



БУДОВА РЕЧОВИНИ

Робоча програма навчальної дисципліни (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни

Рівень вищої освіти	<i>Перший (бакалаврський)</i>
Галузь знань	<i>10 Природничі науки</i>
Спеціальність	<i>104 Фізика та астрономія</i>
Освітня програма	<i>Комп'ютерне моделювання фізичних процесів</i>
Статус дисципліни	<i>Вибіркова</i>
Форма навчання	<i>очна(денна)</i>
Рік підготовки, семестр	<i>3 курс, весняний семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>4 кредити ЄКТС (120 годин), 36 лекцій, 18 лабораторних, 66 СРС</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Залік / МКР, ДКР</i>
Розклад занять	<i>http://rozklad.kpi.ua</i>
Мова викладання	<i>Українська</i>
Інформація про керівника курсу / викладачів	<i>Лектор: ст. викладач Шульженко Олена Олександрівна, helenash@ukr.net Лабораторні: ст. викладач Шульженко Олена Олександрівна, helenash@ukr.net</i>
Розміщення курсу	<i>Електронний кампус КПІ ім. Ігоря Сікорського</i>

Програма навчальної дисципліни

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

Вивчення властивостей тих хімічних елементів, що найчастіше застосовуються у промисловості, у хімічному машинобудуванні, властивостей тих речовин, що становлять основу конструкційних матеріалів, що викликають корозію або руйнування металу; що можуть утворюватись при певних умовах і впливати на стан матеріалів, на здоров'я людини, на стан навколишнього середовища. Вивчення курсу "Будова речовини" проводиться на основі періодичного закону та періодичної системи елементів, теорії будови речовин, теорії загальних властивостей розчинів, теорії окислювально-відновних процесів. Вивчення властивостей хімічних елементів є необхідною умовою для розуміння хімічних процесів та законів, яким ці процеси підкорюється.

Предмет дисципліни: хімічні поняття та закони, що застосовуються для розв'язання типових інженерних задач, властивості хімічних елементів та найважливіших сполук.

Метою дисципліни є формування у студентів здатностей:

- описувати та пояснювати хімічні процеси та фізичні явища, які їх супроводжують, із застосуванням сформованих фізико-хімічних уявлень;

- аналізувати загальні механізми перебігу хімічних процесів з точки зору сучасних уявлень про будову речовини;
- застосовувати методи розрахунку для приготування різноманітних розчинів потрібної концентрації;
- проводити аналіз та розуміти механізм явищ, які виникають в електрохімічних системах.

Згідно вимог освітньої програми студенти після засвоєння навчальної дисципліни мають продемонструвати такі результати навчання:

Загальні компетентності (ЗК)	
ЗК 1	Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу.
ЗК 2	Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях.
ЗК5	Здатність приймати обґрунтовані рішення.
ЗК8	Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.
Фахові компетентності (ФК)	
ФК 4	Здатність працювати із науковим обладнанням та вимірювальними приладами, обробляти та аналізувати результати досліджень.
ФК 8	Здатність виконувати теоретичні та експериментальні дослідження автономно та у складі наукової групи.
ФК9	Здатність працювати з джерелами навчальної та наукової інформації.
ФК10	Здатність самостійно навчатися і опановувати нові знання з фізики, астрономії та суміжних галузей.
ФК14	Здатність здобувати додаткові компетентності через вибіркові складові освітньої програми, самоосвіту, неформальну та інформальну освіту.
Програмні результати навчання	
ПРН 8	Знати і розуміти основні вимоги техніки безпеки при проведенні експериментальних досліджень, зокрема правила роботи з певними видами обладнання та речовинами, правила захисту персоналу від дії різноманітних чинників, небезпечних для здоров'я людини.
ПРН 10	Вміти планувати дослідження, обирати оптимальні методи та засоби досягнення мети дослідження, знаходити шляхи розв'язання наукових завдань та вдосконалення застосованих методів.
ПРН11	Вміти упорядковувати, тлумачити та узагальнювати одержані наукові та практичні результати, робити висновки.
ПРН13	Розуміти зв'язок фізики та/або астрономії з іншими природничими та інженерними науками, бути обізнаним з окремими (відповідно до спеціалізації) основними поняттями прикладної фізики, матеріалознавства, інженерії, хімії, біології тощо, а також з окремими об'єктами (технологічними процесами) та природними явищами, що є предметом дослідження інших наук і, водночас, можуть бути предметами фізичних або астрономічних досліджень.
ПРН16	Вміти самостійно навчатися та підвищувати рівень своєї кваліфікації.
ПРН21	Вміти самостійно приймати рішення стосовно своєї освітньої траєкторії та професійного розвитку.

Після засвоєння навчальної дисципліни студенти мають продемонструвати такі предметні результати навчання:

знання:

- положень сучасних теорій будови атомів та хімічного зв'язку;
- властивостей розчинів неелектролітів та електролітів;
- закономірностей проходження окисно-відновних процесів та реакцій;

- особливостей застосування хімічних джерел електроенергії, застосування електролізу, методів боротьби з хімічною та електрохімічною корозією;

уміння:

- аналізувати залежності хімічних властивостей речовин від типу зв'язку та будови молекул;
- оцінювати можливість перебігу реакцій між електролітами, визначати оптимальні способи послаблення або посилення гідролізу солей;
- визначати напрямок окисно-відновного процесу, складати схеми гальванічних елементів, обчислювати електродні потенціали та ЕРС;
- визначати послідовність здійснення електрохімічних процесів на електродах під час електролізу, розраховувати кількість одержаної речовини після електролізу;
- застосовувати методи захисту металів від корозії.

досвід:

- розв'язування типових завдань, що відносяться до предмету навчальної дисципліни;
- роботи в хімічній лабораторії, проведення основних хімічних реакцій в лабораторних умовах, складання звіту про виконання лабораторних робіт.

2. Місце в структурно-логічній схемі навчання за відповідною освітньою програмою

Пререквізити: Матеріал кредитного модуля базується на дисциплінах "Хімія", "Фізика", "Математика" за програмою середньої школи.

Постреквізити: «Загальна фізика. Частина 6. Фізика ядра та елементарних частинок», «Теоретична фізика. Частина 4. Термодинаміка та статистична фізика 1. Основні принципи статистики та термодинаміки».

3. Зміст навчальної дисципліни

РОЗДІЛ 1.

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ХІМІЇ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ.

ТЕМА 1.1. Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття хімії. Стехіометричні закони хімії.

Атоми та молекули-складові частини речовини. Закон збереження маси. Хімія як наука про речовини та їх перетворення.

Закон збереження маси речовин. Закон сталості складу. Закон кратних співвідношень. Пояснення основних законів атомно-молекулярної теорії з позицій вчення про атоми і молекули.

Поняття про хімічний елемент. Прості і складні речовини. Маса (абсолютні та відносні) атомів і молекул, одиниці виміру. Моль речовини. Молярна маса речовини.

Газоподібний стан речовин. Закон Менделєєва-Клапейрона. Закон Авогадро. Значення закону Авогадро та наслідків з цього закону. Молярний об'єм газу. Поняття про відносну густину газу.

Еквівалент елемента, складних сполук. Закон еквівалентів.

Явище алотропії. Ізотопи.

Методи знаходження молекулярної маси речовин, що знаходяться у газоподібному стані.

РОЗДІЛ 2.

БУДОВА АТОМІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН. ЗАКОНОМІРНОСТІ ЗМІНИ ХІМІЧНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК.

ТЕМА 2.1. Будова атомів хімічних елементів.

Експериментальні дані, що свідчать про складність будови атому. Електрон, його заряд і маса. Теорія будови атому водню за Н. Бором. Хвильові властивості електрона. Рівняння де Бройля. Хвильова функція.

Поняття про електронну густину (електронну хмару). Квантові числа. Їх можливі значення.

Енергетичні рівні та підрівні. Електронна орбіталь. Форма електронних орбіталей для s-, p- та d- електронів. Принцип Паулі. Правило Гунда . Правила Клечковського.

Електронні формули та електронні схеми атомів хімічних елементів.

ТЕМА 2.2. Періодичний закон. Закономірності зміни хімічних властивостей елементів та їх сполук.

Періодичний закон як він був сформульований Д. І. Менделєєвим. Періодична система як відображення періодичного закону. Структура періодичної системи: періоди, групи, підгрупи. Номер групи і валентність елемента.

Зміна властивостей елементів у періоді, в групі. Місце елемента у періодичній системі – його найважливіша характеристика.

Закон Мозлі. Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична система і її зв'язок з будовою атома. Заповнення електронами підрівнів у кожному періоді.

s-, p-, d-, f-елементи. Число елементів у періоді. Елементи головних і побічних підгруп. "Проскок" електрона. f-елементи, особливості їх електронної будови і положення в періодичній системі.

Енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона, їх залежність від заряду ядра, радіуса і електронної будови атома. Закономірність зміни енергії іонізації та енергії спорідненості до електрона у елементах в періодах і групах. Електронегативність. Значення електронегативності для характеристики хімічних властивостей елементів.

РОЗДІЛ 3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. ВЛАСТИВОСТІ МОЛЕКУЛ. ВЗАЄМОДІЯ МІЖ МОЛЕКУЛАМИ.

ТЕМА 3.1. Ковалентний зв'язок.

Валентні електрони і валентність елементів в основному і збудженому станах.

Ковалентний зв'язок. Основні його характеристики: довжина зв'язку і енергія зв'язку. Метод валентних зв'язків (МВЗ). Насиченість і напрямленість ковалентного зв'язку. Гібридизація атомних орбіталей, види гібридизації. σ - і π -зв'язок. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок.

ТЕМА 3.2. Іонний зв'язок.

Іонний зв'язок, його властивості: ненасиченість і ненаправленість. Ефективні заряди атомів в молекулах.

Ступінь окислення як умовний заряд атома.

ТЕМА 3.3. Властивості молекул. Взаємодія між молекулами.

Полярні і неполярні молекули. Дипольний момент. Поляризованість молекул. Міжмолекулярна взаємодія: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна взаємодія молекул.

Водневий зв'язок, його особливості. Міжмолекулярний та внутрішньомолекулярний водневий зв'язок, його вплив на властивості речовин.

РОЗДІЛ 4. РОЗЧИНИ.

ТЕМА 4.1. Загальні властивості розчинів.

Істинні розчини. Концентрація розчинів. Процеси, що відбуваються при розчиненні газоподібних та твердих речовин в рідинах. Сольватація. Теплота (ентальпія) розчинення. Вплив температури і тиску на розчинність. Закони Рауля. Їх визначення, математичний та графічний вираз.

ТЕМА 4.2. Розчини електролітів.

Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля. Ізотонічний коефіцієнт. Ступінь дисоціації та її визначення через значення ізотонічного коефіцієнта. Теорія Арреніуса. Роль розчинника при дисоціації речовини. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації слабких електролітів. Закон розведення Оствальда. Ступінчаста дисоціація.

Добуток розчинності малорозчинних речовин.

Реакції обміну в розчинах електролітів в молекулярному та йонному вигляді.

Йонний добуток води. Водневий показник рН. Кислотно-основні індикатори. Гідроліз солей. Різні випадки гідролізу солей. Йонні та молекулярні рівняння реакцій гідролізу. Визначення реакції середовища розчинів солей.

РОЗДІЛ 5. ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ ТА РЕАКЦІЇ.

ТЕМА 5.1. Окислювально-відновні процеси.

Процеси окислення та відновлення. Окислювачі та відновники. Електродний потенціал, його утворення, вимірювання електродних потенціалів.

Стандартні електродні потенціали. Таблиця окислювально-відновних потенціалів. Ряд напруг металів. Напрямок перебігу окислювально-відновних реакцій.

Гальванічний елемент, його електрохімічна схема. Процеси, що відбуваються на електродах при роботі гальванічного елемента. Електрорушійна сила гальванічного елемента.

Залежність електродних потенціалів від температури та концентрації. Формула Нернста.

Електроліз як окислювально-відновний процес. Закони електролізу.

Корозія металів. Хімічна та електрохімічна корозія. Захист металів від корозії. Анодні і катодні покриття.

ТЕМА 5.2. Окислювально-відновні реакції.

Процеси окислення та відновлення. Окислювачі та відновники. Послідовність складання окислювально-відновних реакцій. Їх класифікація. Вплив середовища на перебіг окислювально-відновних реакцій.

4. Навчальні матеріали та ресурси

Навчальні матеріали, зазначені нижче, доступні у бібліотеці університету. Обов'язковою до вивчення є базова література, інші матеріали — факультативні. Розділи та теми, з якими студент має ознайомитись самостійно, викладач зазначає на лекційних та практичних заняттях.

Базова

1. Підгорний, А. В. Хімія [Електронний ресурс] : підручник для здобувачів ступеня бакалавра за спеціальностями галузі знань 10 «Природничі науки» / А. В. Підгорний, Т. М. Назарова, Т. І. Дуда ; КПІ ім. Ігоря Сікорського. – Електронні текстові дані: (1 файл: 2,82 Мбайт). – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2020. – 351 с. <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/37137>
2. Хімія: підручник / уклад.: О. О. Шульженко, А. Є. Шпак, Р. А. Хохлова. – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2021. – 178 с. <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/43952>
3. Хімія. Властивості хімічних елементів: навч. посіб. / уклад.: Вадим Потаскалов, Ірина Коваленко, Наталія Власенко, Артур Зульфігаров, Ірина Кузеванова. – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2022. – 194 с. <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/51146>

Додаткова

1. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. -у 2 ч. -ч.1. -Київ: Педагогічна преса, 2002. -520 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. -у 2 ч. -ч.2. -Київ: Педагогічна преса, 2000. -784 с.

Інформаційні ресурси

Будова речовини [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу:

<http://ela.kpi.ua/handle/123456789/25732>

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.

№	Опис заняття
1	Тема 1.1. Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття хімії. Стехіометричні закони хімії. Поняття про хімічний елемент. Прості і складні речовини. Маса (абсолютні та відносні) атомів і молекул, одиниці виміру. Моль речовини. Молярна маса речовини. Закон збереження маси речовин. Закон сталості складу. Закон кратних співвідношень. Еквівалент елемента, складних сполук. Закон еквівалентів. Пояснення основних законів атомно-молекулярної теорії з позицій вчення про атоми і молекули. Газоподібний стан речовин. Закони ідеальних газів. Закон Менделєєва-Клапейрона. Закон Авогадро. Значення закону Авогадро та наслідків з цього закону. Поняття про відносну густину газу.
2	Тема 2.1. Будова атомів хімічних елементів. Експериментальні дані, що свідчать про складність будови атома. Електрон, його заряд і маса. Теорія Резерфорда. Теорія будови атома водню за Н. Бором. Хвильові властивості електрона. Рівняння де Бройля. Хвильова функція. Поняття про електронну густину (електронну хмару). Квантові числа. Їх можливі значення. Енергетичні рівні та підрівні. Електронна орбіталь. Форма електронних орбіталей для s-, p- та d- електронів. Принцип Паулі. Правила Клечковського. Правило Гунда. Електронні формули та електронні схеми атомів хімічних елементів.
3	Тема 2.2. Періодичний закон. Закономірності зміни хімічних властивостей елементів та їх сполук. Періодичний закон як він був сформульований Д. І. Менделєєвим. Періодична система як відображення періодичного закону. Структура періодичної системи: періоди, групи, підгрупи. Номер групи і валентність елемента. Зміна властивостей елементів у періоді, в групі. Місце елемента у періодичній системі – його найважливіша характеристика. Закон Мозлі. Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична система і її зв'язок з будовою атома. Заповнення електронами підрівнів у кожному періоді. s-, p-, d-, f-елементи. Число елементів у періоді. Елементи головних і побічних підгруп. „Проскок” електрона у d-елементів. f-елементи, особливості їх електронної будови і положення в періодичній системі. Енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона, їх залежність від заряду ядра, радіуса і електронної будови атома. Закономірність зміни енергії іонізації та енергії спорідненості до електрона у елементах в періодах і групах. Електронегативність. Значення електронегативності для характеристики хімічних властивостей елементів.
4	Тема 3.1. Ковалентний зв'язок. Валентні електрони і валентність елементів в основному і збудженому станах. Основні характеристики ковалентного зв'язку: довжина зв'язку і енергія. Метод валентних зв'язків (МВЗ). Насиченість і напрямленість ковалентного зв'язку. Валентні кути в ковалентних молекулах. Гібридизація атомних орбіталей, види гібридизації. σ - і π - зв'язок. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок.
5	Тема 3.2. Іонний зв'язок, його властивості: ненасиченість і ненаправленість. Ефективні заряди атомів в молекулах. Ступінь окиснення як умовний заряд атома.
6	Тема 3.3. Властивості молекул. Взаємодія між молекулами. Полярні та неполярні молекули. Дипольний момент. Поляризованість молекул. Міжмолекулярна взаємодія: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна взаємодія молекул. Водневий зв'язок, його особливості. Міжмолекулярний та внутрішньомолекулярний водневий зв'язок, його вплив на властивості речовин.
7	Тема 4.1. Загальні властивості розчинів. Зміна ентальпії. Екзо- та ендотермічні процеси.

	Рівновага, що встановлюється при розчиненні. Вплив температури на зміщення рівноваги. Істинні розчини. Концентрація розчинів та способи її вираження. Процеси, що відбуваються при розчиненні газоподібних та твердих речовин в рідинах. Сольватація. Теплота (ентальпія) розчинення. Вплив температури і тиску на розчинність. Закони Рауля. Їх формулювання, математичний та графічний вираз.
8	Тема 4.2. Розчини електролітів. Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля. Ізотонічний коефіцієнт. Ступінь дисоціації та її визначення через значення ізотонічного коефіцієнта. Теорія Арреніуса. Роль розчинника при дисоціації речовини. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації слабких електролітів. Закон розведення Оствальда. Ступінчаста дисоціація. Добуток розчинності малорозчинних речовин. Реакції обміну в розчинах електролітів (в молекулярному та йонному вигляді)..
9	Тема 4.3. Дисоціація води. Водневий показник. Гідроліз солей. Електролітична дисоціація молекул води. Йонний добуток води. Водневий показник рН. Кислотно-основні індикатори. Гідроліз солей. Різні випадки гідролізу солей. Йонні та молекулярні рівняння реакцій. Визначення реакції середовища розчинів солей.
10	Тема 5.1. Окислювально-відновні процеси. Процеси окислення та відновлення. Окислювачі та відновники. Електродний потенціал, його утворення, вимірювання електродних потенціалів. Стандартні електродні потенціали. Таблиця окислювально-відновних потенціалів. Напрямок перебігу окислювально-відновних реакцій. Залежність електродних потенціалів від температури та концентрації. Формула Нернста. Гальванічний елемент, його електрохімічна схема. Процеси, що відбуваються на електродах при роботі гальванічного елемента. Електрорушійна сила гальванічного елемента. Електроліз як окислювально-відновний процес. Закони електролізу.
11	Тема 5.2. Окислювально-відновні реакції. Процеси окислення та відновлення. Окислювачі та відновники. Послідовність складання окислювально-відновних реакцій. Їх класифікація. Вплив середовища на перебіг окислювально-відновних реакцій.

Лабораторний практикум

Метою лабораторного практикуму є закріплення теоретичних знань, отриманих на лекціях та в процесі самостійної роботи з літературними джерелами в ході вивчення навчальної дисципліни «Будова речовини». Матеріал лабораторного практикуму спрямований на закріплення та поглиблення практичних навичок роботи в лабораторії.

Тиждень	Тема	Опис запланованої роботи
1	Визначення молярної маси еквівалентів цинку	Молярну масу еквівалентів цинку потрібно визначити об'ємним методом за результатами взаємодії цинку з хлоридною кислотою. Продемонструвати розрахунки і роботу викладачу.
2		Захист роботи
3	Будова атомів хімічних елементів.	Атом. Абсолютні маси атомів. Електрон, його заряд і маса. Теорія Резерфорда. Теорія будови атому водню за Н. Бором. Хвильові властивості електрона. Рівняння де Бройля. Хвильова функція. Поняття про електронну

		густину (електронну хмару). Квантові числа. Їх можливі значення. Енергетичні рівні та підрівні. Електронна орбіталь. Форма електронних орбіталей для s-, p- та d-електронів. Принцип Паулі. Правила Клечковського. Правило Гунда. Електронні формули та електронні схеми атомів хімічних елементів.
4		Захист роботи
5	Періодичний закон. Закономірності зміни хімічних властивостей елементів та їх сполук.	Періодичний закон Менделєєва Д.І. Його формулювання. Періодичні та неперіодичні властивості елементів. Структура періодичної системи. Місце елемента в періодичній системі. Закон Мозлі. Сучасне формулювання періодичного закону.
6		Захист роботи
7	Ковалентний зв'язок. Гібридизація атомних орбіталей, типи гібридизації. σ - і π -зв'язок.	Валентні електрони та валентності атомів. Характеристики ковалентного зв'язку (довжина, енергія). Основні положення методу валентних зв'язків. Гібридизація атомних орбіталей. Типи гібридизації.
8		Захист роботи
9	Властивості молекул. Взаємодія між молекулами.	Властивості молекул. Полярні та неполярні молекули. Дипольний момент. Поляризованість молекул. Міжмолекулярна взаємодія: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна. Водневий зв'язок, його особливості.
10	Визначення температур кипіння.	Захист роботи
11	Загальні властивості розчинів.	Ознайомитися з загальними закономірностями проходження процесів розчинення, виконати їх на практиці. Визначити вплив температури на розчинність речовин, підвищення температури кипіння розчину. Самостійно скласти рівняння реакцій.
12		Захист роботи
13	Розчини електролітів.	Визначити вплив однойменного йона на дисоціацію слабого електроліту. Йонні реакції в розчинах електролітів. Зіставлення сили електролітів.
14		Захист роботи
15	Написання модульної контрольної роботи	
15	Дисоціація води. Водневий показник. Гідроліз солей.	Дисоціація води. Водневий показник. Визначення забарвлення індикаторів в залежності від рН. Визначити реакції середовища в розчинах солей. Самостійно скласти рівняння реакцій.
16		Захист роботи
17	Окислювально-відновні процеси. Підсумкове заняття	Мідно-цинковий гальванічний елемент. Дослідження процесу електролізу: електроліз водного розчину йодиду калію, електроліз водного розчину сульфату купрум(II) з інертними електродами, електроліз водного розчину сульфату купрум(II) з мідним анодом. До відома студентів доводиться кількість балів, яку вони набрали протягом семестру. Студенти, які були не

		допущеними до семестрової атестації з кредитного модуля, мають усунути причини, що призвели до цього.
18		Захист роботи

6. Самостійна робота студента

Самостійна робота студента (СРС) протягом семестру включає повторення лекційного матеріалу, виконання індивідуальних домашніх завдань, оформлення звітів з виконаних лабораторних робіт, підготовку до модульної контрольної роботи, підготовку до захисту лабораторних робіт (написання контрольних робіт), 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, виконання індивідуальних домашніх завдань, складання рівнянь реакцій до лабораторних робіт, підготовка до контрольних робіт, оформлення звітів з виконаних лабораторних робіт	2 – 3 години на тиждень
Підготовка до МКР (повторення матеріалу)	4 години
Підготовка до заліку	8 годин

Політика та контроль

7. Політика навчальної дисципліни (освітнього компонента)

У звичайному режимі роботи університету лекції та лабораторні практикуми проводяться в навчальних аудиторіях. У змішаному режимі лекційні заняття проводяться дистанційно, з використанням засобів для відеоконференцій (Google Meet, Zoom тощо), лабораторні роботи — у навчальних лабораторіях. У дистанційному режимі всі заняття проводяться через засоби для відеоконференцій. Відвідування лекцій та лабораторних занять є обов'язковим.

Перед початком чергової теми лектор може надсилати питання по будь-якій з минулих тем з метою закріплення опрацьованого матеріалу.

Правила захисту лабораторних робіт:

1. До захисту допускаються студенти, які були присутні на занятті, самостійно та правильно виконали досліди, мають правильно оформлений звіт до виконання лабораторної роботи.
2. У звіті до виконання лабораторної роботи мають бути коректні рівняння реакцій, наведено розрахунки, графіки, наявні необхідні спостереження та висновки (при наявності помилок у вищеперерахованому їх слід виправити).
3. Захист відбувається за графіком, зазначеним у п.5.
4. Після перевірки звіту викладачем робота вважається зарахованою.
5. Якщо студент пропустив заняття, то для відпрацювання він має: а) продемонструвати викладачу відповідний звіт до виконання лабораторної роботи з наведеними рівняннями реакцій (рівняння складаються студентом самостійно), але без розрахунків, спостережень та висновків; та б) правильно відповісти на запитання викладача по темі лабораторної роботи, після чого отримує дозвіл на відпрацювання. Під час звичайного та змішаного режиму роботи університету студент відпрацьовує пропущену роботу у навчальній лабораторії за допомогою допоміжного персоналу чи викладача, під час дистанційного — з викладачем з використанням засобів для відеоконференцій. Після відпрацювання студент має захистити лабораторну роботу у викладача.

Правила написання контрольних робіт:

1. Студент має написати контрольну роботу самостійно, за індивідуальним завданням.
2. Під час звичайного та змішаного режиму роботи університету при проведенні контрольні роботи студент має відключити телефон.
3. Допускається використання тільки дозволених викладачем довідкових матеріалів.

4. Якщо студент не вказав своє прізвище та шифр групи, робота не оцінюється і має бути перескладена.

5. В разі несвоєчасної здачі контрольної роботи нараховується 0,5 штрафні бали у випадку запізнення до 5 хвилин; 1 штрафний бал при запізненні від 5 до 10 хвилин. Робота, здана чи надіслана пізніше, ніж 10 хвилин після закінчення контрольної роботи, в тому числі викладачу на електронну пошту, не оцінюється і мають бути перескладена.

Правила призначення заохочувальних та штрафних балів:

1. Несвоєчасне виконання індивідуального домашнього завдання без поважної причини штрафується 1 балом;

2. Відсутність у студента на початок заняття звіту до виконання лабораторної роботи з самостійно складеними рівняннями реакцій штрафується 1 балом;

3. За активну роботу на лекції нараховується до 0,5 заохочувальних балів (але не більше 8 балів на семестр).

4. За активну роботу на лабораторному занятті нараховується до 0,5 заохочувальних балів (але не більше 4 балів на семестр).

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

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

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

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

1. Поточний контроль: контрольні роботи на лабораторних заняттях, МКР, ДКР.

2. Календарний контроль: проводиться двічі на семестр як моніторинг поточного стану виконання вимог силабусу.

3. Семестровий контроль: залік.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання

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

1. Експрес-контроль на лабораторному занятті.

2. Модульну контрольну роботу, домашню контрольну роботу.

3. Відповідь на заліку.

У випадку проведення лекцій та лабораторних занять у дистанційній формі студент повинен мати відповідні комп'ютерні засоби зв'язку (робоча відеокамера, мікрофон, програма зв'язку). Викладач здійснює зв'язок використовуючи сервіси (наприклад Google Meet) за посиланням, що надає на електронну пошту групи.

В разі переходу університету на дистанційну форму навчання звіти про виконання лабораторних робіт надаються в електронному вигляді на пошту викладача. В паперовому виді (після зарахування) в кінці семестру, перед сесією надаються/надсилаються на адресу кафедри.

Система рейтингових (вагових) балів та критерії оцінювання

1. Робота на лабораторних заняттях.

Виконання лабораторного завдання. Ваговий бал – 8. Максимальна кількість балів на усіх лабораторних заняттях: $8 \text{ балів} \cdot 9 \text{ пр.} = 72 \text{ бала}$.

2. Модульний контроль.

Ваговий бал – 20.

3. Дві відповіді кожного студента на лабораторних заняттях. Максимальна кількість балів за усні відповіді: 4 бали.

Розрахунок шкали (R) рейтингу:

Сума вагових балів контрольних заходів протягом семестру складає:

$$R_c = 8 \cdot 9 + 20 + 4 \cdot 2 = 100 \text{ балів.}$$

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.

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 20 балів відповідно до наведених нижче критеріїв оцінювання. Розмір шкали оцінювання залікової контрольної роботи становить 80 балів, оскільки зменшений на значення вагового балу модульної контрольної роботи.

$$R_{кр} = 100 - r_{Мкр} = 100 - 20 = 80$$

Критерії оцінки різновидів контрольних заходів

Типові норми оціночних балів при перевірці завдань контрольних заходів (де Б – ваговий бал, r – рейтингова оцінка):

1. а) відповідь правильна, повна, обґрунтована;
б) задача розв'язана вірно, з поясненням, чітко і правильно оформлена;
 $0,95 \leq r < 1,05$
2. а) відповідь правильна, обґрунтована, але невичерпна (90-75 % програмного матеріалу), має несуттєві помилки;
б) задача розв'язана вірно;
 $0,755 \leq r < 0,95$

3. а) відповідь неповна, містить менше 75 % програмного матеріалу, але студент правильно реагує на зауваження викладача, швидко наводить необхідну інформацію;

б) для задачі знайдено правильний хід розв'язання, але допущені арифметичні помилки;
 $0,65 \leq r < 0,75$

4. а) відповідь містить менше 60 % програмного матеріалу, має велику кількість суттєвих помилок, особливо при складанні формул хімічних сполук та рівнянь хімічних реакцій.

б) задача розв'язана з суттєвими помилками, або її розв'язок не доведений до логічного завершення;

$$0,05 < r < 0,65.$$

Семестровим контролем є залік. Умови допуску до заліку:

- 1) Виконання та захист усіх лабораторних робіт.
- 2) Рейтингова оцінка (**RD**) не менше 40 балів.

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 нижченаведеною таблицею

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

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

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

9. Додаткова інформація з дисципліни (освітнього компонента)

Перелік матеріалів, якими дозволено користуватись під час екзамену:

- 1) Періодична таблиця.
- 2) Таблиця електронегативностей.
- 3) Таблиця розчинності.
- 4) Таблиця стандартних електродних потенціалів.

Робочу програму навчальної дисципліни (силабус):

Складено старшим викладачем кафедри загальної та неорганічної хімії Шульженко О. О.

Ухвалено кафедрою загальної та неорганічної хімії (протокол № 6 від 30.05.2022 р.)

Погоджено методичною комісією ХТФ (протокол № 06 від 24.06.2022 р.)