

НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ
УКРАЇНИ

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

"ЗАТВЕРДЖУЮ"

Декан факультету захисту рослин,
біотехнологій та екології

доктор с.г. наук Ю.В. Коломієць

" ___ " _____ 2022 р.



РОЗГЛЯНУТО І СХВАЛЕНО

на засіданні кафедри аналітичної біонеорганічної хімії та якості води

Протокол № 12 від « 23 » 05 2022 р.

Завідувач кафедри В. А. Копілевич

РОЗГЛЯНУТО

Гарант ОП 162 Біотехнології та біоінженерія

О.Л. Кляченко

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ
«ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»

галузь знань : 16 «Хімічна та біотехнологія»

освітня програма: Біотехнології та біоінженерія

спеціальність: 162 «Біотехнології та біоінженерія »

Факультет: Захисту рослин, біотехнологій та екології

Розробники: професор, доктор хімічних наук Копілевич В.А.

КИЇВ – 2022

© Копілевич В.А., 2022 р.

1. Опис навчальної дисципліни

ЗАГАЛЬНА та НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Галузь знань, напрям підготовки, спеціальність, освітньо-кваліфікаційний рівень		
Галузь знань	16 – Хімічна та біотехнологія	
Освітній рівень	Бакалавр	
Спеціальність	162 - Біотехнологія	
Спеціалізація		
Характеристика навчальної дисципліни		
Вид	Обов'язкова	
Загальна кількість годин	178 год	
Кількість кредитів ECTS	6	
Кількість змістових модулів	5	
Навчальна практика	1	
Курсовий проект (робота) <small>(якщо є в робочому навчальному плані)</small>	немає	
Форма контролю	Екзамен	
Показники навчальної дисципліни для денної та заочної форм навчання		
	денна форма навчання	заочна форма навчання
Рік підготовки	1	_____
Семестр	2	_____
Лекційні заняття	45 год.	_____ год.
Практичні, семінарські заняття	_____ год.	_____ год.
Лабораторні заняття	75 год.	_____ год.
Самостійна робота	28 год.	_____ год.
Індивідуальні завдання (навчальна практика)	_30_ год.	_____ год.
Кількість тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних самостійної роботи студента	8 год. 2 год.	

2. Мета і завдання навчальної дисципліни

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

Мета: вивчення курсу загальної та неорганічної хімії є оволодіння знаннями про хімічні закони і закономірності хімічних перетворень (хімічна форма руху матерії) з орієнтацією на процеси, що відбуваються у навколишньому середовищі, про властивості, способи одержання та застосування хімічних елементів та їх біогенних сполук 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.

Вхідні вимоги до знань, умінь та навичок студента. Знати хімічну термінологію, основні закони хімічної стехіометрії, класифікацію і суть хімічних реакцій та основних типів хімічних речовин (оксидів, кислот, основ, солей) за обсягом програми середньої школи. Уміти складати рівняння хімічних реакцій. Мати **навички** виконувати хімічні експерименти на рівні дослідів у пробірках.

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; приклади хімічних реакцій і процесів в природі, антропогенній діяльності людини, 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 (у тому числі електронними навчальними курсами), проводити розрахунки за рівняннями хімічних реакцій, вирішувати розрахункові задачі із застосуванням обчислювальної техніки;

мати навички роботи в хімічній лабораторії, самостійного виконання хімічних реакцій, оформляти результати досліджень у вигляді звіту в лабораторному журналі.

3. Програма та структура 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. Розчини електролітів та електролітична дисоціація. Поняття про розчини; причини утворення, склад та концентрація розчинів. Колігативні властивості розчинів. 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 9. 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 10-12. 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 13-14. 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 4. Хімія елементів головних підгруп VII, VI, V, IV та III груп.

Тема лекційного заняття 15-16. 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 17. Елементи VI-A групи

Загальна характеристика елементів головної підгрупи VI групи; поширення кисню та халькогенів у природі і агросфері; добування халькогенів та їх міграція у навколишньому середовищі; загальні фізичні характеристики і електронна будова халькогенів; роль кисню у природі; особливості електронної будови атома кисню та реакції та його реакційна здатність; хімічні властивості кисню; озон та його властивості; вода та її роль в природі і технологіях; спільні характеристики халькогенів; хімічні властивості сірки; сірководень та сульфідиди; кисневі сполуки сірки; селен та телур – аналоги сірки; застосування халкогенів.

Тема лекційного заняття 18. Елементи V-A групи. Азотні та фосфорні добрива і промислові продукти

Загальна характеристика елементів головної підгрупи V групи і їх поширення у природі і агросфері; загальні фізичні характеристики і електронна будова елементів V-A групи; азот і його сполуки; електронна будова атомів фосфору та його аналогів; властивості фосфору і його сполук; особливості хімії As, Sb, Bi; застосування сполук N, P, As, Sb, Bi; азотні та фосфорні добрива і інші сполуки біогенної дії та їх використання у сільському господарстві і біотехнології.

Тема лекційного заняття 19. Елементи IV-A групи

Загальна характеристика біогенних елементів IV групи головної підгрупи; Поширення і роль р-елементів IV групи у природі та агросфері; особливості добування елементів IV-A групи; вуглець та його сполуки; кремній та його сполуки; олово і свинець та їх сполуки; застосування елементів IV-A групи та їх сполук.

Тема лекційного заняття 20. 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 загальні хімічні властивості р-

елементів III групи і їхніх сполук; бор, його сполуки, властивості та застосування; алюміній його сполуки, властивості та застосування.

Змістовий модуль 5. Хімія s-Елементів головних підгруп II і I груп та їх сполук. Хімія d-елементів – елементів побічних підгруп 4 і 5 періоду

Тема лекційного заняття 21. Біогенні елементи II-A і I-A груп: лужні і лужноземельні метали

Загальна характеристики s-елементів; поширення s-елементів у природі та біосфері; фізичні властивості s-елементів I і II групи; загальні властивості простих речовин; особливості одержання s-елементів I і II групи і їхніх сполук; електронна будова атомів s-елементів та особливості їх хімічних властивостей; основні сполуки елементів II-A групи та їх хімічні властивості; основні сполуки елементів I-A групи та їх хімічні властивості; застосування сполук s-елементів.

Тема лекційного заняття 22-23. Загальні характеристики d-елементів

Розміщення d-елементів Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Mo, Ag, Cd, Au, Hg з біогенними властивостями за групами, родинami; природні сполуки біогенних d-елементів; важлива біогенна роль d-металів і їх природних сполук; способи одержання металів із природних сполук d-елементів; шляхи надходження

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	10	2		6		2							
Тема 2-3. Будова атома	1-2	10	4		4		2							
Тема 4. Періодичність зміни будови та властивостей елементів та їх сполук	3	4	2		2									
Тема 5-6. Хімічний зв'язок і будова молекул	3-4	10	4		4		2							
Разом за змістовим мод. 1	1-4	34	12		16		6							
Змістовий модуль 2. Основні закони хімічних перетворень														
Тема 7. Хімічна кінетика і рівновага	5	6	2				4							
Тема 8. Розчини та їх властивості. Розчини електролітів та дисоціація	5-6	10	2		6		2							
Тема 9. Гідроліз солей	6-7	12	4		6		2							
Разом за змістовим мод. 2	5-7	28	8		12		8							
Змістовий модуль 3. Хімічні реакції і процеси														
Тема 10-12. Реакції окислення-відновлення	7-9	18	6		10		2							
Тема 13-14. Комплексні (координаційні) сполуки	9-10	12	4		6		2							
Разом за змістовим мод. 3	7-10	30	10		16		4							

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 4. Хімія елементів головних підгруп VII, VI, V, IV та III груп.													
Тема 15-16. Елементи VII-A групи і їх сполуки	10-11	8	2		6								
Тема 17. Елементи VI-A групи і їх сполуки	11	8	2		4		2						
Тема 18. Елементи V-A групи. Азотні та фосфорні добрива	12	8	2		4		2						
Тема 19. Елементи IV-A групи і їх сполуки	13	6	2		4								
Тема 20. Елементи III-A групи і їх сполуки	13	8	2		4		2						
Разом за змістовим модулем 4	10-13	38	10		22		6						
Змістовий модуль 5. Хімія елементів головних підгруп I-II груп і d-елементів побічних підгруп													
Тема 21. Біогенні елементи II-A і I-A груп: лужні і лужноземельні метали	14	8	2		4		2						
Тема 22-23. Загальна характеристика d-елементів. Хімія елементів побічних підгруп на прикладі перехідних біогенних металів-мікроелементів та токсичних металів	15	12	4		6		2						
Разом за змістовим модулем 5	14-15	20	6		10		4						
Усього годин	1-15	150	46		76		28						
Навчальна практика з загальної та неорганічної хімії					30								
Усього годин	1-16	180	46		106		28						

5. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Загальні правила роботи в хімічній лабораторії. Техніка лабораторних робіт. Контрольна робота зрізу знань.	2
2	Повторення принципів номенклатури неорганічних сполук та їх класифікації. Вивчення хімічних властивостей різних типів сполук	4
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	6
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	10
8	Правила складання формул координаційних сполук та рівнянь з їх участю. Вивчення їх властивостей Модульна контрольна робота «Хімічні реакції і процеси»	6
9	Вивчення хімічних властивостей сполук фтору, хлору та йоду	6
10	Вивчення хімічних властивостей сполук кисню та сірки	4
11	Вивчення хімічних властивостей сполук азоту та фосфору	4
12	Вивчення хімічних властивостей сполук вуглецю, кремнію, олова і свинцю	4
13	Вивчення хімічних властивостей сполук бору і алюмінію	4
14	Вивчення хімічних властивостей сполук лужних і лужноземельних метали магнію, кальцію, стронцію, барію, натрію, калію, літію	4
15	Вивчення хімічних властивостей сполук d-металів міді і цинку, хрому, молібдену і марганцю, заліза, кобальту і нікелю	6
	Разом	76

6. Самостійна робота

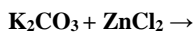
№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Застосування законів хімічної стехіометрії	2
2	Атомістична теорія	2
3	Будова речовини в конденсованому стані	2
4	Швидкість хімічних реакцій і хімічна рівновага	4
5	Розчини і їх концентрація	2
6	Внутрішньо молекулярний гідроліз	2
7	Окисно-відновні потенціали. Стандартні електродні потенціали металів. Гальванічні елементи. Напрямок окисно-відновних реакцій. Електроліз як окисно-відновний процес. Корозія металів як окисно-відновний процес.	2
8	Ізомерія комплексних сполук. Стан комплексних сполук у розчині	2
9	Вода, як джерело життя і будівельний матеріал створення живої матерії. Особливості біологічної дії і хімії селену та його сполук	2
10	Мишьяк, сурма і вісмут, як аналоги фосфору	2
11	Ціаніди, ціанати і тіоціанати, їх біологічна дія. Сполуки кремнію у біосфері. Боріди і борани, поліборати. Алюмінати і алюмосилікати.	2
12	Стронцій і барій, як аналоги кальцію. Їх роль в живій природі. Літій, рубідій і цезій та їх сполуки у рослинному та тваринному метаболізмі	2
13	Геохімічні та біогеохімічні цикли міді, цинку, марганцю, як мікроелементів. Кадмій і ртуть та їх сполуки як токсичні біоелементи. Ванадій, як біоелемент і його сполуки	2
	Разом	28

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

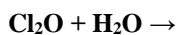
1. Вкажіть, які елементи необхідні для нормальної життєдіяльності організмів.

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?



(у бланку відповідей написати рівняння реакції)

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:

$\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	<i>(у бланку відповідей написати три реакції)</i>
--	---

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:

$\text{HI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$	<i>(у бланку відповідей урівняти окиснювально-відновне рівняння)</i>
--	--

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

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

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.

<i>(у бланку відповідей написати рівняння реакцій)</i>
--

12. Зробити перетворення: $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}$.

<i>(у бланку відповідей скласти відповідні рівняння реакцій)</i>
--

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

$\dots + 2\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$	<i>(у бланку відповідей подати формулу сполуки і координаційне число)</i>
--	---

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	А. NaHCO_3
2. Основна сіль	Б. CaCO_3
3. Середня сіль	В. $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$
	Г. Na_2SO_3

16. Закінчити рівняння реакцій:

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	<i>(у бланку відповідей написати рівняння реакцій)</i>
$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	

17. Який ряд містить тільки аніони?

1	CH_3COO^- , NH_4^+
2	Na^+ , Fe^{2+}
3	Ca^{2+} , PO_4^{3-}
4	NO_2^- , F^-

18. Яка пара сполук є сильними електролітами?

1.	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, KCl
2.	BaSO_4 , NaOH
3.	$\text{Cu}(\text{OH})_2$, NaCl
4.	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, CaSO_4

19. При гідролізі якої солі розчин має $\text{pH} < 7$?

1.	BaF_2
2.	ZnCl_2
3.	Na_2S
4.	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

20. Оксиди яких металів мають амфотерні властивості?

1	Na_2O
2	CaO
3	ZnO
4	MnO_2

21. Які сполуки серед наведених реагують між собою H_2O , PbO , SO_2 , Na_2O ?

(у бланку відповіді впишіть рівняння реакцій)

22. Яка пара оксидів є кислотними ?

1	N_2O , NO_2
2	N_2O_5 , N_2O_3
3	N_2O , NO
4	NO , N_2O_3

23. Який найвищий ступінь окиснення проявляє хром у сполуках?

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

24. Вкажіть назву сполуки KHSO_4

(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

$\text{PbO} + \text{HCl} \rightarrow$	<i>(у бланку відповідей написати рівняння реакції)</i>
$\text{PbO} + \text{NaOH} \rightarrow$	

27. У схемі реакції $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ 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.	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
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

Тести до перевірки 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_r повітря = 29)

1	Озон
2	Аміак
3	Хлор
4	Сірководень

6. Визначити еквівалент H_3PO_4 (M_r 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 уявленнями 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: $I_2 + NaOH \rightarrow NaI + NaIO_3 + H_2O$

1	18
2	11
3	36
4	9

35. До окислювально-відновної реакції розрахувати коефіцієнти і вказати їх суму: $Cr_2O_3 + KNO_3 + K_2CO_3 \rightarrow K_2CrO_4 + KNO_2 + CO_2$

1	22
2	11
3	12
4	13

36. До окислювально-відновної реакції розрахувати коефіцієнти і вказати їх суму: $KMnO_4 \rightarrow MnO_2 + O_2 + H_2O$

1	24
2	11
3	12
4	13

37. До окислювально-відновної реакції розрахувати коефіцієнти і вказати їх суму: $As_2S_3 + HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$

1	70
2	48
3	24
4	6

Тема 9. Комплексні сполуки

38. Вказати число лігандів в сполуці: $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl \cdot 2H_2O$

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

ХІМІЯ ГАЛОГЕНІВ ТА ЇХ СПОЛУК

- Скласти електронну формулу фтору. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня фтору передбачити його можливі ступені окислення у сполуках і навести відповідні формули його кисневих та водневих сполук.
- Скласти рівняння окисно-відновних реакцій одержання і перетворення галогенів та їх сполук (схеми перерозподілу електронів, електронний баланс), підібрати і розставити коефіцієнти:
 - $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
 - $\text{P} + \text{F}_2 \rightarrow \dots$
 - $\text{Mg} + \text{I}_2 \rightarrow \dots$
 - $\text{KOH} + \text{ClO}_2 \rightarrow \dots$
 - $\text{HClO} \rightleftharpoons$ (розкладання)
- Скласти електронну формулу хлору. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня хлору передбачити його можливі ступені окислення у сполуках і навести відповідні формули його кисневих та водневих сполук.
- Скласти рівняння окисно-відновних реакцій одержання і перетворення галогенів та їх сполук (схеми перерозподілу електронів, електронний баланс), підібрати і розставити коефіцієнти:
 - $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
 - $\text{Al} + \text{F}_2 \rightarrow \dots$
 - $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - $\text{KOH} + \text{ClO}_3 \rightarrow \dots$
 - $\text{HBrO} \rightleftharpoons$ (диспропорціонування)

ХІМІЯ КИСНЮ І ХАЛЬКОГЕНІВ ТА ЇХ СПОЛУК

- Скласти електронну формулу **кисню**. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня кисню передбачити його можливі ступені окислення у сполуках і навести відповідні формули його сполук.
- Скласти рівняння реакцій одержання і перетворення кисню і халькогенів та їх сполук (до *ОВР* скласти схеми перерозподілу електронів, електронний баланс), підібрати і розставити коефіцієнти:
 - $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{\geq 200^\circ \text{C}} \dots$
 - $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$

- 3) $S + NaOH \xrightarrow{t} \dots$
 - 4) $SO_2 + H_2O \rightleftharpoons \dots$
 - 5) $2Se + F_2 \rightarrow \dots$
 - 6) $KOH + SeO_2 \rightarrow \dots$
 - 7) $2KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightleftharpoons \dots$
 - 8) $VaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$
3. Скласти електронну формулу **сірки**. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня сірки передбачити її можливі степені окислення у сполуках і навести відповідні формули її кисневих та водневих сполук.
 4. Скласти рівняння реакцій одержання і перетворення кисню і халькогенів та їх сполук (*до ОВР скласти схеми перерозподілу електронів, електронний баланс*), підібрати і розставити коефіцієнти:
 - 1) $MnO_2 \xrightarrow{T} \dots$
 - 2) $Al + Se \rightarrow \dots$
 - 3) $H_2SO_4 \text{ (конц.)} + Cu \rightarrow \dots$
 - 4) $KOH + SO_3 \rightarrow \dots$
 - 5) $H_2S + O_2 \rightarrow \dots$
 - 6) $2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow \dots$
 - 7) $SeO_2 + H_2O \rightarrow \dots$
 - 8) $2Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow \dots$

ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ V-A ГРУПИ ТА ЇХ СПОЛУК

1. Скласти електронну формулу **азоту**. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня азоту передбачити його можливі степені окислення у сполуках і навести відповідні формули його сполук.
2. Скласти рівняння реакцій одержання і перетворення елементів V-A групи та їх сполук (*до ОВР скласти схеми перерозподілу електронів, електронний баланс*), підібрати і розставити коефіцієнти:
 - 1) $NH_4NO_2 \xrightarrow{t} \dots$
 - 2) $P_2O_5 + H_2O \rightarrow \dots$
 - 3) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons \dots$
 - 4) $Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 \xrightarrow{1500^0 C} \dots$
 - 5) $H_3AsO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow \dots$
 - 6) $Fe + HNO_3 \text{ (розв.)} \rightarrow \dots$
 - 7) $HNO_2 + HClO_3 \rightarrow \dots$
 - 8) $Ca + P \rightarrow \dots$
3. Скласти електронну формулу **фосфору**. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня фосфору передбачити його можливі степені окислення у сполуках і навести відповідні формули його сполук.
4. Скласти рівняння реакцій одержання і перетворення елементів V-A групи та їх сполук (*до ОВР скласти схеми перерозподілу електронів, електронний баланс*), підібрати і розставити коефіцієнти:
 - 1) $NH_3 + CuO \rightleftharpoons \dots$
 - 2) $P_2O_5 + CaO \rightarrow \dots$
 - 3) $NH_3 + O_2 \rightarrow \dots$
 - 4) $Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 \xrightarrow{1500^0 C} \dots$
 - 5) $As_2O_5 + NaOH \rightarrow \dots$
 - 6) $Cu + HNO_3 \text{ (розв.)} \rightarrow \dots$
 - 7) $NO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow \dots$
 - 8) $P + Cl_2 \rightarrow \dots$

ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ IV-A ГРУПИ ТА ЇХ СПОЛУК

1. Скласти електронну формулу **вуглецю**. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня **вуглецю** передбачити його можливі степені окислення у сполуках і навести відповідні формули водневих і кисневих сполук.
2. Скласти рівняння реакцій одержання і перетворення елементів IV-A групи та їх сполук (до *ОВР* скласти схеми перерозподілу електронів, електронний баланс), підібрати і розставити коефіцієнти:
 - 1) $\text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \dots$
 - 2) $\text{Si} + \text{F}_2 \rightarrow \dots$
 - 3) $\text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightleftharpoons \dots$
 - 4) $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
 - 5) $\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \dots$
 - 6) $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \dots$
 - 7) $\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow \dots$
 - 8) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
3. Скласти електронну формулу **кремнію**. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня **кремнію** передбачити його можливі степені окислення у сполуках і навести відповідні формули водневих і кисневих сполук.
4. Скласти рівняння реакцій одержання і перетворення елементів IV-A групи та їх сполук (до *ОВР* скласти схеми перерозподілу електронів, електронний баланс), підібрати і розставити коефіцієнти:
 - 1) $\text{CaO} + \text{C} \rightarrow \dots$
 - 2) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \dots$
 - 3) $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \dots$
 - 4) $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - 5) $\text{Sn} + \text{HCl} \rightleftharpoons \dots$
 - 6) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} \rightleftharpoons \dots$
 - 7) $\text{Sn} + \text{HNO}_{3(\text{розв.})} \rightleftharpoons \dots$
 - 8) $\text{Pb} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$

ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ III-A ГРУПИ ТА ЇХ СПОЛУК

1. Скласти електронну формулу **бору**. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня **бору** передбачити його можливі степені окислення у сполуках і навести відповідні формули водневих і кисневих сполук.
2. Скласти рівняння реакцій одержання і перетворення елементів III-A групи та їх сполук (до *ОВР* скласти схеми перерозподілу електронів, електронний баланс), підібрати і розставити коефіцієнти:
 - 1) $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{Mg} \rightarrow \dots$
 - 2) $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{CoO} \rightarrow \dots$
 - 3) $\text{Al} + \text{N}_2 \xrightarrow{800^\circ\text{C}} \dots$
 - 4) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \dots$
 - 5) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 - 6) $\text{AlF}_3 + \text{NaF} \rightarrow \dots$
 - 7) $\text{B} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow \dots$
 - 8) $\text{B} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \dots$
3. Скласти електронну формулу **алюмінію**. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня **алюмінію** передбачити його можливі степені окислення у сполуках і навести відповідні формули водневих і кисневих сполук.

4. Скласти рівняння реакцій одержання і перетворення елементів III-A групи та їх сполук (до ОВР скласти схеми перерозподілу електронів, електронний баланс), підібрати і розставити коефіцієнти:
- 1) $\text{BCl}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \dots$
 - 2) $\text{BCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - 3) $\text{Al} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \dots$
 - 4) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \dots$
 - 5) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \dots$
 - 6) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots$
 - 7) $\text{Tl} + \text{HCl} \rightleftharpoons \dots$
 - 8) $\text{B}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \dots$

ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ I-A І II-A ГРУП ТА ЇХ СПОЛУК

1. Скласти електронну формулу **літію**. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня **літію** передбачити його можливі степені окислення у сполуках і навести відповідні формули водневих і кисневих сполук.
2. Скласти рівняння реакцій одержання і перетворення елементів I-A і II-A групи та їх сполук (до ОВР скласти схеми перерозподілу електронів, електронний баланс), підібрати і розставити коефіцієнти:
 - 1) $\text{MgO} + \text{C} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \dots$
 - 2) $\text{Be} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (розв.)} \rightarrow \dots$
 - 3) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - 4) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \dots$
 - 5) $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$
 - 6) $\text{SrH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - 7) $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow \dots$
 - 8) $\text{KOH} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \dots$
3. Скласти електронну формулу **калію**. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня **калію** передбачити його можливі степені окислення у сполуках і навести відповідні формули водневих і кисневих сполук.
4. Скласти рівняння реакцій одержання і перетворення елементів I-A і II-A групи та їх сполук (до ОВР скласти схеми перерозподілу електронів, електронний баланс), підібрати і розставити коефіцієнти:
 - 1) $\text{Ba} + \text{H}_2 \rightarrow \dots$
 - 2) $\text{K}_2\text{O} + \text{NO}_2 \rightarrow \dots$
 - 3) $\text{SrO} + \text{Al} \rightleftharpoons \dots$
 - 4) $\text{BeO} + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \dots$
 - 5) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightleftharpoons \dots$
 - 6) $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots$
 - 7) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightleftharpoons \dots$
 - 8) $\text{NaOH} + \text{S} \rightarrow \dots$

ХІМІЯ d-ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК

1. Скласти електронну формулу **марганцю**. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня **марганцю** передбачити його можливі степені окислення у сполуках і навести відповідні формули водневих і кисневих сполук.
2. Скласти рівняння реакцій одержання і перетворення d-елементів та їх сполук (до ОВР скласти схеми перерозподілу електронів, електронний баланс), підібрати і розставити коефіцієнти:
 - 1) $\text{Mn} + \text{C} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \dots$

- 2) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{розв.}) \rightarrow \dots$
 - 3) $\text{CdCO}_3 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \dots$
 - 4) $\text{V}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \dots$
 - 5) $\text{NaOH} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \dots$
 - 6) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - 7) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \dots$
 - 8) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - 9) $\text{CuOH} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \dots$
3. Скласти електронну формулу **цинку**. На основі електронно-графічної формули зовнішнього енергетичного рівня **цинку** передбачити його можливі степені окислення у сполуках і навести відповідні формули водневих і кисневих сполук.
 4. Скласти рівняння реакцій одержання і перетворення d-елементів та їх сполук (до *ОВР* скласти схеми перерозподілу електронів, електронний баланс), підібрати і розставити коефіцієнти:
 - 1) $\text{Zn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
 - 3) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \dots$
 - 4) $\text{HgO} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \dots$
 - 5) $\text{V} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \dots$
 - 6) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \dots$
 - 7) $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots$
 - 8) $\text{KI} + \text{HgI}_2 \rightarrow \dots$
 - 9) $\text{AgCl} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \dots$

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.

При вивченні дисципліни застосовують три методи навчання: словесні, наочні, практичні.

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. Кращий ефект дає комбінування електронних лекцій з поясненням на дошці, а також лекція у формі діалогу.

Чільне місце в групі словесних методів посідає метод роботи з книгою та електронними навчальними ресурсами. 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, електронна форма навчального матеріалу з його демонстрацією на екран;
- ілюстрація – метод навчання, який передбачає показ предметів і процесів у їх символічному зображенні (фотографії, малюнки, схеми, графіки та ін.).

Практичні методи навчання (лабораторні роботи) 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 та на лабораторних заняттях, у тому числі у позанавчальний час, на консультаціях, заліках і іспитах.

I. Контроль на лекції може проводитись як вибіркоче усне опитування у формі діалогу в процесі читання лекції за раніше викладеним матеріалом, особливо за розділами курсу, які необхідні для розуміння теми лекції, що читається, або ж для встановлення ступеня засвоєння матеріалу прочитаної лекції.

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 займає багато часу.

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

1. Письмова (до 30 хв.) контрольна робота.

2. Колоквіум, модульні контрольні роботи по розділах теоретичного курсу для самостійного вивчення (рекомендовано у поза навчальний час за технологіями eLearn).

3. 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 – 45 годин, лабораторних занять – 75 годин, самостійної роботи - 28 години та індивідуальної роботи у формі навчальної практики – 30 годин, що в сумі становить 178 годин (6 кредитів ECTS), які охоплюють 5 змістові модулі вивчення дисципліни. Після вивчення дисципліни заплановано іспит. Тривалість навчального семестру – 15 тижнів.

Розподіл балів модульно-рейтингового навчання студентів

Поточний контроль		Рейтинг з додаткової роботи R _{др}	Рейтинг з навчальної роботи R _{нр}	Рейтинг штрафний R _{штр}	Підсумкова атестація (екзамен чи залік)	Загальна кількість балів
номер модулю	рейтинг					
1	0-100					
2	0-100					
3	0-100					

4	0-100					
5	0-100					
Навчальна робота		0-10	0-70	0-5	0-30	0-100
6 (навчальна практика)	0-100	0-10	0-70	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 $R_{НР}$ стосовно вивчення певної дисципліни визначається за формулою

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

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;

$R_{ДР}$ – 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

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

Навчальне навантаження студента для їх вивчення та засвоєння складає:

1-й модуль (R_1) – 1 кредит (K_1)

2-й модуль (R_2) – 1 кредит (K_2)

3-й модуль (R_3) – 1 кредит (K_3)

4-й модуль (R_4) – 1 кредит (K_4)

5-й модуль (R_5) – 1 кредит (K_5)

Критерії оцінки змістових модулів:

R_1 складається з 4-х тематичних лабораторних робіт, самостійної та 5 контрольних робіт, у тому числі і модульної контрольної роботи №1. Виконання практичних робіт оцінюються від 0 до 10 балів, самостійна робота оцінюється 10 балами, контрольні роботи від 0 до 15 балів, модульна контрольна робота – 20 балів, коли максимальна сума балів складає 100.

R_2 складається з 2 тематичних лабораторних робіт, самостійної та 3 контрольних робіт, у тому числі і модульної контрольної роботи №2. Виконання практичних робіт оцінюються від 0 до 10 балів кожна, самостійна робота 10 балами, контрольні роботи від 0 до 20 балів та модульна контрольна робота – 30 балів з максимальною сумою за модулем №2 - 100 балів.

R₃ складається з 2 тематичних комплексних лабораторних робіт, самостійної та 4 контрольних робіт у тому числі і модульної контрольної роботи №3. Виконання практичних робіт оцінюються від 0 до 15 балів кожна, самостійна робота 10 балами, контрольні роботи від 0 до 15 балів кожна та модульна контрольна робота – 15 балів з максимальною сумою за модулем №2 - 100 балів.

R₄ складається з 5 тематичних лабораторних робіт, самостійної та 6 контрольних робіт, у тому числі і модульної контрольної роботи №4. Виконання практичних робіт оцінюються від 0 до 5 балів, самостійна робота оцінюється 10 балами, контрольні роботи від 0 до 10 балів кожна, модульна контрольна робота – 15 балів, коли максимальна сума балів складає 100.

R₅ складається з 2 тематичних комплексних лабораторних робіт, самостійної та 3 контрольних робіт у тому числі і модульної контрольної роботи №5. Виконання практичних робіт оцінюються від 0 до 10 балів кожна, самостійна робота 10 балами, контрольні роботи від 0 до 20 балів кожна та модульна контрольна робота – 30 балів з максимальною сумою за модулем №5 - 100 балів.

Рейтинг з додаткової роботи R_{др} додається до **R_{нр}** і може складати 10 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.

За повного виконання плану лабораторних занять рейтинг з навчальної роботи може складати: **R_{нр} = R₁ + R₂ + R₃ + R₄ + R₅ + R_{др} = 500 балів.**

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.

Для допуску до атестації студенту необхідно набрати з навчальної роботи не менше 60% за змістовними модулями, тобто не менше 60 балів від загального показника **R_{нр}**, що в загальній оцінці дисципліни у перерахунку на 100 бальну шкалу складає 42 бали (70% **R_{нр}** і 30% **R_{ат}**).

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

$$R_{дис.} = R_{нр.} + R_{ат}$$

Розподіл балів, які отримують студенти. Оцінювання знань студента відбувається за 100-бальною шкалою і переводиться в національні оцінки згідно з табл. 1 «Положення про екзамен та заліки у НУБіП України» (наказ про уведення в дію від 27.12.2019 р. № 1371).

Таблиця 1

Рейтинг студента, бали	Оцінка національна за результатами складання	
	екзаменів	заліків
90 -100	Відмінно	Зараховано
74 – 89	Добре	
60 – 73	Задовільно	
0 – 59	Незадовільно	Не зараховано

6-й модуль (**R₆**) – 1 кредит (**K₆**) оцінюється окремо за 100 бальною шкалою для заліку за виконання навчальної практики з загальної та неорганічної хімії.

Друковані та Інтернет джерела

11. Методичне забезпечення

1. Лабораторний практикум з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія». Ч. I «Загальна хімія» / В.А. Копілевич, Н.М. Прокопчук, Т.І. Ущапівська. – К.: ДДП «Експо-Друк», 2016. – 136 с.

2. Загальна і неорганічна хімія: навчальний посібник для студентів спеціальності – 162 «Біотехнології та біоінженерія» / В.А. Копілевич, Н.М. Прокопчук, Т.І. Ущапівська, – К.: НУБіП, 2020. – 262 с.

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

4. Робочий зошит для лабораторних та самостійних робіт з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» для студентів спеціальності – 162 «Біотехнології та біоінженерія» / В.А. Копілевич, Т.І. Ущапівська, Н.М. Прокопчук – К.: ДДП «Експо-Друк», 2016. – 66 с.

12. Рекомендовані підручники та навчальні посібники

Основні

1. Копілевич В.А. Загальна хімія. Вибрані розділи курсу для навчання за напрямом «Біотехнологія». – К.: НУБіП, 2015. – 276 с.

2. Копілевич В.А. Неорганічна хімія. Вибрані розділи курсу для навчання за спеціальністю «Біотехнології та біоінженерія». – К.: НУБіП, 2016. – 368 с.

Допоміжні

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

2. 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. ЕНК «Загальна і неорганічна хімія» /В. А. Копілевич - *Режим доступу:* <http://elearn.nubip.edu.ua/course/view.php?id=1171>

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

5. [Загальна та неорганічна хімія /Є.Я. Левітін, А.М. Бризичька, Р.Г. Ключев. – Режим доступу: studentus.net/book/47-zagalna-ta-neorganichna-ximiya.html](http://studentus.net/book/47-zagalna-ta-neorganichna-ximiya.html)