

Національний університет біоресурсів і природокористування України

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

“ЗАТВЕРДЖУЮ”

Декан факультету
захисту рослин, біотехнологій і екології
_____ проф. Доля М.М.

“ _____ ” _____ 2015 р.

РОЗГЛЯНУТО І СХВАЛЕНО

На засіданні кафедри аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води
Протокол № 9 від « 23 » квітня 2015 р.
Завідувач кафедри
_____ проф. Копілевич В.А.

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

НЕОРГАНІЧНА І БІОНЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

(назва навчальної дисципліни)

напрямок підготовки 0401 «Природничі науки»

(шифр і назва напрямку підготовки)

спеціальність 6.040106 - «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування»

(шифр і назва спеціальності)

спеціалізація _____ - _____

(назва спеціалізації)

Факультет захисту рослин, біотехнологій та екології

(назва факультету)

Розробник: доц.к.х.н. Ушапівська Т.І.

Робоча програма НЕОРГАНІЧНА І БІОНЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

(назва навчальної дисципліни)

для студентів за напрямом підготовки 0401 «Природничі науки»,

зі спеціальності 6.040106 - «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування»

Розробник: Ущапівська Т.І., 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 факультету захисту рослин, біотехнологій і екології

Протокол від. “ _____ ” _____ 2015 р. № _____

“ _____ ” _____ 2015 р.

Голова _____ (_____)

(підпис)

(прізвище та ініціали)

© _____ 2015 р.

1. Опис навчальної дисципліни

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Галузь знань, напрям підготовки, спеціальність, освітньо-кваліфікаційний рівень		
Галузь знань	0401 «Природничі науки»	
Напрямок підготовки	6.040106 - «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування»	
Спеціальність		
Освітньо-кваліфікаційний рівень	Бакалавр	
Характеристика навчальної дисципліни		
Вид	Обовязкова	
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	залік	
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>14</u> год.
Практичні, семінарські заняття	_____ год.	_____ год.
Лабораторні заняття	45 год.	<u>14</u> год.
Самостійна робота	59 год.	<u>130</u> год.
Індивідуальні завдання	_____ год.	_____ год.
Кількість тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних самостійної роботи студента	5 год. 4 год.	

NATIONAL UNIVERSITY OF LIFE AND ENVIRONMENTAL
SCIENCE OF UKRAINE

Faculty of Plant Protection, Biotechnology and Ecology

**Annotation of Working Program for subject:
INORGANIC AND BIOINORGANIC CHEMISTRY**

For specialty 6.040106 - «Ecology and Environmental Protection»

Department of Analytical and Bio-Inorganic Chemistry & Water Quality

The 1-st year of study

Semester 1

Distribution on semesters: 1 – General Chemistry;

Weeks: 1 semester – 15;

Credits – 3 (1 · 30h).

Lectures : 30 hours;

Seminars – no.

Practice Training – no.

Laboratory Course – 45 hours;

Own Training – 32 hours.

Calculating-Graphic Work – no.

Course Work – no.

An test – 1 semester - was planned.

Content of subject:

The program includes the theoretical foundations of contemporary Inorganic Chemistry. Chemical processes are shown on the points of view theory of electrolytic dissociation, hydrolysis, redox processes and possibility of complex compound formations

2. Мета і завдання навчальної дисципліни

Дисципліна “Загальна хімія” належить до базових загальноосвітніх предметів і забезпечує формування фундаменту знань та практичних навичок спеціаліста у галузі біотехнології, 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 навчальної дисципліни

Змістовий модуль 1. Основні поняття і закони хімії

Тема лекційного заняття 1. Хімія як складова природничих наукових дисциплін. Діалектичні зв'язки хімії з фізикою та біологією. Хімічна форма руху матерії. Предмет і задачі хімії. Основні історичні етапи розвитку хімії. Загальні поняття хімії та її завдання. Поширення хімічних елементів у природі. Основні поняття атомно-молекулярного вчення. Фізичні величини і деякі константи у хімічній стехіометрії.

Тема лекційного заняття 2-3. Будова атома як основа понять сучасної хімії про природу хімічних перетворень. Сучасні уявлення про будову ядра і атома в цілому; розміри ядра, електронів та атома. Основні положення теорії будови атома Бора. Хвильова природа електрона та поняття про корпускулярно-хвильовий дуалізм мікрочастинок. Електронна орбіталь. Поняття про хвильову функцію. Квантові числа, їх фізичний зміст, можливі значення. Атомні орбіталі, конфігурація електронних орбіталей та їх розміщення в просторі. Принцип Паулі. Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів у багатоелектронних атомах. Принцип найменшої енергії, правило

Хунда. Електронні та електронно-графічні формули розташування електронів в атомах елементів. Правила Клечковського.

Тема лекційного заняття 4. Періодичність зміни будови та властивостей хімічних елементів та їх сполук. Періодичний закон як відображення хімічної форми руху матерії. Структура періодичної системи хімічних елементів Д.І.Менделєєва. Огляд загальних фізичних і хімічних властивостей атомів елементів та періодичність їх змін .

Тема лекційного заняття 5-6. Хімічний зв'язок і будова молекул. Поняття хімічного зв'язку. Типи хімічних зв'язків. Показники, що характеризують молекулу як найменшу частинку речовини, і яка є носієм хімічних властивостей. Ковалентний зв'язок; якісний квантово-механічний аналіз утворення ковалентного зв'язку; поняття про метод валентних зв'язків; основні характеристики ковалентного зв'язку (енергія, довжина, кратність, насичуваність, направленість, ступінь полярності); донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку, поняття дативного механізму його утворення. Іонний зв'язок та іонні кристали: енергія утворення іонної ґратки та іонні радіуси, закономірності зміни цих властивостей в групах та періодах; поняття про електричний дипольний момент та ефективні заряди атомів; ступінь іонності зв'язку; іонний зв'язок як приклад сильно поляризованого ковалентного зв'язку, його характеристики. Водневий зв'язок як випадок ковалентного трицентрового зв'язку, механізм його утворення та основні характеристики; роль водневого зв'язку в будові біогенних сполук. Металічний зв'язок: координаційні числа атомів у металах та розосередженість електронних взаємодій; поняття електронного газу; вплив характеру хімічного зв'язку в металах на особливості їх фізичних та хімічних властивостей.

Змістовий модуль 2. Основні закони хімічних перетворень.

Тема лекційного заняття 7. Хімічна кінетика і рівновага. Поняття гомогенних та гетерогенних реакцій. Поняття хімічної кінетики. Швидкість хімічних реакцій і фактори, що впливають на неї. Закон діючих мас як основний закон хімічної кінетики. Тепловий ефект реакції. Вплив температури на швидкість хімічних реакцій. Правило Вант-Гоффа. Поняття про каталіз і каталізатори. Інгібітори. Прямі і зворотні реакції. Хімічна рівновага та її природа. Константа рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги, принцип Ле-Шательє. Особливості стану рівноваги в гетерогенних системах.

Тема лекційного заняття 8. Розчини та їх властивості. Поняття про розчини; причини утворення, склад та концентрація розчинів. Колігативні властивості розчинів.

Тема лекційного заняття 9. Розчини електролітів та електролітична дисоціація. Поняття про розчини електролітів та неелектролітів. Положення теорії електролітичної дисоціації. Класифікація неорганічних сполук з точки зору теорії електролітичної дисоціації та реакції в розчинах електролітів.

Тема лекційного заняття 10. Гідроліз солей. Вода як амфоліт, водневий показник. Поняття гідролізу солей. Типи реакцій міжмолекулярного гідролізу солей. Кількісні характеристики процесу гідролізу. Зміщення положення хімічної рівноваги процесу гідролізу за правилом Ле-Шательє. Явище повного гідролізу.

Змістовий модуль 3. Хімічні реакції і процеси.

Тема лекційного заняття 11-13. Реакції окислення-відновлення. Загальні поняття про процеси окислення та відновлення. Типові окисники та відновники. Основні правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій; передбачення продуктів ОВР. Вплив середовища на хід реакцій окислення-відновлення. Класифікація окисно-відновних реакцій. Поняття про ОВ-реакції на електродах. Кількісна оцінка процесів окислення і відновлення. Електродні потенціали та ряд напруг металів.

Тема лекційного заняття 14-15. Комплексні (координаційні) сполуки. Теорія Вернера як основа будови координаційних (комплексних) сполук. Роль донорно-

акцепторного механізму ковалентного зв'язку в утворенні координаційних сполук. Типові донори і акцептори електронних пар та особливості їх електронної будови. Центральний атом-комплексоутворювач та значення координаційних чисел. Типові ліганди. Класифікація координаційних сполук за зарядом комплексного іону та хімічною природою лігандів. Номенклатура комплексних сполук. Приклади реакцій утворення найпоширеніших типів координаційних сполук. Комплексні сполуки в розчинах. Ступінчаста дисоціація комплексних сполук. Константи стійкості комплексних іонів. Просторова будова координаційних сполук, поняття про їх ізомерію. Поширення координаційних сполук та їх роль у живій природі. Природні гумати та штучні органічні пестициди як ліганди комплексних сполук.

4. 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 наук	1-3	18	2		8		8				8		
Тема 2. Будова атома	4	16	4		4		8				10		
Тема 3. Періодичність зміни будови та властивостей елементів та їх сполук	5	10	2				8	4		2	8		
Тема 4. Хімічний зв'язок і будова молекул	6	6	4		2						16		
Разом за змістовим мод. 1	1-6	50	12		14		24				42		
Змістовий модуль 2. Основні закони хімічних перетворень													
Тема 1. Хімічна кінетика і рівновага	7	10	2				8				8		
Тема 2. Розчини та їх властивості	8	10	2						2		10		
Тема 3. Розчини електролітів та дисоціація	9	10	2		8		8	4		2	10		
Тема 4. Гідроліз солей	10	9	2		7				2		10		
Разом за змістовим мод. 2	7-10	39	8		15		16				38		
Змістовий модуль 3. Хімічні реакції і процеси													
Тема 1. Реакції окислення-відновлення	11-13	28	6		10		12		2	4	30		
Тема 2. Комплексні (координаційні) сполуки	14-15	17	4		6		7		4	2	20		
Разом за змістовим мод. 3	11-15	45	16		16		19				50		
Усього годин	1-15	134	30		45		59		14	14	130		

5. 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

6. 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

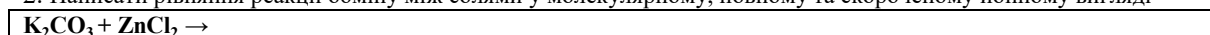
7. Контрольні питання, комплекти тестів для визначення рівня засвоєння знань студентами

Приклад тестів для визначення рівня знань студентів

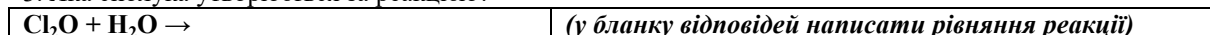
1. Вкажіть, які елементи необхідні для нормальної життєдіяльності організмів.

1	Cl
2	Al
3	Cu
4	Pt
5	I
6	Fe

2. Написати рівняння реакції обміну між солями у молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді



3. Яка сполука утворюється за реакцією?



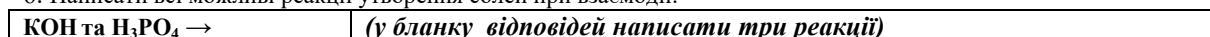
4. Яка будова зовнішнього енергетичного рівня атома хлору?

1	$2s^2 2p^3$
2	$3s^2 3p^5$
3	$3s^2 3p^3$
4	$2s^2 2p^5$

5. У якій сполуці сульфур буде тільки окисником: H_2S , H_2SO_4 , SO_2 , SO_3 ?

(у бланку відповідей дати формулу сполук окисників, та ступінь окиснення елементів у цих сполуках)

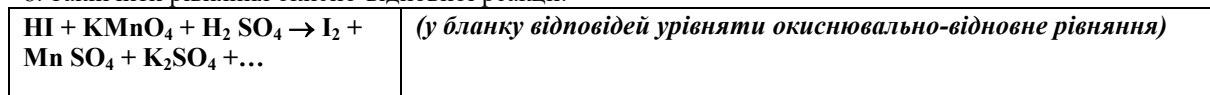
6. Написати всі можливі реакції утворення солей при взаємодії:



7. При взаємодії 1 моль розбавленої сульфатної кислоти з цинком виділяється водень об'ємом _____ літрів. Відповідь підтвердити розрахунками.

1	11,2
2	22,4
3	44,8
4	5,6

8. Закінчити рівняння окисно-відновної реакції:



9. Які метали реагують з хлоридною кислотою? Підтвердити рівняннями реакцій.

1	$Zn + HCl \rightarrow$
2	$Cu + HCl \rightarrow$
3	$Pt + HCl \rightarrow$
4	$Fe + HCl \rightarrow$

10. Визначити відповідність:

1. йонізаційний потенціал	А. Енергія, яка виділяється внаслідок приєднання електрона до атома
2. електронегативність	Б. Умовний заряд атома або йону елемента, виходячи із припущення, що всі зв'язки в молекулі є ідеально йонними
3. спорідненість до електрона	В. Здатність атомів до приєднання електронів
4. ступінь окиснення	Г. Енергія, яка необхідна для повного видалення електрона із атома

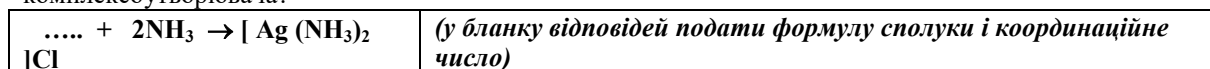
11. Скласти молекулярне, повне та скорочене йонне рівняння гідролізу карбонату амонію за першою стадією. Вказати рН середовища.

(у бланку відповідей написати рівняння реакцій)

12. Зробити перетворення: $Na_2O \rightarrow Na_2ZnO_2 \rightarrow NaCl \rightarrow AgCl$.

(у бланку відповідей скласти відповідні рівняння реакцій)

13. Яку сполуку пропущено у лівій частині рівняння утворення комплексу? Чому дорівнює координаційне число комплексоутворювача?



14. Вказати основні ступені окиснення фосфору:

1	0, +3, +4, +6, +5
2	-3, 0, +3, +5
3	-2, 0, +2, +4, +7
4	-1, 0, +5, +7

15. Знайти відповідність:

1. Кисла сіль	A. NaHCO ₃
2. Основна сіль	Б. CaCO ₃
3. Середня сіль	В. (CuOH) ₂ SO ₄
	Г. Na ₂ SO ₃

16. Закінчити рівняння реакцій:

Na ₂ CO ₃ + CO ₂ + H ₂ O →	(у бланку відповідей написати рівняння реакцій)
Na ₂ SiO ₃ + H ₂ SO ₄ →	

17. Який ряд містить тільки аніони?

1	CH ₃ COO ⁻ , NH ₄ ⁺
2	Na ⁺ , Fe ²⁺
3	Ca ²⁺ , PO ₄ ³⁻
4	NO ₂ ⁻ , F ⁻

18. Яка пара сполук є сильними електролітами?

1.	Ba(NO ₃) ₂ , KCl
2.	BaSO ₄ , NaOH
3.	Cu(OH) ₂ , NaCl
4.	Cu(NO ₃) ₂ , CaSO ₄

19. При гідролізі якої солі розчин має pH < 7?

1.	BaF ₂
2.	ZnCl ₂
3.	Na ₂ S
4.	Ca(NO ₃) ₂

20. Оксиди яких металів мають амфотерні властивості?

1	Na ₂ O
2	CaO
3	ZnO
4	MnO ₂

21. Які сполуки серед наведених реагують між собою H₂O, PbO, SO₂, Na₂O?

(у бланку відповіді впишіть рівняння реакцій)	
---	--

22. Яка пара оксидів є кислотними ?

1	N ₂ O, NO ₂
2	N ₂ O ₅ , N ₂ O ₃
3	N ₂ O, NO
4	NO, N ₂ O ₃

23. Який найвищий ступінь окиснення проявляє хром у сполуках?

1	+7
2	+4
3	+5
4	+6

24. Вкажіть назву сполуки KHSO₄

(у бланку відповідей подати назву сполуки)	
--	--

25. Скільки нейтронів, протонів та електронів у атома елемента під номером 25 у періодичній системі?

(у бланку відповідей вказати кількість нейтронів, протонів, електронів)	
---	--

26. Закінчити рівняння реакцій

PbO + HCl →	(у бланку відповідей написати рівняння реакцій)
PbO + NaOH →	

27. У схемі реакції CrCl₃ + Br₂ + KOH → K₂CrO₄ + KBr + KCl + H₂O окисником є:

1	CrCl ₃
2	Br ₂
3	KOH
4	Рівняння не відноситься до окиснювально-відновних

28. За якою реакцією відбувається процес окиснення феруму(+2) до феруму(+3)?

1.	Fe(OH) ₂ + HCl →
----	-----------------------------

2.	$\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
3.	$\text{FeSO}_4 + \text{Al} \rightarrow$
4.	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$

29. До якого елементу зміщені спільні електронні пари у сполуці H_2O ?

1	не зміщені ні до якого
2	зміщені до O
3	зміщені до H
4	не утворюють спільних електронних пар

30. Кислотою є?

1	HCl
2	$\text{Fe}(\text{OH})_2$
3	H_2SO_4
4	N_2O_5

Завдання для самостійної підготовки студентів

Тема 1. Атомно-молекулярне вчення

1. Яку з приведених речовин потрібно віднести до простих?

1	H_2O
2	N_2
3	CuSO_4
4	NaCl

2. Моль - це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (атомів, молекул, іонів), скільки атомів є в

1	0,12 кг ізотопу вуглецю ^{12}C
2	1,2 г ізотопу вуглецю ^{12}C
3	0,012 кг ізотопу вуглецю ^{12}C
4	0,12 кг ізотопу кисню ^{16}O

3. 1 моль газу займає об'єм

1	2,24 л
2	22,4 л
3	0,224 л
4	11,2 л

4. Скільки молекул міститься в 1 молі речовини

1	$6,02 \cdot 10^{21}$
2	$3,01 \cdot 10^{23}$
3	$3,01 \cdot 10^{22}$
4	$6,02 \cdot 10^{23}$

5. Який газ легший за повітря ($M_{\text{повітря}} = 29$)

1	Озон
2	Аміак
3	Хлор
4	Сірководень

6. Визначити еквівалент H_3PO_4 ($M_{\text{кислоти}} = 98$)

1	98
2	32,67
3	49
4	16,33

7. Яка маса 1 л вуглекислого газу при н.у.

1	1,96
2	3,92
3	19,6
4	0,98

Тема 2. Будова атома та періодичний закон

8. За сучасними уявами атом - це

1	Хімічно подільна електронейтральна частка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів
---	---

2	Хімічно неподільна електронейтральна частка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів
3	Хімічно подільна електронейтральна частка речовини, що складається з негативно зарядженого ядра і позитивно заряджених електронів
4	Хімічно неподільна електронейтральна частка речовини, що складається з негативно зарядженого ядра і позитивно заряджених електронів

9. Якими чотирма квантовими числами характеризується стан електрона в атомі?

1	n, β, h, m_s
2	α, l, e, m_l
3	n, l, m_l, m_s
4	n, l, e, α

10. Скільки протонів міститься в ядрі атома калію

1	20
2	19
3	39
4	29

11. Яка будова зовнішнього енергетичного рівня атома хлору?

1	$s^2 p^1$
2	$s^2 p^3$
3	$s^2 p^5$
4	$s^2 p^2$

12. Скільки електронів знаходиться на зовнішньому енергетичному рівні іону сірки S^{2-} ?

1	6
2	8
3	2
4	4

13. Яку найнижчу ступінь окислення може проявляти азот в сполуках?

1	1-
2	3-
3	0
4	2-

14. Скільки неспарених електронів має атом фосфору в незбудженому стані?

1	3
2	5
3	1
4	2

15. В якій групі і якій підгрупі періодичної системи знаходяться лужно-земельні метали?

1	I група, головна підгрупа
2	I група, побічна підгрупа
3	II група, головна підгрупа
4	II група, побічна підгрупа

17. Де розміщені валентні електрони у атомів елементів побічних підгруп?

1	На s-підрівні останнього енергетичного рівня
2	на s- і p-підрівнях останнього рівня
3	на p-підрівні останнього рівня
4	на s-підрівні останнього рівня і d-підрівні передостаннього рівня

18. Що спільне у будові атомів елементів з порядковими номерами 11 і 16?

1	заряд ядра
2	кількість електронів
3	кількість енергетичних рівнів
4	кількість електронів на зовнішньому рівні

19. Атом якого елемента має на зовнішньому енергетичному рівні 4 електрони?

1	Al
2	Si
3	N
4	Mg

Тема 3. Хімічний зв'язок

20. Хімічний зв'язок виникає між атомами, якщо:

1	відбувається розпаровування валентних електронів
---	--

2	збільшується енергія системи
3	зменшується енергія системи
4	утворюється декілька спільних електронних пар

21. Іонний зв'язок реалізується, якщо:

1	між атомами утворюється хоч одна спільна електронна пара
2	між атомами з різко відмінними електронегативностями відбувається передача валентних електронів і виникає електростатичне тяжіння
3	атоми мають однакову електронегативність
4	електронна густина між атомами не зміщується від одного атома до іншого

22. Скільки електронів беруть участь в утворенні зв'язків у молекулі Cl_2O_7

1	14
2	7
3	28
4	56

Тема 4. Класифікація неорганічних сполук

23. Які оксиди відносяться до амфотерних?

1	CaO , FeO , K_2O ;
2	ZnO , Al_2O_3 , PbO ;
3	P_2O_5 , NO_2 , CO ;
4	MgO , SiO_2 , Ag_2O .

24. Який гідроксид виявляє властивості і кислот і основ?

1	$\text{Sr}(\text{OH})_2$;
2	NaOH ;
3	NH_4OH ;
4	$\text{Cr}(\text{OH})_3$

25. Яка сума коефіцієнтів у реакції $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$, якщо внаслідок неї утворюються лише середні бінарні солі і вода?

1	10;
2	14;
3	18;
4	22.

26. Яка сума коефіцієнтів у реакції $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$, якщо внаслідок неї утворюється дигідрофосфат кальцію?

1	2;
2	4;
3	6;
4	8.

Тема 5. Розчини.

27. Яку наважку NaOH потрібно взяти, щоб приготувати 100 мл 0,1N розчину? $M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль

1	40 г
2	4 г
3	0,4 г
4	0,04 г

28. Яку наважку $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ потрібно взяти, щоб приготувати 1 кг 5% розчину?

1	50 г
2	1 г
3	5 г
4	500 г

Тема 6. Електролітична дисоціації

29. Яка з реакцій іонного обміну відбувається в розчині з утворенням малорозчинної сполуки?

1	$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$
2	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
3	$\text{NaCH}_3\text{COO} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
4	$\text{BaCl}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_2)_2 \rightarrow$

30. Які із речовин реакції $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ відносяться до слабких електролітів?

1	NaOH
2	H_2SO_4
3	Na_2SO_4
4	H_2O

Тема 7. Гідроліз солей

31. Яка з наведених солей підлягає гідролізу у водному розчині ?

1	BaSO_4
2	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
3	NaCl
4	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

32. Яка сума коефіцієнтів у реакції першої стадії гідролізу CuSO_4 ?

1	4
2	6
3	8
4	10

33. Яка сума коефіцієнтів у реакції гідролізу Al_2S_3 ?

1	4
2	8
3	12
4	14

Тема 8. Окиснювально-відновні реакції

34. До окислювально-відновної реакції розрахувати коефіцієнти і вказати їх суму: $\text{I}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaI} + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

1	18
2	11
3	36
4	9

35. До окислювально-відновної реакції розрахувати коефіцієнти і вказати їх суму: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{CO}_2$

1	22
2	11
3	12
4	13

36. До окислювально-відновної реакції розрахувати коефіцієнти і вказати їх суму: $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

1	24
2	11
3	12
4	13

37. До окислювально-відновної реакції розрахувати коефіцієнти і вказати їх суму: $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

1	70
2	48
3	24
4	6

Тема 9. Комплексні сполуки

38. Вказати число лігандів в сполуці: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

1	4
2	6
3	2
4	1

39. До реакції комплексоутворення дописати продукти, розрахувати коефіцієнти і вказати їх суму:
 $KI + HgI_2 \rightarrow$

1	2
2	4
3	6
4	8

40. Виходячи з ряду напруг металів, можна стверджувати, що у водному розчині відбувається така хімічна реакція :

1	$Pb + CaCl_2 = PbCl_2 + Ca$
2	$Fe + MgSO_4 = FeSO_4 + Mg$
3	$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$
4	$Ag + NaNO_3 = AgNO_3 + Na$

41. Який з нижченаведених металів не взаємодіє з водою?

1	натрій
2	кальцій
3	залізо
4	барій

43. З лугами взаємодіє :

1	Mg
2	Mn
3	Ca
4	Al

Тема 11. Загальні властивості неметалів

44. До якого електронного типу елементів належить фосфор?

1	s
2	p
3	d
4	f

45. Які ступені окислення характерні для фтору у його сполуках?

1	1-
2	1+
3	3+
4	5+

46. Складіть рівняння взаємодії азотної кислоти концентрованої з міддю і визначте суму коефіцієнтів в реакції

1	4
2	6
3	8
4	10

47. Яка електронна конфігурація зовнішнього електронного рівня атома хлору?

1	s^2
2	$s^2 p^1$
3	$s^2 p^3$
4	$s^2 p^5$

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 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

У робочому навчальному плані дисципліни передбачено в одному навчальному семестрі лекцій – 30 годин, лабораторних занять – 30 годин та самостійної роботи - 32 години, що в сумі становить 92 години (3 кредитів ECTS), які охоплюють 3 змістові модулі вивчення дисципліни. Після вивчення дисципліни заплановано іспит. Тривалість навчального семестру – 15 тижнів.

Розподіл балів модульно-рейтингового навчання студентів

Поточний контроль			Рейтинг з навчальної роботи R_{HP}	Рейтинг з додаткової роботи R_{DP}	Рейтинг штрафний $R_{ШТР}$	Підсумкова атестація (екзамен чи залік)	Загальна кількість балів
Змістовий модуль 1	Змістовий модуль 2	Змістовий модуль 3					
0-100	0-100	0-100	0-70	0-20	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_{HP} стосовно вивчення певної дисципліни визначається за формулою

$$R_{HP} = \frac{0,7 \cdot (R_{ЗМ}^{(1)} \cdot K_{ЗМ}^{(1)} + \dots + R_{ЗМ}^{(n)} \cdot K_{ЗМ}^{(n)})}{K_{ДИС}} + R_{DP} - R_{ШТР},$$

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_{DP} – 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

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

Навчальне навантаження студента для їх вивчення та засвоєння складає:

1-й модуль (R_1) – 1,2 кредита (K_1)

2-й модуль (R_2) – 0,8 кредита (K_2)

3-й модуль (R_3) – 0,3 кредит (K_3)

Критерії оцінки змістових модулів:

R_1 складається з 3-х лабораторних робіт, самостійної та контрольної роботи. Захист практичних робіт та виконання самостійної роботи оцінюються від 5 до 10 балів кожна. Контрольна модульна робота № 1 оцінюється від 45 до 75 балів.

R₂ складається з 4 лабораторних робіт, самостійної та контрольної роботи. Захист практичної роботи та виконання самостійної роботи оцінюються від 5 до 10 балів кожна. Контрольна модульна робота № 2 оцінюється від 35 до 55 балів кожна.

R₃ складається з 2 лабораторних робіт, самостійної та контрольної роботи. Захист практичних робіт та виконання самостійної роботи оцінюються від 5 до 10 балів кожна. Контрольна модульна робота № 3 оцінюється від 45 до 75 балів.

Рейтинг з додаткової роботи R_{др} додається до **R_{нр}** і не може перевищувати 20 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.

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.

2. Згідно із зазначеним Положенням **підготовка і захист курсового проекту (роботи)** оцінюється за 100 бальною шкалою і далі переводиться в оцінки за національною шкалою та шкалою ECTS.

Для допуску до атестації студенту необхідно набрати з навчальної роботи не менше 60% з кожного змістового модуля, а загалом не менше, ніж 42 бали з навчальної роботи.

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

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

Рейтинг з навчальної практики R_{нп} у балах визначається відповідно до кількості годин – 76, передбачених робочим навчальним планом. Форма контролю – залік.

Атестації з дисципліни, курсового проекту та навчальної практики оцінюються за 100 бальною шкалою згідно ECTS (табл. 1).

Таблиця 1

Шкала оцінювання: національна та ECTS

Сума балів за всі види навчальної діяльності	Оцінка ECTS	Оцінка за національною шкалою	
		для екзамену, курсового проекту (роботи), практики	для заліку
90 – 100	A	відмінно	зараховано
82-89	B	добре	
74-81	C		
64-73	D	задовільно	
60-63	E		
35-59	FX	незадовільно з можливістю повторного складання	не зараховано з можливістю повторного складання
01-34	F	незадовільно з обов'язковим повторним вивченням дисципліни	не зараховано з обов'язковим повторним вивченням дисципліни

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

3. Тема 4. 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

НУБіП України

Ф-7.5-2.1.8-03

«Протокол погодження навчальної дисципліни з іншими дисциплінами»

Неорганічна і біонеорганічна хімія (Хімія I)

з іншими дисциплінами спеціальності 6.040106 - «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування»

Дисципліна та її розділи, що передують вивченню дисципліни	Прізвище, ініціали, вчена ступінь та вчене звання викладача, що забезпечує попередню дисципліну	Підпис	Дисципліна та її розділи, в яких використовуються матеріали дисципліни	Прізвище, ініціали, вчена ступінь та вчене звання викладача, що забезпечує наступну дисципліну	Підпис
Хімія	В обсязі середньої школи		Неорганічна хімія: Всі розділи загальної хімії	к.х.н., доцент Ущипівська Т.І.	
			Аналітична хімія: Концентрація розчинів; Типові кислоти, основи та солі і їх властивості	к.х.н., доцент Абарбарчук Л.М.	
			Фізична хімія. Хімічна кінетика та рівновага	д.х.н., доц. Заславський О.М.	
			Органічна хімія. Будова атома, хімічний зв'язок, комплексні сполуки з органічними лігандами	к.х.н., доц. Бойко Р.С.	
Математика					
Фізика					
			Агрохімія. Хімія мінеральних добрив	к.с.-г.н., доц. Марчук І.У.	
			Хімія навколишнього середовища. Біогеохімічні процеси	к.х.н., доц. Войтенко Л.В.	
			Ґрунтознавство Поширення хімічних елементів та їх сполук у ґрунті	к.с.-г.н., доц. Нестеров Г.І.	

Національний університет біоресурсів і природокористування України
КАЛЕНДАРНИЙ ПЛАН НАВЧАЛЬНИХ ЗАНЯТЬ
 для студентів I курсу за напрямом підготовки: 6.040106 - «Екологія,
 охорона навколишнього середовища та збалансоване
 природокористування»
 з дисципліни «Неорганічна і біонеорганічна хімія»
 1-й семестр
 2015-16 навчальний рік

ЗАТВЕРДЖУЮ:
 Декан факультету захисту рослин, біотехнологій
 та екології
 професор М.М. Доля

 Доцент, к.х.н. Ущипівська Т.І.
 Число тижнів 15
 Лекцій 30
 Лабораторні заняття 45
 Самостійна робота 59
 Всього 134

Тижні	Лекції	Кількість годин	Лабораторні заняття	Кількість годин	Самостійна робота	Кількість годин
1	Хімія як складова природничих наук	2	Правила роботи в хімічній лабораторії. Техніка лабораторних робіт	4	Застосування законів хімічної стехіометрії	8
2	Будова атома як основа понять сучасної хімії про природу хімічних перетворень	4	Повторення принципів номенклатури неорганічних сполук та їх класифікації. Вивчення хімічних властивостей різних типів сполук	6	Атомістична теорія	8
3						
4	Періодичність зміни будови та властивостей хімічних елементів та їх сполук	2	Правила складання електронних формул елементів, визначення їх валентності та ступенів окислення.	4		
5	Хімічний зв'язок і будова молекул	4	Якісна оцінка типів хімічного зв'язку та будови молекул кислот, основ, солей, оксидів. Модульна контрольна робота щодо	4	Будова речовини в конденсованому стані	8
6						

Тижні	Лекції	Кількість годин	Лабораторні заняття	Кількість годин	Самостійна робота	Кількість годин
			основних понять і законів хімії			
7	Хімічна кінетика і рівновага	2	Вивчення правил складання рівнянь у розчинах електролітів	6	Швидкість хімічних реакцій і хімічна рівновага	8
8	Розчини та їх властивості	2				
9	Розчини електролітів та електролітична дисоціація	2	Вивчення правил складання рівнянь реакцій гідролізу та визначення рН Модульна контрольна робота щодо основних законів хімічних перетворень	6	Розчини і їх концентрація	8
10	Гідроліз солей	2				
11	Реакції окислення-відновлення	6	Вивчення правил складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Вивчення типів окисно-відновних реакцій	9	Окисно-відновні потенціали. Стандартні електродні потенціали металів. Гальванічні елементи. Напрямок окисно-відновних реакцій.	4
12					Електроліз як окисно-відновний процес.	4
13					Корозія металів як окисно-відновний процес	5
14	Комплексні (координаційні) сполуки	4	Правила складання формул координаційних сполук та рівнянь з їх участю. Вивчення їх властивостей Модульна контрольна робота «Хімічні реакції і процеси»	6	Ізомерія комплексних сполук. Стан комплексних сполук у розчині	6
15						

Викладач

_____/к.х.н., доцент Ушапівська Т.І.

Структурно - логічна схема викладання дисципліни
Неорганічна хімія

Номер змістового модуля	Розділ дисципліни	Тема лекції	Тема практичного (лабораторного) заняття	Форма контролю знань
I	Основні поняття і закони хімії	1. Хімія як складова природничих наукових дисциплін	1. Правила роботи в хімічній лабораторії. Техніка лабораторних робіт	Модульна контрольна робота
		2. Будова атома як основа понять сучасної хімії про природу хімічних перетворень.	2. Повторення принципів номенклатури неорганічних сполук та їх класифікації. Вивчення хімічних властивостей різних типів сполук	
		3. Періодичність зміни будови та властивостей хімічних елементів та їх сполук	3. Правила складання електронних формул елементів, визначення їх валентності та ступенів окислення.	
		4. Хімічний зв'язок і будова молекул	4. Якісна оцінка типів хімічного зв'язку та будови молекул кислот, основ, солей, оксидів.	
II	Основні закони хімічних перетворень	5. Хімічна кінетика і рівновага	5. Вивчення правил складання рівнянь у розчинах електролітів	Модульна контрольна робота
		6. Розчини та їх властивості		
		7. Розчини електролітів та електrolітична дисоціація	6. Вивчення правил складання рівнянь реакцій гідролізу та визначення рН	
		8. Гідроліз солей		
III	Хімічні реакції і процеси	9. Реакції окислення-відновлення	7. Вивчення правил складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Вивчення типів окисно-відновних реакцій	Модульна контрольна робота
		10. Комплексні (координаційні) сполуки	Правила складання формул координаційних сполук та рівнянь з їх участю. Вивчення їх властивостей	

Програмні питання до іспиту із неорганічної хімії для студентів

1. Хімія як складова природничих наукових дисциплін.
2. Діалектичні зв'язки хімії з фізикою та біологією.
3. Хімічна форма руху матерії.
4. Предмет і задачі хімії.
5. Основні історичні етапи розвитку хімії.
6. Місце загальної хімії у системі хімічних знань.
7. Основні напрями хімізації для підвищення продуктивності сільськогосподарського виробництва, захисту рослин від хвороб та шкідників. Поняття хімічної технології.
8. Основні поняття атомно-молекулярного вчення.
9. Моль як міра кількості речовини, молярна маса. Поняття хімічного еквіваленту.
10. Основні стехіометричні закони (закон збереження маси і енергії, закон взаємозв'язку маси та енергії за А. Ейнштейном, закон сталості складу хімічних сполук, закон кратних відношень, закон Авогадро, закон еквівалентів).
11. Будова атома як основа понять сучасної хімії про природу хімічних перетворень.
12. Сучасні уявлення про будову ядра і атома в цілому; розміри ядра, електронів та атома.
13. Основні положення теорії будови атома Бора.
14. Хвильова природа електрона та поняття про корпускулярно-хвильовий дуалізм мікрочастинок.
15. Електронна орбіталь. Поняття про хвильову функцію.
16. Квантові числа, їх фізичний зміст, можливі значення.
17. Атомні орбіталі, конфігурація електронних орбіталей та їх розміщення в просторі. Принцип Паулі.
18. Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів у багатоелектронних атомах.
19. Принцип найменшої енергії, правило Хунда.
20. Електронні та електронно-графічні формули розташування електронів в атомах елементів. Правила Клечковського.
21. Структура Періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва.
22. Сучасне формулювання періодичного закону.
23. Основні фізичні та хімічні властивості елементів і закономірності їх зміни в періодичній системі: напрямки зміни типових металічних та неметалічних властивостей елементів, окисно-відновних, кислотно-основних властивостей елементів, потенціалів іонізації, спорідненості до електрона, електронегативності, можливих й типових станів окислення та іонних радіусів елементів.
24. Поділ груп на підгрупи та періодів на ряди.
25. Сучасні варіанти структури періодичної системи, нововведення в термінології хімії.
26. Поняття хімічного зв'язку. Типи хімічних зв'язків.
27. Показники, що характеризують молекулу як найменшу частинку речовини, і яка є носієм її хімічних властивостей.
28. Ковалентний зв'язок. Якісний квантово-механічний аналіз утворення ковалентного зв'язку на прикладі молекули водню.
29. Поняття про метод валентних зв'язків.
30. Основні характеристики ковалентного зв'язку (енергія, довжина, кратність, насичуваність, направленість, ступінь полярності).
31. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку, поняття дативного механізму його утворення.

32. Іонний зв'язок та іонні кристали. Енергія утворення іонної ґратки та іонні радіуси; закономірності зміни цих властивостей в групах та періодах.
33. Поняття про електричний дипольний момент та ефективні заряди атомів. Ступінь іонності зв'язку.
34. Іонний зв'язок як приклад сильно поляризованого ковалентного зв'язку, його характеристики.
35. Водневий зв'язок як випадок ковалентного трицентрового зв'язку, механізм його утворення та основні характеристики. Роль водневого зв'язку в будові біогенних сполук.
36. Металічний зв'язок.
37. Координаційні числа атомів у металах та розосередженість електронних взаємодій. Поняття електронного газу.
38. Вплив характеру хімічного зв'язку в металах на особливості їх фізичних та хімічних властивостей.
39. Основи номенклатури та класифікації неорганічних сполук.
40. Поняття амфотерності.
41. Генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук.
42. Властивості та одержання кислих, середніх та основних солей, взаємні переходи між ними.
43. Основні поняття хімічної кінетики. Поняття гомогенних та гетерогенних реакцій.
44. Швидкість хімічних реакцій і фактори, що впливають на неї.
45. Закон діючих мас як основний закон хімічної кінетики.
46. Поняття про тепловий ефект реакції.
47. Поняття про енергію активації реакцій. Вплив температури на швидкість хімічних реакцій. Правило Вант-Гоффа.
48. Поняття про каталіз і каталізатори. Інгібітори.
49. Прямі і зворотні реакції. Хімічна рівновага та її природа.
50. Константа рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги, принцип Ле-Шательє.
51. Особливості стану рівноваги в гетерогенних системах.
52. Поняття про розчини, їх роль у природі й техніці.
53. Поняття агрегатного стану речовини, фази, поверхні поділу фаз, кристалічної решітки.
54. Газоподібні, рідкі та тверді розчини.
55. Водні розчини. Механізм їх утворення.
56. Природа міжмолекулярної взаємодії в рідких розчинах: орієнтаційні, індукційні та дисперсійні сили (сили Ван-дер-Ваальса), іон-дипольна взаємодія та водневий зв'язок.
57. Форми та одиниці виразу концентрації розчинів.
58. Розчини неелектролітів і електролітів. Основні положення теорії електролітичної дисоціації.
59. Рівняння дисоціації кислот, основ, солей. Поняття активності та коефіцієнту активності іонів у розчині, pK_a , pK_b , pH , pOH .
60. Розчини слабких електролітів. Ступінь дисоціації. Константа дисоціації слабких електролітів та її зв'язок із ступенем дисоціації.
61. Амфотерні електроліти.
62. Поняття про кристалогідрати.
63. Сильні малорозчинні електроліти, добуток розчинності в застосуванні до них.
64. Реакції в розчинах електролітів. Іонно-молекулярні рівняння.
65. Вода як слабкий електроліт. Іонний добуток води.

66. Водневий і гідроксильний показники та оцінка середовища розчину. Поняття про способи вимірювання рН.
67. Явище гідролізу солей.
68. Типи гідролізу, поняття про константу та ступінь гідролізу солей.
69. Середовище розчинів солей, що гідролізуються.
70. Зміщення положення хімічної рівноваги процесу гідролізу за правилом Ле-Шательє.
71. Явище повного гідролізу.
72. Надлишкова кислотність. Гідролітична кислотність. Гіпсування та вапнування ґрунтів. Буферність розчинів.
73. Загальні поняття про окислювально-відновні процеси.
74. Степінь окислення елемента в сполуці і правила його визначення.
75. Процеси окислення і відновлення.
76. Типові окисники та відновники.
77. Основні принципи складання рівнянь окислювально-відновних реакцій методом електронного балансу.
78. Класифікація окислювально-відновних реакцій.
79. Вплив реакції середовища на проходження окислювально-відновних реакцій.
80. Поняття про реакції окислення й відновлення на електродах, стандартні електродні потенціали.
81. Гальванічний елемент та його ЕРС. Рівняння Нернста.
82. Електроліз як окисно-відновний процес.
83. Корозія металів як окисно-відновний процес.
84. Теорія Вернера як основа будови координаційних (комплексних) сполук.
85. Роль донорно-акцепторного механізму ковалентного зв'язку в утворенні координаційних сполук.
86. Типові донори і акцептори електронних пар та особливості їх електронної будови.
87. Центральний атом-комплексоутворювач та значення координаційних чисел.
88. Типові ліганди.
89. Номенклатура комплексних сполук.
90. Приклади реакцій утворення найпоширеніших типів координаційних сполук.
91. Комплексні сполуки в розчинах. Ступінчаста дисоціація комплексних сполук.
92. Константи стійкості комплексних іонів.
93. Просторова будова координаційних сполук, поняття про їх ізомерію.
94. Поширення координаційних сполук та їх роль у живій природі.
95. Природні гумати та штучні органічні пестициди як ліганди комплексних сполук.

НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ			
ОКР «Бакалавр» Напрямок підготовки «Біотехнологія»	Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води	Екзаменаційний білет №____ з дисципліни Загальна хімія	Затверджую зав. кафедри (підпис) В. А. Копілевич __/__/2015 р.

Екзаменаційні питання

1. Основні поняття і положення окисно-відновних реакцій: процес окислення і процес відновлення, види степенів окислення хімічних елементів, типові окисники і відновники, метод електронного балансу для складання рівнянь ОВР, фактори впливу на хід ОВР, приклади основних типів ОВР – міжмолекулярних, внутрішньо-молекулярних та диспропорціонування

2. Скласти рівняння реакцій для наступних перетворень:

**Тестові завдання різних типів**

1. Продовжити визначення: „Моль - це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (атомів, молекул, іонів), скільки атомів є вкг»

(у бланку відповідей виконати завдання)

2. За наслідком із закону Авогадро за нормальних умов 1 моль різних газів займає об'єм, що дорівнює л.

(у бланку відповідей виконати завдання)

3. Вставте пропущене слово: «Йони – це атоми з позитивним чи негативним» .

(у бланку відповідей виконати завдання)

4. Серед наведених елементів виберіть метали

1) K	2) Cl ₂	3) S	4) Cu	5) Ca	6) Fe
7) H ₂	8) Pb	9) P	10) Mg	11) Zn	12) Ag

(у бланку відповідей виконати завдання)

5. Який газ легший за повітря (Mr повітря = 29)

1) озон	2) аміак	3) хлор	4) сірководень
---------	----------	---------	----------------

(у бланку відповідей виконати розрахунок)

6. Вставити пропущені слова у визначенні: «Нормальна концентрація (нормальність) – це кількість речовини в 1 розчину»

(у бланку відповідей виконати завдання)

7. В якій із зазначених груп йонів знаходяться лише аніони ?

1) CH ₃ COO ⁻ , NH ₄ ⁺ , Ca ²⁺	2) Na ⁺ , Fe ²⁺ , Cl ⁻	3) Ca ²⁺ , PO ₄ ³⁻ , NO ₃ ⁻	4) NO ₂ ⁻ , F ⁻ , S ²⁻
---	---	--	--

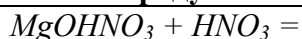
(у бланку відповідей виконати завдання)

8. Вкажіть заряд йону елемента, що містить 18 електронів та 16 протонів:

1) -18	2) +16	3) -2	4) +2
--------	--------	-------	-------

(у бланку відповідей виконати завдання)

9. Допишіть продукти та розставте коефіцієнти у рівнянні реакції



(у бланку відповідей виконати завдання)

10. Яку найнижчу степінь окислення може виявляти азот в сполуках?

1) 1-	2) 3-	3) 0	4) 2-
(у бланку відповідей виконати завдання)			

11. Вкажіть формулу, за якою розраховують максимально можливу кількість електронів на підрівні:

1) $2n^2$	2) $2(2l + 1)$	3) $2(2l - 1)$	4) $2l - 1$
(у бланку відповідей виконати завдання)			

12. Вкажіть символ хімічного елементу, що має таку конфігурацію електронної оболонки $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$:

(у бланку відповідей вказати символ хімічного елементу)

13. Вкажіть відповідність типів хімічного зв'язку та формул вказаних сполук.

1.	$CaCl_2$	A.	Металічний
2.	Cu	B.	Йонний
3.	N_2	C.	Ковалентний неполярний
4.	NH_3	D.	Ковалентний полярний

14. Яка сума коефіцієнтів у молекулярному рівнянні гідролізу Na_3PO_4 ? Напишіть відповідне рівняння за першою стадією.

(у бланку відповідей скласти рівняння реакції і виконати завдання)

15. За якою схемою проходить процес відновлення:

1) $KNO_2 \rightarrow KNO_3$	2) $S \rightarrow SO_2$	3) $H_2S \rightarrow S$	4) $HClO \rightarrow HCl$
(у бланку відповідей виконати завдання, склавши схему перерозподілу електронів)			

16. Яке рівняння реакцій є реакцією приєднання і окисно-відновною одночасно?

1) $P_2O_5 + H_2O \rightarrow$	2) $CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow$	3) $Cu + HNO_3 \rightarrow$
4) $CaO + H_2O \rightarrow$	5) $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$	6) $KOH + H_2SO_4 \rightarrow$
(у бланку відповідей скласти рівняння цієї реакції)		

17. Які із речовин реакції $2NaOH + H_2S \rightarrow Na_2S + 2H_2O$ відносяться до слабких електролітів?

(у бланку відповідей зазначити хімічну сполуку – слабкий електроліт)

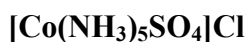
18. Серед перелічених сполук виберіть формули, які відповідають координаційним сполукам:

1) $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$	2) $3NaF \cdot AlF_3$	3) $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
4) $K_4[Fe(CN)_6]$	5) $CaSO_4 \cdot 0,5H_2O$	6) $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$
(у бланку відповідей зазначити формули координаційних сполук)		

19. Скласти рівняння реакції утворення тетрагідроксоцинкату(II) натрію при взаємодії гідроксидів цинку і натрію.

(у бланку відповідей виконати завдання)

20. Вказати кількість лігандів і заряд комплексоутворювача у сполуці



(у бланку відповідей вказати числом кількість лігандів)

Конспект лекцій НПП, який відповідає за викладання дисципліни «Неорганічна і біонеорганічна хімія»

Для підготовки студентів напряму 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування» розроблено електронний лекційний курс з дисципліни «Неорганічна хімія», який є доступним на навчально-інформаційному порталі НУБіП : – Режим доступу: <http://moodle.nauu.kiev.ua>

Курс лекцій викладено за наступним планом.

Тема 1. Хімія як природнича наука

Питання для розгляду:

- 1) Структура курсу загальної і неорганічної хімії і порядок вивчення
- 2) Загальні поняття хімії та її завдання
- 3) Поширення хімічних елементів у природі
- 4) Основні поняття атомно-молекулярного вчення
- 5) Фізичні величини і деякі константи у хімічній стехіометрії
- 6) Основні закони хімічної стехіометрії

Тема 2. Будова атомів хімічних елементів

Питання для розгляду:

- 1) Історичні аспекти розвитку атомно-молекулярного вчення
- 2) Будова атомів за Бором
- 3) Квантовомеханічна теорія будови атома
- 4) Електронна будова атома. Квантові числа
- 5) Електронні формули. Принципи розміщення електронів в атомах

Тема 3. Періодичність зміни будови та властивостей хімічних елементів та їх сполук

Питання для розгляду:

- 1) Періодичний закон як відображення хімічної форми руху матерії
- 2) Структура періодичної системи хімічних елементів Д.І.Менделєєва
- 3) Огляд загальних фізичних і хімічних властивостей атомів елементів та періодичність їх змін

Тема 4. Хімічний зв'язок та будова молекул

Питання для розгляду:

1. Загальні поняття про хімічний зв'язок
2. Йонний зв'язок та його характеристики
3. Ковалентний зв'язок та його властивості
4. Водневий зв'язок та його значення
5. Металічний зв'язок

Тема 5. Розчини та їх властивості

Питання для розгляду:

1. Загальні поняття про розчини
2. Причини утворення водних розчинів та їх склад
3. Колігативні властивості розчинів

Тема 6. Хімічна кінетика і рівновага

Питання для розгляду:

1. Швидкість хімічної реакції та фактори, що на неї впливають
2. Закон діючих мас. Вплив концентрації на швидкість реакції.
3. Вплив температури на швидкість реакції. Енергія активації
4. Вплив каталізаторів на швидкість реакцій
5. Оборотні та необоротні хімічні реакції. Хімічна рівновага
6. Принцип Ле Шательє

Тема 7. Розчини електролітів та електролітична дисоціація

Питання для розгляду:

1. Поняття про розчини електролітів та неелектролітів
2. Положення теорії електролітичної дисоціації
3. Класифікація неорганічних сполук з точки зору теорії електролітичної дисоціації та реакції в розчинах електролітів

Тема 8. Гідроліз солей

Питання для розгляду:

1. Вода як амфоліт, водневий показник
2. Поняття гідролізу солей
3. Типи реакцій міжмолекулярного гідролізу солей

Тема 9. Окисно-відновні реакції

Питання для розгляду:

1. Загальні поняття про процеси окиснення та відновлення
2. Типові окисники та відновники
3. Основні правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій
4. Передбачення продуктів ОВР
5. Можливості впливу на хід реакцій окиснення-відновлення
6. Вплив середовища на хід реакцій окиснення-відновлення
7. Класифікація окисно-відновних реакцій
8. Поняття про ОВ-реакції на електродах
9. Кількісна оцінка процесів окиснення і відновлення
10. Електродні потенціали та ряд напруг металів

Тема 10. Комплексні (координаційні) сполуки

Питання для розгляду:

1. Загальні поняття про комплексні сполуки
2. Основні поняття координаційної теорії та будова комплексних сполук
3. Класифікація координаційних сполук за зарядом комплексного іону та хімічною природою лігандів
4. Номенклатура комплексних сполук
5. Будова, структура і ізомерія комплексних сполук
6. Поведінка комплексних сполук у розчині