

Національний університет біоресурсів і природокористування України

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

“ЗАТВЕРДЖУЮ”

Декан факультету
захисту рослин, біотехнологій і екології
_____ доц. Коломієць Ю.В.

“ _____ ” _____ 2020 р.

РОЗГЛЯНУТО І СХВАЛЕНО

На засіданні кафедри аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води
Протокол № 12 від « 14 » травня 2020 р.
Завідувач кафедри
_____ проф. Копілевич В.А.

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

НЕОРГАНІЧНА І БІОНЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

(назва навчальної дисципліни)

спеціальність 101 - «Екологія»

(шифр і назва спеціальності)

спеціалізація _____ - _____

(назва спеціалізації)

Факультет захисту рослин, біотехнологій та екології

(назва факультету)

Розробник: доцент, к.х.н. Ущипівська Т.І.

Київ – 2020 р.

Робоча програма НЕОРГАНІЧНА І БІОНЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

(назва навчальної дисципліни)

для студентів за напрямом підготовки 0401 «Природничі науки»,
зі спеціальності 101 - «Екологія»

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. “14” травня 2020 р. № 12

Завідувач кафедри аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води ,

_____ (Копілевич В.А.)

(підпис)

(прізвище та ініціали)

“ _____ ” _____ 2020 р.

Схвалено вченою радою факультету захисту рослин, біотехнологій і екології

Протокол від. “ _____ ” _____ 2020 р. № _____

“ _____ ” _____ 2020 р.

Голова _____ (_____)

(підпис)

(прізвище та ініціали)

© _____ 2020 р.

1. Опис навчальної дисципліни
НЕОРГАНІЧНА І БІОНЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Галузь знань, напрям підготовки, спеціальність, освітньо-кваліфікаційний рівень		
Галузь знань	0401 «Природничі науки»	
Напрямок підготовки	<u>101 - «Екологія»</u>	
Освітньо-кваліфікаційний рівень	Бакалавр	
Характеристика навчальної дисципліни		
Вид	Обовязкова	
Загальна кількість годин	242	
Кількість кредитів ECTS	6,5	
Кількість змістових модулів	4	
Курсовий проєкт (робота) (якщо є в робочому навчальному плані)	немає	
Форма контролю	іспит	
Показники навчальної дисципліни для денної та заочної форм навчання		
	денна форма навчання	заочна форма навчання
Рік підготовки	1	_____
Семестр	1	_____
Лекційні заняття	60 год.	<u>14</u> год.
Практичні, семінарські заняття	_____ год.	_____ год.
Лабораторні заняття	90 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	10 год. 4 год.	

2. Мета і завдання навчальної дисципліни

Дисципліна “Неорганічна і біонеорганічна хімія” належить до базових загальноосвітніх предметів і забезпечує формування фундаменту знань та практичних навичок спеціаліста у галузі екології та біотехнології, необхідних для вивчення професійно орієнтованих та спеціальних дисциплін.

Мета: вивчення курсу неорганічної і біонеорганічної 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. (2 год.) 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. (4 год.) 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 3. (2 год.) 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 4. (4 год.) 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.

Тема лекційного заняття 5. (2 год.) 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.

Змістовий модуль 2.

Основні закони хімічних перетворень. Хімічні реакції і процеси.

Тема лекційного заняття 1. (4 год.) Розчини та їх властивості. Поняття про розчини; причини утворення, склад та концентрація розчинів. Колігативні властивості розчинів.

Тема лекційного заняття 2. (2 год.) 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 3. (2 год.) 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.

Тема лекційного заняття 4. (6 год.) 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 5. (4 год.) 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.

Змістовий модуль 3.

Хімія елементів головних та побічних підгруп VII, VI, V, IV та III груп.

Тема лекційного заняття 1. (2 год). Гідроген і вода.

Загальна характеристика гідрогену та його поширення. Найважливіші способи одержання гідрогену. Хімічні властивості гідрогену та його сполук. Використання гідрогену.

Тема лекційного заняття 2. (4 год). Елементи VII-A групи

Загальна характеристика галогенів. Поширення галогенів у природі та агросфері. Фізичні властивості галогенів. Основні способи одержання галогенів. Електронна будова атомів та хімічні властивості галогенів і їхніх сполук. Застосування галогенів і їхніх сполук.

Тема лекційного заняття 3. (4 год). Елементи VI-A групи

Загальна характеристика халькогенів. Поширення халькогенів у природі та агросфері. Фізичні властивості халькогенів. Основні способи одержання халькогенів. Електронна будова атомів та хімічні властивості халькогенів і їхніх сполук. Застосування халькогенів і їхніх сполук.

Тема лекційного заняття 4. (6 год.) Елементи V-A групи. Азотні та фосфорні добрива

Загальна характеристика р-елементів V групи. Поширення у природі та агросфері. Фізичні властивості р-елементів V групи. Основні способи одержання р-елементів V групи. Електронна будова атомів та хімічні властивості р-елементів V групи і їхніх сполук. Застосування р-елементів V групи і їхніх сполук. Азотні та фосфорні добрива та їх використання у сільському господарстві.

Тема лекційного заняття 5. (6 год.) Елементи IV-A групи

Загальна характеристика р-елементів IV групи. Поширення у природі та агросфері. Фізичні властивості р-елементів IV групи. Основні способи одержання р-елементів IV групи. Електронна будова атомів та хімічні властивості р-елементів IV групи і їхніх сполук. Застосування р-елементів IV групи і їхніх сполук.

Тема лекційного заняття 6. (2 год.) Елементи III-A групи

Загальна характеристика р-елементів III групи. Поширення у природі та агросфері. Фізичні властивості р-елементів III групи. Основні способи одержання р-елементів III групи. Електронна будова атомів та хімічні властивості р-елементів III групи і їхніх сполук. Застосування р-елементів III групи і їхніх сполук.

Змістовий модуль 4.

Хімія елементів головних та побічних підгруп II -I груп та металів-мікроелементів і токсикантів

Тема лекційного заняття 1. (2 год.) Елементи II-A групи

Загальна характеристика s-елементів II групи. Поширення у природі та агросфері. Фізичні властивості s-елементів II групи. Основні способи одержання s-елементів II групи. Електронна будова атомів та хімічні властивості s-елементів II групи і їх сполук. Застосування s-елементів II групи і їхніх сполук.

Тема лекційного заняття 2. (2 год.) Елементи I-A групи Загальна характеристика s-елементів I групи. Поширення у природі та агросфері. Фізичні властивості s-елементів I групи. Основні способи одержання s-елементів I групи. Електронна будова атомів та хімічні властивості s-елементів I групи і їхніх сполук. Застосування s-елементів I групи і їх сполук.

Тема лекційного заняття 3. (2 год.) Загальні властивості металів побічних підгруп Загальна характеристика металів побічних підгруп. Поширення у природі та агросфері. Фізичні властивості металів побічних підгруп. Основні способи одержання металів побічних підгруп. Електронна будова атомів та хімічні властивості металів побічних підгруп та їх сполук. Застосування металів побічних підгруп (Купрум. Аргентум. Ферум. Нікол).та сполук.

Тема лекційного заняття 4. (2 год.) Хімія елементів побічних підгруп на прикладі перехідних біогенних металів-мікроелементів та токсичних металів

Загальна характеристика металів-мікроелементів побічних підгруп. Поширення у природі та агросфері. Фізичні властивості металів побічних підгруп. Основні способи одержання металів побічних підгруп. Електронна будова атомів та хімічні властивості металів-мікроелементів та їх сполук. Застосування.

4. Структура навчальної дисципліни

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин											
	денна форма						Заочна форма					
	усього	у тому числі					усього	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		2		8		4					8	
Тема 2. Будова атома		4		4		4					10	
Тема 3. Періодичність зміни будови та властивостей елементів та їх сполук		2				4		4		2	8	
Тема 4. Хімічний зв'язок і будова молекул		4		4							16	
Тема 5. Хімічна кінетика і рівновага		2		4		4					8	
Разом за змістовим мод. 1		14		20		16					50	
Змістовий модуль 2. Основні закони хімічних перетворень. Хімічні реакції і процеси												
Тема 1. Розчини та їх властивості		4		10		4				2	10	

Тема 2. Розчини електролітів та дисоціація		2					4		2		10
Тема 3. Гідроліз солей		2		8					2		10
Тема 4. Реакції окислення-відновлення		6		10		6		2		4	30
Тема 5. Комплексні (координаційні) сполуки		4		6		5		4		2	20
Разом за змістовим мод. 2		18		34		15				12	80
Змістовий модуль 3. Хімія елементів головних та побічних підгруп VII, VI, V, IV та III груп											
Тема 1. Гідроген і вода		2		2		2					
Тема 2. Елементи VII-A групи		4		6		4					
Тема 3. Елементи VI-A групи		4		6		4					
Тема 4. Елементи V-A групи. Азотні та фосфорні добрива		6		6		4					
Тема 5. Елементи IV-A групи		2		4		3					
Тема 6. Елементи III-A групи		2		3		3					
Разом за змістовим модулем 3		20		27		20					
Змістовий модуль 4. Хімія елементів головних та побічних підгруп I-II груп та металів-мікроелементів і токсикантів											
Тема 1. Елементи II-A групи		2		3		3					
Тема 2. Елементи I-A групи		2		2		3					
Тема 3. Загальні властивості металів		2		2		4					
Тема 4. Хімія елементів побічних підгруп на прикладі перехідних біогенних металів-мікроелементів та токсичних металів		2		4		12					
Разом за змістовим модулем 4		8		11		22					
Курсовий проект (робота) з _____ (якщо є в робочому навчальному плані)		-		-		-		-		-	-
Усього годин	194	45		90		59					

5. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
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	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	4
6	Вивчення правил складання рівнянь реакцій гідролізу та визначення рН Модульна контрольна робота щодо основних законів хімічних перетворень	18
7	Вивчення правил складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Вивчення типів окисно-відновних реакцій	10
8	Правила складання формул координаційних сполук та рівнянь з їх участю. Вивчення їх властивостей	4
9	Модульна контрольна робота «Хімічні реакції і процеси»	2
10	Гідроген і вода. Хімічні властивості сполук та їх застосування.	2
11	Вивчення хімічних властивостей сполук хлору, броду та йоду.	6
12	Вивчення хімічних властивостей сполук Оксигену.	3
13	Вивчення хімічних властивостей сполук Сульфуру.	3
14	Вивчення хімічних властивостей сполук Нітрогену.	3
15	Вивчення хімічних властивостей сполук Фосфору.	3
16	Вивчення хімічних властивостей сполук Карбону та Кремнію	4
17	Вивчення хімічних властивостей сполук III-A групи	3
18	Вивчення хімічних властивостей металів II-A групи	3
19	Вивчення хімічних властивостей металів I-A групи	4
20	Вивчення хімічних властивостей сполук біометалів.	2
	Разом	90

6. Самостійна робота

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Застосування законів хімічної стехіометрії	4
2	Атомістична теорія	4
3	Будова речовини в конденсованому стані	4
4	Швидкість хімічних реакцій і хімічна рівновага	4
5	Розчини і їх концентрація	4
6	Окисно-відновні потенціали. Стандартні електродні потенціали металів. Гальванічні елементи. Напрямок окисно-відновних реакцій.	2
7	Електроліз як окисно-відновний процес.	2
8	Корозія металів як окисно-відновний процес	3
9	Ізомерія комплексних сполук. Стан комплексних сполук у розчині	3
10	Основні поняття і закони хімії.	2
11	Застосування законів хімії при рішенні задач	4
12	Особливості послідовності заповнення електронами енергетичних рівнів у багатоелектронних атомах (на прикладах, з використанням правил Клечковського, Хунда)	5
13	Поняття про газоподібні, тверді і рідкі розчини.	2
14	Водні розчини. Способи вираження складу розчинів	5
15	Кількісні характеристики процесу електролітичної дисоціації і гідролізу солей	3
16	Ступені та константи електролітичної дисоціації і гідролізу	3
17	Місце окисно-відновних процесів в хімії та біології	5
	Разом	59

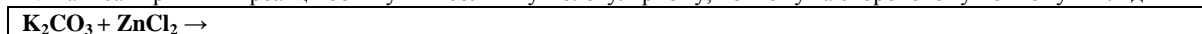
7. Контрольні питання, комплекти тестів для визначення рівня засвоєння знань студентами

Приклад тестів для визначення рівня знань студентів

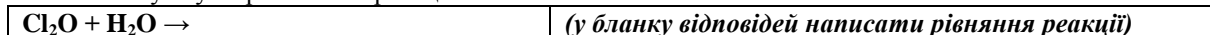
1. Вкажіть, які елементи необхідні для нормальної життєдіяльності організмів.

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?



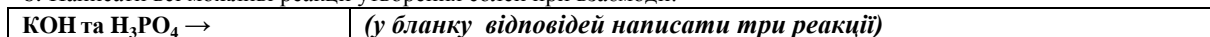
4. Яка будова зовнішнього енергетичного рівня атома хлору?

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)

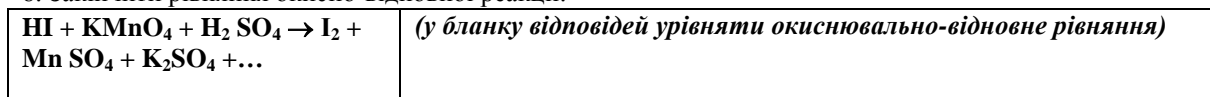
6. Написати всі можливі реакції утворення солей при взаємодії:



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

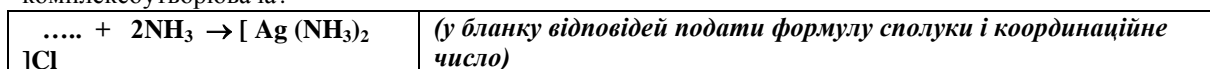
11. Скласти молекулярне, повне та скорочене йонне рівняння гідролізу карбонату амонію за першою стадією. Вказати рН середовища.

(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 елементу 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 О
3	зміщені до Н
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^2p^1
3	s^2p^3
4	s^2p^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 СТУДЕНТІВ

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

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. Методичні рекомендації до виконання лабораторного практикуму з дисципліни «Неорганічна і біонеорганічна хімія» /В.А. Копілевич, Т.І. Ущапівська, Н.М. Прокопчук – К.: НУБіП, 2018. – 140 с.

12. Рекомендована література

Основна

1. Неорганічна і біонеорганічна хімії / В.А. Копілевич. – К.:ЦП «Компринт», 2017. – 607с.
2. 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

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.

1. Які хімічні елементи відносяться до органогенів, а які — до біометалів?
2. Що таке біогенна міграція хімічних елементів?
3. Дайте визначення поняттю “біогеохімічна провінція”.
4. Які хімічні елементи називаються біотичними? Назвіть головні ознаки біотичності хімічних елементів.
5. Які інші види класифікації хімічних елементів, що входять до складу живих організмів, вам відомі?
6. Побудувати енергетичну діаграму молекулярних орбіталей для молекули кисню. Яка кратність зв'язків у молекулі кисню?
7. Які зв'язки існують в молекулі кисню? Як можна пояснити парамагнітні властивості кисню?
8. Чому атомарний кисень має більшу окислювальну здатність ніж молекулярний?
9. Чи можна сушити кисень пропускаючи його над:

- а) сірчаною кислотою;
 б) хлоридом кальцію;
 в) фосфорним ангідридом;
 г) металічним натрієм?
10. Як відокремити CO_2 від домішок кисню і навпаки, як відокремити кисень від домішок CO_2 ?
11. Яка з двох речовин більш багата киснем: KClO_3 чи KMnO_4 ? Відповідь підтвердити розрахунками.
12. Скільки dm^3 кисню необхідно для спалювання 2 dm^3 сірководню, якщо продуктами реакції будуть сірчистий газ та вода?
13. При нагріванні $1,225 \text{ г}$ бертолетової солі виділилося 336 см^3 кисню і утворилося $0,745 \text{ г}$ хлористого калію. Зробити розрахунок, що підтверджує формулу бертолетової солі.
14. H_2O_2 дисоціює по типу кислот. Написати рівняння ступінчастої дисоціації цієї кислоти.
15. Охарактеризувати положення вуглецю в періодичній системі Д.І.Менделєєва.
16. Дати пояснення явищу адсорбції і вказати причини, що сприяють цьому явищу.
17. Через йодну воду пропустили суміш газів, що складається із SO_2 , CO_2 і H_2S . Який склад газової суміші на виході? Що перейшло у розчин?
18. Який об'єм CO_2 утвориться при спалюванні $11,2 \text{ dm}^3 \text{ CO}$ (умови нормальні)?
19. Яким чином у природі відбувається перетворення CaCO_3 у $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$?
20. Що обумовлює здатність молекул оксиду вуглецю (II) виступати в ролі донора електронної пари і входити в координаційну сферу комплексів?
21. Оксид вуглецю (II) і водень мають схожі властивості: обидва газоподібні, незабарвлені, практично не розчинні у воді, кислотах, лугах, добрі відновники, згоряють у кисні. Як розділити їх суміш?
22. Які хімічні реакції лежать в основі лабораторних і промислових методів добування оксиду вуглецю (IV)?
23. Охарактеризувати розчинність солей вугільної кислоти у воді.
24. Як за допомогою розчину HCl можна розпізнати такі речовини: BaSO_4 , BaSO_3 , BaCO_3 ?
25. Чому у водних розчинах лужних карбонатів рН завжди вище, ніж у розчинах гідрокарбонатів тієї ж молярної концентрації?
26. Яка роль вуглекислого газу у життєдіяльності рослин? У чому суть процесу фотосинтезу?
27. Які особливості структури іона CN^- обумовлюють його здатність входити до складу багатьох комплексних сполук?
28. Які продукти: ціанід заліза (III), гідроксид заліза (III) чи гексаціаноферат (III) калію можна одержати, якщо змінювати лише об'єми розчинів KCN і FeCl_3 при зливанні?
29. Показати всі можливі ступені окислення сірки в сполуках. При яких ступенях окислення сірка має двоїсті окислювальні та відновні властивості? Навести приклади.
30. Скільки dm^3 сірководню можна добути при дії хлористоводневої кислоти на 25 г сульфиду заліза (нормальні умови)?
31. Чи можна для одержання сірководню використати реакції взаємодії сульфідів з азотною кислотою; оцтовою кислотою?
32. Які з речовин: концентрована сірчана кислота, твердий луг, безводний хлорид кальцію можна використати для осушення сірководню?
33. Написати рівняння реакцій одержання сульфідів різними способами.

34. Чи можна для осушення сірчистого газу використати концентровану сірчану кислоту, луг, гашене вапно?
35. Якими способами: збільшенням тиску в системі, підвищенням температури, введенням каталізатора, збільшенням концентрації кисню чи збільшенням концентрації оксиду сірки (IV)?
36. Яка молярна концентрація сірчистої кислоти, одержаної розчиненням у 100 см^3 води сірчистого газу, що виділився при взаємодії 3,2 г міді з концентрованою сірчаною кислотою?
37. Пояснити різницю в окислювальних властивостях розчинів сірчаної кислоти концентрованої і розведеної. Порівняти продукти взаємодії розведеної і концентрованої сірчаної кислоти з цинком.
38. Чому при виробництві сірчаної кислоти SO_3 поглинають не водою, а концентрованим розчином сірчаної кислоти?
39. Порівняти константи дисоціації наступних кислот: сірчистої, сірководневої, оцтової, вугільної, ціанистоводневої. Назвати найсильнішу і найслабшу серед них.
40. У 1018 г води розчинили 80 г сірчаного ангідриду. Розрахувати всі відомі види концентрації розчину, що утворився.
41. Яка сіль краще розчиняється в сильних кислотах — сульфат чи сульфід барію? Написати рівняння відповідних реакцій.
42. Які орбіталі атома азоту приймають участь в утворенні хімічних зв'язків з іншими елементами?
43. Написати рівняння реакцій одержання азоту шляхом відновлення нітратів; шляхом окислення аміаку.
44. Пояснити полярний характер молекули аміаку з точки зору його будови.
45. Навести приклади реакцій, у яких NH_3 виявляє відновні властивості.
46. У яких випадках водний розчин аміаку не можна використати для осадження малорозчинних гідроксидів металів?
47. В чому виявляється схожість у властивостях солей амонію та солей калію і рубідію? Чим це обумовлено?
48. Навести приклади реакцій термічного розкладу солей амонію, що відбуваються як оборотні і необоротні.
49. Навести приклади рівнянь реакцій, що характеризують властивості азотистої кислоти і нітритів.
50. Написати рівняння реакцій, що характеризують взаємодію HNO_3 з металами.
51. Навести приклади реакцій взаємодії азотної кислоти з неметалами.
52. Що таке царська водка? В чому полягає її окислювальна активність? Навести приклади взаємодії царської водки з благородними металами.
53. Які сполуки азоту знаходять використання у сільському господарстві?
54. Які орбіталі атома фосфору приймають участь в утворенні хімічних зв'язків з іншими елементами?
55. Навести приклади рівнянь реакцій диспропорціонування фосфору та його сполук.
56. Враховуючи хімічну природу елемента, стійкість різних ступенів окислення його атома та характерні координаційні числа пояснити форму існування фосфору у природі.
57. Порівняти електроннодонорні властивості фосфіну і аміаку, пояснити їх різницю.
58. Які властивості виявляє фосфін в окислювально-відновних реакціях? Відповідь ілюструвати прикладами реакцій.
59. Які іони присутні у розчині ортофосфорної кислоти? Написати рівняння процесів її дисоціації.

60. Зобразити графічні формули первинного, вторинного і третинного фосфатів магнію.
61. Написати рівняння гідролізу середнього, гідро- і дигідрофосфатів натрію. Пояснити чому у цих трьох випадках величина рН розчинів різна.
62. Скільки простого суперфосфату, можна виготовити із 1 кг зразка фосфориту, що містить 20 % P_2O_5 ?
63. Чому фосфорити більш доцільно використовувати як добрива на кислих ґрунтах, ніж на нейтральних?
64. Виходячи із розташування хлору у періодичній системі і будови атома, охарактеризуйте його окислювальні і відновні властивості.
65. У чому принципова сутність одержання вільного хлору з його сполук? Навести приклади відповідних реакцій.
66. Розмістити в ряд по мірі того, як зростає ступінь іонності, наступні зв'язки: $Cl-H$, $Cl-Cl$, $Cl-S$, $Cl-P$.
67. Написати рівняння реакцій і назвати продукти взаємодії хлору з водою, з лугами на холоді та при нагріванні.
68. В який бік зміститься рівновага реакції гідролізу хлору, якщо до хлорної води додати розчин хлориду натрію?
69. Порівняти стійкість, реакційну здатність, окислювальні і кислотні властивості в ряду кислот $HClO$ — $HClO_4$.
70. Яка кількість 0,5 н. розчину HCl необхідна для розчинення 10 г суміші цинку та оксиду цинку, що містить 25 % цинку?
71. Виходячи із положення йоду в періодичній системі і будови атома дати характеристику його окислювальним і відновлювальним властивостям. Вказати найголовніші валентні стани та ступені окислення.
72. Як можна пояснити, що для йоду більш характерні непарні ступені окислення, ніж парні?
73. В чому виявляються ознаки металічності у фізичних та хімічних властивостях йоду?
74. Яка розчинність йоду у воді, спирті та інших органічних розчинниках? Чим пояснюється підвищена розчинність йоду у розчинах йодиду калію?
75. Чому йодоводнева кислота менш стійка, ніж інші галагеноводневі кислоти?
76. Чому йодистий водень не можна отримувати деякими способами, що використовуються для одержання хлористого водню?
77. Суміш йодистого водню, водяної пари та кисню залишили на світлі. Які продукти утворяться після закінчення реакції?
78. Як можна пояснити те, що з усіх галогенів лише один йод утворює багатоосновні кислоти?
79. Бурові нафтові води містять йоду 40 мг в 1 dm^3 . Скільки потрібно води для одержання 1 кг йоду?
80. Вміст йоду в морській воді складає 6,5 мг на 1 dm^3 води у перерахунку на KI . Обчислити з якого об'єму морської води можна добути 1 кг йоду.
81. Обчислити масову частку (в %) KIO_3 в розчині, якщо 6,5 г його прореагувало з надлишком KI у сірчаноокислому середовищі і утворилося 6,35 г йоду.
82. Скласти електронні формули атомів натрію та калію. Користуючись електронними формулами та періодичною таблицею пояснити:
- за якою ознакою можна робити висновки про аналогію їх хімічних властивостей;
 - чому їх відносять до найбільш активних металів;
 - чому відновлювальна здатність підвищується від натрію до калію;
 - чому у природі вони зустрічаються тільки у вигляді сполук;

д) яке їх відношення до води, кисню, кислот.

83. Що відбувається з гідроксидами натрію і калію якщо їх зберігати у відкритих посудинах? На що вони поступово перетворюються?

84. Натрій та гідрид натрію масою по 40 г обробили (окремо) надлишком, розведеної хлоридної кислоти і газ, що виділився, зібрали. В якому випадку об'єм газу (л, н.у.) буде більшим? Відповідь обґрунтувати відповідними розрахунками.

85. В трьох пробірках знаходяться розчини карбонату калію, сульфату калію, та сульфату калію. Як встановити у якій пробірці знаходиться кожна речовина? Написати рівняння відповідних реакцій.

86. Чому розчини гідроксидів натрію та калію руйнують скляний посуд, особливо при тривалому кип'ятінні? Написати рівняння реакцій.

87. Визначити процентний вміст калію у сильвініті та карналіті.

88. Охарактеризувати роль натрію, що міститься в організмах тварин і людини. Що таке натрієвий насос?

89. Дати коротку характеристику магнію та кальцію. Вказати будову їх атомів, хімічну активність, відношення до води та кислот.

90. Пояснити, чому магній дуже повільно взаємодіє з водою при кімнатній температурі, а при нагріванні реакція прискорюється; чому магній розчиняється у водному розчині хлориду амонію.

91. Як змінює забарвлення лакмус в розчинах нітрату магнію та ацетату кальцію? Дати мотивовану відповідь і скласти рівняння реакцій.

92. Чому гашене вапно при тривалому зберіганні на повітрі втрачає свої властивості?

93. Що буде відбуватися, коли до розчину гідрокарбонату кальцію додати гідроксид кальцію? Скласти рівняння реакції у молекулярній та іонній формах.

94. Який об'єм ацетилену, виміряний при нормальних умовах, утвориться при гідролізі 135 г карбіду кальцію?

95. У посудину з водою помістили 15,6 г суміші кальцію та оксиду кальцію. Розрахувати масу кожної речовини, коли відомо, що внаслідок взаємодії реагентів із суміші виділилось 5,6 дм³ газу (н.у.).

96. Лабораторний метод одержання вуглекислого газу засновано на взаємодії мармуру з хлоридною кислотою. Чому в данному випадку не використовується сірчана кислота?

97. Які солі магнію та кальцію обумовлюють твердість природної води? Навести способи обробки води методом реагентного пом'якшення і методом іонного обміну.

98. Навести коротку характеристику марганцю. Виходячи з будови атома марганцю показати його можливі валентні стани та ступені окислення.

99. Чим пояснити, що при великій різниці властивостей сполук марганцю і хлору з нижчими валентними станами, сполуки цих же елементів з вищими валентними станами мають схожість?

100. Порівняти іони, які утворює марганець з різними валентними станами, за їх схильністю до участі у таких хімічних перетвореннях у водному розчині: гідроліз; відновлення у кислому середовищі; окислення у лужному середовищі; диспропорціонування; перехід у лужному середовищі катіонів у аніонну форму.

101. Написати рівняння реакцій, що відбуваються при сплавленні суміші диоксиду марганцю, бертолетової солі і луку; при внесенні металічного цинку у розчин, що містить хлорид марганцю та ціанід калію.

102. Скласти рівняння реакцій, у яких сполука марганцю (IV) виявляє відновні та окислювальні властивості.

103. Які речовини одержують при дії на перманганат калію концентрованими сірчаною та соляною кислотами? Написати рівняння реакцій.

104. Написати електронну формулу атома заліза. Визначити його валентні властивості. Навести приклади сполук, у яких залізо виявляє різні валентності.
105. Як з металічного заліза одержати сульфат заліза (II) і сульфат заліза (III).
106. Написати формули двох солей заліза (III), у одній з яких залізо є катіоном, а в іншій — входить до складу аніону.
107. На окислення 1г суміші безводних сульфатів заліза (II) і заліза (III) за присутністю сірчаної кислоти витрачено 50 мл 0,1н. розчину KMnO_4 . Розрахувати вміст (%) сульфату заліза (II) у суміші.
108. Який із ізотопів кобальту використовується як радіоактивний препарат? Вкажіть галузі його застосування. Яким типом радіоактивного перетворення він характеризується?
109. Скласти електронні формули атома кобальту, іонів Co^{2+} та Co^{3+} . Зробити прогноз їх хімічних властивостей.
110. В чому виявляється схожість кобальту і заліза (на прикладі відношення до концентрованої азотної кислоти, стійкість гідроксидів (II) на повітрі)?
111. Як мідь відноситься до води, кисню повітря, кислот, лугів? Написати рівняння відповідних реакцій.
112. Як взаємодіє гідроксид міді (II) з надлишком розчинів гідроксиду натрію і з водним розчином аміаку? Написати рівняння реакції.
113. Гідроксид міді (II) розчиняється у розведених кислотах та в розчині аміаку. Чи однотипні реакції, що при цьому відбуваються? Написати в молекулярному та іонному вигляді відповідні рівняння реакцій.
114. Які властивості цинку надають можливість відносити його до перехідних, а які до неперехідних металів?
115. Складіть молекулярні та іонні рівняння реакцій взаємодії цинку з розчинами лугу та кислот.
116. Чи буде взаємодіяти цинк з розчинами хлориду натрію та міді? Чому? Написати рівняння реакцій.
117. В чому розчиняється гідроксид цинку? Скласти молекулярні та іонні рівняння реакцій.
118. Написати в молекулярному та іонному вигляді рівняння реакцій гідролізу нітрату та ацетату цинку.
119. В якому середовищі і чому цинк виявляє більш сильні відновлювальні властивості?
120. Як впливає на склад осаду, що утворюється, порядок змішування розчинів солі цинку і лугу; надлишок або нестача лугу?

НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ			
ОКР <i>бакалавр</i> Напрямок підготовки/ Спеціальність <i>Екологія</i>	Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води	Екзаменаційний білет № <u>2</u> з дисципліни <i>Хімія I</i> (<i>Неорганічна та біонеорганічна хімія</i>)	Затверджую зав. кафедри (підпис) проф. Копілевич В.А. 9 квітня 2020 р
Екзаменаційні питання			
1. Сучасні уявлення про будову атома. Поняття орбіталей. Квантові числа. Написати електронну формулу і зобразити графічно стаціонарний і збуджені стани атома Хлору, вказавши відповідні валентності.			
2. Що таке оксид? Способи одержання. Якими бувають оксиди? Навести приклади. Які сполуки можуть реагувати між собою: N_2O_5 , $Ca(OH)_2$, SnO , HCl , K_2O ? Підтвердіть за допомогою відповідних рівнянь реакцій.			
Тестові завдання			
Питання 1. Яка формула неправильна?			
A.	$NaHSO_4$	C.	NH_4HSO_4
B.	NH_4SO_4	D.	$CaHPO_4$
Питання 2. Вкажіть відповідність між формулами вказаних сполук та типами хімічного зв'язку.			
A.	NaF	1.	Металічний
B.	Fe	2.	Йонний
C.	F_2	3.	Ковалентний неполярний
D.	H_2O	4.	Ковалентний полярний
A.____, B.____, C.____, D.____.			
Питання 3. Розрахувати титр розчину $NaOH$, якщо його молярна концентрація 0,1 моль/л?			
A.	0,0040 г/мл	C.	0,04000 г/мл
B.	0,0020 г/мл	D.	0,0004 г/мл
Питання 4. Яку речовину треба додати до розчину Na_2SO_4 , щоб отримати $NaHSO_4$:			
A.	$NaOH$	C.	H_2SO_4
B.	$NaCl$	D.	H_3PO_4
Питання 5. Написати всі можливі рівняння реакцій між $Al(OH)_3$ і H_2SO_3 з урахуванням можливості утворення кислих і основних солей.			
Питання 6. Укажіть ступінь окиснення і координаційне число центрального йона-комплексоутворювача у комплексній сполуці $[Cr(NH_3)_6]SO_4$			
A.	+2, 4	D.	+3, 6
B.	+2, 6	E.	+4, 6
C.	+3, 4		

Питання 7. В окисно-відновному рівнянні реакцій, скласти схему перерозподілу електронів і розрахувати суму коефіцієнтів (враховуючи одиниці): $\text{KMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{MnBr}_2 + \text{Br}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$	
A. 25	C. 37
B. 35	D. 24
Питання 8. Зазначте суму коефіцієнтів у молекулярному рівнянні гідролізу натрій карбонату за першою стадією. Напишіть рівняння у молекулярному, іонному та скороченому іонному вигляді.	
A. 8	C. 6
B. 4	D. 7
Питання 9. Які з наведених електролітів належать до сильних? 1. $\text{Pb}(\text{OH})_2$ 2. H_3PO_4 3. HClO 4. HCl 5. CH_3COOH 6. NaNO_3	
A. 1 і 4	D. 3 і 5
B. 2 і 6	E. 4 і 6
C. 3 і 4	
Питання 10. Що спільного у будові атомів елементів з порядковими номерами 8 і 34?	
A. Заряд ядра	C. Кількість електронів на зовнішньому рівні
B. Кількість енергетичних рівнів	D. Кількість електронів

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

Для підготовки студентів напряму 101 «Екологія» розроблено електронний лекційний курс з дисципліни «Неорганічна і біонеорганічна 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 окислення 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 окислення-відновлення
6. Вплив середовища на хід реакцій окислення-відновлення
7. Класифікація окисно-відновних реакцій
8. Поняття про ОВ-реакції на електродах
9. Кількісна оцінка процесів окислення 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