

Національний університет біоресурсів і природокористування України

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

“ЗАТВЕРДЖУЮ”  
Декан агробіологічного факультету  
\_\_\_\_\_ проф. Забалуєв В.О.

“ \_\_\_\_\_ ” \_\_\_\_\_ 2015 р.

**РОЗГЛЯНУТО І СХВАЛЕНО**  
На засіданні кафедри аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води  
Протокол № \_\_\_\_ від « \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2015 р.  
Завідувач кафедри  
\_\_\_\_\_ проф. Копілевич В.А.

***РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ***

**НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**

(назва навчальної дисципліни)

**напряму підготовки 6.090101 – „Агрономія”**

(шифр і назва напряму підготовки)

спеціальність \_\_\_\_\_

(шифр і назва спеціальності)

спеціалізація \_\_\_\_\_

(назва спеціалізації)

Факультет агробіологічний

(назва факультету)

Розробник: доц., к.х.н. Савченко Д.А.

Київ – 2015 р.

Робоча програма НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ  
(назва навчальної дисципліни)  
для студентів за напрямом підготовки 6.090101 – „Агрономія”

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

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

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

Протокол від. “23” квітня 2015 р. № 9

Завідувач кафедри аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води ,

\_\_\_\_\_ (Копілевич В.А.)

(підпис)

(прізвище та ініціали)

“ \_\_\_\_\_ ” \_\_\_\_\_ 2015 р.

Схвалено вченою радою агробіологічного факультету

Протокол від. “ \_\_\_\_\_ ” \_\_\_\_\_ 2015 р. № \_\_\_\_\_

“ \_\_\_\_\_ ” \_\_\_\_\_ 2015 р. Голова \_\_\_\_\_ ( \_\_\_\_\_ )

(підпис)

(прізвище та ініціали)

© Савченко Д.А. 2015 р.

# 1. Опис навчальної дисципліни

## НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

<b>Галузь знань, напрям підготовки, спеціальність, освітньо-кваліфікаційний рівень</b>		
Галузь знань	0401 «Природничі науки»	
Напрямок підготовки	6.090101 – „Агрономія”	
Спеціальність		
Освітньо-кваліфікаційний рівень	Бакалавр	
<b>Характеристика навчальної дисципліни</b>		
Вид	Обов'язкова	
Загальна кількість годин	134 год	
Кількість кредитів ECTS	4,5	
Кількість змістових модулів	3	
Курсовий проект (робота) <small>(якщо є в робочому навчальному плані)</small>	немає	
Форма контролю	Іспит	
<b>Показники навчальної дисципліни для денної та заочної форм навчання</b>		
	денна форма навчання	заочна форма навчання
Рік підготовки	1	_____
Семестр	1	_____
Лекційні заняття	30 год.	<u>4</u> год.
Практичні, семінарські заняття	_____ год.	_____ год.
Лабораторні заняття	30 год.	<u>6</u> год.
Самостійна робота	74 год.	_____ год.
Індивідуальні завдання	_____ год.	_____ год.
Кількість тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних самостійної роботи студента	4 год. 5 год.	

## 2. Мета і завдання навчальної дисципліни

Дисципліна “Неорганічна 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 загальної 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 (біотехнологія, екологія, агрохімії, ґрунтознавства, хімічний захист рослин тощо);
- засвоєння основних прийомів виконання хімічних реакцій напівмікрометодом.

У результаті вивчення навчальної дисципліни студент повинен

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

**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

### 3. Програма та структура навчальної дисципліни

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин													
	денна форма							Заочна форма						
	тижні	усього	у тому числі					усього	у тому числі					
			л	п	лаб	інд	с.р		л	п	лаб	інд	с.р.	
<b>Змістовий модуль 1. Основні поняття і закони хімії</b>														
Тема 1. Хімія як складова природничих наук	1-3	18	2		6		10							
Тема 2. Будова атома	4	16	4		2		10							
Тема 3. Періодичність зміни будови та властивостей елементів та їх сполук	5	12	2				10	4	2		2			
Тема 4. Хімічний зв'язок і будова молекул	6	6	4		2									
Разом за змістовим мод. 1	1-6	52	12		10		30	4	2		2			
<b>Змістовий модуль 2. Основні закони хімічних перетворень</b>														
Тема 1. Хімічна кінетика і рівновага	7	12	2				10							
Тема 2. Розчини та їх властивості	8	8	2						1		2			
Тема 3. Розчини електролітів та дисоціація	9	12	2		6		10							
Тема 4. Гідроліз солей	10	8	2		6									
Разом за змістовим мод. 2	7-10	40	8		12		20		1		2			
<b>Змістовий модуль 3. Хімічні реакції і процеси</b>														
Тема 1. Реакції окислення-відновлення	11-13	22	6		4		12							
Тема 2. Комплексні (координаційні) сполуки	14-15	20	4		4		12		1		2			
Разом за змістовим мод. 3	11-15	42	10		8		24							
Усього годин	1-15	134	30		30		74		4		6			

#### 4. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Загальні правила роботи в хімічній лабораторії. Техніка лабораторних робіт	4
2	Повторення принципів номенклатури неорганічних сполук та їх класифікації. Вивчення хімічних властивостей різних типів сполук	6
3	Правила складання електронних формул елементів, визначення їх можливої валентності та ступенів окиснення.	4
4	Якісна оцінка типів хімічного зв'язку та будови молекул кислот, основ, солей, оксидів Модульна контрольна робота щодо основних понять і законів хімії	4
5	Вивчення правил складання рівнянь у розчинах електролітів	6
6	Вивчення правил складання рівнянь реакцій гідролізу та визначення рН Модульна контрольна робота щодо основних законів хімічних перетворень	6
7	Вивчення правил складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Вивчення типів окисно-відновних реакцій	9
8	Правила складання формул координаційних сполук та рівнянь з їх участю. Вивчення їх властивостей	4
	Модульна контрольна робота «Хімічні реакції і процеси»	2
	Разом	45

#### 5. Самостійна робота

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Застосування законів хімічної стехіометрії	8
2	Атомістична теорія	8
3	Будова речовини в конденсованому стані	8
4	Швидкість хімічних реакцій і хімічна рівновага	8
5	Розчини і їх концентрація	8
6	Окисно-відновні потенціали. Стандартні електродні потенціали металів. Гальванічні елементи. Напрямок окисно-відновних реакцій.	4
7	Електроліз як окисно-відновний процес.	4
8	Корозія металів як окисно-відновний процес	5
9	Ізомерія комплексних сполук. Стан комплексних сполук у розчині	6
	Разом	59

## 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 гідросокомплекси. 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  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ . Використання сполук літію, натрію та калію в медицині та фармації.
8. Гідроліз галогенідів. 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 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 B). 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 сульфиду натрію, нітрату амонію та ацетату алюмінію.
59. Фізичний зміст константи швидкості. Фактори, від яких залежить константа швидкості. Залежність константи швидкості від температури (рівняння Арреніуса).
60. Фосфор. Оксиди фосфору, їх взаємодія з водою. Фосфорнуватиста та фосфориста кислоти; окисно – відновні властивості. Ортофосфорна кислота та її солі, розчинність та гідроліз. Дифосфорна кислота.
61. Хімічні властивості вуглецю як окисника (карбіди) та відновника (оксиди). Карбонати та гідрокарбонати, гідроліз та термічний розклад.
62. Цинк. Взаємодія з окисниками, простими речовинами та складними (кислоти та луги); цинковмісні ферменти.
63. Швидкість хімічної реакції. Фактори, які впливають на швидкість гомо– та гетерогенних реакцій. Залежність швидкості реакції від температури (правило Вант – Гоффа).

**Приклад тестів для визначення рівня знань студентів**

<b>НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ</b>			
<b>ОКР бакалавр</b> <b>Напрямок</b> <b>підготовки</b>	<b>Кафедра</b> <b>аналітичної і</b> <b>біонеорганічної</b> <b>хімії та якості</b> <b>води</b>	<b>Екзаменаційний</b> <b>білет №__</b> <b>з дисципліни</b> <i>Неорганічна хімія</i>	<b>Затверджую</b> <b>зав. кафедрою</b>  <hr/> <b>(підпис)</b> <b>д.х.н., проф.</b> <b>Копілевич В.А.</b> <hr/> <b>2015 р.</b>
<b>Екзаменаційні питання</b>			
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.			
<b>Тестові завдання</b>			
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 <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup> ?			
A. R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	C. R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
B. RO	D. RO <sub>3</sub>		
4. Суміш яких кислот утворюється при взаємодії Cl <sub>2</sub> O <sub>6</sub> з водою?			
A. HClO і HClO <sub>2</sub>	C. HClO і HCl		
B. HClO <sub>4</sub> і HClO <sub>3</sub>	D. HClO <sub>2</sub> і HClO <sub>3</sub>		
5. Яка основність гіпофосфітної кислоти (H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub> )?			
A. одноосновна	C. трьохосновна		
B. двоосновна	D. чотирьохосновна		
6. Які реакції відбуваються при взаємодії з розбавленою сульфатною кислотою?			
A. Zn + H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> →	C. Pt + H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> →		
B. Cu + H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> →	D. Fe + H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> →		
7. Закінчити хімічну реакцію:			
SO <sub>2</sub> + Sr(OH) <sub>2</sub> =			
8. Закінчити рівняння реакції:			

<b>Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → нагрівання</b>	
<b>9. Складіть рівняння реакції одержання цинку із оксиду цинку відновленням вуглецем</b>	
<b>10. Вказати реакцію в якій фосфор - окисник:</b>	
<b>А.</b>	<b>3 К + Р → 2К<sub>3</sub>Р</b>
<b>В.</b>	<b>3 Н<sub>2</sub> + 2 Р → 2 РН<sub>3</sub></b>
<b>С.</b>	<b>4 Р + 3 О<sub>2</sub> → 2Р<sub>2</sub>О<sub>3</sub></b>

### 8. Методи навчання

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

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

#### **Словесні методи навчання:**

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

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

**Наочні методи** передбачають, передусім, використання демонстрації та ілюстрації.

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

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

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

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

## 9. Форми контролю

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

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

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

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

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

1. Письмова (до 45 хв.) контрольна робота.

2. Колоквіум по самостійних розділах теоретичного курсу (темах або модулях).

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

### Розподіл балів, які отримують студенти.

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

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

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

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

## 11. Методичне забезпечення

1. Лабораторний практикум з неорганічної хімії /В.Є. Косматий, В.А. Копілевич, С.І. Скляр, Л.В. Войтенко, Л.М. 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.

## 12. Рекомендована література

### Основна

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

### Допоміжна

1. Загальна хімія /В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич. – К.: Вища шк., 1991. – 431 с.

2. Составление химических уравнений / А.А. Кудрявцев. - М.: Высш. шк., 1991. - 320 с.

## 13. Інформаційні ресурси

1. Курс лекцій з загальної хімії для студентів ОКР «Бакалавр» за напрямом 6.051401 «Біотехнологія» / В.А. Копілевич. – Режим доступу: <http://biotech.nauu.kiev.ua/course/category.php?id=46>

2. Загальна хімія /О.В. Жак, Я.М. Каличак. – Режим доступу: [www.franko.lviv.ua/faculty/Chem/biogeo/Posibnyk.pdf](http://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](http://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](http://www.lviv-prestige-school.com.ua/pl/.../zagalna-himiya-lab-praktikum)