

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
по організації самостійної роботи студентів  
при вивченні дисципліни

«НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»

для студентів I – го курсу природоохоронного факультету  
Напрямок підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»  
Рівень підготовки - бакалаври

Одеса – 2012

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
по організації самостійної роботи студентів  
при вивченні дисципліни

«НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»

для студентів I – го курсу природоохоронного факультету  
Напрямок підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»  
Рівень підготовки - бакалаври

«Затверджено»  
методичною комісією  
природоохоронного факультету  
протокол № 10 від 16.06. 2011 р.

Одеса – 2012

Методичні вказівки по організації самостійної роботи студентів при вивченні дисципліни «Неорганічна хімія» для студентів I-го курсу денної форми навчання, напрям підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»; рівень підготовки: бакалаври / Васильєва М.Г. – Одеса, ОДЕКУ, 2012. – 48 с.

## ЗМІСТ

1. Загальна частина.....	4
1.1. Мета і завдання дисципліни.....	4
1.2. Перелік тем лекційного курсу та лабораторних робіт.....	6
1.2.1. Перелік тем лекційного курсу «0-модуля».....	6
1.2.2. Перелік тем основного лекційного курсу.....	6
1.2.3. Перелік тем лабораторних робіт.....	12
1.3. Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Неорганічна хімія»...	13
1.4. Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Неорганічна хімія».....	14
1.5. Перелік і графік контрольних заходів поточного контролю знань та вмінь студентів.....	15
2. Організація самостійної роботи по виконанню завдань для СРС.....	17
2.1. Перелік завдань на самостійну роботу.....	17
2.2. Перелік питань та поради щодо їх самостійного вивчення з указівкою на літературу, в якій можна знайти необхідний матеріал.....	17
3. Організація контролю знань та вмінь студентів.....	32
4. Методика оцінки всіх видів підготовки студентів.....	35
5. Наукова робота студентів.....	38
Додатки.....	40

## 1. Загальна частина

### 1.1. Мета і завдання дисципліни

Дисципліна «Неорганічна хімія» належить до природничо-наукового циклу (Б) підготовки, є нормативною загальнонауковою дисципліною та служить базою для подальшого більш поглибленого вивчення фахових дисциплін у підготовці бакалаврів напрямку підготовки 6.090201 «Водні біоресурси і аквакультура».

Неорганічна хімія – це наука, що вивчає властивості неорганічних речовин та процеси їх перетворення, які супроводжуються зміною їхнього складу і структури. В житті людей хімія відіграє важливу роль – немає жодної галузі виробництва, де б не застосовувалась хімія чи її продукція. У зв'язку з цим сучасне людство висуває перед хімічною наукою дуже важливі питання, пов'язані з проблемою охорони довкілля. Тому так важливо для майбутніх фахівців отримати повне уявлення про хімічні властивості неорганічних речовин, а також про хімічні процеси, що протікають між ними у навколишньому середовищі взагалі та зокрема – у водному середовищі.

Мета дисципліни – формування у студентів повного уявлення про теоретичні основи неорганічної та загальної хімії; надання студентам цілісного світорозуміння на основі сучасних знань про будову та властивості неорганічних сполук, закономірності перебігу хімічних та електрохімічних процесів; формування сучасного світогляду – розглядати життя з урахуванням гідросфери, літосфери, атмосфери та біосфери, як єдиної системи живої речовини та мінеральних сполук.

#### Основні завдання дисципліни:

1. Студенти повинні засвоїти комплекс знань основних законів та закономірностей неорганічної та загальної хімії, характерні властивості хімічних елементів та їх сполук.

2. Набути квантово-механічні уявлення про структуру атомів, молекул і взаємодії між ними; а також свідомості про хімічну будову речовини та механізми її перетворення.

3. Студенти мають отримати сучасні уявлення про хімічні термодинамічні процеси, що протікають між різними речовинами у навколишньому середовищі взагалі та зокрема – у водному середовищі; а також про хімічні властивості розчинів.

4. Набути знання про особливу роль біогенних елементів та їх сполук.

5. Перетворити якомога більшу частину теоретичних знань у навички, засвоїти прийоми роботи в хімічній лабораторії, набути досвіду поводження з хімічними реактивами при виконанні експериментальних лабораторних дослідів.

Неорганічна хімія тісно пов'язана з фізикою та біологією. Адже хімічні зміни завжди супроводжуються фізичними, а всі життєві процеси – безперервними хімічними перетвореннями речовини в організмі, обміном речовин між організмом та навколишнім середовищем.

Читання даної дисципліни спирається на дисципліни «Хімія», «Біологія», «Фізика», «Математика» в обсязі загальноосвітньої програми середньої школи.

Отримані знання та вміння надалі будуть використовуватися при вивченні наступних навчальних дисциплін: «Органічна хімія», «Гідрохімія», «Біохімія гідробіонтів», «Біологічні основи рибного господарства», «Основи марикультури».

Сучасна неорганічна хімія базується на квантово-механічних уявленнях про структуру атомів, молекул і взаємодії між ними, а також використовує основні закони термодинаміки та електрохімії. Тому існує необхідність включення в зміст дисципліни «Неорганічна хімія» елементів загальної хімії. У програмі дисципліни передбачається розділ, який дозволяє студентам ознайомитись з основами квантово-механічних уявлень про взаємодію електронів і ядер. На цій основі надалі викладаються сучасні уявлення про будову молекул і речовин. Важливим є момент переходу від опису властивостей окремих атомів і молекул до опису речовин, що є ансамблями взаємодіючих частинок, поведінка яких описується законами термодинаміки.

У програмі дисципліни «Неорганічна хімія» також передбачено викладання понять про хімічну рівновагу, хімічну кінетику, теорію розчинів і теорію електрохімічних перетворень.

Велика частина програми дисципліни «Неорганічна хімія» присвячена хімії окремих елементів. Викладання ведеться по головних і побічних підгрупах періодичної системи. Для всіх елементів обговорюються типові сполуки, їхнє використання в господарських цілях, питання порушення екологічної рівноваги при попаданні цих сполук у навколишнє середовище, проблеми хімії навколишнього середовища і токсикологічні аспекти. Також у програму дисципліни включений розділ «Комплексні сполуки».

Згідно з «Положенням про «0-модуль», затвердженим наказом №169 від 24.12.2008р., до програми дисципліни «Неорганічна хімія», що базується на вивченні хімії вводиться «Програма 0-го модуля» в обсязі до 1/3 загального обсягу годин, відведених у початковому семестрі навчального плану. Цей модуль передбачає оглядове прискорене вивчення базових знань, вмінь та навичок загальноосвітньої шкільної дисципліни «Хімія».

## 1.2. Перелік тем лекційного курсу та лабораторних робіт

### 1.2.1. Перелік тем лекційного курсу «0-модуля»

Тема 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.

Тема 2. Основні закони хімії. Закон збереження маси. Закон збереження енергії. Закон постійності складу. Закон кратних відношень.

Тема 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.

Тема 4. Встановлення хімічної формули речовини. Формули прості та молекулярні. Стехіометричні розрахунки.

Тема 5. Періодичний закон Д.І. Менделєєва і будова електронних оболонок атомів (1-4 періоди).

Тема 6. Хімічний зв'язок та будова молекул. Електронегативність елементів. Ковалентний зв'язок. неполярний та полярний ковалентний зв'язок. Іонний зв'язок. Поняття про ступінь окиснення. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок.

Тема 7. Основні класи неорганічних сполук.

Тема 8. Розчини. Теорія електролітичної дисоціації (С.Ареніуса). Іонно-молекулярні рівняння.

Тема 9. Окисно-відновні реакції. Складання рівнянь ОВР.

Лекції – 8 годин; СРС – 2 години на підготовку до лекцій + 5 годин на підготовку до тестового завдання «0-й модуль».

### 1.2.2. Перелік тем основного лекційного курсу

#### Розділ 1. Предмет неорганічної хімії

1.1. Предмет неорганічної хімії, її зв'язок з іншими природничими науками.

1.2. Основні закони хімії: закон еквівалентів. Молярна маса еквіваленту речовини. Об'єм еквіваленту речовини. Фактор еквіваленту речовини. Кількість речовини еквіваленту.

**Розділ 2.** Будова атому та розвиток періодичного закону Д.І. Менделєєва.

2.1. 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.

2.2. Періодичний закон Д. И. Менделєєва і будова електронних оболонок атомів. Періодична система елементів.

2.3. 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.

**Розділ 3.** Хімічний зв'язок та будова молекул.

3.1. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків. неполярний та полярний ковалентний зв'язок. Механізм утворення, напрямленість та насиченість ковалентного зв'язку. Гібридизація атомних електронних орбіталей. Метод МО.

3.2. Іонний зв'язок. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок. Міжмолекулярна взаємодія. Сили Ван-дер-Вальса. Типи кристалічних ґраток. Агрегатний стан речовини.

**Розділ 4.** Основні класи неорганічних сполук.

4.1. Прості речовини. Алотропні модифікації речовин. Метали і неметали. Оксиди солетворні і несолетворні. Основні, кислотні (ангідриди), амфотерні оксиди - солетворні оксиди. Номенклатура. Пероксиди.

4.2. Гідроксиди. Основи. Кислотність основ. Луги. Малорозчинні основи. Номенклатура. Кислоти. Основність кислот. Безкисневі та кисневмісні кислоти. Номенклатура кислот. Амфотерні гідроксиди.

4.3. Солі (середні, кислі, основні). Номенклатура. Змішані солі. Подвійні солі. Комплексні солі. Солеподібні бінарні сполуки. Галогенангідриди. Тіоангідриди. Тіокислоти і тіосолі. Металіди.

**Розділ 5.** Комплексні сполуки.

5.1. Основні положення координаційної теорії Вернера. Комплексоутворювач; ліганди. Координаційне число комплексоутворювача. Дентантність лігандів. Внутрішня сфера комплексної сполуки (комплекс). Зовнішня сфера комплексної сполуки.

5.2. Класифікація комплексних сполук.

5.3. Електролітична дисоціація комплексних сполук.

5.4. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Донорно-акцепторний зв'язок.

5.5. Просторова будова та ізомерія комплексних сполук.



## **Розділ 6.** Хімічна термодинаміка та спрямованість хімічних процесів.

Хімічна кінетика та хімічна рівновага.

6.1. Перетворення енергії при хімічних реакціях. 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.

6.2. 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.

6.3. Оборотні 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 7.** Вода та розчини. Розчини електролітів. Колоїдні розчини.

7.1. Природна вода, як розчинник. Фізичні та хімічні властивості води. Будова молекули води, її структура та ізотопний склад. Агрегатні стани води. Водневий зв'язок. Аномальні властивості води.

7.2. 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.

7.3. Розчини 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.

7.4. Іонізація води. Водневий показник (рН). Буферні розчини. Гідроліз солей. Вплив гідролізуючих солей на рН розчинів.

7.5. Дисперсні системи, їх класифікація за розміром частинок та агрегатним станом дисперсійного середовища та дисперсної фази. Поверхневі явища. Поняття про колоїдні розчини. Будова міцели. Ліюфобні та ліюфільні золі. Стійкість та коагуляція колоїдних розчинів. Правило Шульце-Гарді. Електрофорез та електроосмос.

## **Розділ 8.** Основи електрохімії.

8.1. Окисно-відновні реакції. Основні окисники та відновники.

8.2. Гальванічний елемент. Просторовий розподіл процесів окислення і відновлення в гальванічному елементі. Водневий електрод. Стандартні електродні потенціали. Ряд електрохімічних потенціалів металів.

Спрямованість окисно-відновних реакцій. Залежність величини електродного потенціалу від концентрації і рН розчину. Рівняння Нернста. Концентраційний гальванічний елемент.

8.3. Корозія металів.

8.4. Електроліз. Закони Фарадея. Електроліз водних розчинів електролітів.

## **Розділ 9. Хімія простих речовин та сполук елементів.**

9.1. Елементи VIIa групи.

9.1.1. Гідроген та водень. Ізотопи гідрогену. Поширеність у природі і найважливіші природні сполуки. Сполуки з металами та неметалами. Застосування водню в промисловості та в лабораторній практиці. Вода. Пероксид водню.

9.1.2. Загальна характеристика ряду галогенів; історія відкриття; будова електронної оболонки; фізико-хімічні властивості; одержання. Галогеноводні. Оксиди галогенів. Оксигеновмісні кислоти галогенів. Використання в промисловості сполук галогенів. Токсикологія. Охорона навколишнього середовища від забруднення хлором, Поняття про гранично припустимі концентрації (ГПК). Біологічна роль простих речовин і сполук, утворених галогенами.

9.2. Елементи VIa групи.

9.2.1. Оксиген та кисень. Молекула оксигену. Одержання оксигену. Взаємодія з киснем простих та складних речовин. Озон, фотохімія озону, руйнування озонового шару в атмосфері. Основні сполуки: пероксиди, надоксиди, озонати.

9.2.2. Сульфур. Алотропні модифікації сірки. Найважливіші сполуки, їх властивості, одержання і практичне значення. Гідрогеновмісні сполуки сульфуру. Сірководень, його токсичність і ГДК в атмосфері. Полісульфідні сполуки. Оксиди сірки. Кислоти: сульфїтна та сульфатна, політіонові кислоти, тіокислоти, надкислоти. Виробництво сульфатної кислоти і проблеми забруднення навколишнього середовища. Біологічна роль сульфуру; кругообіг в природі.

9.2.3. Селен, телур, полоній. Основні фізичні і хімічні властивості. Сполуки з гідрогеном та оксигеном.

9.3. Елементи Va підгрупи.

9.3.1. Нітроген, добування та властивості. Гідрогеновмісні сполуки нітрогену. Сполуки з галогенами. Кругообіг азоту в природі. Промислове і лабораторне одержання аміаку. Окислення аміаку. Солі амонію. Гідразин, гідроксиламін. Сполуки з оксигеном. Нітритна й нітратна кислоти, їх одержання, практичне використання. Азотні добрива. Амїди, імїди і нітриди металів.

9.3.2. Фосфор. Природні сполуки. Одержання. Алотропні форми. Сполуки з металами і гідрогеном. Оксигеновмісні сполуки. Біологічна значимість фосфору. Добрива на основі фосфору. Галогенїди і сульфїди фосфору.

9.3.3. Арсен, стибій та бісмут; їх властивості та здобування; сполуки з гідрогеном та киснем. Галогеніди і сульфіді. Оксиди і гідроксиди з різними ступенями окислення. Токсичність арсену та його сполук  
Практичне використання.

9.4. Елементи IVa групи.

9.4.1. Карбон. Знаходження у природі. Алотропні модифікації. Хімічні властивості. Відновні властивості карбону, їх використання в промисловості. Гідрогеновмісні сполуки. Здатність карбону утворювати ланцюги; органічні сполуки. Оксиди. Карбонова кислота та її солі. Карбонільні сполуки металів. Сполуки карбону з нітрогеном і галогенами. Синільна кислота та ціаніди. Використання ціанідів у золотоздобувальній промисловості. Токсикологія. Кругообіг карбону в природі.

9.4.2. Силіцій, природні сполуки. Властивості силіцію та його застосування. Сполуки з гідрогеном. Силіциди. Діоксид силіцію. Силікатна кислота. Скло, силікати, цемент.

9.4.3. Підгрупа германію. Природні сполуки германію, і стануму. Властивості простих речовин. Алотропія. Взаємодія з кислотами та лугами, сполуки з гідрогеном. Галогеніди, сульфіді, тіосоли. Оксиди і гідроксиди, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Альфа- та бета-олов'яні кислоти. Відновні властивості сполук стануму.

Плюмбум та його сполуки. Окислювальні властивості сполук плюмбуму у найвищому ступені окислення. Промислова значимість стануму, плюмбуму та їх сполук.

9.5. Елементи VIIa групи. Інертні гази. Загальна характеристика. Основні сполуки. Фізичні та хімічні властивості.

9.6. Загальні властивості металів. Фізичні та хімічні властивості металів. Корозія металів. Природні сполуки; добування; сплави.

9.7. Елементи Ia групи. Загальна характеристика лужних металів. Найважливіші солі та інші сполуки лужних металів. Одержання. Гідриди. Солі. Практичне використання лужних металів та їх сполук.

9.8. Елементи IIa групи.

9.8.1. Берилій та магній. Загальна характеристика простих речовин і сполук. Металургія, розділення берилію від магнію й алюмінію. Оксиди та гідроксиди. Берилати. Токсикологія.

9.8.2. Підгрупа кальцію. Загальна характеристика елементів та їх сполук. Оксиди і гідроксиди. Твердість води та способи її усунення. Негашене та гашене вапно. Пероксид барію. Використання сполук у промисловості.

9.9. Елементи IIIa групи.

9.9.1. Бор, знаходження у природі; сполуки з гідрогеном; сполуки з металами, нітрогеном та киснем. Оксиди та гідроксиди. Поліборні кислоти. Бура. Тетрафтороборатна кислота та її солі.

9.9.2. Алюміній, одержання та застосування. Алюмотермія. Сплави на основі алюмінію. Хімічні властивості. Оксид та гідроксид. Амфотерні властивості алюмінію. Алюмінати. Галуни.

9.9.3. Галій, індій, талій. Властивості простих речовин. Найважливіші хімічні сполуки: оксиди, гідроксиди, солі. Одержання та використання. Токсикологія.

9.10. Елементи Іб групи. Загальні властивості елементів підгрупи купруму. Основні сполуки, їх властивості. Отримання металів. Комплексні сполуки.

9.11. Елементи ІІб групи. Підгрупа цинку. Металічний цинк, кадмій, ртуть. Цинкати. Розділення цинку та кадмію. Комплексні сполуки. Металоорганічні сполуки цинку. Сполуки кадмію. Сполуки меркурію. Амальгами. Одновалентний меркурій. Токсикологія. Практичне використання металів та їх сполук.

9.12. Елементи ІІІб групи. Підгрупа скандію (рідкоземельні елементи). Загальна характеристика скандію, ітрію, лантану та лантаноїдів. Електронна будова атомних оболонок. Відкриття елементів. Стійкі та аномальні ступені окислення. Рідкоземельні елементи (РЗЕ) у металічному стані. Складні сполуки. Комплексні сполуки. Застосування сполук РЗЕ.

9.13. Елементи ІVб групи. Підгрупа титану. Природні сполуки титану, цирконію та гафнію. Властивості простих речовин. Отримання. Основні сполуки з воднем, галогенами. Оксигеновмісні сполуки. Нітрид титану. Комплексні сполуки. Використання цих металів у промисловості.

9.14. Елементи Vб групи. Підгрупа ванадію. Фізико-хімічні властивості ванадію, ніобію і танталу. Знаходження у природі. Одержання. Використання у металургії. Значення ніобію і танталу для атомної промисловості. Сполуки з різними ступенями окислення. Комплексоутворюючі властивості елементів. Застосування. Оксиди та гідроксиди.

9.15. Елементи VIб групи. Підгрупа хрому. Загальна характеристика елементів. Природні сполуки хрому. Застосування хрому в металургії. Оксиди, гідроксиди, солі. Кислоти хрому. Окисно-відновні властивості сполук. Комплексні сполуки хрому. Молібден, вольфрам, резерфордій. Природні сполуки. Методи одержання. Молібденова та вольфрамова кислоти, їх солі. Молібденові сині та вольфрамові бронзи. Порівняльна характеристика властивостей елементів підгрупи хрому.

9.16. Елементи VIIб групи. Підгрупа мангану. Основні мінерали, що містять манган. Одержання мангану, застосування. Сплави мангану. Основні сполуки. Оксиди та гідроксиди мангану з різними ступенями окислення. Манганатна та перманганатна кислоти; манганати та перманганати. Залежність окислювальних властивостей перманганатів від рН середовища. Добування і властивості технецію і ренію.

9.17. Елементи VIIIб групи. Тріада феруму та елементи підгрупи платини. Ферум, хімічні властивості, одержання. Бездоменний процес. Сполуки

феруму (III). Оксиди, гідроксиди. Комплексні сполуки феруму. Ферум у вищих ступенях окислення. Феррати. Корозія. Карбонільні сполуки. Сполуки елементів підгруп кобальту та нікелю. Загальний огляд платинових металів. Характерні ступені окислення. Комплексні сполуки. Застосування.

Основний лекційний курс: 26 годин; СРС – 7 годин на підготовку до лекцій + 10 годин на підготовку до контрольних робіт «ЗМ – Л1» та «ЗМ – Л2».

Усього лекцій – 34 години; СРС – 24 годин.

### **1.2.3. Перелік тем лабораторних робіт**

#### **«0»-й модуль:**

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

#### **Основний курс:**

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

Лабораторна робота №3 «Класифікація неорганічних сполук»

Лабораторна робота №4 «Хімічні властивості комплексних сполук»

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

Лабораторна робота №6 «Гідроліз солей. Вплив гідролізу солей на рН розчину.»

Лабораторна робота №7 «Окисно-відновні реакції. Складання рівнянь ОВР методом електронно-іонного балансу.»

Лабораторна робота №8 «Хімічні властивості металів та їх сполук. Корозія металів.»

Лабораторна робота «0»-го модуля – 4 години; СРС – 4 години на підготовку до лабораторної роботи.

Лабораторні роботи основного курсу – 30 годин; СРС – 30 годин на підготовку до лабораторних робіт + 10 годин на підготовку до практичних модулів «ЗМ – П1» та «ЗМ – П2».

Разом: Лабораторні роботи – 34 години; СРС – 44 години.

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

#### ОСНОВНА

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. – Київ.: Перун, 1998. – 480 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Учебное пособие для вузов. /Под ред. В.А. Рабиновича./- Л.: Химия, 1988. – 704 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. – 272 с.
4. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. – Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии. Учебн. пособие. 4-е изд. испр. – М.:Высш.шк., 2002. – 368 с.
5. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Неорганічна хімія» для студентів I-го курсу денної форми навчання, напрям підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»; рівень підготовки - бакалаври. / Васильєва М.Г. – Одеса, ОДЕКУ, 2008. – 66 с.
6. Збірник методичних вказівок до лабораторних та практичних робіт «Водні розчини електролітів. Гідроліз солей». / Герасименко Г.І. – Одеса, ОДЕКУ, 2006р. – 75 с.
7. «Основи електрохімії». Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт для студентів денної та заочної форми навчання за всіма спеціальностями. / Шевченко В.Ф., Шепеліна С.І. – Одеса, ОДЕКУ, 2003.- 81 с.
8. Басов В.П., Родіонов В.М., Юрченко О.Г. Хімія. Навч. посібник для слухачів підготовчих відділень, факультетів довузівської підготовки, абітурієнтів. – Київ „Каравела”, 2003. – 280 с.
9. Капустян А.И., Табенская Т.В. Химия для студ. подготовительных факультетов вузов. – М.: «Высш. Школа», 1990. – 399 с.

#### Додаткова

10. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Задачи по химии для поступающих в вузы – М.: «Высш. Школа», 1987. – 238 с.
11. Калічак Я.М., Кінджибало В.В., Котур Б.Я., Миськів М.Г., Сколоздра Р.В. Хімія. Задачі, вправи, тести. – Львів, «Світ», 2001. – 245 с.
12. Степаненко О.М., Рейтер Л.Т., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник. – Київ.: Пед. преса., 2000. – 346 с.
13. Бутенко А.М., Булавін В.І., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія: Навч. посібник для студ. хіміко-технологічних та нехімічних спеціальностей. – Київ.: ІЗМН, 1997. – 392 с.

14. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Практикум.: Навчальний посібник для студентів вищих педагогічних навчальних закладів. – Київ „Либідь”, 2003. – 208 с.
15. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Ученик для Химико-технологических вузов. – 2-е изд. перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 1988. – 640 с.
16. Лабораторный практикум по общей химии. Под ред. А.А. Таперовой. – М.: Высш. шк., 1969. – 368 с.

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

#### **1.4. Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Неорганічна хімія»**

Засвоєння дисципліни «Неорганічна хімія» повинне сприяти розвитку у студентів широкого природничо-наукового розуміння складних хімічних процесів, які виникають у гідросфері та біосфері під впливом природних та людських факторів, вмінню грамотно застосовувати знання про хімічний склад неорганічних речовин.

Після вивчення дисципліни студент повинен знати:

- Предмет і об'єкти, які вивчає неорганічна хімія.
- Місце неорганічної 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. Номенклатуру неорганічних сполук. Їх властивості та способи отримання.
- Основи хімічної термодинаміки і її використання у неорганічній хімії; 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.
- Основні поняття про колоїдні розчини.
- Електрохімічні процеси.
- Основні типи, номенклатуру, будову та властивості комплексних сполук.

- Основні методи вивчення та основні властивості неорганічних речовин.
- Основні властивості та способи добування елементів головних та побічних підгруп періодичної системи Д.І.Менделєєва.
- Роль неорганічної хімії у вирішенні екологічних проблем.
- Основні положення техніки безпеки при роботі з неорганічними сполуками.

Основні вміння, які отримує студент:

- Складати рівняння типових хімічних реакцій.
- Використовувати основні закони хімічної стехіометрії.
- Розв'язувати розрахункові завдання неорганічної та загальної хімії.
- Складати електронні формули та електронно-графічні конфігурації багатоелектронних атомів.
- Класифікувати неорганічні сполуки.
- Визначати найбільш ймовірні властивості неорганічних речовин на основі їх елементного складу і структури.
- Користуватися лабораторними приладами та фізико-хімічною апаратурою.
- Застосувати теоретичні знання з неорганічної 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 «Неорганічна хімія» визначається освітньо-професійною програмою бакалавра та складається з: 34 год. – лекції, 34 год. – лабораторні роботи, 68 год. – самостійна робота студентів (СРС), іспит; усього: 136 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 та лабораторних заняттях,
2. виконання «0 – модуля», 2-х лекційних (теоретичних) та 2-х лабораторних (практичних) модулів,
3. складання протоколів лабораторних робіт,
4. розв'язання задач та розрахункових завдань біля дошки під наглядом викладача в лабораторії,
5. двох атестацій,
6. у кінці I семестру – іспит.



Структура дисципліни «Неорганічна хімія» складена згідно із затвердженим навчальним планом:

- загальна кількість кредитів ECTS – 4,5+1 (науковий);
- кількість залікових одиниць - 2;
- модулі – «0»-модуль, 2 лекційні, 2 практичні (лабораторні заняття), наукової роботи (окрема залікова одиниця);
- загальна кількість змістовних модулів – 5.

### Графік контрольних заходів

№ тижня	Контрольний показник та вигляд занять, на яких буде проведений контроль	
	Теоретична частина	Практична частина (лабораторні заняття)
1	УО	УО; РЗ; КЗ; ЛР
2	УО	
3	УО	УО; РЗ; КЗ; ЛР
4	УО	
5	Тест (ЗМ-0)	УО; РЗ; КЗ; ЛР
6	УО	
7	атестація I	УО; РЗ; КЗ; ЛР
8	УО	
9	УО	УО; РЗ; КЗ; ЛР
10	УО	КР (ЗМ-П1)
11	КР (ЗМ-Л1)	УО; РЗ; КЗ; ЛР
12	УО	
13	УО	УО; РЗ; КЗ; ЛР
14	Атестація II	
15	КР (ЗМ-Л2)	УО; РЗ; КЗ; ЛР
16	УО	
17	УО	КР (ЗМ-П2)

#### Умовні позначки:

УО – усне опитування під час лабораторних або лекційних занять;  
 РЗ – розв’язання задач під наглядом викладача в обчислювальному класі;  
 КР – письмова контрольна робота;  
 КЗ – виконання завдання біля дошки;  
 ЛР – виконання лабораторної роботи та підготовка протоколу;  
 ЗМ – змістовний модуль.

## **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 «Неорганічна хімія» надані у вигляді вивчення певних розділів теоретичного матеріалу. 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.

### **2.2. Перелік питань та поради щодо їх самостійного вивчення з указівкою на літературу, в якій можна знайти необхідний матеріал**

**2.2.1.** Підготовка до «0-модуля» включає вивчення (або повторення) теоретичного матеріалу та вміння розраховувати тематичні завдання з курсу загальноосвітньої шкільної дисципліни «Хімія».

Після вивчення тем 1-9 «0-модуля» студент повинний знати:

- 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.
- Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро та наслідки з нього. Число Авогадро.
- Основні закони хімії: закон збереження маси (М. В. Ломоносова – А. Лавуаз'є); закон збереження енергії (А. Ейнштейна). Закон постійності складу (Ж. Пруста). Закон кратних відношень (Д. Дальтона).
- Експериментальні методи визначення молекулярної маси газоподібної речовини: найпоширеніший метод визначення молекулярних мас речовин, який ґрунтується на законі Авогадро; універсальне рівняння стану газу, яке об'єднує закони Бойля-Маріотта і Гей-Люссака; рівняння Клапейрона-Менделєєва.
- Методи визначення атомної маси. Правило Дюлонга-Пті. Валентність.

- Періодичний закон Д.І.Менделєєва у сучасному формулюванні і будову атома.
- Електронегативність елементів.
- Поняття про ступінь окислення.
- Типи хімічного зв'язку: неполярний та полярний ковалентний зв'язок; іонний зв'язок; водневий зв'язок; металічний зв'язок.
- Основні класи неорганічних сполук.
- Основні поняття про розчини.
- Властивості основних речовин – окисників та відновників.

Студент повинний вміти робити розрахунки молярної маси речовини та кількості 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. Складати електронні формули та електронно-графічні конфігурації атомів елементів 1-4 періодів системи Д.І. Менделєєва та на їх основі встановити властивості даної простої речовини (металічні або неметалічні). Вміти розрахувати ступінь окислення елемента. Складати іонно-молекулярні рівняння та рівняння окисно-відновних реакцій за електронним балансом.

Студент повинен слухати і конспектувати лекції, в яких в лаконічній формі та суровій послідовності викладені усі питання «0-модуля». Крім конспекту лекцій для знання програмного матеріалу можливо ознайомитись з літературою:

- теми 1-4: основна література [1, с. 12-26; 8, с. 6-18; 9, с. 10-40;], додаткова література [10, с. 6-21],
- теми 5-6: основна література [8, с. 19-37; 9, с. 40-82], додаткова література [10, с. 22-30],
- тема 7: основна література [8, с. 67-80; 9, с. 84-107], додаткова література [10, с. 54-68],
- тема 8: основна література [8, с. 53-67], додаткова література [10, с. 35-54],
- тема 9: основна література [9, с. 109-112], додаткова література [10, с. 22-30].

#### **Питання та завдання до самоконтролю студентів після вивчення тем «0-го модуля»**

1. Що таке кількість речовини? В яких одиницях виражають цю величину?
2. Розрахувати молярну масу речовини  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ .
3. Укажіть молярну масу сульфатної кислоти (г/моль):  
А. 58;      Б. 68;      В. 78;      Г. 98.

4. Поясніть, чим хімічний елемент відрізняється від простої речовини?
5. Які розрахунки можна зробити, знаючи формулу хімічної сполуки?
6. Які основні закони хімії ви знаєте?
7. Виберіть формулювання закону сталості складу речовин:

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»

8. Обчисліть об'єм азоту (л) (н.у.), який необхідний для добування амоніаку об'ємом 6 літрів.
9. Розрахуйте в грамах масу однієї молекули SO<sub>2</sub>.
10. Речовина складається (по масі) з 26, 53% калію, 35,37% хрому та 38,10% кисню. Складіть просту формулу речовини.

Приклад розрахунку:

$$\omega(K) = 26,53\%$$

$$\omega(Cr) = 35,37\%$$

$$\omega(O) = 38,10\%$$



Розв'язання:

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

Відповідь: проста формула речовини - K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.

11. В якій групі періодичної системи Д.І. Менделєєва знаходяться лужні метали?
12. В якій групі періодичної системи Д.І. Менделєєва знаходяться галогени?
13. Як змінюються металічні та неметалічні властивості елементів по періоду в системі Д.І. Менделєєва?
14. Як змінюються металічні та неметалічні властивості елементів по групі в системі Д.І. Менделєєва?
15. За електронною формулою атома виберіть елемент, який утворює просту речовину, для якої характерні властивості типового металу  
 А. 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>;    Б. 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup>;    В. 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>1</sup>;    Г. 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>4</sup>.
16. Що таке електронегативність елемента?
17. Як утворюється ковалентний зв'язок (неполярний та полярний)?
18. Як утворюється іонний зв'язок?

19. 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.  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $H_2O$ .
20. Розрахуйте ступінь окиснення елемента S в складній сполуці  $K_2SO_4$ .
21. 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.  $SO_3$ .
22. Укажіть хімічну формулу кислоти.
- А.  $NaOH$ ;    Б.  $CaCl_2$ ;    В.  $HNO_3$ ;    Г.  $SO_3$ .
21. Укажіть хімічну формулу основи.
- А.  $Na_2SO_4$ ;    Б.  $Ca(OH)_2$ ;    В.  $HCl$ ;    Г.  $Al_2O_3$ .
22. Укажіть, які процеси належать до окиснення, а які до відновлення?
- А.  $Na^+ \rightarrow Na^0$ ;    Б.  $2Cl^- \rightarrow Cl_2^0$ ;    В.  $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$ ;    Г.  $Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$
23. Визначте іони, які утворюються у водному розчині під час дисоціації барію хлориду
- А.  $Ba^{2+}$ ,  $2OH^-$ ;    Б.  $Ba^{2+}$ ,  $2NO_3^-$ ;    В.  $Ba^{2+}$ ,  $2Cl^-$ ;    Г.  $Ba^{2+}$ ,  $SO_4^{2-}$ .
24. Укажіть схему реакції іонного обміну у водному розчині, під час якої утворюється осад
- А.  $AgNO_3 + KCl \rightarrow$     Б.  $NaNO_3 + KCl \rightarrow$   
 В.  $H_2SO_4 + K_2CO_3 \rightarrow$     Г.  $H_3PO_4 + KOH \rightarrow$

**2.2.2.** Підготовка до змістовних модулів основного курсу з дисципліни «Неорганічна хімія» включає вивчення теоретичного матеріалу (ЗМ-Л1 та ЗМ-Л2) і вміння розраховувати задачі та тематичні завдання (ЗМ-П1 та ЗМ-П2). Необхідно вести конспект лекцій та користуватись літературою, за допомогою якої слід проробляти дані розділи.

Після вивчення розділів 1-5 основного курсу дисципліни «Неорганічна хімія» студенти повинні знати:

- Предмет неорганічної хімії, її зв'язок з іншими природничими науками [1, с. 8-11; 2, с. 11-14].
- Закон еквівалентів [1, с. 20-21; 2, с. 29-31].
- Розвиток періодичного закону ім. Д.І. Менделєєва і будову атома в квантовій механіці [1, с. 32-40; 2, с. 46-70].
- Квантові числа, що характеризують атомні орбіталі. Принцип Паулі і правило Гунда. Правила Клечковського. Електронні формули багатоелектронних атомів [1, с. 36-51; 2, с. 71-95].

- Потенціали іонізації атомів, спорідненість атомів до електрона, ефективний атомний радіус, електронегативність, магнітні властивості атомів. Зв'язок атомних характеристик з електронною структурою [1, с. 52-63; 2, с. 95-97].
- Ізотопи. Радіоактивність (природна та штучна) [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 [1, с. 72-88; 2, с. 117-135].
- Іонний зв'язок. Поняття про ступінь окислення. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок. Сили міжмолекулярної взаємодії. Агрегатний стан речовини. [1, с. 97-110; 2, с. 143-157].
- Класифікацію, номенклатуру, властивості та способи отримання неорганічних сполук [1, с. 134-146; 2, с. 37-45].
- Основні властивості, будову, класифікацію та номенклатуру комплексних сполук. Основні положення теорії Вернера. Природу хімічного зв'язку в комплексних сполуках, їх просторову будову та ізомерію [1, с. 355-367; 2, с. 563-586].

Студенти повинні вміти:

- Розраховувати фактор еквівалента речовини, молярну масу еквівалента речовини, об'єм еквівалента газоподібної речовини, вирішувати задачі з використанням закону еквівалентів [3, с. 7-10; 5, с. 16-22].
- Складати 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 елемента і прогнозувати їх властивості [3, с. 40-47; 11, с. 24-34].
- Визначати тип хімічного зв'язку, геометричну структуру молекул, тип гібридизації атомних орбіталей, поляризацію іонів [3, с. 53-68; 11, с. 35-43].
- 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. [3, с.29-39; 5, с. 23-48].
- 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 іона. Складати електронну формулу та електронно-графічну конфігурацію

комплексоутворювача та пояснити просторову будову комплексного іона, вказавши тип гібридизації електронних орбіталей комплексоутворювача [3, с. 196-211; 5, с. 49-61].

### Питання та завдання до самоконтролю студентів після вивчення розділів 1-5

1. Сформулюйте закон еквівалентів. За яких умов справедливий закон еквівалентів?
2. Як розрахувати фактор еквівалента простої речовини та складних речовин (оксидів, гідроксидів, кислот, середніх солей, кислих солей, основних солей)?
3. Фактор еквівалента є постійною чи змінною величиною?
4. Як розрахувати молярну масу еквівалента речовини, об'єм еквівалента газоподібної речовини?
5. На нейтралізацію 2,45г кислоти потрібно витратити 2г гідроксиду натрію (NaOH). Визначити молярну масу еквівалента кислоти.
6. При взаємодії 5,95г деякої речовини з 2,75г соляної кислоти (HCl) отримали 4,4г солі. Розрахуйте молярні маси еквівалента цієї речовини та солі, яку отримали.
7. Напишіть електронно-графічну конфігурацію та електронну формулу атома елемента, заряд ядра якого дорівнює + 28. Укажіть його положення у системі Д.І. Менделєєва. До якого сімейства (–s, p, d, f ) належить цей елемент? Для кожного з валентних електронів напишіть значення 4-х квантових чисел.
8. Які типи хімічного зв'язку ви знаєте?
9. Назвіть особливості кожного типу з хімічних зв'язків.
10. В чому сутність методу валентних зв'язків?
11. Опишіть просторову будову молекули  $MgCl_2$ . Вкажіть тип гібридизації атомних орбіталей центрального атома.
12. Яка залежність існує між типом кристалічних ґраток і хімічним зв'язком?
13. Які основні класи неорганічних сполук ви знаєте?
14. Як поділяють кислоти за їх окислювальною здатністю, за складом та за силою?
15. Наведіть приклади рівнянь реакцій, які підтверджують слабкі кислотні властивості таких амфотерних гідроксидів:  $Be(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Cr(OH)_3$ .
16. Доведіть, що кислі солі виявляють деякі властивості кислот, а основні солі – деякі властивості основ.
17. Напишіть рівняння хімічних реакцій за наведеною схемою перетворень.



Дайте визначення та характеристику хімічних властивостей підкресленої речовини у схемі перетворень (за допомогою хімічних реакцій); дайте назву цій речовині згідно з міжнародною номенклатурою, напишіть її структурну формулу.

18. Дайте назву комплексній сполуці  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Br}_2$ . До якого типу вона належить? Вкажіть комплексоутворювач, його координаційне число, ступень окиснення. Вкажіть ліганди, їх степінь окиснення, дентантність. Напишіть електронно-графічну конфігурацію та електронну формулу іона комплексоутворювача, визначте тип гібридизації атомних орбіталей іона комплексоутворювача та просторову структуру комплексного іона.

Після вивчення розділів 6-8 основного курсу дисципліни «Неорганічна хімія» студенти повинні знати:

- Хімічну термодинаміку: поняття про хімічну систему, її параметри та функції; поняття про внутрішню енергію та ентальпію; перший закон термодинаміки, 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); термодинамічні розрахунки. [1, С. 111-121; 2, С.158-162, 187-196].
- 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. [1, С. 121-128; 2, С. 163-175].
- 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). [1, С. 129-133; 2, С. 176-187].
- 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. [1, С. 147-154; 2, С. 205-214].
- Властивості розбавлених розчинів неелектролітів: осмос, закони Вант-Гоффа та 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; іонний добуток води, водневий показник (рН) розчинів; гідроліз солей. Колоїдні розчини. [1, С. 160-181; 2, С. 223-254].

- Електрохімічні процеси: окисно-відновні реакції у розчинах, властивості основних окисників та відновників; гальванічний елемент, електродні потенціали, рівняння Нернста; ряд електрохімічних потенціалів металів; електроліз водних розчинів електролітів, закони Фарадея; корозія металів та способи її усунення. [1, С. 182-203, 316-318; 2, С. 255-294, 536-542].

Студенти повинні вміти:

- Вирішувати хіміко-термодинамічні розрахунки, використовуючи закон Гесса та наслідки з нього; визначати термодинамічну можливість перебігу хімічної реакції [3, С. 73-83; 11, С. 44-47].
- 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 [3, С. 89-95; 11, С. 47-55].
- Визначати напрямок зсуву хімічної рівноваги під впливом різних факторів у гомогенній та гетерогенній системах, використовуючи принцип Ле-Шательє [3, С. 97-99; 11, С. 49-55].
- Розраховувати концентрацію розчинів різними способами (відсоткову, молярну, моляльну, нормальну, титр) [3, С. 100-115; 6, С. 6-19].
- Розраховувати завдання зв'язані з хіміко-фізичними властивостями розбавлених розчинів неелектролітів, використовуючи закони Вант-Гоффа та Рауля [3, С. 117-120; 6, С. 26-28].
- 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 вигляді по степенях. [3, С. 146-153; 6, С. 29-36, 41-42, 45-48].
- Ставити коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій методом іонно-електронного балансу; визначати речовини – окисник та відновник; розраховувати молярну масу еквівалента окисника та відновника; визначати напрямок перебігу окисно-відновної реакції. [3, С. 167-170; 7, С. 44-74].
- Розраховувати електродні потенціали за рівнянням Нернста; писати схеми електродних процесів (анодного та катодного) у

гальванічному елементі та розраховувати його електрорушійну силу; розраховувати завдання з електролізу водних розчинів електролітів, використовуючи закони Фарадея; писати схеми електродних процесів (анодного та катодного) електрохімічної корозії металів у різних середовищах. [3, С. 178-182, 189-191; 7, С. 6-39].

### Питання та завдання до самоконтролю студентів після вивчення розділів 6-8

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?  
$$4 \text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$$
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 за схемою:  $\text{PCl}_5(\text{г}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$   
 $\Delta H = +92,59 \text{ кДж/моль}$ . 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:  
$$2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г}),$$
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.
13. Охарактеризуйте криоскопічний та ебуліоскопічний методи визначення молекулярних мас розчинених речовин-неелектролітів.
14. Що таке обернений осмос і де з таким явищем можна зіткнутися у природі?
15. Розрахуйте: а) відсоткову (С%), б) молярну (См), в) нормальну (Сн), г) молярна (См) концентрації розчину  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , що утворився при розчиненні 18г кислоти у 282 см<sup>3</sup> води. Густина розчину  $\rho = 1,031 \text{ г/см}^3$ . Чому дорівнює титр (Т) розчину?
16. Охарактеризуйте властивості кислот, основ та солей за теорією електролітичної дисоціації.
17. Напишіть вирази ступінчастих констант дисоціації для ортофосфатної кислоти  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

18. Які види солей підлягають гідролізу? Які солі не гідролізуються? Як впливає гідроліз на значення водневого показника рН розчину солі?
19. Яка із солей: NaBr чи CrBr<sub>3</sub> підлягає реакції гідролізу? Напишіть реакцію гідролізу солі у молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді (по стадіях). Яке значення рН (> чи <7) середовища розчину? За допомогою якого індикатора можна визначити рН розчину цієї солі? Напишіть вираз для константи гідролізу.
20. Назвіть основні типи окисно-відновних реакцій.
21. Дайте визначення окисно-відновного електродного потенціалу системи.
22. Як можна визначити за табличними значеннями стандартних електродних потенціалів системи напрямок перебігу окисно-відновної реакції?
23. Підберіть коефіцієнти в схемі ОВР методом електронно-іонного балансу. Напишіть напівреакції окислення та відновлення. Укажіть речовину – окисник та речовину – відновник.



Розрахуйте молярну масу еквівалента окисника та відновника.

Зрозуміло, що часу, відведеного на лекційне викладання теоретичного матеріалу з дисципліни «Неорганічна хімія» достатньо на те, щоб в дуже стислій та лаконічній формі надати студентам уявлення про закони та принципи сучасної хімії. Тому великої ролі у вивченні неорганічної хімії набуває самостійна робота студента, яка вимагає наполегливості. Самостійне вивчення деяких розділів потребує додаткових порад у розв'язанні задач та розрахункових завдань.

**Завдання 1.** Обчислити тепловий ефект ( $\Delta H^\circ$ ) хімічної системи та напрямок її обміну тепловою енергією з навколишнім середовищем.



Розв'язання:

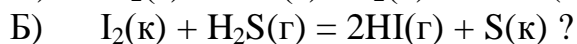
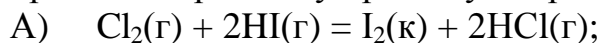
У таблиці довіднику (або у методичних вказівках) знайдемо стандартні ентальпії утворення речовин CO<sub>2</sub> та MgO; стандартні ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю.  $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393,5$  кДж/моль;  $\Delta H^\circ(\text{MgO}) = -601,8$  кДж/моль;  $\Delta H^\circ(\text{Mg}) = 0$  кДж/моль;  $\Delta H^\circ(\text{C}) = 0$  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  $\Delta H^\circ = -810,1$  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 (298К) 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 ( $\text{I}_2(\text{к})$ ,  $\text{Cl}_2(\text{г})$ ,  $\text{S}(\text{к})$ )  $\Delta G_{298}^0$  дорівнює нулю.

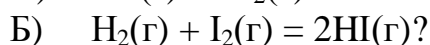
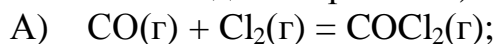
Розрахуємо значення ізобарно-ізотермічного потенціалу (енергії Гіббса) за стандартних умов для реакцій (1) і (2) відповідно:

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

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

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):

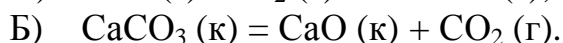
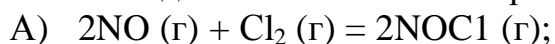


Розв'язання:

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 спричиняє 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 спричиняє зсуву хімічної рівноваги.

**Завдання 4.** Написати вираз закону діючих мас для реакцій:



Розв'язання:

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

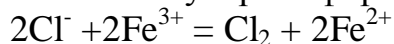
Б) Оскільки карбонат кальцію – тверда речовина, концентрація якої не змінюється в ході реакції, вираз швидкості прямої реакції у даному випадку має вигляд:  $V_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}}$ , тобто швидкість реакції при зазначеній температурі постійна.

**Завдання 5.** 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:

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

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

**Завдання 6.** 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:

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

А потім розрахуємо значення електродних потенціалів за рівнянням Нернста:

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

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

Тому що  $\varphi(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0) > \varphi(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0)$ , на електроді, який виготовлений з плюмбуму, 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:

$$E = \varphi(\text{К+}) - \varphi(\text{А-}) = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В}.$$

Опишемо процеси, які відбуваються на електродах:

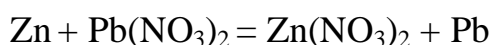
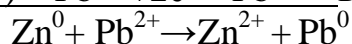
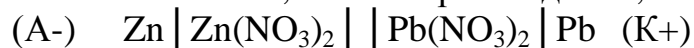


Схема гальванічного елемента, який ми розглядаємо, має вигляд:



Після вивчення розділу 9 основного курсу дисципліни «Неорганічна хімія» студенти повинні знати хімію простих речовин та сполук елементів, а саме:

- Гідроген та водень: загальна характеристика, методи добування, властивості, застосування.
- Елементи VIIa групи: загальна характеристика ряду галогенів, фізико-хімічні властивості; одержання, використання в промисловості сполук галогенів. Токсикологія. Охорона навколишнього середовища від забруднення хлором. Поняття про гранично припустимі концентрації (ГПК). Біологічна роль простих речовин і сполук, утворених галогенами.
- Елементи VIa групи: кисень та кисень, загальна характеристика елементів підгрупи оксигену, фотохімія озону, руйнування озонового шару в атмосфері, основні сполуки. Сульфур, алотропні модифікації сірки, найважливіші сполуки, їх властивості, одержання і практичне значення. Виробництво сульфатної кислоти і проблеми забруднення навколишнього середовища. Біологічна роль сульфуру, кругообіг сірки в природі. Селен, телур, полоній, їх основні фізичні і хімічні властивості та сполуки з гідрогеном та киснем.
- Елементи Va підгрупи: нітроген, загальна характеристика елементів підгрупи нітрогену, добування та властивості, основні сполуки, кругообіг азоту в природі. Промислове і лабораторне одержання амоніаку. Нітритна та нітратна кислоти, їх одержання, практичне використання. Азотні добрива. Фосфор, природні сполуки, одержання, алотропні форми, основні сполуки, біологічна значущість фосфору, добрива на основі фосфору. Арсен, стибій та бісмут; їх властивості та способи добування; основні сполуки; токсичність арсену та його сполук; практичне використання.
- Елементи IVa групи: загальна характеристика елементів підгрупи карбону. Карбон, знаходження у природі, алотропні модифікації, хімічні властивості, органічні сполуки, оксиди, карбонова кислота та її солі, основні сполуки, токсикологія, кругообіг карбону в природі. Силіцій, сполуки, властивості, застосування. Підгрупа германію, природні сполуки, властивості простих речовин, алотропія, хімічні властивості основних сполук.
- Елементи VIIIa групи: інертні гази, загальна характеристика, основні сполуки, фізичні та хімічні властивості.
- Загальні властивості металів; фізичні та хімічні властивості металів; природні сполуки; добування; сплави, корозія металів.
- Елементи Ia групи: загальна характеристика лужних металів, важливіші солі та інші сполуки лужних металів, одержання, практичне використання.

- Елементи ІІа групи: загальна характеристика простих речовин і сполук берилію та магнію, металургія, токсикологія. Загальна характеристика елементів підгрупи кальцію та їх сполук, твердість води та способи її усунення, використання сполук у промисловості.
- Елементи ІІІа групи: бор, знаходження у природі, основні сполуки. Алюміній, одержання та застосування, алюмотермія, сплави на основі алюмінію, хімічні властивості, оксид та гідроксид, амфотерні властивості алюмінію, алюмінати, галуни. Галій, індій, талій; властивості простих речовин, важливіші хімічні сполуки, одержання та використання, токсикологія.
- Елементи Іб групи: загальні властивості елементів підгрупи купруму, основні сполуки, отримання металів, вилучення золота амальгуванням та ціануванням, комплексні сполуки, аурати, тетрахлоорауратна кислота та її солі, роль аргентуму у фотопроцесі.
- Елементи ІІб групи: загальні властивості елементів підгрупи цинку (цинк, кадмій, ртуть). Цинкати, розділення цинку та кадмію, комплексні сполуки, металоорганічні сполуки цинку, сполуки кадмію, сполуки меркурію, амальгами, токсикологія, практичне використання металів та їх сполук.
- Елементи ІІІб групи. загальні властивості елементів підгрупи скандію (рідкоземельні елементи), відкриття елементів, стійкі та аномальні ступені окислення, рідкоземельні елементи у металічному стані, складні сполуки, комплексні сполуки, застосування.
- Елементи ІVб групи: загальні властивості елементів підгрупи титану, природні сполуки титану, цирконію та гафнію, властивості простих речовин, отримання, основні сполуки, комплексні сполуки, використання цих металів у промисловості.
- Елементи Vб групи: загальні властивості елементів підгрупи ванадію, фізико-хімічні властивості ванадію, ніобію і танталу, знаходження у природі, одержання, використання у металургії, значення ніобію і танталу для атомної промисловості, сполуки з різними ступенями окислення, комплексоутворюючі властивості елементів, застосування.
- Елементи VIб групи: загальні властивості елементів підгрупи хрому. Природні сполуки хрому; застосування хрому в металургії; оксиди, гідроксиди, солі, кислоти хрому; окисно-відновні властивості сполук, комплексні сполуки хрому. Молібден, вольфрам, резерфордій; їх природні сполуки, методи одержання, основні сполуки, порівняльна характеристика властивостей елементів підгрупи хрому.
- Елементи VIIб групи: загальні властивості елементів підгрупи мангану; основні мінерали, що містять манган, одержання мангану,

застосування; сплави мангану, основні сполуки, залежність окислювальних властивостей перманганатів від рН середовища. Добування і властивості технецію та ренію.

- Елементи VIIIБ групи: тріада феруму та елементи підгрупи платини. Ферум, хімічні властивості, одержання. Бездоменний процес. Сполуки феруму (III), оксиди, гідроксиди, комплексні сполуки феруму, ферум у вищих ступенях окислення, феррати, корозія, карбонільні сполуки. Сполуки елементів підгруп кобальту та нікелю. Загальний огляд платинових металів, характерні степені окиснення, комплексні сполуки, застосування.

Студенти повинні вміти: давати характеристику елементу на основі будови його атома, порівнювати характеристики елементів головної та побічної підгруп, описувати хімічні властивості сполук елементів та способи їх отримання за допомогою рівнянь хімічних реакцій.

Для самостійної проробки цього розділу можна використовувати літературу: основну [1, С. 204-257; 2, С. 330-680;] та додаткову [14, С. 128-198].

### **Питання та завдання до самоконтролю студентів після вивчення розділу 9**

1. Чому водень займає в періодичній системі елементів двоїсте положення? Наведіть приклади сполук, в яких водень поводить себе як типовий галоген.
2. Які степені окислення виявляє водень у сполуках з неметалами та металами?
3. Як змінюються властивості галогенів у підгрупі зверху вниз?
4. Як змінюється сила оксигеновмісних кислот хлору та їх окислювальні властивості із збільшенням ступеня окислення хлору?
5. Як змінюється сила галогеновмісних кислот? Наведіть приклади.
6. Чому кисень, як правило виявляє валентність, що дорівнює 2, на відміну від своїх аналогів, що можуть виявляти валентність 2, 4, 6?
7. Поясніть, чому неметалічні властивості у підгрупі кисню послаблюються від О до Те?
8. Опишіть будову молекули кисню за методом валентних зв'язків. Назвіть кількість  $\sigma$ - та  $\pi$ - зв'язків.
9. Напишіть рівняння реакцій взаємодії металів різної активності з розбавленим та концентрованим розчинами сульфатної кислоти.
10. Чому для нітрогену не характерна алотропія на відміну від його аналогів?



11. Чому молекулярний азот є пасивною речовиною? Підтвердити прикладами.
12. Підтвердити рівняннями хімічних реакцій властивості оксиду нітрогену (IV) як окисника та як відновника.
13. Як впливає на хімічні властивості оксиду карбону (II) наявність в атомі карбону неподіленої електронної пари?
14. Запишіть рівняння взаємодії олова та свинцю з концентрованими та розведеними  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ .
15. Дайте загальну характеристику інертних газів. Які сполуки інертних газів ви знаєте?
16. Які з інертних газів здатні утворювати сполуки з флуором?
17. Як залежить активність металу від його положення в періодичній системі та значень потенціалів іонізації?
18. Який спосіб захисту заліза від корозії надійніший: оцинкування чи лудження?
19. Яку роль відіграють іони калію та натрію у біологічних процесах?
20. Яку роль відіграють іони магнію та кальцію в процесах життєдіяльності людини та тварин?
21. Що таке твердість води та які методи її усунення ви знаєте?
22. Підтвердити рівняннями хімічних реакцій амфотерні властивості оксиду та гідроксиду алюмінію.
23. Назвіть спільні та відмінні властивості елементів головної та побічної підгруп I групи періодичної системи.
24. Назвіть спільні та відмінні властивості елементів родин лантаноїдів та актиноїдів.
25. Як змінюється основний характер оксидів мангану при переході від ступеня окислення мангану +2 до +7?
26. Як впливає кислотність середовища на окисні властивості перманганат-іону?
27. Дайте порівняльну характеристику елементів головної та побічної підгруп VII групи періодичної системи.
28. Чому у тріадах металів VIII групи періодичної системи зліва направо спостерігається послаблення активності елементів?
29. Чому  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  легко розчинюється у водному розчині амоніаку, який виявляє властивості слабкої основи, та зовсім не розчиняється у розчині лугу (KOH) при кімнатній температурі?
30. Дайте порівняльну характеристику елементів головної та побічної підгруп VIII групи періодичної системи.

### **3. 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 29.04.2010р. зі змінами та доповненнями та наказу по університету № 242 від 29.09.09 р., №143 від 17.05. 2010р. – врахування накопичених студентом за навчальний семестр результатів поточного контролю. Підсумкова оцінка у шкалі ECTS виставляється за кожну залікову одиницю.
- *Форми підсумкового контролю*: семестровий іспит (I 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.), «Положенням про «0-модуль», затвердженим наказом №169 від 24.12.2008р.

Комплекс контрольних заходів регламентує організацію поточного та підсумкового контролю рівня набутих студентами знань, вмінь та навичок у ході вивчення дисципліни «Неорганічна хімія», а також конкретизує виконання графіку навчального процесу по цій дисципліні з напрямку – 6.090201 «Водні біоресурси і аквакультура», на освітньо-кваліфікаційному рівні – бакалаври.

Метою кредитно-модульної системи контролю є:

- активізація самостійної роботи студентів;
- стимулювання ритмічної роботи протягом семестру згідно з графіком контрольних 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;
- тестування – ТР.

Студент повинен мати лабораторний журнал, тобто зошит, у якому коротко, але точно відзначаються всі спостереження, зроблені при виконанні експерименту. У цьому ж лабораторному зошиті студент повинен 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, оформлення титульного листа до якого наведено у додатку 2. 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 «контролюючою програмою», студент, з одного боку, ознайомиться з характером питань по даній темі, з іншого боку - добре підготується до модульної контрольної роботи із цього розділу неорганічної хімії.

#### 4. Методика оцінки всіх видів підготовки студентів

Кредитно-модульна система оцінки знань, вмінь та навичок передбачає розподіл програми навчальної дисципліни «Неорганічна 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: «0-й модуль» (ЗМ-0), 2 змістовних модулів з теоретичної (лекційної) частини курсу (ЗМ-Л1; ЗМ-Л2) та 2 змістовних модулів з практичної частини (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 за виконання певного виду завдання
1	«0-й модуль» – тестове завдання, складається з 10 питань (ЗМ-0)	10
2	Змістовний модуль №1 – теоретичний, складається з 5 питань (ЗМ-Л1)	20
3	Змістовний модуль №2 – теоретичний, складається з 5 питань (ЗМ-Л2)	20
4	Змістовний модуль №3 – практичний, складається з 5 розрахункових задач (ЗМ-П1)	15
5	Змістовний модуль №4 – практичний, складається з 5 розрахункових задач (ЗМ-П2)	15

6	Усне опитування (УО), виконання завдання біля дошки (КЗ) та рішення розрахункових завдань (РЗ) на лабораторних заняттях	8 (1 бал за 1 УО, 1КЗ або 1 РЗ)
7	Присутність на лабораторних заняттях	4 (0,5 бали за кожне заняття)
8	Підготовка протоколів лабораторних робіт	8 (1 бал за 1лабор. роботу)
	Усього за семестр:	100

Сума отриманих балів складається з суми виконаних своєчасно контрольних заходів. Якщо студент не виконав з поважних причин окремих модулів, він може здати його у двотижневий термін згідно з графіком контрольних заходів.

Студент вважається допущеним до підсумкового контролю, якщо він виконав всі види робіт, передбачені робочою навчальною програмою дисципліни «Неорганічна хімія», і набрав за модульною системою суму балів не менше 50% від максимально можливої за практичну частину дисципліни (25 балів).

При проведенні міжсесійного контролю студент вважається атестованим, якщо він набрав не менш як 50% від максимально можливої суми балів по модулях, завершених на момент атестації.

Питання про виставлення семестрового іспиту за підсумками кредитно-модульного контролю розглядається тільки при умові, що фактична сума накопичених за семестр балів за складає не менше 50% з практичного модулю. В іншому випадку студент вважається таким, що не виконав навчального плану дисципліни, і не допускається до іспиту.

Сума балів, які отримав студент за всіма модулями навчальної дисципліни, формує інтегральну оцінку поточного контролю даного студента з навчальної дисципліни «Неорганічна хімія» згідно з таблицею 2.

Табл.2

У % відношенні	Фактично	Оцінка за шкалою ECTS	Традиційна оцінка
<60%	<60 балів	1-34 балів – <b>F</b>	<b>незадовільно</b> (обов'язково повторний курс навчання)
		35 – 59 балів – <b>FX</b>	<b>незадовільно</b> (можливо перескладати)
60-74%	60 – 74 балів	60 – 67 балів – <b>E</b>	<b>задовільно</b>
		68 – 74 балів – <b>D</b>	
75-89%	75-89 балів	75 – 84 балів – <b>C</b>	<b>добре</b>
		85 – 89 балів – <b>B</b>	
90-100%	90-100 балів	90 – 100 балів – <b>A</b>	<b>відмінно</b>

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 «Неорганічна хімія» та вміння їх використовувати в типових виробничих ситуаціях – використовується, як варіант формування питань в екзаменаційних білетах, тестові завдання закритого типу, які потребують від студента вибору правильних відповідей з декількох, запропонованих у запитанні. 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. Кількість питань у кожному екзаменаційному білеті – 20.

Оцінювання письмових відповідей студентів проводиться за методикою, яка наведена у розділі 2 Інструкції та у Положенні «Про критерії оцінки знань студентів в ОДЕКУ (2002р.). У разі використання екзаменаційних білетів у вигляді тестових завдань закритого типу, загальна екзаменаційна оцінка (бал успішності) еквівалентна відсотку правильних відповідей із загального обсягу питань екзаменаційного білета. Загальна оцінка за дисципліну складає середню арифметичну з інтегральної та екзаменаційної оцінок.

## 5. Наукова робота студентів

В умовах кредитно-модульної системи організації навчального процесу в ОДЕКУ до структури робочої навчальної програми дисципліни «Неорганічна 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 «Неорганічна 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.
4. Способи добування металів.

5. Сполуки кальцію та магнію. Твердість води.
6. Чавун і сталь.
7. Електроліз.
8. Інертні елементи: історія відкриття, властивості, одержання, застосування.
9. Алюміній.
10. Комплексні сполуки заліза.
11. Виробництво сульфатної кислоти та проблеми забруднення навколишнього середовища, що при цьому виникають.
12. Практичне використання сполук арсену, їх токсичність.
13. Азотні добрива.
14. Біологічна значимість нітрогену. Кругообіг нітрогену у природі.
15. Значення нітрогену в піротехнічній промисловості: динаміт та інші вибухові речовини на основі нітрогену.
16. Біологічна значущість фосфору. Кругообіг фосфору у природі.
17. Добрива на основі фосфору.
18. Рідкоземельні елементи: історія відкриття, властивості, основні сполуки, застосування.
19. Корозія металів та захист від неї.
20. Платинові метали: властивості простих речовин та хімічних сполук, комплексні сполуки, застосування.
21. Силіцій: природні сполуки, властивості, застосування.
22. Озон. Руйнування озонового шару в атмосфері.
23. Екологічна характеристика використання галогенів та їх сполук у промисловості.
24. Хіміко-екологічні проблеми гідросфери.
25. Хіміко-екологічні проблеми атмосфери.
26. Хіміко-екологічні проблеми літосфери.
27. Екологічні проблеми застосування мінеральних добрив у народному господарстві.
28. Паливо та його види. Сучасні енергетичні проблеми.
29. Карбон. Алотропні видозміни карбону, фізичні та хімічні властивості його сполук.
30. Кругообіг вуглецю у природі. Екологічні проблеми.

До складу реферату повинні входити такі пункти:

- Зміст
- Вступ
- Основна частина
- Висновки
- Література



**Додаток 1**

**Оформлення титульного листа реферату наукового модулю**

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ**  
Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

**РЕФЕРАТ**

Тема: «.....»

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

ОДЕСА 2011

**Оформлення титульного листа протоколу лабораторної роботи**

Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

ПРОТОКОЛ


Лабораторної роботи №....

Тема: «.....»

Схема приладу.

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

Одеса – 2011

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА																		
ПЕРІОД	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
1	<b>H</b> Гідроген Водень 1 1,0079														<b>He</b> Гелій 2 4,0026	Протонне число (порядковий номер) 		
2	<b>Li</b> Літій 3 6,941	<b>Be</b> Берилій 4 9,0122	<b>B</b> Бор 5 10,811	<b>C</b> Карбон Вуглець 6 12,011	<b>N</b> Нітроген Азот 7 14,007	<b>O</b> Оксиген Кисень 8 15,999	<b>F</b> Флуор Фтор 9 18,998	<b>Ne</b> Неон 10 20,179										
3	<b>Na</b> Натрій 11 22,990	<b>Mg</b> Магній 12 24,305	<b>Al</b> Алюміній 13 26,982	<b>Si</b> Силіцій 14 28,086	<b>P</b> Фосфор 15 30,974	<b>S</b> Сулфур Сірка 16 32,066	<b>Cl</b> Хлор 17 35,453	<b>Ar</b> Аргон 18 39,948										
4	<b>K</b> Калій 19 39,098	<b>Ca</b> Кальцій 20 40,078	<b>Sc</b> Скандій 21 44,956	<b>Ti</b> Титан 22 47,88	<b>V</b> Ванадій 23 50,942	<b>Cr</b> Хром 24 51,996	<b>Mn</b> Манган 25 54,938	<b>Fe</b> Ферум Залізо 26 55,847	<b>Co</b> Кобальт 27 58,933	<b>Ni</b> Нікел Нікель 28 58,69								
	<b>Cu</b> Купрум Мідь 29 63,546	<b>Zn</b> Цинк 30 65,39	<b>Ga</b> Галій 31 69,723	<b>Ge</b> Германій 32 72,59	<b>As</b> Арсен 33 74,922	<b>Se</b> Селен 34 78,904	<b>Br</b> Бром 35 79,904	<b>Kr</b> Криптон 36 83,80										
5	<b>Rb</b> Рубідій 37 85,468	<b>Sr</b> Стронцій 38 87,62	<b>Y</b> Ітрій 39 88,906	<b>Zr</b> Цирконій 40 91,224	<b>Nb</b> Ніобій 41 92,906	<b>Mo</b> Молибден 42 95,94	<b>Tc</b> Технецій 43 [99]	<b>Ru</b> Рутеній 44 101,07	<b>Rh</b> Родій 45 102,91	<b>Pd</b> Паладій 46 106,42								
	<b>Ag</b> Аргентум Срібло 47 107,87	<b>Cd</b> Кадмій 48 112,41	<b>In</b> Індій 49 114,82	<b>Sn</b> Станум Олово, цина 50 118,71	<b>Sb</b> Стибій 51 121,75	<b>Te</b> Телур 52 127,60	<b>I</b> Іод Йод 53 126,90	<b>Xe</b> Ксенон 54 131,29										
6	<b>Cs</b> Цезій 55 132,91	<b>Ba</b> Барій 56 137,33	<b>*La</b> Лантан 57 138,91	<b>Hf</b> Гафній 72 178,49	<b>Ta</b> Тантал 73 180,95	<b>W</b> Вольфрам 74 183,85	<b>Re</b> Реній 75 186,21	<b>Os</b> Осміє 76 190,2	<b>Ir</b> Іридій 77 192,22	<b>Pt</b> Платина 78 195,08								
	<b>Au</b> Аурум Золото 79 196,97	<b>Hg</b> Меркурій Ртуть 80 200,59	<b>Tl</b> Талій 81 204,38	<b>Pb</b> Плюмбум Свинець, оливо 82 207,2	<b>Bi</b> Бісмут 83 208,98	<b>Po</b> Полоній 84 [209]	<b>At</b> Астат 85 [210]	<b>Rn</b> Радон 86 [222]										
7	<b>Fr</b> Францій 87 [223]	<b>Ra</b> Радій 88 226,03	<b>**Ac</b> Актиній 89 [227]	<b>Db</b> Дубній 104 [261]	<b>Jl</b> Джолотій 105 [262]	<b>Rf</b> Резерфордій 106 [263]	<b>Bh</b> Борій 107 [262]	<b>Hn</b> Ганій 108 [265]	<b>Mt</b> Майтнерій 109 [266]	<b>Uun</b> Унунній 110 58,69								
* Лантаноїди																		
58	<b>Ce</b> Церій 140,12	<b>Pr</b> Празеодим 140,91	<b>Nd</b> Неодим 144,24	<b>Pm</b> Прометій [147]	<b>Sm</b> Самарій 150,36	<b>Eu</b> Європій 151,96	<b>Gd</b> Гадоліній 157,25	<b>Tb</b> Тербій 158,93	<b>Dy</b> Диспрозій 162,50	<b>Ho</b> Гольмій 164,93	<b>Er</b> Ербій 167,26	<b>Tm</b> Тулій 168,93	<b>Yb</b> Ітербій 173,04	<b>Lu</b> Лютецій 174,97				
** Актиноїди																		
90	<b>Th</b> Торій 232,04	<b>Pa</b> Протактиній [231]	<b>U</b> Уран 238,03	<b>Np</b> Нептуній [237]	<b>Pu</b> Плутоній [244]	<b>Am</b> Амерцій [243]	<b>Cm</b> Кюрій [247]	<b>Bk</b> Берклій [247]	<b>Cf</b> Каліфорній [251]	<b>Es</b> Ейнштейній [252]	<b>Fm</b> Фермій [257]	<b>Md</b> Менделєвій [258]	<b>No</b> Нобелій [259]	<b>Lr</b> Лоуренцій [260]				

Таблиця розчинності солей та основ у воді

Аніони	Катіони																					
	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H
F <sup>-</sup>	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP	BP	P	P	P	-	BP	BP	H	H	P
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	P	BP	H	P
S <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-	H	H	-	H	-	-	H	H	-	-
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	BP	P	P
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	P	H	-
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	-	-

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

## Додаток 5

### Електронегативність елементів (за Полінгом)

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

\*Лантаноїди 1.08-1.14

\*\*Актиноїди 1.11-1.2

## Додаток 6

Ряд електрохімічних потенціалів металів (у водних розчинах)

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

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
по організації самостійної роботи студентів  
при вивченні дисципліни  
«НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»  
для студентів I – го курсу природоохоронного факультету  
Напрямок підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»  
Рівень підготовки - бакалаври

Укладач: Васильєва М.Г., старший викладач кафедри хімії навколишнього середовища ОДЕКУ.

---

Підписано до друку 21.06.2012. Формат 60x84/16. Папір офсетний.  
Друк офсетний. Ум. друк. арк. 2,79.  
Тираж 50 прим. Зам. № 128.

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

Надруковано з готового оригінал-макета

Друкарня видавництва «Екологія»  
65045, м. Одеса, вул. Базарна, 106, к. 313  
Тел.: (0482) 33-07-18, 37-07-95, 37-15-27

[www.fotoalbum-odessa.com](http://www.fotoalbum-odessa.com)

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 1873 від 20.07.2004 р.