

**Донецький національний університет імені Василя Стуса**  
**факультет хімії, біології і біотехнологій**  
**кафедра фундаментальної та прикладної хімії**  
**СИЛАБУС**  
**навчальної дисципліни «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

Кількість кредитів ЄКТС	10
Період викладання	1 рік навчання, I семестр
Рівень вищої освіти	Перший
Спеціальність	ЕЗ Хімія
Освітня програма	Хімія
Викладач	Розанцев Георгій Михайлович, доктор хімічних наук, професор
Профайл викладача(ів) курсу	<a href="https://scholar.google.ca/citations?user=AM7VesgA AAAJ&amp;hl=ru">https://scholar.google.ca/citations?user=AM7VesgA AAAJ&amp;hl=ru</a> G.M. Rozantsev / Г. М. Розанцев
Доступ до матеріалів курсу	<a href="#">Загальна хімія</a>
Контактна інформація	e-mail: <a href="mailto:g.rozantsev@donnu.edu.ua">g.rozantsev@donnu.edu.ua</a>

**Анотація дисципліни**

ОК «Загальна хімія» є базовою для здобувачів ОП «Хімія» і (разом із іншими ОК) формує результати навчання та компетентності хімії відповідно до змісту та фокусу Стандарту вищої освіти України: перший (бакалаврський) рівень, галузь знань Е Природничі науки, математика та статистика, спеціальність ЕЗ Хімія, освітньої програми, додатково до НРП.

**Метою вивчення навчальної дисципліни** є опанування здобувачами вищої освіти системи теоретичних знань і набуття компетентностей, які потрібні для розв'язання задач загальної хімії, аналізу будови, хімічних властивостей, способів добування речовин; аналізу та прогнозуванню екологічної обстановки; виконанню хімічного експерименту та дозволяють вирішувати важливі питання науки та практичної діяльності і є базою для вивчення інших хімії.

**Компетентності**, які формуються у здобувача в результаті вивчення навчальної дисципліни:

***Інтегральна компетентність (ІК):***

• Здатність розв'язувати складні спеціалізовані задачі та практичні проблеми хімії або у процесі навчання, що передбачає застосування певних теорій та методів природничих наук і характеризується комплексністю та невизначеністю умов.

### ***Загальні компетентності (ЗК):***

- Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу. ЗК-1.
- Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями. ЗК-2.
- Здатність до адаптації та дії в новій ситуації. ЗК-4.
- Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій. ЗК-5.
- Здатність спілкуватися іноземною мовою. ЗК-6
- Здатність спілкуватися з представниками інших професійних груп різного рівня (з експертами з інших галузей знань/видів економічної діяльності). ЗК-7.
- Здатність діяти на основі етичних міркувань (мотивів). ЗК-8.
- Прагнення до збереження навколишнього середовища. ЗК-9.
- Здатність до пошуку, оброблення та аналізу інформації з різних джерел. ЗК-10.
- Здатність бути критичним і самокритичним. ЗК-11.

### ***Спеціальні компетентності (СК):***

- Здатність застосовувати знання і розуміння математики, фізики та інших природничих наук для вирішення якісних та кількісних проблем в хімії. СК-1.
- Здатність розпізнавати і аналізувати проблеми, застосовувати обґрунтовані методи вирішення проблем, приймати обґрунтовані рішення в області хімії. СК-2.
- Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт, виходячи із вимог хімічної метрології та професійних стандартів в галузі хімії. СК-3.
- Здатність до використання спеціального програмного забезпечення та моделювання в хімії. СК-4.
- Здатність застосовувати сучасні методи аналізу даних. СК-5.
- Здатність здійснювати типові хімічні лабораторні дослідження. СК-7.
- Здатність здійснювати кількісні вимірювання фізико-хімічних величин, описувати, аналізувати і критично оцінювати експериментальні дані. СК-8.
- Здатність до опанування нових областей хімії шляхом самостійного навчання. СК-10
- Здатність формулювати етичні та соціальні проблеми, які стоять перед хімією, та здатність застосовувати етичні стандарти досліджень і професійної діяльності в галузі хімії (наукова доброчесність). СК-11.

### ***Програмні результати навчання (ПРН):***

- Розуміти ключові хімічні поняття, основні факти, концепції, принципи і теорії, що стосуються природничих наук та наук про життя і землю, а також хімічних технологій на рівні, достатньому для їх застосування у професійній діяльності та для забезпечення можливості в подальшому глибоко розуміти спеціалізовані області хімії. ПРН-1.
- Описувати хімічні дані у символічному вигляді. ПРН-3.
- Розуміти основні типи хімічних реакцій, їх характеристики та закономірності перебігу. ПРН-4.
- Розуміти періодичний закон та періодичну систему елементів, описувати, пояснювати та передбачати властивості хімічних елементів та сполук на їх основі. ПРН-6.
- Застосовувати основні принципи квантової механіки для опису будови атома, молекул та хімічного зв'язку. ПРН-7.
- Демонструвати знання та розуміння основних фактів, концепцій, принципів та теорій з хімії. ПРН-18.

### **Взаємозв'язок із іншими навчальними дисциплінами**

Для успішного проходження навчальної дисципліни потрібні базові знання шкільних курсів Хімія, Фізика, Математика. Навчальна дисципліна формує міждисциплінарні взаємозв'язки із іншими дисциплінами, такими як: Математика, Фізика і буде корисною при вивченні таких освітніх компонент як: Аналітична хімія, Координаційна хімія, Органічна хімія, Фізична хімія, Квантова хімія, Кристалохімія та спеціальних дисциплін.

**Організація та оцінювання навчання** визначена «Порядком оцінювання знань здобувачів вищої освіти у Донецькому національному університеті імені Василя Стуса» та «Положенням про організацію освітньої діяльності у Донецькому національному університеті імені Василя Стуса». Форми поточних і підсумкових контролів – опитування, складання конспекту, розв'язання практичних завдань та задач, виконання та захист лабораторних робіт, домашні завдання, контрольні роботи, модульний контроль, наукова робота, творча робота, проєкт, екзамен.

**Організація навчання за дисципліною відбувається в наступних форматах:**

- 1) аудиторні заняття (лекції, лабораторні заняття);
- 2) самостійна робота здобувача під керівництвом викладача.

Аудиторні заняття реалізуються відповідно до календарного плану викладання ОК, згідно розкладу занять і графіку навчального процесу:

## Календарний план викладання дисципліни «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»

Тиждень (17)	Тема	Форма проведення заняття*/ СРС	Завдання /питання, винесені на СРС	Кількість годин		Мах кількість балів
				Ауд. 148	СРС 152	
<b>Модуль 1 (30 балів)</b>						
1-й тиждень	Стехіометричні і газові закони. Поняття хімії: елементарні частинки, атом, молекула, моль, атомна молекулярна і молярна маси. Закон збереження маси і енергії. Закон сталості складу. Бертоліди, Дальтоніди.	Лекція 1.  Лабораторна робота 1. Техніка безпеки. Зважування.	Елементи. Ізотопи. Розв'язування задач на виведення емпіричних і молекулярних формул.	8,5 годин	9 годин	
2-й тиждень	Стехіометричні і газові закони. Закон кратних відношень, поняття про валентність і ступінь окислення. Закон еквівалентів, еквівалент простої речовини, оксиду, основи, кислоти, солі, молярна маса еквіваленту. Концентрація розчинів.	Лекція 1.  Лабораторна робота 2. Приготування розчинів заданої концентрації	Рівняння Енштейна. Правила написання хімічних формул і рівнянь. Розв'язування задач на закон еквівалентів.	8,5 годин	9 годин	
3-й тиждень	Стехіометричні і газові закони. Закон Авагадро та наслідки з нього, закони Гей-Люссака, Бойля-Маріотта, Шарля. Рівняння Клапейрона- Менделєєва. Закон Дальтона. Поняття про середню молярну масу.	Лекція 1.  Лабораторна робота 3. Стандартизація розчинів	Закон Дюлонга-Пті, атомна і молекулярна теплоємність. Розв'язування задач на газові закони.	8,5 годин	9 годин	
4-й тиждень	Перші докази складності будови атома: тиск світла, катодні та рентгенівські промені, дослід Беккереля. Доквантовохімічні моделі атома: модель Томпсона, дослід Резерфорда, планетарна модель, спектр атомарного водню, рівняння Рідберга, постулати Бора, вивід рівняння Рідберга з теорії Бора.	Лекція 2	Моделі Резерфорда, Бора і Зомерфельда. Недоліки доквантовохімічних моделей. Розв'язування задач на тему «Будова атома»	8,5 годин	9 годин	
5-й тиждень	Основи квантової механіки: корпускулярно-хвильовий дуалізм, принцип невизначеності Гейзенберга, рівняння Шредінгера (загальний вигляд), хвильова функція та обмеження на неї. Квантово-механічна модель атома: орбіталь, складові частини рівняння Шредінгера та їх рішення, квантові числа, правила заповнення орбіталей електронами (правила мінімальних енергій, принцип Паулі, правило Хунда), багатоелектронні атоми, метод самоузгодженого поля, електронні формули, електронно-графічні формули.	Лекція 2 Контрольна робота № 1	Серії в спектрі водню і їх зв'язок з рівнянням Рідберга. Написання електронних і електронно-графічних формул s-, p-, d- елементів. Розв'язування задач на тему «Будова атома»	9 годин	8 годин	5
6-й тиждень	Будова атомних ядер: протонно-нейтронна теорія, стійкі нуклонні конфігурації та магічні числа. Періодичний закон та періодична система елементів Д.І. Менделєєва: періодичний закон, структурні фрагменти періодичної системи, типи періодичності (головна, внутрішня, вторинна, діагональна подібність). Зміна властивостей елементів в періодах та групах: радіуси, потенціал іонізації, спорідненість до електрону, електронегативність.	Лекція 2 Лабораторна робота 3. Методи очистки речовин.	Ізотопи. Ізобари. Ізотони. Ізомери. Середня атомна маса суміші ізотопів. Дефект маси. Зміна кислотно- основної і окислювально-відновлювальної активності в межах періодів і груп. Зв'язок ступені окиснення з номером групи. Розв'язування задач на середню атомну масу і дефект маси.	8,5 годин	8 годин	

7-й тиждень	Загальні положення: енергія двохатомної системи, правила заборони симетрії, механізми утворення зв'язку, рівняння Шредінгера для $H_2^+$ та його розв'язок, типи хімічного зв'язку, довжина та енергія зв'язку.	Лекція 3. Лабораторна робота 4. Визначення атомної маси металу за його питомою теплоємністю.	Енергія і довжина зв'язку. Симетрія s-, p-, d-орбіталей. Типи хімічного зв'язку. Розв'язок рівняння Шредінгера для атома водню.	8,5 годин	8 годин	
8-й тиждень	Іонний тип зв'язку: умови утворення іонного типу зв'язку, електростатична взаємодія двох іонів, властивості іонного зв'язку (полярність, ненапрявленість, ненасиченість), координаційні поліедри та координаційні числа (к.ч.), залежність к.ч. від співвідношення іонних радіусів, енергія іонного кристалу, поляризація іонів, правила Фаянса, ступінь іонності. Ковалентний зв'язок: умови утворення, властивості ковалентного зв'язку (полярність, напрямленість, насиченість), довжина та енергія зв'язку, дипольний момент, полярність молекули.	Лекція 3. Лабораторна робота 5. Окислювально-відновні реакції.	Визначення типу зв'язку у молекулах. Йонні, атомні кристалічні решітки. Вплив енергії решітки на фізичні властивості. Зміна ступеню йонності зв'язку в групах і періодах.	8,5 годин	6 годин	
9-й тиждень	Метод валентних зв'язків (ВЗ): хвильова функція, інтеграл в методі ВЗ, варіаційний підхід, форма та енергія симетричних та асиметричних хвильових функцій, $\sigma$ -, $\pi$ -, $\delta$ -зв'язки, гібридизація орбіталей, конфігурація молекул, структурна формула. Метод відштовхування валентних електронних пар (ВВЕП або метод Гіллеспі): основні положення методу, вплив неподілених пар на геометрію молекули.	Лекція 3. Лабораторна робота 6. Розчинність. Контрольна робота № 2	Побудова діаграм методом ВЗ для неорганічних молекул. Визначення структурних формул і полярності молекул.	9 годин	10 годин	5
10-й тиждень	Метод молекулярних орбіталей (МО): хвильова функція, типи орбіталей (зв'язуючі, антизв'язуючі, незв'язуючі, малозв'язуючі), інтеграл в методі МО, кратність зв'язку, діаграми МО для двохатомних молекул I та II періодів (гомоядерні та гетероядерні), поняття про колективну орбіталь, метод МО для багатоатомних бінарних молекул. Невалентні сили: водневий зв'язок, металічний зв'язок, сили межмолекулярної взаємодії, умови утворення, вплив на властивості сполук, зонна теорія твердого тіла, провідники, напівпровідники, діелектрики.	Лекція 3.	Побудова діаграм методом МО для двох атомних молекул. Побудова діаграм методом МО для багатоатомних молекул з центральним атомом елементу II періоду. Молекулярні і металічні решітки.	8,5годин	10 годин	20
		Модульна контрольна робота				
<b>Модуль 2 (30 балів)</b>						
11-й тиждень	Термодинамічні функції: поняття про систему, внутрішня енергія ( $\Delta U$ ), ентальпія ( $\Delta H$ ), I закон термодинаміки, залежність $\Delta H$ та $\Delta U$ від температури (закон Кіргофа), теплоємність, зв'язок між $C_p$ та $C_v$ (вивід), стандартний стан. Основи термохімії: закон Гесса, наслідки з закону Гесса, теплоти утворення та згорання, ентальпійні (енергій) зв'язків, способи розрахунку теплових ефектів реакцій. Ентропія (S): поняття про ентропію, залежність $\Delta S$ від температури, об'єму, тиску, зміна ентропії в ході реакції, умови самодовільного перебігу реакцій, II закон термодинаміки, розрахунок $\Delta S$ реакції. Енергія Гіббса ( $\Delta G$ ) та енергія Гельмгольца, умови самодовільного перебігу реакцій (ентропійний та ентальпійний фактори), рівновага та умови її встановлення, термодинамічний вивід константи рівноваги, способи виразу константи рівноваги ( $K^0$ , $K_c$ , $K_p$ та $K_x$ ), залежність константи від температури	Лекція 4. Лабораторна робота 7. Визначення теплоти розчинення. Визначення теплоти нейтралізації.	Зв'язок між термодинамічними функціями. Розв'язування задач на закон та наслідки із закону Гесса. Розв'язок задач на тему «Хімічна рівновага» та встановлення напрямку перебігу реакцій.	9 годин	10 годин	

	(рівняння Вант-Гоффа), рівняння ізотерми. Хімічна рівновага: зв'язок між константою рівноваги та енергією Гіббса, вплив зовнішніх факторів на стан рівноваги, умови зсуву рівноваги (принцип Ле Шательє).					
12-й тиждень	Термодинамічні аспекти: термодинаміка процесу розчинення, типи розчинів (істинні, колоїдні, грубо-дисперсні системи), зони в розчині, зміна термодинамічних функцій при утворенні зон, правило фаз Гіббса, діаграми однокомпонентних систем (H <sub>2</sub> O та CO <sub>2</sub> ), діаграми двохкомпонентних систем (з простою евтектикою, з твердими розчинами, з новою сполукою). Колігативні властивості розчинів: I закон Рауля, позитивне та негативне відхилення від закону, діаграми стану $p = f(x)$ , II закон Рауля, криоскопія, ебуліоскопія, крио- та ебуліоскопічні сталі, осмотичний тиск, рівняння Вант-Гоффа, використання колігативних властивостей. Термодинамічні аспекти: процес іонізації та дисоціації (зміна термодинамічних функцій), константа дисоціації, ступінь дисоціації, ступінчаста дисоціація, закон розведення Оствальда, вплив концентрації та температури на стан рівноваги при дисоціації. Вода як розчинник: дисоціація, іонний добуток води, концентрація [H <sup>+</sup> ] та [OH <sup>-</sup> ] в розчинах, pH розчину, індикатори та інші методи визначення pH, кислоти, основні солі з точки зору електролітичної дисоціації, буферні розчини.	Лекція 5. Лабораторна робота 8. Гідроліз. Добуток розчинності	Розв'язування задач з теми «Колігативні властивості розчинів неелектролітів». Розв'язування задач на дисоціацію і pH. Вивод формул pH- буферного розчину.	9 годин	9 годин	
13-й тиждень	Колігативні властивості розчинів електролітів: ізотонічний коефіцієнт та його зв'язок зі ступенем дисоціації, закони Рауля, осмос, експериментальне визначення молярних мас та ступеню дисоціації. Розчини сильних електролітів: іонна сила розчину, активність, коефіцієнт активності, теорія Дебая-Гюккеля, термодинамічна та концентраційна константи рівноваги та їх зв'язок, сольовий ефект. Гетерогенні рівноваги: розчинність, добуток розчинності, розрахунок розчинності слабого електроліту, та сильного електроліту, умови утворення або розчинення осаду, вплив однойменних іонів на розчинність. Гідроліз: гідроліз за катіоном, за аніоном, сумісний, взаємний, константа та ступінь гідролізу, вплив факторів на перебіг гідролізу, кількість стадій гідролізу, гідроліз кислих та основних солей, гідроліз неелектролітів. Теорія кислот та основ: Бренстеда, іонотропії, Льюїса, жорстких та м'яких кислот і основ Пірсона, Усановича, реакції нейтралізації.	Лекція 6. Лабораторна робота 9. Швидкість хімічної реакції. Контрольна робота №3	Розв'язування задач з теми «Колігативні властивості розчинів електролітів». Зв'язок розчинності з добутком розчинності. Розв'язування задач на ДР і гідроліз.	9 годин	12 годин	10
14-й тиждень	Основні поняття кінетики: швидкість середня та миттєва, закон діючих мас, кінетичне рівняння, швидкість в гомо- та гетерогенних системах, порядок та молекулярність реакції, константа швидкості, механізм реакції. Експериментальна кінетика: експериментальне визначення порядків за компонентами, та загального порядку по залежностям $w = f(c)$ та $c = f(\tau)$ , використання сталості константи рівноваги, період напівперетворення для реакцій 0 – 2 порядків.	Лекція 7 Лабораторна робота 10. Фізико-хімічні властивості розведених розчинів.	Розв'язування задач з теми «Кінетика». Вивод кінетичних рівнянь 0, 1, 2 – порядків.	9 годин	9 годин	

15-й тиждень	Теоретичні основи кінетики: рівняння Ареніуса, енергія активації, експериментальне визначення $A$ та $E_a$ , теорія активних співударів, активні молекули $t$ а залежність їх вмісту від температури, теорія абсолютних швидкостей, активований комплекс, рівняння Ейрінга–Поляні (вивід), вивід константних рівнянь (швидкість визначаюча стадія, стаціонарне наближення). Вплив факторів на швидкість реакції: вплив концентрації, тиску, температури, рівняння Вант–Гоффа, правило Вант–Гоффа, каталіз додатний та від’ємний, каталізатор, кінетичне рівняння некаталітичного та каталітичного процесів (вивід), гомогенний та гетерогенний каталіз.	Лекція 7. Лабораторна робота 11. Електролітична дисоціація	Знаходження кінетичних параметрів органічних та неорганічних реакцій. Розв’язування задач на закон і правило Вант–Гоффа.	8.5 годин	9 годин	
16-й тиждень	Кінетика складних реакцій: оборотні реакції, кінетичний вивід константи рівноваги, ініціювання фотохімічних реакцій, ланцюгові реакції (неразгалужена, розгалужена, рідкорозгалужена), паралельні, послідовні та послідовно-паралельні реакції (кінетичне рівняння, діаграми $c = f(\tau)$ ). Основні поняття: окислювально-відновний процес (ОВП), окислювально-відновна реакція (ОВР), окислювально-відновні потенціали, рівняння Нернста, ряд напруги металів та обмеження при його використанні. Закономірності перебігу реакцій: напрямок перебігу реакцій, ступінь перетворення та його зв’язок з константою рівноваги, оптимальні умови перебігу реакцій.	Лекція 8. Лабораторна робота 12. Хімічна рівновага.  Контрольна робота №4	Метод електронно-йонного балансу. Написання рівнянь ОВР. схеми перетворень основних окиснювачів і відновників. Розв’язування задач на рівняння Нернста.	9 годин	10 годин	10
17-й тиждень	Гальванічні елементи: складові частини, рівняння Нернста, електрорушійна сила, напрямок електричного струму, типи елементів, пальні елементи, акумулятори. ОВР: напрямок перебігу, константа рівноваги, вплив кислотності середовища на перебіг ОВР, рівняння Нернста, корозія металів та боротьба з нею. Електроліз: в розплаві, в розчині, типи електродів (інертні, розчинні, спеціальні), використання електролізу в техніці, поляризація електродів, перенапруга, закони Фарадея, вихід за речовиною та за струмом.	Лекція 9.  Захист лабораторних робіт.	Написання рівнянь електролізу в розплавах і розчинах. Розв’язування задач на електроліз.	8.5 годин	9 годин	10
	Підсумковий контроль: наукова робота, творча робота, проєкт, екзамен					40

### Форми оцінювання результатів навчання:

1. Вхідний контроль проводиться у вигляді письмової контрольної роботи.
2. Поточний контроль здійснюється у формі:
  - контрольної роботи (задачі та теоретичні завдання),
  - модульний контроль (задачі та теоретичні завдання),
  - домашні завдання,
  - виконання та захист лабораторних робіт.
3. Екзамен передбачений для здобувачів, які не набрали 60 балів протягом семестру чи бажають покращити поточний результат.

### КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ

Результати навчальних досягнень за навчальною дисципліною здобувачів вищої освіти здійснюється за критеріями, що запроваджені в університеті за 100-бальною шкалою, шкалою ЄКТС та національною шкалою, що доводяться до відома здобувачів вищої освіти на першому занятті. Загальна оцінка визначається як сума балів за всі виконані завдання (в залежності від обсягу та якості виконання).

### Схема оцінювання результатів навчальних досягнень

За 100-бальною шкалою	За шкалою ECTS	За національною шкалою	
		для екзамену	для заліку
90 – 100	<b>A</b>	відмінно	зараховано
82-89	<b>B</b>	добре	
75-81	<b>C</b>		
67-74	<b>D</b>	задовільно	
60-66	<b>E</b>		
0-59	<b>FX</b>	незадовільно	не зараховано

### Система оцінювання знань

Поточний контроль (max 60 балів)					Кількість балів за результатами поточного контролю	Підсумковий контроль (max 40 балів)	Загальна кількість балів				
1-4 модуль			5-8 модуль								
Види поточного контролю			Види поточного контролю								
Контрольна робота 1	Контрольна робота 2	Захист лабораторних робіт	Модульний контроль	Сума балів за перший модуль	Контрольна робота 3	Контрольна робота 4	Захист лабораторних робіт	Сума балів за другий модуль	60	Підсумковий контроль: наукова робота/ екзамен	100
5	5	5	20	35	10	10	5	25			

**У контрольних та модульних роботах використовуються задачі та теоретичні завдання, оцінювання яких включає етапи:**

1. Теоретичний етап: правильно вибраний закон, поняття, рівняння реакції, процес, формула та інше – 2 бали;
2. Практичний етап: правильне використання вибраних законів, понять, рівнянь реакцій, процесів, формул і виконання розрахунків – 2 бали;
3. Висновки: правильне обґрунтування результатів, аналіз результатів, прогнози, точність розрахунків – 1 бал.

Критерії оцінювання розв'язування задач/теоретичних завдань ( $a_i$ ).

Максимальний бал за правильно надану відповідь здобувачем вищої освіти встановлюється викладачем в силабусі навчальної дисципліни (5б.).

Ієрархія отримання балів передбачає чотири рівні:

**Високий (5 балів):** задача/теоретичне завдання виконане вірно, містить логічну послідовність дій, зроблено логічні висновки.

**Середній (4 бали):** задача/ситуація виконана частково вірно, містить логічну послідовність дій.

**Достатній (3 бали):** задача/ситуація виконана із незначними помилками, розрахунки є неповними, завдання виконане на 50-70 %.

**Низький (від 0 до 2 балів):** задача/ситуація виконана з суттєвими помилками, розрахунки є неповними. завдання виконане на 30 – 50%.

Число балів ( $A$ ) за кожний контрольний захід розраховується за формулою:

$$A = \frac{B \times \sum_n a_i}{5_n},$$

де  $n$  – число завдань у контрольному заході;

$a_i$  - число балів, що набране за завдання контрольного заходу;

$B$  - max. число балів за контрольний захід.

### **Лабораторні роботи**

Критерії оцінювання для лабораторної роботи, що оцінюється максимум в **B** балів:

**B балів:** лабораторна робота та її оформлення виконані вчасно, правильно сформульовані висновки, під час захисту роботи здобувач продемонстрував розуміння всіх етапів отриманих результатів, вільно володіє теоретичним підґрунтям роботи.

**0,8B бали:** лабораторна робота містить наявні **незначні** недоліки в оформленні звіту, формуванні висновків та захисті роботи.

**0,6B бали:** лабораторна робота містить наявні **суттєві** недоліки оформленні звіту, формуванні висновків та захисті роботи.

**0,4B бали:** лабораторна робота містить наявні **значні** недоліки оформленні звіту, формуванні висновків та захисті роботи.

**0,2B бал:** лабораторна робота виконана невчасно, відсутні правильно сформульовані висновки та робота не захищена.

## Екзамен

Екзамен складається в письмовому вигляді для оцінювання теоретичних знань і практичних навичок, отриманих здобувачем протягом семестру.

Здобувач вищої освіти, який набрав протягом семестру менше 60 балів, зобов'язаний отримати допуск лектора (склавши обов'язкові форми поточного контролю) і скласти екзамен.

В екзаменаційних білетах містяться теоретичні завдання та задачі, критерії оцінювання яких відповідають критеріям оцінювання контрольних та модульних робіт.

Число балів (А) за екзамен розраховується за формулою:

$$A = \frac{40 \times \sum_n a_i}{5_n},$$

де n – число завдань у екзамені;

$a_i$  - число балів, що набране за завдання екзамену;

40 - max. число балів за екзамен.

Альтернативою складання екзамену є виконання **науково-дослідної роботи**, Критерії оцінювання науково-дослідної роботи.

Максимальний бал за відмінне виконання науково-дослідної роботи (40 балів).

Ієрархія балів за критеріями оцінювання науково-дослідної роботи:

- актуальність, теоретичне і (або) практичне значення роботи (10 балів);
- повнота у розкритті теми (20 балів);
- аргументованість висновків, їх відповідність отриманим результатам (5 балів);
- відповідність вимогам до змісту та оформлення наукових робіт (5 балів).

## Орієнтовні питання до модульного контролю

Атом. Відносна атомна маса. Атомна одиниця маси. Молекула. Відносна молекулярна маса. Встановіть співвідношення між грамом та а.о.м. Кількість речовини. Моль. Число Авогадро. Молярна маса. Молярний об'єм. Залежність молярної маси газу від температури. Закон збереження маси та енергії. Відкрита, закрита та ізольована системи. Зв'язок між масою та енергією. Для яких реакцій не можна нехтувати зміною маси? Закон еквівалентів. Хімічний еквівалент. Одиниці вимірювання. Еквівалент простої речовини. Еквівалент складної речовини. Виведіть формулу для розрахунку еквіваленту солі. Еквівалент солі, оксиду, основи, кислоти. Еквівалент речовини в хімічній реакції. Еквівалент речовини в ОВР. Наведіть приклади. Чому закон еквівалентів зручно використовувати при вирішенні розрахункових задач? Закон сталості складу. Межі застосування закону. Область гомогенності. Дальтоніди. Бертоліди. Наведіть приклади. Закон кратних відношень. Наведіть приклад. Для яких речовин виконується цей закон? Чи є зв'язок між законом еквівалентів і законом кратних відношень? Доведіть свою точку зору. Закон об'ємних відношень. Наведіть приклад. Які з законів хімії використовуються при написанні рівняння хімічної реакції? Сформулюйте ці закони. Сформулюйте закон Авогадро. За яких умов відношення мас газів дорівнює відношенню їх молекулярних мас? Наслідки з закону Авогадро. Доведіть правдивість наслідків з закону Авогадро. Які умови стану газів вважають нормальними? Відносна густина газу. Середня молярна маса суміші газів. Ідеальний газ. Газові закони Бойля-Маріота, Шарля, Гей-Люсака. Об'єднаний газовий закон. Універсальна газова стала. Її фізичний зміст. Значення газової сталої для різних одиниць вимірювання тиску та об'єму. Намалюйте графіки, які ілюструють закони Бойля-Маріота, Шарля, Гей-Люсака. В яких координатах можна отримати лінійні залежності? Рівняння Менделєєва-Клайперона. Реальний газ. Рівняння стану реального газу. Парціальний тиск газу. Закон парціальних тисків. Чому газові закони справедливі і для суміші газів? Про які властивості газів і газових сумішей говориться в законі Дальтона? Сформулюйте закон Дальтона і надайте його математичний вираз.

Перші докази складності будови атомів. Опишіть модель атома Томпсона. Як в цій моделі визначити атомний номер елементу? Які експериментальні дані підтримують та спростовують цю модель? Дослід Резерфорда. Поясніть результати досліду Резерфорда. Які відомості дає цей експеримент про будову атомів? Планетарна модель атома. Недоліки планетарної моделі атома. Спектр атомарного водню. Вкажіть серії ліній в спектрі. Опишіть суть явища контініуму. Поясніть у чому причина цього явища. Емісійний спектр атомарного водню. Рівняння Рідберга. Постулати Бора. До яких атомів та іонів вони застосовуються? Визначення радіусів та енергії боровських орбіт для воднеподібних атомів. Виведіть сталу Рідберга, виходячи з теоретичних положень Бора. Що описує рівняння Рідберга? Як одержав аналогічне рівняння Бор? Доквантовомеханічні моделі атома. Їх недоліки. Недоліки моделі Бора. Корпускулярно-хвильова природа електрона. Виведіть рівняння

де Бройля. Принцип невизначеності Гейзенберга. Орбіталь. Згідно принципу Гейзенберга пояснить, чому не можна однозначно визначити положення електрону на орбіті, та покажіть правильність використання терміну «орбіталь». Порівняйте моделі атома Томпсона, Резерфорда і Бора з сучасною моделлю атома. Вкажіть ознаки, які притаманні всім цим моделям.

Квантово-механічна модель атома. На чому вона базується? Що таке атомна орбіталь і чим вона відрізняється від орбіти? Які квантові числа описують квантову орбіталь? Рівняння Шредінгера та обмеження на хвильову функцію. Варіаційний підхід до рішення рівняння Шредінгера. Фізичний зміст  $\psi^2$ . Радіальна частина рівняння Шредінгера. Фізичний та геометричний зміст головного квантового числа. Які значення може приймати головне квантове число  $n$ ? Пояснить зміст значення  $n=\infty$ . При яких значеннях  $n$  електрон має найбільшу та найменшу енергію? Азімутальна частина рівняння Шредінгера. Фізичний та геометричний зміст орбітального квантового числа. Мерідіальна частина рівняння Шредінгера. Фізичний і геометричний зміст магнітного квантового числа. Рівняння Шредінгера для багатоелектронних систем. Суть методу самоузгодженого поля. Для яких елементів при побудові електронних конфігурацій атомів порушується правило мінімальних енергій? Суть явища «проскоку» електронів. За яких умов відбувається «проскок»? Назвіть елементи, для яких при побудові електронних конфігурацій атомів відбувається проскок. Чому? Виходячи з правила Клечковського, вивести ряд мінімальних енергій. Доведіть, що одну орбіталь можуть займати тільки два електрона. Принцип Паулі. Правило Хунда. Протонно-нейтронна теорія ядра атома. Дефект маси. Пояснить, чому атом електронейтральний. Пояснить значення термінів: ізотопи, ізотони, ізобари, та ізомери.

Дайте визначення терміну «хімічний зв'язок». Опишіть доквантовомеханічні теорії хімічного зв'язку. Суть теорій хімічного зв'язку Коселя та Льюїса. Чому, незважаючи на взаємне відштовхування валентних електронних орбіталей, атоми притягуються та утворюють хімічний зв'язок? Назвіть основні ознаки утворення хімічного зв'язку. Енергія зв'язку. Довжина зв'язку. Графік залежності енергії зв'язку від відстані між ядрами для симетричної та антисиметричної хвильової функції. Способи перекривання електронних орбіталей. Правило заборони симетрії. В яких випадках утворюються  $\sigma$ -,  $\pi$ - та  $\delta$ - зв'язки? Механізми утворення зв'язку. Чи відрізняються зв'язки, які утворилися за різними механізмами, за міцністю для однієї й тієї ж молекули? Типи зв'язку. Критерій, за яким зв'язок відносять до ковалентного полярного, ковалентного неполярного чи іонного типу. Наведіть приклади. Охарактеризуйте різницю між поняттями валентність і ступінь окиснення. Сучасне уявлення про утворення хімічного зв'язку. Густина перекриття. Хвильова функція для  $H_2^+$ . Резонансний інтеграл, кулоновський інтеграл, інтеграл перекриття. Симетрична та антисиметрична хвильова функція. Графік залежності густини ймовірності від відстані між ядрами для симетричної та антисиметричної хвильової функції. Ковалентний зв'язок. Умови його утворення. Перерахуйте основні властивості ковалентного зв'язку. Валентність. Типи валентності. Полярність ковалентного зв'язку.

Електронегативність атома. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Дипольний момент зв'язку. Полярність молекули. Дипольний момент молекули. Чи може молекула, яка складається з двох однакових атомів, бути полярною? Чи може молекула, яка складається з двох різних атомів, бути неполярною? Чи можуть в неполярних молекулах існувати полярні зв'язки? Відповідь обґрунтуйте і підтвердіть прикладами. Іонний зв'язок. Умови утворення іонного зв'язку. Ступінь іонності зв'язку. Основні властивості іонного зв'язку. Поляризація. Правила Фаянса.

Способи описання ковалентного зв'язку. Суть методу ВЗ. Хвильова функція, інтеграл в методі ВЗ. Насиченість ковалентного зв'язку. Вплив загальної валентності, ковалентності та координаційної валентності. Залежність максимальної валентності від номеру періоду. Ковалентний зв'язок. Напрявленність зв'язку. Гібридизація валентних орбіталей. Типи гібридизації. Валентний кут. Операції, необхідні для знаходження структурної формули в методі ВЗ. Вплив незв'язуючих валентних електронів і неподілених електронних пар на геометрію молекул. Теорія ОВЕП (метод Гіллеспі). Основні положення методу МО. Метод МО. Хвильова функція в методі МО. Кількість, форма і типи МО. Діаграми МО для молекул другого періоду типу  $A_2$ . Поясніть значення термінів; кратність зв'язку, парамагнітна молекула, діамагнітна молекула. За допомогою методу МО поясніть, чому молекула  $O_2$  парамагнітна. Діаграми МО для молекул другого періоду типу АВ. Метод МО для багатоатомних молекул на прикладі молекули  $CO_2$ . Поняття про колективну орбіталь. Метод МО для багатоатомних молекул на прикладі молекули  $H_2O$ . Порівняйте методи ВЗ і МО. Методи ВЗ і МО для молекул з дефіцитом електронів. В молекулі  $B_2H_6$  зв'язок між атомами бору здійснюється через атоми водню. Як називається цей зв'язок? Опишіть його за допомогою методів ВЗ і МО. Чому такий зв'язок не реалізується в молекулі  $C_2H_6$ ?

Водневий зв'язок. Умови утворення водневого зв'язку. Механізм утворення водневого зв'язку. Міжмолекулярний і внутрішньомолекулярний водневий зв'язок. Наведіть приклади. Вплив водневого зв'язку на фізичні властивості речовин. Наведіть приклади. Чому водневий зв'язок впливає на властивості  $NH_3$ ,  $H_2O$ ,  $HF$ , але не впливає помітно на властивості  $PH_3$ ,  $H_2S$  і  $HCl$ ? Поясніть, чому фтороводнева кислота слабша за хлороводневу. Чому теплота випарювання фтороводню із зменшенням тиску сильно зростає? Описання металічного зв'язку в методі ВЗ. Властивості сполук з металічним типом зв'язку. Металічний зв'язок в методі МО. Зонна теорія кристалів. Провідники, напівпровідники, діелектрики. Сили міжмолекулярної взаємодії. Орієнтаційний ефект. Сили міжмолекулярної взаємодії. Дисперсійний ефект. Індукційний ефект. Вплив сил Ван-дер-Ваальса на фізичні властивості речовини. Приклади. Чи можна перетворити ідеальний газ на рідину? Відповідь обґрунтуйте.

1. Напишіть електронну конфігурацію Cr, Mn, Fe, Nb, Mo, Ru, Pd, Pt, W, V, Hf, Re, Os, Tc, Ti, Ni, Вкажіть валентні орбіталі та можливі ступені окислення.

2. Опишіть будову  $N_2O$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $CCl_4$ ,  $NO_2^+$ ,  $SOF_2$ ,  $COCl_2$ ,  $NOCl$ ,  $BO_3^{3-}$ ,  $BOS^-$ ,  $BOF$ ,  $SF_4$ ,  $SO_2$ ,  $F_2O$ ,  $BeH_2$ ,  $BeO_2^{2-}$ ,  $BeF_2$  методом ВЗ. Визначте, чи полярна молекула.

3. Опишіть будову  $NO^+$ ,  $CN$ ,  $N_2^-$ ,  $NO$ ,  $O_2^+$ ,  $CO$ ,  $N_2$ ,  $BN$ ,  $O_2$ ,  $C_2$ ,  $Be_2^-$ ,  $F_2^-$ ,  $CO^-$ ,  $NO^-$ ,  $CN^-$ ,  $BO$  методом МО. Запишіть вираз хвильової функції, яка задає  $\sigma_s^*$ ,  $\sigma_x$ ,  $\sigma_x^*$ ,  $\pi_y$ ,  $\pi_y^*$ ,  $\pi_z$ ,  $\pi_z^*$  орбіталі. Розрахуйте кратність зв'язку.

Опишіть, як впливає водневий зв'язок на такі властивості оцтової кислоти, як розчинність, температури плавлення і кипіння. Яка з речовин має більш високі температури кипіння та плавлення:  $CH_3COH$ ,  $CH_3CH_2OH$ ? Відповідь обґрунтуйте.

Цезій плавиться при температурі  $29,0^\circ C$ , а вольфрам – при  $3390^\circ C$ . Поясніть таку значну відмінність у температурах плавлення.

Поясніть, чому при підвищенні температури електропровідність не металів збільшується, а металів – зменшується.

Визначте природу хімічного зв'язку в сполуках: мідь ( $1083^\circ C$ ), алмаз (возг.), йод ( $113,5^\circ C$ ), лід ( $0^\circ C$ ), хлорид натрію ( $800,8^\circ C$ ) і поясніть різницю в їх температурах топлення.

Поясніть, чому графіт, ковалентна сполука, добре проводить електричний струм.

Поясніть, чому графіт є добрим мастильним матеріалом?

Між молекулами яких речовин може утворюватися водневий зв'язок:  $H_2S$ ,  $H_2O$ ,  $HCl$ ,  $PH_3$ ,  $NH_3$ ,  $C_2H_6$ ? Поясніть відповідь.

Опишіть, як відхилення від ідеальних властивостей газів обумовлені силами міжмолекулярної взаємодії.

Опишіть вплив водневого зв'язку на властивості води та фтороводню.

Поясніть, чому  $BN_3$  димеризується, а  $CH_4$  не здатний до димеризації.

Розташуйте речовини у порядку зменшення їх температур кипіння  $CH_4$ ,  $CCl_4$ ,  $CHCl_3$ ,  $CH_3Cl$ ,  $CH_2Cl_2$ . Відповідь обґрунтуйте.

Поясніть, чому лід плаває на воді, чим пояснити малу густину льоду.

Алюміній, кремній і сірка розташовані в одному періоді періодичної системи. Чи буде відрізнятися їх електропровідність? Відповідь поясніть з точки зору заповнення валентних орбіталей.

Розташуйте речовини у порядку підвищення їх температур кипіння:  $C_5H_{12}$ ,  $C_4H_9NH_2$ ,  $C_4H_9OH$ ,  $C_4H_9SH$ . Відповідь обґрунтуйте.

Розташуйте речовини у порядку збільшення їх температур кипіння:  $NH_3$ ,  $PH_3$ ,  $AsH_3$ ,  $SbH_3$ . Відповідь обґрунтуйте.

Які водневі сполуки утворюють р-елементи третього періоду? Як змінюються кислотні властивості цих сполук у періоді зліва направо?

Опишіть закономірності зміни хімічних властивостей хлоридів елементів групи від N до VI. Розгляньте такі властивості, як тип хімічного зв'язку та реакцію з водою.

Які особливості електронної структури пояснюють той факт, що елементи від галію до бромів розташовані відповідно у тих самих групах періодичної системи, що й елементи від алюмінію до хлору?

Як змінюються радіуси іонів у ряді:  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ?

Опишіть закономірності зміни хімічних властивостей хлоридів елементів 3-го періоду від Na до S. Розгляньте такі властивості, як тип хімічного зв'язку та реакцію з водою.

Яка з наведених газоподібних водневих сполук найбільш міцна та яка найменше міцна:  $NH_3$ ,  $PH_3$ ,  $AsH_3$ ,  $SbH_3$ ,  $BiH_3$ ?

Як змінюється термічна стійкість в ряду:  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ ?

Як змінюється відповідна здатність сполук в ряду:  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ ?

Опишіть вплив водневого зв'язку на властивості води та фтороводню.

Як змінюється сила кислот у ряді  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ ?

Як зміняться окисні властивості в ряду  $F-Cl-Br-I$ ?

Як змінюються окислювальні властивості в ряді  $HClO$ ,  $HClO_2$ ,  $HClO_3$ ,  $HClO_4$ ?

Як змінюється характер взаємодії металів з водою в ряді  $Li-Na-K-Rb-Cs$ ?

Які водневі сполуки утворюють р-елементи третього періоду? Як змінюється міцність цих сполук у періоді зліва направо?

Іони  $Li^+$  та  $H^-$  мають однакову кількість електронів. Який іон більший? Відповідь поясніть.

При  $50^\circ C$  і 3 МПа спалили 5 л діоксиду сірки в 2 л кисню. Визначте об'єм оксиду сірки (VI), що утворився, якщо прореагувало 80%  $SO_2$ ? Розрахуйте маси солей, які утворюються при пропусканні отриманої суміші газів крізь 50 г 20%-го розчину  $NaOH$ ?

Суміш карбонату та гідроксиду кальцію, яка містить 45% карбонату кальцію, обробили 0,2 н розчином соляної кислоти. Розрахуйте масу вхідної суміші. Обчисліть об'єм соляної кислоти, яка вступила в реакцію, якщо при цьому виділилося 1,4 л (740 мм.рт.ст.,  $15^\circ C$ ) газу?

В суміші, що складається з  $CO_2$  і  $CO$ , маса вуглецю відноситься до маси кисню як 1:2. Визначте, який об'єм займуть 12 г суміші при  $23^\circ C$  і 780 мм.рт.ст. розрахуйте масу солі, яку можна отримати при пропусканні суміші крізь 800 мл 1 н розчину  $KOH$ .

Треба заповнити 120 літровий балон при  $25^\circ C$  і 1,5 атм вуглекислим газом, який одержують взаємодією 18%-ної соляної кислоти ( $\rho = 1,088$ ) із надлишком вапняку. Розрахуйте, який об'єм соляної кислоти необхідно взяти. Обчисліть парціальний тиск  $CO_2$ , якщо у балон додати 2 моль  $CO$ .

Для повного розчинення 7,42 суміші  $Fe_3O_4$  з оксидом цинку потрібно 43,8 г 20%-ної соляної кислоти. Визначте %-ний склад суміші. Розрахуйте об'єм водню ( $35^\circ C$ , 760 мм.рт.ст.), який може відновити цю суміш до металів.

При пропусканні крізь розчин  $NaOH$  вуглекислого газу ( $22^\circ C$ , 2 атм) утворилась суміш карбонату і гідрокарбонату натрію масою 13,7 г. Для перетворення цих солей у  $NaCl$  потрібно 250 мл 0,8 н  $HCl$ . Визначте об'єм вхідного вуглекислого газу та %-ний склад суміші карбонату та гідроксокарбонату.

Суміш газів, яку отримали в результаті термічного розкладу 165,5 г нитрату свинцю (II), розчинили в 0,3 л води і отримали розчин азотної кислоти.

Розрахуйте нормальність отриманої кислоти. Визначте  $M_{\text{сер}}$ ,  $V$  газової суміші ( $470^{\circ}\text{C}$ ,  $760$  мм.рт.ст.).

Обчисліть, який об'єм кисню ( $18^{\circ}\text{C}$ ,  $100$  кПа) виділиться при взаємодії  $30$  мл розчину  $\text{H}_2\text{O}_2$  з  $30$  мл  $0,005$  М розчину перманганату калію в середовищі  $\text{HCl}$ . Розрахуйте нормальність розчину  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

Газову суміш, що утворилась в реакції оксиду азоту (II) і кисню ( $24^{\circ}\text{C}$ ,  $1$  атм) пропустили крізь  $3$  л  $0,5$  М розчину  $\text{NaOH}$ . Об'єм чистого кисню, що залишився –  $2,24$  л. Визначте склад (об. %) вихідної суміші ( $\text{NO} + \text{O}_2$ ), якщо розчин  $\text{NaOH}$  після проходження крізь нього газової суміші став  $0,3$  М.

Крізь  $2 \cdot 10^3$  мл  $0,2$  М розчину сірчаної кислоти пропустили  $2$  л аміаку ( $22^{\circ}\text{C}$ ,  $620$  кПа). Розрахуйте маси солей, які утворюються.

Суміш водню і хлороводню об'ємом  $8$  л ( $22^{\circ}\text{C}$ ,  $0,9$  атм) кількісно реагує з  $600$  мл  $4\%$ -го розчину  $\text{AgNO}_3$  ( $\rho = 1,032$  г/см<sup>3</sup>). Визначте  $M_{\text{сер}}$  вихідної газової суміші.

Для нейтралізації розчину, добутого при взаємодії гідриду кальцію з водою витратили  $43,7$  мл розчину з масовою часткою  $\text{HCl}$   $29,2\%$  ( $\rho = 1,145$  г/мл). Розрахуйте об'єм водню ( $20^{\circ}\text{C}$ ,  $768$  мм.рт.ст.), який виділився при гідролізі гідриду.

Суміш оксиду вуглецю (IV) й азоту займає при  $21^{\circ}\text{C}$  і  $100,5$  кПа об'єм  $22,8$  л. Масові частки газів у ній однакові. Визначте склад суміші ( в об.%). Розрахуйте маси солей, які утворюються при пропусканні  $1$  л цієї суміші крізь  $67,6$  г  $28\%$ -го розчину  $\text{NaOH}$ .

Спалили  $40$  г вугілля (масова частка вуглецю  $96\%$ ) в  $78$  л кисню ( $108^{\circ}\text{C}$ ,  $0,8$  атм). Отриману суміш газів пропустили крізь  $2,646$  л  $0,3$  М розчину гідроксиду барія. Розрахуйте масу солі, яка утворилась при цьому. Обчисліть  $M_{\text{сер}}$  отриманої газової суміші.

Спалили  $5$  л сірководню в  $9$  л кисню ( $120^{\circ}\text{C}$ ,  $770$  мм.рт.ст.). Суміш пропустили над платиновим каталізатором. Визначте масу отриманої суміші газів. Розрахуйте мінімальний об'єм  $0,4$  н  $\text{KOH}$ , необхідний для поглинання отриманої газової суміші.

Суміш газів масою  $7$  г, яка містить  $20\%$  (об.) кисню, оксид вуглецю (II) та оксид вуглецю (IV), при  $30^{\circ}\text{C}$  і  $750$  мм.рт.ст. займає об'єм  $5$  л. Визначте склад суміші (об.%). Розрахуйте об'єм  $50\%$ -го розчину  $\text{NaOH}$  ( $\rho = 1,525$ ), необхідний для отримання кислоти солі.

## Орієнтовні питання до екзамену

Доквантовомеханічні моделі атома. Спектр водню. Постулати Бора. Вивід рівняння Рідберга з теорії Бора. Корпускулярно-хвильовий дуалізм. Принцип невизначеності. Рівняння Шредінгера та обмеження на хвильову функцію. Складові частини рішення Шредінгера. Квантові числа. Характеристики головного та орбітального квантових чисел. Правила заповнення орбіталей електронами. Багатоелектронні системи. Метод самоузгодженого поля. Характеристики магнітного та спінового квантових чисел.

Механізми утворення зв'язку. Правила заборони симетрії.  $\sigma$ -,  $\pi$ - та  $\delta$ -зв'язки. Метод варіаційного обчислення на прикладі  $H_2^+$ . Ковалентний зв'язок. Умови утворення. Довжина та енергія зв'язку. Напрявленість зв'язку. Гібридизація орбіталей. Поляризованість та насиченість зв'язку. Метод ВЗ. Хвильова функція. Інтеграл в методі ВЗ. Метод МО. Хвильова функція в методі МО. Діаграми МО для молекул II періоду типу  $A_2$ . Діаграми МО для молекул II періоду типу АВ. Метод МО для багатоатомних молекул. Теорія ВВЕР (метод Гіллеспі). Вплив неподілених пар на будову молекул. Іонний зв'язок. Електростатика процесу взаємодії двох іонів. Ступінь іонності. Правила Фаянса. Іонний зв'язок. Ненапрявленість зв'язку. Координаційні поліедри. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок. Зонна теорія.

I закон термодинаміки. Ентальпія та внутрішня енергія. Ентальпія. Залежність ентальпії від температури. Закон Кіргофа. Закон Гесса. Наслідки з закону. Стандартні ентальпії утворення та згорання. Вираз теплового ефекту реакції через теплоти утворення, згорання та енергії зв'язків. Ентропія. Залежність її від температури та тиску. II – й закон термодинаміки. Енергія Гіббса. Взаємозв'язок між термодинамічними функціями. Умови самодовільного перебігу процесів.

Термодинамічний вивід константи рівноваги. Рівняння ізотерми. Способи виразу константи рівноваги та взаємозв'язок між ними. Вираз константи рівноваги в гомо- та гетерогенних системах. Псевдогетерогенні реакції. Взаємозв'язок між константою рівноваги та енергією Гіббса. Фактори, що впливають на константу рівноваги. Залежність константи рівноваги від температури та природи речовини. Рівняння Вант-Гоффа. Зв'язок константи рівноваги з ступенем перетворення. Вплив зовнішніх факторів на рівновагу. Принцип Ле Шательє. Термодинаміка процесу розчинення, газу у рідині та твердої речовини у рідині.

Окисно-відновні потенціали. Гальванічний елемент. Термодинамічний вивід рівняння Нернста. Визначення можливості перебігу окисно-відновних реакцій. Вплив кислотності середовища на напрямок окисно-відновних реакцій. Електроліз у розплаві. Електроліз у водних розчинах.

Визначення швидкості гомо- та гетерогенних реакцій. Середня та миттєва швидкість реакції. Закон діючих мас. Кінетичне рівняння. Способи визначення порядку за компонентом. Загальний порядок. Експериментальне визначення порядку реакції. Псевдопорядок. Реакції нульового порядку. Інтегральна форма кінетичного рівняння. Константа швидкості. Реакції

першого порядку. Інтегральна форма кінетичного рівняння. Константа швидкості. Реакції другого порядку. Інтегральна форма кінетичного рівняння. Період напівреакції для реакцій 0, 1 та 2 порядків.

Фактори, що впливають на швидкість реакції. Рівняння Арреніуса. Вплив температури на швидкість реакції. Правило Вант-Гоффа. Способи визначення енергії активації. Теорія активних співударів. Теорія абсолютних швидкостей. Активні молекули. Активовані комплекси. Інтермедіати. Константа швидкості реакції, способи її визначення. Порядок та молекулярність реакції. Поняття про механізм реакції. Метод стаціонарних концентрацій.

Оборотні реакції. Кінетичний вивід константи рівноваги. Кінетика послідовних реакцій. Кінетика паралельних реакцій. Кінетика послідовно-паралельних реакцій. Ланцюгові реакції. Каталіз. Кінетичне рівняння при гомогенному каталізі. Гомо- та гетерогенний каталіз.

Діаграма стану однокомпонентної системи. Правило фаз Гіббса. Діаграми двокомпонентних систем. I закон Рауля. Відхилення від закону. II закон Рауля. Ебуліо- та криоскопічна сталі. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Колигативні властивості розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Практичне застосування колигативних властивостей розчинів. Константа дисоціації, її зв'язок із ступенем перетворення. Ступінчаста дисоціація. Константа ступінчастої дисоціації. Закон розведення Оствальду. Вода як електроліт. Іонний добуток води. Кислотність розчинів (рН). Способи розрахунку і визначення рН розчинів. Індикатори. Буферні розчини для кислого і лужного середовищ.

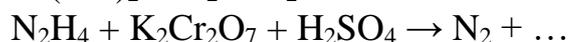
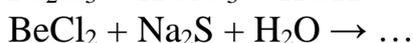
Природа розчинів сильних електролітів. Уявний ступінь дисоціації. Активність іонів. Коефіцієнт активності. Залежність коефіцієнта активності від іонної сили розчину. Рівновага між важкорозчинною сполукою та її насиченим розчином. Добуток розчинності. Умови утворення осаду. Вплив однойменних іонів на розчинність електроліту. Сольовий ефект. Протолітична теорія Бренстеда. Теорія іонотропії, Теорія кислот та основ Льюїса. Теорія жорстких та м'яких кислот і основ Пірсона. Гідроліз кислих солей.

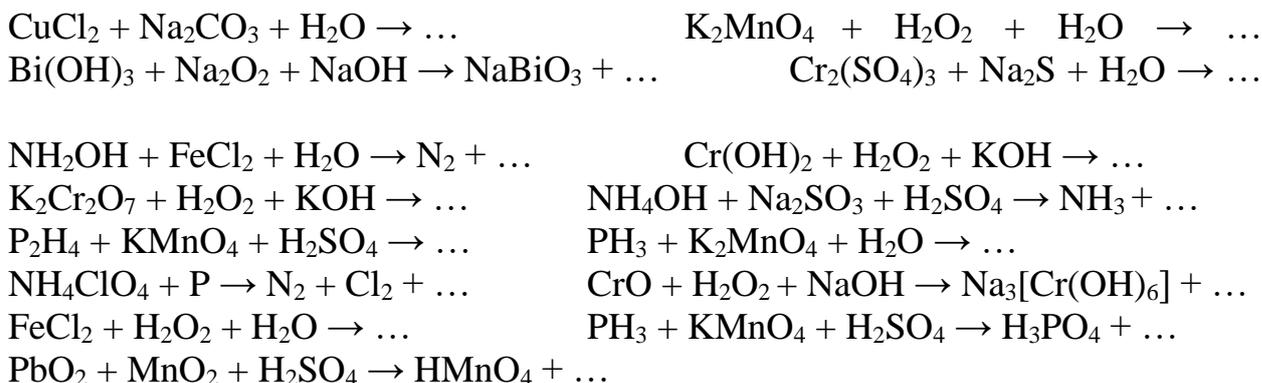
Опишіть будову(методи ВЗ та МО):  $\text{CO}_3^{2-}$   $\text{NO}_2$   $\text{CO}$   $\text{NO}_3^-$   $\text{NOF}$   $\text{NH}_3$   $\text{BeO}_2^{2-}$   $\text{NO}_2^-$   $\text{VO}_3^{3-}$   $\text{NO}_2^+$   $\text{COCl}_2$   $\text{OF}_2$   $\text{N}_2\text{O}$   $\text{NOCl}_2$   $\text{BeH}_2$   $\text{CO}_2$   $\text{BH}_3$   $\text{BeF}_2$   $\text{NO}_3^-$   $\text{BF}_3$

Опишіть будову методом ВЗ :  $\text{BrOF}_3$   $\text{ClO}_3$

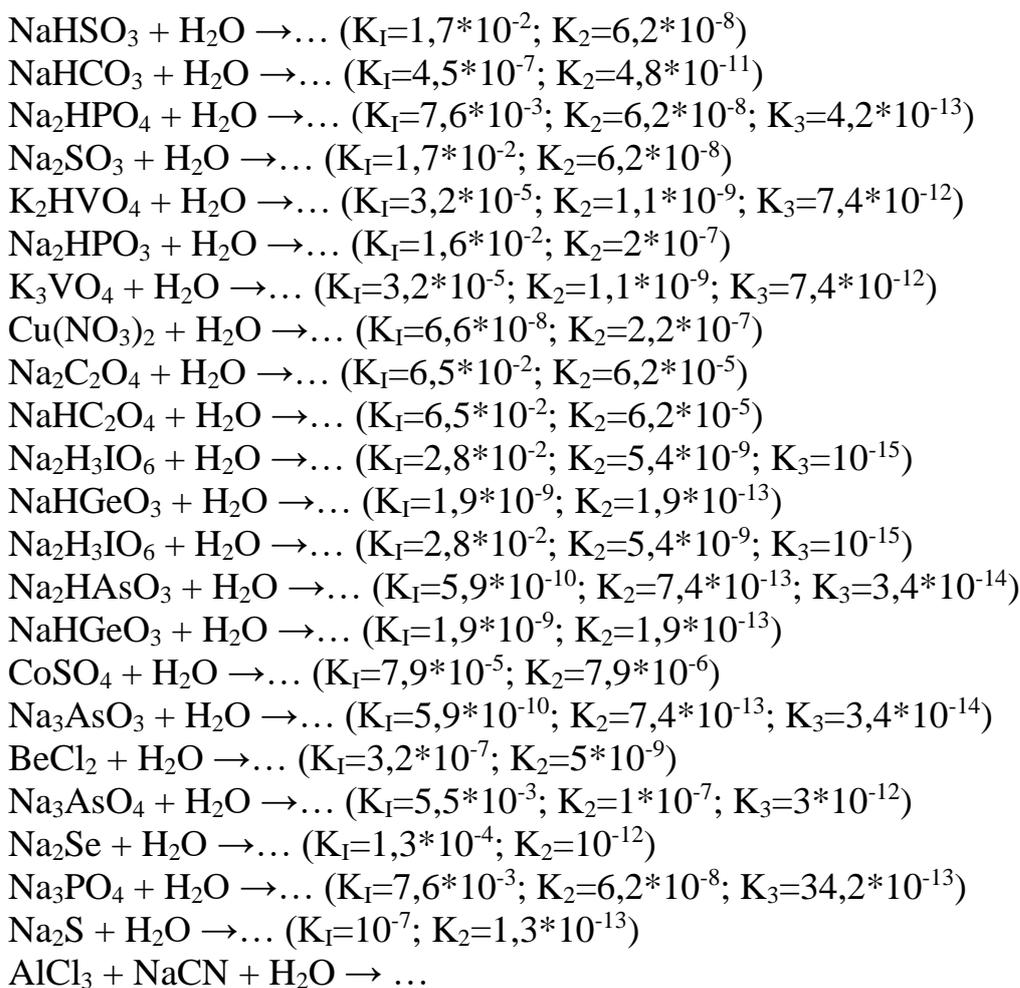
Опишіть будову методом МО:  $\text{O}_2^+$ ,  $\text{O}_2, \text{O}_2^-$ ,  $\text{O}_2^{2-}$   $\text{NO}^+$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}^-$

Завершіть реакцію методом електронно-іонного балансу:





Напишіть іонне і молекулярне рівняння гідролізу:



Кожен здобувач освіти має дотримуватися [Кодексу академічної доброчесності і корпоративної етики](#). За порушення академічної доброчесності при виконанні завдань курсу відповідний елемент буде оцінений у 0 балів.

## Список рекомендованих джерел

### Основна література

1. Greenwood N.N., Earnshaw A. Chemistry of the elements, 2th ed., School of Chemistry University of Leeds, U.K., V. 1,2, 2008.
2. Inorganic Chemistry. D.F. Shriver P.W. Atkins. Oxford University V. 1,2 (V. 1,2, 2004).
3. Розанцев Г. М., Радіо С. В., Неділько С. А. Будова атома та періодичність: навч. посіб. (для здобувачів вищої освіти СО «Бакалавр» напряму підготовки «Хімія»). 2-ге вид., доп. Вінниця: ДонНУ імені Василя Стуса, 2017. 162 с. [Будова атома та періодичність. Навчальний посібник](#)
4. Г.М. Розанцев, С.А. Неділько, С.В. Радіо Будова атома та періодичність: навчальний посібник (для студентів ОКР «Бакалавр» напряму підготовки «Хімія») Навч. посіб. з грифом МОН / Донецьк: ДонНУ, 2014. – 172 с. [Будова атома та періодичність](#)
5. Неділько С. А., Попель П. П. Загальна і неорганічна хімія: задачі та вправи. Київ: Либідь, 2001. 400 с.
6. Левітин Є.Л., Бризицька А.М., Ключова Р.Г. Загальна та неорганічна хімія., Харків: НФаУ: Золоті сторінки. 2017, 512с.
7. Панасенко О.І., Васелига-Дерибас М.Д., Буряк В.П. Загальна хімія., Запоріжжя, 2015, 422с.
8. Кириченко В.І., Загальна хімія, 2005, 639с.
9. Романова Н.В., Загальна та неорганічна хімія, Ірпінь, 2007, 208с.

### Допоміжна література

1. Панасенко О. І. Загальна хімія: підручник. Запоріжжя: Вид-во ЗДМУ, 2015. 422 с.
2. Levitin Ye. Ya., Antonenko O. V., Brizitskaya A. M., Vedernikova I. A., Roy I. D., Turchenko N. V., Koval A. A., Kriskyv O. S., Katrechko Ye. A. Laboratory Practicum in general and inorganic chemistry. I Module. Харків: Вид-во. Типографія «ЕСЕН», 2014р. 87 с.
3. Advanced Inorganic Chemistry F. A. Cotton, G.Wilkinson, Interscience Publishers Adivision of John Wiley Sons 1969. 496 p.)
4. L. Pauling, General Chemistry: San Francisco, (1970. 943 p.)

### Інформаційні ресурси в Інтернет

1. The American Chemical Society. URL: <http://pubs.acs.org/about.html>
2. AIP Publishing. URL: <http://journals.aip.org/>
3. American Mathematical Society. URL: <http://www.ams.org/journals/>
4. APS Journals. URL: <http://publish.aps.org/browse.html>

1. BMC, research in progress. URL: <http://www.biomedcentral.com/>
2. Cambridge Core. URL: <http://journals.cambridge.org/action/login>
3. ScienceDirect. Physical Sciences and Engineering. URL: <http://www.sciencedirect.com/>
4. EBSCO Information Services Product & Services. URL: <http://search.ebscohost.com/>
5. ScienceDirect. Physical Sciences and Engineering. URL: <http://www.sciencedirect.com/>
6. IOPScience. URL: <http://www.iop.org/EJ/main/-list=current/>
7. JSTOR. URL: <http://www.jstor.org/>
8. Metapress. URL: <http://www.metapress.com/>
9. Nature Journal. URL: <http://www.nature.com/siteindex/index.html>
10. OSA Publishing. URL: <http://www.opticsinfobase.org/>
11. Oxford Academic. URL: [http://www.oxfordjournals.org/our\\_journals/](http://www.oxfordjournals.org/our_journals/)
12. Royal society of chemistry. URL: <http://www.rsc.org/Publishing/Journals/Index.asp>

Викладач, завідувач кафедри

Георгій ПОЖАНЦЕВ

**Погоджено:**

В. о. декана факультету

Галина ТАРАДИНА

Гарант освітньої програми

Світлана ЖИЛЬЦОВА

Рекомендовано рішенням кафедри фундаментальної та прикладної хімії  
Протокол №19 від 12 червня 2025 р.