



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>Прикладна фізика</i>
Статус дисципліни	<i>Обов'язкова (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 Загальна кількість: 105 год. Лекційних занять: 27 год. Лабораторних занять: 27 год. Самостійна робота студентів: 51 год.</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: старший викладач Назарова Тамара Максимівна Лабораторні роботи: старший викладач Назарова Тамара Максимівна</i>
Розміщення курсу	<i>Google Classroom (платформа Sikorsky-distance); доступ за запрошенням викладача</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»; «Фізика плазми»; «Нові матеріали та речовини»; «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 довільного 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:

ФК 11. Здатність використовувати знання основ хімії для виконання наукових досліджень, розв'язання практичних проблем прикладної фізики та для самостійного опанування нових технологій, в тому числі з суміжних галузей, зокрема, хімічної, застосовувати отримані знання і практичні навички для прийняття інноваційних рішень при розв'язанні складних практичних задач або в навчанні, зокрема, високих фізичних технологій та/або фізики живих систем та/або фізики енергетичних систем

ПРН 3. Застосовувати ефективні технології, інструменти та методи експериментального дослідження властивостей речовин і матеріалів, включаючи наноматеріали, при розв'язанні практичних проблем прикладної фізики.

ПРН 4. Застосовувати фізичні та математичні моделі для дослідження фізичних явищ, розробки приладів і наукоємних технологій.

ПРН 17. Знання основ хімії для розв'язання практичних проблем прикладної фізики, в т.ч. високих фізичних технологій та/або фізики живих систем та/або фізики енергетичних систем.

2. Пререквізити та постреквізити дисципліни (місце в структурно-логічній схемі навчання за відповідною освітньою програмою)

Зазначається перелік дисциплін, знань та умінь, володіння якими необхідні студенту для успішного засвоєння дисципліни:

<i>Хімія</i>	<i>Базовий рівень середньої школи</i>
<i>Математика</i>	<i>Базовий рівень середньої школи</i>
<i>Фізика</i>	<i>Базовий рівень середньої школи</i>

Перелік дисциплін, які базуються на результатах навчання з даної дисципліни.

Отримані практичні навички та засвоєні теоретичні знання під час вивчення навчальної дисципліни «Хімія» можна використовувати в подальшому в навчальних дисциплінах, пов'язаних з теоретичними та практичними аспектами прикладної фізики, зокрема:

1. Термодинаміка складних систем;
2. Основи фізики металів;
3. Фізика плазми;
4. Нові матеріали та речовини;
5. Технологія і застосування наноструктур,
6. Наднові джерела енергії

3. Зміст навчальної дисципліни

Розділ 1. Основні поняття хімії

Тема 1.1. Атомно-молекулярне вчення. Основи кількісних розрахунків в хімії

Тема 1.2. Систематика та властивості неорганічних речовин

Розділ 2. Будова речовини

Тема 2.1. Будова атомів, періодичний закон та періодична система.

Тема 2.2. Хімічний зв'язок та будова молекул. Твердий стан речовини.

Розділ 3. Основні закономірності перебігу хімічних процесів

Тема 3.1. Елементи хімічної термодинаміки.

Тема 3.2. Хімічна кінетика і хімічна рівновага.

Розділ 4. Розчини

Тема 4.1. Загальні властивості розчинів. Розчини неелектролітів.

Тема 4.2. Розчини електролітів.

Розділ 5. Електрохімічні процеси

Тема 5.1. Окисно-відновні реакції.

Тема 5.2. Гальванічні елементи.

Тема 5.3. Корозія металів та сплавів.

Тема 5.4. Електроліз.

4. Навчальні матеріали та ресурси

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. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: підручник для студентів вищих навчальних закладів. – К. – Ірпінь: ВТФ «Перун», 2002. – 480 с.
3. 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.
4. Хімія. Основні поняття та закони: Методичні вказівки до виконання самостійної роботи студентів технічних спеціальностей / Укл. А..В. Підгорний, Т.М. Назарова, Т.І Дуда, В.М. Шевченко. – К.: НТУУ «КПІ», 2006. – 28 с.
5. Систематика та властивості неорганічних речовин: Методичні вказівки до самостійної роботи з дисципліни «Хімія» для студентів технічних спеціальностей / Укл. А..В. Підгорний, Т.М. Назарова. – К.: НТУУ «КПІ», 2005. – 28 с.
6. Підгорний А..В., Назарова Т.М., Гуц Н.А. Будова речовини. Навчально-методичний посібник для студ. нехімічних спеціальностей. – К.: «Політехніка», 2002. – 48 с.
7. Методичні вказівки до організації самостійної роботи по хімії та збірник індивідуальних завдань. Для студентів технічних спеціальностей бакалаврського циклу підготовки / Укл. А.М. Герасенкова, О.М. Князева, А.В. Підгорний. – К.: НТУУ «КПІ», 2007. – 68 с.
8. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003. – 352 с.

Додаткова

1. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высшая школа., 1998. – 558 с.
2. Григор'єва В.В., Самійленко В.В., Сич А.М. Загальна хімія. – К.: Вища школа, 1991. – 431 с.

3. 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.
4. Копілевич В.А., Карнаухов О.І., Слободяник М.С., Мельничук Д.О. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2003. – 643 с.
5. Загальна хімія. «Основні поняття та закони хімії. Систематика неорганічних сполук». Посібник для студентів технічних напрямів підготовки / Укл. А.В. Підгорний, Т.М. Назарова. – К.: НТУУ «КПІ», 2010. – 52 с.
6. Загальна хімія. «Розчини». Конспект лекцій для студентів технічних напрямів підготовки / Укл. А.В. Підгорний, Т.М. Назарова, Н.А. Гуц. – К.: НТУУ «КПІ», 2009. – 40 с.
7. Загальна хімія. «Розчини електролітів». Посібник для студентів технічних напрямів підготовки / Укл. А.В. Підгорний, Т.М. Назарова, Н.А. Гуц. – К.: НТУУ «КПІ», 2009. – 56 с.

Інформаційні ресурси

1. Хімія. «Електрохімічні процеси» [Електронний ресурс] : навчальний посібник для студентів технічних напрямів підготовки / НТУУ «КПІ»; Укл. А.В. Підгорний, Т.М. Назарова. - Електронні текстові дані (1 файл: 1 Мбайт). - Київ : НТУУ «КПІ», 2013. - 67 с. - Доступ з мережі університету: <http://service.library.ntu-kpi.kiev.ua/documents/9-10-168.rar>
2. Хімія. “Хімічна термодинаміка” [Електронний ресурс] : навчальний посібник для студентів технічних напрямів підготовки / НТУУ «КПІ»; Укл. А.В. Підгорний, Т.М. Назарова - Електронні текстові дані (1 файл: 1 Мбайт). - Київ : НТУУ «КПІ», 2016. - 81 с. - Доступ з мережі університету: <http://ela.kpi.ua/handle/123456789/20912>
3. Хімія. “Хімічна кінетика та рівновага” [Електронний ресурс] : навчальний посібник для студентів технічних напрямів підготовки / НТУУ «КПІ»; Укл. А.В. Підгорний, Т.М. Назарова - Електронні текстові дані (1 файл: 1 Мбайт). - Київ: НТУУ «КПІ», 2017. - 68 с. - Доступ з мережі університету: <http://ela.kpi.ua/handle/123456789/20913>
4. А. В. Підгорний, Т. М. Назарова, Т. І. Дуда, Хімія [Електронний ресурс]: підручник для здобувачів ступеня бакалавра за спеціальностями галузі знань 10 «Природничі науки»). – Електронні текстові дані: (1 файл: 13 Мбайт). – Київ: КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2020. – 346 с. адреса розміщення <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/37137>

- Навчальний контент

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.

№	Дата	Опис заняття
1	1 тиждень	Розділ 1. <u>Основні поняття хімії</u> <u>Тема 1.1.– Атомно-молекулярне вчення. Основи кількісних розрахунків в хімії</u>

		Хімія як розділ природознавства. Місце хімії в системі наук. Хімічний елемент. Атом. Молекула. Проста речовина та хімічна сполука. Фізичні та хімічні явища, їх взаємозв'язок. Відносні атомна та молекулярна маси. Моль. Стала Авогадро. Молярна маса речовини. Стехіометричні закони: закон збереження маси речовини, сталості складу, закон Авогадро, закон еквівалентів; їх застосування до розв'язання практичних задач. Молярний об'єм газу. Способи визначення молярних мас газоподібних речовин.
2	2 тиждень	<u>Тема 1.2. – Систематика та властивості неорганічних речовин.</u> Найважливіші класи неорганічних сполук: оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди, солі; складання формул. Складання формул, властивості та реакції добування гідроксидів, солей (середніх, кислих, основних). Характерні реакції за участю солей, гідроксидів, оксидів.
3	3 тиждень	Розділ 2. <u>Будова речовини</u> <u>Тема 2.1.– Будова атомів.</u> Квантово-механічна модель атома: квантові числа, атомні орбіталі. Принципи розподілу електронів - принцип найменшої енергії: правила Клечковського, принцип Паулі, правило Гунда. Електронні формули атомів елементів; s-, p-, d-, f-елементи. Валентні електрони та валентності атомів в основному та збуджених станах. Періодична система Д.І. Менделєєва. Сучасне формулювання періодичного закону.
4	4 тиждень	<u>Продовження теми 2.1. – Періодичний закон та періодична система.</u> Сучасне формулювання періодичного закону. Місце елемента в періодичній системі як його найважливіша характеристика. Періодична зміна властивостей хімічних елементів та деяких сполук в залежності від електронної будови атома. Енергія йонізації та енергія спорідненості до електрона як характеристики металічних та неметалічних властивостей елементів. Електронегативність.
5	5 тиждень	<u>Тема 2.2.– Хімічний зв'язок та будова молекул.</u> Природа хімічного зв'язку. Довжина та енергія зв'язку. Типи хімічних зв'язків. Ковалентний зв'язок та його властивості: насиченість, напрямленість, полярність, поляризованість. Ефективний заряд атомів. Механізми утворення ковалентного зв'язку. Способи перекривання електронних орбіталей атомів: σ -, π - та δ - зв'язки. Кратний зв'язок. Валентність елементів в основному та збудженому станах. Типи ковалентних молекул: полярні та неполярні молекули. Валентні кути. Електричні моменти диполів молекул. Полярність молекул. Теорія гібридизації атомних орбіталей, типи гібридизації. Геометрична будова молекул.

6	6 тиждень	<p><u>Продовження теми 2.2.– Твердий стан речовини.</u></p> <p>Типи кристалічних ґраток: йонна, атомна та металічна кристалічні ґратки. Поняття про йонний та металічний зв'язки, їх властивості. Залежність фізичних властивостей речовини у кристалічному стані від характеру зв'язку між частинками, що розташовані у вузлах кристалічної ґратки. Види міжмолекулярної взаємодії: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна. Водневий зв'язок, особливості фізичних властивостей речовин, в яких має місце водневий зв'язок. Енергія міжмолекулярної взаємодії.</p>
7	7 тиждень	<p>Розділ 3. <u>Основні закономірності перебігу хімічних процесів</u></p> <p><u>Тема 3.1.– Елементи хімічної термодинаміки</u></p> <p>Основні поняття хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Поняття про ентальпію. Тепловий ефект реакції. Екзо- та ендотермічні реакції. Стандартна ентальпія утворення простих та складних хімічних сполук. Закон Гесса та його наслідки. Термохімія. Термохімічні рівняння, їх особливості. Термохімічні розрахунки.</p>
8	8 тиждень	<p><u>Продовження теми 3.1. –</u> Ентропія, як міра неупорядкованості системи, зміна ентропії 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. Рівняння, що пов'язує зміни енергії Гіббса, ентальпії та ентропії. Вплив температури на напрям перебігу хімічних процесів.</p>
9	9 тиждень	<p><u>Тема 3.2.– Хімічна кінетика і хімічна рівновага</u></p> <p>Загальні поняття хімічної кінетики. Теорія активних співзіткнень. Швидкість хімічної реакції, фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції. Кінетичні рівняння, закон діючих мас. Константа швидкості реакції, її фізичний зміст. Гомо- та гетерогенні системи. Залежність швидкості хімічної реакції від температури. Правило Вант-Гоффа Рівняння Арреніуса. Енергія активації. Теорія активованого комплексу (перехідного стану).</p>
10	10 тиждень	<p><u>Продовження теми 3.2</u> <u>Хімічна рівновага</u></p> <p>Оборотні та необоротні реакції. Кінетична та термодинамічна умова рівноваги. Константа рівноваги гомогенних та гетерогенних реакцій, її зв'язок з енергією Гіббса. Каталіз: гомогенний та гетерогенний, каталізатори, інгібітори. Вплив каталізатора на швидкість хімічної реакції та на енергію активації процесу. Зміщення рівноваги, принцип Ле Шательє.</p>
11	11 тиждень	<p>Розділ 4. Розчини</p> <p><u>Тема 4.1. – Загальні властивості розчинів. Розчини неелектролітів</u></p> <p>Загальна характеристика розчинів. Механізм та енергетика процесу розчинення. Явище сольватації. Розчинність речовин, її залежність від температури. Способи вираження складу розчинів. Властивості розчинів неелектролітів. Закони Рауля: тиск</p>

		насиченої пари над розчином; температури кипіння та замерзання розчинів. Кріоскопічна та ебуліоскопічна константи розчинників, їх фізичний зміст. Осмотичний тиск.
12	12 тиждень	<p><u>Тема 4.2 – Розчини електролітів.</u></p> <p>Електролітична дисоціація, її причини та наслідки. Роль розчинника у процесі дисоціації Теорія Арреніуса. Ступінь дисоціації, його залежність від концентрації електроліта та температури. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації як кількісна міра сили слабого електроліта. Закон розведення Оствальда. Класифікація електролітів за характером йонів, що утворюються при дисоціації: кислоти, основи, амфоліти, солі. Йонні процеси: умови перебігу реакцій у водних розчинах електролітів. Йонно-молекулярні рівняння. Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води, водневий показник рН. Індикатори, способи визначення рН. Гідроліз солей. Типи гідролізу, зміна рН розчинів солей. Вплив різних факторів на стан гідролітичної рівноваги.</p>
13	13 тиждень	<p>Розділ 5. <u>Електрохімічні процеси</u></p> <p><u>Тема 5.1 – Окисно- відновні реакції.</u></p> <p>Окисно-відновні процеси. Загальні поняття: ступінь окиснення, окисники та відновники, процеси окиснення та відновлення. Типи окисно-відновних реакцій. Метод електронного балансу.</p> <p><u>Тема 5.2 - Гальванічні елементи</u></p> <p>Предмет електрохімії. Типи електродів Механізм виникнення електродних потенціалів.. Стандартний водневий електрод та вимірювання стандартних електродних потенціалів. Фактори, що 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 та її зв'язок з зміною енергії Гіббса струмоутворюючої реакції. Окисно-відновні потенціали. Визначення напрямку проходження окисно-відновних реакцій за стандартних умов.</p>
14	14 тиждень	<p><u>Тема 5.3 – Корозія металів.</u></p> <p>Класифікація корозійних процесів за механізмом руйнування металу. Фактори, що сприяють корозії. Електродні процеси у корозійних гальванічних елементах. Хімічна корозія. Електрохімічна корозія та причини її виникнення. Термодинамічна умова перебігу корозії. Методи захисту металів від корозії.</p> <p><u>Тема 5.4 – Електроліз</u></p> <p>Електроліз розплавів та водних розчинів електролітів. Послідовність розряду йонів на катоді та аноді. Електроліз з нерозчинним та розчинним анодами. Закони Фарадея. Фізичний зміст електрохімічних еквівалентів. Промислове застосування</p>

	електролізу: добування та очищення металів методом електролізу; електрохімічна обробка поверхні металів.
--	--

Лабораторні заняття

Основні завдання циклу лабораторних занять: закріпити і поглибити теоретичний програмний матеріал; - оволодіти практичними навичками роботи в хімічній лабораторії; - розвинути у студентів прагнення до науково-дослідницької роботи.

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

<i>Тиждень</i>	<i>Тема</i>	<i>Опис запланованої роботи</i>
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. Результати навести у вигляді таблиці. Написати висновок, оформити роботу та підписати у викладача.
2	Добування нерозчинних гідроксидів та вивчення їх властивостей.	Ознайомитись із способами добування нерозчинних гідроксидів та вивчити їх властивості. 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. Сформулювати висновок та підписати роботу у викладача
3	Добування солей: середніх, основних, кислих.	Ознайомитись з методами добування середніх солей за допомогою реакцій обміну та реакцій за участю оксидів. Ознайомитись з методами добування кислих та основних солей та вивчити їх властивості. Відповідно до отриманого індивідуального завдання провести експериментальні дослідження. Записати спостереження та скласти відповідні хімічні реакції. Сформулювати висновки та підписати роботу у викладача.
4	Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації.	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. Результати оформити у вигляді таблиці. Підписати роботу у викладача.
5	Хімічна кінетика. Вивчення залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин та температури.	Дослідити вплив концентрації реагуючих речовин та температури на швидкість проходження хімічного процесу, навчитися за експериментальними даними розраховувати енергію активації хімічної реакції. Відповідно до отриманого індивідуального завдання провести експериментальні дослідження та записати результати. Розрахувати відносну швидкість реакції, константу швидкості реакції, температурний коефіцієнт, за рівнянням Арреніуса розрахувати енергію активації, побудувати графічні залежності швидкості реакції від концентрації реагентів та температури. Написати відповідні висновки та підписати роботу у викладача.
6	Хімічна рівновага. Визначення впливу концентрацій реагуючих речовин та продуктів реакцій 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. Підписати роботу у викладача.
7	Теплові ефекти розчинення. Визначення маси розчиненої речовини	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. Результати оформити у вигляді таблиці. Підписати роботу у викладача.
8	Процеси в розчинах електролітів. Гідроліз солей.	Ознайомитись з загальними закономірностями проходження реакцій за участю електролітів та набути вмінь складання йонно-молекулярних рівнянь; експериментально дослідити реакцію середовища розчинів різних солей внаслідок процесу гідролізу. Використовуючи спостереження, порівняти розчинність трьох утворених поганорозчинних солей плюмбуму та сформулювати загальну тенденцію зміщення йонної рівноваги під час перебігу реакцій за участю поганорозчинних сполук. Записати висновок, в якому пояснити причини перебігу

		реакцій в розчинах електролітів, зробити загальний висновок щодо впливу сили основи та кислоти, які утворюють сіль, на ступінь гідролізу. Підписати роботу у викладача.
9	pH-метричне визначення ступеню та константи дисоціації слабкої кислоти.	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. Результати оформити у вигляді таблиці та оформити висновок: записати рівняння дисоціації хлоридної та оцтової кислот, врахувавши їх різну здатність до дисоціації, вираз константи дисоціації оцтової кислоти; пояснити вплив розведення на ступінь дисоціації слабких електролітів. Підписати роботу у викладача
10	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. Виходяч зі ступеня окиснення елемента та його розташування у періодичній системі, пояснити, чому деякі речовини виявляють властивості лише окисника або лише відновника. Підписати роботу у викладача
11	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. Результати внести в таблицю. Використовуючи рівняння Нернста, розрахувати рівноважну молярну концентрацію потенціал-визначальних йонів металу. Підписати роботу у викладача
12	Корозія металів та захист від корозії.	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. Підписати роботу у викладача
13	Електроліз водних розчинів солей. експериментально вивчити електродні процеси під час електролізу водних розчинів солей з інертними та розчинними анодами.	Експериментально вивчити електродні процеси під час електролізу водних розчинів солей з інертними та розчинними анодами. Записати електродні процеси під час електролізу водного розчину калій йодиду та розчину купрум сульфату. Пояснити, чому змінюється забарвлення розчинів в катодному та анодному просторах під час електролізу водного розчину калій йодиду, зробити висновок, які речовини утворюються на катоді та аноді. Пояснити, чому зникає шар міді з анода який проц відбувається на катоді. Підписати роботу у викладача.
14	Підсумкове заняття. Модульна контрольна робота	Модульна контрольна робота. До відома студентів доводиться кількість балів, яку вони набрали протягом семестру. Студенти, що були не допущені до семестрового контролю, мають усунути причини, що призвели до цього.

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.

- 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.

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 8-й тиждень	Друга атестація 14-й тиждень
Критерій: поточний контроль	≥ 20 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)

Видами контролю успішності засвоєння матеріалу дисципліни є: зарахування усіх лабораторних робіт, модульна контрольна робота (МКР) та семестровий контроль: усний екзамен.

Лабораторні роботи

За кожен часно здану лабораторну роботу студент отримує дві оцінки за експериментальну та теоретичну частину (наприклад 5/4) згідно із п'яти-бальною шкалою, або 100 бальною шкалою (на розсуд викладача, який веде лабораторні заняття). Перед кожною із атестацій та наприкінці семестру виводиться середня оцінка. Рейтингові бали нараховуються згідно із наступною схемою: середня оцінка за національною шкалою ×4. Можливі і інші варіанти оцінки на розсуд викладача, що веде лабораторні роботи

Модульна контрольна робота

Модульна контрольна робота проводиться після завершення першої частини курсу «Хімія» проводиться протягом 2-х академічних годин на лабораторному занятті. Вона складається з 4 задач і передбачає письмовий розв'язок задачі, подібних до тих, що розглядалися на практичних заняттях та під час виконання домашніх робіт. Оцінюється за чіткими

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

- максимальна кількість балів за кожне питання – повна правильна відповідь, 95% інформації,

там де треба наведено рисунки, позначення, є письмовий коментар щодо базових понять та законів, які використовуються під час розв'язку задачі,

- 75% — розв'язок правильний, не всі умови попереднього пункту виконано,
- 60% — наведено основні базові поняття для розв'язку, розв'язок неправильний.
- списані відповіді, які студент не може пояснити, не зараховуються.

Умови допуску до екзамену

В таблиці наведені умови допуску до семестрового контролю.

№	Обов'язкова умова допуску до екзамену	Критерій
1	Поточний рейтинговий бал	≥ 40
2	МКР	виконана
3	Лабораторна робота	здана

Додаткові умови допуску до екзамену, які заохочуються:

- Активна самостійна робота над теоретичним матеріалом: пошук та використання інформаційних ресурсів, ілюстрацій, відео, медіа ресурсів, що доповнюють поточний курс (додаються заохочувальні бали).
- Позитивний результат першої та другої атестації.

Семестровий контроль (екзамен)

Рейтинг студента з дисципліни складається з балів, що він отримує за:

1. Виконання та захист 13 лабораторних робіт з відповідних тем з оцінкою рівня теоретичних знань певного розділу робочої навчальної програми.
2. Одна модульна контрольна робота (МКР), тривалістю дві академічні години.
3. Відповідь на екзамені.

Система рейтингових(вагових) балів та критерії оцінювання

1. Виконання лабораторних робіт та їх захист відповідно до засвоєння навчального матеріалу певного розділу робочої навчальної програми та з урахуванням виконання індивідуальних домашніх завдань.

Ваговий бал – 3. Максимальна кількість балів дорівнює $3 \text{ бали} \times 13 = 39$.

Ваговий бал 3 бали: Глибоке розкриття закономірностей, що досліджувались у лабораторній роботі. Вчасно та якісно підготовлений протокол роботи. Вміння застосовувати теоретичний матеріал для розв'язання

- задач, домашнє завдання містить повні та обґрунтовані відповіді, не містить помилок.
- 2 бали: Під час оформлення звіту про виконання роботи допущені неточності при складанні хімічних формул та рівнянь. Розуміння теми достатньо глибоке, практичні завдання розв'язані правильно, але містять несуттєві помилки.
- 1 бал: Звіт про виконання роботи неповний, погано сформульовані висновки щодо встановлених закономірностей перебігу досліджуваних процесів. Під час самостійної роботи матеріал розділу засвоєний неповністю, практичні завдання зроблені з помилками, суттєво недоопрацьовані теоретичні положення.
- 0 балів: Протокол лабораторної роботи підготовлений невчасно, студент усунений від виконання експерименту. Домашнє завдання виконано з суттєвими помилками, або його розв'язок не доведений до логічного завершення. Матеріал запланований до самостійної роботи не опрацьовано.
- 2бали: Тема вчасно не захищена за неповажних причин.

2. Модульна контрольна робота

Ваговий бал –7. Максимальна кількість балів дорівнює: 21 бал.

- Ваговий бал Відповідь правильна, повна, обґрунтована, задача розв'язана вірно, з поясненням, чітко та правильно оформлена.
- 21 бал:
- 18-12 балів: Відповідь правильна, обґрунтована, але не вичерпна, має несуттєві помилки.
- 12-7 балів: Відповідь неповна, або знайдено правильний хід розв'язку завдання, але допущено арифметичні помилки.
- 0 балів: Відповідь містить менше 60% правильних за змістом розв'язків, допущена значна кількість суттєвих помилок при складанні хімічних формул та рівнянь.

Штрафні та заохочувальні бали за:

- недопуск до лабораторних робіт у зв'язку з незадовільним вхідним контролем (відсутність протоколу та невиконання індивідуального домашнього завдання) (-1 бал)
- несвоєчасний захист теми з неповажних причин (-2 бали)
- за умов своєчасного виконання усіх видів робіт, передбачених навчальним планом, студент одержує 8 заохочувальних балів.

Семестровим контролем є усний екзамен.

Розрахунок шкали (R) рейтингу:

Сума вагових балів контрольних заходів протягом семестру становить:

$$R_c = \sum_k r_k = 3 \cdot 13 + 21 = 60 \text{ балів.}$$

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

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

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	21	1	21
2	Лабораторні роботи	3	13	39
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

9. Додаткова інформація з дисципліни (освітнього компонента)

- Перелік питань, які виносяться на семестровий контроль ;
- Вимоги до оформлення лабораторної роботи, перелік запитань до МКР та екзамену;
- Перелік матеріалів, якими дозволено користуватись під час екзамену.

Робочу програму навчальної дисципліни (силабус):

Складено старшим викладачем кафедри загальної та неорганічної хімії ХТФ Назаровою Т.М.

Ухвалено кафедрою загальної та неорганічної хімії (протокол № 2 від 17.10.2020 р.)

Затверджено Вченою Радою Фізико-технічного інституту (протокол № 11 від 26.11.2020 року)