від повноти обґрунтування може бути зараховане не ціле завдання, а тільки його частина (наприклад, 0,3, 0,5 тощо). Кожне питання контрольної роботи оцінюється у 4 бали. Кількість балів за залікову контрольну роботу визначається множенням загальної частки правильних відповідей на 40 (максимальна кількість балів). Загальний рейтинг обчислюється як сума кількості балів у пп. 2.1, 2.3 PCO та за написання залікової роботи.

Таблиця відповідності рейтингових балів оцінкам за університетською шкалою:

Кількість балів	Оцінка
100-95	Відмінно
94-85	Дуже добре
84-75	Добре
74-65	Задовільно
64-60	Достатньо
Менше 60	Незадовільно
Не виконані умови допуску	Не допущено

9. Додаткова інформація з освітньої компоненти

Перелік запитань для підготовки до МКР наведено в [4], [7] п.4.

Робочу програму освітньої компоненти (силабус):

Складено: доц., к.х.н., доц. Каменською Т.А.

Погоджено Методичною радою ХТФ (протокол № 10 від 26 червня 2025 р.)

Затверджено кафедрою Фізичної хімії (протокол № 14 від 01 липня 2025 р.)