



Хімія

Робоча програма навчальної дисципліни (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни

Рівень вищої освіти	Перший (бакалаврський)
Галузь знань	14 Електрична інженерія
Спеціальність	143 Атомна енергетика
Освітня програма	Атомні електричні станції
Статус дисципліни	Нормативна
Форма навчання	Денна
Рік підготовки, семестр	1 курс, другий семестр
Обсяг дисципліни	4 кредити
Семестровий контроль/ контрольні заходи	Залік
Розклад занять	Лекція 2 години на тиждень (1 пара), лабораторне заняття 2 години на тиждень (1 пара) за розкладом на rozklad.kpi.ua
Мова викладання	Українська/Англійська
Інформація про керівника курсу / викладачів	Лектори: Ст. викладач Гуц Неля Анатоліївна, gutz.gna23@gmail.com Лабораторні заняття: Ст. викладач Гуц Неля Анатоліївна; доц. Іванюк О.В.; ас. Кузеванова І.С.
Розміщення курсу	Google Workspace : https://classroom.google.com/c/NTM3MjQzMjgwMTQ1?cjc=q4qnaz3

Програма навчальної дисципліни

1. Опис навчальної дисципліни, її мета та результати навчання

Основна частина навчальної дисципліни "Хімія" присвячена оволодінню фізико-хімічним підходом до застосування теоретичних законів хімії для розв'язання професійних задач в сучасному теплотехнологічному обладнанні атомно-енергетичного комплексу, у прогнозуванні та математичному моделюванні хімії процесів, що відбуваються в цьому обладнанні, формуванню здатності до системного мислення та підготовленості до вирішення сучасних прикладних задач науково-дослідного характеру.

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 теплоенергетичного факультету спеціальності «Атомна енергетика».

Метою навчальної дисципліни є формування у здобувачів вищої освіти здатностей:

- здатність розкривати суть і значення хімічних понять та законів;
- оперувати хімічними термінами;
- розуміти закономірності перебігу хімічних процесів;
- здатність до системного мислення та узагальнення;
- розуміння взаємозв'язку між властивостями речовин та будовою атомів та молекул;
- здатність до творчого підходу у розв'язанні задач;
- опрацьовувати навчальний матеріал та складати конспекти деяких розділів навчальної програми запланованих для самостійного вивчення.

Основні завдання навчальної дисципліни

Після засвоєння навчальної дисципліни здобувачі вищої освіти мають продемонструвати такі результати навчання:

знання:

- 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.

уміння:

- розв'язувати типові завдання з застосуванням хімічних рівнянь реакцій та законів хімії;
- аналізувати залежності хімічних властивостей речовин від типу зв'язку та будови молекул;
- робити розрахунки за термохімічними рівняннями реакцій, передбачати вплив різних факторів на перебіг хімічних процесів та супутніх їм фізичних процесів;
- складати схеми та робити розрахунки ЕРС гальванічних елементів, знаходити найбільш ефективні методи захисту металів від корозії.
- правильно інтерпретувати результати виконаних досліджень та розрахунків.

досвід:

- виконувати експериментальну дослідницьку роботу за протоколом лабораторних робіт, ставити мету та робити аналіз виконаної роботи та допущених помилок;
- використання лабораторного обладнання для виконання індивідуальної дослідницької роботи;
- працювати з науковою та навчальною літературою;
- складати конспекти та короткі доповіді з розділів кредитного модулю запланованих для самостійного опрацювання.

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

Набуті знання складають базу інших загальнотехнічних дисциплін:

«Технічна термодинаміка», «Матеріалознавство та матеріали в енергомашинобудуванні», «Інженерна екологія енергетики», «Тепломасообмін».

3. Зміст навчальної дисципліни

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. Елементи 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 невпорядкованості 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 напрямок 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

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.

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. Хімія: підручник для студентів вищих навчальних закладів/ [Шульгін В.Ф., Слободяник М.С., Павленко В.О. та ін.]. – Харків: Фоліо, 2014. – 958с.: іл.
4. Н.А.Гуц.Хімія.[Текст]: навч.посіб./ Н.А.Гуц, О.В.Кофанова, А.П.Помиткін // К.: НТУУ «КПІ», 2010. – Ч.1. – 168 с.
5. А.М. Герасенкова. Хімія[Текст]: навч.посіб./ А.М. Герасенкова, О.М. Князева, А.В. Підгорний// К.: НТУУ «КПІ», 2012.– 76с.
4. Н.А. Гуц. Загальна хімія. Будова речовини[Текст]: навч.посіб./ Гуц Н.А.,Підгорний А.В., Назарова Т.М.// К.: НТУУ «КПІ», 2011.– 68с.
5. Н.А. Гуц. «Хімія. Лабораторний практикум для студентів технічних напрямів підготовки денної форми навчання». Електронне навчальне видання / А.В.Підгорний, Н.А. Гуц, Т.М.Назарова, О.В. Іванюк - К.: НТУУ «КПІ», 2014. – 64с.;

Додаткова

6. Загальна хімія: Підручник/ В.В.Григор'єва, В.В.Самійленко, А.М. Сич, О.А.Голуб; 3 ред.. О.А.Голуба.- К.: Вища шк., 2009 – 471 с.: іл.
7. Гуц Н.А. «Електрохімічні процеси поряд з нами»[Електронний ресурс]/О.В. Кофанова, А.П. Помиткін – К.: НТУУ «КПІ імені Ігоря Сікорського», 2015. – 56с.
8. 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.
9. 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.
10. Гуц Н.А., Кофанова О.В. Теоретичні аспекти електрохімічних методів аналізу екологічних систем [Електронний ресурс] : навчальний посібник для студентів спеціальності 101 «Екологія» / КПІ ім. Ігоря Сікорського – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2020. – 74 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://library.ntu-kpi.kiev.ua:8080/handle/123456789/608>

4. <http://ela.kpi.ua/handle/123456789/3650>

5. <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/31427>

Навчальний контент

5. Методика опанування навчальної дисципліни (освітнього компонента)

5.1. 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.

№ з/п	Назва теми лекції та перелік основних питань
1.	<p>Тема 1. Основні поняття і закони хімії</p> <p>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.</p>
2.	<p>Тема 1. Основні поняття і закони хімії</p> <p>Відносні атомна та молекулярна маси. Моль. Стала Авогадро. Молярна маса речовини. Способи визначення молярних мас газоподібних речовин. Молярний об'єм газу. Закон еквівалентів.</p> <p>Стехіометричні закони: закон Авогадро та його наслідки, його застосування до розв'язання практичних задач. Закон еквівалентів.</p>
3.	<p>Тема 2. Класифікація неорганічних сполук</p> <p>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.</p>
4.	<p>Тема 2. Класифікація неорганічних сполук</p> <p>Солі, одержання та властивості середніх, кислих і основних солей.</p> <p>Амфотерні гідроксиди; способи одержання та їх хімічні властивості.</p>
5.	<p>Тема 3. Елементи хімічної термодинаміки</p> <p>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.</p>

6.	<p>Тема 3. Елементи хімічної термодинаміки</p> <p>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.</p>
7.	<p>Тема 4. Хімічна кінетика та хімічна рівновага</p> <p>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.</p>
8.	<p>Тема 4. Хімічна кінетика та хімічна рівновага</p> <p>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.</p>
9.	<p>Тема 5. Будова атома. Періодичний закон і періодична система Д.І.Менделєєва</p> <p>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.</p>
10.	<p>Тема 5. Будова атома. Періодичний закон і періодична система Д.І.Менделєєва</p> <p>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</p>

	періодичного закону. Місце елемента в періодичній системі як його найважливіша характеристика. Електронегативність.
11.	<p>Тема 6. Хімічний зв'язок та будова молекул. Кристалічний стан речовин.</p> <p>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.</p> <p>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.</p>
12.	<p>Тема 6. Хімічний зв'язок та будова молекул. Кристалічний стан речовин.</p> <p>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.</p> <p>Аморфний та кристалічний стани речовини. Йонна, атомна, молекулярна та металічна кристалічні решітки. Залежність фізичних властивостей речовин у кристалічному стані від типу зв'язку між частинками у кристалі.</p>
13.	<p>Тема 8. Розчини електролітів</p> <p>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 розбавлення Оствальда. Роль розчинника у процесі дисоціації. Індикатори, способи визначення рН.</p>
14.	<p>Тема 8. Розчини електролітів</p> <p>Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води, водневий показник рН. Реакції обміну у розчинах електролітів, напрямок їх перебігу. Гідроліз солей. Типи гідролізу. Вплив різних факторів на стан гідролітичної рівноваги, зміна рН розчинів солей. Стан сильних електролітів у розчинах.</p>

15.	<p align="center">Тема 9. Окисно-відновні реакції</p> <p>Процеси окиснення та відновлення. Складання рівнянь ОВР. Правило електронного балансу. Типи ОВР. Електронна будова атомів металів та неметалів у найнижчому і найвищому ступенях окиснення.</p>
16.	<p>Тема 9. Гальванічні елементи</p> <p>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.</p>
17.	<p>Тема 9. Гальванічні елементи</p> <p>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.</p>
18.	<p>Тема 10. Корозія металів та сплавів. Електроліз водних розчинів електролітів</p> <p>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.</p>

5.2.Лабораторні заняття

Мета проведення лабораторних робіт:

- закріпити і поглибити теоретичний програмний матеріал;
- оволодіти практичними навичками роботи в хімічній лабораторії;
- розвинути у студентів прагнення до науково-дослідницької роботи.

Лабораторні роботи, розроблені та запропоновані студентам на кафедрі, мають **індивідуальний, дослідницький** характер. Лабораторний практикум наведений у методичних вказівках [5].

№ з/п	Лабораторні заняття	Мета лабораторної роботи (заняття) та кількість ауд. годин
1.	Вступне заняття	Ознайомлення з технікою безпеки роботи у хімічній лабораторії 2 год
2.	Лабораторна робота №1. Визначення кількості лугу у розчині	Ознайомитися з одним з методів об'ємного аналізу методом титрування, навчитися експериментально визначати кількість лугу у досліджуваному розчині та проводити необхідні розрахунки. 2 год
3.	Лабораторна робота №2. Добування нерозчинних гідроксидів та вивчення їх властивостей.	Захист лабораторної роботи №1 -1 год. Ознайомитись з одним із способів добування нерозчинних гідроксидів та вивчити їх властивості - 1 год
4.	Лабораторна робота №3. Добування кислих та основних солей, вивчення їх властивостей.	Навчитись добувати кислі та основні солі та вивчити їх взаємодію з кислотами, лугами та середніми солями. Ознайомитися з деякими методами зниження жорсткості води. 1 год Підготовка до захисту лабораторних робіт. 1 год
5.	Захист лабораторних робіт №2,3	2 години
6.	Лабораторна робота №4. Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації.	Експериментальне визначення стандартної ентальпії реакції нейтралізації сильної кислоти сильною основою. 2 год
7.	Лабораторна робота №5. Хімічна кінетика. Вивчення залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин	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. 1 година. Підготовка до захисту лабораторних робіт. 1 година
8.	Лабораторна робота №6. Хімічна кінетика. Вивчення впливу температури на швидкість реакції	Дослідити вплив концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції, температури, введення каталізаторів на зміщення стану хімічної рівноваги. 1 година. Підготовка до захисту лабораторних робіт. 1 год
9.	Лабораторна робота №7. Хімічна кінетика. Хімічна рівновага	Дослідити вплив концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції, температури, введення каталізаторів на зміщення стану хімічної рівноваги. 1 година. Підготовка до захисту лабораторних робіт. 1 година
10.	Захист лабораторних робіт №5,6,7	2 години
11.	Модульна контрольна робота. Ч.1 Тема 3 «Хімічна термодинаміка»	Підготовка до написання МКР, відповіді на запитання, розв'язок типових задач – 1 год, МКР - 1год
12.	Лабораторна робота №8. Розчини електролітів	Ознайомлення з загальними закономірностями проходження реакцій за участю електролітів та набуття вмінь складання йонно-молекулярних рівнянь. 2 год
13.	Лабораторна робота №9. Гідроліз солей	Вивчення деяких властивостей водних розчинів солей, пов'язаних з реакцією гідролізу, що супроводжує більшість хімічних перетворень. 2 год
14.	Лабораторна робота №10. Окисно-відновні процеси	Практично ознайомитися з перебігом окисно-відновних реакцій та навчитись визначати, які речовини можуть бути

		учасниками окисно-відновної взаємодії. 2 год
15.	Лабораторна робота №11. Мідно-цинковий гальванічний елемент	Захист лабораторної роботи №10. Навчитися скласти схему гальванічного елемента Данієля-Якобі та проводити електрохімічні розрахунки, вивчити вплив концентрації розчину солі на величину електродного потенціалу. 2 год
16.	Лабораторна робота №12. Корозія металів. Контактна корозія. Корозія сталеві пластинки	Захист лабораторної роботи №11. Вивчення умов виникнення корозійних гальванічних елементів та впливу різних факторів на швидкість електрохімічної корозії металів. 2 год
17.	Лабораторна робота №13. Електроліз водних розчинів електролітів	Ознайомлення зі способом проведення електролізу з розчинним та нерозчинним анодом. Захист лабораторних робіт №12,13. 2 год
18.	Модульна контр.робота.Ч.2 Тема 7, 8 «Розчини неелектролітів» та «Розчини електролітів»	Підготовка до написання МКР, відповіді на запитання, розв'язок типових задач – 1 год, МКР - 1год
	Всього	36

6. Самостійна робота здобувача вищої освіти

№ з/п	Назва теми, що виноситься на самостійне опрацювання	Кількість годин СРС
1.	Тема 1. Основні поняття і закони хімії Стехіометричні закони: закон збереження маси речовин, сталості складу, закон Авогадро, їх застосування до розв'язання практичних задач. Підготовка до захисту лабораторної роботи №1. Виконання домашньої роботи з теми 1 за індивідуальними варіантами	3
2.	Тема 2. Класи неорганічних сполук	5

	<p>Основи, луги, амфотерні гідроксиди; способи одержання та їх хімічні властивості.</p> <p>Підготовка до виконання та захисту лабораторних робіт № 2,3</p> <p>Виконання домашньої роботи з теми 2 за індивідуальними варіантами.</p>	
3.	<p>Тема 3. Елементи хімічної термодинаміки</p> <p>Енергія Гіббса як критерій самовільного перебігу хімічного процесу в ізобарно-ізотермічних умовах. Вплив ентропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів. Вплив температури на напрямок хімічних процесів.</p> <p>Підготовка до виконання та захисту лабораторної роботи № 4.</p> <p>Виконання домашньої роботи з теми 3 за індивідуальними варіантами</p>	3,5
4.	<p>Тема 4. Хімічна кінетика. Хімічна рівновага.</p> <p>Правило Вант–Гоффа. Фізичний зміст температурного коефіцієнта швидкості реакції. Розподілення молекул по енергіям Максвелла-Больцмана.</p> <p>Каталіз гомогенний та гетерогенний, каталізатори, інгібітор</p> <p>Підготовка до виконання та захисту лабораторних робіт №5,6,7.</p> <p>Виконання домашньої роботи з теми 4 за індивідуальними варіантами</p>	6,5
5.	<p>Тема 5. Будова атома. Періодичний закон і періодична система Д.І.Менделєєва</p> <p>Енергія йонізації, енергія спорідненості до електрона як характеристики металічних та неметалічних властивостей. Зміна властивостей елементів у періоді, групі. Відносна електронегативність. Зміна властивостей елементів у періоді.</p> <p>Виконання домашньої роботи з теми 5 за індивідуальними варіантами</p>	2
5.	<p>Тема 6. Хімічний зв'язок та будова молекул. Кристалічний стан речовин.</p>	2

	<p>Аморфний та кристалічний стани речовини. Йонна, атомна, молекулярна та металічна кристалічні решітки. Залежність фізичних властивостей речовин у кристалічному стані від типу зв'язку між частинками у кристалі.</p> <p>Виконання домашньої роботи з теми 6 за індивідуальними варіантами</p>	
6.	<p>Тема 8. Розчини електролітів</p> <p>Роль розчинника у процесі дисоціації. Індикатори, способи визначення рН. Стан сильних електролітів у розчинах</p> <p>Підготовка до виконання та захисту лабораторних робіт №8,9</p> <p>Виконання домашньої роботи з теми 8 за індивідуальними варіантами</p>	5
7.	<p>Тема 9. Окисно-відновні реакції</p> <p>Типи ОВР. Електронна будова атомів металів та неметалів у найнижчому і найвищому ступенях окиснення.</p> <p>Виконання домашньої роботи з теми 1 за індивідуальними варіантами</p> <p>Підготовка до виконання та захисту лабораторної роботи №10</p>	2,5
8.	<p>Тема 9. Гальванічні елементи</p> <p>Окисно-відновні потенціали Анодне окиснення та катодне відновлення. Визначення напрямку ОВР.</p> <p>Підготовка до виконання та захисту лабораторної роботи №11</p> <p>Виконання домашньої роботи з теми 10 за індивідуальними варіантами</p>	3,5
9.	<p>Тема 10. Корозія металів та сплавів. Електроліз водних розчинів електролітів</p> <p>Причини, що сприяють корозії. Класифікація корозійних процесів за механізмом корозії.</p> <p>Підготовка до виконання та захисту лабораторної роботи №12</p> <p>Виконання домашньої роботи з теми 10 за індивідуальними варіантами</p>	5

10.	Підготовка до написання МКР Ч.1. Тема 3	2
	Підготовка до написання МКР Ч.2. Теми 7, 8	2
	<i>Залік</i>	6
	Всього	48

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 (Телеграм 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 КПІ ім. Ігоря Сікорського

Політика щодо академічної доброчесності: визначається політикою академічної доброчесності 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:** 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.

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 PCO 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 PCO.

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 тем та 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 та тем

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 та тем:

До захисту кожної лабораторної роботи допускається здобувач вищої освіти, який виконав дану лабораторну роботу, правильно без помилок виконав індивідуальні домашні завдання та підготував та вивчив певні розділи з теми лабораторної роботи заплановані для самостійного опрацювання.

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

7.5 – 9.4 балів – 75-94% правильно розв'язаних задач і обгрунтуванням 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 20·2 частини МКР = 40 балів.

Модульна контрольна робота складається із двох частин:

МКР частина 1 - Тема 4 „Хімічна термодинаміка”(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:

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

Семестровим контролем є залік.

Умовою проміжної атестації є виконання згідно з Силабусом на момент проведення атестації всіх лабораторних робіт та їх захист, наявність всіх домашніх робіт та 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	Дуже добре
75-84	Добре
65-74	Задовільно

60-64	Достатньо
Менше 60	Незадовільно
Невиконання умов допуску до семестрового контролю	Не допущено

Робочу програму навчальної дисципліни (Силабус):

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

Ухвалено кафедрою загальної та неорганічної хімії (протокол № 13 від 24.05.2023р.)

Погоджено Методичною комісією факультету (протокол № 11 від 23.05.2023р.)