

НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І
ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

“ЗАТВЕРДЖУЮ”

Декан факультету ветеринарної медицини
д.б.н., проф., академік НААН України

_____ Микола Цвіліховський

Протокол № ___ від _____ 2023 р.

«СХВАЛЕНО»

на засіданні кафедри аналітичної і
біонеорганічної хімії та якості води
Протокол № 7 від «08» березня 2023 р.

Завідувач кафедри, професор
_____ Володимир Копілевич

«РОЗГЛЯНУТО»

Гарант ОП 211 «Ветеринарна медицина»
Д.вет.н., зав.каф. терапії і клінічної
діагностики

_____ Наталія Грушанська

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

“НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ”

(шифр і назва напрямку підготовки)

спеціальність 211 – Ветеринарна медицина

(шифр і назва спеціальності)

освітня програма «Ветеринарна медицина»

(назва спеціалізації)

Факультет ветеринарної медицини

(назва факультету)

Розробник: доцент, к.х.н., доцент, Валентина Галімова

КИЇВ - 2023

1. Опис навчальної дисципліни

Неорганічна хімія

Галузь знань, спеціальність, освітня програма, освітній ступінь		
Освітній ступінь	Магістр (скорочений термін навчання)	
Спеціальність	211 – Ветеринарна медицина	
	(шифр і назва)	
Освітня програма	Ветеринарна медицина	
Характеристика навчальної дисципліни		
Вид	Обов'язкова	
Загальна кількість годин	120	
Кількість кредитів ECTS	4	
Кількість змістових модулів	3	
Курсовий проект (робота) (якщо є в робочому навчальному плані)	_____ - _____	
Форма контролю	Екзамен	
Показники навчальної дисципліни для денної та заочної форм навчання		
	денна форма навчання	заочна форма навчання
Рік підготовки	1	
Семестр	1	
Лекційні заняття	30 год.	
Практичні, семінарські заняття		
Лабораторні заняття	30 год.	
Самостійна робота	60 год.	
Індивідуальні завдання		
Кількість тижневих годин для денної форми навчання:	8	
аудиторних	4 год.	
самостійної роботи студента –	4 год.	

2. Мета, завдання та компетентності навчальної дисципліни

Мета дисципліни “Неорганічна хімія” полягає у вивченні хімічних законів та закономірностей хімічних перетворень з орієнтацією на процеси, що відбуваються у живих організмах та формування умінь і навичок для застосування хімічних законів і процесів у майбутній практичній діяльності фахівця ветеринарної медицини. Сприяє формуванню фундаменту знань та практичних навичок спеціаліста у галузі ветеринарії, необхідних для вивчення професійно орієнтованих та спеціальних дисциплін.

Завдання дисципліни «Неорганічна хімія»:

- засвоєння основних прийомів для роботи з хімічними реактивами, посудом, для виконання хімічних дослідів та проведення розрахунків концентрацій розчинів;
- навчити студентів використовувати основні поняття та закони хімії, загальні закономірності перебігу хімічних реакцій, знати властивості різних розчинів, що є необхідним у практичній діяльності майбутнього лікаря ветеринарної медицини у відповідності до сучасних потреб.
- створення наукової бази для вивчення ряду професійно орієнтованих та спеціальних дисциплін;
- вивчити основні типи хімічних сполук s-, p- і d-елементів та їх властивості відносно процесів електролітичної дисоціації та гідролізу; природу процесів зі зміною ступеня окислення елементів; природу, будову, хімічні властивості координаційних (комплексних) сполук та способи їх одержання і поширення в природі;
- вміти застосовувати неорганічні сполуки у ветеринарній медицині, зокрема, у лікарських препаратах;
- навчити студентів оформляти результати досліджень у вигляді звіту в лабораторному журналі та вирішувати розрахункові задачі із застосуванням сучасних комп'ютерних технологій;

Набуття компетентностей:

інтегральна компетентність (ІК):

здатність розв'язувати складні задачі і проблеми у галузі ветеринарної медицини, що передбачає проведення досліджень або здійснення інновацій та характеризується невизначеністю умов і вимог.

загальні компетентності (ЗК):

ЗК1. Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу.

ЗК7. Здатність проведення досліджень на відповідному рівні

ЗК11. Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

фахові (спеціальні) компетентності (ФК):

ФК7. Здатність організувати і проводити лабораторні та спеціальні діагностичні дослідження й аналізувати їх результати.

Програмні результати навчання (ПРН):

ПРН 1. Знати і грамотно використовувати термінологію ветеринарної медицини.

ПРН 3. Визначати суть фізико-хімічних і біологічних процесів, які відбуваються в організмі тварин у нормі та за патології.

3. ПРОГРАМА ТА СТРУКТУРА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ для скороченого терміну денної форми навчання

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин												
	тижні	денна форма					Заочна форма						
		усього	у тому числі					усього	у тому числі				
			л	п	лаб	ін д	с.р.		л	п	лаб	інд	с.р.
Змістовий модуль 1. Змістовний Модуль 1. Основні поняття та закони хімії. Класи неорганічних сполук													
Тема 1. Загальні поняття та основні закони хімії. Роль хімії в житті.	1-чис.	8	2		2		4						
Тема 2. Сучасні уявлення про будову атомів хімічних елементів. Хімічний зв'язок.	2 – зн.	8	2		2		4						
Тема 3. Періодична система хімічних елементів, закон Д.І Менделєєва.	3 – чис.	8	2		2		4						
Тема 4. Хімічний зв'язок та будова молекул. Типи хімічних реакцій	4 – зн	8	2		2		4						
Тема 5. Класифікація неорганічних сполук	5 - чис.	8	2		2		4						
Разом за змістовним модулем 1.	1-5	40	10		10		20						
Змістовий модуль 2. Основні закони хімічних перетворень у водних розчинах													
Тема 6. Хімічна кінетика і рівновага	6 – зн.	8	2		2		4						
Тема 7. Електролітична дисоціація	7 – чис.	8	2		2		4						
Тема 8. Протолітична теорія кислот і основ. Гідроліз солей	8 – зн. 9 – чис.	8	4		2		4						
Тема 9. Види розчинів їх якісна та кількісна характеристика	10 – чис.	8	2		2		4						
	6 – зн.	8	2		2		4						
Разом за змістовним модулем 2.		80	22		20		40						

Змістовний Модуль 3. Основні типи хімічних реакцій: ОВР реакції та процеси утворення комплексних сполук												
Тема 10. Окисно-відновні процеси та їх хімічні реакції (4 год.	10 – зн. 11-чис	16	2		4		6					
Тема 11. Комплексні сполуки (4 год.)	12 зн.	12	2		2		6					
Тема 12. Хімічні властивості біогенних елементів-металів та їх значення для живих організмів	14 – зн.	8	2		2		3					
Тема 13. Хімічні властивості біогенних елементів неметалів та їх значення для живих організмів	15–чис.	4	2		2		5					
		40	8		10		20					
УСЬОГО ГОДИН	1-16	120	30		30		60					

4. ТЕМИ ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ „НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ”

№пп	Тема	К-ть годин
Змістовний модуль I		
1	Робота із хімічними реактивами та правила техніки безпеки	2
2	Будова атома. Періодичний закон і періодична система елементів Д. І. Менделєєва. Хімічний зв'язок.	2
3	Хімічний зв'язок та будова молекул.	2
4	Класифікація неорганічних сполук. Оксиди. Основи. Кислоти. Амфотерність.	2
5	Класи неорганічних сполук. Типи солей.	2
Змістовний модуль II		
6	Швидкість хімічних реакцій. Каталізатори.	2
7	Електролітична дисоціація. Електроліти та неелектроліти.	4
8	Гідроліз солей. рН середовища.	2

5.	9	Способи вираження концентрацій	2
		Змістовний модуль III	
	10	Типи Окисно-відновних реакцій з продуктами та без. Вплив середовища на перебіг ОВР -реакцій.	4
	11	Процеси комплексоутворення	2
	12	Біогенні елементи - метали	2
	13	Біогенні елементи - неметали	2
		Всього	30

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ, КОМПЛЕКТИ ТЕСТІВ ДЛЯ ВИЗНАЧЕННЯ РІВНЯ ЗАСВОЄННЯ ЗНАТЬ 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 амідні 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 елемента. Фтороводень.
17. Залізо. Сполуки заліза (II). Сіль Мора. Комплексні сполуки заліза (II) з ціанід-, тіоціанат- іонами, диметилгіоксимом, 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 Ле – 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 рН 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 рН у водному розчині солі. Написати іонні та молекулярні рівняння гідролізу сульфідів 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 (карбідів) та відновника (оксидів). 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).

Приклад тестів для визначення рівня знань студентів

НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ			
ОКР <i>бакалавр</i> Напрямок підготовки	Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води	Екзаменаційний білет №__ з дисципліни <i>Біонеорганічна</i> <i>хімія</i>	Затверджую зав. кафедрою (підпис) д.х.н., проф. Копілевич В.А. 2015 р.
Екзаменаційні питання			
1. Скласти електронні та електронно-графічні формули біоелементів із порядковими номерами 7 та 53. За допомогою електронно-графічних формул зобразити перехід атомів у збуджені стани. Вказати валентності, ступені окислення та приклади сполук у різних ступенях окислення. Властивості цих елементів та їх значення для живих організмів.			
2. Оксиген. Характерні валентності та ступені окислення. Оксигеновмісні сполуки та їх хімічні властивості, застосування у ветеринарній медицині.			
Тестові завдання			
1. Серед вказаних елементів виберіть ті, що відносяться до халькогенів:			
A.	F	E.	O
B.	Cl	F.	P
C.	N	G.	Sr
D.	Ba	H.	S
2. До елементів побічних підгруп не відносять:			
A.	селен	D.	стронцій
B.	залізо	E.	срібло
C.	марганець		
3. Яка формула вищого оксиду елемента з будовою зовнішнього енергетичного рівня ... 3s ² 3p ³ ?			
A.	R ₂ O ₅	C.	R ₂ O ₃
B.	RO	D.	RO ₃
4. Суміш яких кислот утворюється при взаємодії Cl ₂ O ₆ з водою?			
A.	HClO і HClO ₂	C.	HClO і HCl
B.	HClO ₄ і HClO ₃	D.	HClO ₂ і HClO ₃
5. Яка основність гіпофосфітної кислоти (H ₃ PO ₂)?			
A.	одноосновна	C.	трьохосновна
B.	двохосновна	D.	чотирьохосновна
6. Які реакції відбуваються при взаємодії з розбавленою сульфатною кислотою?			
A.	Zn + H ₂ SO ₄ →	C.	Pt + H ₂ SO ₄ →
B.	Cu + H ₂ SO ₄ →	D.	Fe + H ₂ SO ₄ →
7. Закінчити хімічну реакцію:			
SO ₂ + Sr(OH) ₂ =			
8. Закінчити рівняння реакції:			
Pb(NO ₃) ₂ → нагрівання			
13. 9. Складіть рівняння реакції одержання цинку із оксиду цинку відновленням			

вуглецем			
10. Вказати реакцію в якій фосфор - окисник:			
А.	$3 K + P \rightarrow 2K_3P$	С.	$4 P + 3 O_2 \rightarrow 2P_2O_3$
В.	$3 H_2 + 2 P \rightarrow 2 PH_3$		

6. МЕТОДИ НАВЧАННЯ

Специфіка і характер змісту навчального матеріалу дає можливість розглянути декілька методів навчання хімії:

1) **пояснювально-ілюстративний метод** – найбільш економний спосіб передачі узагальненого і систематизованого досвіду людства, реалізується за допомогою *усного слова* (в першу чергу лекція, пояснення, бесіда), *друкованого слова* (посібник, довідники, додаткові джерела інформації, інтернет-ресурси), *наочні приладдя* (, презентація, демонстрація дослідів, використання таблиць, графіків, схем), *практичний показ способів діяльності* (наведення прикладів складання формул, рівнянь реакцій, алгоритми рішення задач, виконання завдань, оформлення робіт);

2) **репродуктивний метод** – включає *виконання завдань за зразком* (рішення задач, складання формул речовин і реакцій за алгоритмом, виконання лабораторних робіт за інструкцією - хімічних експериментів, робота з підручником і іншими джерелами інформації).

Відтворення і повторення способу діяльності за завданням викладача є головною ознакою репродуктивного методу.

3) **метод проблемного навчання (викладання)** має ціллю засвоєння не тільки результатів наукової системи знань, але і самого шляху, процесу одержання результатів, формування пізнавальної самостійності і розвитку творчих здібностей у студента. Цей метод включає систематичну *самостійну пошукову діяльність студентів* з засвоєнням ними готових висновків науки (метод побудований з врахування поставленої цілі і принципами *проблемності*).

В основі проблемного навчання – *проблемна ситуація*, така, при якій студенту необхідно вирішити важкі для себе задачі, але йому не вистачає даних і він повинен сам їх шукати (використання раніше засвоєних знань у нових практичних умовах; якщо є протиріччя між теоретичним можливим шляхом рішення задачі і нездійсненністю на практиці; якщо є протиріччя між практично досягнутим результатом і відсутністю знань для його теоретичного обґрунтування).

4) **частково-пошуковий, або евристичний метод** – метод, в якому викладач організовує студентів до виконання окремих етапів рішення проблеми; пропонується взаємопов'язана серія питань, більша або менша частина яких є невеликими проблемами, які у сукупності ведуть до рішення поставленої проблеми.

5) **дослідницький метод:**

хімічний експеримент включає *демонстраційний експеримент* (викладацький) і *лабораторні експериментальні роботи* (студентський експеримент).

Лабораторні роботи – це метод навчання, при якому студенти під керівництвом викладача і лаборанта за раніше наміченим планом виконують досліди, певні

практичні завдання, використовують прилади та інструменти, в ході чого відбувається засвоєння знань і досвіду діяльності;

проект (практикум) – творча (дослідницька) підсумкова робота включає розвиток інтелектуальних здібностей через засвоєння алгоритму наукового дослідження і формування досвіду виконання дослідницької роботи (проекту, практикуму).

7. ФОРМИ КОНТРОЛЮ

Для контролю засвоєння учбового матеріалу використовують *поточний* і *підсумковий* контроль.

Поточний контроль включає –*контрольні роботи, тести за змістовим модулем, захист письмових робіт і лабораторних робіт, фронтальний перегляд самостійної роботи (письмових завдань, конспектів), захист рефератів, участь в олімпіадах.*

Підсумковий контроль здійснюється через *екзамен (диференційний залік)*, що містить ті питання, які були розглянути в поточному контролі.

ПОЛІТИКА ОЦІНЮВАННЯ

Політика щодо дедлайнів та перескладання:	Роботи, які здаються із порушенням термінів без поважних причин, оцінюються на нижчу оцінку. Перескладання модулів відбувається із дозволу лектора за наявності поважних причин (наприклад, лікарняний).
Політика щодо академічної доброчесності:	Списування під час контрольних робіт та екзаменів заборонені (в т.ч. із використанням мобільних девайсів). Курсові роботи, реферати повинні мати коректні текстові посилання на використану літературу
Політика щодо відвідування:	Відвідування занять є обов'язковим. За об'єктивних причин (наприклад, хвороба, міжнародне стажування) навчання може відбуватись індивідуально (в он-лайн формі за погодженням із деканом факультету)

8. Розподіл балів, які отримують студенти. Оцінювання знань студента відбувається за 100-бальною шкалою і переводиться в національні оцінки згідно з табл. 1 «Положення про екзамени та заліки у НУБіП України» (наказ про уведення в дію від 03.03.2021 р. протокол № 7)

ШКАЛА ОЦІНЮВАННЯ СТУДЕНТІВ

Рейтинг здобувача вищої освіти, бали	Оцінка національна за результати складання екзаменів заліків	
	екзаменів	заліків
90-100	відмінно	зараховано
74-89	добре	
60-73	задовільно	
0-59	незадовільно	не зараховано

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):

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

9. Навчально-методичне забезпечення:

1. Методичні рекомендації до виконання лабораторних і самостійних робіт з дисципліни “Неорганічна хімія” для студентів ОС “Бакалавр” факультету “Ветеринарної медицини” спеціальності 211 “Ветеринарна медицина” К., “Експо-друк”, 2023, 5,77 д. а., Панчук Т.К., Лаврик Р.В., Галімова В.М.

2. Лабораторний практикум з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» /В.А. Копілевич, Т.І. Ущапівська, Н.М. Прокопчук – К.: НУБіП, 2015. – 66 с.

10. Рекомендовані джерела інформації

Основні

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. Карнаухов О.І., Мельничук Д.О., Чеботько К.О., Копілевич В.А. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2000-2001. – 578 с.

3. О.І. Карнаухов, В.А.Копілевич, Д.О.Мельничук і ін. Загальна хімія . К. „Фенікс”, 2005. – 839 с.

Допоміжні:

1. Григор'єва В. В., Самійленко В. М., Сич А. М., О.А. Голуб. Загальна хімія. – К.: ВШ, 2009. – 471с.

11. Інформаційні ресурси

1. [Національна бібліотека України імені В. І. Вернадського](#) [Електронний ресурс] : [Веб-сайт]. – Електронні дані. – Київ : НБУВ, 2013-2015.
– Режим доступу: www.nbu.gov.ua.
2. Біонеорганічна хімія. – Режим доступу: http://biph.kiev.ua/images/e/e4/Bioinorg_chem.pdf
3. Елементи органогени. – Режим доступу: https://uk.wikipedia.org/wiki/Елементи_органогени
4. Енциклопедія сучасної України. – *Режим доступу:* http://esu.com.ua/search_articles.php?id=35329
5. *Загальна хімія /О.В. Жак, Я.М. Каличак. – Режим доступу:* www.franko.lviv.ua/faculty/Chem/biogeo/Posibnyk.pdf
6. *Основні закони хімії: Хімія: Дистанційне навчання. – Режим доступу:* lubbook.net/book_283_glava_45_Tema_4_Osnovni_zakoni_khimii.html
7. 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
8. Біохімічні елементи у медицині. – Режим доступу: <https://vseosvita.ua/library/biogenni-elementi-med-himia-131152.html>
9. <https://www.yakaboo.ua/ua/posibnik-z-himii-dlja-vstupnikiv-do-vuziv.html>
10. <https://sites.google.com/site/himiaceprirodnicanauka/golovna-storinka/home/zagalna-himia-1>
11. <https://ipn.cdu.edu.ua/index.php/pidrozdily/item/2101-neorhanichna-khimiia>