Національний технічний університет України «КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ імені ІГОРЯ СІКОРСЬКОГО»	Кафедра загальної та неорганічної хімії

Хімія

Робоча програма навчальної дисципліни (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни	
Рівень вищої освіти	Перший (бакалаврський)
Галузь знань	17 Електроніка, автоматизація та електронні комунікації
Спеціальність	173 Авіоніка
Освітня програма	Системи керування літальними апаратами та комплексами
Статус дисципліни	Обов'язкова (нормативна)
Форма навчання	Очна (денна)
Рік підготовки, семестр	1 курс, осінній семестр
Обсяг дисципліни	3 кредити
Семестровий контроль/ контрольні заходи	Залік/ контрольні роботи
Розклад занять	Лекція 2 години на тиждень, лабораторний практикум 2 години на 2 тижні за розкладом на roz.kpi.ua
Мова викладання	Українська
Інформація про керівника курсу / викладачів	Лектор: к.х.н., Шпак Арсеній Євгенович, shpak_ae@ukr.net Лабораторні: к.х.н., Шпак Арсеній Євгенович, shpak_ae@ukr.net Гуц Неля Анатоліївна, gutsanelya@ukr.net
Розміщення курсу	https://do.ipo.kpi.ua/course/view.php?id=2764

Програма навчальної дисципліни

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

Хімія широко використовується для вирішення сучасних технологічних завдань і є одним з інструментів вирішення прикладних задач. Вміння отримувати певні конструкційні матеріали з наперед заданими фізико-хімічними властивостями є одним з ключових у сучасному матеріалознавстві, зокрема і в конструюванні літальних апаратів. Підвищення стійкості та, за необхідності, захист таких конструкційних матеріалів від дії зовнішнього середовища в умовах експлуатації також є одним з завдань, розв'язуваним за допомогою знань з хімії. Іншим аспектом

використання цих знань є створення, отримання та використання матеріалів для енергоперетворюючих систем (паливних елементів, акумуляторів), що широко використовуються у сучасній техніці. Дисципліна сприяє більш ефективному вивченню наступних спеціальних дисциплін та закладає базові знання з ведення та передбачення результатів фізико-хімічних перетворень у технологічних процесах.

Предмет дисципліни: хімічні поняття та закони, що застосовуються для розв'язання типових інженерних задач.

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;
- використовувати термодинамічні та кінетичні фактори, які сприяють проходження хімічних реакцій та утворення потрібних речовин;
- 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 11	Здатність розуміти та використовувати закони фізики та хімії
Програмні результати навчання	
РН 20	Знати методи математичного аналізу та аналітичної геометрії, закони фізики та хімії, нарисної геометрії, суспільних наук.

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

знання:

- положень сучасних теорій будови атомів та хімічного зв'язку;
- основних понять та законів хімічної термодинаміки і кінетики; методів аналізу впливу параметрів системи на стан хімічної рівноваги;
- 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;

- розраховувати основні термодинамічні та кінетичні параметри хімічних процесів, використовувати їх для спрямування останніх у потрібному напрямку;
- оцінювати можливість перебігу реакцій між електролітами, визначати оптимальні способи послаблення або посилення гідролізу;
- 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. Пререквізити та постреквізити дисципліни (місце в структурно-логічній схемі навчання за відповідною освітньою програмою)

Матеріал кредитного модуля базується на дисциплінах "Хімія", "Фізика", "Математика" за програмою середньої школи. Компетенції, отримані студентами в процесі вивчення цього кредитного модуля, застосовуються для опанування дисциплін циклу професійної підготовки, в рамках яких передбачено застосування законів фізики та хімії для конструювання літальних апаратів та систем керування ними.

3. Зміст навчальної дисципліни

Розділ 1. ОСНОВНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ.

Тема 1.1. Атомно-молекулярне вчення. Стехіометричні закони хімії.

Хімія як наука про речовини та їх перетворення. Поняття про хімічний елемент. Ізотопи. Прості і складні речовини. Явище алотропії. Поняття про дальтоніди та бертоліди. Маси (абсолютні та відносні) атомів і молекул, одиниці виміру. Моль речовини. Молярна та відносна молекулярна маса речовини.

Закон збереження маси речовин. Закон сталості складу. Закон кратних співвідношень. 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. Молярний об’єм газу. Поняття про відносну густину газу. Методи знаходження молекулярної маси речовин, що знаходяться у газоподібному стані.

Тема 1.2. Класи неорганічних сполук.

Класифікація неорганічних сполук. Прості та складні речовини. Метали та неметали. Оксиди: кислотні, основні та амфотерні; способи одержання оксидів, їх хімічні властивості. Гідрати оксидів. Основні та амфотерні гідроксиди: добування та хімічні властивості. Кислоти: оксигеновмісні та безоксигенові; способи одержання, властивості. Солі, одержання та властивості середніх, кислих і основних солей. Реакції подвійного обміну. Комплексні сполуки, добування та властивості. Генетичний зв'язок між оксидами, основами, кислотами і солями.

Тема 1.3. Енергетика хімічних реакцій.

Внутрішня енергія та ентальпія, екзо- та ендотермічні реакції. Перший закон термодинаміки. Теплові ефекти за умов сталості тиску та сталості об’єму, їх зв’язок з ентальпією та внутрішньою енергією системи. Термохімічні рівняння. Закони термохімії. Закон Гесса та його використання в термохімічних розрахунках. Стандартний тепловий ефект утворення хімічної сполуки. Стандартна ентальпія згоряння речовин.

Поняття про ентропію. Ентропія як міра невпорядкованості системи. Стандартні ентропії. Вплив етропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів. Зміна ізобарно-ізотермічного потенціалу (вільної енергії Гіббса) як критерій самодовільності протікання процесів. Розрахунки зміни вільної енергії Гіббса. Залежність вільної енергії Гіббса від температури. Вільна енергія Гельмгольца.

Тема 1.4. Хімічна кінетика.

Гомогенні і гетерогенні системи. Швидкість реакцій в гомогенних та в гетерогенних системах. Фактори, що впливають на швидкість реакцій. Закон діючих мас. Константа швидкості реакції, її фізичний зміст. Прості та складні реакції. Поняття про молекулярність та порядок реакції. Приклади механізмів хімічних реакцій. Ланцюгові реакції.

Вплив температури на швидкість реакції. Правило Вант-Гоффа. Активні молекули. Енергія активації. Рівняння Арреніуса. Поняття про каталіз. Інгібітори.

Тема 1.5. Хімічна рівновага.

Необоротні та оборотні реакції, хімічна рівновага. Константа рівноваги гомогенних та гетерогенних реакцій. Зв'язок зміни вільної енергії Гіббса та константи рівноваги. Зміщення рівноваги. Принцип Ле Шательє. Пояснення зміщення хімічної рівноваги з точки зору хімічної кінетики та термодинаміки.

Розділ 2. БУДОВА РЕЧОВИНИ.

Тема 2.1. Будова атомів хімічних елементів.

Експериментальні дані, що свідчать про складність будови атому. Електрон, його заряд та маса. Теорія Резерфорда. Теорія будови атому водню за Н. Бором. Хвильові властивості електрона. Корпускулярно-хвильовий дуалізм. 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 найменшої енергії. Принцип Паулі. Правила Клечковського. Правило Гунда. Електронні формули та електронні схеми атомів хімічних елементів.

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

Початкове формулювання періодичного закону (за 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 елементів в періодах і групах. Електронегативність. Значення електронегативності для характеристики хімічних властивостей елементів. Періодичні та неперіодичні властивості елементів. Зв'язок між положенням елемента у періодичній системі та його електронною будовою. Номер групи та валентність елемента.

Тема 2.3. Хімічний зв`язок. Властивості молекул. Міжмолекулярна взаємодія.

Валентні електрони і валентність елементів в основному і збудженому станах. Теорія спінової валентності. Природа хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок, його характеристики: довжина і енергія. Основні положення методу валентних зв'язків (МВЗ). Насиченість і напрямленість ковалентного зв'язку. Механізми утворення ковалентного зв'язку. Валентні кути в ковалентних молекулах. Гібридизація атомних орбіталей, типи гібридизації. σ- і π-зв'язок. Делокалізований π-зв'язок.

Донорно-акцепторна взаємодія. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Ступені окиснення. Ефективні заряди атомів. Іонний зв'язок, його властивості: ненасиченість і ненаправленість. Металічний зв'язок.

Полярні і неполярні молекули. Дипольний момент. Здатність молекул до поляризації. Міжмолекулярна взаємодія: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна взаємодія молекул. Водневий зв'язок, його особливості. Міжмолекулярний та внутрішньомолекулярний водневий зв'язок, його вплив на фізичні властивості речовин.

Розділ 3. РОЗЧИНИ.

Тема 3.1. Загальні властивості розчинів.

Дисперсні системи. Молекулярні розчини. Розчинник та розчинена речовина. Способи вираження концентрації розчинів. Процеси, що відбуваються при розчиненні газоподібних, рідких та твердих речовин в рідинах. Сольватація. Теплота (ентальпія) розчинення. Вплив природи речовин, тиску та температури на розчинність газів, рідин та твердих речовин у рідинах. Закон Генрі. Закони Рауля. Їх визначення, математичний та графічний вираз. Осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Визначення молекулярних мас розчинених речовин. Закон Сеченова.

Тема 3.2. 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.

Класифікація електролітів за характером іонів, що утворюються при дисоціації: кислоти, основи, амфоліти, солі. Добуток розчинності малорозчинних речовин. Реакції іонного обміну в розчинах електролітів та умови їх перебігу в прямому напрямку.

Тема 3.3. Дисоціація води. Водневий показник. Гідроліз солей.

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

Розділ 4. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ.

Тема 4.1. Окисно-відновні реакції.

Процеси окислення та відновлення. Окисники та відновники. Послідовність складання окислювально-відновних реакцій, їх класифікація. Урівнювання окисно-відновних реакцій методом електронного балансу (метод Некрасова). Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій.

Тема 4.2. Гальванічні елементи.

Електродний потенціал, його утворення, вимірювання електродних потенціалів. Стандартні електродні потенціали. Таблиця окисно-відновних потенціалів. Напрямок перебігу окисно-відновних реакцій. Залежність електродних потенціалів від температури та концентрації. Формула Нернста. Ряд напруг металів. Типи електродів.

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

Тема 4.3. Електрохімія. Електроліз.

Поняття про електроліз. Умови, необхідні для проведення електролізу. Анодне окиснення та катодне відновлення. Електроліз з нерозчинним та розчинним анодами. Закони електролізу. Послідовність розряду іонів на катоді та аноді. Закони Фарадея. Вихід за струмом. Використання електролізу (отримання та очищення металів, захисні покриття).

Тема 4.4. Корозія металів та сплавів. Захист від корозії.

Корозія металів. Класифікація корозійних процесів за механізмом корозії. Хімічна і електрохімічна корозія. Причини, що сприяють корозії. Електродні процеси у корозійних гальванічних елементів. 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).

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. Презентації лекцій та звіти до виконання лабораторних робіт розміщено у відповідному дистанційному курсі [11].

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. Загальна та неорганічна хімія [Текст] : підручник для студентів вищих навчальних закладів / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Клюєва ; Національний фармацевтичний університет. 3-є вид. Харків : НФаУ “Золоті сторінки”, 2017. 512 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студентів вищ. навч. закладів / Романова Н.В. Київ, Ірпінь: ВТФ "Перун", 2007. 479 с.
5. Григор'єва, Валентина Володимирівна. Загальна хімія : підруч. для нехім. спец. вузів / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич. - Київ : Вища школа, 1991. - 430 с. : іл.

Додаткова

6. Михалічко Б. М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навч. посіб. К.: Знання, 2009. 548 с.
7. Загальна хімія: навчальний посібник для студентів хіміко-технологічних та нехімічних спеціальностей денної та заочної форми навчання / В.І. Булавін, Т.В. Школьнікова, М.В. Ведь, Т.П. Ярошок, А.В. Крамаренко, М.М. Волобуев, І.І. Степанова, І.М. Рищенко, О.І. Русинов, Т.В. Мельник, І.В. Асєєва ; під заг. ред. В.І. Булавіна ; МОН України, НТУ"Харківський політехнічний інститут". Харків : О.В. Бровін, 2019. 373 с.: іл., табл.
8. Хімія: Підручник для студентів нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів / А. В. Голубєв, О.А. Голуб, В.І. Лисін, І.В. Коваленко, Г.В. Тарасенко ; за редакцією Голубєва А.В. - Київ : Кондор, 2018.
9. Загальна хімія: Основні поняття та закони хімії. Систематика неорганічних сполук [Електронний ресурс] : посібник для студентів технічних напрямів підготовки / НТУУ «КПІ» ; уклад. А. В. Підгорний, Т. М. Назарова. – Електронні текстові дані (1 файл: 899 Кбайт). – Київ : НТУУ «КПІ», 2010. - Назва з екрана.
10. Ткачук, Г. С., Загальна хімія : конспект лекцій: навчальний посібник / Г.С. Ткачук. - Хмельницький : ХНУ, 2020. - 287 сторінок : рис., табл.

Інформаційні ресурси

11. Дистанційний курс Хімія (для студентів ІАТ) [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: https://do.ipo.kpi.ua/course/view.php?id=2764.

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) та ілюстративний матеріал у вигляді презентацій, які розміщені на платформі Moodle[11]. Після кожної лекції рекомендується ознайомитись з матеріалами, рекомендованими для самостійного вивчення, а перед наступною лекцією – повторити матеріал попередньої.

№	Опис заняття
1	Тема 1.1. Поняття про хімічний елемент. Прості і складні речовини. Абсолютні та відносні маси атомів і молекул. Моль речовини. Молярна та відносна молекулярна маса речовини. Закон збереження маси речовин. Закон сталості складу. Закон Авогадро та його наслідки. Молярний об'єм газу. Поняття про відносну густину газу. Методи знаходження молекулярної маси речовин, що знаходяться у газоподібному стані.
2	Тема 1.2. Класифікація неорганічних сполук. Прості та складні речовини. Метали та неметали. Оксиди, основні та амфотерні гідроксиди, кислоти, солі: способи одержання, хімічні властивості. Реакції подвійного обміну. Комплексні сполуки, добування та властивості. Генетичний зв'язок між оксидами, основами, кислотами і солями.
3	Тема 1.3. Внутрішня енергія та ентальпія, екзо- та ендотермічні реакції. Перший закон термодинаміки. Теплові ефекти за умов сталості тиску та сталості об'єму, їх зв'язок з ентальпією та внутрішньою енергією системи. Термохімічні рівняння. Закони термохімії. Закон Гесса та його використання в термохімічних розрахунках. Стандартний тепловий ефект утворення хімічної сполуки. Стандартна ентальпія згоряння речовин.
4	Продовження теми 1.3. Поняття про ентропію. Ентропія як міра невпорядкованості системи. Стандартні ентропії. Вплив етропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів. Зміна ізобарно-ізотермічного потенціалу (вільної енергії Гіббса) як критерій самодовільності протікання процесів. Розрахунки зміни вільної енергії Гіббса. Залежність вільної енергії Гіббса від температури.
5	Тема 1.4. Швидкість реакцій в гомогенних та в гетерогенних системах. Закон діючих мас. Прості та складні реакції. Поняття про молекулярність та порядок реакції. Приклади механізмів хімічних

	реакцій. Вплив температури на швидкість реакції. Правило Вант-Гоффа. Енергія активації. Рівняння Арреніуса. Поняття про каталіз.
6	Тема 1.5. Стан хімічної рівноваги. Константа рівноваги гомогенних та гетерогенних реакцій. Зв'язок зміни вільної енергії Гіббса та константи рівноваги. Зміщення рівноваги. Принцип Ле Шательє. Пояснення зміщення хімічної рівноваги з точки зору хімічної кінетики та термодинаміки.
7	Тема 2.1. Теорія Резерфорда. Теорія будови атому водню за Бором. Хвильові властивості електрона. Корпускулярно-хвильовий дуалізм. Рівняння де Бройля. Хвильова функція. Поняття про електронну густину Квантові числа. Енергетичні рівні та підрівні. Електронна орбіталь. Принцип найменшої енергії. Принцип Паулі. Правила Клечковського. Правило Гунда. Електронні формули та електронні схеми атомів хімічних елементів.
8	Тема 2.2. Структура періодичної системи: періоди, групи, підгрупи. Номер групи і валентність елемента. Зміна властивостей елементів у періоді, в групі. Закон Мозлі. Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична система і її зв'язок з будовою атома. Елементи головних і побічних підгруп. „Проскок" електрона у d-елементів.
9	Продовження теми 2.2. Енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона, електронегативність, закономірність їх зміни в періодах і групах. Зв'язок між положенням елемента у періодичній системі та його електронною будовою.
10	Тема 3.2. Електроліти, їх класифікація. Ступінь дисоціації та її визначення Теорія Арреніуса. Роль розчинника при дисоціації речовини. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації слабких електролітів. Закон розведення Оствальда. Ступінчаста дисоціація. Реакції іонного обміну в розчинах електролітів.
11	Тема 3.3. Електролітична дисоціація молекул води. Йонний добуток води. Водневий показник pH. Гідроліз солей. Різні випадки гідролізу солей. Йонні та молекулярні рівняння реакцій гідролізу. Визначення реакції середовища розчинів солей.
12	Написання модульної контрольної роботи.
13	Тема 4.1. Ступінь окиснення. Процеси окиснення та відновлення. Окисники та відновники. Послідовність складання окисно-відновних реакцій, їх класифікація.
14	Продовження теми 4.1. Урівнювання окисно-відновних реакцій методом електронного балансу (метод Некрасова). Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій.
15	Тема 4.2. Електродний потенціал, його утворення, вимірювання електродних потенціалів. Стандартні електродні потенціали. Таблиця окисно-відновних потенціалів. Напрямок перебігу окисно-відновних реакцій. Залежність електродних потенціалів від температури та концентрації. Формула Нернста. Ряд напруг металів. Типи електродів.

16	Продовження теми 4.2. Класифікація електродів та гальванічних елементів. Гальванічний елемент, його електрохімічна схема. Процеси, що відбуваються на електродах при роботі гальванічного елемента. Електрорушійна сила гальванічного елемента.
17	Тема 4.3. Поняття про електроліз. Умови, необхідні для проведення електролізу. Анодне окиснення та катодне відновлення. Електроліз з нерозчинним та розчинним анодами.
18	Продовження теми 4.3. Закони електролізу. Послідовність розряду іонів на катоді та аноді. Закони Фарадея. Вихід за струмом. Використання електролізу (отримання та очищення металів, захисні покриття).

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 «Хімія». Матеріал лабораторного практикуму спрямований на закріплення та поглиблення практичних навичок роботи в лабораторії.

Тиждень	Тема	Опис запланованої роботи
1	Визначення молярної маси карбон(IV) оксиду	Ваговим методом визначити молярну масу карбон(IV) оксиду. Ознайомитися з рівнянням стану ідеального газу та поняттям відносної густини одного газу за іншим. Продемонструвати розрахунки і роботу викладачу.
2		Захист роботи
3	Добування та хімічні властивості оксидів та нерозчинних гідроксидів	Одержати та продемонструвати хімічний характер деяких оксидів. Одержати важкорозчинні гідроксиди металів та визначити хімічним шляхом їх характер. Самостійно скласти рівняння реакцій. Продемонструвати роботу викладачу.
4		Захист роботи
5	Добування та хімічні властивості середніх та комплексних солей	Одержати запропоновані середні, кислі та комплексні солі, вивчити їх хімічні властивості. Самостійно скласти рівняння реакцій. Продемонструвати роботу викладачу.
6		Захист роботи
7	Визначення стандартного теплового ефекту реакції	Відповідно до отриманого індивідуального чи групового завдання провести реакцію нейтралізації сильної кислоти сильною основою і обчислити тепловий ефект цієї

	нейтралізації	реакції. Продемонструвати розрахунки і роботу викладачу.
8		Захист роботи
9	Хімічна кінетика	Відповідно до отриманого індивідуального завдання встановити характер залежності швидкості та константи швидкості реакції від концентрації одного з реагентів, обчислити константу швидкості реакції. Зробити висновок про порядок реакції за вказаною речовиною. Продемонструвати розрахунки і роботу викладачу.
10		Захист роботи
11	Хімічна кінетика	Відповідно до отриманого індивідуального завдання встановити характер залежності швидкості та константи швидкості реакції від температури, обчислити значення констант швидкості за вказаних температур та температурний коефіцієнт швидкості реакції. Продемонструвати розрахунки і роботу викладачу.
12		Захист роботи
13	Розчини електролітів	Ознайомитися з загальними закономірностями проходження реакцій між електролітами, виконати їх на практиці. Самостійно скласти рівняння реакцій. Продемонструвати роботу викладачу.
14		Захист роботи
15	Дисоціація води, водневий показник. Гідроліз солей	Визначити зміну реакції середовища в розчинах солей. Дослідити фактори, що впливають на глибину гідролізу. Самостійно скласти рівняння реакцій. Продемонструвати роботу викладачу.
16		Захист роботи
17	Окисно-відновні процеси. Підсумкове заняття	Скласти гальванічний елемент та виміряти його ЕРС, навчитися користуватися електролізером та пояснити залежність електродних процесів від матеріалів електродів. Самостійно скласти рівняння реакцій. Продемонструвати роботу викладачу. 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 всі необхідні розрахунки, графіки, наявні спостереження та висновки.
3. Захист відбувається за графіком, зазначеним у п.5.
4. Після перевірки звіту викладачем робота вважається зарахованою, якщо не містить суттєвих недоліків. Якщо в звіті є суттєві недоліки, звіт повертається студенту для доопрацювання.

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

Правила призначення заохочувальних балів:

1. За активну роботу на лекції нараховується до 0,5 заохочувальних балів (але не більше 8 балів на семестр).
2. За активну роботу на лабораторному занятті нараховується до 0,5 заохочувальних балів (але не більше 4 балів на семестр).
3. Якщо звіт до виконання лабораторної роботи не містить помилок і його підписано викладачем з першої спроби здачі (роботу зараховано) до закінчення лабораторного заняття, то студенту нараховується +1 додатковий бал.

Правила призначення штрафних балів:

1. У разі відсутності у студента на початок лабораторного заняття самостійно виконаного індивідуального домашнього завдання нараховується -1 бал.
2. У разі відсутності у студента на початок лабораторного заняття роздрукованого чи написаного від руки звіту до виконання лабораторної роботи нараховується -1 бал.

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

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

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

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, оцінка за виконання лабораторних робіт, МКР.
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. виконання лабораторної роботи;
3. модульну контрольну роботу.
4. 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 або Zoom) за посиланням, що надає на електронну пошту або (та) телеграм-канал групи.

В разі переходу університету на дистанційну форму навчання звіти про виконання лабораторних робіт надаються в електронному вигляді на електронну пошту викладача.

Система рейтингових (вагових) балів та критерії оцінювання

1. Експрес-контроль на лабораторному занятті.
Ваговий бал -10. Максимальна кількість балів становить 10 балів · 6 = 60 балів.
2. Виконання лабораторної роботи.
Ваговий бал -1. Максимальна кількість балів становить 1 бал · 9 = 9 балів.
3. Модульна контрольна робота.
Ваговий бал – 31. Максимальна кількість балів становить 31 бали · 1 = 31 бал. Менше 19 балів (менше ніж 60% задач правильно розв’язані) – контрольна не зараховується.

Умовою отримання позитивної оцінки з календарного контролю є виконання всіх запланованих на цей час робіт (на час календарного контролю). На першому календарному контролі (6-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше 0,5•33 = 16,5 балів. На другому календарному контролі (10-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше 0,5•55 = 27,5 балів.

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, обгрунтована;

б) задача розв`язана вірно, з поясненням, чітко і правильно оформлена;

$$0{,}9Б \le r < 1{,}0Б$$

2. а) відповідь правильна, обгрунтова, але невичерпна (90-75 % програмного матеріалу), має несуттєві помилки;

б) задача розв`язана вірно;

$$0{,}75Б \le r < 0{,}9Б$$

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 аріфметичні помилки;

$$0{,}6Б \le r < 0{,}75Б$$

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;

$$0{,}0Б < r < 0{,}6Б.$$

Розрахунок шкали (R) рейтингу:

Сума вагових балів контрольних заходів протягом семестру складає:

$$\mathbf{R_k = 9 \cdot 1 + 10 \cdot 6 + 31 = 100 \text{ балів.}}$$

Рейтингова оцінка (**RD**) дисципліни формується як сума всіх рейтингових балів $\sum_k r_k$ та заохочувальних/штрафних балів $\sum_s r_s$.

$$\mathbf{RD} = \sum_k r_k + \sum_s r_s$$

Семестровим контролем є залік. Умови допуску до заліку:

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

Студенти, які набрали протягом семестру необхідну кількість балів (RD < 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 знаходиться 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

Перші три питання залікової роботи (r_1, r_2, r_3) оцінюються у 17 балів відповідно до наведених вище критеріїв оцінювання. Останнє, четверте питання (r_4) оцінюється у 18 балів. Розмір шкали оцінювання залікової роботи становить 69 балів, оскільки зменшений на значення вагового балу модульної контрольної роботи.

$$R_{КР} = 100 – r_{МКР} =100 - 31 = 69$$

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 $\mathbf{R = R_C}$ переводиться згідно з таблицею:

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

9. Додаткова інформація з дисципліни (освітнього компонента)

Перелік матеріалів, якими дозволено користуватись під час екзамену:

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

Робочу програму навчальної дисципліни (силабус):
Складено старшим викладачем кафедри загальної та неорганічної хімії:

к.х.н. Шпаком А. Є.

Ухвалено методичною комісією ХТФ (протокол № 10 від 21.06.2024 р.)
Ухвалено кафедрою загальної та неорганічної хімії
(протокол № 13 від 22.05.2024 р.)

Погоджено Методичною комісією інституту аерокосмічних технологій (протокол № 5 від 31.05.2024)