

НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І
ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ

Кафедра загальної, органічної та фізичної хімії

«ЗАТВЕРДЖУЮ»



Директор ІНІ лісового і
садово-паркового господарства
проф. Лакида П.І.
23 05 2019 р.

РОЗГЛЯНУТО І СХВАЛЕНО

на засіданні кафедри загальної,
органічної та фізичної хімії

Протокол № 10 від 22. 05. 2019 р.

Завідувач кафедри

Ковшун доц. Ковшун Л.О.

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Х і м і я I (загальна, органічна)

(назва навчальної дисципліни)

напрямок підготовки _____

(шифр і назва напрямку підготовки)

спеціальність 187 – Деревообробні та меблеві технології

(шифр і назва спеціальності)

Спеціалізація _____

(назва спеціалізації)

Факультет/ІНІ ІНІ лісового і садово-паркового господарства

(назва факультету)

Розробник: к.х.н., доцент Солод Н.В.

Київ – 2019 р.

1. Опис навчальної дисципліни

«Хімія I» (загальна, органічна)

(назва)

Галузь знань, напрям підготовки, спеціальність, освітньо-кваліфікаційний рівень		
Освітньо-кваліфікаційний рівень	Бакалавр (бакалавр, спеціаліст, магістр)	
Напрямок підготовки	(шифр і назва)	
Спеціальність	187 – Деревообробні та меблеві технології (шифр і назва)	
Спеціалізація	(шифр і назва)	
Характеристика навчальної дисципліни		
Вид	Нормативна	
Загальна кількість годин	90	
Кількість кредитів ECTS	3	
Кількість змістових модулів	3	
Курсовий проект (робота) (якщо є в робочому навчальному плані)	- (назва)	
Форма контролю	Екзамен	
Показники навчальної дисципліни для денної та заочної форм навчання		
	денна форма навчання	заочна форма навчання
Рік підготовки	2019 - 2020	2019 - 2020
Семестр	2	2
Лекційні заняття	30 год.	6 год.
Практичні, семінарські заняття	- год.	- год.
Лабораторні заняття	30 год.	2 год.
Самостійна робота	30 год.	82 год.
Індивідуальні завдання	- год.	- год.
Кількість тижневих годин для денної форми навчання:		
аудиторних -	4; 4 год.	
самостійної роботи студента -	2; 2 год.	

2. Мета та завдання навчальної дисципліни

Розвиток сучасної деревообробної промисловості відбувається на основі розробки та впровадження нових технологічних процесів, їх інтенсифікації і підвищення якості продукції переробки деревини. З метою раціонального, економічного та екологічно безпечного використання різних хімічних сполук та препаратів майбутні фахівці деревообробної промисловості повинні мати певний запас хімічних знань та вміння застосувати їх на практиці.

Дисципліна «Хімія», відповідно до освітньо-професійної програми підготовки бакалаврів спеціальності 187 – Деревообробні та меблеві технології, є нормативною і входить до циклу природничо-наукової підготовки.

Мета вивчення дисципліни - формування ґрунтовних хімічних знань та навичок в обсязі, необхідному для подальшого вивчення ряду професійно-орієнтованих, спеціальних дисциплін та вирішення практичних завдань, пов'язаних із вдосконаленням деревооброблювальних технологій та покращенням якості готової продукції.

Завдання дисципліни - засвоєння сучасних теоретичних положень загальної та органічної хімії; формування міцних знань про основні закономірності перебігу хімічних процесів та шляхи керування ними, про особливості процесів та хімічні властивості елементів і сполук, що використовують у технологіях деревообробки; оволодіння прийомами виконання базового хімічного експерименту, способами обробки, узагальнення та систематизації одержаних результатів; набуття вмінь використовувати одержані знання і навички на практиці.

В результаті вивчення загальної хімії студент повинен

знати:

- сучасні теоретичні положення загальної хімії;
- будову атома і хімічний зв'язок, будову молекул і речовини;
- основні поняття хімічної кінетики і термодинаміки;
- фізико-хімічні властивості розчинів електролітів і неелектролітів;
- окисно-відновні процеси та основи електрохімії;
- хімічні властивості елементів та їх сполук, що використовують в деревооброблювальних технологіях;

вміти:

- пояснювати хімічні процеси, що відбуваються під час зберігання та оброблювання деревини;
- розраховувати витрати вихідної речовини та вихід готової продукції;
- виходячи з будови речовини, передбачати фізичні та хімічні властивості сполук, визначати їх фізико-хімічні константи;
- на основі термодинамічних функцій стану передбачати напрями процесів;
- застосовувати явища електролізу для нанесення металічних покриттів на металічні та неметалічні поверхні;
- виконувати базові експериментальні роботи, що складають основу хімічного дослідження;
- узагальнювати, систематизувати та пояснювати одержані результати; використовувати набуті знання, уміння й навички для вирішення практичних і професійних завдань.

3. Програма та структура навчальної дисципліни

- повного терміну денної (заочної) форми навчання;

Змістовий модуль 1. Сучасні уявлення про будову атома і хімічний зв'язок

Тема лекційного заняття 1. Сучасне трактування основних понять і законів хімічної стехіометрії

Місце хімії серед природничих наукових дисциплін. Предмет та задачі хімії. Внесок українських вчених у розвиток хімічної науки.

Роль хімії в сільському, лісовому і садово-парковому господарстві, деревооброблювальній промисловості. Хімія та охорона навколишнього середовища. Використання досягнень хімічної науки і практики в технологіях деревообробки.

Основні поняття атомно-молекулярного вчення: молекула, атом, хімічний елемент, проста і складна речовина, відносна атомна і молекулярна маси, моль, молярна маса.

Основні стехіометричні закони. Застосування законів хімічної стехіометрії для покращення зберігання та оброблювання деревини.

Тема лекційного заняття 2. Сучасні уявлення про будову атомів хімічних елементів

Роль будови атома в передбаченні фізичних і хімічних властивостей елементів та їх сполук. Катодні та рентгенівські промені. Природа радіоактивного випромінювання. Штучна радіоактивність. Перші моделі атома. Основні положення теорії будови атома Бора.

Сучасні уявлення про будову атома. Квантово-механічна теорія будови атома. Хвильова природа електрона. Поняття про орбіталь, енергетичні рівні та підрівні, їх ємкість. Характеристика стану електрона за квантовими числами. Принципи заповнення орбіталей електронами. Електронні та електронно-графічні формули; їх застосування для визначення валентних можливостей та ступенів окиснення елементів.

Тема лекційного заняття 3. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва

Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична система елементів Д.І. Менделєєва, її структура. Поняття про групи, підгрупи, періоди, s-, p-, d-елементи. Зміни по періодах і групах радіусів атомів, енергії йонізації, електронегативності, металічних, неметалічних, кислотно-основних, окисно-відновних властивостей елементів. Основні закономірності періодичної системи та їх застосування для передбачення хімічних властивостей сполук.

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

Сучасні уявлення про природу хімічного зв'язку. Основні характеристики хімічного зв'язку: довжина, енергія, валентний кут, полярність. Типи хімічного зв'язку.

Ковалентний зв'язок. Обмінний та донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Метод валентних зв'язків. Властивості ковалентного зв'язку: полярність, кратність, насиченість, напрямленість у просторі. Типи ковалентних молекул.

Природа і характерні особливості йонного зв'язку. Йонні кристали. Властивості йонних сполук. Водневий зв'язок. Механізм утворення та особливості, роль в процесах життєдіяльності рослин. Металічний зв'язок, механізм його утворення, основні характеристики. Хімічний зв'язок і властивості сполук.

Будова молекул. Міжмолекулярна взаємодія. Агрегатний стан речовини. Загальна характеристика твердого стану речовини. Кристалічний і аморфний стан твердої речовини. Типи кристалічних решіток. Будова реального кристалу. Особливості рідкого стану речовини.

Тема лекційного заняття 5. Сучасна систематика неорганічних сполук і хімічних реакцій

Сучасна номенклатура та принципи класифікації неорганічних сполук. Одержання та хімічні властивості кислот, основ, кислих, основних, подвійних, змішаних солей. Генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук.

Класифікація хімічних реакцій. Стехіометричні і нестехіометричні реакції, спряжені реакції, ланцюгові реакції.

Змістовий модуль 2. Основні закономірності хімічних перетворень

Тема лекційного заняття 6. Енергетика хімічних процесів

Основні поняття термодинаміки: система, процес, термодинамічні зміни. Сучасні уявлення про внутрішню енергію, роботу, ентальпію, тепловий ефект хімічної реакції. Функції процесу та функції стану системи. Термохімія. Теплота утворення та згоряння речовин. Закони термохімії. Стандартний стан речовини. Способи розрахунку теплових ефектів хімічних реакцій. Поняття про ентропію, її фізичний смисл. Критерії рівноваги та направленості процесів у хімічних та біохімічних системах.

Тема лекційного заняття 7. Хімічна кінетика та хімічна рівновага

Основні поняття хімічної кінетики. Швидкість хімічної реакції та фактори, що впливають на неї. Закон діючих мас. Константа швидкості хімічної реакції. Вплив температури на швидкість реакції. Правило Вант-Гоффа.

Поняття про каталіз та його природу. Гомогенний каталіз, його механізм. Енергія активації каталітичних реакцій. Гетерогенний каталіз. Ферментативний каталіз.

Оборотні та необоротні реакції. Хімічна рівновага та вплив на нього зовнішніх факторів. Константа хімічної рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Поняття про фазову рівновагу. Умови фазової рівноваги у багатофазній, багатокомпонентній системі. Правило фаз Гіббса. Застосування правила фаз Гіббса для однокомпонентної системи. Фазові переходи першого роду. Діаграма стану води.

Роль уявлень хімічної кінетики та хімічної рівноваги у розумінні хімічних і біологічних процесів.

Тема лекційного заняття 8. Фізико-хімічна природа розчинів

Загальні уявлення про дисперсні системи, їх класифікацію, властивості та методи одержання. Дисперсні системи в природі. Розчини, їх роль в технологічних процесах зберігання та переробки деревини. Природна вода – багатокомпонентний розчин.

Фізико-хімічна природа розчинів. Розчинність. Сольватація і тепловий ефект розчинення. Поняття про кристалогідрати. Способи вираження складу розчинів.

Властивості розчинів електролітів. Основні положення теорії електролітичної дисоціації. Механізм електролітичної дисоціації. Кількісні характеристики процесу дисоціації: ступінь та константа електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації слабких електролітів, її взаємозв'язок зі ступенем дисоціації. Амфотерні електроліти. Реакції в розчинах електролітів. Йонні рівняння реакцій.

Колігативні властивості розчинів неелектролітів. Зміна температури замерзання та кипіння. Поняття про криоскопію та ебуліоскопію. Осмос. Осмотичний тиск. Значення осмотичних ефектів в життєдіяльності живих організмів.

Фізичний зміст поверхневих явищ (адсорбції, когезії, адгезії). Сорбційні процеси та їх теоретичне обґрунтування. Адсорбція фізична та хімічна (хемосорбція). Поверхнево-активні (ПАР) і поверхнево-інактивні речовини. Гідрофільні і гідрофобні тверді тіла. Явища змочування та розтікання, їх практичне значення.

Тема лекційного заняття 9. Гідроліз солей

Вода як слабкий електроліт. Йонний добуток води. Водневий і гідроксильний показники. Способи вимірювання рН. Загальні відомості про індикатори. Характеристика середовища розчинів за допомогою рН. Буферні розчини. Механізм буферної дії.

Суть та причини гідролізу солей. Значення процесу гідролізу для життєдіяльності рослин. Типи гідролізу солей. Поняття про явище повного гідролізу. Константа та ступінь гідролізу солей. Фактори, що впливають на зміщення хімічної рівноваги процесів гідролізу. Шляхи керування процесами гідролізу. Вплив процесів гідролізу на реакцію середовища водних і ґрунтових розчинів. Поняття про хімічну меліорацію ґрунтів. Процеси гідролізу в технологіях переробки та зберігання деревини.

Тема лекційного заняття 10. Окисно-відновні процеси та умови їх перебігу

Загальні поняття про окисно-відновні процеси, їх роль у процесах оброблення деревини. Найважливіші окисно-відновні процеси, що відбуваються у рослинах, ґрунтах, природних водах. Ступінь окиснення елементів у сполуках. Типові окисники та відновники. Окисно-відновна двоїстість. Правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Класифікація окисно-відновних реакцій. Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій. Класифікація окисно-відновних реакцій. Поняття про окисно-відновні потенціали. Умови здійснення окисно-відновних реакцій та визначення напрямку їх перебігу.

Основи електрохімії. Гальванічні елементи. Хімічні джерела електричного струму, їх будова, принцип роботи. Суть процесу електролізу та його кількісні характеристики. Електроліз розплавів і розчинів. Закони Фарадея. Практичне застосування електролізу.

Поняття про корозію металів. Види корозійних руйнувань. Загальна характеристика корозійних процесів. Хімічна та електрохімічна корозія. Швидкість корозії та фактори, що впливають на неї. Методи захисту металів та техніки від корозії.

Змістовий модуль 3. Особливості хімії елементів та їх сполук

Тема лекційного заняття 11. Загальні властивості неметалів та їх найважливіших сполук

Поняття про біогенні макро- та мікроелементи. Їх біологічне значення. Застосування сполук цих елементів у системі живлення та захисту лісових і садово-паркових культур.

Значення водню як найпоширенішого елемента природи. Своєрідність електронної будови атома водню. Положення водню в періодичній системі та специфічність його властивостей. Способи добування, фізичні та хімічні властивості водню. Застосування водню та його сполук.

Вода. Значення води у життєдіяльності дерев, кущів, квітів. Роль води як розчинника. Геометрія і фізичні властивості її молекул. Аномалії рідкого і твердого станів води. Хімічні властивості води. Твердість води. Тимчасова та постійна твердість води. Способи її усунення. Природна вода та способи її очищення.

Тема лекційного заняття 12. Неметали VII – IV груп та їх найважливіші сполуки

Загальна характеристика неметалів VII – IV груп. Особливості електронної будови їх атомів, типові валентності та ступені окиснення у сполуках. Поширеність у природі, фізичні та хімічні властивості.

Особливості хімії Флуору та його сполук. Фтороводень, фторидна кислота, фториди; їх хімічні властивості. Хімія Хлору та його сполук. Хлороводень, хлоридна кислота, хлориди; їх хімічні властивості. Особливості хімії сполук Бром, Йоду. Сполуки Флуору, Хлору, Бром, Йоду в технологіях зберігання та оброблювання деревини.

Хімія Оксигену, Сульфуру та їх сполук. Значення кисню в життєдіяльності рослин, технологічних процесах. Пероксид водню, його кислотні та окисно-відновні властивості. Добування та хімічні властивості гідрогенсульфіду, оксидів сульфуру, сульфатної, сульфідної, сульфідної кислот та їх солей. Препарати живлення та захисту лісових і садово-паркових культур на основі сульфурвмісних сполук. Сульфатна кислота у виробництві мінеральних добрив, деревооброблювальній промисловості.

Фізичні та хімічні властивості азоту і фосфору. Одержання та хімічні властивості сполук Нітрогену: амоніаку, амоній гідроксиду, оксидів нітрогену, нітратної, нітритної кислот, їх солей. Азотні добрива. Антипірени.

Одержання та хімічні властивості сполук фосфору: оксидів, моно- та поліфосфатних кислот, фосфатів, полі фосфатів. Асортимент фосфорних добрив, їх хімічні властивості.

Хімічні властивості та застосування неорганічних сполук Карбону: карбон(IV) оксиду, карбонатної кислота, карбонатів, гідрогенкарбонатів. Роль вуглекислого газу в життєдіяльності рослин. Парниковий ефект вуглекислого газу.

Способи одержання та хімічні властивості сполук, що застосовують як засоби хімічного захисту деревини та для виготовлення вогнезахисних і антисептичних препаратів.

Тема лекційного заняття 13. Загальні властивості металів

Загальна характеристика металічного стану. Положення металів у періодичній системі елементів. Особливості електронної будови їх атомів. Фізичні та хімічні властивості металів. Закономірності зміни їх хімічної активності по періодах і групах періодичної системи. Електрохімічний ряд напруг металів та висновки з нього.

Натрій, Калій, Магній, Кальцій як біологічно активні елементи. Їх роль у життєдіяльності рослин. Калійні добрива. Сполуки Кальцію у заходах хімічної меліорації ґрунтів.

Участь сполук біогенних металів (Cu, Zn, Co, Ni, Mn, Fe, V, Mo та ін.) у процесах, що відбуваються в живій природі: йонного обміну, гідролізу, окиснення-відновлення.

Особливості електронної будови атомів металів побічних підгруп: Купруму, Цинку, Мангану, родини Феруму. Їх фізичні та хімічні властивості. Валентність та типові ступені окиснення у сполуках. Застосування у системі захисту рослин.

Використання сполук Ti, Zn, Pb, Fe як пігментів в складі фарб (емалей). Сполуки Fe, Cr, Cu та інших металів, що використовують для протравлення деревини. Засоби хімічного захисту деревини.

**4. Структура навчальної дисципліни
«Хімія I» (загальна, органічна)**

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин							
	денна форма				заочна форма			
	усього	у тому числі			усього	у тому числі		
		л	лаб.	с.р.		л	лаб.	с.р.
1	2	3	4	5	6	7	8	9
Змістовий модуль 1. Сучасні уявлення про будову атома і хімічний зв'язок								
Тема 1. Сучасне трактування основних понять і законів хімічної стехіометрії.	5	2	2	1	2.5	0.5	-	4
Тема 2. Сучасні уявлення про будову атомів хімічних елементів	8	4	2	2	7	0.5	-	6
Тема 3. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва.	6	2	2	2	4.5	0.5	-	4
Тема 4. Хімічний зв'язок і будова молекул.	6	2	2	2	7	0.5	-	8
Тема 5. Сучасна систематика неорганічних сполук і хімічних реакцій.	9	2	4	3	9	0.5	0.5	6
Разом за змістовим модулем 1:	34	12	12	10	30	2.5	0.5	28
Змістовий модуль 2. Основні закономірності хімічних перетворень								
Тема 6. Енергетика хімічних процесів	6	2	2	2	3	-	-	4
Тема 7. Хімічна кінетика та хімічна рівновага.	6	2	2	2	3.5	0.5	-	4
Тема 8. Фізико-хімічна природа розчинів.	8	2	4	2	11	0.5	0.5	6
Тема 9. Гідроліз солей.	6	2	2	2	5.5	0.5	0.5	4
Тема 10. Окисно-відновні процеси та умови їх перебігу.	8	4	2	2	10	0.5	-	10
Разом за змістовим модулем 2:	34	12	12	10	33	2	1	28
Змістовий модуль 3. Особливості хімії елементів та їх сполук								
Тема 11. Загальні властивості неметалів та їх найважливіших сполук.	6	2	2	2	5	0.5	-	8
Тема 12. Неметали VII – IV груп та їх найважливіші сполуки	8	2	2	4	10	0.5	-	8

Тема 13. Загальні властивості металів.	8	2	2	4	12	0.5	0.5	10
Разом за змістовим модулем 3:	22	6	6	10	27	1.5	0.5	26
Усього годин:	90	30	30	30	90	6	2	82
Курсовий проект (робота) з _____ (якщо є в робочому навчальному плані)	-	-	-	-	-	-	-	-
Усього годин:	90	30	30	30	90	6	2	82

4. Теми семінарських занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	-	

5. Теми практичних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	-	

6. Теми лабораторних занять

	№п/п	Тема заняття	Кількість годин
Змістовий модуль №1. Сучасні уявлення про будову атома і хімічний зв'язок			
М1	1.	Обладнання хімічної лабораторії. Основні правила роботи. Техніка безпеки. Методи виконання хімічного експерименту.	1
	2.	Розрахунки за стехіометричними законами (масові частки елементів у сполуках, виходу продуктів реакції, еквіваленту речовин ін.)	1
	3.	Складання електронних формул атомів та визначення валентного стану, ступенів окиснення елементів у сполуках.	2
	4.	Експериментальне дослідження зміни властивостей елементів та їх сполук по періодах і групах періодичної системи Д.І. Менделєєва.	2
	5.	Експериментальне вивчення особливостей хімічних властивостей полярних і неполярних сполук, йонних кристалів. Дослідження впливу водневого зв'язку на хімічні властивості сполук.	2
	6.	Одержання та хімічні властивості оксидів, гідроксидів, солей (середніх, кислих, основних).	2
	7.	Лабораторні дослідження генетичного зв'язку між класами неорганічних сполук.	2
Змістовий модуль №2. Основні закономірності хімічних перетворень			
М2	10.	Одержання сполук в кристалічному та аморфному стані. Визначення теплового ефекту реакцій нейтралізації та розчинення безводної солі.	2
	11.	Дослідження впливу температури та концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції.	2
	12.	Реакції в розчинах електролітів. Лабораторні дослідження хімічних властивостей розчинів електролітів.	2
	13.	Експериментальне вивчення процесу гідролізу солей та факторів, що впливають на нього.	2
	14.	Експериментальне вивчення впливу середовища на перебіг окисно-відновних реакцій.	2
	15.	Гальванічні елементи. Електроліз та його застосування.	2
Змістовий модуль №2. Основні закономірності хімічних перетворень			
М3	18.	Хімія сполук біогенних елементів.	2
	19.	Експериментальне дослідження хімічних властивостей сполук елементів VII-A - IV-A груп.	2
	20.	Дослідження хімічних властивостей металів.	2

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

Контрольні питання з курсу "ХІМІЯ I"(загальна, органічна)

(спеціальність 187 – Деревообробні та меблеві технології)

1. Основні напрямки хімізації деревооброблювальної промисловості.
2. Основні поняття атомно-молекулярного вчення: молекула, атом, хімічний елемент, проста та складна речовина, відносна атомна та молекулярна маси, моль, молярна маса.
3. Основні стехіометричні закони хімії та їх застосування.
4. Основні положення сучасної теорії будови атома. Хвильова природа електрона. Поняття про орбіталь, енергетичні рівні та підрівні, їх ємкість, електронну оболонку атома. Квантові числа.
5. Послідовність заповнення орбіталей електронами. Принцип Паулі, правило Хунда, правила Клечковського. Електронні та електронно-графічні формули атомів, їх застосування для визначення валентних станів та ступенів окиснення елементів у сполуках.
6. Періодична система Д.І. Менделєєва, її структура. Поняття про групи, підгрупи, періоди, s-, p-, d-елементи. Сучасне формулювання періодичного закону.
7. Основні закономірності періодичної системи: зміна радіусів атомів, енергії іонізації, електронегативності, кислотно-основних, окисно-відновних, металічних та неметалічних властивості елементів по періодах і групах.
8. Сучасні уявлення про хімічний зв'язок. Основні характеристики хімічного зв'язку. Типи хімічного зв'язку.
9. Ковалентний зв'язок. Обмінний та донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Властивості ковалентного зв'язку.
10. Йонний зв'язок. Відмінності йонного та ковалентного зв'язків.
11. Водневий зв'язок. Механізм його утворення та особливості, роль в утворенні асоціатів.
12. Металічний зв'язок. Механізм його утворення.
13. Хімічний зв'язок та валентність. Хімічний зв'язок та властивості сполук.
14. Сучасна номенклатура та принципи класифікації неорганічних сполук. Одержання та хімічні властивості кислих, основних, подвійних, змішаних солей. Генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук.
15. Класифікація хімічних реакцій.
16. Хімічна кінетика. Основні поняття хімічної кінетики. Швидкість хімічних реакцій. Фактори, що впливають на неї. Закон діючих мас. Правило Вант-Гоффа. Поняття про каталіз та його природу.
17. Необоротні та оборотні реакції. Хімічна рівновага. Константа рівноваги. Вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу. Зміщення хімічної рівноваги.
18. Загальні уявлення про дисперсні системи. Класифікація дисперсних систем, їх властивості та методи одержання. Поняття про розчини, їх роль у системі живлення рослин. Фізико-хімічна природа розчинів. Сольватація і тепловий ефект розчинення. Поняття про кристалогідрати. Способи вираження концентрації розчинів.
19. Властивості розчинів електролітів. Основні положення теорії електролітичної дисоціації. Механізм електролітичної дисоціації. Кількісні характеристики процесу дисоціації: ступінь та константа електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації слабких електролітів, її взаємозв'язок зі ступенем дисоціації. Амфотерні електроліти. Реакції в розчинах електролітів. Йонні рівняння реакцій.
20. Колігативні властивості розчинів неелектролітів. Зміна температури замерзання та кипіння. Поняття про криоскопію та ебуліоскопію. Осмос. Осмотичний тиск. Значення осмотичних ефектів в життєдіяльності живих організмів.
21. Фізичний зміст поверхневих явищ (адсорбції, когезії, адгезії). Сорбційні процеси та їх теоретичне обґрунтування. Адсорбція фізична та хімічна (хемосорбція). Поверхнево-

активні (ПАР) і поверхнево-інертивні речовини. Гідрофільні і гідрофобні тверді тіла. Явища змочування та розтікання, їх практичне значення.

22. Вода як слабкий електроліт. Йонний добуток води. Водневий і гідроксильний показники. Способи вимірювання рН. Загальні відомості про індикатори. Характеристика середовища розчинів за допомогою рН. Буферні розчини. Механізм буферної дії.

23. Суть та причини гідролізу солей. Значення процесу гідролізу для життєдіяльності рослин. Типи гідролізу солей. Поняття про явище повного гідролізу. Константа та ступінь гідролізу солей. Фактори, що впливають на зміщення хімічної рівноваги процесів гідролізу. Шляхи керування процесами гідролізу. Вплив процесів гідролізу на реакцію середовища ґрунтового розчину. Поняття про хімічну меліорацію ґрунтів.

24. Загальні поняття про окисно-відновні процеси. Найважливіші окисно-відновні процеси, що відбуваються у рослинах, ґрунтах, природних водах.

25. Ступінь окиснення елементів у сполуках. Типові окисники та відновники. Окисно-відновна двоїстість. Правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

26. Класифікація окисно-відновних реакцій. Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій. Поняття про окисно-відновні потенціали. Умови перебігу окисно-відновних реакцій та визначення їх напрямку.

27. Основи електрохімії. Гальванічні елементи. Хімічні джерела електричного струму, їх будова, принцип роботи.

28. Суть процесу електролізу та його кількісні характеристики. Електроліз розплавів і розчинів. Закони Фарадея. Практичне застосування електролізу.

29. Поняття про корозію металів. Види корозійних руйнувань. Загальна характеристика корозійних процесів. Хімічна та електрохімічна корозія. Швидкість корозії та фактори, що впливають на неї. Методи захисту металів та техніки від корозії.

30. Поняття про біогенні макро- та мікроелементи. Їх біологічне значення. Застосування сполук цих елементів у системі живлення та захисту лісових і садово-паркових культур.

31. Своєрідність електронної будови атома гідрогену. Положення гідрогену в періодичній системі та специфічність його властивостей. Способи добування, фізичні та хімічні властивості водню. Застосування водню та його сполук.

32. Вода. Значення води у життєдіяльності дерев, кущів, квітів. Роль води як розчинника. Геометрія і фізичні властивості її молекул. Аномалії рідкого і твердого станів води. Хімічні властивості води. Твердість води. Тимчасова та постійна твердість води. Способи її усунення. Природна вода та способи її очищення.

33. Загальна характеристика неметалів VII – IV груп. Особливості електронної будови їх атомів, типові валентності та ступені окиснення у сполуках. Поширеність у природі, фізичні та хімічні властивості.

34. Особливості хімії Флуору та його сполук. Фтороводень, фторидна кислота, фториди; їх хімічні властивості. Хімія Хлору та його сполук. Хлороводень, хлоридна кислота, хлориди; їх хімічні властивості. Особливості хімії сполук Броду, Йоду. Сполуки Флуору, Хлору, Броду, Йоду в технологіях зберігання та оброблювання деревини.

35. Хімія Оксигену, Сульфуру та їх сполук. Значення кисню в життєдіяльності рослин, технологічних процесах. Пероксид водню, його кислотні та окисно-відновні властивості. Добування та хімічні властивості гідрогенсульфіду, оксидів сульфуру, сульфатної, сульфідної, сульфідної кислот та їх солей. Препарати живлення та захисту лісових і садово-паркових культур на основі сульфурвмісних сполук. Сульфатна кислота у виробництві мінеральних добрив, деревооброблювальній промисловості.

36. Фізичні та хімічні властивості азоту і фосфору. Одержання та хімічні властивості сполук Нітрогену: амоніаку, амоній гідроксиду, оксидів нітрогену, нітратної, нітритної кислот, їх солей. Азотні добрива. Антипірени.

37. Одержання та хімічні властивості сполук фосфору: оксидів, моно- та поліфосфатних кислот, фосфатів, полі фосфатів. Асортимент фосфорних добрив, їх хімічні властивості.

38. Хімічні властивості та застосування неорганічних сполук Карбону: карбон(IV) оксиду, карбонатної кислота, карбонатів, гідрогенкарбонатів. Роль вуглекислого газу в життєдіяльності рослин. Парниковий ефект вуглекислого газу.

39. Способи одержання та хімічні властивості сполук, що застосовують як засоби хімічного захисту деревини та для виготовлення вогнезахисних і антисептичних препаратів.

40. Загальна характеристика металічного стану. Положення металів у періодичній системі елементів. Особливості електронної будови їх атомів. Фізичні та хімічні властивості металів. Закономірності зміни їх хімічної активності по періодах і групах періодичної системи. Електрохімічний ряд напруг металів та висновки з нього.

41. Натрій, Калій, Магній, Кальцій як біологічно активні елементи. Їх роль у життєдіяльності рослин. Калійні добрива. Сполуки Кальцію у заходах хімічної меліорації ґрунтів.

42. Участь сполук біогенних металів (Cu, Zn, Co, Ni, Mn, Fe, V, Mo та ін.) у процесах, що відбуваються в живій природі: йонного обміну, гідролізу, окиснення-відновлення.

43. Особливості електронної будови атомів металів побічних підгруп: Купруму, Цинку, Мангану, родини Феруму. Їх фізичні та хімічні властивості. Валентність та типові ступені окиснення у сполуках. Застосування у системі захисту рослин.

44. Використання сполук Ti, Zn, Pb, Fe як пігментів в складі фарб (емалей). Сполуки Fe, Cr, Cu та інших металів, що використовують для протравлення деревини. Засоби хімічного захисту деревини.

7. Комплекти тестів для визначення рівня засвоєння знань студентами

Колоквіум з модулю № 1.

« Сучасні уявлення про будову атома і хімічний зв'язок »

Варіант № 1

1. Розкрити сучасні уявлення про стан електрона в атомі.
2. Дати характеристику елементів з порядковими номерами № 24, № 38

** Для відповіді застосувати таку *схему*:

- згідно з розміщенням елемента в періодичній системі визначити:

- властивості елемента - метал чи неметал;
- загальну кількість електронів, кількість енергетичних рівнів, кількість валентних електронів;

- скласти електронну та електронно-графічну формули.

- проаналізувати валентні можливості та ступені окислення елемента.

- навести приклади сполук (оксиди, гідроксиди), що їм відповідають.

- підтвердити рівняннями реакцій їх хімічні властивості.

3. Визначити типи хімічного зв'язку в сполуках:

- купрум(II) оксид;
- амоній бромід;
- кальцій сульфат;
- цинк гідроксид;
- йод.

4. Дати відповіді на тестові завдання:

1. Встановіть відповідність між квантовими числами та їх можливими значеннями:

(100)	А головне (n);	1. $+\frac{1}{2}$ та $-\frac{1}{2}$;
	Б побічне (l);	2. від $+l$ до $-l$, зокрема 0;
	В магнітне (m_l);	3. від 1 до ∞ ;
	Г спінове (m_s);	4. від 0 до $n-1$.

2. Спінове квантове число характеризує ...

(50) *(впишіть вірну відповідь словами)*

3. Значення орбітального квантового числа обчислюється за формулою ...

(50) *(впишіть формулу)*

4. Кількість орбіталей на f-підрівні становить ...

(50) *(впишіть вірну відповідь цифрою)*

5. Максимальна кількість електронів на d-підрівні становить ...

(50) *(впишіть вірну відповідь числом)*

6. Встановіть відповідність між типом елемента та валентними електронами в його атомі:

(100)	А s - елемент	1. $3d^04s^24p^0$;
	Б p - елемент;	2. $3d^04s^24p^6$;
	В d - елемент;	3. $3d^64s^24p^0$;

7. Послідовність заповнення орбіталей електронами визначається правилом:

(50) **1.** Гунда; **2.** Клечковського; **3.** Вант-Гоффа; **4.** Паулі

8. Послідовність заповнення орбіталей електронами має вигляд:

(75) **1.** ...3s,3p,3d,4s,4p,4d,5s...; **3.** ...3s,3p,4s,3d,4p,4d...;

2. ...4s,3d,4p,5s,4d,5p...; **4.** ...2s,2p,3s,3p,3d,4s,4p,5s,4d...

Колоквіум з модулю № 1.
« Сучасні уявлення про будову атома і хімічний зв'язок »
Варіант № 2

1. Поняття про електронну оболонку атома, її ємкість
2. Дати характеристику елементів з порядковими номерами № 35, № 48

** Для відповіді застосувати таку *схему*:

- згідно з розміщенням елемента в періодичній системі визначити:
 - властивості елемента - метал чи неметал;
 - загальну кількість електронів, кількість енергетичних рівнів, кількість валентних електронів;
- скласти електронну та електронно-графічну формули.
- проаналізувати валентні можливості та ступені окислення елемента.
- навести приклади сполук (оксиди, гідроксиди), що їм відповідають.
- підтвердити рівняннями реакцій їх хімічні властивості.

3. Визначити типи хімічного зв'язку в сполуках:

- манган(II) гідросокарбонат;
- алюміній оксид;
- ферум(III) сульфат;
- цинк нітрат;
- азот.

4. Дати відповіді на тестові завдання:

1. Схеми перетворення $CI^0 \rightarrow CI^- \rightarrow CI^+$ відповідає така послідовність:

(100)	1. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; 2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;	3. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; 4. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
-------	--	--

2. Встановіть відповідність між атомом елемента та кількістю збуджених станів, що він має:

(100)	А хлор; Б фосфор; В барій; Г натрій;	1. один; 2. два; 3. три; 4. жодного.
-------	---	---

3. Загальна електронна формула зовнішнього енергетичного рівня атомів лужних металів має вигляд:

(75)	1. ns^1 ; 2. ns^2 ;	3. $ns^2 np^5$; 4. $ns^2 np^6$.
------	--	--

4. Магнітне квантове число може мати значення ...

(50)	(впишіть вірну відповідь літерами та числами)
------	---

5. Кількість орбіталей на енергетичному підрівні визначається значенням ... квантового числа.

(50)	(впишіть вірну відповідь одним словом)
------	--

6. Максимальна кількість електронів на s-підрівні становить ...

(50)	(впишіть вірну відповідь цифрою)
------	----------------------------------

7. Встановіть відповідність між типом елемента та валентними електронами його атома:

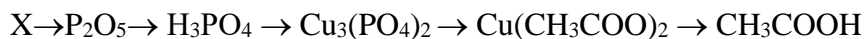
(100)	А s - елемент Б p - елемент; В d - елемент;	1. $3d^0 4s^2 4p^1$; 2. $3d^0 4s^1 4p^0$; 3. $3d^1 4s^2 4p^0$;
-------	--	--

8. З перелічених характеристик атомів елементів періодично змінюються:

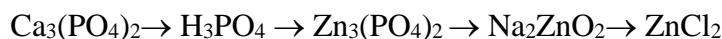
(50)	1. заряд ядра атома; 2. ступені окиснення;	3. кількість енергетичних рівнів в атомі; 4. кількість валентних електронів.
------	---	---

Колоквіум з модулю № 1
«Сучасна систематика неорганічних сполук і хімічних реакцій»
Варіант № 1

- Охарактеризувати хімічні властивості сульфатної кислоти.
- Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення :



↓



- Написати всі можливі реакції, що відбуваються між ферум (III) гідроксидом і хлоридною кислотою. Дати назву продуктам реакцій.
- Закінчити рівняння реакцій:

$Ca(OH)_2 + N_2O_3 \rightarrow$	$AgNO_3 + HCl \rightarrow$
$KOH + Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow$	$Zn(OH)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow$
$CoO + HBr \rightarrow$	$KHCO_3 + KOH \rightarrow$
- Скласти структурно-графічні формули сполук: калій сульфату, манган (II) гідроксонітрату, кальцій карбонату, нітратної кислоти.
- Дати відповіді на тестові завдання:

1. Встановіть відповідність між класом неорганічних сполук та їх прикладами:

(50)	<table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="width: 50%;">А оксиди</td> <td style="width: 50%;">1. H_3PO_4</td> </tr> <tr> <td>Б основи</td> <td>2. $Ca_3(PO_4)_2$</td> </tr> <tr> <td>В кислоти</td> <td>3. CuO</td> </tr> <tr> <td>Г солі</td> <td>4. $CuSO_4$</td> </tr> </table>	А оксиди	1. H_3PO_4	Б основи	2. $Ca_3(PO_4)_2$	В кислоти	3. CuO	Г солі	4. $CuSO_4$	<table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="width: 50%;">5. N_2O_5</td> <td style="width: 50%;">6. $NaOH$</td> </tr> <tr> <td>7. $Ca(OH)_2$</td> <td>8. HNO_3</td> </tr> </table>	5. N_2O_5	6. $NaOH$	7. $Ca(OH)_2$	8. HNO_3
А оксиди	1. H_3PO_4													
Б основи	2. $Ca_3(PO_4)_2$													
В кислоти	3. CuO													
Г солі	4. $CuSO_4$													
5. N_2O_5	6. $NaOH$													
7. $Ca(OH)_2$	8. HNO_3													

2. Солі, утворені кислотою H_2SO_4 , називаються ...

(50) (впишіть відповідь одним словом)

3. Сіль $Cr_2(SO_4)_3$ утворюється під час взаємодії H_2SO_4 з:

(50) 1. $Cr(OH)_3$; 2. CrO_3 ; 3. Cr_2O_3 4. $H_2Cr_2O_7$.

4. Стосовно кислих солей вірними є твердження:

(50)
 1. продукт неповного заміщення гідроксильних груп основи на кислотний залишок;
 2. продукт неповного заміщення водню багатоосновної кислоти на метал чи йон амонію;
 3. утворюються під час взаємодії надлишку кислоти з основою;
 4. утворюються під час взаємодії надлишку основи з кислотою.

5. Взаємодією купрум (II) гідроксиду з ортофосфатною кислотою можна отримати (залежно від умов) таку кількість солей ...

(100) (впишіть вірну відповідь цифрою, складіть рівняння реакцій)

6. Продуктом взаємодії натрій гідроксиду з карбонатною кислотою є кисла сіль складу ...

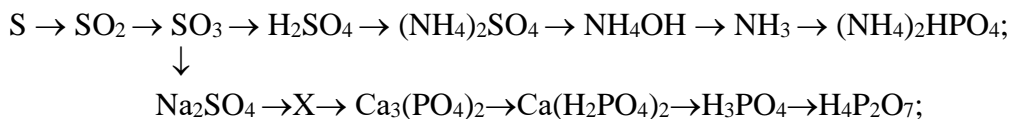
(75) (впишіть формулу і назву цієї солі)

7. Всі солі середні в ряді сполук:

(50)
 1. $FeOHCO_3$, $CaOHCl$, $CuOHNO_3$;
 2. $NaHCO_3$, $ZnHPO_4$, $Cu(HCO_3)_2$;
 3. $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $Cu(NO_3)_2$, $MgCl_2$.

Колоквіум з модулю № 1
«Сучасна систематика неорганічних сполук і хімічних реакцій акцій»
Варіант № 2

- Охарактеризувати хімічні властивості кальцій гідроксиду.
- Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення :



- Написати всі можливі реакції, що відбуваються між купрум (II) гідроксидом та нітратною кислотою. Дати назву продуктам реакцій.
- Закінчити рівняння реакцій:

$N_2O_5 + H_2O \rightarrow$	$Pb(NO_3)_2 + KJ \rightarrow$
$Ca(NO_3)_2 + K_3PO_4 \rightarrow$	$Al(OH)_3 + KOH \rightarrow$
$SO_3 + MgO \rightarrow$	$NaOH + NH_4Cl \rightarrow$
- Скласти структурно-графічні формули сполук: ферум(III) дигідрогенфосфату, натрій силікату, цинк гідроксонітрату, алюміній гідроксиду.
- Дати відповіді на тестові завдання:

- Встановіть відповідність між хімічними властивостями оксидів та їх прикладами:**

(50)	А основний оксид Б кислотний оксид В амфотерний оксид	1. Sb_2O_3 2. N_2O_3 3. Li_2O	5. PbO_2 6. SO_3 7. CaO
------	--	--	--

- Солі, утворені кислотою H_2S , називаються ...**

(50) (впишіть вірну відповідь одним словом)

- Сіль $MnSO_4$ можна отримати взаємодією H_2SO_4 з:**

(75) 1. MnO_2 ; 2. MnO ; 3. Mn_2O_7 ; 4. $KMnO_4$.

- Стосовно основних солей вірними є твердження:**

(50) 1. продукт неповного заміщення OH^- груп основи на кислотний залишок;
 2. продукт неповного заміщення гідрогену кислоти на метал чи йон амонію;
 3. утворюються під час взаємодії надлишку кислоти з основою;
 4. утворюються під час взаємодії надлишку основи з кислотою.

- Взаємодією ферум(III) гідроксиду з сульфатною кислотою можна отримати (залежно від умов) таку кількість солей ...**

(100) (впишіть вірну відповідь цифрою, складіть рівняння реакцій)

- Продуктами взаємодії нітроген(IV) оксиду з водою є ...**

(75) (впишіть формули і назви цих сполук)

- Всі солі кислі в ряді сполук:**

(50)

1. $AlOHSO_4$,	$MgOHCl$,	$FeOHNO_3$;
2. $LiHCO_3$,	$CuHPO_4$,	$Mn(HCO_3)_2$;
3. $FeSO_4 \cdot 7H_2O$,	$Ni(NO_3)_2$,	$MgCl_2$.
4. $FeOHSO_4$,	$Ni(NO_3)_2$,	KH_2PO_4 .

Колоквіум з модулю № 2
«Основні закономірності хімічних перетворень»
Варіант № 1

- Сформулюйте основні положення теорії електролітичної дисоціації.
- Складіть рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді:



- Написати рівняння дисоціації електролітів: цинк гідроксиду, калію гідрогенкарбонату, сульфатної кислоти. Для слабких електролітів скласти вираз константи дисоціації.
- Написати молекулярні та йонні рівняння реакцій гідролізу солей: цинк ацетату, алюміній сульфату, амоній гідрогенфосфату, хром(III) сульфід, купрум (II) хлориду, натрій карбонату. Вказати середовище їх водних розчинів.
- Підібрати індикатор, за допомогою якого можна на практиці визначити рН цих розчинів.
- Дати відповіді на тестові завдання:

- Процес розпаду електролітів на йони під впливом полярних молекул розчинника або при розплавленні називають ...**

(50)

(впишіть вірну відповідь словами)

- Встановіть відповідність між силою електроліту та прикладом сполук:**

(100)

А сильні електроліти	1. CH_3COOH ;	5. CaO ;
Б слабкі електроліти	2. CO_2 ;	6. $Fe(OH)_3$;
В середньої сили	3. $(NH_4)_3PO_4$;	7. H_2SO_3 ;
Г неелектроліти	4. NH_4OH ;	8. $Mg(NO_3)_2$

- Розташуйте в порядку зростання сили електроліту карбонатну, сульфатну, фосфатну, хлоратну(VII) кислоти**

(75)

(впишіть вірну послідовність формулами)

- Встановіть відповідність між електролітом та кількістю ступенів його дисоціації:**

(100)

А $Fe(OH)_3$	В $Mn(OH)_4$	1. одна;	3. три;
Б $Mg(NO_3)_2$	Г H_2CO_3	2. дві;	4. чотири

- Вираз $K_{дис}$ сульфідної кислоти за першим ступенем має вигляд ...**

(75)

(впишіть вірну відповідь формулою)

- Концентрований водний розчин проводить електричний струм гірше за розбавлений у випадку:**

(75)

1. кухонної солі;	3. сульфатної кислоти;
2. соляної кислоти;	4. ацетатної кислоти.

- На величину ступеня електролітичної дисоціації впливають такі фактори ...**

(75)

(впишіть вірну відповідь словами)

- Ступінь дисоціації ацетатної кислоти зростає у разі:**

(75)

1. додавання натрій гідроксиду;	3. розбавлення розчину;
2. додавання натрій ацетату;	4. охолодження розчину

Колоквіум з модулю № 2
«Основні закономірності хімічних перетворень»
Варіант № 2

- Охарактеризувати кількісні характеристики процесу електролітичної дисоціації.
- Написати рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді:



- Написати рівняння дисоціації електролітів: плюмбум(II) гідроксиду, купрум(II) гідрогенкарбонату, монофосфатної кислоти. Для слабких електролітів скласти вираз константи дисоціації.
- Написати молекулярні та йонні рівняння реакцій гідролізу солей: купрум(II) нітриту, ферум(III) нітрату, цинк гідрогенсульфату, калій фосфату, алюміній сульфід, магній бромід. Вказати середовище їх водних розчинів.
- Підібрати індикатор, за допомогою якого можна на практиці визначити рН цих розчинів.
- Дати відповіді на тестові завдання:

- Відношення числа молекул електролітів, що розпалися на йони, до загального числа молекул в розчині називають ...**

(50)

(впишіть відповідь словами і позначенням)

- У водному розчині ступінчасто дисоціюють електроліти:**

(50)

1. H_2SO_3 ; **2.** $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; **3.** $\text{Ca}(\text{OH})_2$; **4.** KH_2PO_4 .

- Скорочене йонне рівняння $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ відповідає взаємодії між:**

(100)

1. нітритною кислотою і натрій гідроксидом;
2. хлоридною кислотою і барій гідроксидом;
3. фосфатною кислотою і калій гідроксидом;
4. сульфатною кислотою і купрум (II) гідроксидом.

- Основними положеннями електролітичної дисоціації є:**

(75)

1. дисоціація відбувається під час розчинення електроліту в полярному розчиннику чи в процесі розплавлення;
2. електролітична дисоціація у розчинах підлягають речовини з йонними або ковалентними неполярними зв'язками;
3. дисоціація – процес оборотній;
4. йони у водних розчинах оточені гідратною оболонкою.

- Розташуйте в порядку зростання сили електроліту гідроксиди магнію, натрію, амонію, алюмінію.**

(75)

(впишіть вірну послідовність формулами)

- Встановіть відповідність між силою електроліту та прикладом сполук:**

(100)

А сильні електроліти	1. H_2CO_3 ;	5. Fe_2O_3 ;
Б слабкі електроліти	2. $\text{Mg}(\text{OH})_2$;	6. CuO ;
В середньої сили	3. NaCl ;	7. K_2SO_3 ;
Г неелектроліти	4. H_3PO_4 ;	8. $\text{Ca}(\text{OH})_2$

- Встановіть відповідність між електролітом та кількістю ступенів його дисоціації:**

(100)

А. $\text{Pb}(\text{OH})_2$	В. $\text{Ti}(\text{OH})_4$	1. одна;	3. три;
Б. $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	Г. H_3PO_4	2. дві;	4. чотири

- Вираз $K_{\text{дис}}$ карбонатної кислоти за першим ступенем має вигляд ...**

(75)

(впишіть вірну відповідь формулою)

Колоквіум з модулю № 3
«Особливості хімії елементів та їх сполук»
Варіант № 1

1. Дати обґрунтовану відповідь, чи має азот у сполуках таки ж ступені окиснення, як фосфор. Навести і порівняти приклади сполук.

2. Скласти молекулярні та йонні рівняння реакцій обміну, гідролізу солей, комплексоутворення. Для окисно-відновних реакцій скласти схему електронного балансу, вказати окисник і відновник.

- | | |
|--|---|
| 1. $MnSO_4 + NOH \rightleftharpoons$ | 6. $K_2Cr_2O_7 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ |
| 2. $KOH + (NH_4)_2SO_4 \rightarrow$ | 7. $H_2O_2 + NaJ + H_2SO_4 \rightarrow$ |
| 3. $AlF_3 + NaF_{(надл.)} \rightarrow$ | 8. $KMnO_4 + (NH_4)_2S + H_2O \rightarrow$ |
| 4. $H_2S + HClO \rightarrow S + HCl... + ...$ | 9. $J_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow$ |
| 5. $PbO_2 + MnSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow HMnO_4 + ...$ | 10. $10. Cu + H_2SO_{4\text{ конц.}} \rightarrow$ |

3. Дати відповіді на тестові завдання:

1. Нітроген у сполуках може виявляти ступені окиснення:

- | | |
|---------------------------------|------------------------------|
| (75) 1. усі парні від 3- до 5+; | 3. усі непарні від 3- до 5+; |
| 2. усі від 1- до 4+; | 4. усі від 3- до 5+. |

2. Хлоридна кислота є відновником під час взаємодії з:

- | | |
|-------------------|--------------|
| (50) 1. PbO_2 ; | 3. CuO ; |
| 2. Ag_2O ; | 4. Fe_2O_3 |

3. В ОВ-реакціях властивості типового відновника мають:

- | |
|--|
| (75) 1. $NaJ, NH_3, FeSO_4$; |
| 2. $KMnO_4, HNO_3$ розб., K_2CrO_4 ; |
| 3. $NaNO_2, HNO_3$ конц., Cl_2 ; |
| 4. $Cr_2(SO_4)_3, K_2S, Al$. |

4. Валентність та ступінь окиснення нітрогену в NH_4Cl становить, відповідно ...

- | |
|---|
| (75) <i>(впишіть вірну відповідь цифрами)</i> |
|---|

5. Флуор у сполуках може виявляти ступені окиснення:

- | | |
|---------------------------------|------------------------------|
| (75) 1. усі парні від 1- до 7+; | 3. усі непарні від 1- до 7+; |
| 2. усі від 1- до 1+; | 4. 1-. |

6. Mn^{7+} в лужному середовищі приймає ... електронів:

- | |
|--|
| (75) <i>(впишіть вірну відповідь цифрою)</i> |
|--|

7. Встановіть відповідність між оксидом неметалу та кислотою, що йому відповідає:

- | | | | |
|---------------|------------|--------------|----------------|
| (75) А SO_2 | В N_2O_3 | 1. HNO_2 ; | 3. H_2SO_3 ; |
| Б SO_3 | Г N_2O_5 | 2. HNO_3 ; | 4. H_2SO_4 . |

8. H_2O_2 у разі взаємодії з $Fe_2(SO_4)_3$ в кислому середовищі утворює сполуку ...

- | |
|--|
| (100) <i>(впишіть формулу сполуки)</i> |
|--|

9. Встановіть відповідність між схемами перетворень та кількістю електронів, що беруть у них участь:

- | | |
|-----------------------------------|-------------------------|
| (75) А $Ca^0 \rightarrow Ca^{2+}$ | 1. + 2 e ⁻ ; |
| Б $Al^{3+} \rightarrow Al^0$ | 2. - 2 e ⁻ ; |
| В $Al^0 \rightarrow Al^{3+}$ | 3. - 3 e ⁻ ; |
| Г $Cu^{2+} \rightarrow Cu^0$ | 4. + 3 e ⁻ . |

10. Розташуйте метали в порядку посилення окисної здатності їх йонів:

- | | | | |
|-------------|--------|--------|--------|
| (75) 1. Cr; | 2. Cu; | 3. Pb; | 4. Au. |
|-------------|--------|--------|--------|

Колоквіум з модулю № 3
« Особливості хімії елементів та їх сполук »
Варіант № 2

1. Прокоментувати, якими хімічними властивостями відрізняються концентрована та розбавлена сульфатна кислота. Написати відповідні рівняння реакцій.

2. Скласти молекулярні та йонні рівняння реакцій обміну, гідролізу солей, комплексоутворення. Для окисно-відновних реакцій скласти схему електронного балансу, вказати окисник та відновник.

- | | |
|--|--|
| 1. $Zn(NO_3)_2 + HOH \rightleftharpoons$ | 6. $K_2SO_3 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow$ |
| 2. $Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ | 7. $CrCl_3 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow$ |
| 3. $Cu_3(PO_4)_2 + NH_4OH_{(надл.)} \rightarrow$ | 8. $MnO_2 + NaBr + H_2SO_4 \rightarrow$ |
| 4. $(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{t} N_2 + Cr_2O_3 + \dots$ | 9. $NaNO_2 + KJ + H_2SO_4 \rightarrow$ |
| 5. $KJ + KJO_3 + HCl \rightarrow J_2 + \dots$ | 10. $Zn + HNO_3_{розб.} \rightarrow$ |

3. Дати відповіді на тестові завдання:

1. **Встановіть відповідність між схемою перетворення та кількістю електронів, що беруть у ньому участь:**

А $Cr^{3+} \rightarrow CrO_4^{2-}$	1. + 6 e ⁻ ;
Б $CrO_4^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$;	2. - 3 e ⁻ ;
В $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+}$;	3. + 3 e ⁻ ;
Г $2Cr^{3+} \rightarrow Cr_2O_7^{2-}$;	4. - 6 e ⁻ .

2. **Вплив середовища на продукти ОВР властивий реакціям за участю:**

(50) 1. сполук Сульфуру;	3. сполук Хрому;
2. сполук Мангану;	4. сполук Феруму;

3. **Неметали розташовані в ... підгрупах періодичної системи**

(50) *(впишіть пропущене слово)*

4. **Взаємодіючи з киснем, неметали утворюють:**

(50) 1. основні оксиди;	3. амфотерні оксиди;
2. кислотні оксиди;	4. кислотні і амфотерні оксиди

5. **Розташуйте галогени в порядку збільшення хімічної активності:**

(75) 1. Br; 2. J; 3. F; 4. Cl.
(впишіть вірну послідовність)

6. **Встановіть відповідність між неметалом та електронною формулою його атома:**

(100) А Si	В Cl	1. ...3s ² 3p ⁵ ;	3. 2s ² 2p ¹ ;
Б O	Г B	2. ...3s ² 3p ² ;	4. 2s ² 2p ⁴

7. **Кислотні властивості вищих оксидів неметалів в групах зверху донизу ...**

(50) *(впишіть вірну відповідь одним словом)*

8. **Встановіть відповідність між сполукою та ступенем окиснення Нітрогену в ній:**

(75) А N ₂	В NaNO ₃	1. 3-;	3. 3+;
Б HNO ₂	Г NH ₃	2. 0;	4. 5+

9. **Активність металів у ряді Li → Na → K → Rb → Cs:**

(50) 1. зменшується;	3. не змінюється;
2. спочатку зростає потім зменшується;	4. збільшується.

10. **В електрохімічному ряді стандартних електродних потенціалів металів зліва направо відновна здатність металів ...**

(впишіть вірну відповідь одним словом)

8. Методи навчання

Для досягнення кінцевої мети навчання під час викладання хімії застосовуються мотиваційні, організаційно-ділові і контрольні-оцінювальні методи навчання.

Мотиваційні методи спрямовані на формування у студентів інтересу до пізнавальної діяльності і відповідальності за навчальну працю. Такими методами є наповнення занять інформацією про значення хімії, її досягнення у розвитку людства, взагалі, і для подальшого навчання та майбутньої професійної діяльності фахівця, зокрема.

Організаційно-ділові методи забезпечують організацію навчального процесу і мисленевої діяльності студента індуктивного, дедуктивного, репродуктивного і пошукового характеру. За джерелами знань серед цих методів розрізняють інформаційно-повідомлювальні (словесні) – розповідь, пояснення, бесіда, лекція, дискусія, інструктаж; наочне-демонстраційні – ілюстрації, спостереження; практичні – лабораторні роботи, індивідуальні завдання, вправи, реферати.

Контрольно-оцінювальні методи пов'язані з контролем за навчальною діяльністю (контрольні роботи, тести, колоквіуми, співбесіди, семінари, захист лабораторних робіт і рефератів, екзамени, самоконтроль і самооцінка).

За характером логіки пізнання застосовуються аналітичні, синтетичні і аналітико-синтетичні прийоми навчання.

Ефективність навчання підвищується широким використанням активних і інтерактивних методів навчання: проблемні ситуації і лекції, творчі і дослідницькі завдання, створення умов для самореалізації студентів, діалогу, співпраці і змагання між ними, індивідуалізації навчання.

9. Форми контролю

Засобом підвищення ефективності навчального процесу є застосування певної стимулюючої системи контролю навчальної роботи студентів, яка складається в курсі хімії з таких видів контролю:

попередній – проводиться на початку вивчення дисципліни в формі тестової перевірки залишкових знань з шкільного курсу хімії і підготовленості студентів до сприйняття нових знань;

поточний – проводиться на всіх аудиторних заняттях шляхом спостереження за роботою студентів і у формі фронтального опитування;

тематичний – перевірка, оцінка і корекція засвоєння знань з певної теми у формі тематичних семінарів, захисту лабораторних робіт або тематичної контрольної роботи;

модульний – перевірка оволодіння матеріалом достатньо великого обсягу у формах модульної тестової контрольної роботи, колоквіуму, захисту реферату або індивідуального завдання;

підсумковий – контроль за атестаційний період по сукупності результатів тематичного і модульного контролів;

заключний – визначення і оцінка успішності за весь період вивчення дисципліни, проводиться у формі тестового екзамену.

10. Розподіл балів, які отримують студенти

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

Оцінка національна	Рейтинг здобувача вищої освіти, бали
Відмінно	90-100
Добре	74-89
Задовільно	60-73
Незадовільно	0-59

Для визначення рейтингу студента із засвоєння дисципліни $R_{\text{дис}}$. (до 100 балів) одержаний рейтинг з атестації (до 30 балів) додається до рейтингу студента з навчальної роботи $R_{\text{НР}}$ (до 70 балів)

Поточний контроль			Рейтинг з навчальної роботи $R_{\text{НР}}$	Рейтинг з додаткової роботи $R_{\text{ДР}}$	Рейтинг штрафний $R_{\text{ШТР}}$	Підсумкова атестація (екзамен чи залік)	Загальна кількість балів
Змістовий модуль 1	Змістовий модуль 2	Змістовий модуль 3					
100	100	100	70	20	5	30	100

Примітки. 1. Відповідно до «Положення про кредитно-модульну систему навчання в НУБіП України», затвердженого ректором університету 03.04.2009 р., рейтинг студента з навчальної роботи $R_{\text{НР}}$ стосовно вивчення певної дисципліни визначається за формулою

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

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

n – кількість змістових модулів;

$K_{\text{ЗМ}}^{(1)}, \dots, K_{\text{ЗМ}}^{(n)}$ – кількість кредитів Європейської кредитної трансферно- накопичувальної системи (ЄКТС) (або годин), передбачених робочим навчальним планом для відповідного змістового модуля;

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

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

$$R_{\text{НР}} = \frac{0,7 \cdot (R_{\text{ЗМ}}^{(1)} + \dots + R_{\text{ЗМ}}^{(n)})}{n}. \quad (2)$$

Рейтинг здобувача вищої освіти з навчальної роботи округлюється до цілого числа.

2.1. **Рейтинг з додаткової роботи $R_{\text{ДР}}$** додається до $R_{\text{НР}}$ і не може перевищувати 20 балів. Він визначається лектором і надається здобувачам вищої освіти рішенням кафедри за виконання робіт, які не передбачені навчальним планом, але сприяють підвищенню рівня їх знань з дисципліни.

Максимальна кількість балів (20) надається здобувачу вищої освіти за:

- отримання диплому I-го ступеню переможця студентської наукової конференції навчально-наукового інституту чи факультету (коледжу) з відповідної дисципліни;
- отримання диплому переможця (I, II чи III місце) II-го етапу Всеукраїнської студентської олімпіади з дисципліни чи спеціальності (напряму підготовки) у поточному навчальному році;
- отримання диплому (I, II чи III ступеню) переможця Всеукраїнського конкурсу студентських наукових робіт з відповідної дисципліни у поточному навчальному році;
- авторство (співавторство) у поданій заявці на винахід чи отриманому патенті України з відповідної дисципліни;
- авторство (співавторство) у виданій науковій статті з відповідної дисципліни;
- виготовлення особисто навчального стенду, макету, пристрою, приладу; розробка комп'ютерної програми (за умови, що зазначене використовується в освітньому процесі при викладанні відповідної дисципліни).

2.2. **Рейтинг штрафний** $R_{штр}$ не перевищує 5 балів і віднімається від $R_{нр}$. Він визначається лектором і вводиться рішенням кафедри для здобувачів вищої освіти, які невчасно засвоїли матеріали змістових модулів, не дотримувалися графіка роботи, пропускали заняття тощо.

11. Методичне забезпечення

1. Антрапцева Н.М., Пономарьова І.Г., Кочкодан О.Д., Солод Н.В. Загальна хімія. Лабораторний практикум з основами теорії для студентів напрямів 6.090103 – «Лісове та садово-паркове господарство», 6.051801 – «Деревооброблювальні технології». – К.: НУБіПУ, 2015. – 172 с.
2. Антрапцева Н.М., Пономарьова І.Г., Кочкодан О.Д., Солод Н.В. Загальна хімія. Основи теорії та лабораторний практикум для студентів напрямів підготовки 6.090103 «Лісове та садово-паркове господарство», 6.051801 «Деревооброблювальні технології». – К.: НУБіПУ, 2014. – 172 с.
3. Антрапцева Н.М., Пономарьова І.Г. Основи загальної та неорганічної хімії. Навчально-методичний посібник для самостійної роботи студентів напрямів підготовки 6.090103 - "Лісове та садово-паркове господарство", 6.051801 – «Деревооброблювальні технології». – К.: НУБіПУ, 2010. – 158 с.
4. Антрапцева Н.М., Пономарьова І.Г. Кочкодан О.Д. Загальна та неорганічна хімія. Збірник тестових завдань для самостійної роботи студентів напрямів 6.090103 – "Лісове та садово-паркове господарство", 6.051801 – «Деревооброблювальні технології». – К.: НУБіПУ, 2010. – 105 с.

Методичні вказівки для студентів заочної форми навчання

1. Антрапцева Н.М., Пономарьова І.Г. Основи загальної та неорганічної хімії. Навчально-методичний посібник для самостійної роботи студентів заочного відділення напрямів підготовки 6.090103 - "Лісове та садово-паркове господарство", 6.090102 – «Технологія виробництва і переробки продукції тваринництва». - К.: НУБіПУ, 2010. - 158 с.

12. Рекомендована література

- основна

1. Загальна та неорганічна хімія / Карнаухов О. І. та ін. – К.: Фенікс, 2003. 752 с.
2. Загальна хімія / Буря О. І., Повхан М. Ф., Чигвінцева О. П., Антрапцева Н. М. Дн.: Наука і освіта, 2002. 306 с.
3. Хімія / Голубєв А.В. та ін.; за ред. А. В. Голубєва. Київ: Кондор, 2016. 264 с.
4. Загальна хімія: підруч. для студ. нехім. спец. вищ. навч. закл. / Григор'єва В. В. та ін.; за ред. О. А. Голуб. К.: Вища школа, 2009. 471 с.
5. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. К.: Ірпінь, «Перун», 2007. 479 с.

- допоміжна

1. Загальна та неорганічна хімія: у 2 ч. Ч. I / Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. К.: Педагог. преса, 2002. 520 с.; Ч. II / Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. К.: Педагог. преса, 2000. 784 с.
2. Кириченко В. І. Загальна хімія. К.: Вища школа, 2005. 639 с.
3. Термінологічний посібник з хімії / Корнілов М. Ю., Білодід О. І., Голуб О. А. К.: ІЗМН, 1996. 118 с.

13. Інформаційні ресурси

1. <http://himiya.in.ua/>
2. <http://www.chemistry.in.ua/>
3. <http://chemistry-chemists.com/>
4. <http://www.xumuk.ru/>
5. <http://www.hemi.nsu.ru/>
6. <http://www.hij.ru/>
7. <http://n-t.ru/ri/ps/>
8. <http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/Sources.html>
9. <http://him.1september.ru/>
10. <http://all-met.narod.ru/>
11. <http://www.chemistry.ru/>