



Хімія

Робоча програма навчальної дисципліни (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни

Рівень вищої освіти	Перший (бакалаврський)
Галузь знань	14 Електрична інженерія
Спеціальність	143 Атомна енергетика (G4 Енерговиробництво)
Освітня програма	Атомні електричні станції
Статус дисципліни	Нормативна
Форма навчання	Денна
Рік підготовки, семестр	1 курс, весняний семестр
Обсяг дисципліни	4 кредити /120 годин (лекційні заняття – 30 годин, лабораторні заняття – 30 годин, СРС – 60 годин)
Семестровий контроль/ контрольні заходи	Залік/МКР
Розклад занять	Лекція 2 години на тиждень (1 пара на тиждень), лабораторне заняття 2 години на тиждень (1 пара на тиждень) за розкладом на rozklad.kpi.ua
Мова викладання	Українська
Інформація про керівника курсу / викладачів	Лектори: Ст. викладач Гуц Неля Анатоліївна, gutz.gna23@gmail.com Лабораторні заняття: Ст. викладач Гуц Неля Анатоліївна; другий викладач згідно rozklad.kpi.ua
Розміщення курсу	Google Classroom (Google G Suite for Education, домен LLL.kpi.ua, платформа Sikorsky-distance) "Хімія": https://classroom.google.com/c/NTM3MjQzMjgwMTQ1?cjc=q4qnaz3 Код курсу - q4qnaz3

Програма навчальної дисципліни

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

Основною частиною навчальної дисципліни "Хімія" є оволодіння фізико-хімічним підходом до застосування законів хімії та закономірностей проходження хімічних процесів для вирішення складних спеціалізованих задач у сучасному теплотехнологічному обладнанні атомно-енергетичного комплексу та практичних прикладних задач науково-дослідного характеру у галузі електричної інженерії, здійснення професійної діяльності за спеціальністю 143 Атомна енергетика, усвідомлення природи оточуючих процесів та явищ. у

прогнозуванні та математичному моделюванні хімії процесів, що відбуваються у цьому обладнанні, формуванню здатності до комплексного та системного мислення.

Вивчення законів хімії, що досліджує основні закономірності перебігу процесів теплоенергетичних перетворень та кінетичних особливостей їх проведення, дозволяє сформувати у здобувачів вищої освіти систему сучасних наукових знань про енергетику виробничих технологічних процесів. Знання основних закономірностей утворення розчинів дає змогу зрозуміти явища, що супроводжують цей процес (дифузії, кристалізації, кипіння) та розраховувати різні фізико-хімічні характеристики розчинів електролітів та неелектролітів, що є середовищем, в якому експлуатується енергетичне обладнання. У розділі «Основи електрохімічних процесів» розглянуті основні принципи роботи електрохімічних систем, що являють собою хімічні джерела струму; види корозії та сучасні способи боротьби з нею; електроліз водних розчинів та розтопів електролітів, як один із методів захисту від корозії енергетичного обладнання.

Важливою складовою навчального процесу є лабораторні заняття, завданнями яких є розвинення у здобувачів вищої освіти навичок наукового експериментування та дослідницького підходу до вивчення предмету, закріплення теоретичного матеріалу.

На знаннях з цієї дисципліни базуються всі експериментальні та наукові дослідження майбутніх бакалаврів Навчально - наукового інституту атомної та теплової енергетики спеціальності 143 «Атомна енергетика» (G4 Енерговиробництво).

Предмет освітньої компоненти:

- основні поняття і закони хімії;
- питання будови атома та речовини;
- типи хімічного зв'язку в молекулах різного типу;
- основні поняття та закони хімічної термодинаміки; методи рішення кінетичних рівнянь та методи аналізу параметрів, що впливають на стан хімічної рівноваги;
- властивості розчинів електролітів та неелектролітів;
- особливості роботи та застосування хімічних джерел електроенергії; методи боротьби з електрохімічною корозією; класифікації неорганічних сполук, їх основні властивості і способи добування; умови необхідні для проведення електролізу та правила відновлення та окиснення на електродах, застосування закону Фарадея для розрахунку кількості речовини, що утворюється при електролізі.

Мета освітньої компоненти є формування у здобувачів вищої освіти вміння:

- розкривати суть і значення хімічних понять та законів;
- оперувати хімічними термінами;
- розуміти закономірності перебігу хімічних процесів;
- системно мислити та узагальнювати;
- розуміти взаємозв'язок між властивостями речовин та будовою атомів та молекул;
- творчо підходити до розв'язання задач;
- опрацьовувати навчальний матеріал та складати конспекти деяких розділів навчальної програми запланованих для самостійного вивчення.

Вивчення освітнього компоненту посилює наступні спеціальні (фахові) **компетентності**:

- здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями(ЗК3);
- здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях(ЗК4);
- навички використання інформаційних і комунікаційних технологій(ЗК5);
- здатність до пошуку, оброблення та аналізу інформації з різних джерел(ЗК7);
- здатність спілкуватися державною мовою як усно, так і письмово (ЗК8);
- здатність приймати обґрунтовані рішення(ЗК9);

Вивчення освітнього компоненту посилює наступні **програмні результати навчання**:

- знання і розуміння математики, фізики, хімії та інженерних наук на рівні, необхідному для досягнення результатів освітньої програми, в тому числі певна обізнаність в останніх досягненнях в галузі (ПРН1);

- розвинені навички самостійного навчання(ПРН19).

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

Пререквізити: для успішного засвоєння навчальної дисципліни «Хімія» здобувачі вищої освіти повинні мати базовий рівень з математики, хімії та фізики середньої загальноосвітньої школи.

Постреквізити: набуті знання складають базу інших загальнотехнічних дисциплін: «Технічна термодинаміка», «Матеріалознавство та матеріали в енергомашинобудуванні», «Екологічні аспекти об'єктів атомної енергетики».

3. Зміст освітньої компоненти

Тема 1. Основні поняття та закони хімії

Хімія як розділ природознавства. Місце хімії в системі наук. Перспективи розвитку хімії та проблеми екології. Матерія, форми існування матерії. Предмет і зміст курсу хімії. Хімічний елемент. Атом. Молекула. Проста речовина та хімічна сполука. Фізичні та хімічні явища, їх взаємозв'язок. Стехіометричні закони: закон збереження маси речовин, сталості складу, закон Авогадро; їх застосування до розв'язання практичних задач. Відносні атомна та молекулярна маси. Моль. Стала Авогадро. Молярна маса речовини. Способи визначення молярних мас газоподібних речовин. Молярний об'єм газу. Закон еквівалентів.

Тема 2. Класифікація неорганічних сполук

Найважливіші класи неорганічних сполук: оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди, солі. Складання формул, властивості та реакції добування гідроксидів, солей. Характерні реакції за участю солей, гідроксидів, оксидів.

Тема 3. Основи хімічної термодинаміки

Предмет хімічної термодинаміки. Основні поняття хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Поняття про ентальпію. Тепловий ефект реакції. Екзо- та ендотермічні реакції. Термохімія. Термохімічні рівняння, їх особливості. Стандартна ентальпія утворення простих речовин та хімічних сполук. Закон Гесса та наслідки з нього. Термохімічні розрахунки. Ентропія як міра неупорядкованості системи, зміна її під час проходження фізичних та хімічних процесів. Стандартні ентропії. Другий та третій закони термодинаміки. Енергія Гіббса та енергія Гельмгольца як критерії самовільного перебігу хімічного процесу в ізобарно- та ізохорно - ізотермічних умовах. Вплив ентропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів. Вплив температури на напрямки хімічних процесів. Теплоємність. Розрахунок теплоємності органічних та неорганічних речовин та зміни ентропії при проходженні хімічного процесу

Тема 4. Хімічна кінетика та хімічна рівновага

Загальні поняття хімічної кінетики. Теорія активних зіткнень. Кінетичні рівняння, закон діючих мас. Константа швидкості реакції, її фізичний зміст. Гомо – та гетерогенні системи. Рівняння Арреніуса, залежність швидкості хімічної реакції від температури. Енергія

активації. Правило Вант-Гоффа. Фізичний зміст температурного коефіцієнта швидкості реакції. Розподілення молекул по енергіям Максвелла-Больцмана. Теорії активованого комплексу та перехідного стану. Оборотні та необоротні реакції. Хімічна рівновага, константа рівноваги гомогенних та гетерогенних реакцій, її зв'язок з енергією Гіббса, зміщення рівноваги. Принцип Ле Шательє. Термодинамічна умова рівноваги. Каталіз гомогенний та гетерогенний, каталізатори, інгібітори.

Тема 5. Будова атома. Періодичний закон та періодична система Д.І. Менделєєва

Основні знання про будову атомів. Абсолютні маси атомів. Складові частини атома: ядро та електронна оболонка. Квантовомеханічна модель атома. Хвильові властивості електрона. Рівняння Шредінгера. Електронні орбіталі. Квантові числа, їх фізичний зміст. Принцип Паулі, правила Клечковського, Гунда. Принцип найменшої енергії. Електронні формули елементів, формування електронних оболонок атомів елементів. Валентні електрони та валентності атомів в нормальному та збуджених станах. Періодична система елементів Д.І. Менделєєва. Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична зміна властивостей хімічних елементів та деяких їхніх сполук в залежності від електронної будови атома. Номер групи та валентність елементів. Енергія йонізації, енергія спорідненості до електрона як характеристики металічних та неметалічних властивостей. Зміна властивостей елементів у періоді, групі. Місце елемента в періодичній системі як його найважливіша характеристика. Електронегативність.

Тема 6. Хімічний зв'язок та будова молекул. Кристалічний стан речовин

Хімічний зв'язок, типи хімічного зв'язку. Описання хімічного зв'язку за допомогою метода валентних зв'язків. Ковалентний зв'язок, його властивості: насиченість, напрямленість, полярність. Довжина та енергія ковалентного зв'язку. Валентні кути. Ефективний заряд атомів. Способи перекривання електронних хмар атомів. Теорія гібридизації атомних орбіталей, типи гібридизації. Геометрична будова молекул, полярні та неполярні молекули. σ – , π – та δ – зв'язки. Види міжмолекулярної взаємодії, її вплив на утворення конденсованого стану речовини. Водневий зв'язок, особливості фізичних характеристик речовин, в яких має місце водневий зв'язок. Енергія міжмолекулярної взаємодії. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Йонний та металічний зв'язки, їх властивості. Полярність молекул. Дипольний момент, його залежність від полярності зв'язку та просторової будови молекул. Йонна, атомна, молекулярна та металічна кристалічні решітки.

Тема 7. Розчини неелектролітів

Дисперсні системи, істинні розчини. Розчини неелектролітів. Механізм та енергетика процесу розчинення. Сольватація. Способи вираження складу багатокомпонентних сумішей. Концентрація розчинів. Розчинність речовин. Закони Ф.М. Рауля. Температура кипіння та температура замерзання розчинника та розчину. Діаграма стану води.

Тема 8. Розчини електролітів

Особливості поведінки розчинів електролітів. Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля. Електролітична дисоціація, її причини та наслідки. Теорія Арреніуса. Класифікація електролітів. Ступінь дисоціації, його залежність від концентрації електроліту та температури. Роль розчинника у процесі дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації як кількісна міра сили слабого електроліту. Закон розведення Оствальда. Класифікація електролітів за характером йонів, які вони утворюють при дисоціації. Умови перебігу реакцій за участю електролітів. Йонно-молекулярні рівняння. Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води, водневий показник рН. Індикатори,

способи визначення рН. Стан сильних електролітів у розчинах. Гідроліз солей. Типи гідролізу. Вплив різних факторів на стан гідролітичної рівноваги, зміна рН розчинів солей.

Тема 9. Окисно-відновні реакції. Гальванічні елементи

Окисно-відновні реакції. Процеси окиснення та відновлення. Складання рівнянь ОВР. Правило електронного балансу. Предмет електрохімії. Механізм виникнення електродних потенціалів. Електродні потенціали, вимірювання стандартних електродних потенціалів за допомогою стандартного водневого електроду. Типи електродів. Гальванічні елементи, схеми ГЕ. Електродні процеси та струмоутворююча реакція. Електрорушійна сила гальванічного елемента, її зв'язок із зміною енергії Гіббса, що супроводжує струмоутворюючу реакцію. Рівняння Нернста.

Тема 10. Корозія металів та сплавів. Електроліз

Корозія металів. Класифікація корозійних процесів за механізмом корозії. Хімічна і електрохімічна корозія. Причини, що сприяють корозії. Електродні процеси у корозійних гальванічних елементах. Методи захисту металів від корозії: легування металів; захисні покриття (неметалічні, металічні); електрохімічні методи захисту (протекторний, зовнішнього потенціалу); зміна агресивності корозійного середовища (введення інгібіторів, зменшення концентрації агресивних компонентів). Електроліз з нерозчинним та розчинним анодами. Закони електролізу. Застосування електролізу у техніці та промисловості. промисловості.

4. Навчальні матеріали та ресурси

Навчальні матеріали, зазначені нижче, доступні у бібліотеці університету та у бібліотеці кафедри загальної та неорганічної хімії. Обов'язковою до вивчення є базова література, інші матеріали – факультативні. Розділи та теми, з якими здобувач вищої освіти має ознайомитись самостійно, викладач зазначає на лекційних та лабораторних заняттях.

Базова

1. Загальна та неорганічна хімія: Підруч. для студ. вищ. навч. закладів: У 2-х ч. Ч. 1. / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. К.: Пед. преса, 2002. 520 с.: іл.
2. 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.
3. Н.А. Гуц. Загальна хімія. Будова речовини [Текст]: навч. посіб./ Гуц Н.А., Підгорний А.В., Назарова Т.М.// К.: НТУУ «КПІ», 2011. – 68 с.
4. Хімія. Лабораторний практикум [Електронний ресурс] : навч. посіб. для здобувачів ступеня бакалавра за освіт. програмами «Теплоенергетика та теплоенергетичні установки електростанцій», «Атомні електричні станції», «Інженерні і комп'ютерні технології теплоенергетичних систем» спец. спеціальностями 144 Теплоенергетика, 143 Атомна енергетика, 142 Енергетичне машинобудування/ КПІ ім. Ігоря Сікорського ; уклад.: О. В. Іванюк, Н. А. Гуц. – Електронні текстові дані (1 файл: 3,17 Мбайт). – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2024. – 81 с.
5. Хімія : збірник задач (Частина 1) Хімія. Збірник задач. Частина 1 [Електронний ресурс] : навч. посіб. для здобувачів ступеня бакалавра за технічними спеціальностями / КПІ ім. Ігоря Сікорського ; уклад.: О. В. Іванюк, Н. А. Гуц. – Електрон. текст. дані (1 файл: 3,16 Мбайт). – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2025. – 83 с.

Додаткова

1. Загальна хімія: Підручник/ В.В.Григор'єва, В.В.Самійленко, А.М. Сич, О.А.Голуб; ред.. О.А.Голуба.- К.: Вища шк., 2009 – 471 с.: іл.
2. Гуц Н.А. «Електрохімічні процеси поряд з нами» [Електронний ресурс]/ О.В.Кофанова, А.П. Помиткін – К: НТУУ «КПІ імені Ігоря Сікорського», 2015. – 56с.

3. Гуц Н.А. «Хімія. Розчини електролітів». Електронне навчальне видання / Підгорний А.В., Назарова Т.М., Шевченко В.М., Гуц Н.А. - К.: НТУУ «КПІ», 2017. – 52 с.
4. Гуц Н.А. «Хімія. Розчини. Методичні вказівки до виконання МКР для студентів технічних спеціальностей підготовки». Електронне навчальне видання / А.В. Підгорний, В.М., Шевченко, Н.А. Гуц – К.: НТУУ «КПІ», 2017. – 54 с.

Інформаційні ресурси

1. Дистанційний курс Google G Suite for Education. Режим доступу: Google Classroom (платформа Sikorsky-distance):
<https://classroom.google.com/c/NTM3MjQzMjgwMTQ1?cjc=q4qnaz3>
2. Сайт кафедри загальної та неорганічної хімії <http://kznh.kpi.ua>
3. <http://ela.kpi.ua/handle/123456789/3650>
4. <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/31427>
5. <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/66917>
6. <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/74165>

Навчальний контент

5. Методика опанування навчальної дисципліни (освітнього компонента)

Лекційні заняття

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

№	Опис заняття
1.	Тема 1. Основні поняття і закони хімії <u>Основні питання:</u> Хімія як розділ природознавства. Місце хімії в системі наук. Перспективи розвитку хімії та проблеми екології. Матерія, форми існування матерії. Хімічний елемент. Атом. Молекула. Проста речовина та хімічна сполука. Фізичні та хімічні явища, їх взаємозв'язок. Стехіометричні закони: закон збереження маси речовин, сталості складу, їх застосування до розв'язання практичних задач.
2.	Тема 1. Основні поняття і закони хімії <u>Основні питання:</u> Відносні атомна та молекулярна маси. Моль. Стала Авогадро. Молярна маса речовини. Способи визначення молярних мас газоподібних речовин. Молярний об'єм газу. Закон еквівалентів. Стехіометричні закони: закон Авогадро та його наслідки, його застосування до розв'язання практичних задач. Закон еквівалентів.
3.	Тема 2. Класифікація неорганічних сполук <u>Основні питання:</u> Оксиди: кислотні, основні та амфотерні; способи одержання оксидів, їх хімічні властивості. Кислоти: оксигеновмісні та безоксигенові; способи одержання, їх властивості. Основи, луги; способи одержання та їх хімічні властивості.

4.	Тема 2. Класифікація неорганічних сполук <u>Основні питання:</u> Солі, одержання та властивості середніх, кислих і основних солей. Амфотерні гідроксиди; способи одержання та їх хімічні властивості.
5.	Тема 3. Основи хімічної термодинаміки <u>Основні питання:</u> Предмет хімічної термодинаміки. Основні поняття хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Поняття про ентальпію. Тепловий ефект реакції. Екзо- та ендотермічні реакції. Термохімія. Термохімічні рівняння, їх особливості. Стандартна ентальпія утворення простих речовин та хімічних сполук. Енергія Гіббса та енергія Гельмгольца як критерії самовільного перебігу хімічного процесу в ізобарно- та ізохорно-ізотермічних умовах.. Теплоємність.
6.	Тема 3. Основи хімічної термодинаміки <u>Основні питання:</u> Закон Г. Гесса та наслідки з нього. Термохімічні розрахунки. Розрахунок теплоємності органічних та неорганічних речовин та зміни ентропії при проходженні хімічного процесу. Ентропія як міра неупорядкованості системи, зміна її під час проходження фізичних та хімічних процесів. Стандартні ентропії. Другий та третій закони термодинаміки. Вплив ентропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів. Вплив температури на напрямок хімічних процесів.
7.	Тема 4. Хімічна кінетика та хімічна рівновага <u>Основні питання:</u> Загальні поняття хімічної кінетики. Теорія активних зіткнень. Кінетичні рівняння, закон діючих мас. Константа швидкості реакції, її фізичний зміст. Гомо- та гетерогенні системи. Рівняння Арреніуса, залежність швидкості хімічної реакції від температури. Енергія активації. Правило Вант-Гоффа. Фізичний зміст температурного коефіцієнта швидкості реакції. Розподілення молекул по енергіям Максвелла-Больцмана.
8.	Тема 4. Хімічна кінетика та хімічна рівновага <u>Основні питання:</u> Теорії активованого комплексу та перехідного стану. Оборотної та необоротні реакції. Хімічна рівновага, константа рівноваги гомогенних та гетерогенних реакцій, її зв'язок з енергією Гіббса, зміщення рівноваги. Принцип Ле Шательє. Термодинамічна умова рівноваги. Каталіз гомогенний та гетерогенний, каталізатори, інгібітори.
9.	Тема 5. Будова атома. Періодичний закон і періодична система Д.І.Менделєєва <u>Основні питання:</u> Основні знання про будову атомів. Абсолютні маси атомів. Складові частини атома: ядро та електронна оболонка. Квантовомеханічна модель атома. Хвильові властивості електрона. Рівняння Шредінгера. Електронні орбіталі. Квантові числа, їх фізичний зміст. Енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона як характеристики металічних та неметалічних властивостей. Зміна властивостей елементів у періоді, групі. Принцип Паулі, правила Клечковського, Гунда. Принцип найменшої енергії. Електронні формули елементів, формування електронних оболонок атомів елементів. Валентні електрони та валентності атомів в нормальному та збуджених станах. Періодична система елементів Д.І. Менделєєва. Сучасне формулювання періодичного закону. Місце елемента в періодичній системі як його найважливіша характеристика. Електронегативність.
10.	Тема 8. Розчини електролітів <u>Основні питання:</u> Особливості поведінки розчинів електролітів. Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля. Електролітична дисоціація, її причини та наслідки. Теорія Арреніуса. Класифікація електролітів. Ступінь дисоціації, його залежність від концентрації електроліту та температури. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації як кількісна міра сили слабого електроліту. Закон розбавляння Оствальда. Роль розчинника у процесі дисоціації. Індикатори, способи визначення рН.

11.	Тема 8. Розчини електролітів <u>Основні питання:</u> Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води, водневий показник рН. Реакції обміну у розчинах електролітів, напрямки їх перебігу. Гідроліз солей. Типи гідролізу. Вплив різних факторів на стан гідролітичної рівноваги, зміна рН розчинів солей. Стан сильних електролітів у розчинах.
12.	Тема 9. Окисно-відновні реакції <u>Основні питання:</u> Процеси окиснення та відновлення. Складання рівнянь ОВР. Правило електронного балансу. Типи ОВР. Електронна будова атомів металів та неметалів у найнижчому і найвищому ступенях окиснення.
13.	Тема 9. Гальванічні елементи <u>Основні питання:</u> Предмет електрохімії. Хімічний та електрохімічний способи проведення ОВР. Види електрохімічних систем. Механізм виникнення електродних потенціалів. Рівняння Нернста. Типи електродів. Гальванічні елементи, схеми ГЕ. Електродні процеси та струмоутворююча реакція. Анодне окиснення та катодне відновлення.
14.	Тема 9. Гальванічні елементи <u>Основні питання:</u> Гальванічні елементи, схеми ГЕ. Механізм виникнення електродних потенціалів. Електродні процеси та струмоутворююча реакція. Приклади розв'язання практичних задач. Визначення напрямку ОВР. Анодне окиснення та катодне відновлення.
15.	Тема 10. Корозія металів та сплавів. Електроліз водних розчинів електролітів <u>Основні питання:</u> Хімічна і електрохімічна корозія. Класифікація корозійних процесів за механізмом корозії. Загальна схема корозійного гальванічного елемента. Електроліз з нерозчинним та розчинним анодами. Закони електролізу. Застосування електролізу у техніці та промисловості.

Лабораторні заняття

Мета проведення лабораторних робіт – це закріплення і поглиблення теоретичного програмного матеріалу, оволодіння практичними навичками роботи в хімічній лабораторії, розвинення у студентів прагнення до науково-дослідницької роботи.

Лабораторні роботи, розроблені та запропоновані студентам на кафедрі, мають **індивідуальний, дослідницький** характер. Лабораторний практикум наведений у навчальному посібнику [4].

Тиждень	Тема	Опис запланованої роботи
1(1 пара)	Лабораторна робота №1. Визначення кількості лугу у розчині	<u>Мета:</u> Ознайомитися з одним з методів об'ємного аналізу методом титрування, навчитися експериментально визначати кількість лугу у досліджуваному розчині та проводити необхідні розрахунки
2(1 пара)	Лабораторна робота №2. Добування нерозчинних гідроксидів та вивчення їх властивостей	<u>Мета:</u> Ознайомитись з одним із способів добування нерозчинних гідроксидів та вивчити їх властивості Захист лр №1
3(1 пара)	Лабораторна робота №3. Добування кислих та основних солей, вивчення їх властивостей.	<u>Мета:</u> Навчитись добувати кислоти та основні солі та вивчити їх взаємодію з кислотами, лугами та середніми солями. Ознайомитися з деякими методами

		зниження жорсткості води.
4(1 пара).	Лабораторна робота №4. Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації.	<u>Мета:</u> Експериментальне визначення стандартної ентальпії реакції нейтралізації сильної кислоти сильною основою. Захист лр №2,3
5 (1 пара)	Лабораторна робота №5. Хімічна кінетика. Вивчення залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин. МКР. Частина 1.	<u>Мета:</u> Дослідити вплив зміни концентрації тіосульфату натрію ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) на швидкість реакції, навчитись проводити відповідні кінетичні розрахунки та будувати графік.
6(1 пара)	Лабораторна робота №6. Хімічна кінетика. Вивчення впливу температури на швидкість реакції	<u>Мета:</u> Дослідити вплив концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції, температури, введення каталізаторів на зміщення стану хімічної рівноваги
7(1 пара)	Лабораторна робота №7. Хімічна кінетика. Хімічна рівновага	<u>Мета:</u> Дослідити вплив концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції, температури, введення каталізаторів на зміщення стану хімічної рівноваги. Захист лр №5,6,7
8(1 пара)	Лабораторна робота №8. Визначення маси розчиненої речовини	<u>Мета:</u> За експериментальними даними навчитись проводити розрахунки, пов'язані з тепловими ефектами процесів.
9(1 пара)	Лабораторна робота №9. Розчини електролітів	<u>Мета:</u> Ознайомлення з загальними закономірностями проходження реакцій за участю електролітів та набуття вмінь складання йонно-молекулярних рівнянь
10(1 пара)	Лабораторна робота №10. Гідроліз солей	<u>Мета:</u> Вивчення деяких властивостей водних розчинів солей, пов'язаних з реакцією гідролізу, що супроводжує більшість хімічних перетворень.
11(1 пара)	Лабораторна робота №11. рН-метричне визначення ступеню та константи дисоціації	<u>Мета:</u> Навчитись з допомогою приладу вимірювати рН розчинів, обчислювати ступінь і константу дисоціації слабого електроліту.
12(1 пара)	Лабораторна робота №12. Окисно-відновні процеси МКР. Частина 2.	<u>Мета:</u> Практично ознайомитися з перебігом окисно-відновних реакцій та навчитись визначати, які речовини можуть бути учасниками окисно-відновної взаємодії.
13(1 пара)	Лабораторна робота №13. Мідно-цинковий гальванічний елемент	<u>Мета:</u> Навчитись складати схему гальванічного елемента Данієля-Якобі та проводити електрохімічні розрахунки, вивчити вплив концентрації розчину солі на величину електродного потенціалу. Захист лр №12
14(1 пара)	Лабораторна робота №14. Корозія металів. Контактна корозія. Корозія сталевих пластинок	<u>Мета:</u> Вивчення умов виникнення корозійних гальванічних елементів та впливу різних факторів на швидкість електрохімічної корозії металів.

		Захист лр.№13
15(1 пара)	Лабораторна робота №15. Електроліз водних розчинів електролітів	<u>Мета:</u> Ознайомлення зі способом проведення електролізу з розчинним та нерозчинним анодом. Захист лр.№14,15

6. Самостійна робота студента

Самостійна робота студента (СРС) протягом семестру включає повторення лекційного матеріалу, підготовку до захисту лабораторних робіт, виконання модульної контрольної роботи, а також, 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	20
Підготовка до МКР	14 години
Підготовка до захисту лабораторних робіт	20 годин
Підготовка до заліку	6 годин
Всього	60 годин

Політика та контроль

7. Політика навчальної дисципліни (освітнього компонента)

Правила відвідування занять. У звичайному режимі роботи університету лекції, лабораторні та практичні заняття проводяться в навчальних аудиторіях та хімічних лабораторіях. Використання мобільних телефонів або інших пристроїв на лекції або занятті заборонено. У змішаному режимі лекційні заняття проводяться через платформу дистанційного навчання Сікорський, лабораторні заняття – у хімічних лабораторіях. У дистанційному режимі всі заняття проводяться через платформу дистанційного навчання з використанням програм віддаленого доступу (Telegram та Zoom). Відвідування лекцій та лабораторних занять є обов'язковим. На початку кожного заняття визначається наявність здобувачів вищої освіти, а також аудіо/відео контакт. Для участі в дистанційній роботі здобувач вищої освіти 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 телеграм-канал. Викладач здійснює постійний відеоконтроль (з ввімкненим мікрофоном) за роботою здобувача вищої освіти на занятті. Пропущені лекції здобувач вищої освіти повинен відпрацювати: самостійно опрацювати теоретичний матеріал, показати конспект за темою пропущеної лекції.

Правила виконання лабораторних робіт:

Умовою допуску до виконання дослідів лабораторної роботи є наявність протоколу лабораторної роботи з рівняннями реакцій до дослідів. При проведенні лабораторної роботи в хімічній лабораторії здобувач вищої освіти повинен дотримуватись усіх вимог правил поведінки та Техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії, а також працювати в захисному одязі (халат). При проведенні дослідів лабораторної роботи здобувач вищої освіти оформлює протокол лабораторної роботи: записує спостереження, доповнює та виправляє рівняння, складає висновки. Оформлений протокол надається викладачу для перевірки.

Захист лабораторної роботи включає перевірку протоколу до лабораторної роботи, відповідь на лабораторному занятті та відповідь на запитання викладача по темі лабораторної роботи. Несвоєчасне надання протоколу для перевірки без поважної причини штрафуються відповідно до правил призначення заохочувальних та штрафних балів.

У звичайному режимі роботи університету лекції та лабораторні заняття проводяться в навчальних аудиторіях. За дистанційного режиму лекційні заняття та лабораторні заняття проводяться з використанням платформи дистанційного навчання Zoom. Відвідування лекцій та лабораторних занять є обов'язковим.

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

Політика щодо академічної доброчесності: визначається політикою академічної чесності та іншими положеннями Кодексу честі університету <https://kpi.ua/files/honorcode.pdf>, що встановлює загальні моральні принципи, правила етичної поведінки осіб та передбачає політику академічної доброчесності для осіб, що працюють і навчаються в університеті, якими вони мають керуватись у своїй діяльності, в тому числі при вивченні та складанні контрольних заходів з ОК «Хімія»;

При використанні цифрових засобів зв'язку з викладачем (мобільний зв'язок, електронна пошта, переписка в телеграм чатах) необхідно дотримуватись загальноприйнятих етичних норм, зокрема бути ввічливим та обмежувати спілкування робочим часом викладача.

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

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

1. **Поточний контроль:** Форми проведення поточного контролю - модульна контрольна робота, захист лабораторних робіт або тем. Результати поточного контролю регулярно заносяться викладачем у модуль «Поточний контроль» Електронного кампусу. Результати поточного контролю використовуються як викладачем – для коригування методів і засобів навчання, так і здобувачем – для планування самостійної роботи.
2. **Календарний контроль:** Календарний контроль проводиться з дисципліни (освітнього компонента), на 7-8 та 14-15 тижнях семестру навчання здобувачів, і реалізується шляхом визначення рівня відповідності поточних досягнень (рейтингу) здобувача встановленим і визначеним в РСО критеріям. Умовою отримання атестації з календарного контролю з навчальної дисципліни є значення поточного рейтингу здобувача не менше, ніж 50 % від максимально можливого на час проведення такого контролю. Результати календарного контролю заносяться лектором у модуль «Календарний контроль» Електронного кампусу. Незадовільний результат двох календарних контролів з освітнього компонента не може бути підставою для недопущення здобувача до семестрового контролю, якщо здобувач до початку семестрового контролю виконав усі умови допуску, які передбачені РСО.
3. **Семестровий контроль:** Залік проводиться в період останніх двох тижнів теоретичного навчання у семестрі, як правило, на останньому за розкладом занятті з навчальної дисципліни. Здобувач отримує позитивну залікову оцінку за результатами роботи в семестрі, якщо має підсумковий рейтинг за семестр не менше 60 балів та виконав умови допуску до семестрового контролю, які визначені РСО. Якщо здобувач виконав умови РСО щодо допуску до семестрового контролю, але має підсумковий рейтинг за семестр менше 60 балів, або хоче підвищити поточну оцінку з відповідної навчальної дисципліни, він виконує залікову контрольну роботу (проходить залікову співбесіду), як правило, на останньому за розкладом аудиторному занятті. Критерії оцінювання залікової контрольної роботи (залікової співбесіди) та принцип визначення підсумкової оцінки визначаються РСО.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання

Рейтинг здобувача вищої освіти складається з балів, що він отримує за:

1. Захист лабораторних робіт.
2. Модульна контрольна робота (2 частини по 1 академічній годині).
3. Залікова контрольна робота (залікова співбесіда).

Система рейтингових балів та критерії оцінювання

1. Захист лабораторних робіт

Ваговий бал – 10.

Максимальна кількість балів за всі звіти становить $10 \text{ балів} \cdot 6 \text{ звітів} = 60 \text{ балів (ГЛАБ)}$.
(враховуються бали, починаючи з 6).

Критерії захисту лабораторних робіт:

До захисту кожної лабораторної роботи допускається здобувач вищої освіти, який виконав дану лабораторну роботу, підготував та вивчив певні розділи з теми лабораторної роботи заплановані для самостійного опрацювання, виконав індивідуальне домашнє завдання з даної теми.

9.5 - 10 балів – 95-100% правильно і повністю розв'язані всі задачі та теоретично обґрунтовані;

7.5 – 9.4 балів – 75-94% правильно розв'язаних задач і обґрунтуванням з нечисленними неточностями;

6 – 7.4 балів – 60-74% задач розв'язано правильно та теоретично неповністю обґрунтовані;

< 6 балів – менше за 60% задач правильно розв'язані та відсутнє теоретичне обґрунтування – захист не зараховується.

2. Модульна контрольна робота

Ваговий бал – 20. Максимальна кількість балів $20 \cdot 2 \text{ частини МКР} = 40 \text{ балів}$.

Модульна контрольна робота складається із двох частин:

МКР частина 1 - Тема 3 „Основи хімічної термодинаміки”(20 балів);

МКР частина 2 - Теми 7, 8. « Розчини неелектролітів» та «Розчини електролітів»
(20 балів).

Критерії оцінювання модульної контрольної роботи:

19,5-20 балів – правильно і повністю розв'язані всі задачі та обґрунтовані;

17,1 - 19 балів – 75-94% правильно розв'язаних задач з обґрунтуванням;

12 -17 балів – 60-74% задач розв'язано правильно;

< 12 балів – менше за 60% задач правильно розв'язані – контрольна не зараховується.

Розрахунок шкали рейтингу:

Сума вагових балів контрольних заходів протягом семестру складає:

$$R = r_{\text{МКР}} + r_{\text{ГЛАБ}} = 40 + 10 \cdot 6 = 100 \text{ балів.}$$

Семестровим контролем є залік.

Умовою проміжної атестації є виконання згідно з Силабусом на момент проведення атестації всіх лабораторних робіт та їх захист, своєчасне опрацювання розділів тем для самостійного вивчення.

Рейтингова оцінка доводиться до здобувачів на передостанньому занятті з дисципліни в семестрі.

Здобувачі, які виконали всі умови допуску до заліку та мають рейтингову оцінку 60 і більше балів, отримують відповідну до набраного рейтингу оцінку без додаткових випробувань.

Зі здобувачами, які виконали всі умови допуску до заліку та мають рейтингову оцінку менше 60 балів, а також з тими здобувачами, хто бажає підвищити свою рейтингову оцінку, на останньому за розкладом занятті з дисципліни в семестрі викладач проводить семестровий контроль у вигляді залікової контрольної роботи або співбесіди.

У разі отримання оцінки меншої, ніж «автоматом» з рейтингу ($<0,6R$), попередній рейтинг здобувача вищої освіти з дисципліни скасовується, і він отримує оцінку тільки за результатами залікової контрольної роботи («жорсткий варіант»).

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

Якщо рейтинг здобувача вищої освіти у межах $0,4 R < R < 0,6 R$, він зобов'язаний виконувати залікову контрольну роботу.

Завдання залікової роботи складається з чотирьох питань різних розділів Силабусу. Завдання мають забезпечити перевірку здатності здобувачів вищої освіти інтегровано застосовувати знання, здобуті при опрацюванні програми навчальної дисципліни.

Кожне питання залікової роботи (r_1, r_2, r_3, r_4) оцінюється у 15 балів відповідно до наведених нижче критеріїв оцінювання. Розмір шкали оцінювання залікової контрольної роботи становить 60 балів, оскільки зменшений на значення вагового балу модульної контрольної роботи:

$$R_{\text{ЗЛ.}} = 100 - r_{\text{МКР}} = 100 - 40 = 60.$$

Критерії оцінки відповідей та відповідні бали за виконання завдань наводяться в таблиці.

Сума балів за кожне з чотирьох завдань залікової роботи та МКР становлять залікову оцінку здобувача вищої освіти:

$$R_{\text{СЕМ.}} = R_{\text{ЗЛ.}} + r_{\text{МКР}}$$

Залікова робота зараховується, починаючи з 36 балів.

Критерії оцінювання задач залікової роботи	Критерій 15 балів
95-100% правильно і повністю розв'язана та обґрунтована задача, зміст теоретичного питання розкрито повністю і з необхідними прикладами	14-15
85-94% правильно розв'язана та обґрунтована задача, зміст теоретичного питання розкрито неповністю, без необхідних прикладів	13-13,8
75-84% правильно розв'язана задача з обґрунтуванням, зміст теоретичного питання розкрито неповністю;	12-13
65-74% задачі розв'язано правильно з обґрунтуванням	10-11
60-64% задачі розв'язано правильно;	9 - 9,9
менше за 60% задачі розв'язано правильно	0

Оцінка до залікової відомості виставляється згідно з таблицею:

Виходячи з розміру шкали (100 балів) для отримання здобувачем вищої освіти відповідних оцінок (університетська шкала) до залікової відомості його рейтингова оцінка записується згідно з таблицею:

100 бальна шкала оцінок	Університетська шкала оцінок
95-100	Відмінно
85-94 75-84	Дуже добре Добре
65-74 60-64	Задовільно Достатньо
Менше 60	Незадовільно

Робочу програму навчальної дисципліни (Силабус):

Складено старшим викладачем кафедри загальної та неорганічної хімії Гуц Н.А.

Ухвалено кафедрою загальної та неорганічної хімії (протокол №12 від 25.06.2025р.)

Погоджено Методичною комісією хіміко-технологічного факультету

(протокол №10 від 26.06.2025р.) та

Методичною комісією НН ІАТЕ (протокол №8 від 27.06.2025р.)