



ХІМІЯ

Робоча програма навчальної дисципліни (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни	
Рівень вищої освіти	<i>Перший (бакалаврський)</i>
Галузь знань	<i>10 Природничі науки</i>
Спеціальність	<i>105 Прикладна фізика та наноматеріали</i>
Освітня програма	<i>Для всіх освітніх програм спеціальності 105 «Прикладна фізика та наноматеріали»</i>
Статус дисципліни	<i>Нормативна (цикл загальної підготовки)</i>
Форма навчання	<i>Очна (денна)</i>
Рік підготовки, семестр	<i>1 курс, весняний семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>3,5 кредити</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Екзамен усний/ поточний контроль, календарний контроль, модульна контрольна робота</i>
Розклад занять	<i>Лекція 2 години на тиждень (1 пара), лабораторна робота 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: ст. викладач Тарасенко Наталія Владасівна, tarasenko.nv@ukr.net Лабораторні роботи: ст. викладач Тарасенко Наталія Владасівна, tarasenko.nv@ukr.net</i>

Програма навчальної дисципліни

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

Якість підготовки спеціалістів суттєво залежить від рівня їх освіти в галузях фундаментальних наук: математики, фізики, хімії. Інтеграція наук, широке використання фізичних методів дослідження та математичного апарату в хімії зблизили її з фізикою та математикою. З іншого боку, вивчення хімічними методами ряду технічних проблем зв'язує хімію з інженерно-технічними та спеціальними дисциплінами, що необхідні для практичної діяльності інженера. До цих дисциплін згідно учбового плану можна віднести такі, як «Термодинаміка складних систем»; «Основи фізики металів»; «Фізичне матеріалознавство»; «Фізика та хімія поверхні»; «Технологія і застосування наноструктур», «Наднові джерела енергії» та інші.

Дисципліна «Хімія» викладається з урахуванням підготовки спеціалістів, що будуть працювати в нехімічних галузях, але які у своїй основі базуються на хімічних законах. Тому у курсі «Хімія» основна увага приділяється тим поняттям та закономірностям, що складають ядро хімічних знань, які необхідні для вивчення загально-інженерних та спеціальних дисциплін. Це – теорія будови речовини, хімічна термодинаміка, хімічна кінетика, теорія розчинів, електрохімія, тощо. Крім цього, саме під час вивчення

дисципліни «Хімія» закладається перший ступінь ознайомлення студентів з хімією навколишнього середовища, формується раціональна система взаємовідносин людини та природи, вибудовуються нові знання про нові матеріали та речовини, технології наноструктур, тощо. Побудова курсу забезпечує розвиток самостійності у роботі студентів, створює кращі можливості для прояву ними своїх творчих здібностей та сприяє оволодінню вміннями та навичками науково-дослідницької роботи.

Предмет дисципліни: дисципліна «Хімія» викладається згідно з навчальним планом бакалаврської підготовки студентів Фізико-технічного інституту за спеціальністю: «Прикладна фізика та наноматеріали» (105) і відноситься до фундаментальних наук.

Метою дисципліни є формування у студентів здатностей:

- описувати та пояснювати хімічні процеси та фізичні явища, що їх супроводжують, із застосуванням сформованих фізико-хімічних уявлень;
- аналізувати загальні механізми перебігу хімічних процесів з точки зору сучасних уявлень про будову речовини;
- оцінювати термодинамічні причини, що зумовлюють проходження хімічних реакцій.
- здійснювати аналіз термодинамічної ймовірності проходження хімічних процесів за певних умов;
- кількісно характеризувати швидкості перебігу хімічних реакцій та вплив них зовнішніх факторів;
- розуміти механізми та причини розчинення речовин, а також ефектів та явищ, що супроводжують процес розчинення;
- проводити аналіз та розуміти механізм явищ, які виникають в електрохімічних системах;
- передбачати можливість електрохімічної корозії металів та сплавів та застосовувати засоби захисту від неї;
- передбачати поведінку металів та сплавів у різних хімічних середовищах та розуміти її причини.

Після засвоєння навчальної дисципліни студенти мають продемонструвати такі результати навчання:

знання:

- Основні стехіометричні закони, фізико-хімічну основу природних явищ, сучасні положення теорії будови атома та речовин, типові властивості сполук;
- 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.

уміння:

- Характеризувати властивості речовин, виходячи з особливостей 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 відбуваються за участю електролітів у водних розчинах.
- Складати схеми гальванічних елементів, рівняння електродних процесів; проводити розрахунки потенціалів електродів та електрорушійних сил гальванічних елементів.
- Підбирати середовище, в якому є найменший ризик виникнення корозійних процесів технологічних конструкцій та пояснювати механізм руйнування металів під час електрохімічної та хімічної корозії.

досвід:

- Базові знання хімії в обсязі, необхідному для вивчення професійних дисциплін та для подальшого використання в обраній професії;
- Аналізувати та робити висновки з результатів лабораторної та науково-дослідної роботи, оформлювати її звіт. Працювати з бібліографічними джерелами інформації.
- Робота в хімічній лабораторії із застосуванням основних хімічних приладів, обладнання та посуду, методики проведення дослідів;
- виробити навички практичного використання засвоєних знань, методів і підходів у подальшому навчанні та професійній діяльності

Після засвоєння навчальної дисципліни студенти мають продемонструвати такі програмні компетентності та результати навчання:

Загальні компетентності (ЗК)	
ЗК 4	Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій.
ЗК 7	Здатність приймати обґрунтовані рішення.
Фахові компетентності (ФК)	
ФК 3	Здатність призначати оптимальні матеріали для елементів конструкції механізмів виробництва.
ФК 7	Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій та спеціалізованого програмного забезпечення при навчанні та у професійній діяльності.
Програмні результати навчання	

ПРН 3	Розуміти екологічно небезпечні та шкідливі фактори професійної діяльності та корегувати її зміст з метою попередження негативного впливу на навколишнє середовище.
ПРН 16	Описувати будову металів та неметалів та знати методи модифікації їх властивостей. Призначати оптимальні матеріали для елементів конструкції механізмів виробництва з урахуванням їх структури, фізичних, механічних, хімічних та експлуатаційних властивостей, а також економічних факторів.

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 цієї дисципліни застосовуються для опанування дисципліни «Хімія» спеціальності 105 Прикладна фізика та наноматеріали, при подальшому вивченні фундаментальних природничих дисциплін.

3. Зміст навчальної дисципліни

Розділ 1. Основні поняття хімії

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

Розділ 2. Будова речовини

Тема 2.1. Будова атомів, періодичний закон та періодична система

Тема 2.2. Хімічний зв'язок та будова молекул.

Розділ 3. Основні закономірності перебігу хімічних процесів

Тема 3.1. Класи неорганічних сполук

Тема 3.2. Елементи хімічної термодинаміки

Тема 3.3. Хімічна кінетика і хімічна рівновага

Розділ 4. Розчини

Тема 4.1. Загальні властивості розчинів.

Тема 4.2. Розчини електролітів

Тема 4.3. Дисоціація води. Водневий показник. Гідроліз солей.

Розділ 5. Електрохімічні процеси

Тема 5.1. Окислювально-відновні реакції

Тема 5.2. Гальванічні елементи

Тема 5.3. Електроліз розчинів електролітів

Тема 5.3. Корозія металів та сплавів

Тема 5.4. Електроліз розчинів електролітів

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, включені до переліку, 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. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. -у 2 ч. -ч.1. -Київ: Педагогічна преса, 2002. -520 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. -у 2 ч. -ч.2. -Київ: Педагогічна преса, 2000. -784 с.
3. Хімічна термодинаміка: Навчальний посібник з грифом МОН України // О.О.Андрійко, І.В.Лісовська. – К.:НТУУ "КПІ", 2011. – С. 207.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: підручник для студентів вищих навчальних закладів. - К. - Ірпінь: ВТФ «Перун», 2002. - 480 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.
10. 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.

Додаткова

1. Загальна хімія : Підручник / В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич., О.А. Голуб ; За ред. О.А. Голуба. – К.: Вища школа, 2009. – 471 с.
2. Копілевич В.А., Карнаухов О.І., Слободяник М.С., Мельничук Д.О. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2003
3. В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич. Загальна хімія. – Київ: Вища школа, 1991.– С. 431.

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>
2. 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 данні (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>

3. 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 данні (1 файл: 508 Мбайт).К: НТУУ «КПІ ім.Ігоря Сікорського»,2013. –64 с.- Назва з екрана. -Доступ: <http://kpi.ua/handle/123456789/5459>

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. Після кожної лекції рекомендується ознайомитись з матеріалами, рекомендованими для самостійного вивчення, а перед наступною лекцією – повторити матеріал попередньої.

№	Дата	Опис заняття
1	I тиждень	Тема 1.1. Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття хімії. Стехіометричні закони хімії. Поняття про хімічний елемент. Прості і складні речовини. Маси (абсолютні та відносні) атомів і молекул, одиниці виміру. Моль речовини. Молярна маса речовини. Закон збереження маси речовин. Закон сталості складу. Закон кратних співвідношень. Еквівалент елемента, складних сполук. Закон еквівалентів. Пояснення основних законів атомно-молекулярної теорії з позицій вчення про атоми і молекули. Газоподібний стан речовин. Закони ідеальних газів. Закон Менделєєва-Клапейрона. Закон Авогадро. Значення закону Авогадро та наслідків з цього закону. Поняття про відносну густину газу.
2	II тиждень	Тема 2.1. Будова атомів хімічних елементів. Експериментальні дані, що свідчать про складність будови атому. Електрон, його заряд і маса. Теорія Резерфорда. Теорія будови атому водню за Н. Бором. Хвильові властивості електрона. Рівняння де Бройля. Хвильова функція. Поняття про електронну густину (електронну хмару). Квантові числа. Їх можливі значення. Енергетичні рівні та підрівні. Електронна орбіталь. Форма електронних орбіталей для s-, p- та d- електронів. Принцип Паулі. Правила Клечковського. Правило Гунда. Електронні формули та електронні схеми атомів хімічних елементів. Періодичний закон. Закономірності зміни хімічних властивостей елементів та їх сполук. Періодичний закон як він був сформульований Д. І. Менделєєвим. Періодична система як відображення періодичного закону. Структура періодичної системи: періоди, групи, підгрупи. Номер групи і валентність елемента. Зміна властивостей елементів у періоді, в групі. Місце елемента у періодичній системі – його найважливіша характеристика. Закон Мозлі. Сучасне формулювання

		періодичного закону. Періодична система і її зв'язок з будовою атома. Заповнення електронами підрівнів у кожному періоді. s-, p-, d-, f-елементи. Число елементів у періоді. Елементи головних і побічних підгруп. „Проскок” електрона у d-елементів. f-елементи, особливості їх електронної будови і положення в періодичній системі.
3	III тиждень	Тема 2.2. Ковалентний зв'язок. Валентні електрони і валентність елементів в основному і збудженому станах. Основні характеристики ковалентного зв'язку: довжина зв'язку і енергія. Метод валентних зв'язків (МВЗ). Насиченість і напрямленість ковалентного зв'язку. Валентні кути в ковалентних молекулах. Гібридизація атомних орбіталей, види гібридизації. σ - і π -зв'язок. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Іонний зв'язок, його властивості: ненасиченість і ненаправленість. Ефективні заряди атомів в молекулах. Ступінь окиснення як умовний заряд атома.
4	IV тиждень	Тема 3.1. Класи неорганічних сполук. Найважливіші класи неорганічних сполук: оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди, солі. Складання формул, властивості та реакції добування гідроксидів, солей. Характерні реакції за участю солей, гідроксидів, оксидів.
5	V тиждень	Тема 3.2. Термохімічні розрахунки. Вчення про ентропію та енергію Гіббса. Передбачення можливості довільного проходження реакцій. Термохімія. Термохімічні рівняння, їх особливості. Стандартна ентальпія утворення простих речовин та хімічних сполук. Закон Гесса та наслідки з нього. Термохімічні розрахунки. Ентропія як кількісна оцінка виявлення неупорядкованості в поведінці частинок системи, зміна її під час проходження фізичних та хімічних процесів. Стандартні ентропійні запаси речовин. Другий та третій закони термодинаміки. Зміна енергії Гіббса як критерій довільного перебігу хімічного процесу в ізобарно-ізотермічних умовах.
6	VI тиждень	Тема 3.3. Основні закономірності перебігу хімічних процесів. Молекулярно-кінетичний підхід в кінетичному описі процесів Константа швидкості реакції, її фізичний зміст. Рівняння Арреніуса, залежність швидкості хімічної реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Каталіз гомогенний та гетерогенний, каталізатори, інгібітори. Теорії активованого комплексу та перехідного стану. Оборотні та необоротні реакції. Рівноважний стан, Хімічна рівновага, константа рівноваги гомогенних та гетерогенних реакцій, її

		зв'язок з енергією Гіббса, зміщення рівноваги. Принцип Ле Шательє. Термодинамічна умова рівноваги.
7	VII тиждень	Тема 4.1. Загальні властивості розчинів. Зміна ентальпії. Екзо- та ендотермічні процеси. Рівновага, що встановлюється при розчиненні. Вплив температури на зміщення рівноваги. Істинні розчини. Концентрація розчинів та способи її вираження. Процеси, що відбуваються при розчиненні газоподібних та твердих речовин в рідинах. Сольватація. Теплота (ентальпія) розчинення. Вплив температури і тиску на розчинність. Закони Рауля. Їх формулювання, математичний та графічний вираз.
8	VIII тиждень	Тема 4.2. Розчини електролітів. Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля. Ізотонічний коефіцієнт. Ступінь дисоціації та її визначення через значення ізотонічного коефіцієнта. Теорія Арреніуса. Роль розчинника при дисоціації речовини. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації слабких електролітів. Закон розведення Оствальда. Ступінчаста дисоціація. Добуток розчинності малорозчинних речовин. Реакції обміну в розчинах електролітів (в молекулярному та йонному вигляді).
9	IX тиждень	Тема 4.3. Дисоціація води. Водневий показник. Гідроліз солей. Електролітична дисоціація молекул води. Йонний добуток води. Водневий показник рН. Кислотно-основні індикатори. Гідроліз солей. Різні випадки гідролізу солей. Йонні та молекулярні рівняння реакцій. Визначення реакції середовища розчинів солей.
	X тиждень	Тема 5.1. Окислювально-відновні реакції. Процеси окислення та відновлення. Окислювачі та відновники. Послідовність складання окислювально-відновних реакцій. Їх класифікація. Вплив середовища на перебіг окислювально-відновних реакцій.
10	XI тиждень	Тема 5.2. Окислювально-відновні процеси. Процеси окислення та відновлення. Окислювачі та відновники. Електродний потенціал, його утворення, вимірювання електродних потенціалів. Стандартні електродні потенціали. Таблиця окислювально-відновних потенціалів. Напрямок перебігу окислювально-відновних реакцій. Залежність електродних потенціалів від температури та концентрації. Формула Нернста. Гальванічний елемент, його електрохімічна схема. Процеси, що відбуваються на електродах при роботі гальванічного елемента. Електрорушійна сила гальванічного елемента.
11	XII тиждень	Тема 5.3. Електроліз як окислювально-відновний процес. Закони електролізу.

XIII тиждень	<p>Тема 5.4. Корозія металів та сплавів.</p> <p>Корозія металів. Класифікація корозійних процесів за механізмом корозії. Хімічна та електрохімічна корозія. Причини, що сприяють корозії. Електродні процеси у корозійних гальванічних елементах. Методи захисту металів від корозії: легування металів; захисні покриття (неметалічні, металічні); електрохімічні методи захисту (протекторний, зовнішнього потенціалу); зміна агресивності корозійного середовища (введення інгібіторів, зменшення концентрації агресивних компонентів)</p>
--------------	---

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 еквіваленту металу.	Молярну масу еквівалентів цинку потрібно визначити об'ємним методом за результатами взаємодії цинку з хлоридною кислотою.
2.	Дослідження властивостей гідратів оксидів елементів III періоду.	Отримання гідратів оксидів та експериментально довести поступову зміну хімічних властивостей гідратів оксидів елементів третього періоду.
3.	Основні класи неорганічних сполук. Кислотно-основна взаємодія.	Ознайомлення зі способами добування нерозчинних у воді гідроксидів металів та визначення їх хімічного характеру; ознайомлення зі способами добування основних і кислих солей та їх хімічними властивостями.
4.	Енергетика хімічних процесів. Визначення теплового ефекту реакції.	Навчитися користуватись довідковими даними для проведення термодинамічних розрахунків за рівнянням реакції: тепловий ефект реакції та напрям проходження процесу (самодовільність).
5.	Дослідження залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагентів та від температури	Дослідити вплив зміни температури на швидкість проходження хімічного процесу, представити з використанням експериментальних даних графічну залежності швидкості реакції від концентрації та температури, навчитися розраховувати температурний коефіцієнт швидкості реакції.
6.	Вивчення зміщення 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.

7.	Вивчення властивостей розчинів.	Ознайомитися з загальними закономірностями проходження процесів розчинення, виконати їх на практиці. Визначити вплив температури на розчинність речовин, підвищення температури кипіння розчину.
8.	Дослідження деяких властивостей розчинів електролітів.	Визначити вплив водноменного йона на дисоціацію слабого електроліту. Йонні реакції в розчинах електролітів. Зіставлення сили електролітів.
9.	Визначення рН розчинів. Дослідження гідролізу солей.	Дисоціація води. Водневий показник. Визначення забарвлення індикаторів в залежності від рН. Визначити реакції середовища в розчинах солей
10.	Окисно-відновна взаємодія. Напрямок окисно-відновних реакцій.	Ознайомлення з загальними закономірностями перебігу окисно-відновних реакцій.
11.	Електродні потенціали. Дослідження процесів в ГЕ.	Мідно-цинковий гальванічний елемент. Навчитися складати гальванічні елементи та вимірювати їх електрорушійну силу (ЕРС).
12.	Процеси електролізу розчинів.	Дослідження процесу електролізу: електроліз водного розчину йодиду калію, електроліз водного розчину сульфату купруму(II) з інертними електродами, електроліз водного розчину сульфату купруму(II) з мідним анодом.
13.	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

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,	2 – 3 години на тиждень

складання рівнянь реакцій до лабораторних робіт, підготовка до контрольних робіт, оформлення звітів з виконаних лабораторних робіт	
Підготовка до МКР (повторення матеріалу)	4 години
Підготовка до екзамену	30 годин

Політика та контроль

7. Політика навчальної дисципліни (освітнього компонента)

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.

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

Правила захисту лабораторних робіт:

1. До захисту допускаються студенти, які були присутні на занятті, самостійно та правильно виконали досліди, мають правильно оформлений звіт до виконання лабораторної роботи.
2. У звіті до виконання лабораторної роботи мають бути коректні рівняння реакцій, наведено розрахунки, графіки, наявні необхідні спостереження та висновки (при наявності помилок у вищеперахованому їх слід виправити).
3. Захист відбувається за графіком, зазначеним у п.5.
4. Після перевірки звіту викладачем робота вважається зарахованою.
5. Якщо студент пропустив заняття, то для відпрацювання він має: а) продемонструвати викладачу відповідний звіт до виконання лабораторної роботи з наведеними рівняннями реакцій (рівняння складаються студентом самостійно), але без розрахунків, спостережень та висновків; та б) правильно відповісти на запитання викладача по темі лабораторної роботи, після чого отримує дозвіл на відпрацювання. Студент відпрацьовує пропущену роботу у навчальній лабораторії за допомогою допоміжного персоналу чи викладача, 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 проведення контрольної роботи студент має відключити телефон.
3. Допускається використання тільки дозволених викладачем довідкових матеріалів.
4. Якщо студент не вказав своє прізвище та шифр групи, робота не оцінюється і має бути перескладена.

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

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

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

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

1. **Поточний контроль**: опитування на практичних заняття у вигляді контрольної роботи, модульна контрольна робота (МКР), опитування за темою заняття. Результати поточного контролю виставляються в системі Електронний кампус.

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

3. *Семестровий контроль*: письмовий екзамен.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання

1. *Рейтинг студента* з кредитного модуля розраховується виходячи із 100-бальної шкали, з них 50 балів складає стартова шкала. Стартовий рейтинг (протягом семестру) складається з балів, що студент отримує за:

- робота на лабораторному занятті (підготовка домашнього завдання, виконання дослідів та оформлення протоколу до лабораторної роботи: здійснення необхідних розрахунків, написання рівнянь реакцій, формулювання висновків тощо);
- написання контрольних робіт, 5 тем;
- написання модульної контрольної роботи (МКР);

Розрахунок шкали (R) рейтингу:

Стартова шкала контрольних заходів протягом семестру складає:

$$R_{\max} = [13(\text{ЛР}) + 25(\text{КР}) + 12(\text{МКР})] = 50 \text{ балів}$$

Екзаменаційна складова шкали дорівнює 50 % від R, а саме:

$$RE_{\max} = 50 \text{ балів}$$

Таким чином, рейтингова шкала з дисципліни складає

$$R = R_{\max} + RE_{\max} = 100 \text{ балів.}$$

Система рейтингових (вагових) балів та критерії оцінювання

2. Критерії нарахування балів:

2.1. *Контрольні роботи* мають ваговий бал – 5. Максимальна кількість балів за всі контрольні роботи дорівнює 5 балів \cdot 5 = 25 балів.

Контрольні роботи не перескладаються. Критерії оцінювання:

- робота виконана повністю і вірно протягом відведеного часу, студент вірно і повністю виконав всі надані завдання (відповів на запитання) – 5 балів;
- робота виконана майже повністю і вірно протягом відведеного часу або має незначні неточності – 4,9-4 балів;
- робота виконана більше ніж наполовину протягом відведеного часу, студент при виконанні завдання (відповідях на запитання) допустив ряд суттєвих неточностей – 3,9-2,5 балів;
- робота виконана протягом відведеного часу менше, ніж наполовину, результати роботи містять суттєві помилки, суттєві неточності 2,4-2,0 балів;
- робота містить грубі помилки, суттєві неточності 1,9-0,1 бали;
- відсутність виконання роботи – 0 балів.

2.2 *Лабораторні роботи*

Підготовка до лабораторної роботи включає: ознайомлення з теоретичним матеріалом (конспект, підручник); відповіді на контрольні запитання (ДЗ, письмово в зошиті) та підготовка протоколу до ЛР. Під час виконання роботи студент робить відповідні записи, спостереження, розрахунки, висновки тощо в протоколі. Протокол оформлюється, підписується та надається викладачу на перевірку. Якщо протокол оформлений за вимогами, не містить помилок і викладач зараховує його без зауважень - ваговий бал за роботу на лабораторному занятті - 1 бал. При наявності помилок та недоробок – протокол

повертається студенту для виправлення та доопрацювання. Після доопрацювання в разі підписання протоколу викладачем, студент отримує 0,6 балів до рейтингу.

Виконання усіх запланованих лабораторних робіт є обов'язковою умовою допуску до екзамену. Максимальне число балів за лабораторні заняття складає: $13 \cdot 1 = 13$ балів.

2.3. Модульний контроль (МКР).

Підсумкова модульна контрольна робота за декількома учбовими темами. Ваговий бал – 12 балів.

Робота вважається зарахованою, якщо сума балів складає не менше, ніж 6. Оцінювання роботи проводиться за наступною шкалою:

- повна відповідь (не менше 90% потрібної інформації) – 12-11 балів;
- достатньо повна відповідь (не менше 75% потрібної інформації), або повна відповідь з незначними неточностями – 10,9 – 7,5 балів;
- неповна відповідь (не менше 60% потрібної інформації) та незначні помилки – 7,4 – 6 балів;
- незадовільна відповідь (не відповідає вимогам на «задовільно») – 5,9 - 0 балів.

3. Календарний контроль проводиться на 7-8 та 14-15 тижнях семестру навчання здобувачів, і реалізується шляхом визначення рівня відповідності поточних досягнень (рейтингу) здобувача встановленим і визначеним в РСО критеріям. Умовою отримання позитивної оцінки з календарного контролю з навчальної дисципліни (освітнього компонента) є значення поточного рейтингу здобувача не менше, ніж 60 % від максимально можливого на час проведення такого контролю. Результати календарного контролю заносяться викладачем у модуль «Календарний контроль» Електронного кампусу.

4. Семестровий контроль проводить екзаменатор. Здобувач не допускається до семестрового контролю, якщо він не виконав визначені РСО умови допуску. У такому випадку екзаменатор у відомості семестрового контролю робить запис «не допущено».

Умови допуску до семестрового контролю.

Необхідною умовою допуску до екзамену є повне виконання навчального плану: виконання усіх домашніх завдань, зараховані протоколи усіх лабораторних робіт, написання МКР, стартовий рейтинг (RC) не менше 50 % від R_{max} , тобто 26 балів (RD). Якщо стартовий рейтинг менше 26 балів потрібне додаткове опрацювання матеріалу.

5. На семестровому контролі у формі письмового екзамену студенти виконують письмову контрольну роботу, за білетами, затвердженими на засіданні кафедри загальної та неорганічної хімії. Екзаменаційний білет містить два теоретичних питання (завдання) і одне практичне. Кожне теоретичне питання оцінюється у 15 балів, а практичне – 20 балів. Кожне завдання оцінюється за такими критеріями:

Система оцінювання теоретичних питань:

- повна відповідь (не менше 90% потрібної інформації) – 15–13,5 балів;
- достатньо повна відповідь (не менше 75% потрібної інформації, або незначні неточності) – 13,4 – 11,25 балів;
- неповна відповідь (не менше 60% потрібної інформації та деякі помилки) – 11,2–9,0 балів;
- незадовільна відповідь – 0 балів.

Система оцінювання практичного запитання:

- повне безпомилкове розв'язування завдання – 20–18 балів;
- повне розв'язування завдання з несуттєвими неточностями – 17,5 –15,0 балів;

– завдання виконане з певними недоліками – 14,5–12 балів;

– завдання не виконано – 0 балів.

Результати семестрового контролю виставляються в день екзамену за розкладом сесії в модулі "Сесія" Електронного кампусу (електронна відомість).

Здобувачеві, який не або не взяв контрольному заході за встановленим розкладом, з будь-яких причин, ставиться в електронній відомості відмітка "не з'явився".

Оцінки (ECTS та традиційна) до екзаменаційної відомості виставляються згідно з таблицею:

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

9. Додаткова інформація з дисципліни (освітнього компонента)

Перелік матеріалів, якими дозволено користуватись під час екзамену:

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

Робочу програму навчальної дисципліни (силабус):

Складено старшим викладачем, д.ф. кафедри загальної та неорганічної хімії
Тарасенко Н.В.

Ухвалено на засіданні кафедри загальної та неорганічної хімії
Протокол №13 від 22.05.2024 р.

Погоджено Методичною комісією хіміко-технологічного факультету
Протокол № 10 від 21.06.2024 р.