



Хімія

Робоча програма навчальної дисципліни (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни

Рівень вищої освіти *Перший (бакалаврський)*

Галузь знань	14 Електрична інженерія
Спеціальність	144 Теплоенергетика
Освітня програма	Для всіх освітніх програм спеціальності 144 Теплоенергетика
Статус дисципліни	Нормативна
Форма навчання	очна / змішана
Рік підготовки, семестр	I курс, весняний семестр
Обсяг дисципліни	4 кредити
Семестровий контроль/ контрольні заходи	Залік усний
Розклад занять	Лекція 2 години на тиждень (1 пара), лабораторні роботи 2 години на тиждень (1 пара) за розкладом на rozklad.kpi.ua
Мова викладання	Українська
Інформація про керівника курсу / викладачів	Лектор: доцент, Підгорний Андрій Вадимович., контактні дані Email: a.podgornij@gmail.com Лабораторні: доцент, Підгорний Андрій Вадимович., контактні дані Email: a.podgornij@gmail.com
Розміщення курсу	Платформа Sikorsky-distance; доступ за запрошенням викладача https://do.ipk.kpi.ua/course/view.php?id=4265

Програма навчальної дисципліни

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

Дисципліна “Хімія” викладається згідно з навчальним планом бакалаврської підготовки студентів теплоенергетичного факультету спеціальності “Теплоенергетика” (144) і відноситься до фундаментальних наук.

Мета навчальної дисципліни “Хімія” – навчити студентів основам та сучасним поняттям хімічної науки, які необхідні їм для плідної діяльності у майбутньому, допомогти усвідомити хімічні явища, що зустрічаються у природі і техніці та з'ясувати загальні закономірності їх перебігу; сформуувати систему екологічних знань, які забезпечать раціональну поведінку та елементарну безпеку у повсякденному житті і діяльності науки, культури, виробництва, не пов'язаних з хімією безпосередньо.

Дисципліна “Хімія” викладається з урахуванням підготовки спеціалістів, що будуть працювати в нехімічних галузях, але які базуються у своїй основі на хімічних законах. Тому, у курсі “Хімія” основна увага приділяється тим поняттям

та закономірностям, що складають ядро хімічних знань, які необхідні для вивчення загальноінженерних та спеціальних дисциплін. Це – теорія будови речовини, хімічна термодинаміка, хімічна кінетика, теорія розчинів, електрохімія тощо. Окрім цього, саме під час вивчення дисципліни “Хімія” закладається перший ступінь ознайомлення студентів з хімією оточуючого середовища, формується раціональна система взаємовідносин людини та природи. Побудова курсу забезпечує розвиток самостійності у роботі студентів, створює кращі можливості для прояву ними своїх творчих здібностей і сприяє оволодінню вміннями та навичками науково-дослідницької роботи.

2.Пререквізити та постреквізити дисципліни

Знання з хімії у поєднанні із базовими знаннями з інших фундаментальних наук дозволяють сформувати багатосторонньо підготовлених фахівців, які здатні до нестандартного логічного мислення, вміють аналізувати, систематизувати та узагальнювати одержану інформацію, спроможних до вирішення технічних завдань, а у разі необхідності, пристосовувати свій фах до споріднених галузей діяльності.

Завдяки такому достатньо широкому обсягу навчального матеріалу забезпечується якісна база для засвоєння студентами багатьох загальнотехнічних і спеціальних дисциплін, які вивчаються згідно плану бакалаврської підготовки. До цих дисциплін згідно навчального плану можна віднести такі, як “Технічна термодинаміка”, “Основи екології”, “Водопідготовка та водний режим”, “Теплотехнічні вимірювання та прилади”, “Автоматизація технологічних процесів і виробництва”, “Моделювання та оптимізація систем керування”.

Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти після засвоєння навчальної дисципліни «Хімія» мають продемонструвати такі результати навчання:

- **знання:**
- Базові знання хімії в обсязі, необхідному для вивчення професійних дисциплін та для використання в обраній професії.
- Основні стехіометричні закони, фізико-хімічну основу природних явищ, сучасні положення теорії будови атому та речовин і типові властивості сполук, які знаходять застосування у теплотехнічних процесах.
- Типові хімічні реакції, які відбуваються в основному обладнанні і апаратах та закони кінетики, що обґрунтовують вплив зовнішніх факторів на швидкість проходження процесів та ефективність використання реагентів.
- Закони розрахунку теплових ефектів процесів та фазових перетворень; критерії довірного проходження процесів.
- Загальні властивості розчинів неелектролітів (тиск насиченої пари розчинника, температури кипіння та замерзання розчинів).
- Хімічні властивості солей, кислот, основ, що зумовлюють особливий

склад водних розчинів, які застосовуються у джерелах промислового водопостачання та типові закономірності перебігу хімічних реакцій в розчинах електролітів.

- Принципи використання окисно-відновних процесів при створенні хімічних джерел електричної енергії; закони функціонування гальванічних елементів та головні фактори, від яких залежить потенціал електродів.
- Які компоненти оточуючого середовища та технологічних розчинів чинять корозійну дію на елементи технологічного обладнання; основні методи уповільнення швидкості здійснення корозійних процесів.

вміння:

- Характеризувати властивості речовин, виходячи з особливості їх будови та підбирати необхідні конструкційні матеріали з потрібними властивостями.
- Проводити розрахунки зміни термодинамічних функцій (ентальпії, ентропії, енергії Гіббса) у хімічних реакціях та аналізувати вплив різних факторів при моделюванні технологічних процесів на електричних станціях; визначати шкідливі хімічні речовини, які утворюються під час перебігу цих процесів та прогнозувати їх вплив на навколишнє середовище.
- Розраховувати тиск насиченої пари розчинника над розчином, температури кипіння та замерзання розчинів; кількісні характеристики сили електролітів (ступінь та константу дисоціації), рН розчинів; складати рівняння хімічних реакцій, які проходять за участю електролітів у водних розчинах.
- Складати схеми гальванічних елементів, рівняння електродних процесів; проводити розрахунки потенціалів електродів та електрорушійних сил гальванічних елементів.
- Підібрати середовище, в якому є найменший ризик виникнення корозійних процесів технологічних конструкцій та пояснювати механізм руйнування металів під час електрохімічної та хімічної корозії.
- Аналізувати та робити висновки з результатів лабораторної та науково-дослідної роботи та оформлювати її звіт. Працювати з бібліографічними джерелами інформації.

Загальні компетентності СВО

- ЗК 1: Здатність до абстрактного мислення, аналізу і синтезу.
- ЗК 2: Здатність до навчання та самоаналізу (пошуку, оброблення та аналізу інформації з різних джерел).
- ЗК 6: Здатність проведення досліджень на відповідному рівні.

3.3міст навчальної дисципліни

Розділ 1.Основні поняття хімії
Тема 1. Атомно-молекулярне вчення . Основи кількісних розрахунків в хімії
Розділ 1.Основні поняття хімії
Тема 1.1. Атомно-молекулярне вчення . Основи кількісних розрахунків в хімії
Розділ 2.Основні закономірності перебігу хімічних процесів
Тема 2.1.Класи Неорганічних сполук
Тема 2.2.Елементи хімічної термодинаміки
Тема 2.3.Хімічна кінетика і хімічна рівновага
Розділ3.Будова речовини
Тема 3.1.Будова атомів, періодичний закон та періодична система
Тема 3.2. Хімічний зв'язок та будова молекул.
Розділ 4. Розчини
Тема 4.1.Загальні властивості розчинів. Розчини неелектролітів
Тема 4. 2.Розчини електролітів
Тема 4.3.Очистка та підготовка води
Розділ 5. Електрохімічні процеси
Тема 5.1. Гетерогенні окисно-відновні рівноваги
Тема 5.2. Хімічні джерела струму
Тема 3. Корозія металів та сплавів
Розділ 6. Властивості металів
Тема 6.1. Хімічні властивості металів

4.Навчальні матеріали та ресурси

Нижче наводиться перелік навчальних матеріалів та ресурсів, використання яких є рекомендованим для результативного засвоєння матеріалу навчальної програми дисципліни «Хімія» . Навчальні матеріали, зазначені нижче, доступні у бібліотеці університету та у методичному кабінеті кафедри загальної та неорганічної хімії. Обов'язковою до вивчення є базова література, інші матеріали – є рекомендованими до поглибленого опрацювання програми кредитного модуля. Розділи та теми, з якими студент має ознайомитись самостійно, викладач зазначає на лекційних та до лабораторних заняттях.

Базова

1. Глінка М.Л. Загальна хімія. – К.: Вища шк. / Пер. з 20-го рос. видання. / М.1979 / Головне вид-во, 1982. – 608 с.
2. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высшая школа., 2000. – 558 с.
3. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: підручник для студентів вищих

навчальних закладів. – К. – Ірпінь: ВТФ «Перун», 2002. – 480 с.

4. Хімія. Методичні вказівки до виконання лабораторного практикуму для студентів технічних спеціальностей бакалаврського циклу підготовки / Укл. О.О. Андрійко, А.В. Підгорний, Н.А. Гуц, Т.М. Назарова. – К.: НТУУ КПІ, 2006. – 64 с.
5. Загальна хімія. «Основні поняття та закони хімії. Систематика неорганічних сполук»: Посібник з навчальної дисципліни «Загальна хімія» для студентів технічних напрямів підготовки / Укл. А.В. Підгорний, Т.М. Назарова. – К.: НТУУ «КПІ», 2010. – 52 с.
6. Загальна хімія. «Розчини. Конспект лекцій навчальної дисципліни «Загальна хімія» для студентів технічних напрямів підготовки / Уклад.: А.В. Підгорний, Т.М. Назарова, Н.А. Гуц – К.: НТУУ «КПІ», 2009. – 40 с.
7. Загальна хімія. Будова речовини [Текст] : навч. Посіб./ А.В. Підгорний, Т.М. Назарова, Н.А. Гуц . – К.: НТУУ «КПІ», 2011. – 68 с.
8. Загальна хімія. «Розчини електролітів». Конспект лекцій навчальної дисципліни «Загальна хімія» для студентів технічних напрямів підготовки / Уклад.: А.В. Підгорний, Т.М. Назарова, Н.А. Гуц – К.: НТУУ «КПІ», 2009. – 56 с.
9. Хімія [Текст]: навчальний посібник / А.М. Герасенкова, О.М. Князева, А.В. Підгорний .- К.: НТУУ «КПІ», 2012. – 76 с.

Додаткова

1. Григор'єва В.В., Самійленко В.В., Сич А.М. Загальна хімія. – К.: Вища школа, 1991. – 431 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія: у 2-х ч. – К.: Пед. преса, 2002. – 520 с.
3. Копілевич В.А., Карнаухов О.І., Слободяник М.С., Мельничук Д.О. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2003. – 643 с.

Інформаційні ресурси

1. 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: 13 Мбайт). – адреса розміщення <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/37137>. – Київ: КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2020. – 350 с.
2. Хімія. Хімічна термодинаміка [Електронний ресурс]: Навчальний посібник для студентів технічних спеціальностей / НТУУ «КПІ ім. Ігоря Сікорського»; уклад.: А.В. Підгорний, Т.М. Назарова. – Електронні текстові дані (1 файл: 14 Мбайт). К: НТУУ «КПІ ім. Ігоря Сікорського», 2016. – 81 с. – Назва з екрана. – Доступ: <http://ela.kpi.ua/handle/123456789/20912>
3. Хімія. Хімічна кінетика та рівновага [Електронний ресурс]: Навчальний посібник для студентів технічних спеціальностей / НТУУ «КПІ ім. Ігоря Сікорського»; уклад.: А.В. Підгорний, Т.М. Назарова. – Електронні текстові дані (1 файл: 11,8 Мбайт). К: НТУУ «КПІ ім. Ігоря Сікорського», 2016. – 68 с. – Назва з екрана. – Доступ: <http://ela.kpi.ua/handle/123456789/20913>
4. Хімія. [Електронний ресурс]: Лабораторний практикум для студентів технічних спеціальностей підготовки денної форми навчання / НТУУ «КПІ ім. Ігоря Сікорського»; уклад.: А.В. Підгорний, Т.М. Назарова, Гуц Н.А., Іванюк О.В. – Електронні текстові дані (1 файл: 508 Мбайт). К: НТУУ «КПІ ім. Ігоря Сікорського», 2013. – 64 с. – Назва з екрана. – Доступ: <http://.kpi.ua/handle/123456789/5459>.
5. [Sikorsky-distance. Хімія. Дистанційний курс для студентів ІМЗ, Спеціальність 131 «Теплоенергетика»](https://do.ipk.kpi.ua/course/view.php?id=4265) // <https://do.ipk.kpi.ua/course/view.php?id=4265>

5.Методика опанування навчальної дисципліни (освітнього компонента)

Лекційні заняття

Начитування лекцій з дисципліни «Хімія» проводиться паралельно з виконанням студентами лабораторних робіт та розглядом питань, що виносяться на індивідуальну самостійну роботу. При читанні лекцій застосовуються засоби для відеоконференцій (Google Meet, Zoom тощо) та ілюстративний матеріал у вигляді презентацій, які розміщені на платформі Sikorsky-distance. Після кожної лекції студентам рекомендується ознайомитись з матеріалами, рекомендованими для самостійного вивчення, а перед наступною лекцією –повторити матеріал попередньої.

№ з/п

Назва теми лекції та перелік основних питань

Розділ 1.Основні поняття хімії

1 Тема 1. Атомно-молекулярне вчення

Хімія як розділ природознавства. Місце хімії в системі наук. Перспективи розвитку хімії та проблеми екології. Матеріали, форми існування матерії. Хімічний елемент. Атом. Молекула. Проста речовина та хімічна сполука. Фізичні та хімічні явища, їх взаємозв'язок. Стехіометричні закони: закон збереження маси речовини, сталості складу, закон Авогадро, закон еквівалентів; 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.

Опрацювати: [1 (с.11-51), 2 (с.11-16), 3 (с.12-24), 5 (с.2-24)]

Розділ 2.Основні закономірності перебігу хімічних процесів

2

Завдання на СРС

Тема 2.1 Систематика та властивості неорганічних речовин

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

Опрацювати: [3 (с.134-145), 6 (с.3-24), 1д (с.140-154)]

Тема 2.2. Елементи хімічної термодинаміки 1

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.

Опрацювати: [2 (с.116-130), 3 (с.111-117)]

3

Тема 2.2. Елементи хімічної термодинаміки 2

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 довільного перебігу хімічного процесу в ізобарно-ізоtermічних умовах. Вплив ентропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів. Вплив температури на напрямок перебігу хімічних процесів.

Опрацювати: [2 (с.132-142), 3 (с.117-128)]

4

Тема 2.3 Хімічна кінетика 1

Загальні поняття хімічної кінетики. Теорія активних спів 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.

Опрацювати: [1 (с.180-185), 2 (с.132-142), 1д (с.114-120), 2д (134-145)]

5

Тема 2.3 Хімічна кінетика 2

Каталіз гомогенний та гетерогенний, каталізатори, інгібітори. 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.

Розділ 3. Будова речовини**Тема 3.1**

6

Квантово-механічна 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 основному та збуджених станах.

Періодична система Д.І. Менделєєва. Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична зміна властивостей хімічних елементів та деяких сполук в залежності від електронної будови атома. Номер групи та валентність елементів.

Опрацювати: [2 (с.27-30), 7 (с.4-20)]

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.

[2 (с.31-34), 7 (с.20-23)]

7

Тема 3.2 Хімічний зв'язок 1

Типи хімічного зв'язку. Опис 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, σ -, π - зв'язки.

Опрацювати: [2 (35-58), 7(18-23)]

Тема 3.2 Хімічний зв'язок 2

8

Теорія гібридизації атомних орбіталей, типи гібридизації. Геометрична будова молекул, полярні та неполярні молекули. 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.

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.

Опрацювати: Аморфний та кристалічний стани речовини. Іонна, атомна, молекулярна та металічна кристалічна решітки. Залежність фізичних властивостей речовин у кристалічному стані від типу зв'язку між частинками у кристалі.

Опрацювати: [2 (с.65-92), 7 (с.40-48)]

Розділ 4. Розчини

- 9 **Тема 4.1. Загальні властивості розчинів. Розчини неелектролітів**
Дисперсні системи, істинні розчини. Розчини неелектролітів. Механізм та енергетика процесу розчинення. Сольватація. Закони Рауля. Колігативні властивості ідеальних розчинів: тиск насиченої пари, зміна температур кипіння та замерзання, осмотичний тиск.
Опрацювати: [6 (с.14-18), 2д (с.167-186), 3д (с.28-48)] Способи вираження складу багатокомпонентних систем.. Розчинність речовин.
- 10 **Тема 4.2. Розчини електролітів 1**
Особливості поведінки розчинів електролітів. Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля. Електролітична дисоціація, її причина та наслідки. Теорія Арреніуса. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації як кількісна міра здатності розпаду на іони слабого електроліта. Закон розведення Освальда.
Ступінь дисоціації, його залежність від концентрації електроліту та температури. Роль розчинника у процесі дисоціації.
Опрацювати:
Класифікація електролітів за характером іонів, які вони утворюють при дисоціації [8(с.17-21), 2 (с.218-220)]
- 11 **Тема 4.2. Розчини електролітів 2**
Електролітична дисоціація води. Іонний добуток води, водневий показник рН. Гідроліз солей. Типи гідролізу. Вплив різних факторів на стан гідролітичної рівноваги, зміна рН розчинів.
Опрацювати: Індикатори, способи визначення рН. Стан сильних електролітів у розчинах. Умови перебігу реакцій за участю електролітів. Іонно-молекулярні рівняння. [8 (с.33-39)], 1д (с.173-195)]
- 12 **Тема 4.3. Очистка та підготовка води**
Водоочистка та водопідготовка природної води для технічного використання. Оцінка жорсткості природної води та хімічні способи її усунення: вапняний та вапняно-содовий методи, іонний обмін. Фізичні методи зниження жорсткості: магнітна та ультразвукова обробка, електродіаліз та метод зворотнього осмосу. Опрацювати: [2 (с.388-397)]
- Розділ 5. Електрохімічні процеси**
- 13 **Тема 5.1 Електродні рівноваги**
Предмет електрохімії. Механізм виникнення електродних потенціалів. Типи електродів. Електродні потенціали. Вимірювання стандартних електродних потенціалів за допомогою стандартного водневого електрода.
Опрацювати: Окисно-відновні реакції. Процеси окислення та відновлення. Складання рівнянь ОВР. Правило електронного балансу. [2 (с.251-257с.129-137), 2д (с.236-244)]
- 14 **Тема 5.2. Гальванічні елементи 1**
Фактори, які впливають на значення електродних потенціалів. Рівняння Нернста, розрахунок електродних потенціалів в нестандартних умовах. Гальванічні елементи, схеми ГЕ. Електродні процеси та струмоутворююча реакція. Електрорушійна сила гальванічного елемента., зі зміною енергії, що супроводжує струмоутворюючу реакцію.

№ з/п	Назва теми лекції та перелік основних питань
15	Гальванічні елементи 2. Розрахунок стандартної ЕРС гальванчного елемента за зміною енергії Гіббса що супроводжує струмоутворюючу реакцію.реакцію. Визначення напрямку проходження окисно-відновних реакцій за стандартних умов за допомогою оцінки сили електродних окисників з використанням стандартних електродних потенціалів. Тема 5.3. Корозія металів та сплавів 1 Корозія металів. Класифікація корозійних процесів за механізмом корозії. Хімічна та електрохімічна корозія. Причини, що сприяють корозії. Опрацювати: [2 (с.311-317)]
16	Корозія металів та сплавів 2 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). Опрацювати: [1 (с.521-529), 2 (с.313-335), 1д (с.364-367), 2д (с.264-284)]
Розділ 6 Властивості металів	
17	Тема 6.1 Хімічні властивості металів 1 Хімічні властивості металів. Взаємодія металів з водою, кислотами, розчинами лугів. Електронна будова атомів металів. Опрацювати Фізичні властивості металів. Методи одержання металів: пірометалургія, металотермія, електрометалургія, гідрометалургія. Склад, природа, властивості та застосування сплавів. Опрацювати: [1 (с.513-525): [1 (с.530-553), 2 (с.,341-370)] , 2(с.349-357)]
18	Хімічні властивості металів 2 Відновні властивості металів. Ряд стандартних електродних потенціалів Хімічна пасивація металів. Методи усунення пасивації: підвищення температури, введення іонів-комплексоутворювачів, амальгування Опрацювати: [2 (с.370-380)]

Метою лабораторного практикуму є:

- експериментальна перевірка підтвердження окремих теоретичних положень, отриманих на лекціях та в процесі самостійної роботи з літературними джерелами в ході вивчення навчальної дисципліни «Хімія»;
- дослідження властивостей та характеристик речовин та закономірностей здійснення хімічних процесів;
- розвинення у студентів навичок планування проведення експериментальних досліджень, набуття досвіду роботи з лабораторним обладнанням.

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

№ з/п	Опис запланованої роботи
1	Визначення кількості луку в розчині. Ознайомитись з одним з методів об'ємного аналізу –методом титрування. Навчитися проводити розрахунки за рівняннями хімічних реакцій. Відповідно до отриманого індивідуального завдання навчитися експериментально визначати кількість луку у досліджуваному розчині.Провести розрахунки, підтвердити закон збереження маси.
2	Добування нерозчинних гідроксидів та вивчення їх властивостей. Ознайомитись із способами добування нерозчинних гідроксидів та вивчити їх властивості.

№ з/п	Опис запланованої роботи
2	Відповідно до отриманого індивідуального завдання провести відповідні хімічні реакції, виявити хімічний характер нерозчинних гідроксидів, скласти рівняння реакцій, записати спостереження та оформити результати у вигляді таблиці
3	Добування середніх солей. Ознайомитись з методами добування середніх солей за допомогою реакцій обміну та реакцій за участю оксидів.
4	Добування кислих та основних солей. Ознайомитись з методами добування кислих та основних солей та вивчити їх властивості. Відповідно до отриманого індивідуального завдання провести експериментальні дослідження.
5	Провести експериментальне визначення теплового ефекту реакції нейтралізації сильної кислоти сильною основою (лугом). За експериментальними даними навчитися розраховувати тепловий ефект реакції нейтралізації. Відповідно до отриманого індивідуального завдання провести експериментальні вимірювання зміни температури під час перебігу реакції нейтралізації у лабораторному калориметрі. Розрахувати тепловий ефект проведеного процесу нейтралізації, розрахувати експериментальне значення стандартної ентальпії нейтралізації, визначити абсолютну та відносну похибки експерименту. Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації.
6	Хімічна кінетика. Вивчення залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. Дослідити вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість проходження хімічного процесу. Відповідно до отриманого індивідуального завдання провести експериментальні дослідження та навчитися оцінювати відносну швидкість реакції, константу швидкості реакції та представити графічну залежності швидкості реакції від концентрації реагентів.
7	Вивчення впливу температури на швидкість реакції Дослідити вплив зміни температури на швидкість проходження хімічного процесу, представити з використанням експериментальних даних графічну залежності швидкості реакції від температури, навчитися розраховувати температурний коефіцієнт швидкості реакції. З аналізу рівняння Арреніуса представити спосіб експериментальної оцінки енергії активації реакції
8	Хімічна рівновага. Визначення впливу концентрації реагуючих речовин і продуктів реакції на стан хімічної рівноваги. Дослідити вплив концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції, температури, введення каталізаторів на зміщення стану хімічної рівноваги під час проведення експериментальних дослідів. Записати спостереження, зробити необхідні відповідні висновки, що підтверджують принцип Ле Шательє.
9	Якісний аналіз розчину солі. Проведення експериментального дослідження з використанням якісних реакцій для визначення катіонів та аніонів у розчині солі з використанням неорганічних та органічних реагентів;
10	За експериментальними калориметричними даними навчитися розраховувати теплові ефекти процесу розчинення та визначати масу розчиненої речовини. Відповідно до отриманого індивідуального завдання провести експериментальні вимірювання зміни температури під час розчинення зазначеної речовини. Розрахувати експериментальне значення теплового ефекту розчинення та масу розчиненої речовини.
11	рН-метричне визначення ступеню та константи дисоціації слабкої кислоти. Навчитися за допомогою приладу вимірювати рН розчинів та експериментально дослідити вплив концентрації на ступінь дисоціації слабого електроліта. Відповідно до

№ з/п	Опис запланованої роботи
11	<i>отриманого індивідуального завдання провести експериментальні вимірювання значень рН розчинів оцтової кислоти за різної концентрації. Навести розрахунки ступенів та константи дисоціації оцтової кислоти.</i>
12	<i>Гідроліз солей. Ознайомитись з загальними закономірностями проходження реакцій гідролізу солей. Використовуючи спостереження зробити висновок щодо визначення характеру середовища водних розчинів солей та впливу сили основи та кислоти, які утворюють сіль, на ступінь гідролізу.</i>
13	<i>Процеси в розчинах електролітів. Ознайомитись з загальними закономірностями проходження реакцій за участю електролітів та набутти вмінь складання йонно-молекулярних рівнянь.</i>
14	<i>Окисно-відновні реакції (ОВР). Практично ознайомитись з перебігом ОВР та визначити, які речовини можуть бути учасниками окисно-відновної взаємодії. Записати відповідні окисно-відновні реакції, вказати атом-окисник та атом-відновник, зрівняти рівняння реакцій методом електронного балансу. Вказати тип ОВР. Виходячи зі ступеня окиснення елемента та його розташування у періодичній системі, пояснити, чому деякі речовини виявляють властивості лише окисника або лише відновника.</i>
15	<i>Визначення електродних потенціалів та електрорушійних сил гальванічних елементів. Навчитися вимірювати ЕРС гальванічних елементів, дослідити вплив концентрацій йонів металів в розчинах електролітів на значення електродних потенціалів. Відповідно до отриманого індивідуального завдання провести експериментальні вимірювання значень ЕРС заданих ГЕ, скласти схеми відповідних ГЕ, записати електродні процеси та струмоутворюючу реакцію (ОВР). Навести розрахунки ЕРС ГЕ, значення електродних потенціалів вказаного електрода, розрахувати абсолютну та відносну похибки вимірювань. Використовуючи рівняння Нернста, розрахувати рівноважну молярну концентрацію потенціал- визначальних йонів металу.</i>
16	<i>Корозія металів. Експериментально вивчити умови виникнення корозійних гальванічних елементів та вплив різних факторів на швидкість електрохімічної корозії металів, вплив інгібіторів на швидкість корозійних процесів. Пояснити явища, що спостерігаються під час проведення дослідів, скласти схеми корозійних гальванічних елементів, навести рівняння анодних та катодних процесів під час перебігу корозії: а) у кислому середовищі за відсутності кисню; б) за атмосферної корозії. Вкажіть продукти корозії.</i>
17	<i>Загальні властивості металів. Сплави. Експериментальне проведення дослідження хімічних властивостей металів та визначення складу деяких сплавів.</i>

6. Самостійна робота студента/аспіранта

Самостійна робота студентів має на меті розвиток творчих здібностей та активізація їх розумової діяльності, формування потреби безперервного самостійного поповнення знань та розвиток морально-вольових зусиль. Завданням самостійної роботи студентів є навчити студентів самостійно працювати з літературою, творчо сприймати навчальний матеріал і осмислювати його та формування навичок до щоденної роботи з метою одержання та узагальнення знань, умінь і навичок.

На самостійну роботу відводяться наступні види завдань:

- обробка і осмислення інформації, отриманої безпосередньо на заняттях;
- робота з відповідними підручниками та особистим конспектом лекцій;
- виконання підготовчої роботи до виконання лабораторних робіт;
- оформлення звітів з лабораторних робіт, підготовка до їх захисту та до написання МКР ;
- підготовка до складання семестрового контролю.

. Рекомендована кількість годин, яка відводиться на підготовку до зазначених видів робіт:

Вид СРС	Кількість годин на підготовку
Підготовка до аудиторних занять: повторення лекційного матеріалу до складання колоквіумів під час допуску та захистів лабораторних робіт, підготовка протоколів до проведення лабораторного практикуму, оформлення звітів	2 – 3 години на тиждень
Підготовка до МКР (повторення матеріалу)	4 години
Підготовка до заліку	30 годин

Політика та контроль

7. Політика навчальної дисципліни (освітнього компонента)

Відвідування занять

Відвідування лекцій та лабораторних занять є обов'язковим. Студентам рекомендується відвідувати заняття, оскільки на них викладається теоретичний матеріал та розвиваються навички, необхідні для успішного складання екзамену. У разі великої кількості пропусків студент може бути недопущений до екзамену.

Пропущені контрольні заходи

Результат модульної контрольної роботи для студента, який не з'явився на контрольний захід, є нульовим. У такому разі, студент має можливість написати модульну контрольну роботу, але максимальний бал за неї буде дорівнювати 50 % від загальної кількості балів.

Повторне написання модульної контрольної роботи не допускається.

Календарний рубіжний контроль

Проміжна атестація студентів (далі — атестація) є календарним рубіжним контролем.

Метою проведення атестації є підвищення якості навчання студентів та моніторинг виконання графіка освітнього процесу студентами .

Термін атестації Перша атестація :8-й тиждень

Друга атестація: 14-й тиждень

Критерій: поточний контроль ≥ 30 балів ≥ 30 балів

Академічна доброчесність

Політика та принципи академічної доброчесності визначені у розділі 3 Кодексу честі Національного технічного університету України «Київський політехнічний інститут імені Ігоря Сікорського». Детальніше: <https://kpi.ua/code>.

Норми етичної поведінки

Норми етичної поведінки студентів і працівників визначені у розділі 2 Кодексу честі Національного технічного університету України «Київський політехнічний інститут імені Ігоря Сікорського». Детальніше: <https://kpi.ua/code>.

Процедура оскарження результатів контрольних заходів

Студенти мають можливість підняти будь-яке питання, яке стосується процедури

контрольних заходів та очікувати, що воно буде розглянуто згідно із наперед визначеними процедурами (згідно «Положення про систему забезпечення якості вищої освіти у Національному технічному університеті України «Київський політехнічний інститут імені Ігоря Сікорського», «Положення про організацію навчального процесу»).

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: виконання індивідуальних тематичних контрольних завдань під час захисту робіт лабораторного практикуму, МКР.
2. Календарний контроль: проводиться двічі на семестр як моніторинг поточного стану виконання вимог силабусу.
3. Залік

Рейтинг студента з кредитного модуля розраховується виходячи із 100-бальної шкали та складається з балів, що він отримує за:

1. Підготовку, виконання та захист 14 лабораторних робіт з відповідних тем
2. Виконання модульної контрольної роботи (розділено на дві години), що забезпечує контроль засвоєння навчального матеріалу двох розділів навчальної програми).
3. Відповідь на заліку.

Система рейтингових(вагових) балів та критерії оцінювання

Основними заходами контролю знань студентів є захист лабораторних робіт та написання модульної контрольної роботи.

Захист лабораторної роботи полягає у поданні студентом виконаного індивідуального завдання та співбесіди з викладачем стосовно теоретичних питань відповідної теми.

Лабораторні роботи: підготовка до виконання, опрацювання результатів експерименту та проведення колоквиуму щодо перевірки засвоєння теоретичного матеріалу відповідного розділу навчальної програми

Ваговий бал – 6. Максимальна кількість балів дорівнює $6,0 \text{ балів} \times 14 = 84$

Ваговий бал 6: Вчасно та якісно підготовлена та виконана лабораторна робота; розрахунки та рівняння хімічних реакцій наведені повністю та правильно. Відповідь повна, обґрунтована не містить помилок. Глибоке розкриття матеріалу, вміння застосовувати теоретичний матеріал для розв'язання задач

4-5 балів: Лабораторна робота виконана з несуттєвими недоліками, є незначні помилки в розрахунках, в рівняннях реакцій. Достатньо глибоке розуміння теми, практичні задачі розв'язані правильно, але наявні несуттєві помилки, обґрунтована, але не вичерпна.

- 1-3 бали . Звіт про виконання роботи неповний, погано сформульовані висновки щодо встановлених закономірностей перебігу досліджуваних процесів. Матеріал розділу засвоєний неповністю під час самостійної роботи, практичні завдання зроблені з помилками, суттєво недоопрацьовані теоретичні положення
- 0 балів: Вчасно не підготовлений протокол лабораторної роботи, студент усунений від виконання експерименту. Відповідь базується на знанні недостатнього обсягу необхідного теоретичного матеріалу, за змістом розв'язок завдання не доведений до логічного завершення, хід розв'язку запропоновано лише при колективному обговоренні із студентами групи

2. Протягом навчального семестру передбачається також виконання однієї модульної контрольної роботи, розділеної на 2 контрольні роботи (одна робота на розділ) по 45 хв. за матеріалами Розділу 2. Закономірності перебігу хімічних процесів. Тема 2. "Хімічна термодинаміка." та Розділу 4. Розчини Тема 2. "Розчини електролітів". Модульна контрольна робота проводиться після відпрацювання лабораторних робіт з відповідного розділу навчальної програми .

Ваговий бал – 16. Максимальна кількість балів дорівнює $8,0 \text{ балів} \times 2 = 16 \text{ балів}$.

МКР оцінюється за чіткими критеріями з позначенням коректної або некоректної відповіді, а також з коментарями, зауваженнями тощо. Критерії оцінювання модульної контрольної роботи:

Ваговий бал	Відповідь правильна, повна, обґрунтована, завдання розв'язане вірно, з поясненням, чітко та правильно складено рівняння хімічних реакцій .
7,5 - 8,0:	
6,5– 7,0 балів:	Відповідь правильна, обґрунтована, але не вичерпна (містить не менше 75% потрібної інформації), має несуттєві помилки при складанні хімічних формул або при використанні термінології.
5 – 6 бали:	Відповідь неповна (містить менше 60% правильних за змістом розв'язків), або знайдено правильний хід розв'язку завдання та допущено арифметичні помилки. також допущено помилки при складанні хімічних формул та рівнянь.
0- бал:	Завдання не виконані , та відсутні теоретичні знання (містить менше 60% потрібної інформації) .

5. Штрафні та заохочувальні бали за:

- недопуск до лабораторних робіт у зв'язку з незадовільним вхідним контролем (відсутність протоколу та невиконання індивідуального домашнього завдання)
-несвоєчасний захист лабораторної роботи-1 бал
- Несвоєчасне виконання лабораторної роботи без поважної причини штрафуються-2 бали
- за умов своєчасного виконання усіх видів робіт, передбачених навчальним планом, студент одержує 5 заохочувальних балів.

Розрахунок шкали (R) рейтингу:

Сума вагових балів контрольних заходів протягом семестру складає:

$$R_c = 6 \cdot 14 + 2 \cdot 8 = 100 \text{ балів.}$$

Рейтингова оцінка (**RD**) дисципліни формується як сума всіх рейтингових балів

$$\sum_k r_k \text{ та заохочувальних/штрафних балів } \sum_s r_s :$$

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

Семестровим контролем є залік.

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

- 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 лежить у межах: **0,4 R < RD < 0,6 R** він зобов'язаний виконувати залікову контрольну роботу.

Завдання залікової контрольної роботи складається з трьох питань різних розділів робочих навчальної програми дисципліни. Завдання мають забезпечити перевірку здатності студентів інтегровано застосовувати знання, здобуті при опрацюванні програми навчальної дисципліни

До складу контрольного завдання включається три питання з різних розділів програми.

Кожне питання контрольної роботи (r_1, r_2, r_3) оцінюється у 28 балів відповідно до наведених нижче критеріїв оцінювання. Розмір шкали оцінювання залікової контрольної роботи становить 84 бали, оскільки зменшений на значення вагового балу модульної контрольної роботи.

$$R_{KP} = 100 - r_{MKP} = 100 - 16 = 84$$

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

<i>Бали за виконання завдання та рівень результатів навчання</i>	<i>Критерії оцінки відповіді</i>
27- 28: балів «відмінно»	Відповідь повна, обґрунтована, не містить помилок. Глибоке розкриття матеріалу (містить не менше 90% потрібної інформації), вміння застосовувати теоретичний матеріал для розв'язання задач.
24-26 «дуже добре»	Відповідь правильна, але не вичерпна, має несуттєві помилки при складанні рівнянь хімічних перетворень , практичні задачі розв'язані правильно
21-23 балів: «добре»	Достатньо глибоке розуміння теми (відповіді містять не менше 75% потрібної інформації), практичні завдання розв'язані правильно, але містять несуттєві помилки.
18 - 20 балів: «задовільно»	Відповідь неповна, допущені помилки при складанні хімічних формул та рівнянь. Матеріал розділу засвоєний неповністю (містить менше 65% правильних за змістом розв'язків). Алгоритм рішення містить нераціональні роз'яснення, або знайдено правильний хід розв'язку завдання але допущено арифметичні помилки
«достатньо» 17-18	Здобута під час навчання теоретична підготовка є уривчастою та не дозволяє провести логічний якісний та кількісний опис запропонованих перетворень. Допущена значна кількість суттєвих помилок при складанні хімічних формул та рівнянь.
0 балів: «незадовільно»	Завдання виконано з суттєвими помилками, або його розв'язок не доведений до логічного завершення. теоретичний матеріал не засвоєний. Відповідь містить менше 60% правильних за змістом розв'язків

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

$$R = r_1 + r_2 + r_3 + r_{МКР}$$

Переведення рейтингових балів

до оцінок за університетською шкалою здійснюється у відповідності з таблицею:

Кількість балів семестрового рейтингу RD з кредитного модуля	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)

Під час виконання індивідуального контрольного завдання заліку студент може користуватися інженерним калькулятором та довідниковими матеріалами, наведеними у представленому додатку:

- Таблиця Д.1. Константи дисоціації води та деяких слабких кислот та основ у воді за 25 °С
- Таблиця Д.2. Розчинність солей та гідроксидів у воді
- Таблиця Д. 3. Кріоскопічні константи та температури замерзання деяких розчинників
- Таблиця Д. 4. Ебуліоскопічні константи та температури кипіння деяких розчинників
- Таблиця Д.5. Відносна електронегативність s- та р- елементів
- Таблиця Д. 6. Стандартні ентальпії утворення ΔH°_{298} деяких речовин
- Таблиця Д.7. Стандартні енергії Гіббса утворення ΔG°_{298} деяких речовин.
- Таблиця Д.8 Стандартні ентропії S°_{298} деяких речовин
- Таблиця Д.9 Стандартні потенціали металічних електродів першого роду
- Таблиця Д 10 Стандартні електродні потенціали деяких окисно-відновних систем
- Таблиця Д 11 Стандартні енергії Гіббса утворення йонів у водних розчинах
- Таблиця Д 12 Періодична система елементів Д.І. Менделєєва

Робочу програму навчальної дисципліни (силабус):

Складено к.х.н. , доцентом Підгорним А.В.

Ухвалено кафедрою загальної та неорганічної хімії протокол № 8 від 30.06.21

Погоджено Методичною комісією ХТФ протокол №10 від 23.06.2021