

НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ
УКРАЇНИ

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води



“ЗАТВЕРДЖУЮ”

Декан агробіологічного факультету
доктор с.г. наук [підпис] О.Л. Тонха
“ ” 2022 р.

РОЗГЛЯНУТО І СХВАЛЕНО

На засіданні кафедри аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води
Протокол № 12 від «23» 05 2022 р.
Завідувач кафедри
[підпис] проф. Копілевич В.А.

РОЗГЛЯНУТО

Гарант ОП 201 Агрономія
[підпис] проф. Тонха О.Л.

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ
НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

(назва навчальної дисципліни)

освітня програма: Агрономія

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

Факультет: агробіологічний
(назва факультету)

Розробники: к.х.н., доцент Савченко Д.А. д.х.н., професор Копілевич В.А.

Київ – 2022

© Савченко Д.А. 2019 р

© Копілевич В.А., 2022 р

1. Опис навчальної дисципліни

НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

Галузь знань, напрям підготовки, спеціальність, освітньо-кваліфікаційний рівень		
Галузь знань	20 – Аграрні науки та продовольство	
Освітній рівень	Бакалавр	
Спеціальність	201 – „Агрономія”	
Характеристика навчальної дисципліни		
Вид	Обов’язкова	
Загальна кількість годин	180 год	
Кількість кредитів ECTS	6	
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>12</u> год.
Практичні, семінарські заняття	_____ год.	_____ год.
Лабораторні заняття	75 год.	<u>10</u> год.
Самостійна робота	75 год.	<u>158</u> год.
Індивідуальні завдання	_____ год.	_____ год.
Кількість тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних самостійної роботи студента	7 год. 5 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 утворених 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					усьог	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 складова природничих наукових дисциплін	1	6	2		4		20	2	2						
Тема 2. Будова атомів хімічних елементів	2	6	2		4										
Тема 3. Періодичність зміни будови та властивостей елементів та їх сполук	3	3	1		2			4	2		2				
Тема 4. Хімічний зв'язок і будова молекул	3	7	3		2										
Разом за змістовим мод. 1	1-3	40	8		12		20	4	4		2				
Змістовий модуль 2. Основні закони хімічних перетворень															
Тема 5. Хімічна кінетика і рівновага	4	1	1				20								
Тема 6. Розчини та їх властивості. Розчини електролітів та електролітична дисоціація.	5	6	2		4										
Тема 7. Реакції гідролізу солей	5	6	2		4				2		2				
Тема 8. Реакції окислення-відновлення	6-7	12	4		8										
Тема 9. Комплексні (координаційні) сполуки	7-8	6	2		4										
Разом за змістовим мод. 2	4-8	51	11		20		20		2		2				
Змістовий модуль 3. Хімія елементів і якісний аналітичний аналіз															
Тема 10. Предмет, завдання, значення аналітичної хімії. Техніка аналітичних досліджень у природничих науках.	8-9	3	1		2		20								
Тема 11. Хіміко-аналітичні властивості катіонів на прикладі s-елементів I-A і II-A груп, p-елементів III-A і IV-A груп та d-елементів 4 і 5 періодів.	9-10	13	2		11				2		2				
Тема 12. Хіміко-аналітичні властивості аніонів на прикладі p-елементів VII-A, VI-A, V-A і IV-A груп.	11	14	2		12										
Разом за змістовим мод. 3	8-11	50	5		25		20		2		2				

Змістовий модуль 4. Кількісний аналіз											
Тема 13. Рівновага у гетерогенних і гомогенних системах. Реакції осадження і розчинення осадів і їх значення для аналізу.	12	1	1								
Тема 14. Суть і завдання кількісних вимірювань і розрахунків. Вимірювання методом нейтралізації.	12	10	2		8		15		4	4	
Тема 15. Суть рівноваги у титриметрії. Вимірювання методами редоксметрії.	13-14	8	2		6						
Тема 16. Вимірювання методом комплексометрії. Теоретичні основи вимірювання і обробки результатів в хімічному аналізі	15	5	1		4						
Разом за змістовим мод. 4	12-15	39	6		18		15		4	4	
Усього годин	1-15	180	30		75		75		12	10	

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	4
3	Правила складання електронних формул елементів, визначення їх можливої валентності та ступенів окиснення.	2
4	Якісна оцінка типів хімічного зв'язку та будови молекул кислот, основ, солей, оксидів	2
5	Вивчення правил складання рівнянь у розчинах електролітів	4
6	Вивчення правил складання рівнянь реакцій гідролізу та визначення рН	4
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.	2
10	Вивчення хіміко-аналітичних властивостей s-катіонів Na, K, Ca, Sr, Ba	2
11	Вивчення хіміко-аналітичних властивостей p-катіонів Al, Pb	2
12	Вивчення хіміко-аналітичних властивостей d-катіонів Zn, Cu, Mn, Fe, Ag	3
13	Вивчення хіміко-аналітичних властивостей аніонів на прикладі р-елементів VII-A, VI-A, V-A, IV-A і III-A груп B, C, Si, N, P, O, S, Cl, Br, I	4
14	Аналітична класифікація катіонів. Вивчення якісних реакцій відкриття катіонів I-IV груп і їх розділення за аміачно-фосфатною класифікацією	4
15	Аналітична класифікація аніонів. Якісні реакції визначення аніонів: SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , Cl^- , Br^- , I^- , NO_2^- , NO_3^- .	4
16	Аналіз невідомої речовини. Два експериментальні контрольні завдання на аналіз хімічних сполук.	4
17	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.	8
18	Вимірювання методами редоксметрії. Приготування робочих розчинів для перманганатометрії і йодометрії. Контрольна задача по визначенню процентного вмісту заліза у солі Мора методом перманганатометрії і процентного вмісту міді у сульфаті міді методом йодометрії.	6
19	Метод комплексонометрії. Приготування робочих розчинів. Контрольні задачі по визначенню: - загальної твердості води; - вмісту кальцію у розчині.	4
	Разом	75

5. Самостійна робота

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Застосування законів хімічної стехіометрії	4
2	Атомістична теорія	4
3	Будова речовини в конденсованому стані	2
4	Швидкість хімічних реакцій і хімічна рівновага	4
5	Розчини і їх концентрація	6
6	Внутрішньо молекулярний гідроліз	2
7	Окисно-відновні потенціали. Стандартні електродні потенціали металів. Гальванічні елементи. Напрямок окисно-відновних реакцій. Електроліз як окисно-відновний процес. Корозія металів як окисно-відновний процес.	6
8	Ізомерія комплексних сполук. Стан комплексних сполук у розчині	4
9	Вода, як джерело життя і будівельний матеріал створення живої матерії. Особливості біологічної дії і хімії селену та його сполук	4
10	Миш'як, як аналог фосфору	2
11	Сполуки кремнію у біосфері. Боріди і борани, поліборати. Алюмінати і алюмосилікати.	2
12	Стронцій і барій, як аналоги кальцію. Їх роль в живій природі. Літій, рубідій і цезій та їх сполуки у рослинному та тваринному метаболізмі	2
13	Геохімічні та біогеохімічні цикли міді, цинку, марганцю, як мікроелементів. Кадмій і ртуть та їх сполуки як токсичні біоелементи.	3
14	Типи аналітичних реакцій і реагентів, їх ознаки; класифікація аналітичних реагентів і розрахунки показників чутливості реакцій	4
15	Методики якісного аналізу на вміст катіонів, аніонів	3
16	Методики якісного аналізу складу бінарних сполук	3
17	Розрахунки у приготуванні розчинів різних видів концентрації та їх співвідношення	6
18	Властивості осадів, чистота осадів	2
19	Розрахунки розчинності осадів у воді та розчинах електролітів	3
20	Буферні розчини. Їх властивості. Буферна ємність. Розрахунок буферної ємності розчину. Приготування буферних розчинів. Розрахунки. Універсальні буферні розчини.	3
21	Оцінка достовірності аналітичних даних. Відтворюваність та правильність експериментальних даних. Типи систематичних помилок. Індивідуальні та інструментальні систематичні помилки.	3
22	Визначення систематичної помилки та її вплив на результати аналізу. Випадкова помилка. Основні поняття класичної статистики.	3
	Разом	75

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. Реакції виявлення катіонів Na^+ , K^+ . Використання сполук літію, натрію та калію в медицині та фармації.
8. Взаємодія хлору з лугами за різних температур. Солі кисневмісних кислот хлору. Використання в медицині та санітарії
9. Дисоціація води. Константа дисоціації та іонний добуток води. Характеристика рН середовища.
10. Добуток розчинності важкорозчинних електролітів. Умови осадження та розчинення осаду електролітів.
11. Енергія активації. Залежність енергії активації хімічної реакції від природи реагуючих речовин та механізму перебігу реакції. Теорія активних зіткнень молекул та перехідного стану
12. Загальна характеристика VIII В підгрупи. Валентні стани заліза, кобальту та нікелю. Сполуки заліза, кобальту та нікелю; отримання властивості
13. Загальна характеристика водню. Місце водню в періодичній системі. Реакції водню з киснем, галогенами, активними металами та оксидами.
14. Загальна характеристика галогенів. Особливості фтору як найбільш електронегативного елемента. Фтороводень.
15. Залізо. Сполуки заліза (II). Сіль Мора. Комплексні сполуки заліза (II) з ціанід-, тіоціанат-іонами, диметилглюксимом, порфіринами. Гемоглобін. Біологічне значення.
16. Іонний зв'язок та його властивості. Водневий зв'язок та його типи. Роль водневого зв'язку в біологічних системах.
17. Квантові числа, їх характеристика та значення, які вони можуть приймати. Написати електронно – графічні формули атомів магнію, кисню, хрому. Вказати валентні електрони.
18. Кобальт та нікель. Хімічна активність. Сполуки кобальту (II), (III) та нікелю (II). Окисно – відновні властивості. Гідроліз солей. Комплексні сполуки. Біологічна роль.
19. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків. Обмінний та донорно – акцепторний механізми утворення ковалентного зв'язку. Властивості ковалентного зв'язку.
20. Комплексні сполуки міді (II) з аміаком, амінокислотами та багатоатомними спиртами. Окисні властивості міді (II). Біологічна роль сполук міді
21. Магній. Оксид та гідроксид магнію. Розчинність солей магнію у воді та їх гідроліз. Іон магнію як комплексоутворювач. Хлорофіл.
22. Марганець. Кисотно – основні властивості оксидів та гідратів марганцю (II), (IV), (VI), (VII).
23. Марганець. Оксид марганцю (IV). Його амфотерність, окисно – відновна двоїстість, каталітичні властивості. Біологічна роль сполук марганцю; використання в фармацевтичному аналізі.
24. Масова частка речовини в розчині. Їх зв'язок з молярною та нормальною (еквівалентною) концентрацією розчинів.

25. Механізм електролітичної дисоціації молекул з іонним та ковалентним зв'язком. Написати вираз константи дисоціації для ортофосфорної кислоти (ступінчасті) та гідрату аміаку.
26. 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).
27. Необоротні та оборотні хімічні рівняння. Константа хімічної рівноваги. Напрямок зміщення хімічної рівноваги за принципом Ле – Шательє
28. Окисно – відновні властивості сполук хрому (II), (III), (VI); їх залежність від рН середовища; хромати та дихромати.
29. Оксид вуглецю (II). Будова молекули; одержання. Відновні властивості. Комплексоутворююча здатність CO; карбоніли металів. Механізм токсичної дії CO.
30. Основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса та її розвиток Каблуковим. Навести вираз ступінчастих констант дисоціації H_3PO_4 .
31. Основні положення теорії комплексних сполук (за Вернером). Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Метод валентних зв'язків та теорія кристалічного поля.
32. 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.
33. Основні положення теорії сильних електролітів. Активність, коефіцієнт активності, іонна сила розчинів сильних електролітів.
34. Оксиди хрому (II), (III), (VI): їх кислотно – основні та окисно – відновні властивості
35. Пероксид водню. Кислотні властивості. Окисно – відновна двоїстість. Використання пероксиду водню в медицині та фармації.
36. Поняття гідролізу. Механізм гідролізу катіонів, аніонів та сумісний гідроліз. Навести приклади. Особливостей гідролізу солей вісмуту, сурми, олова.
37. 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.
38. 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.
39. Розрахунки рН буферних систем двох типів. Рівняння Гендерсона – Хассельбаха. Механізм буферної дії.
40. Ртуть. Хімічна активність. Сполуки ртуті (II). Нітрати та галогеніди ртуті (II). Розчинність у воді, гідроліз. Оксид ртуті (II). Окисні властивості ртуті (II).
41. Середня та миттєва (істинна) швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від температури. Закон діючих мас.
42. Сірка. Оксид сірки (VI). Сірчана кислота. Кислотні та окисно – відновні властивості. Використання сірки та її сполук у медицині, фармації та фармацевтичному аналізі.
43. Слабкі електроліти. Константа дисоціації. Ступінь дисоціації та його залежність від концентрації — закон розведення Оствальда.
44. 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.
45. Срібло. Окисні властивості срібла (I). Комплексні сполуки з аміаком, тіосульфат– та ціанід–іонами. Біологічна роль сполук срібла та використання в медичній практиці.
46. Срібло. Оксид срібла (I). Нітрат та галогеніди срібла. Розчинність у воді. Окисна активність срібла (I).
47. Реакції виявлення іонів NH_4^+ , NO_2^- та NO_3^- .
48. Типові випадки гідролізу. Написати іонні та молекулярні рівняння гідролізу сульфідів натрію, нітрату амонію та ацетату алюмінію.

49. Фізичний зміст константи швидкості. Фактори, від яких залежить константа швидкості. Залежність константи швидкості від температури (рівняння Арреніуса).
50. Фосфор. Оксиди фосфору, їх взаємодія з водою. Фосфорновата та фосфориста кислоти; окисно – відновні властивості. Ортофосфорна кислота та її солі, розчинність та гідроліз. Дифосфорна кислота.
51. Хімічні властивості вуглецю як окисника (карбідів) та відновника (оксидів). Карбонати та гідрокарбонати, гідроліз та термічний розклад.
52. Цинк. Взаємодія з окисниками, простими речовинами та складними (кислоти та луги); цинковмісні ферменти.
53. Швидкість хімічної реакції. Фактори, які впливають на швидкість гомо– та гетерогенних реакцій. Залежність швидкості реакції від температури (правило Вант – Гоффа).
54. Для аналітичних досліджень не використовують реактиви, ступінь чистоти яких: ...?
55. При попаданні на шкіру концентрованої сірчаної кислоти порядок дій наступний: ...?
56. Декантацією називають процес:....?
57. Якісні реакції відкриття іонів не бувають:?
58. Специфічним реактивом на катіон амонію NH_4^+ є:?
59. Якісному визначенню іону Mg^{2+} з гідрофосфатом амонію чи натрію ($(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ або Na_2HPO_4) заважають:?
60. Умовно специфічним реактивом на визначення наявності катіону Na^+ є:?
61. Якісна реакція на аніон NO_3^- з FeSO_4 в присутності сірчаної кислоти (концентрованої) супроводжується зовнішнім ефектом: ?
62. Якісна реакція відкриття фосфат-іонів PO_4^{3-} проводиться з реактивом:?
63. Проба на аніони-відновники проводиться при додаванні до досліджуваного розчину:?
64. Груповим реактивом для відкриття III групи катіонів (за аміачно-фосфатною класифікацією) є: ?
65. 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: іон ?
66. Масова частка ω розчину показує: ?
67. Нормальна (еквівалентна) концентрація розчину N вказує: ?
68. Титр розчину T рівний: ?
69. Молярна концентрація розчину рівна: ?
70. Для одержання крупнокристалічного осаду потрібно створити такі умови: ?
71. Точність зважування на аналітичних терезах складає: ?
72. За рекомендацією Тананаєва, маса аморфного осаду при виконанні гравіметричного аналізу повинна складати: ?
73. Ознакою гомогенних систем є: ?
74. Який закон дає кількісну характеристику реакціям, що відбуваються у гомогенних системах: ?
75. Які показники характеризують кількісний склад розчину речовини: ?
76. Яка величина іонного добутку води при 22°C ?:
77. Яке значення рН 0,01 н. розчину HCl ?: ?
78. Суміші яких розчинів мають буферну дію?: ?
79. На якій реакції базується метод нейтралізації?: ?
80. Яке значення рН 0,001 н. розчину NaOH ?: ?
81. За якою формулою можна розрахувати грам-еквівалент KMnO_4 для реакції, що відбувається у кислому середовищі?: ?
82. Яка речовина використовується у якості індикатора при визначенні концентрації міді методом йодометрії?: ?
83. 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”

Завідувач 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 (чотири) між сполуками $Ca(OH)_2$ 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	мг	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_3COOK	3 K_2SO_4
2	CH_3COOH	4 H_2SO_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:	
	$\text{N}_2\text{O}_5, \text{H}_2\text{O}, \text{Be}(\text{OH})_2, \text{K}_2\text{O}, \text{HCl}$	
	Питання 14. Яким реактивом відкривають йони NH_4^+ , в ході аналізу невідомої речовини?	
1	HNO_3	
2	NH_4OH	
3	CH_3COOH	
4	NaOH	
	Питання 15. Які йони відкривають дією гідрофосфату натрію (амонію) в присутності NH_4OH і NH_4Cl ?	
1	K^+	
2	Mg^{2+}	
3	Mn^{2+}	
4	Ca^{2+}	
	Питання 16. Яким реактивом відкривають йони Na^+ в ході аналізу невідомої речовини?	
1	$\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	
2	$\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	
3	$\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$	
4	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	
	Питання 17. Яким реактивом відкривають йони K^+ в ході аналізу невідомої речовини?	
1	$\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	
2	$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	
3	NaOH	
4	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	
	Питання 18. Яким реактивом перевіряють повноту видалення NH_4^+ ?	
1	Гідроксид натрію	
2	Гідрофосфат натрію	
3	Реактив Несслера	
4	Молибденова 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	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
2	NaOH	
3	NH_4SCN	
4	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
	Питання 21. В якому реактиві розчиняється гідроксид алюмінію?	

1	KOH
2	H ₂ SO ₄
3	CH ₃ COOH
4	У всіх приведених
Питання 22. Яким реактивом відкривають йони марганцю (II), в ході аналізу невідомої речовини (написати рівняння реакції)?	
1	NH ₄ OH + NH ₄ Cl
2	NaBiO ₃ + HNO ₃
3	K ₂ [HgJ ₄] + KOH
4	(NH ₄) ₂ HPO ₄
Питання 23. Яка сполука утворюється при дії надлишку NH ₄ OH на розчин ZnSO ₄ ?	
1	Zn(OH) ₂
2	(NH ₄) ₂ ZnO ₂
3	[Zn(NH ₃) ₄]SO ₄
4	(ZnOH) ₂ SO 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	I ⁻
4	CH ₃ COO ⁻
Питання 26. Які аніони можна відкрити дією соляної кислоти?	
1	NO ₃ ⁻
2	Br ⁻
3	CO ₃ ²⁻
4	PO ₄ ³⁻

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.

При вивченні дисципліни застосовують три методи навчання: словесні, наочні, практичні.

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. До лекцій висуваються певні вимоги щодо їх підготовки і проведення. Кращий ефект дає комбінування електронних лекцій з поясненням на дошці, а також лекція у формі діалогу.

Чільне місце в групі словесних методів посідає метод роботи з книгою та електронними навчальними ресурсами. 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, електронна форма навчального матеріалу з його демонстрацією на екран;
- ілюстрація – метод навчання, який передбачає показ предметів і процесів у їх символічному зображенні (фотографії, малюнки, схеми, графіки та ін.).

Практичні методи навчання (лабораторні роботи) 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.

8. Форми контролю

Основними формами контролю знань студентів є контроль на лекції та на лабораторних заняттях, у тому числі у позанавчальний час, на консультаціях, заліках і іспитах.

I. Контроль на лекції може проводитись як вибіркове усне опитування у формі діалогу в процесі читання лекції 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.

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 займає багато часу.

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

1. Письмова (до 30 хв.) контрольна робота, у тому числі і за методикою ЕНК.

2. Колоквіум, модульні контрольні роботи по розділах теоретичного курсу для самостійного вивчення (рекомендовано у поза навчальний час).

3 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.

9. Розподіл балів, які отримують студенти

У робочому навчальному плані дисципліни передбачено в одному навчальному семестрі лекцій – 30 годин, лабораторних занять – 75 годин та самостійної роботи - 75 годин, що в сумі становить 180 години (6 кредитів ECTS), які охоплюють 4 змістові модулі вивчення дисципліни. Після вивчення дисципліни заплановано іспит. Тривалість навчального семестру – 15 тижнів.

Розподіл балів модульно-рейтингового навчання студентів

Поточний контроль		Рейтинг з додаткової роботи $R_{др}$	Рейтинг з навчальної роботи $R_{нр}$	Рейтинг штрафний $R_{штр}$	Підсумкова атестація (екзамен чи залік)	Загальна кількість балів
номер модулю	рейтинг					
1	0-100					
2	0-100					

3	0-100					
4	0-100					
Навчальна робота		0-10	0-70	0-5	0-30	0-100

Відповідно до «Положення про кредитно-модульну систему навчання в НУБіП України», затвердженого ректором університету 03.04.2009 р., рейтинг студента з навчальної роботи $R_{НР}$ стосовно вивчення певної дисципліни визначається за формулою

$$0,7 \cdot (R_{ЗМ}^{(1)} \cdot K_{ЗМ}^{(1)} + \dots + R_{ЗМ}^{(n)} \cdot K_{ЗМ}^{(n)})$$

$$R_{НР} = \frac{\dots}{K_{ДИС}} + R_{ДР} - R_{ШТР},$$

де $R_{ЗМ}^{(1)}, \dots, R_{ЗМ}^{(n)}$ – рейтингові оцінки змістових модулів за 100-бальною шкалою;

n – кількість змістових модулів;

$K_{ЗМ}^{(1)}, \dots, K_{ЗМ}^{(n)}$ – кількість кредитів ECTS, передбачених робочим навчальним планом для відповідного змістового модуля;

$K_{ДИС} = K_{ЗМ}^{(1)} + \dots + K_{ЗМ}^{(n)}$ – кількість кредитів ECTS, передбачених робочим навчальним планом для дисципліни у поточному семестрі;

$R_{ДР}$ – рейтинг з додаткової роботи;

$R_{ШТР}$ – рейтинг штрафний.

Наведену формулу можна спростити, якщо прийняти $K_{ЗМ}^{(1)} = \dots = K_{ЗМ}^{(n)}$. Тоді вона буде мати вигляд

$$R_{НР} = \frac{0,7 \cdot (R_{ЗМ}^{(1)} + \dots + R_{ЗМ}^{(n)})}{n} + R_{ДР} - R_{ШТР}.$$

Навчальне навантаження студента для їх вивчення та засвоєння складає:

1-й модуль (R_1) – 1,5 кредити (K_1)

2-й модуль (R_2) – 1,5 кредити (K_2)

3-й модуль (R_3) – 1,5 кредити (K_3)

4-й модуль (R_4) – 1,5 кредити (K_4)

Критерії оцінки змістових модулів:

R_1 складається з 4-х тематичних лабораторних робіт, самостійної та 4 контрольних робіт, у тому числі і модульної контрольної роботи №1. Виконання практичних робіт оцінюються від 0 до 5 балів, самостійна робота оцінюється 10 балами, контрольні роботи від 0 до 30 балів, модульна контрольна робота – 30 балів, коли максимальна сума балів складає 100.

R_2 складається з 5 тематичних лабораторних робіт, самостійної та 5 контрольних робіт, у тому числі і модульної контрольної роботи №2. Виконання практичних робіт оцінюються від 0 до 10 балів кожна, самостійна робота 10 балами, контрольні роботи від 0 до 10 балів та модульна контрольна робота – 10 балів з максимальною сумою за модулем №2 - 100 балів.

R_3 складається з 2 тематичних комплексних лабораторних робіт, 2 контрольних завдань, самостійної та 3 контрольних робіт у тому числі і модульної контрольної роботи №3. Виконання практичних робіт оцінюються від 0 до 10 балів кожна, самостійна робота 5 балами, контрольні роботи від 0 до 10 балів кожна та модульна контрольна робота – 15 балів, контрольні завдання від 0 до 20 балів кожне з максимальною сумою за модулем №3 - 100 балів.

R₄ складається з 3 тематичних лабораторних робіт, 3 контрольних завдань, самостійної та 2 контрольних робіт, у тому числі і модульної контрольної роботи №4. Виконання практичних робіт оцінюються від 0 до 10 балів, контрольні завдання оцінюються від 0 до 20 балів, самостійна робота оцінюється 10 балами, контрольні роботи від 0 до 10 балів кожна, модульна контрольна робота – 20 балів, коли максимальна сума балів складає 100.

Рейтинг з додаткової роботи R_{ДР} додається до **R_{НР}** і може складати 10 балів. Він визначається лектором і надається студентам рішенням кафедри за виконання робіт, які не передбачені навчальним планом, але сприяють підвищенню рівня знань студентів з дисципліни.

За повного виконання плану лабораторних занять рейтинг з навчальної роботи може складати: **R_{НР} = R₁ + R₂ + R₃ + R₄ + R₅ + R_{ДР} = 400 балів.**

Рейтинг штрафний R_{ШТР} не перевищує 5 балів і віднімається від **R_{НР}**. Він визначається лектором і вводиться рішенням кафедри для студентів, які матеріал змістового модуля засвоїли невчасно, не дотримувалися графіка роботи, пропускали заняття тощо.

Для допуску до атестації студенту необхідно набрати з навчальної роботи не менше 60% за змістовними модулями, тобто не менше 60 балів від загального показника **R_{НР}**, що в загальній оцінці дисципліни у перерахунку на 100 бальну шкалу складає 42 бали (70% **R_{НР}** і 30% **R_{ат}**).

Реальний рейтинг з дисципліни R_{дис.} Визначається за формулою:

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

Розподіл балів, які отримують студенти. Оцінювання знань студента відбувається за 100-бальною шкалою і переводиться в національні оцінки згідно з табл. 1 «Положення про екзамен та заліки у НУБіП України» (наказ про уведення в дію від 27.12.2019 р. № 1371).

Таблиця 1

Рейтинг студента, бали	Оцінка національна за результатами складання	
	екзаменів	заліків
90 -100	Відмінно	Зараховано
74 – 89	Добре	
60 – 73	Задовільно	
0 – 59	Незадовільно	Не зараховано

Друковані та Інтернет джерела

11. Методичне забезпечення

1. Лабораторний практикум з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» /В.А. Копілевич, Т.І. Ущапівська, Н.М. Прокопчук – К.: НУБіП, 2015. – 66 с.
2. Лабораторний практикум з неорганічної хімії /В.Є. Косматий, В.А. Копілевич, С.І. Скляр, Л.В. Войтенко, Л.М. Абарбарчук, Т.К. Панчук, Л.В. Гаєвська. – К.: НАУ, 2002. – 158 с.
3. Методичні рекомендації до виконання лабораторного практикуму з дисципліни «Хімія неорганічна та аналітична» для студентів ОР «Бакалавр» спеціальності – 201 «Агрономія» / В.А. Копілевич, Д.А. Савченко, Т.І. Ущапівська. – К.: ДДП «Експо-Друк», 2019. – 213 с.
4. Методичні вказівки з неорганічної хімії для самостійної роботи студентів напрямку агрономія. / В.А.Копілевич, Т.К. Панчук, Т.І.Ущапівська. - К.: НАУ, 2004.

5. Методичні вказівки до самостійної роботи студентів та лабораторного практикуму з курсу неорганічної, біонеорганічної та загальної хімії. / В.А.Копілевич, В.Є.Косматий, Т.І.Ущапівська та ін. - К.: НАУ, 2007. – 113 с.
6. 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.
7. Копілевич В.А., Прокопчук Н.М., Ущапівська Т.І., Войтенко Л.В. Аналітична хімія для напряму підготовки «Екологія» і «Біотехнологія». Навчальний посібник. – К.: ДДП «Експо-Друк», 2015. – 413 с.
8. 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.
2. Неорганічна та аналітична хімія: навчальний посібник / В.А. Копілевич, Д.А. Савченко, Т.І. Ущапівська. – К.: Редакційно-видавничий відділ НУБіП України. 2018. – Вид. 1. – 608 с.; 2019. - Вид. 2. – 600 с.;
3. Неорганічна та аналітична хімія: підручник / В.А. Копілевич, Д.А. Савченко, Т.І. Ущапівська. – К.: Редакційно-видавничий відділ НУБіП України. 2020. – 596 с.
- 4.

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. Бессероводородные методы качественного полумикроанализа /Под ред. А.П.Крешкова. – М.: Высш. шк., 1979. – 271 с.
4. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. - М.,1989.

13. Інформаційні ресурси

1. ЕНК «Хімія неорганічна та аналітична» для студентів ОР «Бакалавр» за спеціальністю 201 - Агрономія / Д.А. Савченко, В.А. Копілевич. – Режим доступу: <https://elearn.nubip.edu.ua/course/view.php?id=1161>
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. [Загальна та неорганічна хімія /Є.Я. Левітін, А.М. Бризицька, Р.Г. Ключев. – Режим доступу: studentus.net/book/47-zagalna-ta-neorganichna-ximiya.html](http://studentus.net/book/47-zagalna-ta-neorganichna-ximiya.html)
6. [Якісний аналіз. Методичний посібник з аналітичної хімії. – Режим доступу: www.meduniv.lviv.ua/files/kafedry/tokshim/.../Quality_Analis_Ukr.pdf](http://www.meduniv.lviv.ua/files/kafedry/tokshim/.../Quality_Analis_Ukr.pdf)
7. Посібник з аналітичної хімії. – Режим доступу: dmeti.dp.ua/file/uchebnoe_posobie.doc
8. Лекції з аналітичної хімії. Навчальний посібник. – Режим доступу: bib.convdocs.org/v30491/?download=1