



Хімія

Робоча програма навчальної дисципліни (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни

Рівень вищої освіти	<i>Перший (бакалаврський)</i>
Галузь знань	<i>14 Електрична інженерія</i>
Спеціальність	<i>143 Атомна енергетика</i>
Освітня програма	<i>Всі освітні програми визначеної спеціальності 143 Атомні електричні станції</i>
Статус дисципліни	<i>Нормативна</i>
Форма навчання	<i>Очна (денна)/ дистанційна/змішана</i>
Рік підготовки, семестр	<i>1 курс, другий семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>4 кредити</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Залік/поточний контроль/календарний контроль/модульна контрольна робота</i>
Розклад занять	<i>Лекція 2 години на тиждень (1 пара), лабораторне заняття 2 години на тиждень (1 пара) за розкладом на rozklad.kpi.ua</i>
Мова викладання	<i>Українська</i>
Інформація про керівника курсу / викладачів	Лектори: <i>Ст. викладач Гуц Неля Анатоліївна, gutz.gna23@gmail.com</i> Лабораторні заняття: <i>Ст. викладач Гуц Неля Анатоліївна; доц., Іванюк О.В.; ас. Кузеванова І.С.</i>
Розміщення курсу	<i>Moodle; доступ за запрошенням викладача</i>

1. Опис навчальної дисципліни, її мета та результати навчання

Основна частина кредитного модулю "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 сформуванню у студентів 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 студентів 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 кредитного модуля є формування у студентів 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 кредитного модуля

Після засвоєння кредитного модуля студенти 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

Розділ 1. Основні закономірності перебігу хімічних процесів.

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. Класи 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.

Розділ 2. Будова речовини.

Тема 1. Будова атомів. 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 іонізації, 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 2. 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.

Розділ 3. Основні закономірності перебігу хімічних процесів

Тема 1. 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 неупорядкованості системи, зміна її під час проходження фізичних та хімічних процесів. Стандартні ентропії. Другий та третій закони термодинаміки. 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.

Тема 2. 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. 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.

Розділ 4. Розчини.

Тема 4.1. Розчини неелектролітів.

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

Тема 4.2. 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 іонів, які вони утворюють при дисоціації. Умови перебігу реакцій за участю електролітів. Іонно-молекулярні рівняння. Електролітична дисоціація води. Іонний 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.

Розділ 5. Основи електрохімічних процесів.

Тема 5.1. Окисно-відновні реакції.

Окисно-відновні реакції. Процеси окиснення та відновлення. Складання рівнянь ОВР. Правило електронного балансу.

Тема 5.2. Гальванічні елементи.

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 елементу, її зв'язок із зміною енергії Гіббса, що супроводжує струмоутворюючу реакцію. Рівняння Нернста.

Тема 5.3. 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. Умови необхідні для проведення електролізу. Класифікація електродів. Правила відновлення на катоді та окиснення на аноді. Закони Фарадея.

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 студент 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. Н.А.Гуц.Хімія.[Текст]: навч.посіб./ Н.А.Гуц, О.В.Кофанова, А.П.Помиткін // К.: НТУУ «КПІ», 2010. – Ч.1. – 168 с.
3. А.М. Герасенкова. Хімія[Текст]: навч.посіб./ А.М. Герасенкова, О.М. Князева, А.В. Підгорний// К.: НТУУ «КПІ», 2012.– 76с.
5. Н.А. Гуц. Загальна хімія. Будова речовини[Текст]: навч.посіб./ Гуц Н.А.,Підгорний А.В., Назарова Т.М.// К.: НТУУ «КПІ», 2011.– 68с.
6. 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

7. Григор'єва В.В., Самійленко В.В., Сич А.М. Загальна хімія. Київ.: Вища школа, 1991.– 431 с.
9. Гуц Н.А. «Електрохімічні процеси поряд з нами»[Електронний ресурс]/О.В. Кофанова, А.П. Помиткін – К: НТУУ «КПІ імені Ігоря Сікорського», 2015. – 56с.
10. 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.
11. 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.
12. 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.

1. <http://library.ntu-kpi.kiev.ua:8080/handle/123456789/608>
2. <http://ela.kpi.ua/handle/123456789/3650>
3. <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/31427>

Навчальний контент

5. Методика опанування навчальної дисципліни (освітнього компонента)

Лекційні заняття

Вичитування лекцій з дисципліни проводиться паралельно з виконанням студентами лабораторних робіт та розглядом ними питань, що виносяться на самостійну роботу. При читанні лекцій застосовуються засоби для відеоконференцій (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.</p>
3.	<p>Тема 2. Класи неорганічних сполук</p> <p>Оксиди: кислотні, основні та амфотерні; способи одержання оксидів, їх хімічні властивості. Кислоти: оксигенвмісні та безоксигенвмісні; способи одержання, їх властивості. Солі, одержання та властивості середніх, кислих і основних солей.</p> <p>Основи, луги; способи одержання та їх хімічні властивості.</p> <p>Кислоти: оксигенвмісні та безоксигенвмісні; способи одержання, їх властивості.</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 як критерій самовільного перебігу хімічного процесу в ізобарно-ізотермічних умовах.</p>

6.	<p>Тема 3. Елементи хімічної термодинаміки</p> <p>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.</p> <p>Вплив ентропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів. Вплив температури на напрямок хімічних процесів.</p> <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. 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.</p>
9.	<p>Розділ 2. Будова речовини. Тема 1. Будова атомів. 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>Розділ 2. Будова речовини. Тема 1. Будова атомів. 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 періодичного закону. Місце елемента в періодичній системі як його найважливіша характеристика. Електронегативність.</p>
11.	<p>Тема 2. 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. Види міжмолекулярної взаємодії, її вплив на утворення конденсованого стану речовини. Водневий зв'язок, особливості фізичних характеристик речовин, в яких</p>

	має місце водневий зв'язок. Енергія міжмолекулярної взаємодії.
12.	<p>Тема .2. Хімічний зв'язок та будова молекул. Твердий стан речовин.</p> <p>Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Іонний 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. Іонна, атомна, молекулярна та металічна кристалічні решітки. Залежність фізичних властивостей речовин у кристалічному стані від типу зв'язку між частинками у кристалі.</p>
13.	<p>Розділ 3. Тема 2. 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 розбавляння Оствальда. Роль розчинника у процесі дисоціації. Індикатори, способи визначення рН.</p>
14.	<p>Розділ 4. Тема 2. Розчини електролітів</p> <p>Електролітична дисоціація води. Іонний 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>Розділ 5. Основи електрохімічних процесів.</p> <p>Тема 1. Окисно-відновні реакції.</p> <p>Процеси окиснення та відновлення. Складання рівнянь ОВР. Правило електронного балансу. Хімічний та електрохімічний способи проведення ОВР.</p> <p>Типи ОВР. Електронна будова атомів металів та неметалів у найнижчому і найвищому ступенях окиснення.</p>
16.	<p>Тема 2. Гальванічні елементи</p> <p>Предмет електрохімії. Види електрохімічних систем. Рівняння Нернста. Типи електродів. Гальванічні елементи, схеми ГЕ. Механізм виникнення електродних потенціалів. Електродні процеси та струмоутворююча реакція. Типи електродів. Окисно-відновні потенціали Анодне окиснення та катодне відновлення.</p>
17.	<p>Тема 2. 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 3. 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. Інгібітори корозії. Електроліз. Умови необхідні для проведення електролізу. Класифікація електродів.</p>

Правила відновлення на катоді та окиснення на аноді. Закон Фарадея.
Причини, що сприяють корозії. Методи захисту металів від корозії.

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 [6].

№ з/п	Назва лабораторної роботи	Мета лабораторної роботи та кількість ауд. годин
1	Визначення кількості луку у розчині.	Ознайомитися з одним з методів об'ємного аналізу методом титрування, навчитися експериментально визначати кількість луку у досліджуваному розчині та проводити необхідні розрахунки. 2 год
2	Добування нерозчинних гідроксидів та вивчення їх властивостей.	Ознайомитись з одним із способів добування нерозчинних гідроксидів та вивчити їх властивості. 2 год
3-4	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. 4 год
5	Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації.	Експериментальне визначення стандартної ентальпії реакції нейтралізації сильної кислоти сильною основою. 2 год
6	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. 2 год
7	Хімічна кінетика. Вивчення впливу температури на швидкість реакції	Дослідити вплив концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції, температури, введення каталізаторів на зміщення стану хімічної рівноваги. 2 год
8	Хімічна кінетика. Хімічна рівновага	Дослідити вплив концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції, температури, введення каталізаторів на зміщення стану хімічної рівноваги. 2 год
9	Модульна контрольна робота. Ч.1 Розділ 3. Тема 1 «Хімічна термодинаміка»	2 год
10	Процеси у розчинах електролітів	Ознайомлення з загальними закономірностями проходження реакцій за участю електролітів та набуття вмінь складання йонно-молекулярних рівнянь. 2 год

		год
11	Гідроліз солей	Вивчення деяких властивостей водних розчинів солей, пов'язаних з реакцією гідролізу, що супроводжує більшість хімічних перетворень. 2 год
12	Мідно-цинковий гальванічний елемент	Навчитися складати схему гальванічного елемента Даніеля-Якобі та проводити електрохімічні розрахунки, вивчити вплив концентрації розчину солі на величину електродного потенціалу. 2 год
13-14	Корозія металів. Контактна корозія. Корозія сталевих пластинок	Вивчення умов виникнення корозійних гальванічних елементів та впливу різних факторів на швидкість електрохімічної корозії металів. 4 год
15	Окисно-відновні реакції	Практично ознайомитися з перебігом окисно-відновних реакцій та навчитись визначати, які речовини можуть бути учасниками окисно-відновної взаємодії.
16	Модульна контр.робота. Ч.2 тема 4.1.,4.2. Розділ 4 тема 4.1.,4.2. «Розчини неелектролітів та електролітів»	2
17	Залік	2
18	Заключне заняття	2
	Всього	36

6. Самостійна робота студента

№ з/п	Назва теми, що виноситься на самостійне опрацювання	Кількість годин СРС
1.	Розділ 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 лабораторних робіт №1,2.	4
2.	Розділ 1. Тема 2. Класи неорганічних сполук Основи, луги, амфотерні гідроксиди; способи одержання та їх хімічні властивості. Підготовка до виконання та захисту лабораторних робіт № 3,4,5.	4
3.	Розділ 2. Будова речовини. Тема 1. Будова атомів. Періодичний закон і періодична система Д.І. Менделєєва Енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона як	4

	характеристики металічних та неметалічних властивостей. Зміна властивостей елементів у періоді, групі. Відносна електронегативність. Зміна властивостей елементів у періоді. Підготовка до виконання та захисту лабораторної роботи №13	
4.	Розділ 2. Будова речовини. Тема .2. Хімічний зв'язок та будова молекул. Твердий стан речовин. Аморфний та кристалічний стани речовини. Іонна, атомна, молекулярна та металічна кристалічні решітки. Залежність фізичних властивостей речовин у кристалічному стані від типу зв'язку між частинками у кристалі.	4
5.	Розділ 3.Тема 1. Елементи хімічної термодинаміки 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. Підготовка до виконання та захисту лабораторної роботи № 6.	4
5.	Розділ 3.Тема 2. Хімічна кінетика. Хімічна рівновага. Правило Вант–Гоффа. Фізичний зміст температурного коефіцієнта швидкості реакції. Розподілення молекул по енергіям Максвелла-Больцмана. Каталіз гомогенний та гетерогенний, каталізатори, інгібітор Підготовка до виконання та захисту лабораторних робіт №7,8,9.	4
6.	Розділ 4. Тема 1. Розчини неелектролітів Загальна характеристика розчинів. Сольватація та тепловий ефект розчинення. Способи вираження складу розчинів: масова частка, масова та молярна концентрації, моляльність. Фізичні властивості розчинів неелектролітів. Тиск насиченої пари над розчином, температура кипіння та температура замерзання розчинів. Закони Рауля. Кріоскопічна та ебуліоскопічна константи розчинників, їх фізичний зміст. Зміна ентальпії та ентропії при розчиненні. Розчинність речовин, її залежність від температури	3
7.	Розділ 4. Тема 2. Розчини електролітів Роль розчинника у процесі дисоціації. Індикатори, способи визначення рН. Стан сильних електролітів у розчинах Підготовка до виконання та захисту лабораторної роботи №10	2
8.	Розділ 5. Основи електрохімічних процесів. Тема 1. Окисно-відновні реакції. Типи ОВР. Електронна будова атомів металів та неметалів у	3

	найнижчому і найвищому ступенях окиснення.	
9.	Тема 2. Гальванічні елементи. Окисно-відновні потенціали Анодне окиснення та катодне відновлення. Визначення напрямку ОВР. Підготовка до виконання та захисту лабораторної роботи №11	4
10.	Тема 3. Корозія металів та сплавів. Причини, що сприяють корозії. Класифікація корозійних процесів за механізмом корозії. Підготовка до виконання та захисту лабораторної роботи №12	4
11.	МКР Ч.1.Розділ 3. Тема 1	1
	МКР Ч.2. Розділ 4. Тема 4.1., 4.2.	1
	<i>Залік диф.</i>	6
	Всього	48

Політика та контроль

7. Політика навчальної дисципліни (освітнього компонента)

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.

Критерії захисту лабораторних робіт:

До захисту кожної лабораторної роботи допускається студент, 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.

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

4 бала – 75-94% правильно розв'язаних задач і обґрунтуванням з нечисленними неточностями;

3 бала – 60-74% задач розв'язано правильно та теоретично неповністю обґрунтовані;

< 3 балів – менше за 60% задач правильно розв'язані та відсутнє теоретичне обґрунтування – захист не зараховується.

Правила призначення заохочувальних та штрафних балів:

Заохочувальні бали додаються за якість виконання лабораторних робіт та оформлення протоколів, за самостійну роботу студентів. Якщо студент завершив оформлення протоколу в день виконання лабораторної роботи і в протоколі немає помилок, тобто протокол підписаний викладачем, то до позитивної оцінки додається 0,5 заохочувального балу. СРС становить 50% навчального часу і тому за якісно підготовлений конспект та домашнє завдання нараховуються додаткові заохочувальні бали (+ 0,5 балів).

Штрафні бали нараховуються у таких випадках:

а) на лабораторне заняття студент не підготував протокол та не написав необхідні хімічні рівняння (-1,0 бал);

б) не підготовлений конспект з розділу теми для самостійного опрацювання (- 1,0 бал).

Політика дедлайнів та перекладань: 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: опитування на лабораторному занятті, МКР, захист лабораторних робіт.
2. Календарний контроль: проводиться двічі на семестр як моніторинг поточного стану виконання вимог силябусу.
3. Семестровий контроль: залік.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання

Рейтинг студента (**RD**) складається з балів, що він отримує за:

1. Захист тем та лабораторних робіт.
2. Модульна контрольна робота (2 частини по 1 академічній годині).
3. Відповідь на заліку.

Система рейтингових (вагових) балів та критерії оцінювання

1. Захист лабораторних робіт

Ваговий бал – 10.

Максимальна кількість балів за всі звіти становить 10 балів · 6 звітів = 60 балів (враховуються бали, починаючи з 6).

Критерії оцінювання:

До захисту кожної лабораторної роботи або теми допускається студент, який виконав дану лабораторну роботу та підготував та вивчив певні розділи з теми лабораторної роботи заплановані для самостійного опрацювання.

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

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

6 -7.4 бали – 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 - Розділ 3 .Тема 1 - „Хімічна термодинаміка”(20 балів);

МКР частина 2 - Розділ 4. Теми 4.1., 4.2. - „ Розчини електролітів та неелектролітів» (20 балів).

Критерії оцінювання: 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 (**R**) рейтингу:

Сума вагових балів контрольних заходів протягом семестру складає:

$$R_C = 40 + 10 \cdot 6 = 100 \text{ балів.}$$

Рейтингова оцінка (**RD**) дисципліни формується як сума всіх рейтингових балів $\sum_k r_k$ та

заохочувальних/штрафних балів $\sum_s r_s$

$$RD = \sum_k r_k + \sum_s r_s$$

Семестровим контролем є залік.

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

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

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

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

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

Завдання залікової роботи складається з чотирьох питань різних розділів робочої навчальної програми дисципліни. Завдання мають забезпечити перевірку здатності студентів 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.

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

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

Сума балів за кожне з чотирьох завдань залікової контрольної роботи та МКР переводиться до залікової оцінки аналогічно із зведенням підсумків за рейтинговою оцінкою RD з кредитного модуля згідно з таблицею

$$R = r_1 + r_2 + r_3 + r_4 + r_{\text{МКР}}$$

Робота зараховується, починаючи з 36 балів.

		Критерії оцінювання	Критерій 15 балів
Відмінно	«5»	95-100% правильно і повністю розв'язана та обґрунтована задача, зміст теоретичного питання розкрито повністю і з необхідними прикладами	14-15
Дуже добре	«4»	85-94% правильно розв'язана та обґрунтована задача, зміст теоретичного питання розкрито неповністю, без необхідних прикладів	13-13,8

Добре		75-84% правильно розв'язана задача з обґрунтуванням, зміст теоретичного питання розкрито неповністю;	12-13
Задовільно	«3»	65-74% задачі розв'язано правильно з обґрунтуванням	10-11
Достатньо		60-64% задачі розв'язано правильно;	9 - 9,9
Незадовільно	«0»	менше за 60% задачі розв'язано правильно	0

Оцінка (традиційна) до залікової відомості виставляється згідно з таблицею:

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

Значення рейтингу з дисципліни, % від R_{max}	Інтервал суми значень рейтингу, R	Оцінка ECTS	Традиційна оцінка
$R \geq 95$	95-100	відмінно	відмінно
$85 \leq R < 95$	85-94	дуже добре	добре
$75 \leq R < 85$	75-84	добре	
$65 \leq R < 75$	65-74	задовільно	задовільно
$60 \leq R < 65$	60-64	достатньо	
$R < 60$	нижче ніж 59	незадовільно	незадовільно
$R_c < 40$	нижче ніж 40	незадовільно (потрібна додаткова робота)	не допущено

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 24.06.2022р.)

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