

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
по організації самостійної роботи студентів
при вивченні дисципліни

«ЗАГАЛЬНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ»

для студентів III курсу ГМІ,
які навчаються за інтегрованим робочим навчальним планом.

Напрямок підготовки – «Гідрометеорологія»
Рівень підготовки - бакалавр

Одеса – 2013

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
по організації самостійної роботи студентів
при вивченні дисципліни

«ЗАГАЛЬНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ»

для студентів III курсу ГМІ,
які навчаються за інтегрованим робочим навчальним планом.

Напрямок підготовки – «Гідрометеорологія»
Рівень підготовки - бакалавр

«Затверджено»
методичною комісією ГМІ
протокол № 7 від «13» травня 2013 р.

Одеса – 2013

Методичні вказівки по організації самостійної роботи студентів при вивченні дисципліни «ЗАГАЛЬНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ» для студентів III – го курсу гідрометеорологічного інституту, які навчаються за інтегрованим робочим навчальним планом; напрям підготовки – «Гідрометеорологія», рівень підготовки - бакалаври. / Ганін Е.В., Васильєва М.Г. – Одеса, ОДЕКУ, 2013. – 39 с.

ЗМІСТ

1. Загальна частина.....	4
1.1. Мета і завдання дисципліни.....	4
1.2. Перелік тем лекційного курсу, практичних та лабораторних занять.....	5
1.2.1. Перелік тем лекційного курсу.....	5
1.2.2. Перелік тем практичних занять	7
1.2.3. Перелік тем лабораторних занять	8
1.3. Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Загальна та колоїдна хімія».....	9
1.4. Перелік знань та умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Загальна та колоїдна хімія».....	10
1.5. Перелік і графік контрольних заходів поточного контролю знань та умінь студентів.....	11
2. Організація самостійної роботи по виконанню завдань по СРС.....	13
2.1. Перелік завдань на самостійну роботу.....	13
2.2. Перелік питань з теоретичного і практичного курсів дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» та поради щодо їх самостійного вивчення з указівкою на літературу.....	14
3. Організація поточного, семестрового та підсумкового контролю рівня знань та вмінь студентів.....	28
4. Наукова робота студентів.....	32
5. Додатки.....	35

1. Загальна частина

1.1. Мета і завдання дисципліни.

Дисципліна «Загальна та колоїдна хімія» є навчальною дисципліною, яка викладається для студентів III-го курсу ГМІ, що навчаються за інтегрованим робочим навчальним планом; належить до циклу Б природничо-наукової підготовки та служить базою для подальшого більш поглибленого вивчення фахових дисциплін; напрям підготовки – 6.040105 «Гідрометеорологія», освітньо-кваліфікаційний рівень – бакалавр.

Мета дисципліни – формування у майбутніх фахівців – гідрометеорологів повного уявлення про теоретичні основи загальної та колоїдної хімії; сприяння розвитку у студентів широкого природно-наукового розуміння складних хімічних процесів, які виникають в гідросфері, атмосфері, літосфері та біосфері під впливом природних та антропогенних факторів; а головне – надати студентам цілісне світорозуміння на основі сучасних знань про будову та властивості хімічних сполук, закономірності перебігу хімічних та електрохімічних процесів, хімічні явища у колоїдно-дисперсних системах.

Дисципліна складається з двох частин: загальної хімії та колоїдної хімії. У першій частині розглядаються більш загальні питання та закономірності перебігу хімічних явищ. У другій частині приділяється увага вивчанню хімічних процесів у дисперсних системах.

Основні завдання дисципліни:

- дати майбутнім фахівцям сучасні уявлення про хімічну будову речовини та механізми її перетворення, хімічні властивості сполук у навколишньому середовищі, властивості розчинів та дисперсних систем;
- надати студентам сучасні уявлення про хімічні та електрохімічні процеси, що протікають між різними речовинами в атмосфері, гідросфері, літосфері та біосфері;
- ознайомити зі впливом природних та антропогенних факторів на хімічний склад та властивості речовин;
- ознайомити з принципами хімічних досліджень;
- навчити студентів застосовувати результати хімічних досліджень для оцінки стану навколишнього середовища;
- розширити природно-науковий та утворити сучасний професійний світогляд.

Читання даної дисципліни базується на попередньому вивченні студентами «Хімії», «Біології», «Гідрохімії», «Вищої математики», «Фізики», які вони вивчали у технікумі. Отримані знання та вміння надалі будуть використовуватися при вивченні наступних навчальних дисциплін:

«Гідрологічні розрахунки», «Гідродинамічні методи прогнозу погоди», «Геофізична гідродинаміка».

1.2. Перелік тем лекційного курсу, практичних та лабораторних занять

1.2.1. Перелік тем лекційного курсу.

Розділ 1. Предмет загальної хімії. Хімічна будова речовини.

Вступ. Ціль та завдання хімії, її задачі на сучасному етапі і подальші перспективи розвинення. Роль хімії у господарському розвитку України.

1.1. Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття: атом, елемент, молекула, іон, проста речовина, складна речовина, хімічна формула, хімічна реакція, рівняння хімічної реакції (основні типи). Атомна маса і масове число ізотопу. Ізотопний склад елемента. Відносна молекулярна маса. Кількість речовини. Моль. Число Авогадро. Молярна маса. Закон простих об'ємних відношень (Гей-Люссака). Закон Авогадро та слідства з нього.

1.2. Основні закони хімії. Закон збереження маси. Закон збереження енергії. Закон постійності складу. Закон кратних відношень. Закон еквівалентів.

1.3. Експериментальні методи визначення молекулярної маси газоподібної речовини. Універсальне рівняння стану газу, який об'єднує закони Бойля-Маріотта і Гей-Люссака. Рівняння Клапейрона-Менделєєва. Методи визначення атомної маси. Правило Дюлонга-Пті. Валентність.

1.4. Встановлення хімічної формули речовини. Формули прості та молекулярні. Стехіометричні розрахунки.

1.5. Періодичний закон Д.І.Менделєєва. Опис атома в квантовій механіці. Корпускулярно-хвильовий дуалізм. Квантові числа, що характеризують атомні орбіталі. Принцип Паулі і правило Гунда. Правила Клечковського. Багатоелектронні атоми. Електронні формули. Періодичний закон Д.І. Менделєєва і будова електронних оболонок атомів. Періодична система елементів. Потенціали іонізації атомів, спорідненість атомів до електрона, ефективний атомний радіус, електронегативність, магнітні властивості атомів. Зв'язок атомних характеристик з електронною структурою. Вплив електронної будови атомів на властивості елементів.

1.6. Хімічний зв'язок та будова молекул. Хімічна будова речовини в конденсованому стані. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків. неполярний та полярний ковалентний зв'язок. Механізм утворення, напруженість та насиченість ковалентного зв'язку. Гібридизація атомних електронних орбіталей. Метод МО. Донорно-акцепторний зв'язок у комплексних іонах. Іонний зв'язок. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок.

Міжмолекулярна взаємодія. Сили Ван-дер-Вальса. Типи кристалічних ґраток. Агрегатний стан речовини.

1.7. Основні класи та номенклатура неорганічних сполук. Їх фізичні та хімічні властивості. Комплексні сполуки.

Розділ 2. Загальні закономірності хімічних процесів.

2.1. Енергетика хімічних процесів. Повна і внутрішня енергія системи. Тепловий ефект реакції і ентальпія системи як функція її стану. Ентальпія утворення речовин. Закон Гесса, слідства з нього. Термохімічні розрахунки. Ентропія як міра упорядкованості. Енергія Гіббса (ізобарно-ізотермічний потенціал системи) та спрямованість хімічних процесів.

2.2. Кінетика хімічних процесів. Швидкість хімічної реакції в гомогенних та гетерогенних системах. Закон діючих мас. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин. Вплив температури та природи реагуючих речовин. Правило Вант-Гоффа. Енергія активації. Каталіз. Ланцюгові реакції.

2.3. Спрямованість хімічних процесів. Оборотної та необоротні реакції. Хімічна рівновага. Принцип Ле-Шательє. Вплив концентрації, тиску, температури на стан рівноваги. Константа хімічної рівноваги та її зв'язок зі зміною значення енергії Гіббса.

Розділ 3. Розчини.

3.1. Загальні властивості розчинів. Розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді. Закон Генрі. Закон Генрі-Дальтона. Розчини. Насичені, ненасичені і перенасичені розчини. Способи вираження концентрацій у розчинах. Властивості розбавлених розчинів неелектролітів. Осмотичний тиск у розчинах. Закон Вант-Гоффа. Закони Рауля.

3.2. Рівноваги у розчинах електролітів. Теорія електролітичної дисоціації (С.Арреніуса). Ступінь дисоціації, сила електролітів. Константа дисоціації. Властивості кислот, основ, амфотерних гідроксидів та солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації. Рівновага у розчинах слабких електролітів; закон розбавлення Оствальда. Добуток розчинності. Активність іонів у концентрованих розчинах сильних електролітів.

3.3. Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води та водневий показник (рН). Буферні розчини. Гідроліз солей. Вплив гідролізуючих солей на рН розчинів.

Розділ 4. Електрохімічні процеси.

4.1. Окисно-відновні процеси у розчинах електролітів. Основні окисники та відновники.

4.2. Електродний потенціал. Гальванічний елемент. Просторовий розподіл процесів окислення і відновлення в гальванічному елементі. Водневий електрод. Стандартні електродні потенціали. Ряд електрохімічних

потенціалів металів. Рівняння Нернста. Концентраційний гальванічний елемент. Спрямованість окисно-відновних реакцій.

4.3. Електроліз. Закони Фарадея. Електроліз водних розчинів електролітів.

4.4. Електрохімічна корозія металів.

Розділ 5. Основи колоїдної хімії.

5.1. Гетеродисперсні системи. Фізико-хімічні властивості гетеродисперсних систем.

5.2. Поверхневі явища у гетеродисперсних системах. Сорбція, молекулярна адсорбція. Поверхнево-активні та поверхнево-інактивні речовини.

5.3. Електрокінетичні властивості дисперсних систем. Будова міцели. Стійкість та руйнування колоїдно-дисперсних систем. Поріг коагуляції. Правило Шульце – Гарді. Електрофорез.

Загальний обсяг годин, що відведений на лекційний курс – 34 години; СРС – 7 годин на підготовку до лекцій + 5 годин на підготовку до контрольної роботи змістовного лекційного модулю «ЗМ – Л1».

Разом: Лекції – 34 години; СРС – 12 годин.

1.2.2. Перелік тем практичних занять

№1 «Основні закони хімії. Стехіометричні розрахунки. Періодичний закон ім. Д. І. Менделєєва та періодична система елементів.»

№2 «Будова електронних оболонок атомів. Електронні формули та електронно-графічні конфігурації. Природа хімічного зв'язку та будова молекул.»

№3 «Термодинаміка хімічних реакцій. Ентальпія утворення речовин. Закон Гесса, слідства з нього. Термохімічні розрахунки. Ентропія як міра упорядкованості. Енергія Гіббса (ізобарно-ізотермічний потенціал системи) та спрямованість хімічних процесів.»

№4 «Хімічна рівновага, її ознаки. Константа хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Швидкість хімічної реакції у гомогенних та гетерогенних системах. Закон діючих мас. Правило Вант-Гоффа.»

№5 «Розрахунки концентрації та колігативні властивості розчинів.»

№6 «Теорія електролітичної дисоціації. Гідроліз солей. Константа гідролізу, ступень гідролізу. Вплив гідролізу на водневий показник (рН) розчинів.»

№7 «Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Властивості основних окисників та відновників. Еквівалент речовини в окисно-відновних

реакціях. Визначення можливості самовільного перебігу окисно-відновних реакцій.»

№8 «Будова міцели. Стійкість та коагуляція колоїдних розчинів. Явище електрофорезу у колоїдних розчинах.»

Загальний обсяг годин, що відведений на виконання практичних занять – 17 годин; СРС – 16 годин на підготовку до практичних занять + 5 годин на підготовку до контрольної роботи – практичного змістовного модулю «ЗМ – П1».

Разом: Практичні заняття – 17 годин; СРС – 21 година.

1.2.3. Перелік тем лабораторних робіт

Лабораторна робота №1 «Техніка безпеки та загальні правила роботи в хімічній лабораторії. Зважування на технохімічних та аналітичних терезах.»

Лабораторна робота №2 «Визначення еквіваленту металу методом витиснення ним водню з розчину кислоти.»

Лабораторна робота №3 «Визначення теплових ефектів хімічних реакцій.»

Лабораторна робота №4 «Вивчення впливу різних факторів на хімічну рівновагу та на швидкість хімічних реакцій.»

Лабораторна робота №5 «Приготування розчинів заданої концентрації. Різні способи вираження концентрації отриманого розчину.»

Лабораторна робота №6 «Іонні реакції. Гідроліз солей. Вивчення впливу гідролізу солей на рН розчину. Використання різних індикаторів для визначення водневого показника.»

Лабораторна робота №7 «Вивчення окисно-відновних реакцій у розчинах електролітів. Складання рівнянь ОВР методом електронно-іонного балансу.»

Лабораторна робота №8 «Методи одержання колоїдних розчинів та вивчення їх стійкості. Визначення порогу коагуляції.»

Лабораторні роботи – 34 годин; СРС – 30 годин на підготовку до лабораторних робіт + 5 годин на підготовку до практичного (лабораторного) модулю «ЗМ – П2».

Разом: Лабораторні роботи – 34 години; СРС – 35 годин.

1.3. Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Загальна та колоїдна хімія»

ОСНОВНА

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. – Київ.: Перун, 1998 р. – 480 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Учебное пособие для вузов. /Под ред. В.А. Рабиновича./- Л.: Химия, 1985г. – 720 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебн. пособие для вузов/ Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной – Л., Химия, 1988 г. – 272с.
4. Кононський О.І. Фізична і колоїдна хімія. Підручник. – Київ.: Центр учбової літератури, 2009 р. – 312с.
5. Воюцкий С.С. Курс коллоидной химии – М.:Химия, 1975 г. – 512 с.
6. Ганін Е.В., Герасименко Г.І., Васильєва М.Г. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» для студентів III – го курсу, напрям підготовки – «Гідрометеорологія» (інтегрований робочий навчальний план підготовки) – Одеса, ОДЕКУ, 2010 р. – 133 с.
7. Ганін Е.В., Костік В.В., Шевченко В.Ф. Збірник методичних вказівок до практичних занять з дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» для студентів I та III курсів Гідрометеорологічного інституту Одеського державного екологічного університету, напрям підготовки – «Гідрометеорологія» – Одеса, ОДЕКУ, 2004 р. – 114 с.

Додаткова

8. Калічак Я.М., Кінджибало В.В., Котур Б.Я., Миськів М.Г., Сколоздра Р.В. Хімія. Задачі, вправи, тести. – Львів, «Світ», 2001. – 250с.
9. Киреев В.А. Краткий курс физической химии – М.: «Химия», 1970 г. – 638 с.
10. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс . Навчальний посібник. – Одеса: „ТЕС”, 2009р. – 304 с.
11. Полинг Л. Общая химия – М.: Мир, 1974 г. – 584с.
12. Ахметов Б.В., Новиченко Ю.П., Чапурин В.И. Физическая и коллоидная химия – Л.: Химия, 1986г. – 320с.
13. Хомченко И.Г. Общая химия – М.: Химия, 1987 г. – 464 с.
14. Ахметов Н.С. Неорганическая химия – М.: Высшая школа, 1980 г. – 320 с.
15. Некрасов Б.В. Основы общей химии – М.: Химия, 1973 г. – 656 с.

Посібники та підручники є в наявності в бібліотеці ОДЕКУ, методичні вказівки до виконання лабораторних робіт та практичних занять є у достатній кількості на кафедрі хімії навколишнього середовища.

1.4. Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Загальна та колоїдна хімія»

Засвоєння дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» повинне сприяти розвитку у студентів широкого природничо-наукового розуміння проблем раціонального використання водних ресурсів та повітряного басейну а також складних хімічних процесів, які виникають у гідросфері та біосфері під впливом природних та людських факторів, вмінню грамотно застосовувати знання про хімічний склад речовин.

Після вивчення дисципліни студент повинен знати:

- Предмет і об'єкти, які вивчає загальна та колоїдна хімія.
- Місце хімії серед природних дисциплін, її значення в науці, промисловості та житті сучасного суспільства.
- Основні поняття і закони загальної хімії.
- Основні квантово-механічні уявлення про будову атомів, молекул та утворення хімічних зв'язків.
- Основні класи неорганічних речовин, їх властивості, номенклатуру та способи отримання.
- Основи хімічної термодинаміки; енергетику хімічних процесів, закони перебігу хімічних реакцій, хімічні кінетику та рівновагу.
- Хімічні властивості розчинів та закони розчинності різних речовин; основні поняття про теорію електролітичної дисоціації.
- Властивості розчинів електролітів та неелектролітів.
- Гідроліз солей у водних розчинах; вплив гідролізу на водневий показник (рН) розчину.
- Електрохімічні процеси.
- Основні типи, номенклатуру, будову та властивості комплексних сполук.
- Основні поняття про колоїдні розчини і методи їх добування, молекулярно-кінетичні властивості колоїдних розчинів, оптичні властивості колоїдних систем, електричні властивості ліофобних колоїдних систем і коагуляцію.
- Загальну характеристику розчинів високомолекулярних сполук, гелів, емульсій, пін та аерозолів.
- Основні методи вивчення властивостей хімічних речовин.

- Роль хімії у вирішенні екологічних проблем.
- Основні положення техніки безпеки при роботі з хімічними сполуками.

Основні вміння, які отримує студент:

- Використовувати основні закони хімічної стехіометрії.
- Складати рівняння типових хімічних реакцій.
- Розв'язувати розрахункові завдання загальної та колоїдної хімії.
- Складати електронні формули та електронно-графічні конфігурації багатоелектронних атомів.
- Визначати найбільш ймовірні властивості речовин на основі їх елементного складу і структури.
- Визначати тепловий ефект хімічної реакції та ймовірність її перебігу у напрямку прямої або зворотної реакції.
- Визначати швидкість хімічної реакції та врахувати вплив різних факторів на швидкість та рівновагу системи.
- Практично застосувати закон дії мас при аналізі рівноважних систем природних вод (води суші, океанів та атмосферних опадів).
- Розрахувати концентрації та визначати властивості розчинів для оцінки хімічного складу атмосферних та інших природних вод і фізико-хімічних процесів, які протікають.
- Застосувати знання про гідроліз солей при визначенні водневого показника розчинів.
- Складати рівняння окисно-відновних реакцій та визначати ймовірність їх перебігу за наявності великої кількості окисно-відновних процесів, які одночасно проходять у природному середовищі.
- Застосувати знання про закономірності утворення структурних одиниць колоїдних систем (міцел) та їх властивості, тому що в атмосфері, літосфері, біосфері та гідросфері речовини знаходяться частіше у колоїдно-дисперсній фазі.
- Користуватися лабораторними приладами та фізико-хімічною апаратурою.
- Застосувати теоретичні знання з хімії для глибокого розуміння закономірностей розвитку навколишнього середовища.

1.5. Перелік і графік контрольних заходів поточного контролю знань та вмінь студентів

Загальний обсяг навчального часу, що припадає на вивчення дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» визначається освітньо-професійною програмою бакалавра та складається з: 34 год. – лекції, 17

год. – практичні заняття, 34 год. – лабораторні роботи, 68 год. – самостійна робота студентів (СРС), 22 год. – іспит; усього: 175 год.

Окремою заліковою одиницею введений науковий модуль у відповідності до *Положення про врахування науково-дослідної роботи студента у кредитно-модульній системі організації навчального процесу в ОДЕКУ, затвердженого 25.01.07.*

Контроль поточних знань здійснюється на основі:

1. усного опитування на лекційних, практичних та лабораторних заняттях (УО),
2. виконанні письмових контрольних робіт (КР): 1-го лекційного (теоретичного– «ЗМ-Л1») та 2-х практичних модулів («ЗМ-П1» та «ЗМ-П2»),
3. складання протоколів лабораторних робіт (ЛР),
4. розв'язання задач у присутності викладача в аудиторії (РЗ) та виконання завдань біля дошки (КЗ),
5. двох атестацій,
6. у кінці 5 семестру – іспит.

Структура дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» складена згідно із затвердженим навчальним планом:

- загальна кількість кредитів ECTS – 5+1 (науковий);
- кількість залікових одиниць - 2;
- модулі – 1 лекційний, 2 практичні (з практичних та лабораторних занять), наукової роботи (окрема залікова одиниця);
- загальна кількість змістовних модулів – 3.

Графік контрольних заходів з дисципліни «Загальна та колоїдна хімія»

№ тижня	Контрольний показник та вигляд занять, на яких буде проведений контроль		
	Теоретична частина	Практичні заняття	Лабораторні роботи
1	2	3	4
1			
2	УО	КЗ; РЗ	ЛР
3	УО		
4	УО	УО, КЗ, РЗ	УО, РЗ, КЗ, ЛР
5	УО		
6	УО	УО, КЗ, РЗ	УО, РЗ, КЗ, ЛР

1	2	3	4
7	Ат. 1		
8	УО	КР (ЗМ-П1)	УО, РЗ, КЗ, ЛР
9	УО		
10	УО	УО, КЗ, РЗ	УО, РЗ, КЗ, ЛР
11	УО		
12	УО	УО, КЗ, РЗ	УО, РЗ, КЗ, ЛР
13	УО		
14	УО, Ат. 2	УО, КЗ, РЗ	УО, РЗ, КЗ, ЛР
15	КР (ЗМ-Л1)		
16	УО	УО, КЗ, РЗ	КР (ЗМ-П2), ЛР
17	УО		

Умовні позначки:

УО — усне опитування під час практичних, лабораторних або лекційних занять;

Ат – атестація студентів;

РЗ — розв'язання задач під наглядом викладача в обчислювальному класі;

КР — письмова контрольна робота;

ЗМ — змістовний модуль.

КЗ – виконання завдання біля дошки;

ЛР – виконання лабораторної роботи та підготовка протоколу;

2. Організація самостійної роботи по виконанню завдань для СРС

2.1. Перелік завдань на самостійну роботу

Згідно з «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ» від 29.03.2004р. (зі змінами та доповненнями, затвердженими 27.04.2006р.) завдання до СРС з дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» для студентів III-го курсу ГМІ, які навчаються за інтегрованим робочим навчальним планом (напрямок підготовки – 6.040105 «Гідрометеорологія», освітньо-кваліфікаційний рівень – бакалавр), надані у вигляді вивчення певних розділів теоретичного матеріалу а також підготовки до теоретичного та 2-х практичних змістовних модулів.

Успішне вивчення курсу дисципліни може бути тільки при систематичній самостійній роботі студента та обов'язково повинне проводитись з виконанням вправ та розв'язанням тематичних задач.

Вказівки щодо послідовності вивчення теоретичного матеріалу включають перелік питань до кожної з тем, на які необхідно звернути особливу увагу, а також поради щодо їх самостійного вивчення з указівкою на літературу.

Для успішного засвоєння теоретичного матеріалу необхідно вести конспект лекцій, в якому в лаконічній формі та суворій послідовності викладені питання теоретичного змістовного модулю «ЗМ-Л1». Крім конспекту лекцій для вивчення програмного матеріалу можливо самостійно користуватись основною та додатковою літературою, за допомогою якої слід проробляти дані розділи. Після ретельного вивчення теоретичного матеріалу з певного розділу лекційного курсу треба попрацювати над виконанням тематичних вправ та вирішуванням задач, які ілюструють практичне використання теоретичних знань – це має розвинути у студента певні навички та вміння а також допоможе підготуватися до виконання практичних змістовних модулів («ЗМ-П1» та «ЗМ-П2»).

2.2. Перелік питань з теоретичного та практичного курсів дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» та поради щодо їх самостійного вивчення з указівкою на літературу, в якій можна знайти необхідний матеріал.

2.2.1. Для самостійної підготовки з теоретичної частини курсу дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» студенту необхідно вивчити лекційні розділи 1-5.

Після вивчення **розділу 1 «Предмет загальної хімії. Хімічна будова речовини»** студенти повинні знати:

- Предмет загальної хімії, її зв'язок з іншими природничими науками. Основна література [1, с.8-11; 2, с.11-14], додаткова література [10, с.9].
- Атомно-молекулярне вчення, як фундамент сучасної хімії. Основні поняття в хімії: атом, елемент, молекула, іон, проста речовина, складна речовина, хімічна формула, хімічна реакція, рівняння хімічної реакції (основні типи). Ізотопний склад елемента. Відносну атомну масу, відносну молекулярну масу сполуки, масове число ізотопу. Основна література [1, с.12-18; 2, с.14-20], додаткова література [10, с.10-21].
- Основні закони хімії. Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро та слідства з нього. Число Авогадро. Закон збереження маси (М. В. Ломоносова – А. Лавуаз'є). Закон збереження енергії (А. Ейнштейна). Закон постійності складу (Ж. Пруста). Закон кратних відношень (Д. Дальтона). Основна література [1, с. 18-19; 2, с. 20-26;], додаткова література [10, с. 22-25].
- Закон еквівалентів [1, с.20-21; 2, с.29-31], додаткова література [10, с. 25-28].
- Експериментальні методи визначення молекулярної маси газоподібної речовини: найпоширеніший метод визначення молекулярних мас речовин, який ґрунтується на законі Авогадро; універсальне рівняння стану газу, який об'єднує закони Бойля-Маріотта і Гей-Люссака;

рівняння Клапейрона-Менделєєва. Методи визначення атомної маси. Правило Дюлонга-Пті. Валентність. Основна література [1, с. 21-24; 2, с. 31-35;], додаткова література [10, с. 28-36].

- Встановлення хімічної формули речовини. Формули прості та молекулярні. Стехіометричні розрахунки. Основна література [1, с. 24-27; 2, с. 43-45;].
- Періодичний закон Д.І.Менделєєва у сучасному формулюванні. Розвиток періодичного закону ім. Д.І. Менделєєва і будову атому в квантовій механіці. Основна література [1, с.32-40; 2, с.46-70], додаткова література [10, с. 71-74; 88-92].
- Квантові числа, що характеризують атомні орбіталі. Принцип Паулі і правило Гунда. Правила Клечковського. Електронні формули багатоелектронних атомів. Основна література [1, с.36-51; 2, с.71-95], додаткова література [10, с. 75-77; 80-84].
- Потенціали іонізації атомів, спорідненість атомів до електрона, ефективний атомний радіус, електронегативність, магнітні властивості атомів. Зв'язок атомних характеристик з електронною структурою. Основна література [1, с.52-63; 2, с.95-97], додаткова література [10, с. 93-96].
- Ізотопи. Радіоактивність (природна та штучна). Основна література [1, с.63-71; 2, с.98-108].
- Ковалентний зв'язок (полярний та неполярний). Насиченість та напрямленість ковалентного зв'язку. Метод валентних зв'язків. Гібридизацію електронних орбіталей. Основна література [1, с.72-88; 2, с.117-135], додаткова література [10, с. 98-104].
- Іонний зв'язок. Поняття про ступінь окислення. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок. Сили міжмолекулярної взаємодії. Агрегатний стан речовини. Основна література [1, с.97-110; 2, с.143-157] додаткова література [10, с. 106-110].
- Класифікацію, номенклатуру, властивості та способи отримання неорганічних сполук. Основна література [1, с.134-146; 2, с.37-45], додаткова література [10, с. 113-144].
- Основні властивості, будову, класифікацію та номенклатуру комплексних сполук. Основні положення теорії Вернера. Природу хімічного зв'язку в комплексних сполуках, їх просторову будову та ізомерію. Основна література [1, с.355-367; 2, с.563-586].

Студенти повинні вміти:

- Розрахувати молярну масу речовини та кількість речовини (моль); виявити валентність елемента; встановити хімічну формулу (просту та молекулярну) за відсотковим складом речовини або, навпаки, відсотковий склад речовини за хімічною формулою; встановити

молекулярну формулу газоподібної речовини, використовуючи основні газові закони; стехіометричні розрахунки. Основна література [3, с.11-28;], додаткова література [10, с. 38-48; 51-55].

- Розраховувати фактор еквіваленту речовини, молярну масу еквіваленту речовини, об'єм еквіваленту газоподібної речовини, вирішувати задачі з використанням закону еквівалентів. Основна література [3, с.7-10], додаткова література [10, с. 48-51].
- Скласти електронні формули та електронно-графічні конфігурації багатоелектронних атомів, визначати їх положення в періодичній системі, їхні властивості, валентні електрони, квантові числа електронів, можливість утворення оксидів та гідроксидів даного елементу і прогнозувати їх властивості. Основна література [3, с.40-47], додаткова література [8, с.24-34; 10, с. 80-87].
- Визначати тип хімічного зв'язку, геометричну структуру молекул, тип гібридизації атомних орбіталей, поляризацію іонів. Основна література [3, с.53-72], додаткова література [8, с.35-43; 10, с. 110-112].
- Написати рівняння хімічних реакцій, які ілюструють властивості основних класів неорганічних сполук та способи їх утворення. Дати назву неорганічній сполуці згідно з Міжнародною номенклатурою ІУРАК, написати її графічну та хімічну формули. Основна література [3, с.29-39], додаткова література [10, с. 113-144].
- Визначати зовнішню та внутрішню (координаційну, комплексну) сфери в комплексній сполуці, комплексоутворювач (його координаційне число та ступінь окислення), ліганди (їх дентантність та ступінь окислення). Давати назву комплексній сполуці згідно з номенклатурою та визначати її тип. Писати реакції дисоціації комплексної сполуки по ступенях, визначати константу нестійкості комплексного іону. Основна література [3, с.196-211].

Питання та завдання до самоконтролю студентів після вивчення розділу 1

1. Що таке кількість речовини? В яких одиницях виражають цю величину?
2. Укажіть молярну масу сульфатної кислоти (г\моль):
А. 58; Б. 68; В. 78; Г. 98.
3. Поясніть, чим хімічний елемент відрізняється від простої речовини?
4. Які розрахунки можна зробити, знаючи формулу хімічної сполуки?
5. Які основні закони хімії ви знаєте?
6. Виберіть формулювання закону Авогадро:
А. «В однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул»

Б. «Об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться один до одного й до об'ємів газуватих продуктів реакції як невеликі цілі числа»

В. «Загальна маса речовин, які вступили в хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, які утворились в результаті реакції»»

Г. «Якісний і кількісний склад речовин молекулярної будови завжди сталий і не залежить від місцезнаходження та способів добування»

7. Обчисліть об'єм азоту (л) (н.у.), який необхідний для добування амоніаку об'ємом 6 літрів.

8. Розрахуйте в грамах масу однієї молекули SO_2 .

9. Речовина складається (по масі) з 26, 53% калію, 35,37% хрому та 38,10% кисню. Складіть просту формулу речовини.

Приклад розрахунку:

$$\omega(\text{K}) = 26, 53\%$$

$$\omega(\text{Cr}) = 35,37\%$$

$$\omega(\text{O}) = 38,10\%$$

$$\text{K}_x\text{Cr}_y\text{O}_z - ?$$

Рішення:

$$x:y:z = \frac{26,53}{A(\text{K})} : \frac{35,37}{A(\text{Cr})} : \frac{38,10}{A(\text{O})} = \frac{26,53}{39} : \frac{35,37}{52} : \frac{38,10}{16} = 0,68:0,68:2,38 = 1:1:3,5 = 2:2:7.$$

Відповідь: проста формула речовини - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

10. Сформулюйте закон еквівалентів. За яких умов справедливий закон еквівалентів?

11. Як розрахувати фактор еквіваленту простої речовини та складних речовин (оксидів, гідроксидів, кислот, середніх солей, кислих солей, основних солей)?

12. Фактор еквіваленту є постійною чи змінною величиною?

13. Як розрахувати молярну масу еквіваленту речовини, об'єм еквіваленту газоподібної речовини?

14. На нейтралізацію 2,45г кислоти потрібно витратити 2г гідроксиду натрію (NaOH). Визначити молярну масу еквіваленту кислоти.

15. При взаємодії 5,95г деякої речовини з 2,75г соляної кислоти (HCl) отримали 4,4г солі. Розрахуйте молярні маси еквіваленту цієї речовини та солі, яку отримали.

16. Як змінюються металічні та неметалічні властивості елементів по періоду в системі Д.І. Менделєєва? Як змінюються металічні та неметалічні властивості елементів по групі в системі Д.І. Менделєєва?

17. За електронною формулою атома виберіть елемент, який утворює просту речовину, для якої характерні властивості типового металу

А. $1s^2 2s^2 2p^6$; Б. $1s^2 2s^2 2p^4$; В. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; Г. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

18. Напишіть електронно-графічну конфігурацію та електронну формулу атома елемента, заряд ядра якого дорівнює + 28. Укажіть його положення у системі ім. Д.І. Менделєєва. До якого сімейства (–s,

- p, d, f) належить цей елемент? Для кожного з валентних електронів напишіть значення 4-х квантових чисел.
- 19.Що таке електронегативність елементу?
 - 20.Які типи хімічного зв'язку ви знаєте?
 - 21.Як утворюється ковалентний зв'язок (неполярний та полярний)?
 - 22.В чому сутність методу валентних зв'язків?
 - 23.Як утворюється іонний зв'язок?
 - 24.Установіть відповідність між рядком сполук та типом хімічного зв'язку: 1) іонний зв'язок; 2) ковалентний полярний зв'язок; 3) ковалентний неполярний зв'язок.
 А. N_2 , O_2 , H_2 ; Б. FeO , CO_2 , $AlCl_3$;
 В. Na_2O , KCl , $NaBr$; Г. HCl , HBr , H_2O .
 - 25.Опишіть просторову будову молекули $MgCl_2$. Вкажіть тип гібридизації атомних орбіталей центрального атома.
 - 26.Яка залежність існує між типом кристалічних ґраток і хімічним зв'язком?
 - 27.Які основні класи неорганічних сполук ви знаєте?
 - 28.Як поділяють кислоти за їх окислювальною здатністю, за складом та за силою?
 - 29.Установіть відповідність між рядком сполук та типом оксидів: 1)основний оксид; 2)кислотний оксид; 3)амфотерний оксид; 4)пероксид.
 А. H_2O_2 ; Б. Na_2O ; В. Al_2O_3 ; Г. SO_3 .
 - 30.Установіть відповідність між рядком сполук та класом неорганічної речовини: 1)основа; 2)кислота; 3)оксид; 4)сіль.
 А. $NaOH$; Б. $CaCl_2$; В. HNO_3 ; Г. SO_3 .
 - 31.Наведіть приклади рівнянь реакцій, які підтверджують слабкі кислотні властивості таких амфотерних гідроксидів: $Be(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Cr(OH)_3$.
 - 32.Доведіть, що кислі солі виявляють деякі властивості кислот, а основні солі – деякі властивості основ.
 - 33.Дайте назву комплексній сполуці $[Pt(NH_3)_4]Br_2$. До якого типу вона належить? Вкажіть комплексоутворювач, його координаційне число, ступень окислення. Вкажіть ліганди, їх ступень окислення, дентантність.

2.2.2. Після вивчення розділу 2 «Загальні закономірності хімічних процесів» студенти повинні знати:

- Хімічну термодинаміку: поняття про хімічну систему, її параметри та функції; поняття про внутрішню енергію та ентальпію; перший закон термохімії, стандартні ентальпії утворення речовин, другий закон термодинаміки (закон Гесса) та наслідки з нього; поняття про ентропію;

формулу Больцмана; поняття про ізобарно-ізотермічний потенціал системи (енергію Гіббса); термохімічні розрахунки. Основна література [1, с.111-121; 2, с.158-162, 187-196], додаткова література [9, с. 178-233; 10, с. 148-162].

- Хімічну кінетику: поняття про швидкість хімічної реакції в гомогенній та гетерогенній системах; залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин – закон діючих мас; вплив температури та природи реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції – правило Вант-Гоффа, поняття про енергію активації та активований комплекс, рівняння Ареніуса; залежність швидкості реакції від тиску у гомогенній газовій системі; каталіз; ланцюгові реакції. Основна література [1, с.121-128; 2, с.163-175], додаткова література [10, с. 175-182].
- Хімічну рівновагу: оборотні та необоротні реакції, стан рівноваги, рівноважні концентрації, константа рівноваги, вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги – принцип ле-Шательє (вплив концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції, вплив температури та тиску на стан хімічної рівноваги). Основна література [1, с.129-133; 2, с.176-187], додаткова література [10, с. 182-187].

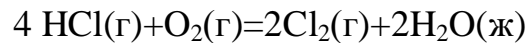
Студенти повинні вміти:

- Вирішувати хіміко-термодинамічні розрахунки, використовуючи закон Гесса та наслідки з нього; визначати термодинамічну можливість перебігу хімічної реакції. Основна література [3, с.73-83; 6, с.27-35; 7, с. 35-41], додаткова література [8, с. 44-47; 10, с. 163-168].
- Розраховувати швидкість хімічної реакції в гомогенній та гетерогенній системах та простежити вплив на неї зміни концентрації, температури та тиску, використовуючи закон діючих мас та правило Вант-Гоффа. Основна література [3, с.89-95; 6, с. 43-48; 7, с. 43-46], додаткова література [8, с. 47-55].
- Визначати напрямок зсуву хімічної рівноваги під впливом різних факторів у гомогенній та гетерогенній системах, використовуючи принцип ле-Шательє. Основна література [3, с.97-99; 6, с. 54-58; 7, с.48-49], додаткова література [8, с. 49-55; 10, с. 187-190].

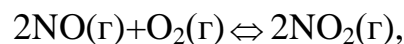
Питання та завдання до самоконтролю студентів після вивчення розділу 2

1. Що вивчає хімічна термодинаміка?
2. Що таке хімічна система? Якими термодинамічними функціями можна описати стан системи?
3. Охарактеризуйте гомогенну та гетерогенну системи.

4. Як змінюється ентропія системи в разі а) ускладнення молекул; б) зміни агрегатного стану речовини?
5. Що є критерієм напрямку самовільного перебігу реакції?
6. Чи можливе протікання у стандартних умовах цієї реакції?



7. Що вивчає хімічна кінетика?
8. Охарактеризуйте фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції.
9. Які чинники впливають на зсув стану хімічної рівноваги?
10. Реакція протікає по схемі: $\text{PCl}_5(\text{г}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$
 $\Delta H = +92,59 \text{ кДж/моль}$. Як треба змінити а) температуру, б) тиск, в) концентрацію вхідних речовин, щоб зсунути рівновагу у бік прямої реакції, тобто збільшити вихід хлору?
11. Визначте константу рівноваги для гомогенної системи:



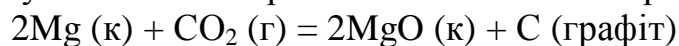
якщо концентрації реагуючих речовин у стані рівноваги:

$$[\text{NO}]_{\text{р.}} = 0,20 \text{ моль/л}; [\text{O}_2]_{\text{р.}} = 0,1 \text{ моль/л}; [\text{NO}_2]_{\text{р.}} = 0,1 \text{ моль/л}.$$

12. Розрахуйте як зміниться швидкість гомогенної газової реакції, якщо збільшити температуру від 120 до 200°C. Температурний коефіцієнт = 3.

Зрозуміло, що часу, відведеного на лекційне викладання теоретичного матеріалу з дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» достатньо на те, щоб в дуже стислій та лаконічній формі надати студентам уявлення про закони та принципи сучасної хімії. Тому велику роль у вивчанні хімії набуває самостійна робота студента, яка вимагає наполегливості. Самостійне вивчення деяких розділів потребує додаткових порад у рішенні задач та розрахункових завдань.

Завдання 1. Обчислити тепловий ефект (ΔH°) хімічної системи та напрямок її обміну тепловою енергією з навколишнім середовищем.



Розв'язання:

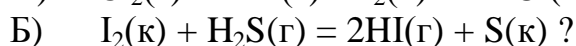
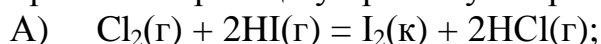
У таблиці довіднику (або у методичних вказівках) знайдемо стандартні ентальпії утворення речовин CO_2 та MgO ; стандартні ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю. $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ(\text{MgO}) = -601,8 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ(\text{Mg}) = 0 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ(\text{C}) = 0 \text{ кДж/моль}$.

Знайдемо стандартну ентальпію хімічної реакції, тобто її тепловий ефект за наслідком з закону Гесса:

$$\Delta H^\circ = 2 \Delta H^\circ(\text{MgO}) - \Delta H^\circ(\text{CO}_2) = 2 \cdot (-601,8) + 393,5 = -810,1 \text{ кДж/моль.}$$

Відповідь: тепловий ефект хімічної реакції $\Delta H^\circ = -810,1 \text{ кДж/моль}$. $\Delta H^\circ < 0$, тобто тепла енергія виділяється із системи у навколишнє середовище, за типом ця реакція екзотермічна.

Завдання 2. Чи можливо за стандартних умов (298K) мимовільне протікання реакції у прямому напрямку:



Розв'язання:

Щоб дати відповідь на перше питання необхідно у таблиці довіднику (або у методичних вказівках) знайти значення стандартних ізобарно-ізотермічних потенціалів утворення речовин:

$$\Delta G_{298}^0(\text{HI}) = -1,8 \text{ кДж/моль}; \Delta G_{298}^0(\text{HCl}) = -95,2 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298}^0(\text{H}_2\text{S}) = -33,8 \text{ кДж/моль};$$

для простих речовин ($\text{I}_2(\text{к})$, $\text{Cl}_2(\text{г})$, $\text{S}(\text{к})$) ΔG_{298}^0 дорівнює нулю.

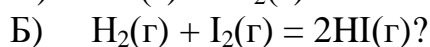
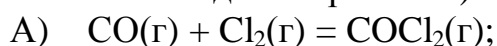
Розрахуємо значення ізобарно-ізотермічного потенціалу (енергії Гіббса) за стандартних умов для реакцій (1) і (2) відповідно:

$$\text{(А)} \Delta G_{298}^0 = -95,2 \cdot 2 - 1,8 \cdot 2 = -194,0 \text{ кДж/моль};$$

$$\text{(Б)} \Delta G_{298}^0 = 1,8 \cdot 2 - (-33,8) = 37,4 \text{ кДж/моль.}$$

Відповідь: Негативний знак $\Delta G_{298}^0(\text{А})$ вказує на можливість самовільного протікання реакції (А); позитивний знак $\Delta G_{298}^0(\text{Б})$ означає, що самовільне протікання реакції (Б) за стандартних умов неможливе.

Завдання 3. В якому напрямку відбудеться зсув хімічної рівноваги в системах, якщо при незмінній температурі збільшити тиск (зменшити об'єм газоподібних речовин):

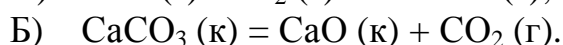
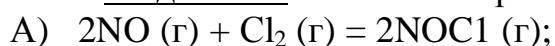


Розв'язання:

А) Протікання реакції у прямому напрямку приводить до зменшення загального числа молей газоподібних речовин, тобто до зменшення тиску в системі. Тому, відповідно до принципу ле-Шательє, підвищення тиску викликає зсув рівноваги у бік прямої реакції.

Б) Протікання, реакції не супроводжується зміною числа молей газоподібних речовин, тому й не приводить до зміни тиску. У цьому випадку зміна тиску не викликає зсуву хімічної рівноваги.

Завдання 4. Написати вираження закону діючих мас для реакцій:



Розв'язання:

А) Система гомогенна, газоподібна, тому: $V_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}} [\text{NO}]^2 \times [\text{Cl}_2]$.

Б) Оскільки карбонат кальцію – тверда речовина, концентрація якого не змінюється в ході реакції, вираження швидкості прямої реакції у даному випадку має вигляд: $V_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}}$, тобто швидкість реакції при зазначеній температурі постійна.

2.2.3. Після вивчення **розділу 3 «Розчини»** студенти повинні знати:

- Розчини та способи вираження їхнього складу; насичені та ненасичені розчини; коефіцієнт розчинності; розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді; закони Генрі та Генрі-Дальтона; різні способи вираження концентрації розчину. Основна література [1, с.147-154; 2, с.205-214], додаткова література [9, с. 295-297; 10, с. 193-197].
- Властивості розбавлених розчинів неелектролітів: осмос, закон Вант-Гоффа та закони Рауля; властивості розчинів електролітів: теорію електролітичної дисоціації (С. Ареніуса), сильні та слабкі електроліти; ступінь дисоціації електроліту; закон розбавлення Оствальда; рівновагу в розчинах слабких електролітів; константу електролітичної дисоціації: добуток розчинності; коефіцієнт активності та іонну силу розчинів сильних електролітів; іонні взаємодії у розчинах електролітів; властивості кислот, основ та солей з точки зору теорію електролітичної дисоціації. Основна література [1, с.160-175; 2, с.223-243], додаткова література [9, с. 298-315].
- Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води та водневий показник (рН). Буферні розчини. Гідроліз солей. Вплив гідролізуючих солей на рН розчинів. Основна література [1, с.175-181; 2, с.243-254], додаткова література [10, с. 214-228].

Студенти повинні вміти:

- Розраховувати концентрацію розчинів різними способами (відсоткову, молярну, моляльну, нормальну, титр) [3, с.100-115; 6, с. 68-78]., додаткова література [10, с. 196-203].
- Розраховувати завдання зв'язані з хіміко-фізичними властивостями розбавлених розчинів неелектролітів, використовуючи закони Вант-Гоффа та Рауля [3, с.117-120; 7, с. 58-59].
- Писати хімічні рівняння реакцій іонної взаємодії у розчинах електролітів; визначати водневий показник (рН) розчинів солей та писати хімічні реакції гідролізу солей у молекулярному та іонному виді по ступенях; визначати константу та ступень гідролізу. [3, с.146-153; 6, с.88-98], додаткова література [10, с. 228-235].

**Питання та завдання до самоконтролю студентів
після вивчення розділу 3**

1. Дати визначення розчину. Що таке концентрація розчину?
2. Які фізичні та хімічні процеси відбуваються під час розчинення?
3. Способи визначення концентрації розчинів, їх математичні вирази.
4. На які дві групи ділять способи виразу концентрації розчинів і для якої з них вони оцінюються безрозмірними величинами? Наведіть приклади.
5. Яка концентрація називається молярною концентрацією, одиниця її вимірювання?
6. Яка концентрація називається молярною концентрацією еквівалентів, одиниця її вимірювання?
7. Яка молярна концентрація 20 %-го розчину хлороводневої кислоти, відносна густина якого $1,1 \text{ г/см}^3$?
8. Яка молярна концентрація еквівалентів розчину, в 300 мл якого міститься 10,5 г їдкої калію?
9. У якому співвідношенні треба змішати розчини з масовою часткою розчиненої речовини 10 і 50 %, щоб одержати розчин масою 800 г, для якого $\omega = 25 \%$?
10. Що називають масовою часткою розчиненої речовини? За якою формулою її обчислюють?
11. У чому сутність правила змішування (правило «хреста») при приготуванні розчину проміжної концентрації збільш розведених та більш концентрованих розчинів?
12. Яка концентрація називається моляльною? В яких одиницях її визначають та за якою формулою її можна обчислити?
13. В чому полягає особливість розрахунку концентрації компонентів розчину при приготуванні його з кристалогідрату та води?
14. Які існують способи приготування розчину?
15. Охарактеризуйте криоскопічний та ебуліоскопічний методи визначення молекулярних мас розчинених речовин-неелектролітів.
16. Що таке обернений осмос і де з таким явищем можна зіткнутися у природі?
17. Розрахуйте : а) відсоткову(C%), б) молярну(Cм), в) нормальну(Cн), г) моляльну(Cм) концентрації розчину H_3PO_4 , що утворився при розчиненні 18г кислоти у 282 см^3 води. Щільність розчину $\rho = 1,031 \text{ г/см}^3$. Чому дорівнює титр(T) розчину?
18. Охарактеризуйте властивості кислот, основ та солей за теорією електролітичної дисоціації.
19. За яким показником визначають силу та слабкість кислот та основ?

20. Напишіть вирази ступінчастих констант дисоціації для ортофосфатної кислоти H_3PO_4 .
21. Яку реакцію називають гідроліз?
22. Які види солей підлягають гідролізу? Які солі не гідролізуються? Як впливає гідроліз на значення водневого показника рН розчину солі?
23. Яка із солей: NaBr чи CrBr_3 підлягає реакції гідролізу? Напишіть реакцію гідролізу солі у молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді (по ступенях). Яке значення рН ($>$ чи <7) середовища розчину? За допомогою якого індикатора можна визначити рН розчину цієї солі? Напишіть вираження для константи гідролізу.
24. Що таке іонний добуток води?
25. Дайте визначення водневого показника (рН). Яке значення рН у різних середовищах розчинів?
26. Які речовини називають кислотно-лужними індикаторами?
27. Які значення приймає рН у розчинах різних типів солей?
28. Охарактеризуйте ступінь гідролізу та константу гідролізу. Укажіть, як вони зв'язані поміж собою.
29. Які фактори впливають на прискорення реакції гідролізу? Поясніть, чому. Як подавити гідроліз?

2.2.4. Після вивчення розділу 4 «Електрохімічні процеси» студенти повинні знати:

- Властивості найважливіших окисників та відновників; основні типи окисно-відновних реакцій. Основна література [1, с.182-189; 2, с.255-263], додаткова література [10, с. 243-249].
- Електродний потенціал. Гальванічний елемент. Водневий електрод. Стандартні електродні потенціали. Ряд електрохімічних потенціалів металів. Рівняння Нернста. Концентраційний гальванічний елемент. Спрямованість окисно-відновних реакцій. Основна література [1, с.189-198; 2, с.263-284], додаткова література [9, с. 414-441; 10, с. 255-261].
- Електроліз водних розчинів електролітів. Закони Фарадея. Основна література [1, с.198-202; 2, с.285-294], додаткова література [9, с. 443-452; 10, с. 269-274].
- Електрохімічна корозія металів та способи її усунення. Основна література [1, с.315-318, 2, с.536-542], додаткова література [9, с. 453-461; 10, с. 258-290].

Студенти повинні вміти:

- Складати рівняння ОВР та ставити коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій методом іонно-електронного балансу; визначати

речовини – окисник та відновник; розраховувати молярну масу еквіваленту окисника та відновника; визначати напрямок перебігу окисно-відновної реакції. Основна література [3, с.167-170; 6, с.103-107]; додаткова література [10, с. 249-250].

- Розраховувати електродні потенціали за рівнянням Нернста; писати схеми електродних процесів (анодного та катодного) у гальванічному елементі та розраховувати його електрорушійну силу. Основна література [3, с.178-182; 7, с.83-87], додаткова література [10, с. 261-265].
- Розраховувати завдання з електролізу водних розчинів електролітів, використовуючи закони Фарадея. Основна література [3, с. 189-191; 7, с.90-92], додаткова література [10, с. 275-281].
- Складати схеми електродних процесів (анодного та катодного) електрохімічної корозії металів у різних середовищах. Додаткова література [10, с. 291-293].

Питання та завдання до самоконтролю студентів після вивчення розділу 4

1. Чим відрізняються окисно-відновні реакції від інших хімічних реакцій?
2. Які процеси називаються окисненням та відновленням?
3. Що відбувається з окисником та відновником під час протікання ОВР?
4. Чим характеризується ступінь окиснення?
5. Які речовини є типовими окисниками, типовими відновниками, та які проявляють окисно-відновну подвійність?
6. Як залежить перебіг окисно-відновного процесу від реакції середовища? Наведіть приклади.
7. У чому сутність реакції окисно-відновного диспропорціонування?
8. Як розрахувати молярну масу еквівалента окисника та відновника?
9. Які існують типи окисно-відновних реакцій?
10. Які методи використовують для складання рівнянь ОВР?
11. Яка послідовність складання окисно-відновних реакцій методом електронного балансу? Наведіть приклади.
12. Як визначають напрям перебігу окисно-відновних реакцій?
13. Назвіть окисники, що мають велике значення у техніці та лабораторній практиці.
14. Дайте визначення окисно-відновного електродного потенціалу системи.
15. Як можна визначити за табличними значеннями стандартних електродних потенціалів системи напрямок перебігу окисно-відновної реакції?

16. Підберіть коефіцієнти в схемі ОВР методом електронно-іонного балансу. Напишіть напівреакції окислення та відновлення. Укажіть речовину – окисник та речовину – відновник.

$$\text{H}_3\text{P} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
 Розрахуйте молярну масу еквівалента окисника та відновника.
17. Поясніть принцип дії стандартного гальванічного елемента Данієля–Якобі.
18. Сформулюйте закони електролізу – закони Фарадея.
19. В чому полягає сутність процесів електрохімічної корозії металів у різних середовищах?

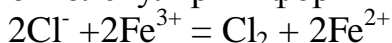
Додаткові поради у рішенні задач та розрахункових завдань з розділу 4.

Завдання 4. Визначте, в якому напрямі можливе самовільне протікання окисно-відновної реакції:



Розв'язання:

Рівняння реакції в іонно-молекулярній формі має вигляд:



З таблиці довідника випишемо значення стандартних електродних потенціалів електрохімічних систем, які беруть участь в реакції:

(1) $\varphi^0(\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ В}$; (2) $\varphi^0(\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ В}$.

$\varphi^0(1) > \varphi^0(2)$, тому окисником є хлор, а відновником є ферум, тобто реакція протікає справа наліво (в напрямку зворотної реакції).

Завдання 5. Гальванічний елемент складається із металічного цинку, зануреного до 0,1М розчину нітрату цинку, та металічного плюмбуму, зануреного до 0,02М розчину нітрату плюмбуму. Розрахуйте електрорушійну силу елемента, напишіть рівняння електродних процесів, складіть схему гальванічного елемента.

Розв'язання:

Щоб визначити Е.Р.С. гальванічного елемента, треба розрахувати електродні потенціали. У таблиці довідника знайдемо значення стандартних електродних потенціалів систем:

$\varphi^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0) = -0,76 \text{ В}$; $\varphi^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0) = -0,13 \text{ В}$.

А потім розрахуємо значення електродних потенціалів за рівнянням Нернста:

$$\varphi(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0) = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,76 + 0,03(-1) = -0,79 \text{ В}; (\text{А-})$$

$$\varphi(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0) = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 0,02 = -0,13 + 0,03(-1,7) = -0,18 \text{ В}; (\text{К+}).$$

Тому що $\varphi^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0) > \varphi(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0)$, на електроді, який виготовлений з плумбуму відбуватиметься відновлення, тобто він є катодом. А на електроді, який виготовлений з цинку відбуватиметься окислення, тобто він є анодом.

Знайдемо Е.Р.С. гальванічного елемента за рівнянням:

$$E = \varphi^0(\text{K}+) - \varphi(\text{A}-) = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В.}$$

Опишемо процеси, які відбуваються на електродах:

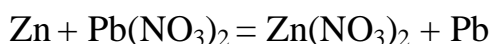
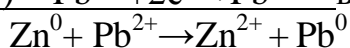
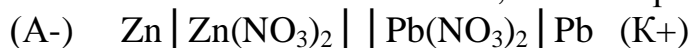


Схема гальванічного елемента, який ми розглядаємо, має вигляд:



2.2.5. Після вивчення **розділу 5 «Основи колоїдної хімії»** студенти повинні знати:

- Гетеродисперсні системи. Фізико-хімічні властивості гетеродисперсних систем. Основна література [1, с.160-161; 2, с.295-300, 302-307; 4, с. 179-187], додаткова література [9, с. 503-512].
- Поверхневі явища у гетеродисперсних системах. Особливості стану речовини на межі поділу фаз. Властивості поверхнево-активних та поверхнево-інактивних речовин. Основна література [2, с.300-302, 309-315; 4, с. 192-211].
- Електрокінетичні властивості дисперсних систем. Будову міцели. Стійкість та руйнування колоїдно-дисперсних систем. Поріг коагуляції. Правило Шульце – Гарді. Електрофорез. Основна література [1, с.161-164; 2, с.318-329; 4, с. 228-245], додаткова література [9, с. 515-533].

Студенти повинні вміти:

- Класифікувати дисперсні системи за агрегатним станом дисперсної фази та дисперсійного середовища. Основна література [2, с.295-306; 6, с.113-116; 7, с.95].
- Складати формулу колоїдних часточок – міцел. Основна література [1, с.161-162; 2, с.318-320; 6, с.118-119; 7, с.96-97].
- Визначати іони електроліту, які викликають коагуляцію колоїдного розчину та поріг коагуляції за правилом Шульце-Гарді, визначати, як будуть пересуватись у розчині колоїдні часточки під дією електрофорезу. Основна література [1, с. 161-163; 2, с.320-325; 6, с.119-121; 7, с.97-98].

Питання та завдання до самоконтролю студентів після вивчення розділу 5

1. Дайте визначення колоїдної системи.
2. Назвіть ознаки колоїдного стану.
3. Що називається дисперсною фазою, дисперсійним середовищем?
4. Які особливості системи характеризують її гетерогенність та дисперсність?
5. Назвіть ознаки грубо-дисперсних і молекулярно-дисперсних систем.
6. Як зв'язати ступінь дисперсності системи та розмір частинок дисперсної фази?
7. Який розмір часточок дисперсної фази колоїдних розчинів?
8. Поясніть, як класифікують дисперсні системи за агрегатним станом дисперсної фази та дисперсійного середовища.
9. Що таке агрегативна стійкість дисперсних систем?
10. Чим відрізняються ліофобні системи від ліофільних?
11. Наведіть приклади природних дисперсних систем.
12. Яку будову має подвійний електричний шар і чим відрізняються поверхневий та електрокінетичний потенціали?
13. Поясніть будову міцели та вкажіть всі її складові частини.
14. Який процес називають електрофорезом?
15. Які частини міцели рухаються до електродів при електрофорезі?
16. Яка основна причина агрегативної стійкості гідрофобних золів?
17. Що таке коагуляція та які фактори її викликають?
18. Який іон електроліту має коагулюючу дію та як коагулююча здатність пов'язана із зарядом іонів?
19. Що таке поріг коагуляції і від яких факторів залежить його величина? Чому правило Шульце-Гарді називають правилом значності?
20. Який стан золю називається ізоелектричним?

2. Організація контролю знань та вмінь студентів

Накопичувальна система оцінки навчальних досягнень студента зараховується згідно з Положеннями про організацію КСРС в ОДЕКУ та проведення підсумкового контролю знань студентів в ОДЕКУ.

- *Організація поточного контролю* побудована за накопичувально-модульним принципом згідно з «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ» від 29.03.2004р. (зі змінами та доповненнями, затвердженими 27.04.2006р.).
- *Організація підсумкового контролю* побудована згідно Положення «Про проведення підсумкового контролю знань студентів» від 25.05.2004р. зі змінами та доповненнями, затвердженими 25.05.2006р. –

врахування накопичених студентом за навчальний семестр результатів поточного контролю. Підсумкова оцінка у шкалі ECTS виставляється за кожну залікову одиницю.

- *Форми підсумкового контролю* : семестровий іспит (5 семестр).
- *Реєстрація та підсумковий контроль*: допуск до іспиту здійснюється лектором згідно з результатами поточного контролю за навчальний семестр. До підсумкового контролю допускаються студенти, які отримали не менше 50% від максимально можливої суми балів з модуля практичної підготовки.

Комплекс контрольних заходів розроблено на підставі «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів», затвердженого на засіданні Методичної ради ОДЕКУ від 25 травня 2004 р., а також «Положення про організацію навчального процесу у вищих навчальних закладах України» (наказ МОН № 161 від 2.06.1993р.), «Положення про організацію контролю самостійної роботи студентів ОДЕКУ» (наказ № 31 від 6.04.2004р.), «Положення про критерії оцінки знань студентів в ОДЕКУ» (від 28.11.2002 р.).

Комплекс контрольних заходів регламентує організацію поточного та підсумкового контролю рівня набутих студентами знань, вмінь та навичок у ході вивчення дисципліни «Загальна та колоїдна хімія», а також конкретизує виконання графіку навчального процесу по цій дисципліні з напрямку – 6.040105 «Гідрометеорологія», освітньо-кваліфікаційний рівень – бакалавр.

Метою кредитно-модульної системи контролю є:

- активізація самостійної роботи студентів;
- стимулювання ритмічної роботи протягом семестру згідно з графіком контролюючих заходів;
- визначення якості засвоєння певних розділів дисципліни (змістовних модулів).

Форми контролю рівня засвоєння змістовних модулів (ЗМ):

- усне опитування під час лабораторних та лекційних занять – УО;
- розв'язання задач під наглядом викладача в обчислювальному класі (лабораторії) – РЗ;
- виконання завдання біля дошки – КЗ;
- складання протоколу лабораторної роботи – ЛР;
- письмова контрольна робота – КР.

Студент повинний мати лабораторний журнал, тобто зошит, у якому коротко, але точно відзначаються всі спостереження, зроблені при виконанні експерименту. У цьому ж лабораторному зошиті студент повинний дома записати всі теоретичні відомості (основні положення, правила, формули, визначення), що стосуються теми лабораторної роботи, до виконання якої він готується. Кожній лабораторній роботі передуює

перевірка викладачем теоретичних знань студента з даної теми, яка проводиться у вигляді усного опитування та перевірки теоретичної частини, яку студент підготував дома у лабораторному журналі. Студенти, які не підготували теоретичну частину та не знають, як виконувати лабораторну роботу, згідно з правилами техніки безпеки в хімічній лабораторії не допускаються до виконання експерименту. Відпрацювати лабораторну роботу можна у перший тиждень сесії після підготовки до неї.

Формою звітності виконання лабораторної роботи є протокол. Протоколи ведуть у лабораторному журналі. Титульний лист та теоретичну частину готують дома. Експериментальну частину, розрахункову та графічну частини, висновки роблять в лабораторії та вносять до протоколу.

Порядок оформлення результатів лабораторних робіт та формулювання висновків.

Результати проведених дослідів, отримані під час виконання лабораторної роботи, є базою як для безпосереднього аналізу, так і для подальших розрахунків, які підтверджують вірність теоретичних положень. Виконуючи лабораторну роботу студент повинен спостерігати за ходом експерименту, відзначаючи всі його особливості: зміна кольору, випадіння осаду, виділення газоподібної речовини, теплові ефекти, показання приладу, т.д. Результати спостережень записують у лабораторний журнал у вигляді протоколу лабораторної роботи, дотримуючись певної послідовності:

- 1) тема лабораторної роботи;
- 2) мета роботи;
- 3) коротко дати теоретичні відомості, що стосуються даної роботи;
- 4) накреслити схему устаткування з коротким описом важливих вузлів;
- 5) написати рівняння хімічних реакцій;
- 6) результати дослідів слід внести в таблиці;
- 7) розрахункова частина (таблиці, формули, графіки);
- 8) зробити висновки.

Записи в лабораторному журналі роблять чорнилом. Малюнки приладів, схеми установок, графіки виконують олівцем на міліметровому папері. Всі розрахунки необхідно проводити в лабораторному журналі.

Значення символів і коефіцієнтів, що входять у формулу, повинні бути наведені безпосередньо під формулою в тій послідовності, у якій вони наведені у формулі.

Для представлення лабораторної роботи необхідно вміти відповідати на контрольні запитання та вирішувати індивідуальні завдання, наведені у методичних вказівках у кінці кожної лабораторної роботи. Виконавши лабораторну роботу та самостійно попрацювавши над «контрольною програмою», студент, з одного боку, ознайомиться з характером питань по

даній темі, з іншого боку - добре підготується до модульної контрольної роботи із цього розділу загальної та колоїдної хімії.

Методика оцінки всіх видів підготовки студентів

Кредитно-модульна система оцінки знань, вмінь та навичок передбачає розподіл програми навчальної дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» на структурно-логічні завершені розділи (змістовні модулі), які можуть бути оцінені певною кількістю балів. Загальна кількість змістовних модулів визначена згідно з «Положенням про організацію модульного контролю» і відповідає розподіленню робочої програми дисципліни на завершені структурно-логічні розділи у відповідності з проведенням навчальних занять: 1 змістовний модуль з теоретичної (лекційної) частини курсу – ЗМ-Л1; 2 змістовних модулів з практичної частини (практичні заняття та лабораторні роботи) курсу – ЗМ-П1; ЗМ-П2. Підсумкова оцінка в балах складається з суми балів за кожен змістовний модуль. Види завдань та кількість балів, що нараховані за виконання певного виду завдання зведені у таблицю 1.

Табл.1

№	Види завдань, за які нараховують бали.	Кількість балів, що нараховані
1	Змістовний модуль №1 - практичний, аудиторний, складається з 5 розрахункових завдань;	15
2	Змістовний модуль №2 - теоретичний, складається з 10 питань;	40
3	Змістовний модуль №3 - лабораторний, аудиторний, складається з 5 розрахункових завдань;	15
4	Усне опитування (УО) та рішення розрахункових завдань під наглядом викладача в обчислювальному класі на практичних заняттях (РЗ);	5 (1 бал за 1 УО або 1 РЗ)
5	Усне опитування (УО) та рішення розрахункових завдань під наглядом викладача в хімічній лабораторії на лабораторних заняттях (РЗ);	5 (1 бал за 1 УО або 1 РЗ)
6	Складання протоколів лабораторних робіт (ЛР);	16 (2 бали за 1 ЛР)
7	Присутність на лабораторній роботі;	4 (0,5 бали за 1 ЛР)
	Усього за семестр:	100

Семестровий іспит – це форма підсумкового контролю засвоєння студентом теоретичного та практичного матеріалу (знань, вмінь та навичок, що зазначені у програмі дисципліни) за семестр, що проводиться як контрольний захід, згідно з «Положенням про проведення підсумкового контролю знань студентів в ОДЕКУ» в редакції від 29.04.10. р.

Проведення семестрового письмового іспиту відбувається у відповідності до Інструкції «Про порядок проведення та критерії оцінювання відповідей студентів ОДЕКУ під час письмових іспитів», затвердженої на засіданні методичної ради ОДЕКУ від 25.03.2010р. (зі змінами, що внесені рішенням ректорату від 11.10.10р.). Рекомендації щодо порядку проведення письмових іспитів базуються на Положенні МОН України «Про організацію навчального процесу у вищих навчальних закладах» від 02.06.93р. та «Положенні про проведення підсумкового контролю знань студентів в ОДЕКУ» в редакції від 29.04.10р.

Тривалість письмового іспиту – 2 академічні години. Початком письмового іспиту є час закінчення видачі екзаменаційних білетів.

У відповідності з методичними цілями письмових іспитів – формування у студентів цілісної системи знань та вмінь, перевірки рівня знань студентів в першу чергу з базової компоненти теоретичної частини навчальної дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» та вмінь їх використовувати в типових виробничих ситуаціях – використовується, як варіант формування питань в екзаменаційних білетах, завдання відкритого типу. Питання формуються по всьому переліку сформованих у навчальній дисципліні знань (в першу чергу базової компоненти). До кожного питання викладач обов'язково наводить посилання на відповідну сторінку (сторінки) підручників, навчальних посібників, включених до робочої програми дисципліни зі списку основної літератури.

Оцінювання письмових відповідей студентів проводиться за методикою, яка наведена у розділі 2 Інструкції та у Положенні «Про критерії оцінки знань студентів в ОДЕКУ (2002р.).

3. Наукова робота студентів

В умовах кредитно-модульної системи організації навчального процесу в ОДЕКУ до структури робочої навчальної програми дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» передбачено обов'язкове включення наукового модуля, що є окремою заліковою одиницею.

Кредитно-модульна система організації навчального процесу орієнтована на послідовне й системне залучення студентів до науково-дослідницької діяльності, цьому сприяє велика частка їх самостійної та індивідуальної роботи.

Перелік можливих видів наукової роботи під час вивчення навчальної дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» пропонується студентам згідно з «Положенням про врахування науково-дослідної роботи студента у кредитно-модульній системі організації навчального процесу в ОДЕКУ»:

- оцінювання навчальних елементів, які за своїм змістом вимагають знань і умінь дослідницько-пошукового характеру – це бездоганне виконання лабораторних робіт, які виконуються *на аудиторних заняттях*;
- оцінювання видів *поза аудиторної роботи*, які інтегрують навчальні та наукові елементи діяльності студента, а саме: виконання рефератів, теми яких наведені нижче; доповідь на засіданні студентського наукового семінару кафедри хімії навколишнього середовища;
- оцінюється НДР як окремий модуль за назвою «Наукова робота», який складається із декількох елементів:
участь у 1 етапі Всеукраїнської олімпіади студентів (Е1);
участь у науковій студентській конференції в ОДЕКУ (Е3).

Оцінювання 1 рівня науково-дослідної роботи студента:

Елементи НДР	Кількість кредитів			
	1	2	3	Заохочення
Е 1 (Всеукраїнська олімпіада, 1 етап)	1,0	0,5	0,25	
Е 3 (Конференції)	0,25			

Примітка: 1, 2, 3 – місця переможців конкурсів

Теми рефератів.

1. Зв'язок між неорганічними та органічними речовинами.
2. Метали і сплави у техніці.
3. Застосування натрію, калію та їх солей у народному господарстві.
4. Способи добування металів.
5. Сполуки кальцію та магнію. Твердість води.
6. Чавун і сталь.
7. Електроліз водних розчинів електролітів.
8. Інертні елементи: історія відкриття, властивості, одержання, застосування.
9. Комплексні сполуки заліза.
10. Виробництво сульфатної кислоти та проблеми забруднення навколишнього середовища, що при цьому виникають.
11. Практичне використання сполук арсену, їх токсичність.
12. Азотні добрива.
13. Біологічна значимість нітрогену. Колообіг нітрогену у природі.

- 14.Значення нітрогену в піротехнічній промисловості: динаміт та інші вибухові речовини на основі нітрогену.
- 15.Біологічна значимість фосфору. Колообіг фосфору у природі.
- 16.Добрива на основі фосфору.
- 17.Рідкоземельні елементи: історія відкриття, властивості, основні сполуки, застосування.
- 18.Корозія металів та захист від неї.
- 19.Платинові метали: властивості простих речовин та хімічних сполук, комплексні сполуки, застосування.
- 20.Силіцій: природні сполуки, властивості, застосування у народному господарстві.
- 21.Озон. Руйнування озонового шару в атмосфері.
- 22.Характеристика використання галогенів та їх сполук у промисловості.
- 23.Хіміко-екологічні проблеми гідросфери.
- 24.Методи одержання колоїдно-дисперсних систем.
- 25.Застосування мінеральних добрив у народному господарстві.
- 26.Паливо та його види. Сучасні енергетичні проблеми.
27. Карбон. Алотропні видозміни карбону, фізичні та хімічні властивості його сполук.
- 28.Колообіг вуглецю у природі.
- 29.Ферум, кобальт, нікель: властивості простих речовин та хімічних сполук, комплексні сполуки, застосування.
- 30.Історія відкриття та значимість у сучасності періодичного закону Д.І.Менделєєва.

До складу реферату повинні входити наступні пункти:

- Зміст
- Вступ
- Основна частина
- Висновки
- Література

Оформлення титульного листа реферату наукового модулю

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

РЕФЕРАТ

з дисципліни «Загальна та колоїдна хімія»

Тема: «.....»

Виконав: П.І.Б. студента
Група
Перевірив: П.І.Б. викладача

ОДЕСА 2013

Електронегативність елементів (за Полінгом)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	<i>H</i> 2.1										<i>He</i> -
2	<i>Li</i> 1.0	<i>Be</i> 1.5	<i>B</i> 2.0	<i>C</i> 2.5	<i>N</i> 3.0	<i>O</i> 3.5	<i>F</i> 4.0				<i>Ne</i> -
3	<i>Na</i> 0.9	<i>Mg</i> 1.2	<i>Al</i> 1.5	<i>Si</i> 1.8	<i>P</i> 2.1	<i>S</i> 2.6	<i>Cl</i> 3.0				<i>Ar</i> -
4	<i>K</i> 0.8	<i>Ca</i> 1.0	<i>Sc</i> 1.3	<i>Ti</i> 1.5	<i>V</i> 1.6	<i>Cr</i> 1.6	<i>Mn</i> 1.5	<i>Fe</i> 1.8	<i>Co</i> 1.9	<i>Ni</i> 1.9	
	<i>Cu</i> 1.9	<i>Zn</i> 1.6	<i>Ga</i> 1.6	<i>Ge</i> 1.8	<i>As</i> 2.0	<i>Se</i> 2.4	<i>Br</i> 2.8				<i>Kr</i> -
5	<i>Rb</i> 0.8	<i>Sr</i> 1.0	<i>Y</i> 1.2	<i>Zr</i> 1.4	<i>Nb</i> 1.6	<i>Mo</i> 1.8	<i>Tc</i> 1.9	<i>Ru</i> 2.2	<i>Rh</i> 2.2	<i>Pd</i> 2.2	
	<i>Ag</i> 1.9	<i>Cd</i> 1.7	<i>In</i> 1.7	<i>Sn</i> 1.8	<i>Sb</i> 1.9	<i>Te</i> 2.1	<i>I</i> 2.5				<i>Xe</i> -
6	<i>Cs</i> 0.7	<i>Ba</i> 0.9	<i>La*</i> 1.08	<i>Hf</i> 1.3	<i>Ta</i> 1.5	<i>W</i> 1.7	<i>Re</i> 1.9	<i>Os</i> 2.2	<i>Ir</i> 2.2	<i>Pt</i> 2.2	
	<i>Au</i> 2.4	<i>Hg</i> 1.9	<i>Tl</i> 1.8	<i>Pb</i> 1.9	<i>Bi</i> 2.0	<i>Po</i> 2.0	<i>At</i> 2.2				<i>Rn</i> -
7	<i>Fr</i> 0.7	<i>Ra</i> 0.9	<i>Ac**</i> 1.1	*Лантаноїди 1.08-1.14 **Актиноїди 1.11-1.2							

Ряд електрохімічних потенціалів металів (у водних розчинах)

Рівняння електродного процесу	Стандартний електродний потенціал φ_{298}^0 , В
$\text{Li}^+ + 1\text{e} = \text{Li}$	-3,045
$\text{Rb}^+ + 1\text{e} = \text{Rb}$	-2,925
$\text{K}^+ + 1\text{e} = \text{K}$	-2,924
$\text{Cs}^+ + 1\text{e} = \text{Cs}$	-2,923
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ba}$	-2,900
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ca}$	-2,866
$\text{Na}^+ + 1\text{e} = \text{Na}$	-2,714
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mg}$	-2,363
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e} = \text{Al}$	-1,663
$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ti}$	-1,630
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mn}$	-1,179
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cr}$	-0,913
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}$	-0,763
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e} = \text{Cr}$	-0,744
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} = \text{Fe}$	-0,440
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd}$	-0,403
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}$	-0,277
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni}$	-0,250
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}$	-0,136
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pb}$	-0,126
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e} = \text{Fe}$	-0,037
$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	0
$\text{Bi}^{2+} + 2\text{e} = \text{Bi}$	0,215
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}$	0,337
$\text{Cu}^+ + \text{e} = \text{Cu}$	0,520
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}$	0,789
$\text{Ag}^+ + \text{e} = \text{Ag}$	0,799
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}$	0,850
$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pt}$	1,188
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e} = \text{Au}$	1,498
$\text{Au}^+ + \text{e} = \text{Au}$	1,692

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА													
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
1	H 1 Гідроген Водень							He 2 Гелій	<div>Протонне число (порядковий номер)</div> <div><div><div>26</div><div>55,847</div><div>Fe</div></div><div>Хімічний символ</div><div>Назва елемента</div></div> <div>Відносна атомна маса</div>				
2	Li 3 Літій	Be 4 Берилій	B 5 Бор	C 6 Карбон Вуглець	N 7 Нітроген Азот	O 8 Оксиген Кисень	F 9 Флуор Фтор	Ne 10 Неон					
3	Na 11 Натрій	Mg 12 Магній	Al 13 Алюміній	Si 14 Силіцій	P 15 Фосфор	S 16 Сульфур Сірка	Cl 17 Хлор	Ar 18 Аргон					
4	K 19 Калій	Ca 20 Кальцій	Sc 21 Скандій	Ti 22 Титан	V 23 Ванадій	Cr 24 Хром	Mn 25 Манган	Fe 26 Залізо	Co 27 Кобальт	Ni 28 Нікель			
5	Rb 37 Рубідій	Sr 38 Стронцій	Y 39 Ітрій	Zr 40 Цирконій	Nb 41 Ніобій	Mo 42 Молибден	Tc 43 Технецій	Ru 44 Рутеній	Rh 45 Родій	Pd 46 Паладій			
6	Cs 55 Цезій	Ba 56 Барій	*La 57 Лантан	Hf 72 Гафній	Ta 73 Тантал	W 74 Вольфрам	Re 75 Реній	Os 76 Осмій	Ir 77 Ірідій	Pt 78 Платина			
7	Fr 87 Францій	Ra 88 Радій	**Ac 89 Актиній	Pb 82 Свинець, оливо	Bi 83 Бісмут	Po 84 Полоній	At 85 Астат	Rn 86 Радон	Mt 109 Майтнерій	Uun 110 Унунілій			
* Лантаноїди													
58	Ce 140,12 Церій	Pr 140,91 Прометій	Nd 144,24 Неодим	Sm 150,36 Самарій	Eu 151,96 Європій	Gd 157,25 Гадоліній	Tb 158,93 Тербій	Dy 162,50 Диспрозій	Ho 164,93 Гольмій	Er 167,26 Ербій	Tm 168,93 Тулій	Yb 173,04 Ітербій	Lu 174,97 Лютецій
** Актиноїди													
90	Th 232,04 Торій	Pa 231 Протактиній	U 238,03 Уран	Pu 244 Плутоній	Am 243 Америцій	Cm 247 Кюрі	Bk 247 Берклій	Cf 251 Каліфорній	Es 252 Ейнштейній	Fm 257 Фермій	Md 258 Менделєєв	No 259 Нобелій	Lr 260 Лоуренсій

Таблиця 1 – Розчинність солей та основ у воді

$\Delta_{\text{H}_2\text{O}}$	Катіони																						
	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Sr^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}	Fe^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Cd^{2+}	Pb^{2+}	Bi^{3+}	Sn^{2+}	
OH^-	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H
F^-	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP	BP	P	P	P	P	-	BP	BP	H	H	P
Cl^-	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	BP	-	P
Br^-	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	H	H	P	BP	-	P
I^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	H	P	BP	H	P
S^{2-}	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO_3^{2-}	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-	H	H	-	H	-	-	H	H	H	-	-
SO_4^{2-}	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	BP	-	P	P	BP	P	P
PO_4^{3-}	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
CrO_4^{2-}	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO_3^{2-}	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
NO_3^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
NO_2^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	BP	-	P	P	P	H	-
CH_3COO^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	BP	P	P	P	P	-	-
SiO_3^{2-}	P	P	-	H	H	H	H	H	-	H	H	H	H	-	-	-	-	-	H	H	H	H	-

Примітка: **Р** – розчинні у воді; **ВР** – важкорозчинні (малорозчинні); **Н** – практично нерозчинні; “-” риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
по організації самостійної роботи студентів
при вивченні дисципліни

«ЗАГАЛЬНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ»

для студентів III курсу ГМІ,
які навчаються за інтегрованим робочим навчальним планом.

Напрямок підготовки – «Гідрометеорологія»
Рівень підготовки - бакалавр

Укладачі: Ганін Е.В., д.х.н., професор кафедри хімії навколишнього середовища ОДЕКУ; Васильєва М.Г., старший викладач кафедри хімії навколишнього середовища ОДЕКУ.

Підп. до друку
Умовн. друк. арк.

Формат
Тираж

Папір
Зам. №

Надруковано з нового оригінал-макета

Одеський державний екологічний університет
65016, Одеса, вул. Львівська, 15
