

Національний університет біоресурсів і природокористування України

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

“ЗАТВЕРДЖУЮ”
Декан факультету

Доц. д.с-г. н Коломієць Ю.В.

“ _____ ” _____ 2020 р.

РОЗГЛЯНУТО І СХВАЛЕНО

На засіданні кафедри аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

Протокол № _____ від _____ 2020 р.

Завідувач кафедри
проф. Копілевич В.А.

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

(назва навчальної дисципліни)

спеціальність 202 – «Захист і карантин рослин»
(шифр і назва спеціальності)

спеціалізація _____
(назва спеціалізації)

Факультет Захисту рослин, біотехнологій та екології
(назва факультету)

Розробник: доц., к.х.н. Панчук Т.К.

Київ – 2020 р.

Робоча програма НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ
(назва навчальної дисципліни)
для студентів спеціальності 202 – «Захист рослин, біотехнологій та екології»

Розробник: Панчук Т.К., доц.
(вказати авторів, їхні посади, наукові ступені та вчені звання)

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

Протокол від _____ 2020 р. № _____

Завідувач кафедри аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води ,

(підпис) (Копілевич В.А.)
(прізвище та ініціали)
_____ 2020 р.

Схвалено вченою радою факультету захисту рослин, біотехнологій та екології.

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

“ _____ ” _____ 2020 р. Голова _____ (_____)
(підпис) (прізвище та ініціали)

1. Опис навчальної дисципліни
НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

Галузь знань, напрям підготовки, спеціальність, освітньо-кваліфікаційний рівень		
Галузь знань	Аграрні науки та продовольство	
Спеціальність	202 – «Захист і карантин рослин»	
Освітньо-кваліфікаційний рівень	Бакалавр	
Характеристика навчальної дисципліни		
Вид	Обов'язкова	
Загальна кількість годин	135 год	
Кількість кредитів ECTS	4,5	
Кількість змістових модулів	6,0	
Курсовий проект (робота) <small>(якщо є в робочому навчальному плані)</small>	немає	
Форма контролю	Іспит	
Показники навчальної дисципліни для денної та заочної форм навчання		
	денна форма навчання	заочна форма навчання
Рік підготовки	1	<u>1</u>
Семестр	1	<u>1</u>
Лекційні заняття	45 год.	<u>6</u> год.
Практичні, семінарські заняття	_____ год.	_____ год.
Лабораторні заняття	60 год.	<u>8</u> год.
Самостійна робота	30 год.	<u>156</u> год.
Індивідуальні завдання	_____ год.	_____ год.
Кількість тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних самостійної роботи студента	7 год. 2 год.	

2. Мета і завдання навчальної дисципліни

Дисципліна «Неорганічна та аналітична хімія» належить до базових загальноосвітніх предметів і забезпечує формування фундаменту знань та практичних навичок спеціаліста в агрономічній галузі, необхідних для вивчення професійно орієнтованих та спеціальних дисциплін.

Мета: вивчення курсу неорганічної та аналітичної 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, формуванні теоретичного та практичного рівня студентів, необхідного для освоєння спеціальних предметів, де використовується хімічний аналіз природних та штучних об'єктів.

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);
 - формування теоретичних та лабораторних уявлень для організації та проведення лабораторного хімічного експерименту;
 - в лабораторному практикумі студент повинен набути навички виконання головних аналітичних операцій;
 - контроль знань та умінь проводиться у формі здачі студентами результатів виконання лабораторних робіт, теоретичних колоквиумів та контрольних робіт, складання іспиту;
 - викладання дисципліни організовано за модульно-рейтинговим принципом, що робить більш об'єктивними та впорядкованими критерії оцінки знань студентів.

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;
- принципи аналітичної класифікації катіонів і аніонів;

- розрізняти методи кількісного та якісного аналізу;
- основні правила роботи та техніку безпеки при перебуванні в хімічній лабораторії;
- основні методи якісного аналізу;
- основні методи кількісного аналізу.

вміти:

користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з неорганічної та аналітичної 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, проводити лабораторні дослідження, керуючись затвердженими методиками; вміти розпізнавати якісні реакції на ті чи інші катіони і аніони; вміти застосовувати вивчені методи при аналізі невідомих речовин; подавати отримані результати у формі звіту, протоколу тощо.

3. Програма та 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. Вступ. Предмет і задачі неорганічної хімії. Основні стехіометричні закони. Роль хімії в сільсько-господарському виробництві	1	11	2		6		2	2	2					20
Тема 2. Будова атомів хімічних елементів. Електронні формули	2	7	2		2		1							
Тема 3. Періодичний закон та періодична система Д.І. Менделєєва. Періодичність зміни будови і властивостей елементів та їх сполук	2	6	2		1		1	2			2			
Тема 4. Хімічний зв'язок і будова молекул	3	6	2		1		1							
Разом за змістовим мод. 1	1-3	23	8		10		5	24	2		2		20	
Змістовий модуль 2. Розчини. Властивості розчинів. Елементи хімічної кінетики. Рівновага в розчинах електролітів														
Тема 1. Хімічна кінетика і рівновага	4	4	2				1							10
Тема 2. Розчини та їх властивості	5	6	2		2		1		2					
Тема 3. Розчини електролітів та їх дисоціація	5	11	4		4		1				2			
Тема 4. Протолітичні процеси (гідроліз солей).	6	9	2		4		2							
Разом за змістовим мод. 2	4-6	25	10		10		5	14	2		2		10	
Змістовий модуль 3. Основні типи хімічних реакцій, в тому числі зі зміною ступеня окислення елементів.														
Тема 1. Окисно-відновні реакції (ОВР).	7	11	2		4		3				2		10	

Тема 2. Комплексні (координаційні) сполуки	8	9	2		2		2						
Разом за змістовим мод. 3	7-8	15	4		6		5	12			2		10
Змістовий модуль 4. «Хімія елементів головних та побічних підгруп на прикладі основних біогенних елементів»													
Тема 1. Елементи VII-A групи. Галогени.	9	7	2		2		1						18
Тема 2. Елементи VI-A групи. Халькогени.	9	7	2		2		2						
Тема 3. Елементи V-A групи. Пніктогени. Нітратна та фосфатна кислоти, фосфорні добрива	10	7	2		2		1						
Тема 4. Хімія сполук найважливіших біогенних металів. Загальні властивості біогенних металів. Їх властивості та застосування в с.г. як елементів життя	10	7	2		2		1						
Разом за змістовим мод. 4	9-10	21	8		8		5	18					18
Змістовий модуль 5. Аналітична хімія. Якісний аналіз													
Тема 1. Предмет, завдання і методи якісного аналізу. Класифікація катіонів. Системи якісного аналізу катіонів: кислотно-лужна, сульфідна, аміачно-фосфатна. Аналіз катіонів за аміачно-фосфатною схемою. Перша аналітична група катіонів: NH_4^+ , Na^+ , K^+ . III аналітична група катіонів: Zn^{2+} , Cu^{2+} . IV аналітична група катіонів: Pb^{2+}	11	9	2		4		2				2		28
Тема 2. II аналітична група катіонів. Якісні реакції визначення та методи розділення катіонів 2-ї групи:	11	8	2		4		1						

Mg ²⁺ , Ca ²⁺ , Ba ²⁺ , Sr ²⁺ , Mn ²⁺ , Fe ²⁺ , Fe ³⁺ , Al ³⁺ . Систематичний хід аналізу суміші катионів.													
Тема 3. Класифікація аніонів за розчинністю солей Барію та Аргентуму. Аніони. Їх класифікація. Якісні реакції визначення аніонів: 1) SO ₄ ²⁻ , SO ₃ ²⁻ , CO ₃ ²⁻ , PO ₄ ³⁻ , 2) Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻ , 3) NO ₂ ⁻ , NO ₃ ⁻ , CH ₃ COO ⁻ .	12	7	2		2		1						
Тема 4. Аналіз солей. Систематичний аналіз солі невідомого складу. Два експериментальних контрольних завдання на аналіз хімічних сполук (розчинні у воді солі).	12	8	2		4		1						
Разом за змістовим мод. 5	11-12	27	8		14		5	30				2	28
Змістовий модуль 6. «Кількісний аналіз. Основні методи кількісного визначення вмісту компонентів у речовинах»													
Тема 1. Основні поняття кількісного аналізу. Способи та одиниці виразу концентрації реагентів. Техніка роботи у кількісному аналізі. Гравіметричний метод аналізу. Особливості розрахунків у методі гравіметрії	13	12	2		2		2						10
Тема 2. Основні теоретичні положення титриметрії та методу кисотно-основного титрування (методу нейтралізації).	13	10	2		4		2						40
Тема 3. Методи окисно-відновного	14	8	1		4		1						10

титрування (редоксиметрія). Метод перманганатометрії. Метод йодометрії.												
Тема 4. Методи комплексонометрії в хімічному аналізі.	15	6	1		2		1					10
Тема 5. Аналітична хімія в захисті рослин.	15	4	1				1					
Разом за змістовим модулем 6	13-15	24	7		10		7	70				70
Усього годин		135	45		60		75	168	4		8	156

Змістовий модуль 1. «Основні поняття і закони хімії».

Тема лекційного заняття 1. Вступ. Предмет і задачі неорганічної хімії. Основні стехіометричні закони. Роль хімії в сільсько-господарському виробництві.

В лекції розкриті задачі і об'єкти вивчення предмету хімія, особливості і відмінності хімічних явищ, типи хімічних реакцій (на прикладах). Перелічені галузі народного господарства із застосуванням досягнень хімії. Відмічені екологічні аспекти. Перелічені масові кларки елементів (відносний вміст елементів в земній корі, %). Розкрита суть стехіометричних законів хімії (збереження маси і енергії, сталості складу речовини, кратних відношень, еквівалентів, об'ємних співвідношень, Авогадро (I, II слідство)).

Тема лекційного заняття 2. Будова атомів хімічних елементів. Електронні формули.

Розглянуто еволюцію відкриття будови атому, проаналізовані найважливіші відкриття, розглянуті моделі атому Томсона, Резерфорда, Бора і відмічені особливості і недоліки запропонованих моделей.

Обґрунтовані сучасні уявлення про будову атома, характеристики атому, різновиди атому (ізотопи, ізобари, ізотони), дана характеристика орбіта лі, фізичний зміст квантових чисел. Розглянуті особливості і принцип заповнення орбіталей електронами в елементах головних і побічних підгруп.

Тема лекційного заняття 3. Періодичний закон та періодична система Д.І. Менделєєва

Розглянута спроба і принцип класифікації елементів (Лаву аз'є, Берцеліус, тріади Деберейнера, октави Н'юлендсе, періодична система Менделєєва), відмічено, що лежить в основі класифікацій елементів, сформульовані основні положення періодичного закону за Менделєєвим; сучасне формулювання. Розглянута особливість структури періодичної системи і відзначена періодична зміна властивостей (на прикладах) для хімічних елементів головних і побічних підгруп.

Тема лекційного заняття 4. Хімічний зв'язок та будова молекул.

Розглянуті особливості і закономірності утворення хімічного зв'язку між елементами як зменшення енергії системи в цілому. Визначені способи утворення іонного зв'язку і його суть і відмічена особливість утворення іонної речовини, що супроводжується екзотермічним ефектом. Дано поняття ступеня іонності хімічного зв'язку з позицій методу валентних зв'язків і методу молекулярних орбіталей. Виділені характерні типи ковалентного зв'язку (полярність, насиченість, спрямованість, поляризованість). Розглянута особливість утворення інших хімічних зв'язків (координаційного, водневого, металічного).

Змістовий модуль 2. «Розчини. Властивості розчинів. Елементи хімічної кінетики. Рівновага в розчинах електролітів».

Тема лекційного заняття 1. Хімічна кінетика та хімічна рівновага.

Розглянуті основні фактори, які впливають на швидкість хімічних реакцій, умови та особливості реакцій, в результаті яких встановлюється хімічна рівновага. Зміщення хімічної рівноваги і принцип Ле-Шательє, особливості рівноваги для гетерогенних систем і значення хімічної рівноваги у промисловості та в природі.

Тема лекційного заняття 2. Розчини та їх властивості

В лекції дані визначення для істинних, колоїдних розчинів та ін. дисперсних систем. Розглянуті якісні та кількісні характеристики розчинів.

Тема лекційного заняття 3. Розчини електролітів та їх дисоціація.

В лекції наведені приклади електролітів. Дані основні положення теорії електролітичної дисоціації, розглянуті правила написання рівнянь реакцій з позицій теорії електролітичної дисоціації.

Тема лекційного заняття 4. Протолітичні процеси (гідроліз солей).

В лекції наведені поняття про іонний добуток води, рН розчину. Розглянуті приклади гідролізу солей за різними типами, дані кількісні характеристики гідролізу – ступінь гідролізу і константа гідролізу, поняття про буферні розчини і наведені їх приклади.

Змістовий модуль 3. «Основні типи хімічних реакцій, в тому числі зі зміною ступеня окиснення елементів».

Тема лекційного заняття 1. Окисно-відновні реакції (ОВР).

В лекції відмічені особливості реакцій, що протікають із зміною ступеня окиснення елементів, розглянута класифікація ОВР, наведені типові окисники і відновники, розглянуті особливості складання окисно-відновних реакцій з продуктами і без продуктів реакцій, дані приклади ОВР в хімічному аналізі, промисловості та в природі.

Тема лекційного заняття 2. Комплексні (координаційні) сполуки.

В лекції представлені загальні поняття про координаційні сполуки, дані основні положення координаційної теорії А. Вернера, розглянуті будова, класифікація та номенклатура комплексних сполук. Відмічені способи утворення і руйнування комплексних сполук, розглянуті реакції дисоціації комплексного іону та написання виразу констант нестійкості і стійкості комплексних сполук.

Змістовий модуль 4. «Хімія елементів головних та побічних підгруп на прикладі основних біогенних елементів».

Тема лекційного заняття 1. Елементи VII-A групи. Галогени

Розглянута загальна характеристика галогенів, їх поширеність у природі та добування. В лекції представлені особливості хімічних властивостей простих речовин та сполук галогенів на прикладі Хлору, а також розглянуто значення і їх застосування.

Тема лекційного заняття 2. Елементи VI-A групи. Халькогени.

Розглянута загальна характеристика халькогенів, їх поширеність у природі та добування. Оксиген і сульфур, їх сполуки, властивості і застосування. Сульфатна кислота, одержання і хімічні властивості. Особливості взаємодії сульфатної кислоти з металами.

Тема лекційного заняття 3. Елементи V-A групи. Пніктогени. Нітратна та фосфатна кислоти, фосфорні добрива.

Розглянута загальна характеристика елементів V-A групи, поширеність у природі та добування простих сполук - азоту (N_2) та фосфору (P). Наведені приклади сполук Нітрогену та Фосфору, їх одержання та хімічні властивості. Розглянуті хімічні властивості нітратної кислоти (концентрованої і розведеної), перелічені нітратні та фосфатні добрива та приведені способи одержання мінеральних добрив, що містять Нітроген та Фосфор.

Тема лекційного заняття 4. Хімія сполук найважливіших біогенних металів. Загальні властивості біогенних металів. Їх властивості та застосування в с.г. як елементів життя.

В лекції розглянуто знаходження біометалів у періодичній системі Д.І.Менделєєва, особливості їх електронної будови та біологічної активності. Дана характеристика фізичних та хімічних властивостей лужних і лужноземельних металів (металів – макроелементів), перехідних металів (мікро – елементів).

Змістовий модуль 5. «Аналітична хімія. Якісний аналіз».

Тема лекції 1: Предмет, завдання і методи якісного аналізу. Класифікація катіонів. Системи якісного аналізу катіонів: кислотно-лужна, сульфідна, аміачно-фосфатна. Аналіз катіонів за аміачно-фосфатною схемою. Перша аналітична група катіонів: NH_4^+ , Na^+ , K^+ . III аналітична група катіонів: Zn^{2+} , Cu^{2+} . IV аналітична група катіонів: Pb^{2+} .

В лекції розкриті задачі і об'єкти вивчення предмету аналітичної хімії, техніка проведення аналітичних операцій, особливості і відмінності аналітичних реакцій, фактори, що впливають на аналітичну реакцію, типи реагентів (групові, селективні, специфічні). розглянуті аналітичні класифікації катіонів - поділ на аналітичні групи при послідовній дії груповими реагентами (сірководнева, кислотно-основна, фосфатно-аміачна), наведені приклади дробного та систематичного аналізу суміші катіонів.

Розглянуті характерні реакції відкриття катіонів I аналітичної групи за аміачно-фосфатною класифікацією - NH_4^+ , Na^+ , K^+ , III аналітичної групи катіонів: Zn^{2+} , Cu^{2+} , IV аналітичної групи катіонів: Pb^{2+} .

Тема лекції 2: II аналітична група катіонів. Якісні реакції визначення та методи розділення катіонів 2-ї групи: Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} . Систематичний хід аналізу суміші катіонів.

В лекції розглянуті аналітичні реакції з груповим реагентом та характерні (якісні) реакції відкриття катіонів II аналітичної групи, особливості відкриття катіонів дробним і систематичним аналізом.

Тема лекції 3. Класифікація аніонів за розчинністю солей Барію та Аргентуму. Аніони. Їх класифікація. Якісні реакції визначення аніонів: 1) SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , 2) Cl^- , Br^- , I^- , 3) NO_2^- , NO_3^- , CH_3COO^- .

Розглянута класифікація аніонів, яка оснований на розчинності солей Ba^{+2} і Ag^+ , складає 3 групи аніонів. Розглянуті особливості дії групового реагенту першої і другої груп на відповідні аніони.

Тема лекції 4. Аналіз солей. Систематичний аналіз солі невідомого складу. Два експериментальних контрольних завдання на аналіз хімічних сполук (розчинні у воді солі).

Розкрита суть задачі систематичного аналізу солі невідомого складу: для чого додержуються загального підходу проведення якісного хімічного аналізу: 1) підготовка речовини до аналізу і відбір середньої проби; 2) попередні дослідження; 3) переведення речовини у розчин; 4) аналіз катіонів (систематичний або дробний); 5) аналіз аніонів (дробний).

Змістовий модуль 6. «Кількісний аналіз. Основні методи кількісного визначення вмісту компонентів у речовинах».

Тема лекції 1. Основні поняття кількісного аналізу. Способи та одиниці виразу концентрації реагентів. Техніка роботи у кількісному аналізі. Гравіметричний метод аналізу. Особливості розрахунків у методі гравіметрії

Розглянути головні типи хімічної рівноваги в гетерогенній і гомогенній системах. В лекції наведені приклади розрахунку вмісту речовини в розчині за різними способами концентрацій: масова (%), молярна, молярна концентрація еквівалентів (нормальність), титр.

Тема лекції 2. Основні теоретичні положення титриметрії та методу кислотно-основного титрування (методу нейтралізації).

В лекції розглянуті основні терміни і положення кількісного титриметричного аналізу, дана класифікація методів титриметричного аналізу і особливості методу нейтралізації. Дано поняття точки еквівалентності, розглянуті способи вибору індикаторів і дані розрахунки в методі нейтралізації.

Тема лекції 3. Методи окисно-відновного титрування (редоксиметрія). Метод перманганатометрії. Метод йодометрії.

В лекції розглянута сутність окиснювально-відновного титрування, криві редоксиметричних титрувань, індикатори, які застосовуються в редоксиметрії, розчини в методі окисно-відновного титрування та можливості застосування редоксиметричних титрувань. Розглянуті характеристики і особливості методу перманганатометрії і йодометрії, розчини, застосування методу перманганатометрії при визначенні заліза в солі Мора та визначення % вмісту міді в сульфаті міді.

Тема лекції 4. Методи комплексонометрії в хімічному аналізі.

В лекції дані загальні положення комплексонометрії (хелатометрії), класифікація комплексонометричних методів, реакції комплексоутворення, які використовують у титриметрії та вимоги до них, способи комплексонометричного титрування, криві титрування та індикатори методу комплексонометрії. Розглянуто застосування комплексонометричних аналізів.

Тема лекції 5. Аналітична хімія в захисті рослин.

В лекції розглянуті положення хімічних засобів для захисту рослин, дана класифікація пестицидів за хімічним складом та коротка історія розвитку хімічного методу захисту рослин.

4. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Змістовий модуль 1. Загальні правила роботи в хімічній лабораторії. Техніка безпеки. Техніка виконання хімічного експерименту напівмікрометодом. Контрольна робота на рівень залишкових знань Принципи номенклатури та класифікації неорганічних сполук.	6
2	Рейтинг-контроль «Класи неорганічних сполук». Будова атомів хімічних елементів. Електронні формули. Правила складання електронних формул елементів, визначення їх можливої валентності та ступенів окиснення. Періодичний закон та періодична система Д.І. Менделєєва. Хімічний зв'язок та будова молекул.	4
3	Рейтинг-контроль «Будова атомів. Хімічний зв'язок та будова молекул». Змістовий модуль 2. Кількісний вміст речовини в розчині. Приклади рішення задач.	2
4	Електролітична дисоціація Вивчення правил складання рівнянь у розчинах електролітів	4
5	Гідроліз солей. Вивчення правил складання рівнянь реакцій гідролізу та визначення рН	4
6	Рейтинг-контроль «Рівняння дисоціації електролітів та гідролізу солей. Задачі на способи вираження концентрацій» Змістовий модуль 3 Правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій Вивчення правил складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Вивчення типів окисно-відновних реакцій	4
7	Рейтинг-контроль «Рішення ОВР з продуктами реакцій». Комплексні (координаційні) сполуки. Правила складання формул координаційних сполук та рівнянь з їх участю. Вивчення їх властивостей	2
8	Змістовий модуль 4. Хімія елементів. Галогени та їх сполуки Оксиген, сульфур та їх сполуки	4
9	Нітроген, фосфор та їх сполуки. Хімічні властивості представників металів (макро- і мікроелементів) головних та побічних підгруп Біогенні метали. Макро- і мікроелементи у складі мінеральних добрив та в засобах хімічного захисту рослин	4
10	Рейтинг-контроль «Рішення ОВР бе з продуктів реакцій». Змістовий модуль 5. Основні теоретичні положення аналітичної хімії. Якісний аналіз 1. Техніка виконання якісних аналітичних реакцій. Класифікація катіонів. I аналітична група катіонів: NH_4^+ , Na^+ , K^+ . III, IV аналітичні групи катіонів. Якісні реакції катіонів: Zn^{2+} , Cu^{2+} , Pb^{+2} .	4
	Рейтинг-контроль «I, III, IV групи катіонів». 2. II аналітична група катіонів. Якісні реакції визначення та методи розділення катіонів 2-ї групи: Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^3 .	4

11	<p>Рейтинг-контроль «II аналітична група катіонів». 3. Аніони. Їх класифікація. Якісні реакції визначення аніонів: 1) SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, 2) Cl^-, Br^-, I^-, 3) NO_2^-, NO_3^-, CH_3COO^-. 4. Аналіз невідомої речовини. Дві експериментальні контрольні задачі на аналіз хімічних сполук (розчинні у воді солі)</p>	6
12	<p>Рейтинг контроль «Аналіз невідомої речовини». Змістовий модуль 6. Кількісний аналіз. 1. Основні методи кількісного визначення вмісту компонентів у речовинах. Техніка роботи у кількісному аналізі: зважування, мірний посуд, фільтрування. Експериментальна контрольна задача на визначення вмісту гігроскопічної води в солі гравіметричним методом.</p>	2
13	<p>2. Об'ємний (титриметричний) аналіз. Розрахунки в об'ємному аналізі. Метод нейтралізації. Приготування робочих розчинів. Експериментальні контрольні задачі по визначенню: - концентрації розчину лугу; - тимчасової твердості води.</p>	4
14	<p>Рейтинг контроль «Способи виразу концентрацій вмісту речовини в розчині». 3. Метод перманганатометрії. Приготування робочих розчинів. Контрольна задача по визначенню нормальності солі Мора. Метод йодометрії. Визначення вмісту міді в розчині сульфату міді.</p>	4
15	<p>Рейтинг контроль «Використання редокс-потенціалів для визначення напрямку ОВР.» 4. Метод комплексонометрії. Контрольні задачі по визначенню: - загальної твердості води; - вмісту кальцію у розчині.</p>	2
	Разом	60

5. Самостійна робота

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Змістовий модуль 1. Основні поняття і закони хімії.	5
	Застосування законів хімічної стехіометрії. Атомістична теорія. Будова речовини в конденсованому стані.	
2	Змістовий модуль 2. Розчини. Властивості розчинів. Елементи хімічної кінетики. Рівновага в розчинах електролітів.	5
	Швидкість хімічних реакцій і хімічна рівновага. Розчини, якісні і кількісні характеристики розчинів. Способи вираження концентрацій, рішення задач.	
3	Змістовий модуль 3. Основні типи хімічних реакцій, в тому числі зі зміною ступеня окислення елементів.	5
	Окисно-відновні потенціали. Стандартні електродні потенціали металів. Гальванічні елементи. Напрямок окисно-відновних реакцій. Способи утворення і руйнування координаційних сполук.	
4	Змістовий модуль 4. Хімія елементів головних та побічних підгруп на прикладі основних біогенних елементів.	5
	Хімічні властивості простих речовин та сполук галогенів на прикладі Хлору. Сульфатна кислота, одержання і хімічні властивості. Особливості взаємодії сульфатної кислоти з металами. Хімічні властивості нітратної кислоти (концентрованої і розведеної), нітратні та фосфатні добрива, способи одержання мінеральних добрив, що містять Нітроген та Фосфор.	
5	Змістовий модуль 5. Аналітична хімія. Якісний аналіз.	5
	Хімічні, фізико-хімічні та фізичні методи аналізу. Макро-, мікро-, напівмікро-, ультрамікроаналіз. Аналіз мокрим і сухим методами. Краплинний та мікрокристало-скопічний аналіз. Підготовка об'єкту до аналізу: пробовідбір і пробопідготовка. Систематичний аналіз солі невідомого складу.	
6	Змістовий модуль 6. «Кількісний аналіз. Основні методи кількісного визначення вмісту компонентів у речовинах».	5
	Хімічна рівновага. Закон діючих мас як теоретична основа аналітичної хімії. Значення хімічної рівноваги в аналізі. Хімічна рівновага в гетерогенних системах. Розчинність та добуток розчинності і їх зв'язок. Вплив різних факторів на розчинення осадів. Розрахунки розчинності осадів.	
	Хімічна рівновага в гомогенних системах. Закон розведення Оствальда. Водневий та гідроксильний показники. Буферні системи і їх використання в аналізі. Основні теоретичні положення титриметрії	
	Разом	30

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

1. Аміак. Характерні реакції: приєднання, заміщення, окислення.
2. Берилій. Амфотерність берилію, його оксиду та гідроксиду. Схожість берилію з алюмінієм (діагональна схожість), її причини.
3. Бор. Загальна характеристика. Оксид бору. Кисневі сполуки бору; солі борних кислот та їх поведінка в водних розчинах. Тетраборат натрію (бура).
4. Буферні розчини. Основні типи буферних систем. Навести приклади. Механізм їх дії.
5. Водневий показник; його розрахунки для розчинів сильних та слабких електролітів (кислот, основ). Оцінка кислотності середовища і її біологічне значення.
6. Галогени як прості речовини. Їх окисно – відновні властивості. Утворення галогеноводнів. Іонні та ковалентні галогеніди. Їх відношення до води та окисників.
7. Реакції виявлення катіонів Na^+ , K^+ .
8. Взаємодія хлору з водою і лугами за різних температур. Солі кисневмісних кислот хлору.
9. Гіпо–, гіпер– та ізотонічні розчини. Наведіть приклади; використання в медицині. Роль осмосу та осмотичного тиску в біологічних системах.
10. Дисоціація води. Константа дисоціації та іонний добуток води. Характеристика рН середовища.
11. Добуток розчинності важкорозчинних електролітів. Умови осадження та розчинення осаду електролітів.
12. Швидкість хімічної реакції. Енергія активації. Залежність енергії активації хімічної реакції від природи реагуючих речовин та механізму перебігу реакції.
13. Загальна характеристика VIII A підгрупи.
14. Загальна характеристика Гідрогену. Місце Гідрогену в періодичній системі. Реакції водню з киснем, галогенами, активними металами та оксидами.
15. Загальна характеристика галогенів. Особливості фтору як найбільш електронегативного елемента. Фтороводень.
16. Залізо. Сполуки заліза (II). Сіль Мора. Комплексні сполуки заліза (II) з ціанід–, тіоціанат– іонами, диметилгліоксимом, порфіринами.
17. Іонний зв'язок та його властивості. Водневий зв'язок та його типи. Роль водневого зв'язку в біологічних системах.
18. Квантові числа, їх характеристика та значення, які вони можуть приймати. Написати електронно – графічні формули атомів магнію, кисню, хрому. Вказати валентні електрони.
19. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків. Обмінний та донорно – акцепторний механізми утворення ковалентного зв'язку. Властивості ковалентного зв'язку.
20. Комплексні сполуки міді (II) з аміаком, амінокислотами та багатоатомними спиртами. Окисні властивості міді (II). Біологічна роль сполук міді
21. Магній. Оксид та гідроксид магнію. Розчинність солей магнію у воді та їх гідроліз. Іон магнію як комплексоутворювач. Хлорофіл.
22. Марганець. Кислотно – основні властивості оксидів та гідратів марганцю (II), (IV), (VI), (VII).
23. Марганець. Оксид марганцю (IV). Його амфотерність, окисно – відновна двоїстість, каталітичні властивості.
24. Масова частка речовини в розчині. Їх зв'язок з молярною та нормальною (еквівалентною) концентрацією розчинів.

25. Механізм електролітичної дисоціації молекул з іонним та ковалентним зв'язком. Написати вираз константи дисоціації для ортофосфорної кислоти (ступінчасті) та гідроксиду амонію.
26. Мідь. Оксид та гідроксид міді (II).
27. Молярна концентрація розчинів. Одиниці її виміру. Титр розчину. Зв'язок з масовою часткою та нормальною (еквівалентною) концентрацією. Встановити молярну та нормальну концентрації 30% розчину H_2SO_4 (густина 1,2г/мл).
28. Необоротні та оборотні хімічні рівняння. Константа хімічної рівноваги. Напрямок зміщення хімічної рівноваги за принципом Ле – Шательє
29. Окисно – відновні властивості сполук хрому (II), (III), (VI); їх залежність від рН середовища; хромати та дихромати.
30. Оксид вуглецю (II). Будова молекули; одержання. Відновні властивості.
31. Основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса та її розвиток Каблуковим. Навести вираз ступінчастих констант дисоціації H_3PO_4 .
32. Основні положення теорії комплексних сполук (за Вернером). Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Метод валентних зв'язків та теорія кристалічного поля.
33. Основні положення теорії окисно – відновних реакцій. Найважливіші окисники та відновники. Вплив кислотності середовища, концентрації та температури на характер продуктів реакції та напрямок окисно – відновних реакцій. Суть методу електронного балансу.
34. Оксиди хрому (II), (III), (VI): їх кислотно – основні та окисно – відновні властивості
35. Пероксид водню. Кислотні властивості. Окисно – відновна двоїстість.
36. Поняття гідролізу. Механізм гідролізу солей за різним типом. Навести приклади. Особливостей гідролізу солей вісмуту, сурми, олова.
37. Принципи та правила, що визначають послідовність заповнення атомних орбіталей електронами: принцип Паулі, правило Хунда, правило Клечковського. Електронні та електронно – графічні формули атомів елементів та їх іонів. Приклади.
38. Реакції катіонів II A підгрупи з комплексом (на прикладі трилону Б). Твердість води. Методи її усунення. Біологічна роль кальцію;
39. Швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від температури. Закон діючих мас.
40. Сірка. Оксид сірки (VI). Сірчана кислота. Кислотні та окисно – відновні властивості. Використання сірки та її сполук.
41. Слабкі електроліти. Константа дисоціації. Ступінь дисоціації та його залежність від концентрації — закон розведення Оствальда.
42. Сполуки заліза (III). Характеристика оксиду та гідроксиду заліза (III). Гідроліз солей. Комплексні сполуки заліза (III). Якісні реакції на катіони Fe^{+2} та Fe^{+3} . Біологічна роль та використання.
43. Срібло. Окисні властивості срібла (I). Комплексні сполуки з аміаком, тіосульфат– та ціанід–іонами. Біологічна роль сполук срібла та використання.
44. Реакції виявлення іонів NH_4^+ , NO_2^- та NO_3^- .
45. Типові випадки гідролізу. Ступінь гідролізу. Константа гідролізу. Написати іонні та молекулярні рівняння гідролізу сульфід натрію, нітрату амонію та ацетату алюмінію.
46. Фізичний зміст константи швидкості. Фактори, від яких залежить константа швидкості.
47. Фосфор. Оксиди фосфору, їх взаємодія з водою. Окисно – відновні властивості. Ортофосфорна кислота та її солі, розчинність та гідроліз. Дифосфорна кислота.

48. Хімічні властивості вуглецю як окисника (карбід) та відновника (оксиди). Карбонати та гідрокарбонати.
49. Швидкість хімічної реакції. Фактори, які впливають на швидкість гомо- та гетерогенних реакцій. Залежність швидкості реакції від температури (правило Вант – Гоффа).
50. Якісний аналіз обов'язково потрібно проводити для _____
51. Для виконання якісних реакцій напівмікрометодом потрібно використовувати: _____
52. Для аналітичних досліджень не використовують реактиви, ступінь чистоти яких: _____
53. При попаданні на шкіру концентрованої сірчаної кислоти порядок дій наступний: _____
54. Декантацією називають процес: _____
55. Якісні реакції відкриття іонів не бувають: _____
56. Не існує такого методу класифікації катіонів у якісному аналізі: _____
57. Специфічним реактивом на катіон амонію NH_4^+ є: _____
58. Якісному визначенню іону Mg^{2+} з гідрофосфатом амонію чи натрію ($(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ або Na_2HPO_4) заважають: _____
59. Умовно специфічним реактивом на визначення наявності катіону Na^+ є: _____
60. Якісна реакція на аніон NO_3^- з FeSO_4 в присутності сірчаної кислоти (концентрованої) супроводжується зовнішнім ефектом: _____
61. Якісна реакція відкриття фосфат-іонів PO_4^{3-} проводиться з реактивом: _____
62. Проба на аніони-відновники проводиться при додаванні до досліджуваного розчину: _____
63. Груповим реактивом для відкриття III групи катіонів (за аміачно-фосфатною класифікацією) є: _____
64. Якщо при розчиненні у кислоті малорозчинної сполуки виділяється газ, що не знебарвлює розчин перманганату калію KMnO_4 в кислому середовищі, то до складу речовини входить: _____
65. Кількісні методи хімічного аналізу не включають: _____
66. Масова частка ω розчину показує: _____
67. Нормальна (еквівалентна) концентрація розчину N вказує: _____
68. Титр розчину T рівний: _____
69. Молярна концентрація розчину рівна: _____
70. Для одержання крупнокристалічного осаду потрібно: _____
71. Точність зважування на аналітичних терезах складає: _____
72. За рекомендацією Тананаєва, маса аморфного осаду при виконанні гравіметричного аналізу повинна складати: _____
73. Ознакою гомогенних систем є: _____
74. Який закон дає кількісну характеристику реакціям, що відбуваються у гомогенних системах: _____
75. Які показники характеризують кількісний склад розчину речовини: _____
76. Яка величина іонного добутку води при 22°C ?: _____
77. Який математичний вираз pH є вірним?: _____
78. Яке значення pH 0,01 н. розчину HCl ?: _____
79. Суміші яких розчинів мають буферну дію?: _____
80. На якій реакції базується метод нейтралізації?: _____
81. Яке значення pH 0,001 н. розчину NaOH ?: _____
82. Якій вимозі може не відповідати вихідна (початкова) речовина методу нейтралізації?: _____

83. За якою формулою можна розрахувати грам-еквівалент KMnO_4 для реакції, що відбувається у кислому середовищі?: _____
84. Яку речовину не можна використати в методах редоксметрії як вихідну (первинний стандарт)?: _____
85. Яка речовина використовується у якості індикатора при визначенні концентрації міді методом йодометрії?: _____
86. Який вираз відповідає закону еквівалентів?: _____

Приклад екзаменаційного білету визначення рівня знань студентів

НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ			
ОКР «Бакалавр» Спеціальність Захист і карантин рослин	Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води	Екзаменаційний білет № _____ з дисципліни Хімія (неорганічна та аналітична)	Затверджую зав. кафедри _____ (підпис) проф. Копілевич В.А. ___/___/2020 р.
Екзаменаційні питання			
1. Кислі солі, утворення, назва, приклади.			
2. Описати хід аналізу наступної солі: $Ba(CH_3COO)_2$			
Тестові завдання різних типів			
1. Написати всі можливі реакції з урахуванням середніх, кислих і основних солей між $Ba(OH)_2$ та H_2SO_4 та дати відповідь сумою коефіцієнтів: 1) 15; 2) 16; 3) 17; 4) 18; 5) 19			
2. Написати молекулярне, повне та скорочене йонні рівняння між $FeCl_3$ та $(NH_4)_2CO_3$ та дати відповідь сумою коефіцієнтів: 1) 10; 2) 11; 3) 12; 4) 13; 5) 14			
3. Який колір має метилоранж у водному розчині амоній сульфату? Вказати рН (>, або < 7), без написання реакції: 1) Жовтий; 2) Оранжевий; 3) Червоний; 4) Синій			
4. Скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник і відновник, підібрати коефіцієнти та дати відповідь сумою коефіцієнтів, для рівняння: $KMnO_4 + Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + \dots$ 1) 16; 2) 26; 3) 36; 4) 28; 5) 34			
5. Яка молярність розчину сульфатної кислоти, якщо в 500 мл міститься 4,9 г кислоти? 1) 1,0; 2) 0,1; 3) 0,01; 4) 0,5; 5) 0,2			
6. Визначте кількість електронів і протонів в іоні Fe^{+3} ? 1) 56; 26; 2) 26; 26; 3) 26; 23; 4) 53; 23; 5) 56; 23.			
7. Вибрати рівняння, в результаті яких можна одержати барій сульфід: 1) $Ba + S = \dots$ 2) $BaO + SO_2 = \dots$ 3) $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 = \dots$ 4) $Ba(OH)_2 + Na_2SO_4 = \dots$			
8. В якому випадку відбувається процес окиснення, в якому відновлення? 1) $P \rightarrow H_3PO_4$; 2) $Cl_2O \rightarrow HCl$; 1) 1 – окиснення; 2 – відновлення; 2) 1 – відновлення; 2 – окиснення; 3) 1 – окиснення; 2 – окиснення; 4) відновлення; 2 – відновлення.			
9. Яка формула неправильна? 1) $CaHSO_4$; 2) $(NH_4)_2SO_4$; 3) $CaHPO_4$; 4) NH_4HSO_4			
10. Описати будову координаційної сполуки і дати її назву: $[Ag(NH_3)_2]Br$. Написати рівняння дисоціації сполуки і комплексного іону.			
11. Яким реактивом відкривають залишкові кількості йонів NH_4^+ , в ході аналізу невідомої речовини? 1) $NaOH$; 2) NH_4OH ; 3) $K_2HgI_4 + KOH$; 4) HNO_3 ; 5) CH_3COOH			
12. Напишіть рівняння реакції між нітратом амонію і гідроксидом калію при нагріванні. Якому числу дорівнює сума коефіцієнтів? 1) 9; 2) 8; 3) 6; 4) 5; 5) 7			
13. Яке середовище повинно бути при визначенні K^+ з гідротартратом натрію? 1) кисле; 2) нейтральне; 3) лужне; 4) солоне; 5) солодке			
14. Які йони осаджуються гідрофосфатом натрію? 1) Ba^{2+} ; 2) K^+ ; 3) Na^+ ; 4) CO_3^{2-} ; 5) Всі перераховані			
15. Груповим реагентом на фосфат-аніон є: 1) $AgNO_3$, 2) Немає групового реагенту, 3) $NaOH$, 4) $BaCl_2$.			
16. Яка сполука утворюється при дії надлишку луку (KOH) на розчин $AlCl_3$? 1) $Al(OH)_3$; 2) Al_2O_3 ; 3) K_3AlO_3 ; 4) $KAl(SO_4)_2$; 5) K_2O			
17. Який колір осаду, що утворюється при дії молібденової рідини на йони PO_4^{3-} ? 1) жовтий; 2) білий; 3) колір ґнілої вишні; 4) блакитний; 5) ґрчичний			
18. Яком з приведених чисел дорівнює наважка NH_4Cl , що необхідна для приготування 1000 мл 0,1 N розчину? 1) 10,70 г; 2) 5,35 г; 3) 2,65 г; 4) 16,05 г; 5) 10 г.			
19. Які аніони можна відкрити дією соляної кислоти? 1) NO_3^- ; 2) Br^- ; 3) PO_4^{3-} ; 4) CO_3^{2-} ; 5) I^-			
20. В яких одиницях вимірюється Т (титр) розчину? 1) г/мл; 2) моль/л; 3) г/л ³ ; 4) екв/л; 5) мл/л			

_____ (доц. Панчук Т.К.)

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.

Специфіка і характер змісту навчального матеріалу дає можливість розглянути декілька методів навчання хімії:

1) пояснювально-ілюстративний метод – найбільш економний спосіб передачі узагальненого і систематизованого досвіду людства, реалізується за допомогою усного слова (в першу чергу лекція, пояснення, бесіда), друкованого слова (посібник, довідники, додаткові джерела інформації, інтернет-ресурси), наочні приладдя (, презентація, демонстрація дослідів, використання таблиць, графіків, схем), практичний показ способів діяльності (наведення прикладів складання формул, рівнянь реакцій, алгоритми рішення задач, виконання завдань, оформлення робіт);

2) репродуктивний метод – включає виконання завдань за зразком (рішення задач, складання формул речовин і реакцій за алгоритмом, виконання лабораторних робіт за інструкцією - хімічних експериментів, робота з підручником і іншими джерелами інформації).

Відтворення і повторення способу діяльності за завданням викладача є головною ознакою репродуктивного методу.

3) метод проблемного навчання (викладання) має ціллю засвоєння не тільки результатів наукової системи знань, але і самого шляху, процесу одержання результатів, формування пізнавальної самостійності і розвитку творчих здібностей у студента. Цей метод включає систематичну самостійну пошукову діяльність студентів з засвоєнням ними готових висновків науки (метод побудований з врахування поставленої цілі і принципами проблемності).

В основі проблемного навчання – проблемна ситуація, така, при якій студенту необхідно вирішити важкі для себе задачі, але йому не вистачає даних і він повинен сам їх шукати (використання раніше засвоєних знань у нових практичних умовах; якщо є протиріччя між теоретичним можливим шляхом рішення задачі і нездійсненністю на практиці; якщо є протиріччя між практично досягнутим результатом і відсутністю знань для його теоретичного обґрунтування).

4) частково-пошуковий, або евристичний метод – метод, в якому викладач організовує студентів до виконання окремих етапів рішення проблеми; пропонується взаємопов'язана серія питань, більша або менша частина яких є невеликими проблемами, які у сукупності ведуть до рішення поставленої проблеми.

5) дослідницький метод:
хімічний експеримент включає демонстраційний експеримент (викладацький) і лабораторні експериментальні роботи (студентський експеримент). Лабораторні роботи – це метод навчання, при якому студенти під керівництвом викладача і лаборанта за раніше наміченим планом виконують досліди, певні практичні завдання, використовують прилади та інструменти, в ході чого відбувається засвоєння знань і досвіду діяльності;

проект (практикум) – творча (дослідницька) підсумкова робота включає розвиток інтелектуальних здібностей через засвоєння алгоритму наукового дослідження і формування досвіду виконання дослідницької роботи (проекту, практикуму)

9. Форми контролю

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

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

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

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

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

1. Письмова (до 45 хв.) контрольна робота.
2. Колоквіум по самостійних розділах теоретичного курсу (темах або модулях).

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

Розподіл балів, які отримують студенти.

Оцінювання студентів відбувається згідно положення «Про екзамени та заліки у НУБіП України» від 27.02.2019 р. протокол № 7

Співвідношення між національними та ЄКТС оцінками і рейтингом студента

Рейтинг студента, бали	Оцінка національна за складання	
	екзаменів, диференційованих заліків	заліків
90 - 100	Відмінно	
74 - 89	Добре	
60 - 73	Задовільно	Зараховано
00 - 59	Незадовільно	Не зараховано

Після проведення проміжних атестацій з двох змістових модулів і визначення їх рейтингових оцінок лектором дисципліни визначається рейтинг здобувача вищої освіти з навчальної роботи $R_{НР}$ (не більше 70 балів) за формулою

$$R_{НР} = \frac{0,7 \cdot (R^{(1)}_{ЗМ} \cdot K^{(1)}_{ЗМ} + \dots + R^{(n)}_{ЗМ} \cdot K^{(n)}_{ЗМ})}{K_{дис}}$$

де $R^{(1)}_{ЗМ}, \dots, R^{(n)}_{ЗМ}$ – рейтингові оцінки із змістових модулів за 100-бальною шкалою;

n – кількість змістових модулів;

$K^{(1)}_{ЗМ}, \dots, K^{(n)}_{ЗМ}$ – кількість кредитів Європейської кредитної трансфернонакопичувальної системи (ЄКТС) (або годин), передбачених робочим навчальним планом для відповідного змістового модуля;

$K_{дис} = K^{(1)}_{ЗМ} + \dots + K^{(n)}_{ЗМ}$ – кількість кредитів ЄКТС (або годин), передбачених робочим навчальним планом для дисципліни у поточному семестрі.

Формулу (1) можна спростити, якщо прийняти $K^{(1)}_{ЗМ} = \dots = K^{(n)}_{ЗМ}$. Тоді вона буде мати вид

$$R_{НР} = \frac{0,7(R^{(1)}_{ЗМ} + \dots + R^{(n)}_{ЗМ})}{n}$$

Рейтинг здобувача вищої освіти з навчальної роботи округлюється до цілого числа

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 виконання самостійних робіт під керівництвом викладача з дисципліни «Неорганічна хімія» для студентів ОКР «Бакалавр» спеціальності 6.090105 «Захист рослин» (скорочений термін навчання)./ В.А.Копілевич, Т.К. Панчук. К.: НАУ, 2011, 47 с.
4. Методичні рекомендації до виконання самостійних робіт під керівництвом викладача «Неорганічні сполуки: класифікація та застосування» для студентів ОКР «Бакалавр» спеціальності 6.090105 «Захист рослин»./ В.М. Іщенко, Т.К. Панчук. К.: НАУ, 2011, 40 с.
5. Методичні рекомендації до виконання самостійних робіт під керівництвом викладача «Розчини. Рішення задач» для студентів ОКР «Бакалавр» спеціальності 6.090105 «Захист рослин»./ В.М. Іщенко, Т.К. Панчук. К.: AgroMedia, 2012, 60 с.
6. Методичні рекомендації до виконання лабораторних і самостійних робіт з дисципліни «Неорганічна хімія» для студентів ОКР «Бакалавр» факультету «Захист рослин, біотехнологій та екології» спеціальності 202 – «Захист і карантин рослин» / Т.І. Ущапівська, Т.К. Панчук, Р.В. Лаврик, В.М. Галімова. :К. «Експо-Друк», 2017, 190 с.
7. Методичні вказівки з дисципліни «Аналітична хімія» для студентів спеціальності 202 «Захист і карантин рослин» : Теоретичні відомості і лабораторний практикум./ В.А. Копілевич, Т.К. Панчук, Т.І. Ущапівська. – К.: «Експо-Друк», 2018. - 198 с.
8. Методичні вказівки з дисципліни "Неорганічна та аналітична хімія" для студентів спеціальності 202 "Захист і карантин рослин". Теоретичні відомості і лабораторний практикум./ В.А. Копілевич, Т.К. Панчук, Т.І. Ущапівська, Д.А. Савченко. - К: "Експо-друк", 2019 - 414 с.

12. Рекомендована література

Основна

1. Карнаухов О.І., Копілевич В.А. та ін. Загальна хімія: Підручник для студентів вищих навчальних закладів. — За ред. В.А. Копілевича. — К.: Фенікс, 2005. — 840 с.
2. Карнаухов О.І., Мельничук Д.О., Чеботько К.О., Копілевич В.А. Загальна та біонеорганічна хімія: Підручник для студентів вищих навчальних закладів.— К.: Фенікс, 2001. — 678 с.
3. Копілевич В.А., Косматий В.С., Войтенко Л.В. та ін. Аналітична хімія для аграрних спеціальностей (хімічний аналіз): Посібник. — К.: НАУ, 2002, 2003, 2004. — 295 с.
4. Жаровський Ф.Г., Пилипенко А.Т., П'ятницький І.В. Аналітична хімія. — К.: Вища шк., 1982. — 544 с.

Допоміжна

1. Григор'єва В.В. та ін. Загальна хімія /В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич. — К.: Вища шк., 1991. — 431 с.
2. Яцимірський В.К. Хімія для університетів. - К.: Перун, 2010. — 432 с.
3. Романова, Н. В. Загальна та неорганічна хімія : підручник / Н. В. Романова. — К. : Ірпінь : Перун, 2002. — 480 с.
4. Телегус В. С. та ін. Основи загальної хімії : підручник /за ред. Телегуса В. С. — Л. : Світ, 2000. — 424 с.
5. Алемасова А.С., Зайцев В.М. та ін. Аналітична хімія: підручник /під ред. Зайцева В.М. - Донецьк.: "Ноулідж", 2010. — 417 с.
6. . Кириченко, В. І. Загальна хімія : навч. посібник / В. І. Кириченко. — К. : Вища шк., 2005. — 640 с.
7. Глінка Н. Л. Загальна хімія: Учб. посібник для вузів / Під ред. А. І. Єрмакова. - 30-е изд., Испр. - М.: ИНТЕГРАЛ-ПРЕС, 2005. - 728 с.: Іл. - ISBN 5-89602-017-1.
8. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. -М.,1989.

Інтернет-джерела

1. Хімія і хіміки, №3, 2013 http://chemistry-chemists.com/N3_2013/Contents3_13.html

2. Журнал ентузіастів хімії <http://chemistry-chemists.com/index.html>
3. Відео досліди <http://chemistry-chemists.com/Video.html>
4. Неорганічна та аналітична хімія
<http://dspace.mnau.edu.ua/jspui/handle/123456789/2948>
5. Неорганічна та аналітична хімія
<http://188.190.33.56:7980/jspui/handle/123456789/466>
6. Динамічна таблиця Менделєєва <http://ptable.com>
7. Портал «Хімія»
<https://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D0%BE%D1%80%D1%82%D0%B0%D0%BB:%D0%A5%D1%96%D0%BC%D1%96%D1%8F>
8. Хімікус-цікавікус <http://lnzchem.blogspot.com/>