

Національний університет біоресурсів і природокористування України

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

“ЗАТВЕРДЖУЮ”

Декан агробіологічного факультету
_____ проф. Забалуєв В.О.

“ _____ ” _____ 2017 р.

РОЗГЛЯНУТО І СХВАЛЕНО

На засіданні кафедри аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

Протокол № ____ від « ____ » _____ 2017 р.

Завідувач кафедри
_____ проф. Копілевич В.А.

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

(назва навчальної дисципліни)

спеціальність _____ 201 – „Агрономія”
(шифр і назва спеціальності)

спеціалізація _____
(назва спеціалізації)

Факультет агробіологічний
(назва факультету)

Розробник: доц., к.х.н. Савченко Д.А.

Київ – 2017 р.

Робоча програма НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ
(назва навчальної дисципліни)
для студентів спеціальності 201 – „Агрономія”

Розробник: Савченко Д.А., доц., к.х.н.

(вказати авторів, їхні посади, наукові ступені та вчені звання)

Робоча програма затверджена на засіданні кафедри аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

Протокол від. “___” _____ 2017 р. № ___

Завідувач кафедри аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води ,

_____ (Копілевич В.А.)

(підпис)

(прізвище та ініціали)

“___” _____ 2017 р.

Схвалено вченою радою агробіологічного факультету

Протокол від. “___” _____ 2017 р. № ___

“___” _____ 2017 р. Голова _____ (_____)

(підпис)

(прізвище та ініціали)

© Савченко Д.А. 2017 р.

1. Опис навчальної дисципліни

НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

Галузь знань, напрям підготовки, спеціальність, освітньо-кваліфікаційний рівень		
Галузь знань		
Напрямок підготовки		
Спеціальність	201 – „Агрономія”	
Освітньо-кваліфікаційний рівень	Бакалавр	
Характеристика навчальної дисципліни		
Вид	Обов’язкова	
Загальна кількість годин	126 год	
Кількість кредитів ECTS	4	
Кількість змістових модулів	4	
Курсовий проект (робота) (якщо є в робочому навчальному плані)	немає	
Форма контролю	Іспит	
Показники навчальної дисципліни для денної та заочної форм навчання		
	денна форма навчання	заочна форма навчання
Рік підготовки	1	_____
Семестр	1	_____
Лекційні заняття	30 год.	<u>10</u> год.
Практичні, семінарські заняття	_____ год.	_____ год.
Лабораторні заняття	75 год.	<u>8</u> год.
Самостійна робота	21 год.	_____ год.
Індивідуальні завдання	_____ год.	_____ год.
Кількість тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних самостійної роботи студента	7 год. 1,4 год.	

2. Мета і завдання навчальної дисципліни

Дисципліна “Неорганічна та аналітична хімія” належить до базових загальноосвітніх предметів і забезпечує формування фундаменту знань та практичних навичок спеціаліста в агрономічній галузі, необхідних для вивчення професійно орієнтованих та спеціальних дисциплін.

Мета: вивчення курсу неорганічної та аналітичної хімії є оволодіння знаннями про хімічні закони і закономірності хімічних перетворень (хімічна форма руху матерії) з орієнтацією на процеси, що відбуваються у навколишньому середовищі та формування навичок виконання хімічного експерименту, формуванні теоретичного та практичного рівня студентів, необхідного для освоєння спеціальних предметів, де використовується хімічний аналіз природних та штучних об’єктів.

Завдання:

- вивчення основ дисципліни як складової фундаментальної підготовки спеціалістів у галузі наук;
- створення наукової бази для вивчення ряду професійно орієнтованих та спеціальних дисциплін (біотехнологія, екологія, агрохімії, ґрунтознавства, хімічний захист рослин тощо);
- формування теоретичних та лабораторних уявлень для організації та проведення лабораторного хімічного експерименту;
- в лабораторному практикумі студент повинен набути навички виконання головних аналітичних операцій;
- контроль знань та умінь проводиться у формі здачі студентами результатів виконання лабораторних робіт, теоретичних колоквиумів та контрольних робіт, складання іспиту;
- викладання дисципліни організовано за модульно-рейтинговим принципом, що робить більш об’єктивними та впорядкованими критерії оцінки знань студентів.

У результаті вивчення навчальної дисципліни студент повинен

знати:

- класифікацію хімічних елементів та утворюваних ними хімічних сполук відповідно груп, підгруп і періодів періодичної системи Д. І. Менделєєва;
- основні закони хімічної кінетики та хімічної рівноваги;
- сучасні уявлення про будову атому та молекули;
- закономірності зміни хімічної активності простих і складних речовин з позицій їх будови, природи та особливостей хімічного зв’язку в них;
- природу розчинів основних типів хімічних сполук s-, p- і d-елементів і їх властивості відносно процесів електролітичної дисоціації та гідролізу;
- природу процесів зі зміною ступеня окиснення елементів; сутність електрохімічних процесів та явища корозії металів;
- природу, будову, хімічні властивості координаційних (комплексних) сполук;
- способи одержання, поширення в природі, застосування в антропогенній діяльності і, зокрема, у виробництві, зберіганні та переробці сільськогосподарської і харчової продукції та лікарських і побутових препаратів;

- принципи аналітичної класифікації катіонів і аніонів;
- розрізняти методи кількісного та якісного аналізу;
- основні правила роботи та техніку безпеки при перебуванні в хімічній лабораторії;
- основні методи якісного аналізу;
- основні методи кількісного аналізу.

вміти:

користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з неорганічної та аналітичної хімії, проводити розрахунки за рівняннями хімічних реакцій, самостійно виконувати хімічні реакції, оформляти результати досліджень у вигляді звіту в лабораторному журналі, вирішувати розрахункові задачі із застосуванням обчислювальної техніки, проводити лабораторні дослідження, керуючись затвердженими методиками; вміти розпізнавати якісні реакції на ті чи інші катіони і аніони; вміти застосовувати вивчені методи при аналізі невідомих речовин; подавати отримані результати у формі звіту, протоколу тощо.

3. Програма та структура навчальної дисципліни

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин													
	денна форма							Заочна форма						
	тижні	усього	у тому числі					усього	у тому числі					
			л	п	лаб	інд	с.р		л	п	лаб	інд	с.р.	
Змістовий модуль 1. Основні поняття і закони хімії														
Тема 1. Хімія як природнича наука	1	6	2		4		7		2					
Тема 2. Будова атомів хімічних елементів	2	6	2		4									
Тема 3. Періодичність зміни будови та властивостей елементів та їх сполук	3	8	2		6			4	2		2			
Тема 4. Хімічний зв'язок і будова молекул	4	6	2		4									
Разом за змістовим мод. 1	1-4	33	8		18		7	4	4		2			
Змістовий модуль 2. Основні закони хімічних перетворень														
Тема 1. Хімічна кінетика і рівновага	4	2	2		4		6							
Тема 2. Розчини та їх властивості	4	2	2											
Тема 3. Розчини електролітів та дисоціація	5	6	2						2		2			
Тема 4. Реакції гідролізу солей	6	8	2		6									
Тема 5. Окисно-відновні реакції	7	8	2		6									
Тема 6. Комплексні сполуки	8	6	2		4									
Разом за змістовим мод. 2	4-8	38	12		20		6		2		2			
Змістовий модуль 3. Якісний аналіз														
Тема 1. Аналітична хімія, як наука	9	6	2		4		4							
Тема 2. Якісний аналіз	9-10	7	2		5				2		2			
Тема 3. Елементи VII-A	10-11	7	2		5									
Тема 4. Елементи VI-A	11-12	2	2											
Тема 5. Елементи V-A	12	7	2		5									
Разом за змістовим мод. 3	9-12	33	10		19		4		2		2			

Змістовий модуль 4. Кількісний аналіз												
Тема 1. Кількісний аналіз	12	7	1		6		4				2	
Тема 2. Гетерогенна рівновага	13-14	7	1		6							
Тема 3. Гомогенна рівновага	14-15	7	1		6							
Тема 4. Елементи IV-A	15	2	2									
Разом за змістовим мод. 4	12-15	27	5		18		4		2		2	
Усього годин	1-15	126	30		75		21		10		8	

4. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Загальні правила роботи в хімічній лабораторії. Техніка лабораторних робіт	4
2	Повторення принципів номенклатури неорганічних сполук та їх класифікації. Вивчення хімічних властивостей різних типів сполук	6
3	Правила складання електронних формул елементів, визначення їх можливої валентності та ступенів окиснення.	4
4	Якісна оцінка типів хімічного зв'язку та будови молекул кислот, основ, солей, оксидів	4
5	Вивчення правил складання рівнянь у розчинах електролітів	4
6	Вивчення правил складання рівнянь реакцій гідролізу та визначення pH	6
7	Вивчення правил складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Вивчення типів окисно-відновних реакцій	8
8	Правила складання формул координаційних сполук та рівнянь з їх участю. Вивчення їх властивостей	4
9	Предмет та задача аналітичної хімії. Якісний аналіз. Техніка виконання якісних аналітичних реакцій. Класифікація катіонів. I-а аналітична група катіонів: NH_4^+ , Na^+ , K^+ . 3-я аналітична група катіонів. Якісні реакції катіонів: Zn^{2+} , Cu^{2+} .	4
10	II-га аналітична група катіонів. Якісні реакції визначення та методи розділення катіонів 2-ї групи: Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} . IV-а група катіонів.	5
11	Аніони. Їх класифікація. Якісні реакції визначення аніонів: SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , Cl^- , Br^- , I^- , NO_2^- , NO_3^- .	4
12	Аналіз невідомої речовини. Два експериментальні контрольні завдання на аналіз хімічних сполук.	4
13	Техніка роботи у кількісному аналізі: зважування, мірний посуд, фільтрування. Об'ємний аналіз. Розрахунки в об'ємному аналізі. Метод нейтралізації. Приготування робочих розчинів. Експериментальні контрольні задачі по визначенню: - концентрації розчину лугу; - тимчасової твердості води.	6
14	Метод перманганатометрії Приготування робочих розчинів. Контрольна задача по визначенню процентного вмісту заліза у солі Мора. Метод йодометрії.	6
15	Метод комплексонометрії. Приготування робочих розчинів. Контрольні задачі по визначенню: - загальної твердості води; - вмісту кальцію у розчині.	6
	Разом	75

5. Самостійна робота

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Застосування законів хімічної стехіометрії	4
2	Атомістична теорія	
3	Будова речовини в конденсованому стані	5
4	Швидкість хімічних реакцій і хімічна рівновага	
5	Розчини і їх концентрація	
6	Окисно-відновні потенціали. Стандартні електродні потенціали металів. Гальванічні елементи. Напрямок окисно-відновних реакцій.	4
7	Електроліз як окисно-відновний процес.	4
8	Корозія металів як окисно-відновний процес	
9	Ізомерія комплексних сполук. Стан комплексних сполук у розчині	4
	Разом	21

7. Контрольні питання, комплекти тестів для визначення рівня засвоєння знань студентами

1. Аміак, гідразин, гідроксиламін. Характерні реакції: приєднання, заміщення, окислення. Електронні аналоги аміаку та їх термодинамічна стійкість (метод Марша).
2. Берилій. Амфотерність берилію, його оксиду та гідроксиду. Аква- та гідроксокомплекси. Схожість берилію з алюмінієм (діагональна схожість), її причини.
3. Бор. Загальна характеристика. Оксид бору. Кисневі сполуки бору; солі борних кислот та їх поведінка в водних розчинах. Тетраборат натрію (бура).
4. Буферні розчини. Основні типи буферних систем. Навести приклади. Механізм їх дії.
5. Водневий показник; його розрахунки для розчинів сильних та слабких електролітів (кислот, основ). Оцінка кислотності середовища і її біологічне значення.
6. Галогени як прості речовини. Їх окисно – відновні властивості. Утворення галогеноводнів. Іонні та ковалентні галогеніди. Їх відношення до води та окисників.
7. Гідриди та аміді лужних металів, їх основні властивості. Реакції виявлення катіонів Na^+ , K^+ . Використання сполук літію, натрію та калію в медицині та фармації.
8. Гідроліз галогенів. Взаємодія хлору з лугами за різних температур. Солі кисневмісних кислот хлору. Використання в медицині та санітарії
9. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини. Наведіть приклади; використання в медицині. Роль осмосу та осмотичного тиску в біологічних системах.
10. Дисоціація води. Константа дисоціації та іонний добуток води. Характеристика рН середовища.
11. Добуток розчинності важкорозчинних електролітів. Умови осадження та розчинення осаду електролітів.
12. Другий закон Рауля. Використання методів криоскопії та ебуліоскопії для встановлення молекулярних мас розчинних речовин.
13. Енергія активації. Залежність енергії активації хімічної реакції від природи реагуючих речовин та механізму перебігу реакції. Теорія активних зіткнень молекул та перехідного стану
14. Загальна характеристика VIII В підгрупи. Валентні стани заліза, кобальту та нікелю. Карбоніли заліза, кобальту та нікелю; отримання властивості
15. Загальна характеристика водню. Місце водню в періодичній системі. Реакції водню з киснем, галогенами, активними металами та оксидами.
16. Загальна характеристика галогенів. Особливості фтору як найбільш електронегативного елементу. Фтороводень.
17. Залізо. Сполуки заліза (II). Сіль Мора. Комплексні сполуки заліза (II) з ціанід-, тіоціанат- іонами, диметилглюксимом, порфіринами. Гемоглобін. Біологічне значення.
18. Золото. Відношення золота до гарячої селенової кислоти та “царської водки”. Окисні властивості золота (III). Комплексні сполуки. Біологічна роль сполук золота та використання їх в медичній практиці.
19. Золото. Сполуки золота (I) та (III), їх окисні властивості. Комплексні сполуки. Використання сполук золота в медичній практиці.
20. Іонний зв'язок та його властивості. Водневий зв'язок та його типи. Роль водневого зв'язку в біологічних системах.
21. Квантові числа, їх характеристика та значення, які вони можуть приймати. Написати електронно – графічні формули атомів магнію, кисню, хрому. Вказати валентні електрони.
22. Кобальт та нікель. Хімічна активність. Сполуки кобальту (II), (III) та нікелю (II). Окисно – відновні властивості. Гідроліз солей. Комплексні сполуки. Біологічна роль.
23. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків. Обмінний та донорно – акцепторний механізми утворення ковалентного зв'язку. Властивості ковалентного зв'язку.
24. Комплексні сполуки міді (II) з аміаком, амінокислотами та багатоатомними спиртами. Окисні властивості міді (II). Біологічна роль сполук міді

25. Магній. Оксид та гідроксид магнію. Розчинність солей магнію у воді та їх гідроліз. Іон магнію як комплексоутворювач. Хлорофіл.
26. Марганець. Кислотно – основні властивості оксидів та гідратів марганцю (II), (IV), (VI), (VII).
27. Марганець. Оксид марганцю (IV). Його амфотерність, окисно – відновна двоїстість, каталітичні властивості. Біологічна роль сполук марганцю; використання в фармацевтичному аналізі.
28. Масова частка речовини в розчині. Їх зв'язок з молярною та нормальною (еквівалентною) концентрацією розчинів.
29. Механізм електролітичної дисоціації молекул з іонним та ковалентним зв'язком. Написати вираз константи дисоціації для ортофосфорної кислоти (ступінчасті) та гідрату аміаку.
30. Мідь. Оксид та гідроксид міді (I). Окисно – відновна двоїстість сполук міді (I). Комплексні сполуки з аміаком, хлорид– та ціанід– іонами. Біологічна роль міді. Використання її сполук в медичній практиці.
31. Молярна концентрація розчинів. Одиниці її виміру. Титр розчину. Зв'язок з масовою часткою та нормальною (еквівалентною) концентрацією. Встановити молярну та нормальну концентрації 30% розчину H_2SO_4 (густина 1,2г/мл).
32. Необоротні та оборотні хімічні рівняння. Константа хімічної рівноваги. Напрямок зміщення хімічної рівноваги за принципом Лє – Шательє
33. Окисно – відновні властивості сполук хрому (II), (III), (VI); їх залежність від рН середовища; хромати та дихромати.
34. Оксид вуглецю (II). Будова молекули; одержання. Відновні властивості. Комплексоутворююча здатність CO; карбоніли металів. Механізм токсичної дії CO.
35. Основні положення методу молекулярних орбіталей. Зв'язувальні і розпушувальні молекулярні орбіталі. Енергетичні діаграми. Показати можливість існування молекулярних іонів He_2^+ .
36. Основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса та її розвиток Каблуковим. Навести вираз ступінчастих констант дисоціації H_3PO_4 .
37. Основні положення теорії комплексних сполук (за Вернером). Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Метод валентних зв'язків та теорія кристалічного поля.
38. Основні положення теорії окисно – відновних реакцій. Найважливіші окисники та відновники. Вплив кислотності середовища, концентрації та температури на характер продуктів реакції та напрямок окисно – відновних реакцій. Суть методу електронного балансу та методу напівреакцій.
39. Основні положення теорії сильних електролітів. Активність, коефіцієнт активності, іонна сила розчинів сильних електролітів.
40. Оксиди хрому (II), (III), (VI): їх кислотно – основні та окисно – відновні властивості
41. Пероксид водню. Кислотні властивості. Окисно – відновна двоїстість. Використання пероксиду водню в медицині та фармації.
42. Перший закон Рауля. Його використання для встановлення молекулярних мас розчинних речовин.
43. Платинові метали. Оксиди рутенію та осмію. Комплексні сполуки платини (II) та платини (IV). Використання як протипухлинних препаратів.
44. Поняття гідролізу. Механізм гідролізу катіонів, аніонів та сумісний гідроліз. Навести приклади. Особливостей гідролізу солей вісмуту, сурми, олова.
45. Принципи та правила, що визначають послідовність заповнення атомних орбіталей електронами: принцип Паулі, правило Хунда, правило Клечковського. Електронні та електронно – графічні формули атомів елементів та їх іонів. Приклади.

46. Реакції катіонів II A підгрупи з комплексом (на прикладі трилону Б). Твердість води. Методи її усунення. Біологічна роль кальцію; використання сполук магнію, кальцію, барію в медицині та фармації.
47. Розрахунки pH буферних систем двох типів. Рівняння Гендерсона – Хассельбаха. Механізм буферної дії.
48. Ртуть. Катіони ртуті (I). Одержання нітратів, галогенідів та оксиду ртуті (I). Амідохлорид ртуті. Хімізм токсичної дії сполук ртуті. Використання сполук ртуті як фармпрепаратів.
49. Ртуть. Хімічна активність. Сполуки ртуті (II). Нітрати та галогеніди ртуті (II). Розчинність у воді, гідроліз. Оксид ртуті (II). Окисні властивості ртуті (II).
50. Середня та миттєва (істинна) швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від температури. Закон діючих мас.
51. Сірка. Оксид сірки (VI). Сірчана кислота. Кислотні та окисно – відновні властивості. Дисірчана кислота та її солі. Використання сірки та її сполук у медицині, фармації та фармацевтичному аналізі.
52. Слабкі електроліти. Константа дисоціації. Ступінь дисоціації та його залежність від концентрації — закон розведення Оствальда.
53. Сполуки заліза (III). Характеристика оксиду та гідроксиду заліза (III). Гідроліз солей. Комплексні сполуки заліза (III). Якісні реакції на катіони Fe^{+2} та Fe^{+3} . Біологічна роль та використання у медицині.
54. Срібло. Окисні властивості срібла (I). Комплексні сполуки з аміаком, тіосульфат– та ціанід–іонами. Біологічна роль сполук срібла та використання в медичній практиці.
55. Срібло. Оксид срібла (I). Нітрат та галогеніди срібла. Розчинність у воді. Окисна активність срібла (I).
56. Тепловий ефект процесу розчинення речовин. Фізичні та хімічні явища, які впливають на величину теплового ефекту розчинення.
57. Термоліз солей азотної кислоти. Термоліз солей амонію. Реакції виявлення іонів NH_4^+ , NO_2^- та NO_3^- .
58. Типові випадки гідролізу. Ступінь гідролізу. Константа гідролізу. Розрахунки pH у водному розчині солі. Написати іонні та молекулярні рівняння гідролізу сульфиду натрію, нітрату амонію та ацетату алюмінію.
59. Фізичний зміст константи швидкості. Фактори, від яких залежить константа швидкості. Залежність константи швидкості від температури (рівняння Арреніуса).
60. Фосфор. Оксиди фосфору, їх взаємодія з водою. Фосфорнуватиста та фосфориста кислоти; окисно – відновні властивості. Ортофосфорна кислота та її солі, розчинність та гідроліз. Дифосфорна кислота.
61. Хімічні властивості вуглецю як окисника (карбіди) та відновника (оксиди). Карбонати та гідрокарбонати, гідроліз та термічний розклад.
62. Цинк. Взаємодія з окисниками, простими речовинами та складними (кислоти та луги); цинковмісні ферменти.
63. Швидкість хімічної реакції. Фактори, які впливають на швидкість гомо– та гетерогенних реакцій. Залежність швидкості реакції від температури (правило Вант – Гоффа).
64. Якісний аналіз обов'язково потрібно проводити:
65. Для виконання якісних реакцій напівмікрометодом потрібно використовувати:
66. Для аналітичних досліджень не використовують реактиви, ступінь чистоти яких:
67. При попаданні на шкіру концентрованої сірчаної кислоти порядок дій наступний:
68. Декантацією називають процес:
69. Якісні реакції відкриття іонів не бувають:
70. Не існує такого методу класифікації катіонів у якісному аналізі:
71. Специфічним реактивом на катіон амонію NH_4^+ є:

72. Якісному визначенню іону Mg^{2+} з гідрофосфатом амонію чи натрію $((NH_4)_2HPO_4$ або Na_2HPO_4) заважають:
73. Умовно специфічним реактивом на визначення наявності катіону Na^+ є:
74. Якісна реакція на аніон NO_3^- з $FeSO_4$ в присутності сірча-ної кислоти (концентрованої) супроводжується зовнішнім ефектом:
75. Якісна реакція відкриття фосфат-іонів PO_4^{3-} проводиться з реактивом:
76. Проба на аніони-відновники проводиться при додаванні до досліджуваного розчину:
77. Груповим реактивом для відкриття III групи катіонів (за аміачно-фосфатною класифікацією) є:
78. Якщо при розчиненні у кислоті малорозчинної сполуки виділяється газ, що не знебарвлює розчин перманганату калію $KMnO_4$ в кислому середовищі, то до складу речовини входить:
79. Кількісні методи хімічного аналізу не включають:
80. Масова частка ω розчину показує:
81. Нормальна (еквівалентна) концентрація розчину N вказує:
82. Титр розчину T рівний:
83. Молярна концентрація розчину рівна:
84. Для одержання крупнокристалічного осаду потрібно:
85. Точність зважування на аналітичних терезах складає:
86. За рекомендацією Тананаєва, маса аморфного осаду при виконанні гравіметричного аналізу повинна складати:
87. Ознакою гомогенних систем є:
88. Який закон дає кількісну характеристику реакціям, що відбуваються у гомогенних системах:
89. Які показники характеризують кількісний склад розчину речовини:
90. Яка величина іонного добутку води при $22^{\circ}C$?
91. Який математичний вираз pH є вірним?:
92. Яке значення pH 0,01 н. розчину HCl ?:
93. Суміші яких розчинів мають буферну дію?:
94. На якій реакції базується метод нейтралізації?:
95. Яке значення pH 0,001 н. розчину $NaOH$?:
96. Якій вимозі може не відповідати вихідна (початкова) речовина методу нейтралізації?:
97. За якою формулою можна розрахувати грам-еквівалент $KMnO_4$ для реакції, що відбувається у кислому середовищі?:
98. Яку речовину не можна використати в методах редоксметрії як вихідну (первинний стандарт)?:
99. Яка речовина використовується у якості індикатора при визначенні концентрації міді методом йодометрії?:
100. Який вираз відповідає закону еквівалентів?:

Приклад тестів для визначення рівня знань студентів
 НУБіП України Ф-7.5-2.1.6-24
 КАФЕДРА АНАЛІТИЧНОЇ І БІОНЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ ТА ЯКОСТІ ВОДИ

Дисципліна Неорганічна та аналітична хімія

Викладач доц. Савченко Д.А. _____

“ЗАТВЕРДЖУЮ”

Завідувача кафедри

_____ В. Копілевич

“” _____ 20 р.

	Питання 1. Яка речовина утворює при дисоціації іони Mn^{2+} ?	
1	$KMnO_4$	3. MnO_2
2	$Mn(OH)_2$	4. $Mn(NO_3)_2$
	Питання 2. Написати рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді	
	$K_2CO_3 + ZnCl_2 \rightarrow$	
	Питання 3. Який з нижченаведених металів не взаємодіє з водою?	
1	берилій	3. кальцій
2	калій	4. барій
	Питання 4. Написати всі можливі реакції між сполуками (чотирьох) $Ca(OH)_2$ та H_3PO_4	
1		
2		
3		
4		
	Питання 5. Скласти молекулярне, повне та скорочене іонне рівняння гідролізу солі за першою стадією $NiCl_2$?	
	Питання 6. Яка формула неправильна	
1	NH_4HSO_4	3. $CaHSO_4$
2	$(NH_4)_2SO_4$	4. $CaHPO_4$
	Питання 7. Визначити ступені окиснення елементів, скласти схему перерозподілу електронів, визначити окисник, відновник, процеси окиснення та відновлення:	
	$Zn + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + ZnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$	
	Питання 8. Який гідроксид виявляє амфотерні властивості?	

1	Ca(OH) ₂ ;	3. NaOH;
2	Al(OH) ₃	4. Fe(OH) ₂
	Питання 9. З лугами взаємодіє (написати рівняння реакцій):	
1	CuO	3. ZnO
2	NiO	4. FeO
	Питання 10. В яких одиницях вимірюється нормальна концентрація (нормальність) розчину ?	
1	г-екв.	3. моль/л
2	г	4. г-екв./л
	Питання 11. Які із речовин реакції $2\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{CH}_3\text{COOH}$ відносяться до слабких електролітів?	
1	CH ₃ COOK	3 K ₂ SO ₄
2	CH ₃ COOH	4 H ₂ SO ₄
	Питання 12. . Водний розчин якої солі буде мати кисле середовище?	
1	Нітрат літію	3. Сульфат цинку
2	Ацетат магнію	4. Сульфат барію
	Питання 13. За допомогою рівнянь реакцій покажіть, які сполуки можуть попарно реагувати:	
	N ₂ O ₅ , H ₂ O, Be(OH) ₂ , K ₂ O, HCl	
	Питання 14. Яким реактивом відкривають йони NH ₄ ⁺ , в ході аналізу невідомої речовини?	
1	HNO ₃	
2	NH ₄ OH	
3	CH ₃ COOH	
4	NaOH	
	Питання 15. Які йони відкривають дією гідрофосфату натрію (амонію) в присутності NH ₄ OH і NH ₄ Cl?	
1	K ⁺	
2	Mg ²⁺	
3	Mn ²⁺	
4	Ca ²⁺	
	Питання 16. Яким реактивом відкривають йони Na ⁺ в ході аналізу невідомої речовини?	
1	K[Sb(OH) ₆]	
2	K ₃ [Co(NO ₂) ₆]	
3	KHC ₄ H ₄ O ₆	
4	(NH ₄) ₂ C ₂ O ₄	
	Питання 17. Яким реактивом відкривають йони K ⁺ в ході аналізу невідомої речовини?	
1	Na[Sb(OH) ₆]	
2	Na ₃ [Co(NO ₂) ₆]	
3	NaOH	
4	H ₂ C ₄ H ₄ O ₆	
	Питання 18. Яким реактивом перевіряють повноту видалення NH ₄ ⁺ ?	
1	Гідроксид натрію	
2	Гідрофосфат натрію	
3	Реактив Несслера	
4	Молібденова рідина	
	Питання 19. Які йони осаджуються гідро фосфатом амонію?	
1	Ba ²⁺	

2	Mg^{2+}
3	Ca^{2+}
4	Всі перераховані
Питання 20. Яким реактивом відкривають йони заліза (II), в ході аналізу невідомої речовини?	
1	$K_3[Fe(CN)_6]$
2	NaOH
3	NH_4SCN
4	$K_4[Fe(CN)_6]$
Питання 21. В якому реактиві розчиняється гідроксид алюмінію?	
1	KOH
2	H_2SO_4
3	CH_3COOH
4	У всіх приведених
Питання 22. Яким реактивом відкривають йони марганцю (II), в ході аналізу невідомої речовини (написати рівняння реакції)?	
1	$NH_4OH + NH_4Cl$
2	$NaBiO_3 + HNO_3$
3	$K_2[HgJ_4] + KOH$
4	$(NH_4)_2HPO_4$
Питання 23. Яка сполука утворюється при дії надлишку NH_4OH на розчин $ZnSO_4$?	
1	$Zn(OH)_2$
2	$(NH_4)_2ZnO_2$
3	$[Zn(NH_3)_4]SO_4$
4	$(ZnOH)_2SO_4$
Питання 24. У який колір забарвлюється шар бензолу при дії хлорної води на йони Br^- ?	
1	Малиновий
2	Жовтий
3	Білий
4	Блакитний
Питання 25. Які аніони відносяться до I групи?	
1	NO_2^-
2	CO_3^{2-}
3	J^-
4	CH_3COO^-
Питання 26. Які аніони можна відкрити дією соляної кислоти?	
1	NO_3^-
2	Br^-
3	CO_3^{2-}
4	PO_4^{3-}

8. Методи навчання

Метод навчання – взаємопов'язана діяльність викладача та студентів, спрямована на засвоєння студентами системи знань, набуття умінь і навичок, їх виховання і загальний розвиток.

Виділяють три групи методів навчання: словесні, наочні, практичні (рис.).

Словесні методи навчання:

- лекція – це метод навчання, який передбачає розкриття у словесній формі сутності явищ, наукових понять, процесів, які знаходяться між собою в логічному зв'язку, об'єднані загальною темою. Лекція використовується, як правило, в старших класах і вищих навчальних закладах. Окрім навчальних (академічних) лекцій є публічні. До кожного з видів названих лекцій висуваються певні вимоги щодо їх підготовки і проведення.

Чільне місце в групі словесних методів посідає метод роботи з книгою. Належність його до цієї групи дещо умовна. Студенти мають усвідомлювати, що основним джерелом отримання наукової інформації є книга. Тому так важливо навчити студентів методам і прийомам самостійної роботи з нею: читання, переказ, виписування, складання плану, таблиць, схем та ін.

Наочні методи передбачають, передусім, використання демонстрації та ілюстрації.

- демонстрація – це метод навчання, який передбачає показ предметів і процесів у їхньому натуральному вигляді, в динаміці.

- ілюстрація – метод навчання, який передбачає показ предметів і процесів у їх символічному зображенні (фотографії, малюнки, схеми, графіки та ін.).

Практичні методи навчання спрямовані на досягнення завершального етапу процесу пізнання. Вони сприяють формуванню умінь і навичок, логічному завершенню ланки пізнавального процесу стосовно конкретного розділу, теми.

Лабораторна робота передбачає організацію навчальної роботи з використанням спеціального обладнання та за визначеною технологією для отримання нових знань або перевірки певних наукових гіпотез на рівні досліджень.

9. Форми контролю

Основними формами контролю знань студентів є контроль на лекції, на семінарських і практичних заняттях, у позанавчальний час, на консультаціях, заліках і іспитах.

I. Контроль на лекції може проводитись як вибіркове усне опитування студентів або з застосуванням тестів за раніше викладеним матеріалом, особливо за розділами курсу, які необхідні для розуміння теми лекції, що читається, або ж для встановлення ступеня засвоєння матеріалу прочитаної лекції (проводиться за звичай у кінці першої або на початку другої години лекції).

Поточний контроль на лекції покликаний привчити студентів до систематичної проробки пройденого матеріалу і підготовки до майбутньої лекції, встановити ступінь засвоєння теорії, виявити найбільш важкі для сприйняття студентів розділи з наступним роз'ясненням їх. Контроль на лекції не має віднімати багато часу.

За витратами часу на контроль усне опитування поступається контролю, програмованому за карточками.

II. Поточний контроль на лабораторних заняттях проводиться з метою виявлення готовності студентів до занять у таких формах:

1. Письмова (до 45 хв.) контрольна робота.
2. Колоквіум по самостійних розділах теоретичного курсу (темах або модулях).

3 Іспити. Іспити є підсумковим етапом вивчення усієї дисципліни або її частини і мають за мету перевірку знань студентів по теорії і виявлення навичок застосування отриманих знань при вирішенні практичних завдань, а також навиків самостійної роботи з навчальною і науковою літературою.

Розподіл балів, які отримують студенти.

Оцінювання студентів відбувається згідно положення «Про екзамени та заліки у НУБіП України» від 20.02.2015 р. протокол №6

Національна оцінка	Оцінка ЄКТС	Визначення оцінки ЄКТС	Рейтинг студента, бали
Відмінно	A	Відмінно – відмінне виконання лише з незначною кількістю помилок	90 – 100
Добре	B	Дуже добре – вище середнього рівня з кількома помилками	82 – 89
	C	Добре – у загальному правильна робота з певною кількістю грубих помилок	74 – 81
Задовільно	D	Задовільно – непогано, але зі значною кількістю недоліків	64 – 73
	E	Достатньо – виконання задовольняє мінімальні критерії	60 – 63
Незадовільно	FX	Незадовільно – потрібно працювати перед тим, як отримати залік (позитивну оцінку)	35 – 59
	F	Незадовільно – необхідна серйозна подальша робота	01 – 34

Для визначення рейтингу студента (слухача) із засвоєння дисципліни $R_{\text{дис}}$ (до 10 балів) одержаний рейтинг з атестації (до 30 балів) додається до рейтингу студента (слухача) з навчальної роботи (до 70 балів)

$$R_{\text{дис}} = R_{\text{НР}} + R_{\text{АТ}}.$$

11. Методичне забезпечення

1. Лабораторний практикум з неорганічної хімії /В.Є. Косматий, В.А. Копілевич, С.І. Скляр, Л.В. Войтенко, Л.М. Аббарбарчук, Т.К. Панчук, Л.В. Гаєвська. – К.: НАУ, 2002. – 158 с.
2. Методичні вказівки з неорганічної хімії для самостійної роботи студентів напрямку агрономія. / В.А.Копілевич, Т.К. Панчук, Т.І.Ущепівська. - К.: НАУ, 2004.
3. Методичні вказівки до самостійної роботи студентів та лабораторного практикуму з курсу неорганічної, біонеорганічної та загальної хімії. / В.А.Копілевич, В.Є.Косматий, Т.І.Ущепівська та ін. - К.: НАУ, 2007. – 113 с.
4. Лабораторний практикум з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» /В.А. Копілевич, Т.І. Ущепівська, Н.М. Прокопчук – К.: НУБіП, 2015. – 66 с.
5. Копілевич В.А., Косматий В.Є., Войтенко Л.В. та ін. Аналітична хімія для аграрних спеціальностей (хімічний аналіз). Посібник. – К.: НАУ, 2002, 2003. – 295 с.
6. 2. Жаровський Ф.Г., Пилипенко А.Т., П'ятницький І.В. Аналітична хімія. – К.: Вища шк., 1982. - 544 с.

12. Рекомендована література

Основна

1. Загальна та неорганічна хімія / В.А. Копілевич, О.І. Карнаухов, Д.О. Мельничук, М.С. Слободяник, С.І. Скляр, К.О. Чеботько. – К.: Фенікс, 2003. – 752 с.

Допоміжна

1. Загальна хімія /В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич. – К.: Вища шк., 1991. – 431 с.
- 2 Составление химических уравнений / А.А. Кудрявцев. - М.: Высш. шк., 1991. - 320с.
- 3 Н.М.Коренман. Методы определения органических соединений.-М.:химия,1970.-334 с.
- 4 Методичні вказівки для виконання лабораторних робіт з оптичних методів аналізу для студентів хімічного факультету. – К.:ВПЦ «Київський університет», 2002. – 47 с.
- 5 Блюм И.А. Экстракционно-фотометрические методы с применением основных красителей. – М., 1978.
- 6 Серия «Аналитическая химия элементов».
- 7 Умланд Ф., Янсен А., Тириг Д., Вюнш Г. Комплексные соединения в аналитической химии: теория и практика применения / Пер. с нем.- М.: Мир,1975.-532 с.
- 8 Марченко. Фотометрическое определение элементов. М., 1971.-с. 9 - 35.
- 9 Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. -М.,1989.

13. Інформаційні ресурси

1. Курс лекцій з загальної хімії для студентів ОКР «Бакалавр» за напрямом 6.051401 «Біотехнологія» / В.А. Копілевич. – Режим доступу: <http://biotech.nauu.kiev.ua/course/category.php?id=46>
2. Загальна хімія /О.В. Жак, Я.М. Каличак. – Режим доступу: www.franko.lviv.ua/faculty/Chem/biogeo/Posibnyk.pdf
3. Основні закони хімії: Хімія: Дистанційне навчання. – Режим доступу: lubbook.net/book_283_glava_45_Tema_4._Osnovni_zakoni_khimii.html
4. Загальна хімія: Лабораторний практикум / П.Д. Романко, Г.А. Романко, О.Д. Мельник, Т.І. Калин, Л.І. Челядин, Л.Я. Побережний, М.С. Полутренко. – Івано-Франківськ: Факел, 2005. – 91 с. – Режим доступу: www.lviv-prestige-school.com.ua/pl/.../zagalna-himiya-lab-praktikum
5. www.xumuk.ru/encyklopedia/271.html
6. <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/lecture-courses-nonchem/anal.html>
7. chemscience.pu.if.ua/documents/Predmetu/XA_B/Lek_1_XA.pdf
8. <http://intranet.tdmu.edu.te.ua>