



Хімія

Робоча програма навчальної дисципліни (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни

Рівень вищої освіти	<i>Перший (бакалаврський)</i>
Галузь знань	<i>18 Виробництво та технології гірництва</i>
Спеціальність	<i>184 Гірництво</i>
Освітня програма	<i>Геоінженерія</i>
Статус дисципліни	<i>Нормативна</i>
Форма навчання	<i>очна / змішана</i>
Рік підготовки, семестр	<i>2 курс, осінній семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>4 кредити</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Екзамен</i>
Розклад занять	<i>Лекція 1години на тиждень (1 пара на 2 тижні), лабораторні роботи 2 години на тиждень (1 пара) за розкладом на rozklad.kpi.ua</i>
Мова викладання	<i>Українська</i>
Інформація про керівника курсу / викладачів	<i>Лектор: доцент, Підгорний Андрій Вадимович., контактні дані Email: a.podgornij@gmail.com Лабораторні: доцент, Підгорний Андрій Вадимович., контактні дані Email: a.podgornij@gmail.com</i>
Розміщення курсу	<i>Платформа Sikorsky-distance; доступ за запрошенням викладача https://do.ipk.kpi.ua/course/view.php?id=4265</i>

Програма навчальної дисципліни

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

Дисципліна “ Хімія” викладається згідно з навчальним планом бакалаврської підготовки студентів НН ІЕЕ бакалаврської підготовки студентів НН ІЕЕ спеціальності ” Гірництво»(184) 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; сформувати 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 “Матеріалознавство та основи будівельної справи”, “Екологічна безпека в гірництві”, “Геологія.”,

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 геоінженерних конструкціях;
- Типові хімічні реакції, які відбуваються за участю неорганічних речовин та закони кінетики, що обґрунтовують вплив зовнішніх факторів на швидкість проходження процесів
- Закони розрахунку теплових ефектів реакцій та термодинамічний аналіз хімічних процесів технологічних процесів гірничих підприємств
- 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 спричинюють вплив на інженерні будівельні конструкції 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; 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

Програмні компетенції

ЗК4. Здійснення безпечної діяльності

ЗК5. Здатність приймати обґрунтовані рішення

ЗК6. Знання та розуміння предметної області та розуміння професійної діяльності

ЗК9. Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями.

ЗК10. Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях.

Спеціальні компетентності (СК)

СК3. Здатність до використання теорій, принципів, методів і понять

фундаментальних і загальноінженерних наук для професійної діяльності.

7 – Програмні результати навчання

PH7. Застосовувати методи математики, фізики, хімії, загальноінженерних наук для розв'язання складних спеціалізованих задач гірництва, розуміти наукові принципи і теорії, на яких базуються відповідні методи, області їх застосування та обмеження;

3.Зміст навчальної дисципліни

Розділ 1.Основні поняття хімії
<i>Тема 1.1. Атомно-молекулярне вчення . Основи кількісних розрахунків в хімії</i>
Розділ 2.Основні закономірності перебігу хімічних процесів
<i>Тема 2.1.Класи Неорганічних сполук</i>
<i>Тема 2.2.Елементи хімічної термодинаміки</i>
<i>Тема 2.3.Хімічна кінетика і хімічна рівновага</i>
Розділ 3. Розчини
<i>Тема 3. 1.Розчини електролітів</i>
Розділ 4. Електрохімічні процеси
<i>Тема 4.1. Гетерогенні окисно-відновні рівноваги</i>
<i>Тема 4.2. Хімічні джерела струму</i>
Розділ 5.Будова речовини
<i>Тема 5.1.Будова атомів, періодичний закон та періодична система</i>
<i>Тема5.2. Хімічний зв'язок та будова молекул.</i>

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.Князєва, 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.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 (GoogleMeet, 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
	<p style="text-align: center;">Розділ 1.Основні поняття хімії</p> <p>1 <u>Тема 1. Атомно-молекулярне вчення</u> <i>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.</i> Опрацювати: [1 (с.11-51), 2 (с.11-16), 3 (с.12-24), 5 (с.2-24)]</p> <p style="text-align: center;">Розділ 2.Основні закономірності перебігу хімічних процесів</p>
2	<p style="text-align: center;"><u>Завдання на СРС</u></p> <p style="text-align: center;"><u>Тема 2.1 Систематика та властивості неорганічних речовин</u> <i>Найважливіші класи неорганічних сполук: оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди, солі. Складання формул, властивості та реакції добування гідроксидів, солей. Характерні реакції за участю солей, гідроксидів, оксидів.</i> Опрацювати: [3 (с.134-145), 6 (с.3-24), 1д (с.140-154)]</p> <p style="text-align: center;"><u>Тема 2.2. Елементи хімічної термодинаміки 1</u> <i>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 ентальпію утворення простих речовин та хімічних сполук. Закон Гесса та наслідки з нього. Термохімічні розрахунки.</i> Опрацювати: [2 (с.116-130), 3 (с.111-117)]</p>
3	<p style="text-align: center;"><u>Тема 2.2. Елементи хімічної термодинаміки 2</u> <i>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-ізотермічних умовах. Вплив ентропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів. Вплив температури на напрямок перебігу хімічних процесів.</i> Опрацювати: [2 (с.132-142), 3 (с.117-128)]</p>

Тема 2.3 Хімічна кінетика 1 Опрацювати години СРС

Загальні поняття хімічної кінетики.. 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.

Каталіз гомогенний та гетерогенний, каталізатори, інгібітори. 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.

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

Розділ 3 Розчини

4

Тема 3.1. Розчини електролітів 1

Електролітична дисоціація, її причина та наслідки. Теорія Арреніуса. Роль розчинника у процесі дисоціації. 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.

Опрацювати:

Класифікація електролітів за характером іонів, які вони утворюють при дисоціації [8(с.17-21), 2 (с.218-220)]

5

Тема 3.2. 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 (с173-195)]

Розділ 4. Електрохімічні процеси

6

Тема 4.1 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 окиснення та відновлення. Складання рівнянь ОВР. Правило електронного балансу. [2 (с.251-257с.129-137), 2д (с.236-244)]

7

Тема 4.2. 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., Розрахунок стандартної ЕРС гальванічного елемента за зміною енергії Гіббса, що супроводжує струмоутворюючу реакцію.

8

Тема 4.3. 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)]

Розділ 5. Будова речовин

. Тема 3.1 Будова атомів

- 9 Квантово-механічна модель атома. Хвильові властивості електрона. Рівняння Шредінгера. Атомні орбіталі. Квантові числа, їх фізичний зміст. Принцип Паулі, правила Клечковського, Гунда. Принцип найменшої енергії. Електронні формули елементів, формування електронних оболонок атомів елементів. Опрацювати: [2 (с.27-30), 7 (с.4-20)]

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;
- розвинути 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 експериментально їх властивості.
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	Дослідження реакційсолутворення за участю оксидів та реакцій обміну за участю 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 досліді.
5	Провести експериментальне визначення теплового ефекту реакції нейтралізації сильної кислоти сильною основою (лугом).Навчитися проводити калориметричне дослідження реакції нейтралізації. За експериментальними даними відповідно до отриманого індивідуального завдання здійснити розрахунок теплового ефекту досліджуваного хімічного процесу. оцінити абсолютну та відносну похибки експерименту.

№ з/п	Опис запланованої роботи
6	<p><i>Хімічна кінетика. Вивчення залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин.</i></p> <p><i>Дослідити вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість проходження хімічного процесу. Відповідно до отриманого індивідуального завдання провести експериментальні дослідження та навчитися оцінювати відносно швидкість реакції, константу швидкості реакції та представити графічну залежності швидкості реакції від концентрації реагентів.</i></p>
7	<p><i>Вивчення впливу температури на швидкість реакції</i></p> <p><i>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 енергію активації реакції</i></p>
8	<p><i>Хімічна рівновага. Визначення впливу концентрації реагуючих речовин і продуктів реакції на стан хімічної рівноваги.</i></p> <p><i>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.</i></p>
9	<p><i>Експериментальне визначення маси розчиненої речовини за допомогою теплового ефекту розчинення.</i></p> <p><i>За експериментальними калориметричними даними відповідно до отриманого індивідуального завдання навчитися розраховувати теплові ефекти процесу розчинення та визначати масу розчиненої речовини</i></p>
10	<p><i>pH-метричне визначення ступеню та константи дисоціації слабкої кислоти.</i></p> <p><i>Навчитися за допомогою приладу вимірювати pH розчинів та експериментально дослідити вплив концентрації на ступінь дисоціації слабого електроліта. Відповідно до отриманого індивідуального завдання провести експериментальні вимірювання значень pH розчинів оцтової кислоти за різної концентрації. Навести розрахунки ступенів та константи дисоціації оцтової кислоти.</i></p>
11	<p><i>Гідроліз солей.</i></p> <p><i>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></p>
12	<p><i>Процеси в розчинах електролітів.</i></p> <p><i>Ознайомитись з загальними закономірностями проходження реакцій за участю електролітів та набути вмінь складання йонно-молекулярних рівнянь.</i></p>
13	<p><i>Окисно-відновні реакції (ОВР).</i></p> <p><i>Практично ознайомитись з перебігом ОВР та визначити, які речовини можуть бути учасниками окисно-відновної взаємодії. Засвоїти як підібрати коефіцієнти методом електронного балансу. Виходяч зі ступеня окиснення елемента та його розташування у періодичній системі, пояснити, чому деякі речовини виявляють властивості лише окисника або лише відновника.</i></p>

№ з/п Опис запланованої роботи

- 14 *Визначення електродних потенціалів та електрорушійних сил гальванічних елементів. Навчитися вимірювати ЕРС гальванічних елементів, дослідити вплив концентрації 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.*
- 16 *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. Описати склад продуктів корозії.*

6. Самостійна робота студента

Самостійна робота студентів має на меті розвиток творчих здібностей та активізацію 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. 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 лабораторних занять, виконання індивідуальних завдань та підготовка 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 колоквиумів 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 екзамену	30 годин

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 студентами¹.

Термін атестації	Перша атестація	Друга атестація
	8-й тиждень	14-й тиждень
Критерій: поточний контроль	≥ 20 балів	≥ 35 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. Екзамен

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

1. Підготовку, виконання та захист 11 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 екзамені

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 – 4. Максимальна кількість балів дорівнює $4,0 \text{ балів} \times 11 = 44$

Ваговий бал	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:	
3-3,5 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.

- 2-3 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:

- Невиконання в терміни календарного контролю запланованого обсягу робіт лабораторного практикуму та нехтування опрацюванням індивідуальних завдань
- 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 становить:

$$R_c = \sum_k r_k = 4 \cdot 11 + 16 = 60 \text{ балів.}$$

Рейтингова оцінка (RD) дисципліни формується як сума балів поточної успішності навчання

$$r_c = \sum_k r_k + \sum_s r_s \text{ та екзаменаційних балів } r_e:$$

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

Екзаменаційна складова шкали становить 40% від R, а саме

$$r_e = R_c \frac{0,4}{1 - 0,4} = 40$$

Рейтингова шкала з дисципліни складає $R = R_c + R_e = 100$ балів .

Необхідною умовою допуску до екзамену є зарахування модульної контрольної роботи та всіх лабораторних робіт, а також стартовий рейтинг (r_c) не менший за 50% від R_c , тобто 30 балів.

До складу екзаменаційного білету входить три питання з різних розділів програми. Кожне питання екзаменаційного білету (r_1, r_2, r_3) оцінюється у 13-14 балів відповідно до наведених нижче критеріїв оцінювання. Розмір шкали оцінювання екзаменаційної роботи становить 40 балів.

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

14 -13 балів	Відповідь повна, обґрунтована, не містить помилок. Глибоке розкриття матеріалу (містить не менше 90% потрібної інформації), вміння застосовувати теоретичний матеріал для розв'язання задач.
12-11 балів	Достатньо глибоке розуміння теми (відповіді містять не менше 75% потрібної інформації), практичні завдання розв'язані правильно, але містять несуттєві помилки.
10 - 8 балів	Відповідь неповна, допущені помилки при складанні хімічних формул або рівнянь. Матеріал розділу засвоєний неповністю (містить менше 60% правильних за змістом розв'язків). Алгоритм рішення містить нераціональні роз'яснення, або знайдено правильний хід розв'язку завдання, але допущено арифметичні помилки.
0 балів	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

Рейтингова оцінка з кредитного модуля та традиційні оцінки для виставлення їх до екзаменаційно-залікової відомості та залікової книжки здійснюється відповідно до нижченаведеної таблиці

№	Контрольний захід	Бал	Кількість	Всього
1	Модульна контрольна робота	8	2	16
2	Лабораторні роботи	4	11	44
3	Екзамен	40	1	40
	Всього			100

Таблиця відповідності рейтингових балів оцінкам за університетською шкалою:

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

Додаткова інформація з дисципліни (освітнього компонента)

Додаток А

ПЕРЕЛІК КОНТРОЛЬНИХ ПИТАНЬ що виноситься екзамен з кредитного модуля «Хімія»

1. Сформулювати та пояснити поняття: атом та молекула, відносні атомна та молекулярна маси.
2. Навести визначення молярної маси речовини та одиниці вимірювання. Як знайти масу однієї молекули?
3. Пояснити зміст поняття кількість речовини, використовуючи число частинок (ф.о.) у взятій порції речовини; в яких одиницях вимірюється кількість речовини?
4. Сформулювати закон Авогадро та наслідки з нього. Який об'єм газу називають молярним та як визначити відносну густину одного газу за іншим?
5. Що називається валентністю та ступенем окиснення хімічних елементів? Пояснити на конкретних прикладах.
6. Поясніть, як визначити хімічний характер оксиду базуючись на природі елементів, що його утворюють.

7. Які відомі вам гідроксиди за хімічним характером? Як складають формульні одиниці гідроксидів виходячи з оксидів, що їм відповідають? Які сполуки утворюються при взаємодії протилежних за хімічним характером оксидів та гідроксидів? Наведіть приклади.
8. Поясніть, у чому полягає зміст реакції іонного (подвійного) обміну. Як використавши цей тип реакції можна одержати: - малорозчинні солі; - гідроксиди? Наведіть приклади.
9. Якими реакціями можна підтвердити амфотерний характер оксиду чи гідроксиду?
10. Які методи можна застосувати для одержання кислих солей? Наведіть два основних типи реакцій властивих для цих сполук.
11. Сформулюйте основні методи одержання основних солей та відзначте, які типи реакцій характерні для цих сполук.
12. Дайте означення поняттям: термодинамічна, закрита та ізольована системи, параметри і функції стану системи.
13. Що таке теплота, робота? Чи належить робота і теплота до функцій стану системи?
14. Які процеси називають ізобарними, ізохорними, ізотермічними? Які умови називають стандартними і нормальними?
15. Як формулюють і математично записують перший закон термодинаміки? Наслідки.
16. Що розуміють під поняттям внутрішня енергія, ентальпія? Який зв'язок між величинами ΔH та ΔU хімічного процесу?
17. Що таке стандартна ентальпія утворення сполуки? Чому дорівнює стандартна ентальпія утворення простих речовин?
18. Які рівняння називають термохімічними? Назвіть їх особливості. Сформулюйте закон Гесса, його наслідки.
19. Як знайти запас ентропії за значенням термодинамічної імовірності стану системи? У чому полягає зміст термодинамічної функції ентропія?
20. У чому полягає третій закон термодинаміки? Що називається стандартним ентропійним запасом речовини?
21. Як визначити зміну ентропії у хімічній реакції та фізичному процесі?
22. Сформулюйте другий закон термодинаміки, як критерій здійснення довільного процесу у ізольованих системах.
23. Поясніть зміст термодинамічної функції енергія Гіббса.
24. Що називається стандартною енергією Гіббса утворення хімічної сполуки? Які властивості сполук вона характеризує? Наведіть приклади.
25. Якими способами можна визначити зміну енергії Гіббса у хімічній реакції? Які висновки можна зробити, якщо вона відома?
26. Як впливають ентальпійний та ентропійний фактори на значення та знак зміни енергії Гіббса? Проаналізуйте вплив температури на можливість довільного перебігу

процесу. Наведіть умову термодинамічної рівноваги у системі. Які процеси називають термодинамічно оборотними та необоротними?

49. Які речовини належать до електролітів і неелектролітів? Сформулюйте основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса.

50. Що таке електролітична дисоціація? Поясніть механізм дисоціації електролітів на іони у полярних розчинниках.

51. Поясніть зміст поняття "ступінь дисоціації". Від яких факторів він залежить? Яких значень набуває ступінь дисоціації для сильних та слабких електролітів? Як записати вираз константи дисоціації слабких електролітів, від яких факторів вона залежить? Поясніть, яку залежність виявляє закон Оствальда, наведіть його математичний вираз.

52. Розгляньте класи неорганічних речовин з погляду теорії електролітичної дисоціації Арреніуса.

53. Що називають іонним добутком води? Які фактори впливають на нього?

54. Як розрахувати водневий показник рН водного розчину? Чому дорівнює значення рН для нейтрального середовища? Як воно змінюється у кислому та лужному середовищі? У скільки разів змінюється концентрація іонів H^+ при збільшенні рН на дві одиниці?

55. В яких випадках можливі обмінні реакції в розчинах електролітів?

56. Що називають гідролізом солей? Поясніть, які солі можуть гідролізувати?

57. Як можна послабити (посилити) гідроліз?

58. Поясніть, як використовуючи електронну конфігурацію атома визначити:

- вищий ступінь окиснення металу і неметалу; -нижчий негативний ступінь окиснення неметалу.

59. Що таке окисник і відновник; процес окиснення і процес відновлення? Як змінюються під час окисно-відновного процесу ступінь окиснення відновника та окисника?

60. Що таке гальванічний елемент? У чому полягає особливість проведення окисно-відновної реакції у гальванічних елементах? Що є умовою появи електричного струму?

61. Які складові частини містяться в гальванічному елементі? Які процеси відбуваються на аноді та катоді?

62. Поясніть будову подвійного електричного шару на межі поділу фаз метал – розчин електроліту та механізм виникнення електродного потенціалу. Наведіть приклади.

63. Від яких факторів залежить рівноважний електродний потенціал φ ? Що таке стандартний електродний потенціал φ^0 ? Наведіть схеми гальванічних елементів для вимірювання стандартних електродних потенціалів електродів.

64. Як побудований металічний електрод I роду? Запишіть його умовну схему, процес на межі поділу фаз та рівняння Нернста для розрахунку потенціалу цього електрода.

65. Як побудований металічний електрод II роду? Запишіть його умовну схему, процес на межі поділу фаз.

66. Запишіть умовні схеми водневого і кисневого електродів, наведіть їх рівноважні окисно-відновні реакції, та рівняння Нернста для розрахунку потенціалів цих електродів. Поясніть роль платинової пластини у роботі цих електродів.

67. Наведіть приклади окисно-відновних електродів, їх умовні схеми, запишіть рівняння рівноважних процесів та наведіть рівняння Нернста для розрахунку потенціалу обраних електродів.

68. Як розрахувати електрорушійну силу гальванічного елемента?

69. Як розрахувати корисну електричну роботу, яка виконується при здійсненні струмоутворюючої реакції у гальванічному елементі. Обґрунтуйте, яка формула може бути застосована для обчислення стандартної електрорушійної сили гальванічного елемента, якщо відома ΔG струмоутв.р-ції.

70. Дайте визначення поняттю "корозія". Наведіть причину корозії металів та сплавів. Які види корозії ви знаєте?

71. В чому полягає особливість електрохімічної корозії? Що є основними причинами виникнення корозійних гальванічних елементів? Які ділянки стають катодними при здійсненні корозійного процесу? Наведіть реакції відновлення типових природних окисників на катодних ділянках корозійних гальванічних елементів.

72. Наведіть умову руйнування металу при електрохімічній корозії: а) при контакті з вологим повітрям; б) при контакті його з водним розчином, що є знекисненим.

73. Розкрийте основні методи захисту від корозії: легування, антикорозійні покриття, електрохімічний захист, інгібітори корозії, обробка корозійно-агресивного середовища.

74. Дайте визначення поняттю "електроліз". Перечисліть умови необхідні для проведення електролізу.

75. Які матеріали застосовують для виготовлення інертних (нерозчинних) електродів? Поясніть, які продукти можуть утворюватись на інертних анодах і катодах при проведенні електролізу водних розчинів солей.

76. У чому полягає особливість проведення електролізу з розчинними електродами? Наведіть приклади.

77. Сформулюйте закон Фарадея, запишіть його математичний вираз та поясніть фізичний зміст всіх величин, які в нього входять.

78. Поняття про двоїсту корпускулярно-хвильову природу електронів. Квантово-механічна модель атому: квантові числа, атомні орбіталі.

79. Принципи розподілу електронів по атомним орбіталям: принцип найменшої енергії, правило Клечковського, принцип Паулі, правило Гунда. Електронні формули атомів елементів; s, p, d, f-елементи.

80. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Структура періодичної системи та періодичність зміни властивостей елементів з точки зору електронної будови атомів.

81. Енергія іонізації та енергія спорідненості до електрона як характеристики металічних та неметалічних властивостей.

Додаток В

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 електролітів 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 p- елементів

ΔH_{298}° 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

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 p- 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 № 13 від 24.06.22

Погоджено Методичною комісією ХТФ протокол №6 від 16.06.2022

