



Хімія-1. Загальна хімія

Робоча програма кредитного модулю (Силабус)

Реквізити кредитного модулю дисципліни

Рівень вищої освіти	Перший (бакалаврський)
Галузь знань	13 Механічна інженерія
Спеціальність	132 Матеріалознавство
Освітня програма	Для всіх освітніх програм спеціальності 132 Матеріалознавство (інститут матеріалознавства та зварювання ім. Є.О. Патона)
Назва дисципліни	Хімія
Статус дисципліни	обов'язковий
Форма навчання	денна /змішана/дистанційна
Рік підготовки, семестр	1 курс, I (осінній) семестр
Обсяг дисципліни	6,5 кредитів
Семестровий контроль/ контрольні заходи	Екзамен письмовий /модульна контрольна робота
Розклад занять	Лекція: 2 години на тиждень, лабораторні заняття 2 години на тиждень, практичні заняття 1 годину на тиждень розклад наведений на rozklad.kpi.ua
Мова викладання	Українська
Інформація про керівника курсу / викладачів	Лектор: к.х.н., доцент Коваленко Ірина Володимирівна, dana_ecology@ukr.net Лабораторні заняття: к.х.н., доцент Коваленко Ірина Володимирівна, dana_ecology@ukr.net к.х.н., доцент Власенко Наталія Євгенівна, vlasenko05@yahoo.com
Розміщення курсу	GoogleClassroom (Google G Suite for Education, домен ill.kpi.ua , платформа Sikorsky-distance) Доступ за запрошенням викладача в ZOOM Телеграм-канал курсу https://t.me/inorg_chem_IMZ

Програма кредитного модулю

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

В освіті інженера-матеріалознавця хімія є тією дисципліною на якій базується засвоєння інших дисциплін хімічної направленості та матеріалознавства. Сучасний спеціаліст має не тільки володіти певним об'ємом знань, але вміти застосовувати свої знання у конкретному випадку для розв'язання певної практичної задачі.

Кредитний модуль «Хімія – 1. Загальна хімія» входить до складу дисципліни „Хімія”. Загальна хімія вивчає теоретичні уявлення і концепції, що складають фундамент всієї системи хімічних знань.

Значення кредитного модуля полягає в тому, що, вивчивши будову речовин, основні закономірності протікання хімічних процесів, майбутні спеціалісти зможуть кваліфіковано вирішувати питання переробки

природної сировини на підприємствах кольорової та чорної металургії, питання термічної і корозійної стійкості матеріалів, що найчастіше застосовуються у металургії, ливарному виробництві, в хімічній промисловості, що становлять основу конструкційних матеріалів. Крім того знання основних законів хімії допоможе правильно обирати умови проведення виробничих процесів, що сприятиме інтенсифікації виробництва і поліпшенню безпечності навколишнього середовища на виробництві. Таким чином, вивчення теоретичних основ хімії, що є предметом кредитного модуля, є дуже важливим.

Сукупність теоретичних знань, що одержують студенти при вивченні загальної хімії, є тим необхідним фундаментом, на базі якого формується хімічне мислення, що розвиває уявлення студентів про хімію та її зв'язок з іншими дисциплінами..

Мета та завдання кредитного модуля

Метою кредитного модуля є формування у студентів здатностей:

- визначати роль електронної структури атомів у формуванні властивостей елементів та їх сполук;
- на основі знань хімічної термодинаміки встановлювати можливість протікання процесів при певних умовах;
- створювати умови для прискорення протікання технологічних процесів;
- раціонально використовувати хімічні речовини і матеріали в сучасних технологіях.

Основні завдання кредитного модуля:

знання :

- з теорії будови атому, будови речовини,
- з теорії розчинів і електролітичної дисоціації,
- з теорії окисно-відновних процесів,
- з хімічних властивостей s-, p-, d-, f-елементів періодичної системи, їх найважливіших сполук, з закономірностей зміни властивостей в періодах, підгрупах періодичної системи,
- з промислових та лабораторних способів добування найважливіших речовин та застосування цих речовин;

уміння: складати електронно-конфігураційні формули та схеми атомів елементів, визначати найважливіші ступені окиснення елементів,

- наводити формули найважливіших сполук елемента, що відповідають найбільш стійким ступеням окиснення,
- пояснювати як будова найбільш характерних сполук елемента пов'язана з їхніми хімічними властивостями,
- складати рівняння реакцій кислотно-основної взаємодії, реакцій комплексоутворення, окисно-відновних реакцій, що характеризують властивості речовин,
- пояснювати закономірності зміни властивостей в межах підгруп та родин,
- проводити реакції, що характеризують властивості речовин,
- аналізувати особливості взаємодії конструкційних матеріалів з навколишнім середовищем;

досвід: володіння сучасною хімічною термінологією,

- роботи з найпростішим лабораторним обладнанням,
- проведення хімічного експерименту за заданою інструкцією,
- визначення можливості протікання процесів в заданому напрямку,
- проведення якісних реакцій, що характеризують властивості речовин.
- розрахунку масопереносу при хімічних процесах.

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

Силабус «Хімія – 1. Загальна хімія» складено відповідно до програми навчальної дисципліни *Хімія* у відповідності до освітньо-професійної програми підготовки *бакалавра* напряму підготовки 132 “*Матеріалознавство*” (галузь знань 13 *Механічна інженерія*). Сукупність теоретичних знань, що одержують студенти при вивченні хімії, є тим необхідним фундаментом, на базі якого формується хімічне мислення, що формує та 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, *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, екзо- 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. Изобарний 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.

РОЗДІЛ 5. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ.

Тема 1. ВОДЕНЬ. КИСЕНЬ.

Водень. Особливості розташування в періодичній системі елементів. Добування водню, його властивості. Типи бінарних сполук елементів з воднем.

Кисень. Будова атома. Ступені окиснення. Способи добування. Фізичні та хімічні властивості. Застосування кисню.

Пероксид водню. Кислотні та окисно-відновні властивості.

Галогени. Знаходження в природі. Методи добування, Фізичні їх хімічні властивості. Зміна властивостей галогенів від фтору до йоду.

Тема 2. ГАЛОГЕНИ.

Галогеноводні. Добування, фізичні та хімічні властивості. Галогеніди металів. Зміна властивостей в рядах кисневмісних кислот хлору.

Вода. Будова молекули, фізичні та хімічні властивості.

Особливості хімічної поведінки плавикової кислоти.

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. А.В.Голубев, В.І. Лисін, І.В.Коваленко, Г.В.Тарасенко Хімія. Посібник для студентів нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів. Навчальний посібник з грифом МОН України К.: Вид-во Кондор, 2013, 578с.

2. О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. Загальна та неорганічна хімія. Підруч. для студ. вищ. навч. закладів. Ч. 1 – К.: Пед. преса, 2002. – С. 520.

3. Л.Г. Рейтер, О.М. Степаненко, В.П. Басов. Теоретичні розділи загальної хімії. К.: Каравела, 2003. – 352с.

4. Навчальний посібник „Загальна хімія” для студентів інженерно-фізичного факультету, які навчаються за напрямами підготовки „Металургія”, „Ливарне виробництво”, „Інженерне матеріалознавство” / Уклад.: В.І.Лисін, І.В.Коваленко. – К.: НТУУ „КПІ”, 2015. – 264 с.

5. Завдання та методичні вказівки до лабораторних робіт з загальної та неорганічної хімії для студентів інженерно-фізичного факультету. Частина 1. /Л.Г. Рейтер, Т.В. Пацкова, І.В.Лісовська, В.Г.Матяшов - К.: НТУУ, КПІ, 2000, 31 с.

Додаткова:

6. О.М. Князева, В.А. Потаскалов Хімія. Навчальний посібник для студентів нехімічних спеціальностей. К.: НТУУ «КПІ», 2014.-с.159.

7. І.В. Коваленко, В.І. Лисін, О.О. Андрійко. Нанохімія та нанотехнології. Навчальний посібник. - Київ, НТУУ «КПІ», 2014, 67 с., електронне видання.

8. О.О. Андрійко, І.В. Лісовська. Хімічна термодинаміка. Київ, НТУУ КРІ, 2012, 207с.

Інформаційні ресурси

9. Дистанційний курс Google G Suite for Education. Режим доступу: Google Classroom (Google G SuiteforEducation, домен LLL.kpi.ua, платформа Sikorsky-distance).

10. Сайт кафедри загальної та неорганічної хімії <http://kznh.kpi.ua/>

11. Телеграм-канал курсу https://t.me/inorg_chem_IFF

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 тощо). 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, посилання на літературу та завдання на СРС)
1	<p>Тема 1.1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ.</p> <p><u>Лекція № 1.</u> 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.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Історія розвитку атомно-молекулярної теорії. Явище алотропії. Прості і складні речовини. Поняття про дальтоніди та бертоліди.</p>
2	<p><u>Лекція № 2.</u> Закон Авогадро. Значення закону Авогадро та наслідків з цього закону. Молярний об'єм газу. Поняття про відносну густину газу. Методи знаходження молекулярної маси речовини, яка знаходиться в газоподібному стані</p> <p><u>Література:</u> [2], гл. I; [4], розділ. 1.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Застосування закону Авогадро та його наслідків для вирішення практичних завдань. Використання рівняння Менделєєва-Клапейрона для визначення молекулярних мас газів..</p>
3	<p>Тема 1.3. БУДОВА АТОМІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.</p> <p><u>Лекція № 3.</u> Електрон та його властивості. Теорія Резерфорда. Модель атома за Бором, 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.</p> <p><u>Література:</u> [2], гл. III; [3], розділ I, гл.2-4; [4], розділ. 2.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Електронні формули та електронні схеми атомів хімічних елементів.</p>
4	<p><u>Лекція № 4.</u> 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 атома. Номер періоду, його фізичний зміст. Заповнення, електронами підрівнів у кожному періоді. Кількість елементів у періоді: s-, p-, d- та f-</p>

	<p>елементи.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Закон Мозлі. Місце елемента в періодичній системі як його найважливіша характеристика. Передбачення невідомих елементів за допомогою періодичного закону. Загальнонаукове та філософське значення періодичного закону.</p>
5	<p><u>Лекція № 5.</u> Особливості електронної будови атомів в головних та в побічних підгрупах, валентні електрони. "Проскок" електрона. f-елементи, особливості їх електронної будови та положення в періодичній системі. Радіуси атомів, їх зміна в періодах, групах. Енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона, їх зміна в періодах та групах. Електронегативність, значення її для характеристики елементів та типу хімічного зв'язку.</p> <p><u>Література:</u> [2], гл. II,III; [3], розділ I, гл.3,4; [4], розділ. 2,3.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> 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</p>
6	<p>Тема 1.5. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК.</p> <p><u>Лекція № 6.</u> Валентні електрони і валентність елементів в основному і збудженому станах.</p> <p>Ковалентний зв'язок. Основні його характеристики : довжина зв'язку і енергія. Основні положення методу валентних зв'язків (МВЗ). Насиченість і напрямленість ковалентного зв'язку.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Метод молекулярних орбіталей (ММО). Зв'язуючі і розпушуючі орбіталі. Енергетичні діаграми двохатомних молекул. Кратність зв'язку.</p>
7	<p><u>Лекція №7.</u> 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.</p> <p><u>Література:</u> [2], гл. IV; [3], розділ II, гл. 1-3, [4], розділ. 4.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Полярність зв'язку. Здатність зв'язку до поляризації.</p>
8	<p>Тема 1.6 ВЛАСТИВОСТІ МОЛЕКУЛ. МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ.</p> <p><u>Лекція № 8.</u> Іонний зв'язок, його властивості: ненасиченість і ненаправленість.</p> <p>Полярність молекул. Дипольний момент, його залежність від полярності зв'язку та просторової будови молекул.</p> <p>Міжмолекулярна взаємодія: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна взаємодія молекул.</p> <p><u>Література:</u> [2], гл. IV, V; [3], розділ II, гл. 4; [4], розділ. 4.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Водневий зв'язок, його особливості. Міжмолекулярний та внутрішньомолекулярний водневий зв'язок, його вплив на властивості речовин.</p>
9	<p>Тема 2.1. ПОНЯТТЯ ПРО ЕНЕРГЕТИКУ ХІМІЧНИХ ТА ФАЗОВИХ ПЕРЕТВОРЕНЬ.</p>

	<p><u>Лекція № 9.</u> Внутрішня енергія та ентальпія, екзо- 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.</p> <p>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. <u>Література:</u> [2], гл. VI; [3], розділ V, гл. 1,2; [4], розділ. 5.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Наслідки закону Гесса. Теплота (ентальпія) утворення і теплота (ентальпія) згоряння, їх використання для розрахунків теплових ефектів (ентальпій) хімічних процесів.</p>
10	<p><u>Лекція № 10.</u> Тема 2.2. ХІМІЧНА КІНЕТИКА.</p> <p>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.</p> <p><u>Література:</u> [2], гл. VI; [3], розділ V, гл. 4; [4], розділ. 6.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Рівняння Арреніуса. Каталіз. Вплив каталізатора на енергію активації та швидкість реакцій. Гомогенний та гетерогенний каталіз.</p>
11	<p>Тема 2.3 ХІМІЧНА РІВНОВАГА.</p> <p><u>Лекція №11.</u> Необоротні та оборотні реакції, хімічна рівновага. Константа рівноваги гомогенних та гетерогенних реакцій. Зміщення рівноваги. Принцип Ле-Шательє.</p> <p><u>Література:</u> [2], гл. VI; [3], розділ V, гл. 3; [4], розділ. 7,8.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Співвідношення між ентропійним та ентальпійним факторами в момент рівноваги.</p>
12	<p>Тема 2.4. ФАЗОВІ РІВНОВАГИ.</p> <p><u>Лекція № 12.</u> Гомогенні і гетерогенні системи. Поняття 'фаза' , 'компонент'. Фазова рівновага. Правило фаз Гіббса. Діаграми стану двокомпонентних систем. Рівновага вода-пара. Насичена пара. Залежність тиску насиченої пари від температури. Умови кипіння та замерзання рідин.</p> <p><u>Література:</u> [2], гл. VI, VII; [3], розділ V, гл.3; [4], розділ. 8.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Співвідношення між ентропійним та ентальпійним факторами в момент рівноваги. Потрійна точка. Діаграма стану води.</p>
13	<p>Тема 3.1. ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ.</p> <p><u>Лекція №13.</u> 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.</p> <p>Закони Рауля. їх визначення, математичний та графічний вираз. Визначення молекулярних мас розчинених речовин.</p> <p><u>Література:</u> [2], гл. VII; [3], розділ III, гл.2; [4], розділ. 9.</p>

	<p><u>Завдання на СРС:</u> Зміна ентальпії, ентропії та вільної енергії Гіббса при розчиненні. Вплив природи речовин, тиску та температури на розчинність газів, рідин та твердих речовин у рідинах.</p>
14	<p>Тема 3.2. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.</p> <p><u>Лекція № 14.</u> Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля та Вант-Гофа. 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 одноіменного іона на дисоціацію слабого електроліту. Ступінчаста дисоціація.</p> <p>Рівновага в насиченому розчині малорозчинного електроліту. Добуток розчинності. Вплив однойменного іона на розчинність малорозчинного електроліту.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Теорія Бренстеда, теорія Льюїса.</p>
15	<p><u>Лекція № 15.</u> 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 електроліта і умов на ступінь гідролізу.</p> <p><u>Література:</u> [2], гл. VIII; [3], розділ V, гл. 5; [4], розділ. 10.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Дисоціація комплексних сполук. Первинна і вторинна дисоціація. Константа дисоціації (нестійкості) комплексів.</p> <p>Іонні реакції в розчинах електролітів та умови їх перебігу.</p>
16	<p>Тема 4.2 ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ. ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ. ЕЛЕКТРОЛІЗ.</p> <p><u>Лекція № 16.</u> Гальванічний елемент, його електрохімічна схема. Процеси, що відбуваються на електродах при роботі гальванічного елемента. Електрорушійна сила гальванічного елемента.</p> <p>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>Література:</u> [2], гл. IX; [3], розділ V, гл. 6; [4], розділ. 11.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> 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.</p> <p>Корозія металів. Хімічна та електрохімічна корозія. Захист металів від корозії. Анодні і катодні покриття.</p> <p>Застосування електролізу.</p>
17	<p>Тема 5.1. ВОДЕНЬ. КИСЕНЬ. Тема 5.2. ГАЛОГЕНИ.</p> <p><u>Лекція № 17.</u> Водень. Особливості розташування в періодичній системі</p>

	<p>елементів. Добування водню, його властивості. Типи бінарних сполук елементів з воднем.</p> <p>Кисень. Будова атома. Ступені окиснення. Способи добування. Фізичні та хімічні властивості. Застосування кисню.</p> <p>Пероксид водню. Кислотні та окисно-відновні властивості.</p>
18	<p><u>Лекція № 18.</u> Галогени, Знаходження в природі. Метода добування. Фізичні та хімічні властивості. Зміна властивостей галогенів від фтору до йоду.</p> <p>Галогеноводні. Добування, фізичні та хімічні властивості. Галогеніди металів. Зміна властивостей в рядах кисневмісних кислот хлору.</p> <p><u>Література:</u> [2], гл. XI, XII; [3], ч.2, розділ II гл.2, 4; [5], розділ. 1.1, 1.2. [2], гл. XII; [3], ч.2, розділ II, гл.3; [5], розділ. 1.3.</p> <p><u>Завдання на СРС:</u> Вода. Будова молекули, фізичні та хімічні властивості. Особливості хімічної поведінки плавикової кислоти.</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 співставлення та порівняння властивостей сполук елементів.

№ з/п	Назва лабораторної роботи	Кількість ауд. годин
1	Правила роботи в лабораторії. Основні типи хімічних реакцій. Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук.	2
2	Визначення еквівалентної маси цинку об'ємним методом.	2
3	Визначення молекулярної маси вуглекислого газу.	2
4	Визначення кількісного складу хімічних сполук та визначення її брутто-формули.	2
5	Будова атомів елементів та періодичний закон. Дослідження властивостей оксидів елементів III періоду.	2
6	Ковалентний зв'язок. Дослідження властивостей сполук з ковалентним зв'язком. Йонний зв'язок. Дослідження властивостей сполук з іонним зв'язком.	2
7	Енергетика хімічних процесів. Визначення теплових ефектів реакцій.	2
8	Хімічна кінетика. Вивчення впливу концентрації і температури на швидкість хімічних реакцій.	2
9	Хімічна рівновага. Дослідження впливу різних факторів на стан рівноваги.	2
10	Каталітичні явища.	2
11	Загальні властивості розчинів. Визначення теплоти розчинення.	2
12	Загальні властивості розчинів. Колоїдні розчини.	2
13	Розчини електролітів. Дослідження рівноваги в розчинах електролітів.	2

14	Визначення рН розчинів. Дослідження гідролізу солей.	2
15	Окисно-відновні процеси.	2
16	Окисно-відновні процеси. Корозія.	2
17	Дослідження властивостей водню і кисню.	2
18	Дослідження властивостей галогенів.	2

Практичні заняття

Основні завдання циклу практичних занять полягають у практичному закріпленні теоретичного матеріалу шляхом розв'язання задач і написання рівнянь хімічних реакцій.

№ з/п	Назва теми заняття та перелік основних питань (перелік дидактичного забезпечення, посилання на літературу та завдання на СРС)
1	<p>Розділ 1. Основні поняття хімії. Будова речовини.</p> <p>Тема 1.1. Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття хімії. Складання формул. Розрахунки за формулами речовин. Задачі та вправи за стехіометричними законами атомно-молекулярного вчення. <i>Література:</i> [2], гл. I; [4], розділ. 1. <i>Завдання на СРС:</i> Застосування закону Авогадро та його наслідків для вирішення практичних завдань. Використання рівняння Менделєєва-Клапейрона для визначення молекулярних мас газів.</p>
2	<p>Тема 1.3. Будова атомів хімічних елементів. Тема 1.4. Періодичний закон. Закономірності зміни хімічних властивостей. Будова атома. Періодичний закон. Написання електронних формул атомів і іонів, наборів квантових чисел для різних електронних конфігурацій, розрахунок сумарного спіну атому. <i>Література:</i> [2], гл. III; [3], розділ I, гл.2-4; [4], розділ. 2.</p> <p><i>Завдання на СРС:</i> Електронні формули та електронні схеми атомів хімічних елементів.</p>
3	<p>Тема 1.5. Хімічний зв'язок. Тема 1.6. Властивості молекул. Міжмолекулярна взаємодія. Полярність молекул. Дипольний момент. Будова молекул за методом валентних зв'язків. Метод молекулярних орбіталей. <i>Література:</i> [2], гл. IV; [3], розділ II, гл. 1-3, [4], розділ. 4. ; [2], гл. IV, V; [3], розділ II, гл. 4.</p> <p><i>Завдання на СРС:</i> Полярність зв'язку. Здатність зв'язку до поляризації. Водневий зв'язок, його особливості. Міжмолекулярний та внутрішньомолекулярний водневий зв'язок, його вплив на властивості речовин.</p>
4	<p>Розділ 2. Закономірності протікання хімічних процесів.</p> <p>Тема 2.1. Поняття про енергетику хімічних та фазових перетворень. Енергетика хімічних та фазових перетворень. Розрахунки за термохімічними рівняннями. <i>Література:</i> [2], гл. VI; [3], розділ V, гл. 1,2; [4], розділ. 5.</p> <p><i>Завдання на СРС:</i> Наслідки закону Гесса. Теплота (ентальпія) утворення і теплота (ентальпія) згоряння, їх використання для розрахунків теплових ефектів (ентальпій) хімічних процесів.</p>

5	<p>Тема 2.2. Хімічна кінетика. Складання кінетичних рівнянь. Розв'язування задач на визначення швидкостей хімічних реакцій і енергій активації. <i>Література:</i> [2], гл. VI; [3], розділ V, гл. 4; [4], розділ. 6.</p> <p><i>Завдання на СРС:</i> Рівняння Арреніуса. Каталіз. Вплив каталізатора на енергію активації та швидкість реакцій. Гомогенний та гетерогенний каталіз.</p>
6	<i>Модульна контрольна робота.</i>
7	<p>Розділ 3. Розчини.</p> <p>Тема 3.1. Загальні властивості розчинів. Розрахунок концентрацій розчинів, тиску насиченої пари над розчином, осмотичного тиску, пониження температури замерзання і підвищення температури кипіння розчинів. <i>Література:</i> [2], гл. VII; [3], розділ III, гл.2; [4], розділ. 9.</p> <p><i>Завдання на СРС:</i> Зміна ентальпії, ентропії та вільної енергії Гіббса при розчиненні. Вплив природи речовин, тиску та температури на розчинність газів, рідин та твердих речовин у рідинах.</p>
8	<p>Тема 3.2. Розчини електролітів. Теорія Арреніуса, іонні рівняння. рН розчинів. Гідроліз солей. <i>Література:</i> [2], гл. VIII; [3], розділ V, гл. 5; [4], розділ. 10.</p> <p><i>Завдання на СРС:</i> Дисоціація комплексних сполук. Первинна і вторинна дисоціація. Константа дисоціації (нестійкості) комплексів.</p> <p>Іонні реакції в розчинах електролітів та умови їх перебігу.</p>
9	<p>Розділ 4. Тема 4.1. , 4.2. Окисно-відновні процеси. Гальванічний елемент. Електроліз. <i>Література:</i> [2], гл. IX; [3], розділ V, гл. 6; [4], розділ. 11.</p> <p><i>Завдання на СРС:</i> 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.</p> <p>Корозія металів. Хімічна та електрохімічна корозія. Захист металів від корозії. Анодні і катодні покриття.</p> <p>Застосування електролізу.</p>

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 та практичних 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	2

	закону Авогадро та його наслідків для вирішення практичних завдань. Використання рівняння Менделєєва-Клапейрона для визначення молекулярних мас газів. <i>Література:</i> [2], гл. I; [4], розділ. 1.	
2	Розділ 1. Тема 2. Класифікація неорганічних сполук: основні класи неорганічних сполук – оксиди, кислоти, основи і солі. <i>Література:</i> [2], гл. I; [4], розділ. 1.	3
3	Розділ 1. Тема 3. Будова атомів хімічних елементів: Електронні формули та електронні схеми атомів хімічних елементів. <i>Література:</i> [2], гл. III; [3], розділ I, гл.2-4; [4], розділ. 2.	4
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. <i>Література:</i> [2], гл. II,III; [3], розділ I, гл.3,4; [4], розділ. 2,3.	4
5	Розділ 1. Тема 5. Хімічний зв'язок: Метод молекулярних орбіталей (ММО). Зв'язуючі і розпушуючі орбіталі. Енергетичні діаграми двохатомних молекул. Кратність зв'язку. <i>Література:</i> [2], гл. IV; [3], розділ II, гл. 1-3, [4], розділ. 4.	4
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. <i>Література:</i> [2], гл. IV, V; [3], розділ II, гл. 4; [4], розділ. 4.	2
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. <i>Література:</i> [2], гл. VI; [3], розділ V, гл. 1,2; [4], розділ. 5.	4
8	Розділ 2. Тема 2. Хімічна кінетика: Рівняння Арреніуса. Каталіз. Вплив каталізатора на енергію активації та швидкість реакцій. Гомогенний та гетерогенний каталіз. <i>Література:</i> [2], гл. VI; [3], розділ V, гл. 4; [4], розділ. 6.	2
9	Розділ 2. Тема 3. Хімічна рівновага: Співвідношення між ентропійним та ентальпійним факторами в момент рівноваги. <i>Література:</i> [2], гл. VI; [3], розділ V, гл. 3; [4], розділ. 7,8.	2
10	Розділ 2. Тема 4. Фазові рівноваги: Співвідношення між ентропійним та ентальпійним факторами в момент рівноваги. Потрійна точка. Діаграма стану води. <i>Література:</i> [2], гл. VI, VII; [3], розділ V, гл.3; [4], розділ 8	2
11	Розділ 3. Тема 1. Загальні властивості розчинів: Зміна ентальпії, ентропії та вільної енергії Гіббса при розчиненні.	2

	Вплив природи речовин, тиску та температури на розчинність газів, рідин та твердих речовин у рідинах. <i>Література:</i> [2], гл. VII; [3], розділ III, гл.2; [4], розділ. 9.	
12	Розділ 3. Тема 2. Розчини електролітів: Теорія Бренстеда, теорія Льюїса. <i>Література:</i> [2], гл. VIII; [3], розділ V, гл. 5; [4], розділ. 10.	2
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. <i>Література:</i> [2], гл. IX; [3], розділ V, гл. 6; [4], розділ. 11.	4
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. <i>Література:</i> [2], гл. IX; [3], розділ V, гл. 6; [4], розділ. 11.	6
15	Розділ 5. Тема 1. Водень. Кисень: Вода. Будова молекули, фізичні та хімічні властивості. <i>Література:</i> [2], гл. XI,XII; [3], ч.2, розділ II гл.2, 4.	3

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 з використанням програм віддаленого доступу (*Telegram та 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 *Zoom*) за посиланням, що надає 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 (вимоги) до виконання домашніх завдань.

1. Підготовка студента до лабораторних та практичних занять включає роботу над теоретичним матеріалом до теми заняття за рекомендованим підручником, з використанням конспекту лекції.

2. У зошиті для домашніх завдань студент повинен письмово дати відповіді на контрольні запитання, закінчити запропоновані рівняння реакцій та скласти рівняння реакції до протоколу лабораторної роботи.

3. Виконане домашнє завдання є умовою допуску студента до лабораторного або практичного заняття. Студент повинен надати викладачу для перевірки не пізніше дня проведення відповідного заняття (при дистанційній формі навчання).

4. Викладач перевіряє надане домашнє завдання.

5. Несвоєчасне виконання домашніх завдань без поважної причини штрафуються відповідно до правил призначення заохочувальних та штрафних балів.

Правила виконання та захисту лабораторних робіт:

1. До виконання лабораторної роботи допускаються студенти, які виконали домашнє завдання і надали його викладачу для перевірки.
2. Умовою допуску до виконання дослідів лабораторної роботи є наявність протоколу лабораторної роботи з рівняннями реакцій до дослідів.
3. При проведенні лабораторної роботи в хімічній лабораторії студент повинен дотримуватись усіх вимог правил поведження та Техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії, а також працювати в захисному одязі (халат).
4. При проведенні дослідів лабораторної роботи студент оформлює протокол лабораторної роботи: записує спостереження, доповнює та виправляє рівняння, складає висновки. Оформлений протокол надається викладачу для перевірки.
5. Захист лабораторної роботи включає перевірку протоколу до лабораторної роботи, відповідь на лабораторному занятті та відповідь на запитання викладача по темі лабораторної роботи.
6. Після перевірки протоколу викладачем та виконання умов захисту робота вважається захищеною, про що викладач повинен проінформувати студента.
7. Несвоєчасне надання протоколу для перевірки та захист без поважної причини штрафуються відповідно до правил призначення заохочувальних та штрафних балів.

Правила призначення заохочувальних та штрафних балів:

1. Несвоєчасне виконання домашніх завдань без поважної причини штрафуються 0,5-1 балом;
2. Несвоєчасне надання оформленого протоколу лабораторної роботи для захисту роботи без поважної причини штрафуються 1 балом (але не більше 5 балів на семестр);
3. За кожний тиждень запізнення з поданням розрахункової роботи на перевірку нараховується 1 штрафний бал (але не більше 2 балів).
4. За модернізацію робіт, за виконання завдань із удосконалення дидактичних матеріалів з дисципліни нараховується від 1 до 6 заохочувальних балів;
5. За активну роботу на практичному занятті нараховується до 0,5 заохочувальних балів (але не більше 5 балів на семестр).
6. За активну роботу на лабораторному занятті і поданні оформленого протоколу на занятті, за умови зарахування протоколу, нараховується до 1 заохочувальних балів (але не більше 5 балів на семестр).
7. За активну роботу у гуртку з хімії (науковий) нараховується від 5 до 10 заохочувальних балів.

Політика дедлайнів та перекладань: 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

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 **колоквіуму** (контрольна робота), 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 (PCO)

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:

- відповіді на лабораторних заняттях;
- призначення заохочувальних та штрафних балів;
- написання контрольних (контрольна робота 8 тем);
- написання модульної контрольної роботи (МКР);

Розрахунок шкали (R) рейтингу:

Стартова шкала контрольних заходів протягом семестру складає:

$$R_{\max} = 40 + 10 = 50 \text{ балів}$$

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

$$R_{E \max} = 50 \text{ балів}$$

Таким чином, рейтингова шкала з дисципліни складає

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

2. *Критерії нарахування балів:*

2.1. **Колоквіум (контрольна робота КР):**

- 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 не принципові неточності – 4,5-4 балів;
- робота виконана більше ніж наполовину протягом відведеного часу, студент при виконанні завдання (відповідях на запитання) допустив ряд суттєвих неточностей – 3,5-3,0 балів;
- робота виконана протягом відведеного часу менше, ніж наполовину, результати роботи містять суттєві помилки, суттєві неточності 2,5-2,0 балів;
- робота містить грубі помилки, суттєві неточності 1,9-0,1 бали;
- відсутність виконання роботи – 0 балів.

2.2. **Модульний контроль (МКР).**

Ваговий бал – 10 балів. Оцінювання роботи проводиться за наступною шкалою:

- повна відповідь (не менше 90% потрібної інформації) – 8 – 7,5 балів;
- достатньо повна відповідь (не менше 75% потрібної інформації), або повна відповідь з незначними неточностями – 7,4 – 6,0 балів;
- неповна відповідь (не менше 60% потрібної інформації) та незначні помилки – 5,9 – 4,0 балів;
- незадовільна відповідь (не відповідає вимогам на «задовільно») – 3,9-0 балів.

4. Умовою отримання позитивної оцінки з календарного контролю є виконання всіх запланованих на цей час робіт (на час календарного контролю). На першому календарному контролі (8-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше $0,5 \cdot 15^1 = 7,5$ балів і зараховано не менше 75 % домашніх завдань та протоколів лабораторних робіт. На другому календарному контролі (14-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше $0,5 \cdot 35^2 = 17,5$ балів, зараховано не менше 75 % домашніх завдань та протоколів лабораторних робіт

4. Умови допуску до семестрового контролю.

¹Максимальна кількість балів, яку може набрати студент протягом 8 тижнів.

²Максимальна кількість балів, яку може набрати студент протягом 14 тижнів.

Необхідною умовою допуску до екзамену є повне виконання навчального плану: виконання усіх домашніх завдань, зараховані протоколи усіх лабораторних робіт, зарахування розрахунково-графічної роботи та стартовий рейтинг (R_C) не менше 50 % від R_{\max} , тобто 26 балів (R_D). 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:

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

Система оцінювання практичного запитання:

- «відмінно», повне безпомилкове розв'язування завдання – 20–18 балів;
- «добре», повне розв'язування завдання з несуттєвими неточностями – 17,5 –15,0 балів;
- «задовільно», завдання виконане з певними недоліками – 14,5–12 балів;
- «незадовільно», завдання не виконано – 0 балів.

6. Відповідно до *Тимчасового регламенту проведення семестрового контролю в дистанційному режимі та Рішення засідання кафедри загальної та неорганічної хімії* при дистанційній формі навчання вносяться наступні зміни до РСО:

- оцінка за кредитний модуль може бути виставлена на основі результатів поточного семестрового рейтингу здобувача (студента) -"автомат";

- перерахунок поточних рейтингових балів R_C в оцінку за кредитний модуль R (100-бальна шкала) виконує екзаменатор, рейтингові бали надає викладач, який працював з студентами групи (лабораторні та практичні заняття, перевірка протоколів, виконання домашніх завдань, поточний контроль тощо);

- розрахунок оцінки за кредитний модуль здійснюється за формулою яка наведена у додатку до наказу № 7/86:

$$R = 60 + 40 \cdot (R_C - R_D) / (R_{\max} - R_D)$$

- оцінка може бути виставлена тільки за умови виконання умов допуску до екзамену:

- у разі не згоди здобувача з підрахованою оцінкою і бажанням отримати вищу, здобувачу надається можливість скласти семестровий контроль у вигляді дистанційного екзамену, підсумкова оцінка в такому випадку складається:

$$R = R_C + R_E \text{ (де } R_E \text{ сума балів отримана на екзамені)}$$

Семестровий контроль у вигляді дистанційного екзамену проводиться за графіком сесії, з використанням програм доступу (*Telegram та Zoom*), при наявності залікової книжки (демонструється дистанційно) за білетами, що затверджені на засіданні кафедри. Початок екзамену за розкладом 9-00. Викладач здійснює постійний відеоконтроль (з ввімкненим мікрофоном) за роботою/відповіддю здобувача. Термін підготовки відповіді - 60 хвилин. Відповідь оформлюється письмово (кожен аркуш підписується) і надсилається екзаменатору в електронному вигляді протягом 5 хвилин після закінчення терміну підготовки. Одночасно дистанційно екзамен проводиться не більш ніж для 6 студентів. Після перевірки відповіді екзаменатор може задати додаткові запитання за змістом курсу.

Результати контрольного заходу оголошуються здобувачу особисто і відображаються в особистому кабінеті здобувача в Електронному кампусі після заповнення екзаменатором електронної відомості.

Результати семестрового контролю виставляються в день екзамену за розкладом сесії в модулі "Сесія" Електронного кампусу (електронна відомість). Паперова відомість складається після виходу з карантину.

Здобувачеві, який не пройшов аутентифікацію, передчасно припинив участь у контрольному заході або не взяв у ньому участь 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:

$R_D = r_C + r_E$	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)

Частина матеріалу винесена на самостійну роботу. Структура курсу в основному відповідає навчальним посібникам [1]-[3], які й рекомендуються для самостійної роботи як основні. Це не виключає можливості використання й інших навчальних видань, яких існує велика кількість.

Робочу програму навчальної дисципліни (силабус):

Складено доцентом кафедри загальної та неорганічної хімії:

доц., канд. хім. наук, Коваленко Ірина Володимирівна

Ухвалено на засіданні кафедри загальної та неорганічної хімії (протокол № 13 від 24.05.2023р.)

Погоджено Методичною комісією ХТФ

Протокол № __ від _____ 2023.