



Загальна та неорганічна хімія-1: Загальна хімія
Робоча програма кредитного модулю (Силабус)

Реквізити кредитного модулю дисципліни

Рівень вищої освіти	<i>Перший (бакалаврський)</i>
Галузь знань	<i>16 Хімічна та біоінженерія</i>
Спеціальність	<i>161 Хімічні технології та інженерія</i>
Освітня програма	<i>Для всіх освітніх програм спеціальності 161 Хімічні технології та інженерія (хіміко-технологічний факультет)</i>
Назва дисципліни	<i>Загальна та неорганічна хімія</i>
Статус дисципліни	<i>обов'язковий</i>
Форма навчання	<i>заочна /змішана/дистанційна</i>
Рік підготовки, семестр	<i>1 курс, I (осінній) семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>7 кредитів</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Екзамен письмовий</i>
Розклад занять	<i>Лекції: : всього 4 годин, лабораторні : всього 10 годин, практичні заняття: всього 2 години, розклад наведений на roz.kpi.ua</i>
Мова викладання	<i>Українська</i>
Інформація про керівника курсу / викладачів	<u>Лектор:</u> <i>доцент Лісовська Ірина Володимирівна lisovskayai@ukr.net</i> <u>Лабораторні та практичні заняття:</u> <i>доцент Лісовська Ірина Володимирівна lisovskayai@ukr.net</i>
Розміщення курсу	<i>Телеграм-канал курсу https://t.me/+VdDJY9KndR_ir3tP</i> <i>Сайт кафедри ЗНХ http://kznh.kpi.ua/</i> <i>Доступ за запрошенням викладача в Zoom, Google Meet</i>

Програма кредитного модулю

1. Опис кредитного модулю дисципліни, мета, предмет вивчення та результати навчання

Предметом кредитного модулю **Загальна та неорганічна хімія-1. Загальна хімія** є:

- **основні засади** теорії будови сполук тих хімічних елементів, що найчастіше застосовуються у хімічній промисловості, у технологічних процесах, пов'язаних з синтезом основних неорганічних, органічних речовин, композиційних та тугоплавких матеріалах, а також в електрохімічному виробництві;
- **закономірності перебігу** в розчинах хімічних реакцій, електрохімічних процесів;

- **дослідження** властивостей тих речовин, що становлять основу конструкційних матеріалів; що можуть утворюватися за певних умов і впливати на стан матеріалів, на здоров'я людини, на стан навколишнього середовища.

Вивчення курсу **Загальна та неорганічна хімія-1. Загальна хімія** ґрунтується на розумінні періодичного закону та періодичної системи елементів, теорії будови речовин, основ вчення про енергетику, закономірностей швидкості перебігу хімічних процесів, теорії окислювально-відновних процесів.

Метою кредитного модуля є формування у студентів загально-професійних компетенцій:

- сучасні уявлення про механізми і принципи хімічних перетворень речовин і перетворення енергії в них;
- базові уявлення про основи хімічної термодинаміки та закони хімічної кінетики;
- базові уявлення про ознаки, параметри, характеристики, властивості гомогенних і гетерогенних систем, розчинів електролітів і неелектролітів;
- базові уявлення про принципи, закони хімічної і фазової рівноваги, взаємопереходу енергії системи в хімічну, теплову, електричну роботу.

Згідно з вимогами програми навчальної дисципліни студенти після засвоєння кредитного модуля мають продемонструвати такі результати навчання:

- сучасну термінологію та номенклатуру;
- закони хімії (збереження маси речовини та енергії, сталості складу, еквівалентів, газові закони);
- закономірності періодичного закону та періодичної системи елементів Д.І.Менделєєва, положення сучасних теорій будови атомів, хімічного зв'язку та будови молекул;
- теоретичні положення і закони хімічної термодинаміки;
- теоретичні положення хімічної кінетики гомогенних та гетерогенних процесів, а також теоретичні положення каталізу;
- властивостей хімічних елементів та їх сполук, отримання та застосування їх в хімічній технології;

уміння:

- використовуючи закономірності періодичного закону та періодичної системи елементів Д.І.Менделєєва, положення сучасних теорій будови атомів, хімічного зв'язку та будови молекул в умовах лабораторії або виробництва прогнозувати та розраховувати склад, фізичні та хімічні властивості простих речовин, неорганічних та органічних сполук;
- розраховувати склад системи, кількість речовини сполук, які реагують, а також кількість продуктів реакції, вихід продуктів;
- прогнозувати та розраховувати склад, фізичні та хімічні властивості неорганічних речовин;
- розраховувати теплові ефекти хімічних реакцій і теплоти утворення речовин, а також зміну ентропії для хімічних або фізичних процесів, а також абсолютну ентропію речовин за будь-яких температур;
- розраховувати можливість того чи іншого процесу і межу його проходження, прогнозувати вплив тиску та температури на вихід продукту та обґрунтовувати вибір параметрів процесу;
- здійснювати аналіз кінетики та стану рівноваги реакцій;
- оцінювати процеси розчинення та дисоціації, константу електролітичної дисоціації, рН розчину;

- обчислювати електродний потенціал та напрям окисно-відновного процесу, ЕРС гальванічного елемента;

набуті знання та уміння студент повинен вміти застосувати:

- в умовах виробництва або лабораторії для складання та контролю технологічного регламенту;

- визначення екологічних наслідків здійснення хімічної схеми виробництва базової хімічної продукції;

- для обґрунтування та вибору методів знешкодження відходів виробництва базової хімічної продукції або їх утилізації в інших технологічних процесах;

- для розрахунку фізико-хімічних даних для технологічного регламенту, або ТЗ, або технічних умов.

2. Місце кредитного модулю дисципліни в структурно-логічній схемі навчання за відповідною освітньою програмою

Силабус *Загальна та неорганічна хімія-1: Загальна хімія* складено відповідно до програми навчальної дисципліни *Загальна та неорганічна хімія* у відповідності до освітньо-професійної програми підготовки бакалавра напряму підготовки 161 "Хімічні технології та інженерія" (галузь знань 0513 *хімічна технологія та інженерія*). Сукупність теоретичних знань, що одержують студенти під час вивчення хімії, є тим необхідним фундаментом, на базі якого формується хімічне мислення, що розвиває уявлення студентів про хімію та її зв'язок з іншими дисциплінами: Фізика (кінетика, молекулярна фізика і термодинаміка, тепло-, масообмін), Загальна хімічна технологія (теоретичні основи хімічної технології, основні хімічні виробництва), Органічна хімія та технологія органічних речовин, Аналітична хімія (хімічні методи якісного та кількісного аналізу речовин) Фізична хімія (хімічна термодинаміка, розчини, кінетика та рівновага, каталіз) та інші.

3. Зміст кредитного модулю навчальної дисципліни

Кредитний модуль 1. Хімія 1 - Загальна хімія

РОЗДІЛ 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ХІМІЇ. БУДОВА РЕЧОВИНИ.

Тема 1 . АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ.

Основні поняття атомно-молекулярної теорії. Основні стехіометричні закони хімії. Поняття про еквівалент елемента та еквівалент речовини. Експериментальні методи визначення еквівалента елемента, еквівалентної маси та атомної маси.

Історія розвитку атомно-молекулярної теорії. Явище алотропії. Прості і складні речовини. Поняття про дальтоніди та бертоліди. Закон Авогадро. Значення закону Авогадро та наслідків з цього закону. Молярний об'єм газу. Поняття про відносну густину газу. Метод знаходження молекулярної маси речовини, яка знаходиться в газоподібному стані. Застосування закону Авогадро та його наслідків для вирішення практичних завдань. Використання рівняння Менделєєва-Клапейрона для визначення молекулярних мас газів.

Тема 2. БУДОВА АТОМІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ,

Електрон та його властивості. Теорія Резерфорда. Модель атому по Бору, її зв'язок з квантовою теорією та спектрами атомів. Поняття про хвильові властивості електрону. Хвильові властивості електрону. Квантові числа: головне, орбітальне, магнітне, спінове, їх фізичний зміст та межі значень. Енергетичні рівні та підрівні, орбіталі. Принцип Паулі. Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів. Правило Гунда. Електронні формули та електронні схеми атомів хімічних елементів.

Тема 3. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН, ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ І ЕЛЕКТРОННА БУДОВА АТОМІВ.

Періодичний закон Д.І.Менделєєва, його формулювання. Структура періодичної системи: періоди, групи, підгрупи. Номер групи та валентність елементів. Відхилення від формулювання Д.І.Менделєєва. Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична система та її зв'язок з будовою атому. Номер періоду, його фізичний зміст. Заповнення електронами підрівнів у кожному періоді. Кількість елементів у періоді: s-, p-, d- та f-елементи.

Закон Мозлі. Місце елемента в періодичній системі як його найважливіша характеристика. Передбачення невідомих елементів за допомогою періодичного закону. Загальнонаукове та філософське значення періодичного закону.

Особливості електронної будови атомів в головних та в побічних підгрупах, валентні електрони. "Проскок" електрону, f-елементи, особливості їх електронної будови та положення в періодичній системі. Радіуси атомів, їх зміна в періодах, групах. Енергія іонізації, енергія спорідненості до електрону, їх зміна в періодах та групах. Електронегативність, значення її для характеристики елементів та типу хімічного зв'язку.

Періодичні та неперіодичні властивості елементів. Періодична система як втілення періодичного закону. Структура періодичного закону: періоди, групи, підгрупи. Номер групи та валентність елементів. Зміна властивостей елементів в періоді, групі.

Тема 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК.

Валентні електрони і валентність елементів в основному і збудженому станах.

Ковалентний зв'язок. Основні його характеристики : довжина зв'язку і енергія. Основні положення методу валентних зв'язків (МВЗ). Насиченість і напрямленість ковалентного зв'язку. Метод молекулярних орбіталей (ММО). Зв'язуючі і розпушуючі орбіталі. Енергетичні діаграми двохатомних молекул. Кратність зв'язку. Валентні кути в ковалентних молекулах. Гібридизація атомних орбіталей, види гібридизації, δ - і π - зв'язок. Делокалізований π - зв'язок. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Полярність зв'язку. Здатність зв'язку до поляризації.

Тема 5. ВЛАСТИВОСТІ МОЛЕКУЛ. МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ.

Іонний зв'язок, його властивості: ненасиченість і ненаправленість. Полярність молекул. Дипольний момент, його залежність від полярності зв'язку та просторової будови молекул. Міжмолекулярна взаємодія: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна взаємодія молекул. Водневий зв'язок, його особливості. Міжмолекулярний та внутрішньомолекулярний водневий зв'язок, його вплив на властивості речовин.

РОЗДІЛ 2. ЗАКОНОМІРНОСТІ ПРОТІКАННЯ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ.

Тема 1. ПОНЯТТЯ ПРО ЕНЕРГЕТИКУ ХІМІЧНИХ ТА ФАЗОВИХ ПЕРЕТВОРЕНЬ.

Внутрішня енергія та ентальпія, экзо- та ендотермічні реакції. Теплові ефекти за умов сталості тиску та сталості об'єму, їх зв'язок з ентальпією та внутрішньою енергією системи. Термохімічні рівняння. Закон Гесса та його використання в термохімічних розрахунках.

Поняття про ентропію. Ентропія як міра неупорядкованості системи. Стандартні ентропії. Вплив ентропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів. Ізобарний потенціал (вільна енергія Гіббса) як критерій самодовільності протікання процесів.

Наслідки закону Гесса. Теплота (ентальпія) утворення і теплота (ентальпія) згоряння, їх використання для розрахунків теплових ефектів (ентальпій) хімічних процесів. Залежність вільної енергії Гіббса від температури.

Тема 2. ХІМІЧНА КІНЕТИКА.

Гомогенні і гетерогенні системи. Швидкість реакцій в гомогенних та в гетерогенних системах. Фактори, що впливають на швидкість реакцій. Закон діючих мас. Константа швидкості реакції, її фізичний зміст. Поняття про молекулярність та порядок реакції. Вплив температури на швидкість реакції. Правило Вант-Гоффа. Активні молекули. Енергія активації.

Рівняння Арреніуса. Каталіз. Вплив каталізатора на енергію активації та швидкість реакцій.

Гомогенний та гетерогенний каталіз.

Тема 3. ХІМІЧНА РІВНОВАГА.

Необоротні та оборотні реакції, хімічна рівновага. Константа рівноваги гомогенних та гетерогенних реакцій. Зміщення рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Співвідношення між ентропійним та ентальпійним факторами в момент рівноваги.

Тема 4. ФАЗОВІ РІВНОВАГИ.

Гомогенні і гетерогенні системи. Поняття «фаза», «компонент». Фазова рівновага. Рівновага вода-пара. Насичена пара. Залежність тиску насиченої пари від температури. Умови кипіння та замерзання рідин. Співвідношення між ентропійним та ентальпійним факторами в момент рівноваги. Потрійна точка. Діаграма стану води. Правило фаз Гіббса. Діаграми стану двокомпонентних систем.

РОЗДІЛ 3. РОЗЧИНИ

Тема 1. ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ.

Дисперсні системи. Молекулярні розчини. Розчинник та розчинена речовина. Способи вираження концентрації розчинів. Процеси, що відбуваються при розчиненні газоподібних, рідких та твердих речовин в рідинах. Сольватація. Теплота (ентальпія) розчинення.

Закони Рауля, їх визначення, математичний та графічний вираз. Визначення молекулярних мас розчинених речовин. Зміна ентальпії, ентропії та вільної енергії Гіббса при розчиненні. Вплив природи речовин, тиску та температури на розчинність газів, рідин та твердих речовин у рідинах.

Тема 2. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.

Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля та Вант-Гоффа. Ізотонічний коефіцієнт. Теорія Арреніуса. Ступінь дисоціації електроліту та його зв'язок з ізотонічним коефіцієнтом. Роль розчинника при дисоціації речовини. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації слабких електролітів. Закон розбавлення. Вплив однойменного іона на дисоціацію слабого електроліту. Ступінчаста дисоціація.

Рівновага в насиченому розчині малорозчинного електроліту. Добуток розчинності. Вплив однойменного іона на розчинність малорозчинного електроліту.

Електролітична дисоціація молекул води. Іонний добуток води. Водневий показник рН, Кислотно-основні індикатори, Гідроліз солей. Різні випадки гідролізу солей. Іонні та молекулярні рівняння реакцій гідролізу. Ступінь гідролізу. Константа гідролізу. Вплив природи електроліту і умов на ступінь гідролізу.

Дисоціація комплексних сполук. Первинна і вторинна дисоціація. Константа дисоціації (нестійкості) комплексів. Іонні реакції в розчинах електролітів та умови їх перебігу.

РОЗДІЛ 4. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ.

Тема 1. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ, ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ. ЕЛЕКТРОЛІЗ.

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

Поняття про електроліз. Умови, необхідні для проведення електролізу. Анодне окиснення та катодне відновлення. Електроліз з нерозчинним та розчинним анодами. Закони електролізу. Послідовність розряду іонів на катоді та аноді.

Процеси окиснення та відновлення. Окиснювачі та відновники. Електродний потенціал, його утворення, вимірювання електродних потенціалів. Залежність електродних потенціалів від температури та концентрації. Формула Нернста. Стандартні потенціали. Таблиця окисно-відновних потенціалів. Ряд напруг металів. Напрямок перебігу окисно-відновних реакцій.

Корозія металів. Хімічна та електрохімічна корозія. Захист металів від корозії. Анодні і катодні покриття. Застосування електролізу.

4. Навчальні матеріали та ресурси

Навчальні матеріали, зазначені нижче, доступні у бібліотеці університету та частково на сайті кафедри загальної та неорганічної хімії. Обов'язковою до вивчення є базова література, інші матеріали – факультативні. Розділи та теми, з якими студент має ознайомитись самостійно, викладач зазначає на лекційних та практичних заняттях.

Базова:

1. О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер та інші. Загальна та неорганічна хімія. Підруч. для студ. вищ. навч. закладів. Ч. 1 – К.: Пед. преса, 2002. – С. 520.
2. Хімічна термодинаміка: Навчальний посібник з грифом МОН України // О.О.Андрійко, І.В.Лісовська. – К.:НТУУ "КПІ", 2011. – С. 207.
3. Загальна та неорганічна хімія-1. Загальна хімія. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт (для студентів хіміко-технологічного факультету спеціальності 161 “Хімічні технології та інженерія”). / Уклад.: І.В.Лісовська, В.А.Потаскалов. – К.: 2016. – 48 с.
4. Загальна та неорганічна хімія-1. Загальна хімія. Методичні вказівки для самостійної підготовки студентів до практичних занять (для студентів хіміко-технологічного факультету спеціальності 161 “Хімічні технології та інженерія”). / Уклад.: І.В.Лісовська, В.А.Потаскалов. – К.: 2018.
5. Завдання та методичні вказівки до розрахунково-графічної роботи для самостійної роботи для студентів Хіміко-технологічного факультету напряму «Хімічна технологія» / І.В. Лісовська, Т.В. Пацкова, А.Є. Шпак Електронне видання. – К. НТУУ "КПІ", 2014. – С. 25.

Інформаційні ресурси

9. Сайт кафедри загальної та неорганічної хімії <http://kznh.kpi.ua/>
10. Телеграм-канал курсу https://t.me/+VdDJY9KndR_ir3tP

Навчальний контент

5. Методика опанування освітнього компонента.

5.1 Лекційні заняття

Вичитування лекцій з дисципліни проводиться паралельно з виконанням студентами лабораторних робіт, а також з розглядом ними, що виносяться на самостійну роботу. При проведенні лекцій застосовуються засоби для відеоконференцій (*Zoom, Google Meet*). Після кожної лекції рекомендується ознайомитись з матеріалами, рекомендованими для самостійного вивчення, а перед наступною лекцією – повторити матеріал попередньої.

№ з/п	Назва теми лекції та перелік основних питань (перелік дидактичних засобів та завдання на СРС)
1	<p>Тема 1. БУДОВА АТОМІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ, ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН</p> <p><u>Лекція № 1.</u> Електрон та його властивості. Хвильові властивості електрону. Квантові числа: головне, орбітальне, магнітне, спінове. Їх фізичний зміст та межі значень. Енергетичні рівні та підрівні, орбіталі. Принцип Паулі. Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів. Правило Гунда.</p> <p>Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична система та її зв'язок з будовою атому. Номер періоду, його фізичний зміст. Заповнення електронами підрівнів у кожному періоді. Кількість елементів у періоді: s-, p-, d- та f-елементи.</p> <p>Місце елемента в періодичній системі як його найважливіша характеристика.</p> <p>Особливості електронної будови атомів в головних та в побічних підгрупах, валентні електрони. "Проскок" електрону, f-елементи, особливості їх електронної будови та</p>

	<p>положення в періодичній системі.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Електронні формули та електронні схеми атомів хімічних елементів. Періодичні та неперіодичні властивості елементів. Періодична система як втілення періодичного закону. Періоди, групи, підгрупи. Номер групи та валентність елементів. Зміна властивостей елементів в періоді, групі. Радіуси атомів, їх зміна в періодах, групах. Енергія іонізації, енергія спорідненості до електрону, їх зміна в періодах та групах. Електронегативність, значення її для характеристики елементів та типу хімічного зв'язку.</p>
2	<p>Тема 2. ПОНЯТТЯ ПРО КІНЕТИКУ ТА РІВНОВАГУ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ.</p> <p><u>Лекція № 2.</u> Гомогенні і гетерогенні системи. Швидкість реакцій в гомогенних. Фактори, що впливають на швидкість реакцій. Закон діючих мас. Константа швидкості реакції, її фізичний зміст. Поняття про молекулярність та порядок реакції. Вплив температури на швидкість реакції. Правило Вант-Гоффа. Активні молекули. Енергія активації. Необоротні та оборотні реакції, хімічна рівновага. Константа рівноваги гомогенних та гетерогенних реакцій. Зміщення рівноваги. Принцип Ле-Шательє. <u>Завдання на СРС:</u> НЕкзотермічні та ендотермічні реакції. Закон Гесса. Теплота (ентальпія) утворення і теплота (ентальпія) згоряння, їх використання для розрахунків теплових ефектів (ентальпій) хімічних процесів.</p>
3	<p>Тема 3. РОЗЧИНИ.</p> <p><u>Лекція № 3.</u> Дисперсні системи. Розчинник та розчинена речовина. Способи вираження концентрації розчинів. Закони Рауля, їх математичний та графічний вирази. Визначення молекулярних мас розчинених речовин. Теорія Арреніуса. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації слабких електролітів. Закон розбавлення. Вплив однойменного іона на дисоціацію слабого електроліту. Ступінчаста дисоціація. Електролітична дисоціація молекул води. Іонний добуток води. Водневий показник рН. Кислотно-основні індикатори. Гідроліз солей. Іонні та молекулярні рівняння реакцій гідролізу. Ступінь гідролізу. Константа гідролізу. Вплив природи електроліта і умов на ступінь гідролізу. <u>Завдання на СРС:</u> Дисоціація комплексних сполук. Первинна і вторинна дисоціація. Константа дисоціації (нестійкості) комплексів. Іонні реакції в розчинах електролітів та умови їх перебігу.</p>
4	<p>Тема 4. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ. ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ, ЕЛЕКТРОЛІЗ.</p> <p><u>Лекція № 4.</u> Гальванічний елемент, його електрохімічна схема. Процеси, що відбуваються на електродах при роботі гальванічного елемента. Електрорушійна сила гальванічного елемента. Поняття про електроліз. Умови, необхідні для проведення електролізу. Анодне окиснення та катодне відновлення. Електроліз з нерозчинним та розчинним анодами. Закони електролізу. Послідовність розряду іонів на катоді та аноді.</p>

	<p><u>Завдання на СРС:</u> Процеси окиснення та відновлення. Окиснювачі та відновники. Електродний потенціал, вимірювання електродних потенціалів. Залежність електродних потенціалів від температури та концентрації. Формула Нернста. Стандартні електродні потенціали. Залежність окисно-відновних властивостей від значень окисно-відновних потенціалів. Напрямок перебігу окисно-відновних реакцій.</p> <p>Корозія металів. Хімічна та електрохімічна корозія. Захист металів від корозії. Анодні і катодні покриття.</p> <p>Застосування електролізу.</p>
--	---

5.2 Лабораторні та практичні заняття

Мета проведення лабораторних робіт: закріпити та поглибити теоретичний програмний матеріал, оволодіти практичними навичками роботи в хімічній лабораторії; отримати навички роботи з мірним посудом, приладами та реактивами. Основне завдання циклу практичних занять: закріпити та поглибити теоретичний програмний матеріал, оволодіти навичками розв'язання типових задач загальної хімії.

№	Опис запланованої роботи (тематика лабораторних та практичних занять)
1	Правила роботи в хімічній лабораторії (ТБ). Вступ до практикуму. Хімічний посуд. Лаб. роб. № 1. Визначення молярної маси еквівалентів металу.
2	Практ. заняття № 1. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків. Практ. заняття № 2. Основні класи неорганічних сполук. Кислотно-основна взаємодія.
3	Лаб. роб. № 2. Дослідження залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагентів та від температури Лаб. роб. № 3. Вивчення зміщення хімічної рівноваги..
4	Лаб. роб. № 4. Приготування розчину заданої концентрації.. Лаб. роб. № 5. Дослідження властивостей розчинів.
5	Лаб. роб. № 6. Дослідження деяких властивостей розчинів електролітів. Реакції обміну в розчинах електролітів. Лаб. роб. № 7. Визначення рН розчинів. Дослідження гідролізу солей.
6	Лаб. роб. № 8. Окисно-відновна взаємодія. Напрямок окисно-відновних реакцій. Дослідження процесів в ГЕ. Лаб. роб. № 9. Електродні потенціали. Дослідження процесів електролізу розчинів.

6. Самостійна робота студента

Самостійна робота студента (СРС) протягом семестру включає повторення лекційного матеріалу, самостійну підготовку теоретичного матеріалу за вказівкою викладача, виконання домашнього завдання до лабораторних занять (складається з теоретичних контрольних запитань та практичних завдань, наприклад: закінчити/написати рівняння реакцій), виконання розрахункової роботи, підготовка протоколів до лабораторних занять, оформлення та підготовка до захисту протоколів та розрахункової роботи, підготовка до екзамену. Рекомендована кількість годин, яка відводиться на підготовку до зазначених видів робіт:

№ з/п	Назва теми, що виноситься на самостійне опрацювання	Кількість годин СРС
1	Розділ 1. Тема 1. Атомно-молекулярне вчення: Застосування закону Авогадро та його наслідків для вирішення практичних завдань. Використання рівняння Менделєєва-Клапейрона для визначення молекулярних мас газів.	10
2	Розділ 1. Тема 2. Класифікація неорганічних сполук: основні класи неорганічних сполук – оксиди, кислоти, основи і солі.	10
3	Розділ 1. Тема 3. Будова атомів хімічних елементів: Електронні формули та електронні схеми атомів хімічних елементів.	10
4	Розділ 1. Тема 4. Періодичний закон. Закономірності зміни хімічних властивостей: Закон Мозлі. Місце елемента в періодичній системі як його найважливіша характеристика. Передбачення невідомих елементів за допомогою періодичного закону. Загальнонаукове та філософське значення періодичного закону.	10
5	Розділ 1. Тема 5. Хімічний зв'язок: Метод молекулярних орбіталей (ММО). Зв'язуючі і розпушуючі орбіталі. Енергетичні діаграми двохатомних молекул. Кратність зв'язку.	10
6	Розділ 1. Тема 6. Властивості молекул. Міжмолекулярна взаємодія: Водневий зв'язок, його особливості. Міжмолекулярний та внутрішньомолекулярний водневий зв'язок, його вплив на властивості речовин.	10
7	Розділ 2. Тема 1. Поняття про енергетику хімічних та фазових перетворень: Наслідки закону Гесса. Теплота (ентальпія) утворення і теплота (ентальпія) згоряння, їх використання для розрахунків теплових ефектів (ентальпій) хімічних процесів.	10
8	Розділ 2. Тема 2. Хімічна кінетика: Рівняння Арреніуса. Каталіз. Вплив каталізатора на енергію активації та швидкість реакцій. Гомогенний та гетерогенний каталіз.	10
9	Розділ 2. Тема 3. Хімічна рівновага: Співвідношення між ентропійним та ентальпійним факторами в момент рівноваги.	10
10	Розділ 2. Тема 4. Фазові рівноваги: Співвідношення між ентропійним та ентальпійним факторами в момент рівноваги. Потрійна точка. Діаграма стану води.	10

11	Розділ 3. Тема 1. Загальні властивості розчинів: Зміна ентальпії, ентропії та вільної енергії Гіббса при розчиненні. Вплив природи речовин, тиску та температури на розчинність газів, рідин та твердих речовин у рідинах.	10
12	Розділ 3. Тема 2. Розчини електролітів: Теорія Бренстеда, теорія Льюїса.	10
13	Розділ 4. Тема 1. Окисно-відновні реакції: Процеси окиснення та відновлення. Окиснювачі та відновники. Електродний потенціал, його утворення, вимірювання електродних потенціалів. Залежність електродних потенціалів від температури та концентрації. Формула Нернста.	10
14	Розділ 4. Тема 2. Окисно-відновні процеси. Гальванічний елемент. Електроліз: Стандартні потенціали. Таблиця окисно-відновних потенціалів. Ряд напруг металів. Напрямок перебігу окисно-відновних реакцій. Корозія металів. Хімічна та електрохімічна корозія. Захист металів від корозії. Анодні і катодні покриття. Застосування електролізу.	10
15	ДКР	32
16	Екзамен	30

Політика та контроль

7. Політика кредитного модулю навчальної дисципліни (освітнього компонента)

Правила відвідування занять.

У звичайному режимі роботи університету лекції, лабораторні та практичні заняття проводяться в навчальних аудиторіях та хімічних лабораторіях. Використання мобільних телефонів або інших пристроїв на лекції або занятті заборонено. У змішаному режимі лекційні заняття проводяться через платформу дистанційного навчання Сікорський, лабораторні заняття – у хімічних лабораторіях.

У дистанційному режимі всі заняття проводяться через платформу дистанційного навчання Сікорський з використанням програм віддаленого доступу (*meet.google, Discord або Zoom*). Відвідування лекцій, лабораторних та практичних занять є обов'язковим. На початку кожного заняття визначається наявність студентів, а також аудіо/відео контакт. Для участі в дистанційній роботі студент повинен мати відповідні комп'ютерні засоби зв'язку (робоча відеокамера, мікрофон, програма зв'язку). Викладач здійснює зв'язок використовуючи сервіси (наприклад *Google Meet*) за посиланням, що надає на електронну пошту групи або телеграм-канал. Викладач здійснює постійний відеоконтроль (з ввімкненим мікрофоном) за роботою студентів на занятті. Пропущені лекції студент повинен відпрацювати: самостійно опрацювати теоретичний матеріал, показати конспект за темою пропущеної лекції.

Правила виконання та захисту лабораторних робіт:

1. Умовою допуску до виконання дослідів лабораторної роботи є наявність протоколу лабораторної роботи з рівняннями реакцій до дослідів.

2. При проведенні лабораторної роботи в хімічній лабораторії студент повинен дотримуватись усіх вимог правил поведінки та Техніки безпеки під час роботи в хімічній лабораторії, а також працювати в захисному одязі (халат).
3. Під час виконання дослідів лабораторної роботи студент оформлює протокол лабораторної роботи: записує спостереження, доповнює та виправляє рівняння, складає висновки. Оформлений протокол надається викладачу для перевірки.
4. Захист лабораторної роботи включає перевірку протоколу до лабораторної роботи, відповідь на лабораторному занятті та відповідь на запитання викладача по темі лабораторної роботи.
5. Після перевірки протоколу викладачем та виконання умов захисту робота вважається захищеною, про що викладач повинен проінформувати студента.
6. Несвоєчасне надання протоколу для перевірки без поважної причини штрафуються відповідно до правил призначення заохочувальних та штрафних балів.

Політика дедлайнів та перескладань: визначається п. 8 Положення про поточний, календарний та семестровий контроль результатів навчання в НТУУ "КПІ ім. Ігоря Сікорського", а також відповідними наказами Ректора.

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

8. Види контролю та рейтингова система оцінювання результатів навчання

Тематичним планом передбачена одна домашня контрольна робота ДКР.

Мета домашньої контрольної роботи – навчити студентів користуватися довідниковою літературою.

Основною метою виконання студентом домашньої контрольної роботи є індивідуальна перевірка ним глибини засвоєння теоретичного і практичного матеріалу для встановлення власного рівня оволодіння знаннями з дисципліни.

Домашня контрольна робота виконуються студентами за варіантом, що надається викладачем, за методичними вказівками: *Загальна та неорганічна хімія-1. Загальна хімія. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт (для студентів хіміко-технологічного факультету спеціальності 161 "Хімічні технології та інженерія")*. / Уклад.: І.В.Лісовська, В.А.Потаскалов. – К.: 2016. – 48 с.

Оформлення завдань повинно відповідати такому порядку:

- 1.Робота виконується в окремому зошиті, який треба підписати: прізвище, факультет, група, варіанти завдання.
- 2.Умову кожної задачі потрібно переписати на новій сторінці зошита, а рішення задачі обов'язково пояснити.
- 3.Якщо задача виконана невірно, її потрібно вирішити знову на тій самій сторінці.
- 4.Зошит з виконаними задачами в кінці семестру залишається у викладача. Виконання ДКР є обов'язковим для допуску до екзамену.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання (PCO)

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

- 1) Виконання домашньої контрольної роботи;
- 2) виконання та здачу 9 лабораторних робіт;

Розрахунок шкали (R) рейтингу:

1. Домашня контрольна робота

Домашня контрольна робота оцінюється за 23-бальною системою, тобто: 23-21 – правильно і повністю розв’язані всі задачі, винесені на КР, відповіді обґрунтовані; 20-18 – не менше 95-86% правильно розв’язаних задач; 17-16 – не менше 85-76% правильно розв’язаних задач; 15-14 – не менше 75-66% правильно розв’язаних задач; 13-12 – відповідь містить 65-60% розв’язаних завдань або відповідні відсотки правильних відповідей у випадку теоретичних питань. Негативний результат оцінюється у 0 балів (менше 60% розв’язаних завдань або правильних відповідей у випадку теоретичних питань). Допускаються не цілочислові значення оцінювальних балів (12,5, 16,8 тощо).

2. Лабораторні роботи

Ваговий бал – 3. Він виставляється за умови своєчасної здачі звіту за виконану роботу за результатами контрольної роботи або усного опитування, які виконуються безпосередньо перед допуском студента до лабораторної роботи. Тому максимальну кількість балів за лабораторний практикум приймаємо $9 \times 3 = 27$.

3. Екзаменаційна робота

Білет екзаменаційної роботи містить 3 питання (1 практичне (задача або ланцюжок перетворень) та 2 теоретичні). Розв’язок задачі та написання ланцюжка оцінюється в 20 балів, теоретичного питання – 15 балів за кожне. Максимальна кількість балів за екзаменаційну роботу дорівнює 50.

Розрахунок шкали R рейтингу

Сума вагових балів контрольних заходів протягом семестру складає:

$$R_c = 23 + 27 = 50 \text{ балів}$$

Екзаменаційну складову шкали встановлюємо 1/2 від R, а саме:

$$R_E = R_c = 50 \text{ балів}$$

Таким чином, рейтингова шкала складає $R = R_c + R_E = 100$ балів.

Необхідною умовою допуску до екзамену є зарахування всіх лабораторних робіт, виконання ДКР, а також стартовий рейтинг $R_c \geq 26$.

Екзаменаційний рейтинговий бал складається з відповідей на 3 питання (1 практичне (задача або ланцюжок перетворень) та 2 теоретичні). Розв’язок задачі (розв’язок має повністю прослідковуватися по стадійно) та написання ланцюжка (мають повністю бути записані та зрівнянні рівняння реакції, у випадку окисно-відновної реакції наведений повний електронний баланс) оцінюється в 20 балів, теоретичного питання – 15 балів за кожне (мають бути максимально широко наведені відповіді на запитання). Отже, максимальний екзаменаційний бал становить 50 балів. Для отримання студентом відповідних оцінок (ECTS та традиційних) його рейтингова оцінка R_D переводиться згідно до таблиці:

$R_D = r_c + r_E$	Відсоток	Традиційна оцінка
95-100	95-100	відмінно
85-94	85-94	дуже добре
75-84	75-84	добре
65-74	65-74	задовільно
60-64	60-64	достатньо
$R_D < 60$	< 60	незадовільно
$r_c < 26$ або не виконані інші умови		не допущений

9. Додаткова інформація з дисципліни (освітнього компонента)

Методичні рекомендації

Робота студента над курсом хімії складається з наступних елементів: самостійне вивчення матеріалу за підручниками і навчальними посібниками, виконання контрольних завдань, лабораторного практикуму, індивідуальні консультації (усні та письмові), відвідування лекцій, виконання лабораторного практикуму і складання екзамену по всьому курсу. Приступаючи до вивчення курсу, перш за все студент повинен ознайомитись з його змістом за програмою, об'ємом кожної теми і послідовністю питань, що містяться в ній. Вивчати курс рекомендується за окремими темами. При вивченні теми треба засвоїти всі теоретичні положення, математичні залежності і їх висновки, а також принципи складання рівнянь реакцій. Треба з'ясувати суть того чи іншого питання, а не намагатись запам'ятовувати окремі факти і явища. Вивчення будь-якого питання по суті, а не на рівні окремих явищ сприяє більш глибокому і міцному засвоєнню матеріалу. Щоб краще запам'ятати і засвоїти матеріал, треба обов'язково мати робочий зошит і заносити в нього формулювання законів і основних понять хімії, нові незнайомі терміни і назви, формули і рівняння реакцій, математичні залежності і їх висновки, тобто створити короткий конспект курсу. Поки той чи інший розділ не засвоєно, переходити до вивчення нових розділів не треба. Короткий конспект курсу буде корисним при повторенні матеріалу в період підготовки до іспиту. Вивчення курсу повинне обов'язково супроводжуватись виконанням вправ і розв'язанням задач. Розв'язання задач – один з найкращих методів міцного засвоєння, перевірки і закріплення теоретичного матеріалу. Розв'язання задач і відповіді на теоретичні питання повинні бути коротко але чітко обґрунтовані. При розв'язанні задач потрібно наводити всі математичні перетворення, обираючи найпростіший шлях розв'язання. Для забезпечення наочності занять рекомендується, по можливості, всі хімічні процеси, що розглядаються, супроводжувати їх демонстрацією і залучати до неї самих студентів, які після виконання дослідів можуть вирішувати різні ситуативні завдання, поставлені викладачем. Це і є проявом застосування активних методів викладання шляхом імітаційної вправи. Крім того, рекомендується розглядати ті хімічні процеси, з якими можуть стикатись майбутні фахівці в своїй галузі. З метою економії реактивів і кращим спостереженням за перебігом хімічних реакцій рекомендується їх проектувати на великий екран в аудиторії. Дуже корисним є проведення презентацій тих чи інших тем при викладанні лекційного курсу дисципліни.

Робочу програму кредитного модулю навчальної дисципліни (силабус):

*Складено доцентом кафедри загальної та неорганічної хімії Лісовською
Іриною Володимирівною*

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.