

**НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ
І ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ**

Кафедра аналітичної і біоорганічної хімії та якості води

«ЗАТВЕРДЖУЮ»
Декан факультету ветеринарної медицини
ВЕТЕРИНАРНОЇ МЕДИЦИНИ
Протокол № 11 від 06 2023 р.
«СХВАЛЮЮ»

на засіданні кафедри аналітичної і
біоорганічної хімії та якості води
Протокол № 11 від «23» травня 2023 р.

Завідувач кафедри
проф. Копілевич В.А.

«РОЗГЛЯНУТО»

Гарант програми
д.вет.н., зав. каф. терапії і клінічної
діагностики

Наталія ГРУШАНСЬКА

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

“НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ”

Спеціальність:	211 – Ветеринарна медицина
Освітня програма:	«Ветеринарна медицина»
Факультет:	Ветеринарної медицини
Розробник:	Абарбарчук Леонід Михайлович, кандидат хімічних наук, доцент кафедри аналітичної і біоорганічної хімії та якості води

Київ – 2023 р.

1. ОПИС НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ «НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»

Галузь знань, напрям підготовки, спеціальність, освітньо-кваліфікаційний рівень		
Освітній рівень	<i>Магістр</i>	
Спеціальність	<i>211 – «Ветеринарна медицина»</i>	
Спеціалізація	<i>Ветеринарна медицина</i>	
Характеристика навчальної дисципліни		
Вид	<i>обов'язкова</i>	
Загальна кількість годин	120	
Кількість кредитів ECTS	4	
Кількість змістових модулів		
Курсовий проект (робота) (за наявності)	-	
Форма контролю	<i>екзамен</i>	
Показники навчальної дисципліни для денної та заочної форм навчання		
	Денна форма навчання	Заочна форма навчання
Рік підготовки (курс)	I	-
Семестр	1	-
Лекційні заняття	<i>15 год.</i>	-
Практичні, семінарські заняття	-	-
Лабораторні заняття	<i>45 год.</i>	-
Самостійна робота	<i>60 год.</i>	-
Індивідуальні завдання	-	-
Кількість тижневих аудиторних годин для денної форми навчання	<i>4 год.</i>	-

2. МЕТА, ЗАВДАННЯ ТА КОМПЕТЕНТНОСТІ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Мета вивчення курсу неорганічної 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

Завдання

- вивчення основ дисципліни як складової фундаментальної підготовки спеціалістів у галузі наук;
- створення наукової бази для вивчення ряду професійно орієнтованих та спеціальних дисциплін;
- засвоєння основних прийомів виконання хімічних реакцій напівмікрометодом.

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.

вміти: користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з загальної, неорганічної та біонеорганічної 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.

Набуття компетентностей:

загальні компетентності (ЗК):

ЗК 1. Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу.

ЗК 7. Здатність проведення досліджень на відповідному рівні.

ЗК 11. Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

фахові компетентності (ФК):

ФК 7. Здатність організовувати і проводити лабораторні та спеціальні діагностичні дослідження й аналізувати їх результати.

ПРОГРАМНІ РЕЗУЛЬТАТИ НАВЧАННЯ:

ПРН1. Знати і грамотно використовувати термінологію ветеринарної медицини.

ПРН3. Визначати суть фізико-хімічних і біологічних процесів, які відбуваються в організмі тварин у нормі та за патології.

**ПРОГРАМА ТА СТРУКТУРА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ ДЛЯ:
– повного терміну денної (заочної) форми навчання;**

№ п/ п	Назва теми	Кількість годин								
		Денна форма					Заочна форма			
		тижні	усього	лекції	лаб. раб	сам. роб	усього	лек	лаб	інд
<i>Змістовий модуль 1. Атомно-молекулярне вчення і основні закони хімії. Будова речовини і періодичний закон Д.І.Менделєєва.</i>										
1	Хімія в системі природничих наук.		7	1	2	4				
2	Класифікація та номенклатура неорганічних сполук		9		8	1				
3	Основні закони хімії		5	1		4				
4	Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва		12	2	2	8				
5	Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук		7	1	2	4				
	Разом за змістовним модулем		40	5	14	21				
<i>Змістовий модуль 2. Розчини. Властивості розчинів. Елементи хімічної термодинаміки та кінетики. Рівновага в розчинах електролітів</i>										
6	Вчення про розчини. Способи вираження складу розчинів. Колігативні властивості розчинів.		19	3	6	10				
7	Основні поняття хімічної термодинаміки. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Хімічна рівновага		16	3	2	11				
8	Теорія сильних і слабких електролітів Теорії кислот і основ		5	1	4					
	Разом за змістовним модулем		40	7	12	21				
<i>Змістовий модуль 3. Основні типи хімічних реакцій</i>										
9	Протолітичні процеси (гідроліз)		13	1	6	6				
10	Реакції з перенесенням електронів		14	1	7	6				
11	Реакції комплексоутворення		13	1	6	6				
	Разом за змістовним модулем		40	3	19	18				
	УСЬОГО ГОДИН		120	15	45	60				

4. ТЕМИ ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ „НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ”

№пп	Тема	К-ть годин
Змістовний модуль I		
1	Загальні правила роботи в хімічній лабораторії. Техніка лабораторних робіт	2
2	Повторення принципів номенклатури неорганічних сполук та їх класифікації. Вивчення хімічних властивостей різних типів сполук Колоквіум.	8
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 Модульна контрольна робота щодо основних понять і законів хімії Колоквіум.	2
Змістовний модуль II		
5	Способи вираження складу розчинів Колоквіум.	6
6	Хімічна рівновага	2
7	Теорія сильних і слабких електролітів Теорії кислот і основ. Електролітична дисоціація. Реакції в розчинах електролітів. Колоквіум.	4
Змістовний модуль III		
11	Протолітичні процеси (гідроліз) Колоквіум.	6
12	Реакції з перенесенням електронів (Окисно-відновні реакції) Вплив середовища на ОВР Колоквіум.	7
13	Реакції комплексоутворення Колоквіум.	6

7. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ, КОМПЛЕКТИ ТЕСТІВ ДЛЯ ВИЗНАЧЕННЯ РІВНЯ ЗАСВОЄННЯ ЗНАТЬ СТУДЕНТАМИ

1. Аміак, гідразин, гідроксиамін. 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 амідни 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, диметилгліоксимом, порфіринами. Гемоглобін. Біологічне значення.

18. Золото. Відношення золота до гарячої селенової кислоти та “царської горілки”. 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 сульфіді 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. Фосфорноватиста 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).

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>Неорганічна хімія</i>	Затверджую зав. кафедрою <hr/> (підпис) д.х.н., проф. Копілевич В.А. 2022 р.
Екзаменаційні питання			
1. Скласти електронні та електронно-графічні формули елементів з порядковими номерами 7 та 53. За допомогою електронно-графічних формул зобразити перехід атомів у збуджені стани. Вказати валентності, ступені окиснення та приклади сполук у різних ступенях окиснення.			
2. Оксиген. Характерні валентності та ступені окиснення. Одержання та хімічні властивості.			
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. двоосновна	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			
9. Складіть рівняння реакції одержання цинку із оксиду цинку відновленням вуглецем			

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

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 вибіркоче усне опитування студентів або з застосуванням тестів за раніше викладеним матеріалом, особливо за розділами курсу, які необхідні для зрозуміння 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.

10. 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 27.12.2019 р. № 1371)

Рейтинг студента, бали	Оцінка національна за результати складання	
	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 100 балів) одержаний рейтинг з атестації (до 30 балів) додається до рейтингу студента (слухача) з навчальної роботи $R_{\text{НР}}$ (до 70 балів): $R_{\text{дис}} = R_{\text{НР}} + R_{\text{АТ}}$.

11. ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ «НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»

ТЕОРЕТИЧНІ ЗАНЯТТЯ

Змістовий модуль 1. Атомно-молекулярне вчення і основні закони хімії. Будова речовини і періодичний закон Д.І. Менделєєва.

Тема 1. Хімія в системі природничих наук. Історія розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення Предмет, завдання та методи хімії. Місце неорганічної хімії в системі природничих наук та фармацевтичної освіти. Значення хімії для розвитку медицини і фармації. Речовина. Чистота хімічних речовин. Умовні позначення ступеня чистоти (класифікація речовин за чистотою). Теоретичні основи очищення речовин. Фізичні константи, як спосіб ідентифікації речовини. Основні етапи розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення. Поняття про атом і його основні характеристики: відносна атомна маса, заряд і порядковий номер елемента в періодичній системі, хімічний символ. Ізотопи. Поняття про молекулу, структура молекул і властивості. Відносна молекулярна маса, молярна маса речовин.

Тема 2. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук. Основні класи неорганічних сполук. Оксиди, їх класифікація і номенклатура. Гідроксиди, їх класифікація і номенклатура. Кислоти, їх класифікація і номенклатура. Солі, їх класифікація (середні, основні, кислі, оксосолі, подвійні, змішані). Номенклатура солей.

Тема 3. Основні закони хімії Основні закони хімії: закон збереження маси, закон сталості складу і його сучасне трактування, закон Авогадро. Мольний об'єм газу. Зв'язок між густиною газу і його молекулярною масою. Приведення газів до нормальних умов, рівняння Клапейрона-Менделєєва. Хімічні формули, їхні типи, складання формул за даними хімічного аналізу або рівнянь хімічних реакцій. Якісна і кількісна інформація, що впливає з хімічних формул та рівнянь. Хімічні рівняння. Складання молекулярних та йонних рівнянь різних типів хімічних реакцій. Стехіометрія. Розрахунки за хімічними формулами та рівняннями.

Тема 4. Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва Основні етапи і діалектика розвитку вчення про будову атома. Спектри атомів. Квантовий характер поглинання і випромінювання енергії. Корпускулярно-хвильовий дуалізм мікрочастинок. Рівняння де Бройля. Хвильові властивості мікрочастинок і принцип невизначеності Гейзенберга. Характер руху електронів в атомі. Хвильова функція в системах мікрочастинок. Електронні енергетичні рівні атома. Головне квантове число. Форма s-, p- і d-орбіталей атома. Орбітальне, магнітне і спінове квантові числа. Їхній фізичний зміст. Принципи та правила, що визначають послідовність заповнення атомних орбіталей електронами: принцип найменшої енергії, принцип Паулі, правило Хунда, правила Клечковського, правило симетрії.

Електронні та електроннографічні формули атомів елементів та їх йонів. Природна та штучна радіоактивність. Токсична дія радіонуклідів.

Періодичний закон Д.І. Менделєєва і його пояснення на основі сучасної теорії будови атомів. Періодичний закон як приклад дії законів діалектики. Структура періодичної системи елементів: періоди, групи, родини. Варіанти періодичної системи. Періодичний характер зміни властивостей елементів: радіус, енергія активації, енергія спорідненості до електрона, відносна електронегативність. Вплив будови зовнішніх електронних оболонок на хімічні властивості елементів. Періодичний характер зміни властивостей простих речовин, гідридів, оксидів. Внутрішня та вторинна періодичність.

Тема 5. Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук Механізм утворення хімічного зв'язку (ХЗ) між атомами. Типи хімічного зв'язку. Фізико-хімічні властивості сполук з ковалентним, йонним і металічним зв'язком. Експериментальні характеристики зв'язків: енергія, довжина, напрямленість. Насиченість, направленість і полярність ковалентного зв'язку. Утворення σ і π зв'язків. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Гібридизація атомних орбіталей. Просторова будова молекул. Полярні і неполярні молекули. Йонний зв'язок та його властивості. Будова та властивості сполук з йонним типом зв'язку. Металічний зв'язок. Водневий зв'язок і його біологічна роль.

Змістовий модуль 2. Розчини. Властивості розчинів. Елементи хімічної термодинаміки та кінетики. Рівновага в розчинах електролітів

Тема 6. Вчення про розчини. Способи вираження складу розчинів. Колігативні властивості розчинів Суть основних положень: розчини, розчинник, розчинена речовина. Розчинність. Розчини газуватих, рідких та твердих речовин. Вода як один з найпоширеніших розчинників у біосфері і хімічній технології. Роль водних розчинів у життєдіяльності організмів. Неводні розчинники і розчини. Процес розчинення як фізико-хімічне явище (Д.І. Менделєєв, М.С. Курнаков).

Способи вираження складу розчинів. Масова, об'ємна та масо-об'ємна частка розчиненої речовини. Молярна концентрація. Молярна концентрація еквівалента. Моляльність розчину. Мольна частка розчиненої речовини. Титр розчину. Приготування розчинів із заданим складом.

Поняття про колігативні властивості розчинів. Залежність «властивість розчину – концентрація». Закони Рауля і Вант-Гоффа. Осмос і осмотичний тиск. Осмолярність розчинів. Концентраційні ефекти осмотичного тиску розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Роль осмосу і осмотичного тиску в біологічних системах. Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія та їх застосування.

Тема 7. Основні поняття хімічної термодинаміки. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Хімічна рівновага Перший закон термодинаміки. Термохімія. Поглинання та виділення різних видів енергії при хімічних перетвореннях. Теплота і робота, як характеристики процесів. Внутрішня енергія і ентальпія речовин. Перший закон термодинаміки. Стандартні умови і стандартні ентальпії утворення і згоряння речовин. Теплоти хімічних реакцій при сталій температурі і тиску. Термохімічні рівняння, їх особливості та обчислення на основі термохімічних рівнянь. Закон Гесса. Направленість хімічних процесів Другий

закон термодинаміки. Поняття про ентропію як міру неупорядкованості системи (рівняння Больцмана). Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних реакцій і характеристика термодинамічної стійкості хімічних сполук. Таблиці стандартних енергій Гіббса, їх використання для визначення напрямку перебігу процесу.

Каталіз Середня та миттєва швидкість реакції. Поняття про механізм реакцій. Прості та складні реакції. Чинники, що впливають на швидкість хімічних реакцій у гомогенних та гетерогенних системах. Закон дії мас. Константа швидкості хімічної реакції, її фізичний зміст. Порядок та молекулярність реакції. Рівняння константи швидкості реакції першого порядку. Залежність швидкості реакції від температури (рівняння Арреніуса та правило Вант-Гоффа). Енергія активації. Залежність енергії активації від механізму перебігу реакції. Теорії активних зіткнень молекул та перехідного стану. Каталіз. Енергія активації каталітичних реакцій та механізм дії каталізаторів. Поняття про ферментний каталіз у біологічних системах.

Оборотні і необоротні хімічні реакції та стан хімічної рівноваги. Кількісна характеристика стану хімічної рівноваги. Константа хімічної рівноваги та її зв'язок зі стандартною зміною енергії Гіббса. Принцип Ле Шательє-Брауна.

Тема 8. Теорія сильних і слабких електролітів Теорії кислот і основ. Розвиток І.М. Каблуковим теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса. Поняття про сильні і слабкі електроліти. Теорія розчинів сильних електролітів. Розчини слабких електролітів. Ступінь дисоціації. Залежність ступеня дисоціації від концентрації (закон розведення Оствальда). Застосування закону дії мас до дисоціації слабких електролітів. Константа дисоціації. Ступінчастий характер дисоціації. Дисоціація води Теорії кислот і основ (Арреніуса, Брендстеда-Лоурі, Льюїса). Амфотерні електроліти (амфоліти). Кількісні характеристики сили кислот та основ. Дисоціація води. Йонний добуток води. Характеристика кислотності середовища.

Змістовий модуль 3. Основні типи хімічних реакцій

Тема 9. Протолітичні процеси Протолітичні процеси та їх напрямленість. Гідроліз катіонів, аніонів і сумісний гідроліз. Ступінь і константа гідролізу. Зміщення рівноваги протолітичних реакцій.

Тема 10. Реакції з перенесенням електронів Електронна теорія окисно-відновних реакцій (ОВР). Окисно-відновні властивості елементів і їх сполук у залежності від положення в періодичній системі. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках і правила його розрахунку. Зміна ступеня окиснення в ОВР. Поєднані пари окисно-відновних процесів. Окисно-відновна двоїстість. Поняття про вплив кислотності середовища на характер продуктів та напрямленість ОВР. Визначення напрямку окисно-відновного процесу, окисно-відновні потенціали, стандартна зміна енергії Гіббса в окисно-відновних процесах. Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі. Роль окисно-відновних процесів у метаболізмі.

Тема 11. Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки Сучасний зміст поняття «комплексна сполука» (КС). Будова КС за Вернером: центральний атом, ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня координаційні сфери КС. Природа хімічного зв'язку в КС (метод ВЗ і теорія кристалічного поля). Спектри і

магнітні властивості КС. Умови перебігу реакцій комплексоутворення. Утворення і дисоціація КС в розчинах. Константи стійкості та константи нестійкості комплексних йонів (ступінчасті та загальні). Класифікація, номенклатура та ізомерія КС. Комплексні кислоти, основи, солі. Карбоніли металів, хелатні і макроциклічні КС. Кластерні і клатратні сполуки. Біологічна роль КС. Металоферменти, поняття про будову їхніх активних центрів. Утворення комплексів між неорганічними і біологічними сполуками.

12. МЕТОДИЧНЕ ЗАБЕЗПЕЧЕННЯ

1. 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.

2. Методичні вказівки з неорганічної хімії для самостійної роботи студентів напрямку агрономія. / В.А.Копілевич, Т.К. Панчук, Т.І.Ущапівська. - 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.Ущапівська та ін. - К.: НАУ, 2007. – 113 с.

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

13. 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. - 320 с.

14. 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