

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Чорноморський національний університет імені Петра Могили
Медичний інститут

Кафедра фармації, фармакології, медичної, біоорганічної та біологічної хімії

«ЗАТВЕРДЖУЮ»
Перший проректор
Іщенко Н.М.
«27» серпня 2020 року



РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ
ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Галузь знань 22 «Охорона здоров'я»
Спеціальність 226 «Фармація, промислова фармація»

Розробник
Завідувач кафедри розробника
Гарант освітньої програми
Директор інституту
Начальник НМВ

Невинський О.Г.
Оглобліна М.В.
Оглобліна М.В.
Грищенко Г.В.
Шкірчак С.І.



Миколаїв – 2020 рік

1. Опис навчальної дисципліни

Найменування показника	Характеристика дисципліни	
Найменування дисципліни	Загальна та неорганічна хімія	
Галузь знань	22 «Охорона здоров'я»	
Спеціальність	226 «Фармація, промислова фармація»	
Спеціалізація (якщо є)		
Освітня програма	Фармація	
Рівень вищої освіти	Бакалавр	
Статус дисципліни	Нормативна	
Курс навчання	1-й	
Навчальний рік	2020-2021	
Номери семестрів:	Денна форма	Заочна форма
	1-й, 2-й	–
Загальна кількість кредитів ЄКТС/годин	6 кредитів / 180 годин	
Структура курсу: – лекції – практичні заняття (семінарські, лабораторні, півгрупові) – годин самостійної роботи студентів	Денна форма	Заочна форма
	36 год.	–
	54 год.	–
	90 год.	–
Відсоток аудиторного навантаження	50%	
Мова викладання	Українська	
Форма проміжного контролю (якщо є)	1-й семестр – атестація	
Форма підсумкового контролю	2-й семестр – екзамен	

1.1. Програма вивчення навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» складена відповідно до освітньо-професійної програми «Фармація» (ОПП «Фармація»), галузі знань 22 «Охорона здоров'я», спеціальності 226 «Фармація, промислова фармація».

1.2. Опис навчальної дисципліни. Загальна та неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих дисциплін у системі вищої фармацевтичної освіти, знання якої необхідні для плідної, творчої діяльності фахівців у галузі фармації.

Навчальна дисципліна «Загальна та неорганічна хімія» викладається для студентів першого курсу денної форми навчання протягом двох семестрів. На вивчення навчальної дисципліни відводиться 6,0 кредитів ЄКТС – 180 годин (90 аудиторних і 90 години самостійної роботи студента). Програма дисципліни структурована на два блоки, до складу яких входять п'ять розділів.

Знання з неорганічної хімії дозволять майбутньому фахівцю оволодіти найсуттєвішим навичками якісного і кількісного прогнозування вірогідності перебігу хімічних реакцій та встановлення механізмів взаємодії неорганічних речовин, що використовуються в медичній та фармацевтичній практиці, а також їх біотрансформації в організмі людини.

1.3. Предметом вивчення дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є:

- взаємозв'язок хімічних процесів та явищ, що їх супроводжують,
- закономірності між хімічним складом, будовою речовин та їх властивостями
- встановлення ймовірності перебігу і напрямленість хімічних реакцій
- визначення функції речовин у кислотно-основних та окисно-відновних процесах
- фізико-хімічні основи використання неорганічних речовин у медицині та фармації.

1.4. Міждисциплінарні зв'язки. Вивчення дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» безпосередньо спирається на основи хімії в обсязі середньої освіти, а також основи елементарної математики і фізики. Знання теоретичних основ неорганічної хімії необхідні для більш глибокого вивчення аналітичної, фізичної та колоїдної, фармацевтичної, біологічної та токсикологічної хімії, фармакогнозії та технології ліків.

2. Мета, завдання та результати вивчення дисципліни

2.1. Метою викладання навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є формування наукового світогляду студентів, розвиток у них сучасних форм теоретичного мислення та здатності аналізувати явища, формування умінь і навичок для застосування хімічних законів і процесів у майбутній практичній діяльності, грамотне використання хімічних речовин та матеріалів у фармацевтичній галузі.

2.2. Основними завданнями вивчення дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є навчити студентів використовувати основні поняття хімії, основні закони хімії, загальні закономірності перебігу хімічних реакцій, теорію будови атома, теорії хімічних зв'язків, вчення про розчини, загальні відомості про хімічні елементи та їх сполуки у вирішенні конкретних задач у галузі фармації у відповідності до сучасних потреб.

2.3. Компетентності, формуванню яких сприяє дисципліна (взаємозв'язок з нормативним змістом підготовки здобувачів вищої освіти, сформульованим у термінах результатів навчання у ОПП «Фармація».

Згідно з вимогами ОПП дисципліна «Загальна та неорганічна хімія» забезпечує набуття студентами **компетентностей**:

інтегральна: здатність розв'язувати типові та складні задачі та практичні проблеми у професійній фармацевтичній діяльності із застосуванням положень, теорій та методів органічної хімії; інтегрувати знання та вирішувати складні питання, формулювати судження за недостатньої або обмеженої інформації; ясно і недвозначно доносити свої висновки та знання, розумно їх обґрунтовуючи, до фахової та не фахової аудиторії.

загальні (відповідає загальним компетентностям ОППЗК 1,3,5...10):

- здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях;
- здатність спілкуватися державною та іншою мовою як усно, так і письмово;
- вміння виявляти та вирішувати проблеми;
- здатність до пошуку, оброблення та аналізу інформації з різних джерел;
- здатність до міжособистісної взаємодії та командної роботи;
- здатність діяти соціально відповідально та громадянсько свідомо;
- здатність вчитися і бути сучасно навченим;
- здатність приймати обґрунтовані рішення.

спеціальні (фахові, предметні) (відповідає фаховим компетентностям ОПП ФК2, 7, 8,11,12):

- здатність здійснювати професійну діяльність згідно з вимогами санітарно-гігієнічного режиму, охорони праці, техніки безпеки та протипожежної безпеки;
- здатність виробляти (виготовляти) лікарські засоби в умовах аптеки та виконувати технологічні операції у процесі промислового виробництва лікарських засобів;
- здатність виконувати завдання щодо забезпечення якості (у тому числі контролю) лікарських засобів, зокрема забезпечувати належне зберігання лікарських засобів та виробів медичного призначення відповідно до їх фізико-хімічних властивостей;
- здатність надавати домедичну допомогу;
- здатність проводити дослідження у практичній професійній діяльності на відповідному рівні, зокрема визначати лікарські засоби та їх метаболіти у біологічних рідинах та тканинах організму, проводити хіміко-токсикологічні дослідження з метою діагностики гострих отруєнь, наркотичного та алкогольних сп'янінь.

2.4. Результати навчання.

Інтегративні кінцеві програмні результати навчання, формуванню яких сприяє навчальна дисципліна «Загальна та неорганічна хімія» (відповідає програмним результатам навчання ОПП ПРН 1, 5, 8, 9, 18):

- Застосовувати знання з загальних та фахових дисциплін у професійній діяльності.
- Демонструвати знання фармацевтичного порядку і санітарно-гігієнічного режиму, виробничої санітарії та охорони навколишнього середовища, основ безпеки життєдіяльності, охорони праці та пожежної безпеки фармацевтичної промисловості і підприємств оптового та роздрібного фармацевтичного сектору.
- Ідентифікувати основні закономірності технологічних процесів, пов'язаних з промисловим/аптечним виробництвом (виготовленням) лікарських засобів. Виготовляти лікарські засоби з урахуванням особливостей технологічного процесу в умовах аптек.
- Демонструвати знання основ фармацевтичної системи якості при промисловому виробництві ліків та в умовах виробничої аптеки. Проводити заходи щодо забезпечення якості лікарських засобів на стадіях виготовлення, транспортування, зберігання та реалізації.
- Проводити дослідження різних процесів фармацевтичної діяльності, складність яких відповідає певному рівню виконуваних функцій.

У результаті вивчення навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» студент має знати:

- вчення В.І.Вернадського про біосферу;
- класифікацію та номенклатуру неорганічних сполук;
- основні поняття та закони хімії та методи їх використання для вирішення прикладних задач;
- сучасні теорії будови атомів і молекул та залежність властивостей речовини від її складу та будови;
- основні закономірності перебігу хімічних реакцій різного типу;
- властивості та способи виразу складу розчинів;
- властивості хімічних елементів, їх найважливіші сполуки та можливі шляхи перетворення.

має вміти:

- класифікувати та називати неорганічні сполуки;
- трактувати загальні закономірності, що лежать в основі будови речовин;
- класифікувати властивості розчинів неелектролітів та електролітів, розраховувати склад розчинів;
- інтерпретувати та класифікувати основні типи йонної, кислотно-основної і окисно-відновної рівноваги та хімічних процесів для формування цілісного підходу до вивчення хімічних та біологічних процесів;
- користуватись хімічним посудом та зважувати речовини;
- обчислювати відносну похибку експерименту;
- готувати розчини із заданим кількісним складом;
- проводити нескладний хімічний експеримент;
- класифікувати хімічні властивості та перетворення неорганічних речовин;
- проводити якісне визначення деяких катіонів та аніонів;
- трактувати загальні закономірності, що лежать в основі застосування неорганічних речовин у фармації та медицині;
- застосовувати теоретичні основи загальної та неорганічної хімії і набуті експериментальні навички при вивченні профільних дисциплін.

3. Програма навчальної дисципліни

Назви блоків, розділів та тем	Кількість годин		
	усього	у тому числі	
		лек	практ.
Блок 1. Загальна хімія			
<i>Розділ 1. Будова речовини. Загальні закономірності перебігу хімічних процесів.</i>			

Назви блоків, розділів та тем	Кількість годин			
	усього	у тому числі		
		лек	практ.	с.р.с.
Тема 1. Хімія в системі природничих наук. Історія розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення.	3	0,5	0,5	2
Тема 2. Основні закони хімії.	5	1	2	2
Тема 3. Поняття еквівалента речовин.	4,5	0,5	2	2
Тема 4. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук	4,5	2	1,5	1
Тема 5. Будова атома	4	1	1	2
Тема 6. Періодичний закон Д.І. Менделєєва	4	1	1	2
Тема 7. Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук	5	2	2	1
Тема 8. Основні поняття хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Термохімія	3,5	0,5	1	2
Тема 9. Другий закон термодинаміки. Напрявленість хімічних процесів.	3,5	0,5	1	2
Тема 10. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Каталіз	2,5	0,5	1	1
Тема 11. Хімічна рівновага	2,5	0,5	1	1
Розділ 2. Розчини. Іонні рівноваги та обмінні реакції в розчинах.				
Тема 12. Вчення про розчини	3,5	0,5	2	1
Тема 13. Способи вираження складу розчинів	6	1	4	1
Тема 14. Колігативні властивості розчинів	4,5	0,5	2	2
Тема 15. Теорія сильних і слабких електролітів	4	1	1	2
Тема 16. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів	4	–	1	3
Тема 17. Теорії кислот і основ. Дисоціація води. рН	5	1	2	2
Тема 18. Протолітичні процеси	4	1	2	1
Тема 19. Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки	5	2	2	1
Тема 20. Реакції з перенесенням електронів. ОВР. Електрохімічні процеси.	8	1	4	3
Тема 21. Підсумкова тематична контрольна робота за блоком 1.	4	–	2	2
Разом за блоком 1	90	18	36	36
Блок 2. Неорганічна хімія				
Розділ 3. Хімічні елементи біосфери. s-Елементи та їх сполуки.				
Тема 22. Хімічні елементи, їх класифікація	3,5	0,5	–	3
Тема 23. Людина і біосфера	2,5	0,5	–	2
Тема 24. Загальна характеристика s-елементів. Гідроген та його сполуки	3,5	0,5	1	2
Тема 25. s-елементи ІА групи. Лужні метали	3	0,5	0,5	2
Тема 26. s-елементи ІІА групи. Берилій, Магній і лужноземельні елементи	3,5	1	0,5	2
Розділ 4. p-Елементи та їх сполуки.				
Тема 27. Загальна характеристика p-елементів. p-елементи ІІІА групи. Бор і Алюміній	3,5	1	0,5	2
Тема 28. p-елементи ІVА групи. Карбон та його неорганічні сполуки	4	1	1	2
Тема 29. Силіцій та його сполуки	3	0,5	0,5	2
Тема 30. p-елементи ІVА групи. Підгрупа Германію (Германій, Станум, П्लумбум)	3	0,5	0,5	2
Тема 31. p-елементи VА групи. Нітроген та його сполуки	4	1	1	2
Тема 32. Фосфор та його сполуки	3	0,5	0,5	2

Назви блоків, розділів та тем	Кількість годин			
	усього	у тому числі		
		лек	практ.	с.р.с.
Тема 33. <i>p</i> -елементи VA групи. Підгрупа Арсену (Арсен, Стибій, Бісмут)	2,5	0,5	–	2
Тема 34. <i>p</i> -елементи VIA групи. Оксиген та його сполуки	4	1	1	2
Тема 35. <i>p</i> -елементи VIA групи. Сульфур, Селен, Телур	4	1	1	2
Тема 36. <i>p</i> -елементи VIIA групи. Галогени	5	2	2	1
Тема 37. <i>p</i> -елементи VIIIA групи. Благородні гази	3	–	–	3
<i>Розділ 5. d -Елементи та їх сполуки.</i>				
Тема 38. Загальна характеристика <i>d</i> -елементів. Типи хімічних реакцій за їх участю	2,5	0,5	–	2
Тема 39. <i>d</i> -елементи IB групи. Купрум, Аргентум, Аурум	3,5	0,5	1	2
Тема 40. <i>d</i> -елементи IIB групи. Цинк, Кадмій, Меркурій	5	1	1	3
Тема 41. <i>d</i> -елементи IIIB – VB груп. Титан, Ванадій. Лантаноїди.	3	–	–	3
Тема 42. <i>d</i> -елементи VIB групи. Хром та його сполуки	4	1	1	2
Тема 43. <i>d</i> -елементи VIIB групи. Манган та його сполуки	4	1	1	2
Тема 44. <i>d</i> -елементи VIIIB групи. Ферум та його сполуки	4	1	1	2
Тема 45. <i>d</i> -елементи VIIIB групи. Кобальт і Нікол, їх сполуки	4	1	1	2
Тема 46. <i>d</i> -елементи VIIIB групи. Платинові метали	5	–	2	3
Разом за блоком 2	90	18	18	54
Усього годин по дисципліні	180	36	54	90

3.1. Темі лекцій

№	Тема	Кількість годин
1	2	3
Блок 1. Загальна хімія		
1.	Предмет та завдання хімії. Значення неорганічної хімії для розвитку фармації. Атомно-молекулярне вчення, основні поняття та закони хімії	2
2.	Класифікація та номенклатура неорганічних сполук	2
3.	Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва.	2
4.	Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук	2
1	2	3
5.	Основні поняття хімічної термодинаміки. Термохімія. Хімічна кінетика та рівновага	2
6.	Вчення про розчини. Способи виразу складу розчинів. Колігативні властивості розчинів	2
7.	Теорія сильних і слабких електролітів. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів. Протолітичні процеси	2
8.	Теорії кислот і основ. Дисоціація води. рН.	2
9.	Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки. Окисно-відновні реакції	2

Разом за блоком 1		18
Блок 2. Неорганічна хімія		
10.	Хімічні елементи та їх класифікація. Людина і біосфера. Загальна характеристика s-елементів. Гідроген та лужні метали.	2
11.	s-Елементи ІІА групи. Берилій, Магній і лужноземельні елементи. Загальна характеристика p-елементів. p-Елементи ІІІА. Бор, Алюміній	2
12.	p-Елементи ІVА групи. Карбон, Силіцій. Підгрупа Германію.	2
13.	p-Елементи VА групи. Нітроген та Фосфор, їх сполуки. Підгрупа Арсену.	2
14.	p-Елементи VІА. Оксиген та його сполуки. Підгрупа Сульфуру	2
15.	p-Елементи VІІА групи. Галогени	2
16.	Загальна характеристика d-елементів. Елементи ІВ та ІІВ груп. та їхні сполуки	2
17.	d-Елементи VІВ і VІІВ груп. Хром, Манган та їхні сполуки.	2
18.	d-Елементи VІІІВ групи. Ферум, Кобальт і Нікол та їхні сполуки.	2
Разом за блоком 2		18
Усього лекційних годин по дисципліні		36

3.2. Теми семінарських занять (непередбачені)

3.3. Теми практичних занять

№	Тема	Кількість годин
1	2	3
Блок 1. Загальна хімія		
1.	Вступ до практикуму. Атомно-молекулярне вчення. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук	2
2.	Основні закони хімії.	2
3.	Поняття еквівалента речовин.	2
4.	Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва	2
5.	Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук	2
6.	Основні поняття хімічної термодинаміки. Термохімія. Напрявленість хімічних процесів.	2
7.	Швидкість та механізми хімічних реакцій. Хімічна рівновага. <i>Контрольна робота № 1 за розділом 1.</i>	2
8.	Вчення про розчини.	2
9.	Способи вираження складу розчинів	2
10.	Приготування розчинів заданої концентрації	2
11.	Колігативні властивості розчинів	2
12.	Теорія сильних і слабких електролітів. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів	2
1	2	3
13.	Теорії кислот і основ. Дисоціація води. рН	2
14.	Гідроліз солей. <i>Контрольна робота № 2 по темі «Розчини».</i>	2
15.	Координаційні сполуки. Реакції комплексоутворення	2
16.	Окисно – відновні реакції	2
17.	Електрохімічні процеси. <i>Контрольна робота № 3 за розділом 2.</i>	2
18.	Підсумкова тематична контрольна робота за блоком 1 (атестаційна)	2
Разом за блоком 1		36

Блок 2. Неорганічна хімія		
1.	Хімічні елементи та їх класифікація. Людина і біосфера. Загальна характеристика s-елементів. s-Елементи ІА та ІІА груп. Гідроген та його сполуки. Лужні метали. Берилій, Магній і лужноземельні метали	2
2.	Загальна характеристика p-елементів. p-Елементи ІІІА та ІVА груп. Бор і Алюміній. Карбон і Силіцій	2
3.	p-Елементи IVА та VА груп. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум). Нітроген. Фосфор та їхні сполуки	2
4.	p-Елементи VIА та VIIА групи. Оксиген, Сульфур, Селен, Телур.	2
5.	p-Елементи VIIА групи. Галогенита їхні сполуки. <i>Контрольна робота № 4 зарозділами 3,4.</i>	2
6.	Загальна характеристика d-елементів. d-Елементи ІВ та ІІВ груп. Купрум, Аргентум, Аурум. Цинк, Кадмій, Меркурій	2
7.	d-Елементи VIВ та VIIВ груп. Хром та його сполуки. Манган та його сполуки	2
8.	d-Елементи VIIIВ групи. Елементи родини Феруму, їх сполуки.	2
9.	d-елементи VIIIВ групи. Платинові метали.	2
Разом за блоком 2		18
Усього годин практичних занять по дисципліні		54

3.4. Теми лабораторних занять (не передбачені)

3.5. Самостійна робота

№	Тема	Кількість годин
Блок 1. Загальна хімія		
1.	Хімія в системі природничих наук. Історія розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення.	2
2.	Класифікація та номенклатура неорганічних сполук	2
3.	Основні закони хімії.	2
4.	Поняття еквівалента речовин.	2
5.	Будова атома	2
6.	Періодичний закон Д.І. Менделєєва	2
7.	Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук	1
8.	Основні поняття хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Термохімія	2
9.	Другий закон термодинаміки. Напрявленість хімічних процесів.	2
10.	Швидкість та механізми хімічних реакцій. Каталіз	1
11.	Хімічна рівновага	2
12.	Вчення про розчини	2
13.	Способи вираження складу розчинів	1
14.	Колігативні властивості розчинів	2
15.	Теорія сильних і слабких електролітів	2
16.	Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів	2
17.	Теорії кислот і основ. Дисоціація води. рН	2
18.	Протолітичні процеси	1

№	Тема	Кількість годин
19.	Реакції з перенесенням електронів	1
20.	Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки	1
21.	<i>Підготовка допідсумкової тематичної контрольної роботи за блоком 1.</i>	2
Разом за блоком 1:		36
Блок 2. Неорганічна хімія		
1.	Хімічні елементи, їх класифікація	3
2.	Людина і біосфера	2
3.	Загальна характеристика <i>s</i> -елементів. Гідроген та його сполуки	2
4.	<i>s</i> -елементи ІА групи. Лужні метали	2
5.	<i>s</i> -елементи ІІА групи. Берилій, Магній і лужноземельні елементи	2
6.	Загальна характеристика <i>p</i> -елементів. <i>p</i> -елементи ІІІА групи. Бор і Алюміній	2
7.	<i>p</i> -елементи ІVА групи. Карбон та його неорганічні сполуки	2
8.	Силіцій та його сполуки	2
9.	<i>p</i> -елементи ІVА групи. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум)	2
10.	<i>p</i> -елементи VА групи. Нітроген та його сполуки	2
11.	Фосфор та його сполуки	2
12.	<i>p</i> -елементи VА групи. Підгрупа Арсену (Арсен, Стибій, Бісмут)	2
13.	<i>p</i> -елементи VІА групи. Оксиген та його сполуки	2
14.	<i>p</i> -елементи VІА групи. Сульфур, Селен, Телур	2
15.	<i>p</i> -елементи VІІА групи. Галогени	2
16.	<i>p</i> -елементи VІІІА групи. Благородні гази	3
17.	Загальна характеристика <i>d</i> -елементів. Типи хімічних реакцій за їх участю	2
18.	<i>d</i> -елементи ІВ групи. Купрум, Аргентум, Аурум	2
19.	<i>d</i> -елементи ІІВ групи. Цинк, Кадмій, Меркурій	3
20.	<i>d</i> -елементи ІІІВ – VВ груп. Титан, Ванадій. Лантаноїди.	2
21.	<i>d</i> -елементи VІВ групи. Хром та його сполуки	2
22.	<i>d</i> -елементи VІІВ групи. Манган та його сполуки	2
23.	<i>d</i> -елементи VІІІВ групи. Ферум та його сполуки	2
24.	<i>d</i> -елементи VІІІВ групи. Кобальт і Нікол, їх сполуки	2
25.	<i>d</i> -елементи VІІІВ групи. Платинові метали	3
Разом за блоком 2:		54
Усього годин СРС по дисципліні		90

3.6. Індивідуальні завдання

Для денної форми навчання індивідуальні завдання не заплановані.

4. Зміст навчальної дисципліни

4.1. Структура дисципліни за блоками та розділами:

Блок 1. Загальна хімія

Розділ 1. Будова речовини. Загальні закономірності перебігу хімічних процесів.

Тема 1. Хімія в системі природничих наук. Історія розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення

Предмет, завдання та методи хімії. Місце неорганічної хімії в системі природничих наук та фармацевтичної освіти. Значення хімії для розвитку медицини і фармації.

Речовина. Чистота хімічних речовин. Умовні позначення ступеня чистоти (класифікація речовин за чистотою). Теоретичні основи очищення речовин. Фізичні константи, як спосіб ідентифікації речовини.

Основні етапи розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення. Поняття про атом і його основні характеристики: відносна атомна маса, заряд і порядковий номер елемента в періодичній системі, хімічний символ. Ізотопи. Поняття про молекулу, структура молекул і властивості. Відносна молекулярна маса, молярна маса речовин.

Тема 2. Основні закони хімії

Основні закони хімії: закон збереження маси, закон сталості складу і його сучасне трактування, закон Авогадро. Мольний об'єм газу. Зв'язок між густиною газу і його молекулярною масою. Приведення газів до нормальних умов, рівняння Клапейрона-Менделєєва.

Хімічні формули, їхні типи, складання формул за даними хімічного аналізу або рівнянь хімічних реакцій. Якісна і кількісна інформація, що впливає з хімічних формул та рівнянь.

Хімічні рівняння. Складання молекулярних та йонних рівнянь різних типів хімічних реакцій. Стехіометрія. Розрахунки за хімічними формулами та рівняннями.

Тема 3. Поняття про еквівалент речовини

Хімічний еквівалент, його сучасне визначення. Молярна маса еквівалента. Розрахунки молярних мас еквівалента простих і складних сполук. Закон еквівалентів.

Тема 4. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук.

Основні класи неорганічних сполук. Оксиди, їх класифікація і номенклатура. Гідроксиди, їх класифікація і номенклатура. Кислоти, їх класифікація і номенклатура. Солі, їх класифікація (середні, основні, кислі, оксосолі, подвійні, змішані). Номенклатура солей.

Тема 5. Будова атома

Основні етапи і діалектика розвитку вчення про будову атома. Спектри атомів. Квантовий характер поглинання і випромінювання енергії. Корпускулярно-хвильовий дуалізм мікрочастинок. Рівняння де Бройля. Хвильові властивості мікрочастинок і принцип невизначеності Гейзенберга. Характер руху електронів в атомі. Хвильова функція в системах мікрочастинок.

Електронні енергетичні рівні атома. Головне квантове число. Форма *s*-, *p*- і *d*-орбіталей атома. Орбітальне, магнітне і спінове квантові числа. Їхній фізичний зміст.

Принципи та правила, що визначають послідовність заповнення атомних орбіталей електронами: принцип найменшої енергії, принцип Паулі, правило Хунда, правила Клечковського, правило симетрії. Електронні та електронно-графічні формули атомів елементів та їх йонів.

Природна та штучна радіоактивність. Токсична дія радіонуклідів. Радіофармацевтичні препарати, що використовують для лікування (препарати Кобальту, Фосфору, Йоду) та діагностики (препарати Калію, Фосфору) різних захворювань.

Тема 6. Періодичний закон Д.І. Менделєєва

Періодичний закон Д.І. Менделєєва і його пояснення на основі сучасної теорії будови атомів. Періодичний закон як приклад дії законів діалектики.

Структура періодичної системи елементів: періоди, групи, родини. Варіанти періодичної системи. Періодичний характер зміни властивостей елементів: радіус, енергія активації, енергія спорідненості до електрона, відносна електронегативність. Вплив будови зовнішніх електронних оболонок на хімічні властивості елементів. Періодичний характер зміни властивостей простих речовин, гідридів, оксидів. Внутрішня та вторинна періодичність.

Тема 7. Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук

Механізм утворення хімічного зв'язку (ХЗ) між атомами. Типи хімічного зв'язку. Фізико-хімічні властивості сполук з ковалентним, йонним і металічним зв'язком. Експериментальні характеристики зв'язків: енергія, довжина, напрямленість.

Насиченість, направленість і полярність ковалентного зв'язку. Утворення σ і π зв'язків. Метод валентних зв'язків (ВЗ). Визначення кратності і ковалентності за методом ВЗ. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.

Гібридизація атомних орбіталей. Просторова будова молекул. Полярні і неполярні молекули.

Йонний зв'язок та його властивості. Будова та властивості сполук з йонним типом зв'язку. Металічний зв'язок.

Основні положення методу молекулярних орбіталей (МО). Зв'язуючі, розпушуючі і незв'язуючі МО, їх енергія та форма, енергетичні діаграми МО. Кратність зв'язку в методі МО.

Міжмолекулярні взаємодії (орієнтаційні, індукційні, дисперсні). Водневий зв'язок і його біологічна роль.

Тема 8. Основні поняття хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Термохімія.

Поглинання та виділення різних видів енергії при хімічних перетвореннях. Теплота і робота, як характеристики процесів.

Внутрішня енергія і ентальпія речовин. Перший закон термодинаміки. Стандартні умови і стандартні ентальпії утворення і згоряння речовин. Теплоти хімічних реакцій при сталій температурі і тиску. Термохімічні рівняння, їх особливості та обчислення на основі термохімічних рівнянь.

Закон Гесса. Розрахунки стандартних ентальпій хімічних реакцій і фізико-хімічних перетворень (процесів розчинення речовини, гідратації, дисоціації кислот та основ) на основі закону Гесса.

Тема 9. Другий закон термодинаміки. Напряменість хімічних процесів

Другий закон термодинаміки.

Поняття про ентропію як міру неупорядкованості системи (рівняння Больцмана).

Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних реакцій і характеристика термодинамічної стійкості хімічних сполук. Таблиці стандартних енергій Гіббса, їх використання для визначення напрямку перебігу процесу.

Тема 10. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Каталіз

Середня та миттєва швидкість реакції. Поняття про механізм реакцій. Прості та складні реакції. Чинники, що впливають на швидкість хімічних реакцій у гомогенних та гетерогенних системах. Закон дії мас. Константа швидкості хімічної реакції, її фізичний зміст. Порядок та молекулярність реакції. Рівняння константи швидкості реакції першого порядку.

Залежність швидкості реакції від температури (рівняння Арреніуса та правило Вант-Гоффа). Енергія активації. Залежність енергії активації від механізму перебігу реакції. Теорії активних зіткнень молекул та перехідного стану. Каталіз. Енергія активації каталітичних реакцій та механізм дії каталізаторів. Поняття про ферментний каталіз у біологічних системах.

Тема 11. Хімічна рівновага

Оборотні і необоротні хімічні реакції та стан хімічної рівноваги. Кількісна характеристика стану хімічної рівноваги.

Константа хімічної рівноваги та її зв'язок зі стандартною зміною енергії Гіббса. Принцип Ле Шательє-Брауна.

Розділ 2. Розчини. Іонні рівноваги та обмінні реакції в розчинах.

Тема 12. Вчення про розчини

Суть основних положень: розчини, розчинник, розчинена речовина. Розчинність. Розчини газуватих, рідких та твердих речовин. Вода як один з найпоширеніших розчинників у біосфері і хімічній технології. Роль водних розчинів у життєдіяльності організмів. Неводні розчинники і розчини.

Процес розчинення як фізико-хімічне явище (Д.І. Менделєєв, М.С. Курнаков). Розчинність твердих речовин у рідинах, чинники, що впливають на розчинність. Розчинність газів у рідинах, її залежність від парціального тиску (закон Генрі, Генрі-Дальтона), від температури, концентрації розчинених у воді електролітів (закон Сеченова).

Тема 13. Способи вираження складу розчинів

Способи вираження складу розчинів. Масова, об'ємна та масо-об'ємна частка розчиненої речовини. Молярна концентрація. Молярна концентрація еквівалента. Моляльність розчину. Мольна частка розчиненої речовини. Титр розчину. Приготування розчинів із заданим складом.

Тема 14. Колігативні властивості розчинів

Поняття про колігативні властивості розчинів. Залежність «властивість розчину – концентрація». Закони Рауля і Вант-Гоффа. Осмос і осмотичний тиск. Осмолярність розчинів. Концентраційні ефекти осмотичного тиску розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-,

гіпер- та ізотонічні розчини. Роль осмосу і осмотичного тиску в біологічних системах. Плазмоліз, гемоліз, тургор. Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія та їх застосування.

Тема 15. Теорія сильних і слабких електролітів

Розвиток І.М. Каблуковим теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса. Поняття про сильні і слабкі електроліти. Теорія розчинів сильних електролітів. Йонна сила розчинів, коефіцієнт активності та активність йонів сильних електролітів в розчинах. Розчини слабких електролітів. Ступінь дисоціації. Залежність ступеня дисоціації від концентрації (закон розведення Оствальда). Застосування закону дії мас до дисоціації слабких електролітів. Константа дисоціації. Ступінчастий характер дисоціації. .

Тема 16. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів

Рівновага між розчином і осадом малорозчинних електролітів. Добуток розчинності (ДР). Умови утворення і розчинення осадів.

Тема 17. Теорія кислот і основ. Дисоціація води

Теорії кислот і основ (Арреніуса, Брендстеда-Лоурі, Льюїса). Амфотерні електроліти (амфоліти). Кількісні характеристики сили кислот та основ.

Дисоціація води. Йонний добуток води. Характеристика кислотності середовища. Водневий та гідроксильний показники (pH та pOH) розчинів слабких та сильних кислот і основ.

Тема 18. Протолітичні процеси

Протолітичні процеси та їх напрямленість. Гідроліз катіонів, аніонів і сумісний гідроліз. Ступінь і константа гідролізу. Зміщення рівноваги протолітичних реакцій. Роль протолітичних реакцій при метаболізмі ліків та в аналізі лікарських препаратів. Хімічна несумісність лікарських речовин.

Тема 19. Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки

Сучасний зміст поняття «комплексна сполука» (КС). Будова КС за Вернером: центральний атом, ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня координаційні сфери КС. Природа хімічного зв'язку в КС (метод ВЗ і теорія кристалічного поля). Спектри і магнітні властивості КС.

Умови перебігу реакцій комплексоутворення. Утворення і дисоціація КС в розчинах. Константи стійкості та константи нестійкості комплексних йонів (ступінчасті та загальні).

Класифікація, номенклатура та ізомерія КС. Комплексні кислоти, основи, солі. Карбоніли металів, хелатні і макроциклічні КС. Кластерні і клатратні сполуки.

Біологічна роль КС. Металоферменти, поняття про будову їхніх активних центрів. Утворення комплексів між неорганічними і біологічними сполуками. Метало-лігандний гомеостаз. Хімічні основи використання КС у фармацевтичному аналізі і медицині.

Тема 20. Реакції з перенесенням електронів

Електронна теорія окисно-відновних реакцій (ОВР). Окисно-відновні властивості елементів і їх сполук у залежності від положення в періодичній системі. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках і правила його розрахунку. Зміна ступеня окиснення в ОВР. Посьдані пари окисно-відновних процесів. Окисно-відновна двоїстість. Поняття про вплив кислотності середовища на характер продуктів та напрямленість ОВР. Визначення напрямку окисно-відновного процесу, окисно-відновні потенціали, стандартна зміна енергії Гіббса в окисно-відновних процесах. Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі та аналізі лікарських засобів. Роль окисно-відновних процесів у метаболізмі.

Тема 21. Підсумкова тематична контрольна робота за блоком 1

Блок 2. Неорганічна хімія

Розділ 3. Хімічні елементи біосфери. s-Елементи та їх сполуки.

Тема 22. Хімічні елементи, їх класифікація

Поняття про хімічні елементи, їх класифікація за походженням, хімічними властивостями, будовою зовнішнього енергетичного рівня, поширенням у природі, значенням для організму. Класифікація біоелементів, їх вміст у організмі. Зв'язок фізико-хімічних параметрів елементів з їх положенням у періодичній системі і вмістом в організмі.

Тема 23. Людина і біосфера

Вчення В.Вернадського про біосферу і біогеохімію. Поняття про міграцію хімічних елементів. Зв'язок ендемічних захворювань з особливостями біогеохімічних провінцій.

Людина і біосфера. Ноосфера. Технічний прогрес і екологія.

Тема 24. Гідроген та його сполуки

Загальна характеристика елемента. Особливості положення в ПСЕ. Водень як проста речовина. Особливості поведінки Гідрогену в сполуках з сильно- і слабополярними зв'язками. Йони Гідрогену і гідроксонію. Реакції водню з киснем, галогенами, металами, оксидами. Характеристика і реакційна здатність зв'язку Гідрогену з іншими поширеними елементами.

Вода як важлива сполука Гідрогену, її фізичні та хімічні властивості. Аквакомплекси і кристалогідрати. Дистильована, очищена та апірогенна вода, одержання та застосування у фармації. Природні води, екологічні забруднення води, типи мінеральних вод.

Пероксид гідрогену. Будова молекули, одержання, кислотно-основні та окисно-відновні характеристики, використання в медицині і фармації.

Тема 25. s-елементи ІА групи. Лужні метали

Загальна характеристика s-елементів ІА групи. Поширення в природі. Біологічна роль елементів у мінеральному балансі організму. Макроелементи, їх вміст у організмі. Йонофори та їх роль у мембранному перенесенні йонів Калію і Натрію. Характеристика йонного стану цих елементів.

Металічний стан лужних металів. Відмінність Літію від інших лужних металів. Взаємодія з простими і складними речовинами. Бінарні сполуки лужних металів: гідриди, оксиди, пероксиди, супероксиди, озоніди.

Гідроксиди лужних металів, солі та їх властивості, застосування. Хімічні основи застосування сполук Літію, Натрію і Калію в медицині.

Тема 26. s-елементи ІІА групи. Берилій, Магній і лужноземельні елементи

Загальна характеристика. Відновні властивості простих речовин елементів. Порівняльна характеристика властивостей берилію, магнію та кальцію. Характер взаємодії простих речовин з водою, розчинами кислот та основ.

Берилій. Хімічна активність. *sp*-Гібридизація атомних орбіталей Берилію. Амфотерність берилію, його оксиду та гідроксиду. Аква- та гідроксокомплекси Берилію. Розчинність у воді та гідроліз солей Берилію. Подібність Берилію з Алюмінієм (діагональна подібність), її причини.

Магній. Оксид та гідроксид Магнію. Розчинність солей Магнію у воді та їх гідроліз. Йон Магнію як комплексоутворювач. Хлорофіл.

Лужноземельні метали. Загальна характеристика. Фізико-хімічні властивості та характеристика найважливіших сполук. Основний характер оксидів та гідроксидів. Розчинність гідроксидів та солей у воді. Реакції виявлення катіонів Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} . Реакції катіонів ІІА групи з комплексонами (на прикладі ЕДТА). Твердість води, одиниці її вимірювання. Методи її усунення.

Сполуки Кальцію в кістковій тканині, подібність йонів Кальцію і Стронцію, ізоморфне заміщення (проблема стронцій-90). Токсичність Берилію і Барію. Біологічна роль Кальцію та Магнію. Хімічні основи застосування сполук Магнію, Кальцію і Барію в медицині й фармації.

Розділ 4. p-Елементи та їх сполуки.

Тема 27. p-Елементи ІІІА групи. Бор і Алюміній

Загальна характеристика елементів ІІІА групи. Електронна дефіцитність, її вплив на властивості елементів та їх сполук. Зміна стійкості сполук зі зміною ступеня окиснення +3 і +1 в групі.

Загальна характеристика Бору. Проста речовина та її хімічна активність. Бориди. Сполуки з Гідрогеном (борани), особливості стереохімії і природа зв'язку. Гідридоборати. Галогеніди Бору, гідроліз і комплексоутворення. Бор(ІІІ) оксид і боратні кислоти, рівновага у водному розчині. Борати як похідні різних простих і полімерних кислот Бору. Тетраборат натрію. Естери боратної кислоти. Борорганічні сполуки. Біологічна роль Бору. Антисептичні властивості боратної кислоти та її солей.

Алюміній. Загальна характеристика. Проста речовина та її хімічна активність. Амфотерність алюмінію, його оксиду та гідроксиду. Алюмінати. Йон алюмінію як комплексоутворювач. Безводні

солі Алюмінію і кристалогідрати. Особливості будови. Галогеніди. Гідрид алюмінію. Фізико-хімічні основи застосування Алюмінію та його сполук у медицині, фармації та косметології.

Тема 28. p-елементи IVA групи. Карбон та його неорганічні сполуки

Загальна характеристика елементів IVA групи. Алотропія Карбону. Типи гібридизації атома Карбону і будова молекул, що містять Карбон. Карбон як основа всіх органічних молекул. Біологічна роль Карбону і хімічні основи застосування його неорганічних сполук. Фізичні та хімічні властивості простих речовин. Активоване вугілля як адсорбент.

Карбон з від'ємним значенням ступеня окиснення. Карбіди активних та перехідних металів, їх властивості та застосування.

Сполуки Карбону(II). Оксид Карбону(II), його кислотно-основні та окисно-відновні характеристики. Оксид Карбону(II) як ліганд, хімічні основи його токсичності.

Ціанідна кислота, прості і комплексні ціаніди. Хімічні основи токсичності ціанідів.

Сполуки Карбону(IV). Оксид Карбону(IV), хімія і природа зв'язку, рівновага у водному розчині. Карбонатна кислота, карбонати і гідрогенкарбонати, їх гідроліз і термоліз.

Сполуки Карбону з галогенами і Сульфуром. Хлорид карбону(IV), карбоксидхлорид (фосген), фреони. Сірковуглець і тіокарбонати. Тіоціанати і ціанати. Фізичні та хімічні властивості, застосування.

Тема 29. Силіцій та його сполуки

Силіцій. Загальна характеристика. Основна відмінність Силіцію від Карбону, відсутність π -зв'язків у сполуках. Біологічна роль. Силіциди. Сполуки з Гідрогеном (силани), їх окиснення і гідроліз. Тетрафторид і тетрахлорид силіцію, їх гідроліз. Гексафторосилікати.

Оксигеновмісні сполуки Силіцію, оксид силіцію(IV). Силікагель, його використання. Скло, його властивості та стійкість. Силікатні кислоти. Силікати, їх розчинність і гідроліз. Природні силікати й алюмосилікати. Цеоліти. Силіційорганічні сполуки. Силікони і силосани. Застосування в медицині сполук Силіцію.

Тема 30. p-елементи IVA групи. Підгрупа Германію (Германій, Станум, Плюмбум)

Елементи підгрупи Германію. Загальна характеристика. Стійкість сполук з Гідрогеном. Сполуки з галогенами типу EF_2 і EF_4 , їхня поведінка у водних розчинах. Станумхлористоводнева кислота. Оксиди. Амфотерність оксидів. Оксигеновмісні сполуки, кислоти та солі. Германати, станати, станіти. Гідроксокомплекси Стануму та Плюмбуму. Відновні властивості сполук Стануму(II). Оксид плюмбуму(IV) як сильний окисник. Розчинні і нерозчинні солі Стануму і Плюмбуму. Окисно-відновні реакції у розчинах. Хімізм токсичної дії сполук Плюмбуму. Застосування в медицині препаратів, що містять Плюмбум (оксид плюмбуму(II), ацетат плюмбуму). Хімічні основи використання сполук Стануму та Плюмбуму в аналізі фармацевтичних препаратів. Плюмбуморганічні сполуки (тетраетилплюмбум), їх токсичність.

Тема 31. p-елементи VA групи. Нітроген та його сполуки

Загальна характеристика елементів VA групи. Нітроген, Фосфор, Арсен в організмі, їх біологічна роль, знаходження в природі та організмі.

Нітроген. Загальна характеристика. Сполуки з різними значеннями ступенів окиснення. Азот як проста речовина. Причини малої хімічної активності. Молекула азоту як ліганд. Сполуки з від'ємним ступенем окиснення. Нітриди. Амоніак, кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, реакції заміщення. Похідні амоніаку. Аміді, Амоніакати. Йон амонію та його солі, кислотно-основні властивості, термічне розкладання. Гідразин та гідроксиламін. Кислотно-основна та окисно-відновна характеристики. Азотистоводнева кислота, азиди, їх стійкість.

Сполуки Нітрогену з додатним ступенем окиснення. Оксиди Нітрогену. Будова молекул і природа зв'язку. Способи одержання. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Нітритна кислота та нітрити, їх властивості. Нітратна кислота та нітрати, кислотно-основна та окисно-відновна характеристика. Термічна стійкість, застосування. «Царська вода». Механізм токсичної дії оксидів Нітрогену та нітратів.

Тема 32. Фосфор та його сполуки

Фосфор. Загальна характеристика. Алотропні видозміни Фосфору, їх хімічна активність. Фосфіди, фосфін, порівняння їх з відповідними сполуками Нітрогену.

Сполуки Фосфору з позитивним значенням ступеня окиснення. Галогеніди, їх гідроліз. Оксиди, стереохімія і природа зв'язку, взаємодія з водою і спиртами. Фосфатна(I) і фосфатна(III)

кислоти, будова молекул, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Ортофосфатна кислота та її йони; дигідрофосфати, гідрофосфати і фосфати, їх кислотно-основні властивості. Дифосфатна кислота. Ізополі- і гетерополіфосфатні кислоти. Метафосфатна кислота, порівняння її з нітратною кислотою. Якісна реакція на фосфат-іон. Біологічна роль Фосфору та його сполук.

Тема 33. p-Елементи VA групи. Підгрупа Арсену (Арсен, Стибій, Бісмут)

Елементи підгрупи Арсену. Загальна характеристика. Сполуки Арсену, Стибію та Бісмуту з Гідрогеном у порівнянні з амоніаком та фосфіном.

Визначення Арсену та Стибію методом Марша.

Сполуки з додатним ступенями окиснення. Галогеніди і зміна їхніх властивостей в групі. Оксиди і гідроксиди елементів(III) та елементів(V), їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Арсеніти й арсенати, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Солі катіонів Стибію і Бісмуту. Утворення оксосолей. Стибіатна кислота та її солі. Бісмутати та їх стійкість.

Хімічні основи застосування в медицині і фармації оксидів і солей Арсену, Стибію та Бісмуту, та сполук p-елементів VA групи у фармацевтичному аналізі.

Тема 34. p-Елементи VIA групи. Оксиген та його сполуки

Загальна характеристика елементів VIA групи. Оксиген. Загальна характеристика, поширення в природі, біологічна роль. Особливості електронної структури молекули кисню, хімічна активність. Молекула кисню як ліганд в оксигемоглобіні. Триоксиген (озон), стереохімія і природа зв'язку. Хімічна активність у порівнянні з діоксигеном, якісна реакція. Значення озонового прошарку для життєдіяльності людини. Класифікація оксигеновмісних сполук та їхні загальні властивості. Бінарні сполуки: оксиди, пероксиди, супероксиди (надпероксиди), озоніди. Сполуки Оксигену з Флуором. Біологічна роль Оксигену, хімічні основи застосування кисню та озону у медицині і фармації.

Тема 35. p-Елементи VIA групи. Сульфур, Селен, Телур

Сульфур. Загальна характеристика. Біологічна роль Сульфуру (сульфгідрильні групи і дисульфідні містки в білках). Здатність до утворення гомоланцюгів. Сірка як проста речовина, застосування у медицині. Сполуки Сульфуру з від'ємним ступенем окиснення. Гідрогенсульфід, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Сульфіди металів і неметалів, їхня розчинність у воді та гідроліз. Якісна реакція на сульфід-іон. Полісульфіди, кислотно-основні та окисно-відновні властивості, стійкість.

Сполуки Сульфуру(IV) – оксид, хлорид, оксохлорид, сульфитна кислота, сульфіти та гідрогенсульфіти, їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Відновлення сульфитів до дитіонатів, властивості дитіонатів. Взаємодія сульфитів із сіркою. Якісна реакція на сульфит-іон. Властивості тіосульфатів: реакції з кислотами, окисниками (хлором, йодом), катіонами металів, реакції комплексоутворення. Якісна реакція на тіосульфат-іон. Політіонати, особливості їхньої будови. Тіонілхлорид.

Сполуки Сульфуру(VI) – оксид, гексафторид, діоксохлорид, сульфатна кислота, сульфати, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Олеум. Дисульфатна кислота, хлорсульфонова кислота. Пероксосульфати та їхні окисні властивості.

Хімічні основи застосування сполук Сульфуру в медицині, фармації, фармацевтичному аналізі.

Селен і Телур. Загальна характеристика. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук. Біологічна роль Селену. Поняття про антиоксиданти.

Тема 36. p-елементи VIIA групи. Галогени

Загальна характеристика галогенів. Особливі властивості Флуору як найелектронегативнішого елемента. Прості речовини, їхня хімічна активність.

Сполуки галогенів з Гідрогеном. Розчинність у воді. Кислотні та окисно-відновні властивості. Йонні й ковалентні галогеніди, їх відношення до дії води, окисників та відновників. Галогенід-іони як ліганди у комплексних сполуках. Реакції виявлення галогенід-іонів.

Галогени з додатним значенням ступеня окиснення. Сполуки з Оксигеном і міжгалоїдні сполуки. Взаємодія галогенів з водою та водними розчинами лугів. Оксигеновмісні кислоти галогенів та їхні солі. Будова і природа зв'язків. Стійкість у вільному стані і в розчинах, зміна кислотних і окисно-відновних властивостей залежно від ступеня окиснення галогена. Хлорне вапно. Хлорати, бромати і йодати. Біологічна роль сполук Хлору, Флуору, Броду та Йоду.

Поняття про хімізм бактерицидної дії хлору і йоду. Застосування хлорного вапна, хлорної води, препаратів активного Хлору, Йоду, а також фторидів, хлоридів, бромідів, йодидів у медицині, санітарії і фармації.

Тема 37. p-Елементи VIIIA групи. Благородні гази

Загальна характеристика p-елементів VIIIA групи. Особливості будови молекул. Фізичні та хімічні властивості. Відносність поняття «інертні гази». Сполуки інертних газів з Флуором. Особливості в будові атома і властивостях гелію. Застосування благородних газів у медицині.

Тема 38. Загальна характеристика d-елементів. Типи хімічних реакцій за їх участю

Загальна характеристика d-елементів, порівняльна характеристика елементів головних і побічних підгруп. Характерні особливості d-елементів: ступені окиснення, утворення комплексів, забарвлення катіонних та аніонних комплексів, участь в ОВР. Зміна кислотно-основних та окисно-відновних властивостей сполук зі зміною ступеня окиснення.

Вторинна періодичність у родинях d-елементів, лантаноїдне стиснення.

Лантаноїди та актиноїди як аналоги d-елементів IIIB групи. Причини подібності f-елементів, валентні електрони.

Поняття біогенні мікроелементи, їх вміст в організмі.

Розділ 5. d -Елементи та їх сполуки.

Тема 39. d-Елементи IV групи. Купрум, Аргентум, Аурум

Загальна характеристика елементів IV групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин. Реакції з кислотами, киснем, галогенами.

Сполуки Купруму(I) і Купруму(II), їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості, здатність до комплексоутворення. Комплексні сполуки Купруму(II) з амоніаком, амінокислотами, багатоатомними спиртами.

Оксид і галогеніди Купруму(I). Комплексні сполуки Купруму(I) з хлоридами й амоніаком, природа забарвлення. Комплексний характер купрумвмісних ферментів, їх біологічна роль. Хімічні основи застосування сполук Купруму в медицині та фармації.

Сполуки Аргентуму, їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Здатність до комплексоутворення, комплексні сполуки з галогенід-йонами, амоніаком, тіосульфат-іонами. Бактерицидні властивості йонів Ag^+ . Хімічні основи застосування сполук Аргентуму як лікарських засобів і в фармацевтичному аналізі.

Аурум. Окиснення золота киснем за наявності ціанід-іонів. Відношення золота до «царської води» та селенатної кислоти. Сполуки Ауруму(I) і Ауруму(III), їх кислотно-основні та окисно-відновні характеристики, здатність до комплексоутворення. Застосування золота та сполук Ауруму у медицині й фармації.

Тема 40. d-Елементи IIIB групи. Цинк, Кадмій, Меркурій

Загальна характеристика елементів IIIB групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин.

Цинк. Загальна характеристика. Хімічна активність простої речовини. Кисотно-основна та окисно-відновна характеристика сполук Цинку. Солі Цинку, їх розчинність і гідроліз. Комплексні сполуки Цинку з аміаком, водою та гідроксид-іонами. Цинковмісні ферменти. Хімічні основи застосування сполук Цинку в медицині та фармації.

Кадмій та його сполуки в порівнянні з аналогічними сполуками Цинку.

Меркурій. Загальна характеристика; властивості, відмінні від Цинку та Кадмію: хімічна активність простої речовини, ковалентність зв'язків з м'якими лігандами, утворення зв'язків між атомами Меркурію. Окиснення ртуті сіркою та нітратною кислотою, взаємодія з ферум(III) хлоридом. Нітрати меркурію. Гідроліз. Основні солі. Сполуки Меркурію(I) і Меркурію(II), їхня кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Каломель і сулема, їх взаємодія з амоніаком, утворення амідохлориду меркурію. Хімізм токсичної дії сполук Кадмію та Меркурію. Хімічні основи застосування сполук Меркурію в медицині та фармації.

Тема 41. d-елементи IIIB – VB груп ПСЕ. Титан, Ванадій. Лантаноїди

d-Елементи IIIB групи (підгрупа Скандію). Загальна характеристика, подібність та відмінність від елементів IIA групи. Біологічна роль Скандію, його хімічні властивості.

f-елементи як аналоги d-елементів IIIB групи, подібність та відмінність на прикладі Церію. Хімічні основи застосування сполук Церію(IV) в аналітичній хімії. d-елементи IVB і VB груп.

Загальна характеристика. Хімічні основи застосування простих речовин та сполук Титану, Ніобію, Танталу та Ванадію у медицині і фармації.

Тема 42. d-Елементи VIB групи. Підгрупа Хрому

Загальна характеристика підгрупи. Хром, природні сполуки. Проста речовина та її хімічна активність. Карбоніл хрому.

Сполуки Хрому (II), кислотно-основна та окисно-відновна характеристика. Сполуки Хрому (III), кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон Cr^{3+} . Сполуки Хрому (VI) – оксид та дихроматна кислота, хромати та дихромати, кислотно-основна, окисно-відновна характеристика. Оксидайційні властивості хроматів та дихроматів у залежності від рН середовища, окиснення органічних сполук. Пероксосулуки Хрому(VI).

Молибден та Вольфрам, загальна характеристика, здатність до утворення ізополі- та гетерополікислот; окисно-відновні властивості сполук.

Біологічна роль Хрому та Молибдену. Хімічні основи застосування сполук Хрому, Молибдену та Вольфраму у фармацевтичному аналізі та медицині.

Тема 43. d-Елементи VIIВ групи. Підгрупа Мангану

Загальна характеристика елементів підгрупи Мангану. Манган. Хімічна активність простої речовини. Здатність до комплексоутворення (утворення карбонілів).

Сполуки Манган(II) та Мангану(III): кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон Mn^{2+} . Манган(IV) оксид, кислотно-основні та окисно-відновні властивості, вплив рН середовища на окисно-відновні властивості. Сполуки Мангану(VI): манганати, їх утворення, термічна стійкість, диспропорціонування в розчині та умови стабілізації. Сполуки Мангану(VII): оксид, перманганатна кислота, її солі, окисно-відновні властивості, продукти відновлення перманганатів за різних значеннь рН, окиснення органічних сполук, термічне розкладання. Біологічна роль Мангану. Хімічні основи застосування калію перманганату та його розчинів як антисептичного засобу та у фармацевтичному аналізі.

Тема 44. d-Елементи VIIIВ групи. Ферум та його сполуки

Загальна характеристика елементів родини Феруму. Характеристика елемента, його йонні стани, координаційні числа. Природні сполуки.

Залізо. Хімічна активність заліза, здатність до комплексоутворення. Корозія виробів із заліза.

Сполуки Феруму(II) – кислотно-основна та окисно-відновна характеристики. Комплексні сполуки з ціанід- і тіоціанат-йонами, диметилглюксимом, порфіринами. Гемоглобін і ферумвмісні ферменти, їхня біологічна роль. Сполуки феруму(III). Характеристика ферум(III) оксиду та гідроксиду. Ферум(III) хлорид та його гідроліз. Комплексні сполуки феруму(III). Низькоспінові та високоспінові комплексні солі Феруму. Якісні реакції на катіони феруму Fe^{2+} та Fe^{3+} . Сполуки Феруму(VI). Ферати, одержання та окисні властивості.

Хімічні основи використання відновленого заліза та ферумвмісних препаратів у медицині.

Тема 45. d-Елементи VIIIВ групи. Кобальт і Нікол

Кобальт та Нікол. Валентні стани. Хімічна активність. Найважливіші сполуки Кобальту(II), Кобальту(III) та Ніколу(II). Характеристика окисно-відновних властивостей. Гідроліз солей Кобальту(II) та Ніколу(II). Комплексні сполуки з ціанід-, тіоціанат- та фторид-йонами. Аквакомплекси. Аміакати. Кофермент B_{12} . Якісні реакції на катіони Co^{2+} та Ni^{2+} . Реакція Чугаєва.

Біологічне значення та застосування сполук Кобальту і Ніколу в медицині і фармації.

Тема 46. d-Елементи VIIIВ групи. Платинові метали

Платинові метали, загальна характеристика простих речовин, їх взаємодія з кислотами. Фізичні властивості та застосування платинових металів. Комплексні сполуки Платини(II) і Платини(IV), координаційні числа, структура, реакції окиснення, відновлення і заміщення. Оксиди Осмію(VIII) і Рутенію(III). Хімічні основи застосування сполук платинових металів у медицині.

4.2. План лекцій

№ з/п	Назва теми
1.	<i>Тема Предмет та завдання хімії. Значення неорганічної хімії для розвитку фармації. Атомно-молекулярне вчення, основні поняття та закони хімії</i>

	<ol style="list-style-type: none"> 1. Предмет, завдання та методи хімії. 2. Основні етапи розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення. 3. Основні закони. 4. Хімічні формули. Хімічні рівняння. 5. Хімічний еквівалент, його сучасне визначення. Закон еквівалентів.
2.	<p>Тема Класифікація та номенклатура неорганічних сполук</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Основні класи неорганічних сполук. 2. Оксиди, їх класифікація і номенклатура. 3. Гідроксиди, їх класифікація і номенклатура. 4. Кислоти, їх класифікація і номенклатура. 5. Солі, їх класифікація (середні, основні, кислі, оксосолі, подвійні, змішані). <p>Номенклатура солей.</p>
3.	<p>Тема Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Корпускулярно-хвильовий дуалізм мікрочастинок. 2. Електронні енергетичні рівні атома. Квантові числа. Їхній фізичний зміст. 3. Радіофармацевтичні препарати, що використовують для лікування 4. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. 5. Структура періодичної системи 6. Періодичний характер зміни властивостей елементів, властивостей простих речовин.
4.	<p>Тема Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Механізм утворення хімічного зв'язку (ХЗ) між атомами. 2. Типи хімічного зв'язку. 3. Насиченість, направленість і полярність ковалентного зв'язку. Утворення σ і π зв'язків. 4. Гібридизація атомних орбіталей. Просторова будова молекул. 5. Йонний зв'язок та його властивості. 6. Основні положення методу молекулярних орбіталей (МО). 7. Міжмолекулярні взаємодії (орієнтаційні, індукційні, дисперсні). Водневий зв'язок і його біологічна роль.
5.	<p>Тема Основні поняття хімічної термодинаміки. Термохімія. Хімічна кінетика та рівновага</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Теплота і робота, як характеристики процесів. 2. Внутрішня енергія і ентальпія речовин. Перший закон термодинаміки. 3. Термохімічні рівняння, їх особливості та обчислення на основі термохімічних рівнянь. 4. Закон Гесса. Розрахунки стандартних ентальпій хімічних реакцій. 5. Другий закон термодинаміки. 6. Поняття про ентропію як міру неупорядкованості системи. 7. Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних реакцій. 8. Середня та миттєва швидкість реакції. 9. Поняття про механізм реакцій. Рівняння константи швидкості реакції першого порядку. Енергія активації. 11. Каталіз. Поняття про ферментний каталіз у біологічних системах. 12. Оборотні і необоротні хімічні реакції. Константа хімічної рівноваги
6.	<p>Тема Вчення про розчини. Способи виразу складу розчинів. Колігативні властивості розчинів</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Суть основних положень: розчини, розчинник, розчинена речовина. 2. Роль водних розчинів у життєдіяльності організмів. Неводні розчинники і розчини. 3. Процес розчинення як фізико-хімічне явище 4. Розчинність газів у рідинах, її залежність від 5. Способи вираження складу розчинів. Приготування розчинів із заданим складом. 6. Поняття про колігативні властивості розчинів. 7. Закони Рауля і Вант-Гоффа. Осмос і осмотичний тиск.

	8. Роль осмосу і осмотичного тиску в біологічних системах. Плазмоліз, гемоліз, тургор.
7.	<p>Тема Теорія сильних і слабких електролітів. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів. Протолітичні процеси</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Теорія електролітичної дисоціації 2. Теорія розчинів сильних електролітів. 3. Залежність ступеня дисоціації від концентрації 4. Константа дисоціації. Ступінчастий характер дисоціації. . 5. Рівновага між розчином і осадом малорозчинних електролітів. 8. Добуток розчинності (ДР). Умови утворення і розчинення осадів.
8.	<p>Тема Теорії кислот і основ. Дисоціація води. рН</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Теорії кислот і основ. (2. Кількісні характеристики сили кислот та основ. 3. Дисоціація води. Йонний добуток води. 4. Водневий та гідроксильний показники (рН та рОН) 5. Протолітичні процеси та їх напрямленість. 6. Гідроліз катіонів, аніонів і сумісний гідроліз. Ступінь і константа гідролізу. 7. Хімічна несумісність лікарських речовин.
9.	<p>Тема Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки. Окисно-відновні реакції</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Тема 19. Реакції комплексоутворення. Координаційні сполуки 2. Сучасний зміст поняття «комплексна сполука» 3. Природа хімічного зв'язку в КС 4. Умови перебігу реакцій комплексоутворення. 5. Класифікація, номенклатура та ізомерія КС. 6. Біологічна роль КС. 7. Хімічні основи використання КС у фармацевтичному аналізі і медицині. 8. Роль Електронна теорія окисно-відновних реакцій (ОВР). 9. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках і правила його розрахунку. 10. Визначення напрямку окисно-відновного процесу 11. Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі та аналізі лікарських засобів.
10.	<p>Тема Хімічні елементи та їх класифікація. Людина і біосфера. Загальна характеристика s-елементів. Гідроген та лужні метали.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Поняття про хімічні елементи. Класифікація біоелементів 2. Вчення В.Вернадського про біосферу і біогеохімію. 3. Особливості поведінки Гідрогену в сполуках з сильно- і слабополярними зв'язками. 4. Вода як важлива сполука Гідрогену 5. Пероксид гідрогену. 6. Загальна характеристика s-елементів ІА групи. 7. Металічний стан лужних металів. 8. Гідроксиди лужних металів, солі та їх властивості, застосування. 9. Хімічні основи застосування сполук Літію, Натрію і Калію в медицині.
11.	<p>Тема-Елементи ІІА групи. Берилій, Магній і лужноземельні елементи. Загальна характеристика р-елементів. р-Елементи ІІА. Бор, Алюміній</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Загальна характеристика. Порівняльна характеристика властивостей берилію, магнію та кальцію.. 2. Магній. Оксид та гідроксид Магнію. Розчинність солей Магнію у воді та їх гідроліз. Йон Магнію як комплексоутворювач. Хлорофіл. 3. Лужноземельні метали. Загальна характеристика. 4. Основний характер оксидів та гідроксидів. 5. Реакції катіонів ІІА групи з комплексонами (на прикладі ЕДТА). Твердість води, одиниці її вимірювання. Методи її усунення. 6. Сполуки Кальцію в кістковій тканині, подібність йонів Кальцію і Стронцію,

	<p>7. Хімічні основи застосування сполук Магнію, Кальцію і Барію в медицині й фармації.</p> <p>8. Загальна характеристика елементів IIIA групи.</p> <p>9. Загальна характеристика Бору.</p> <p>10. Тетраборат натрію. Естери боратної кислоти.</p> <p>11. Алюміній. Загальна характеристика.</p> <p>12. Амфотерність алюмінію, його оксиду та гідроксиду. Алюмінати.</p> <p>13. Алюмінію та його сполук у медицині, фармації та косметології.</p>
12.	<p>Темар-Елементи IVA групи. Карбон, Силіцій. Підгрупа Германію.</p> <p>1. Загальна характеристика елементів IVA групи.</p> <p>2. Типи гібридизації атома Карбону і будова молекул, що містять Карбон.</p> <p>3. Карбон з від'ємним значенням ступеня окиснення.</p> <p>4. Сполуки Карбону(II).</p> <p>5. Сполуки Карбону(IV). Оксид Карбону(IV)</p> <p>6. Сполуки Карбону з галогенами і Сульфуром.</p> <p>7. Силіцій. Загальна характеристика. Основна відмінність Силіцію від Карбону.</p> <p>8. Оксигеновмісні сполуки Силіцію, оксид силіцію(IV).</p> <p>9. Застосування в медицині сполук Силіцію.</p> <p>10. Елементи підгрупи Германію. Загальна характеристика.</p> <p>11. Оксигеновмісні сполуки, кислоти та солі.</p> <p>12. Хімічні основи використання сполук Стануму та Плюмбуму в аналізі фармацевтичних препаратів..</p>
13.	<p>Темар-Елементи VA групи. Нітроген та Фосфор, їх сполуки. Підгрупа Арсену</p> <p>1. Загальна характеристика елементів VA групи. Нітроген, Фосфор, Арсен в організмі.</p> <p>2. Нітроген. Загальна характеристика. Сполуки з різними значеннями ступенів окиснення</p> <p>3. Кислотно-основна та окисно-відновна характеристики. Азотистоводнева кислота, азиди, їх стійкість.</p> <p>4. Сполуки Нітрогену з додатним ступенем окиснення. Нітритна кислота та нітрити, їх властивості.</p> <p>5. Нітратна кислота та нітрати</p> <p>6. Фосфор. Загальна характеристика..</p> <p>7. Сполуки Фосфору з позитивним значенням ступеня окиснення.</p> <p>8. Ортофосфатна кислота та її йони;</p> <p>9. Елементи підгрупи Арсену. Загальна характеристика. Сполуки Арсену, Стибію та Бісмуту.</p> <p>10. Хімічні основи застосування в медицині і фармації оксидів і солей Арсену, Стибію та Бісмуту, та сполук р-елементів VA групи у фармацевтичному аналізіма .</p>
14.	<p>Темар-Елементи VIA. Оксиген та його сполуки. Підгрупа Сульфуру</p> <p>1. Загальна характеристика елементів VIA групи.</p> <p>2. Оксиген. Загальна характеристика. Особливості електронної структури молекули кисню, хімічна активність.</p> <p>3. Класифікація оксигеновмісних сполук та їхні загальні властивості.</p> <p>4. Біологічна роль Оксигену, хімічні основи застосування кисню та озону у медицині і фармації.</p> <p>5. Сульфур. Загальна характеристика. Біологічна роль Сульфуру</p> <p>6. Сполуки Сульфуру з від'ємним ступенем окиснення.</p> <p>7. Сполуки Сульфуру(IV).</p> <p>8. Сполуки Сульфуру(VI)</p> <p>9. Хімічні основи застосування сполук Сульфуру в медицині, фармації, фармацевтичному аналізі.</p> <p>10. Селен і Телур. Загальна характеристика. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук. Біологічна роль Селену. Поняття про антиоксиданти.</p>
15.	<p>Темар-Елементи VIIA групи. Галогени</p> <p>1. Загальна характеристика галогенів.</p>

	<p>2. Сполуки галогенів з Гідрогеном. Розчинність у воді. Кислотні та окисно-відновні властивості.</p> <p>3. Галогени з додатним значенням ступеня окиснення.</p> <p>4. Біологічна роль сполук Хлору, Флуору, Броду та Йоду.</p> <p>5. Поняття про хімізм бактерицидної дії хлору і йоду.</p> <p>6. Застосування хлорного вапна, хлорної води, препаратів активного Хлору, Йоду, а також фторидів, хлоридів, бромідів, йодидів у медицині, санітарії і фармації.</p>
16.	<p><i>Тема Загальна характеристика d-елементів. Елементи ІВ та ІІВ груп. та їхні сполуки</i></p> <p>1. Загальна характеристика елементів ІВ групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин. Реакції з кислотами, киснем, галогенами.</p> <p>2. Сполуки Купруму(I) і Купруму(II), їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості</p> <p>3. Хімічні основи застосування сполук Купруму в медицині та фармації.</p> <p>4. Сполуки Аргентуму, їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості</p> <p>5. Хімічні основи застосування сполук Аргентуму як лікарських засобів і в фармацевтичному аналізі.</p> <p>6. Аурум. Сполуки Аурум(I) і Аурум(III)</p> <p>7. Застосування золота та сполук Аурум у медицині й фармації.</p> <p>8. Загальна характеристика елементів ІІВ групи. Фізичні і хімічні властивості</p> <p>9. Цинк. Комплексні сполуки Цинку з аміаком, водою та гідроксид-іонами. Цинковмісні ферменти. Хімічні основи застосування сполук Цинку в медицині та фармації.</p> <p>10. Кадмій та його сполуки в порівнянні з аналогічними сполуками Цинку.</p> <p>11. Меркурій. Загальна характеристика; властивості, відмінні від Цинку та Кадмію:</p> <p>12. Хімічні основи застосування сполук Меркурію в медицині та фармації.</p>
17.	<p><i>Тема d-Елементи VІВ і VІІВ груп. Хром, Манган та їхні сполуки.</i></p> <p>1. Загальна характеристика підгрупи.</p> <p>2. Сполуки Хрому (II), кислотно-основна та окисно-відновна характеристика.</p> <p>3. Сполуки Хрому (III), кислотно-основна та окисно-відновна характеристика,</p> <p>4. Пероксосполуки Хрому(VI).</p> <p>5. Біологічна роль Хрому та Молібдену.</p> <p>6. Хімічні основи застосування сполук Хрому, Молібдену та Вольфраму у фармацевтичному аналізі та медицині.</p> <p>7. Сполуки Манган(II) та Мангану(III): кислотно-основна та окисно-відновна характеристика</p> <p>8. Сполуки Мангану(VI).</p> <p>9. Сполуки Мангану(VII):. Хімічні основи застосування калію перманганату та його розчинів як антисептичного засобу та у фармацевтичному аналізі.</p>
18.	<p><i>Тема d-Елементи VІІІВ групи. Ферум, Кобальт і Нікол та їхні сполуки</i></p> <p>1. Загальна характеристика елементів родини Феруму.</p> <p>2. Залізо. Хімічна активність заліза, здатність до комплексоутворення. Корозія виробів із заліза.</p> <p>3. Сполуки Феруму(II)</p> <p>4. Сполуки феруму(III).</p> <p>5. Якісні реакції на катіони феруму Fe^{2+} та Fe^{3+}. Сполуки Феруму(VI). Ферати, одержання та окисні властивості.</p> <p>6. Хімічні основи використання відновленого заліза та ферумвмісних препаратів у медицині.</p> <p>7. Кобальт та Нікол. Валентні стани. Хімічна активність.</p> <p>8. Найважливіші сполуки Кобальту(II), Кобальту(III) та Ніколу(II).</p> <p>9. Біологічне значення та застосування сполук Кобальту і Ніколу в медицині і фармації.</p>

4.3 План практичних занять

Практичні заняття (п. 3.3. програми) по дисципліні «Загальна та неорганічна хімія» за методикою їх організації є лабораторними, бо передбачають: лабораторні дослідження по

добуванню та виявленню певних класів біоорганічних сполук за їх функціональними властивостями, проведення якісних реакцій, дослідження метаболізму біоорганічних сполук, їх виділення і очистки, встановлення фізико-хімічних констант.

План проведення практичного заняття включає:

- Фронтальне опитування (усне та тестові завдання).
- Обговорення і пояснення найбільш складних питань теми.
- Виконання практичних (лабораторних) робіт. Оформлення протоколу практичного заняття.
- Підсумок заняття.

4.4. Завдання для самостійної роботи

Перелік завдань для самостійної роботи студентів наведений у 3.3. є складовою методичного забезпечення дисципліни, а їх зміст та форма має відповідати тематиці самостійної роботи з курсу «Біологічної хімії» і «Положенню про організацію освітнього процесу ЧНУ ім. П.Могили».

Самостійна робота студентів виконується у вигляді підготовки до практичних занять (підготовка-конспектування теоретичних питань згідно тематичного плану, виконання ситуаційних задач, опанування навичками згідно з темою заняття, написання рефератів, створення електронних варіантів схем та навчальних таблиць, створення мультимедійних презентацій, анімацій, фільмів, моделей, участь у науковому дослідженні тощо).

4.5. Забезпечення освітнього процесу

1. Мультимедійні проєктори, комп'ютери, екрани для мультимедійних презентацій, лекційні презентації.

2. Демонстраційні екрани, ноутбуки, файли у Power Point та Word з задачами «Крок-1» для практичних та підсумкових занять.

3. Лабораторне устаткування (спектрофотометри, іонометри, ультрацентрифуги, аналітичні ваги, термостати, нагрівальні прилади, термометри, скляний лабораторний посуд в асортименті тощо), матеріали та реактиви для навчального лабораторного експерименту.

4. Екзаменаційні білети та набори тестових завдань.

5. Збірники лекцій (текст) з біологічної хімії, методичних вказівок до практичних робіт та завдання до самостійної роботи, що викладені на сайті <https://moodle3.chmnu>. (розділ 7.3.)

5. Підсумковий контроль

5.1. Перелік питань що виносяться на іспит

1. Предмет, завдання та методи хімії. Місце неорганічної хімії в системі природничих наук та фармацевтичної освіти. Значення хімії для розвитку медицини і фармації.

2. Основні етапи розвитку хімії. Атомно-молекулярне вчення. Поняття про атом і його основні характеристики: відносна атомна маса, заряд і порядковий номер елемента в періодичній системі, хімічний символ. Поняття про молекулу, структура молекул і властивості.

3. Основні класи неорганічних сполук. Оксиди, їх класифікація і номенклатура. Гідроксиди, їх класифікація і номенклатура. Кислоти, їх класифікація і номенклатура. Солі, їх класифікація.

4. Основні закони хімії: закон збереження маси, закон сталості складу і його сучасне трактування, закон Авогадро. рівняння Клапейрона-Менделєєва.

5. Хімічні формули, їхні типи, складання формул за даними хімічного аналізу або рівнянь хімічних реакцій. Якісна і кількісна інформація, що впливає з хімічних формул та рівнянь.

6. Хімічні рівняння. Складання молекулярних та йонних рівнянь різних типів хімічних реакцій. Стехіометрія. Розрахунки за хімічними формулами та рівняннями.

7. Хімічний еквівалент, його сучасне визначення. Молярна маса еквівалента. Розрахунки молярних мас еквівалента простих і складних сполук. Закон еквівалентів.

8. Основні етапи і діалектика розвитку вчення про будову атома. Квантовий характер поглинання і випромінювання енергії. Корпускулярно-хвильовий дуалізм мікрочастинок. Рівняння де Бройля. Хвильові властивості мікрочастинок і принцип невизначеності Гейзенберга. Характер руху електронів в атомі..

9. Електронні енергетичні рівні атома. Головне квантове число. Форма *s*-, *p*- і *d*-орбіталей атома. Орбітальне, магнітне і спінове квантові числа. Їхній фізичний зміст.

10. Принципи та правила, що визначають послідовність заповнення атомних орбіталей електронами: принцип найменшої енергії, принцип Паулі, правило Хунда, правила Клечковського, правило симетрії. Електронні та електроно-графічні формули атомів елементів та їх йонів.

11. Природна та штучна радіоактивність. Токсична дія радіонуклідів. Радіофармацевтичні препарати, що використовують для лікування (препарати Кобальту, Фосфору, Йоду) та діагностики (препарати Калію, Фосфору) різних захворювань.

12. Періодичний закон Д.І. Менделєєва і його пояснення на основі сучасної теорії будови атомів. Періодичний закон як приклад дії законів діалектики.

13. Структура періодичної системи елементів: періоди, групи, родини. Періодичний характер зміни властивостей елементів: радіус, енергія активації, енергія спорідненості до електрона, відносна електронегативність. Періодичний характер зміни властивостей простих речовин, гідридів, оксидів.

14. Механізм утворення хімічного зв'язку між атомами. Типи хімічного зв'язку. Фізико-хімічні властивості сполук з ковалентним, йонним і металічним зв'язком. Експериментальні характеристики зв'язків: енергія, довжина, напрямленість.

15. Насиченість, направленість і полярність ковалентного зв'язку. Утворення σ і π зв'язків. Метод валентних зв'язків (ВЗ). Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.

16. Гібридизація атомних орбіталей. Просторова будова молекул. Полярні і неполярні молекули.

17. Йонний зв'язок та його властивості. Будова та властивості сполук з йонним типом зв'язку. Металічний зв'язок.

18. Внутрішня енергія і ентальпія речовин. Перший закон термодинаміки. Стандартні умови і стандартні ентальпії утворення і згоряння речовин. Теплоти хімічних реакцій при сталій температурі і тиску. Термохімічні рівняння, їх особливості та обчислення на основі термохімічних рівнянь.

19. Закон Гесса. Розрахунки стандартних ентальпій хімічних реакцій і фізико-хімічних перетворень (процесів розчинення речовини, гідратації, дисоціації кислот та основ) на основі закону Гесса.

20. Другий закон термодинаміки. Поняття про ентропію як міру неупорядкованості системи (рівняння Больцмана).

21. Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних реакцій і характеристика термодинамічної стійкості хімічних сполук. Таблиці стандартних енергій Гіббса, їх використання для визначення напрямку перебігу процесу.

22. Середня та миттєва швидкість реакції. Поняття про механізм реакцій. Прості та складні реакції. Чинники, що впливають на швидкість хімічних реакцій у гомогенних та гетерогенних системах. Закон дії мас. Константа швидкості хімічної реакції, її фізичний зміст.

23. Залежність швидкості реакції від температури (рівняння Арреніуса та правило Вант-Гоффа). Енергія активації. Залежність енергії активації від механізму перебігу реакції. Теорії активних зіткнень молекул та перехідного стану. Каталіз. Поняття про ферментний каталіз у біологічних системах.

24. Оборотні і необоротні хімічні реакції та стан хімічної рівноваги. Кількісна характеристика стану хімічної рівноваги. Константа хімічної рівноваги та її зв'язок зі стандартною зміною енергії Гіббса. Принцип Ле Шательє-Брауна.

25. Суть основних положень: розчини, розчинник, розчинена речовина. Розчинність. Розчини газуватих, рідких та твердих речовин. Вода як один з найпоширеніших розчинників у біосфері і хімічній технології. Роль водних розчинів у життєдіяльності організмів. Неводні розчинники і розчини.

26. Процес розчинення як фізико-хімічне явище (Д.І. Менделєєв, М.С. Курнаков). Розчинність твердих речовин у рідинах, чинники, що впливають на розчинність. Розчинність газів у рідинах, її залежність від парціального тиску (закон Генрі, Генрі-Дальтона), від температури, концентрації розчинених у воді електролітів (закон Сеченова).

27. Способи вираження складу розчинів. Масова, об'ємна та масо-об'ємна частка розчиненої речовини. Молярна концентрація. Молярна концентрація еквівалента. Моляльність розчину. Мольна частка розчиненої речовини. Титр розчину. Приготування розчинів із заданим складом.

28. Поняття про колігативні властивості розчинів. Залежність «властивість розчину – концентрація». Закони Рауля і Вант-Гоффа. Осмос і осмотичний тиск. Осмолярність розчинів. Концентраційні ефекти осмотичного тиску розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини. Роль осмосу і осмотичного тиску в біологічних системах. Плазмоліз, гемоліз, тургор.

29. Теорія електролітичної дисоціації. Поняття про сильні і слабкі електроліти. Теорія розчинів сильних електролітів. Йонна сила розчинів, коефіцієнт активності та активність йонів сильних електролітів в розчинах. Розчини слабких електролітів. Ступінь дисоціації. Залежність ступеня дисоціації від концентрації (закон розведення Оствальда). Застосування закону дії мас до дисоціації слабких електролітів. Константа дисоціації.

30. Рівновага між розчином і осадом малорозчинних електролітів. Добуток розчинності (ДР). Умови утворення і розчинення осадів.

31. Теорії кислот і основ (Арреніуса, Брендстеда-Лоурі, Льюїса). Амфотерні електроліти (амфоліти). Кількісні характеристики сили кислот та основ.

32. Дисоціація води. Йонний добуток води. Характеристика кислотності середовища. Водневий та гідроксильний показники (pH та pOH) розчинів слабких та сильних кислот і основ.

33. Протолітичні процеси та їх напрямленість. Гідроліз катіонів, аніонів і сумісний гідроліз. Ступінь і константа гідролізу. Зміщення рівноваги протолітичних реакцій. Роль протолітичних реакцій при метаболізмі ліків та в аналізі лікарських препаратів. Хімічна несумісність лікарських речовин.

34. Електронна теорія окисно-відновних реакцій (ОВР). Окисно-відновні властивості елементів і їх сполук у залежності від положення в періодичній системі. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках і правила його розрахунку. Зміна ступеня окиснення в ОВР. Поєднані пари окисно-відновних процесів. Окисно-відновна двоїстість. Поняття про вплив кислотності середовища на характер продуктів та напрямленість ОВР. Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі та аналізі лікарських засобів. Роль окисно-відновних процесів у метаболізмі.

35. Сучасний зміст поняття «комплексна сполука» (КС). Будова КС за Вернером: центральний атом, ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня координаційні сфери КС. Природа хімічного зв'язку в КС.

36. Умови перебігу реакцій комплексоутворення. Утворення і дисоціація КС в розчинах. Константи стійкості та константи нестійкості комплексних йонів (ступінчасті та загальні).

37. Класифікація, номенклатура та ізомерія КС. Комплексні кислоти, основи, солі. Карбоніли металів, хелатні і макроциклічні КС. Кластерні і клатратні сполуки.

38. Біологічна роль КС. Металоферменти, поняття про будову їхніх активних центрів. Утворення комплексів між неорганічними і біологічними сполуками. Метало-лігандний гомеостаз. Хімічні основи використання КС у фармацевтичному аналізі і медицині.

39. Поняття про хімічні елементи, їх класифікація за походженням, хімічними властивостями, будовою зовнішнього енергетичного рівня, поширенням у природі, значенням для організму. Класифікація біоелементів, їх вміст у організмі. Зв'язок фізико-хімічних параметрів елементів з їх положенням у періодичній системі і вмістом в організмі.

40. Вчення В.Вернадського про біосферу і біогеохімію. Поняття про міграцію хімічних елементів. Зв'язок ендемічних захворювань з особливостями біогеохімічних провінцій.

41. Людина і біосфера. Ноосфера. Технічний прогрес і екологія.

42. Загальна характеристика елемента. Особливості положення в ПСЕ. Водень як проста речовина. Особливості поведінки Гідрогену в сполуках з сильно- і слабополярними зв'язками. Йони Гідрогену і гідроксонію. Реакції водню з киснем, галогенами, металами, оксидами. Характеристика і реакційна здатність зв'язку Гідрогену з іншими поширеними елементами.

43. Вода як важлива сполука Гідрогену, її фізичні та хімічні властивості. Аквакомплекси і кристалогідрати. Дистильована, очищена та апірогенна вода, одержання та застосування у фармації. Природні води, екологічні забруднення води, типи мінеральних вод.

44. Пероксид гідрогену. Будова молекули, одержання, кислотно-основні та окисно-відновні характеристики, використання в медицині і фармації.

45. Загальна характеристика *s*-елементів ІА групи. Поширення в природі. Біологічна роль елементів у мінеральному балансі організму. Макроелементи, їх вміст у організмі. Йодофори та їх роль у мембранному перенесенні йонів Калію і Натрію. Характеристика йонного стану цих елементів.

46. Металічний стан лужних металів. Відмінність Літію від інших лужних металів. Взаємодія з простими і складними речовинами. Бінарні сполуки лужних металів: гідриди, оксиди, пероксиди, супероксиди, озоніди.

47. Гідроксиди лужних металів, солі та їх властивості, застосування. Хімічні основи застосування сполук Літію, Натрію і Калію в медицині.

48. Загальна характеристика. Відновні властивості простих речовин елементів. Порівняльна характеристика властивостей берилію, магнію та кальцію. Характер взаємодії простих речовин з водою, розчинами кислот та основ.

49. Берилій. Хімічна активність. *sp*-Гібридизація атомних орбіталей Берилію. Амфотерність берилію, його оксиду та гідроксиду. Аква- та гідроксокомплекси Берилію. Розчинність у воді та гідроліз солей Берилію. Подібність Берилію з Алюмінієм (діагональна подібність), її причини.

50. Магній. Оксид та гідроксид Магнію. Розчинність солей Магнію у воді та їх гідроліз. Йон Магнію як комплексоутворювач. Хлорофіл.

51. Лужноземельні метали. Загальна характеристика. Фізико-хімічні властивості та характеристика найважливіших сполук. Основний характер оксидів та гідроксидів. Розчинність гідроксидів та солей у воді. Реакції виявлення катіонів Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} . Реакції катіонів ІІА групи з комплексонами (на прикладі ЕДТА). Твердість води, одиниці її вимірювання. Методи її усунення.

52. Сполуки Кальцію в кістковій тканині, подібність йонів Кальцію і Стронцію, ізоморфне заміщення (проблема стронцій-90). Токсичність Берилію і Барію. Біологічна роль Кальцію та Магнію. Хімічні основи застосування сполук Магнію, Кальцію і Барію в медицині й фармації.

53. Загальна характеристика елементів ІІІА групи. Електронна дефіцитність, її вплив на властивості елементів та їх сполук. Зміна стійкості сполук зі зміною ступеня окиснення +3 і +1 в групі.

54. Загальна характеристика Бору. Проста речовина та її хімічна активність. Бориди. Сполуки з Гідрогеном (борани), особливості стереохімії і природа зв'язку. Гідридоборати. Галогеніди Бору, гідроліз і комплексоутворення. Бор(ІІІ) оксид і боратні кислоти, рівновага у водному розчині. Борати як похідні різних простих і полімерних кислот Бору. Тетраборат натрію. Естери боратної кислоти. Борорганічні сполуки. Біологічна роль Бору. Антисептичні властивості боратної кислоти та її солей.

55. Алюміній. Загальна характеристика. Проста речовина та її хімічна активність. Амфотерність алюмінію, його оксиду та гідроксиду. Алюмінати. Йон алюмінію як комплексоутворювач. Безводні солі Алюмінію і кристалогідрати. Особливості будови. Галогеніди. Гідрид алюмінію. Фізико-хімічні основи застосування Алюмінію та його сполук у медицині, фармації та косметології.

56. Загальна характеристика елементів ІVА групи. Алотропія Карбону. Типи гібридизації атома Карбону і будова молекул, що містять Карбон. Карбон як основа всіх органічних молекул. Біологічна роль Карбону і хімічні основи застосування його неорганічних сполук. Фізичні та хімічні властивості простих речовин. Активоване вугілля як адсорбент.

57. Карбон з від'ємним значенням ступеня окиснення. Карбіди активних та перехідних металів, їх властивості та застосування.

58. Сполуки Карбону(ІІ). Оксид Карбону(ІІ), його кислотно-основні та окисно-відновні характеристики. Оксид Карбону(ІІ) як ліганд, хімічні основи його токсичності.

59. Ціанідна кислота, прості і комплексні ціаніди. Хімічні основи токсичності ціанідів.

60. Сполуки Карбону(ІV). Оксид Карбону(ІV), хімія і природа зв'язку, рівновага у водному розчині. Карбонатна кислота, карбонати і гідрогенкарбонати, їх гідроліз і термоліз.

61. Сполуки Карбону з галогенами і Сульфуром. Хлорид карбону(ІV), карбоксидхлорид (фосген), фреони. Сірковуглець і тіокарбонати. Тіоціанати і ціанати. Фізичні та хімічні властивості, застосування.

62. Силіцій. Загальна характеристика. Основна відмінність Силіцію від Карбону, відсутність π -зв'язків у сполуках. Біологічна роль. Силіциди. Сполуки з Гідрогеном (силани), їх окиснення і гідроліз. Тетрафторид і тетрахлорид силіцію, їх гідроліз. Гексафторосилікати.

63. Оксигеновмісні сполуки Силіцію, оксид силіцію(IV). Силікагель, його використання. Скло, його властивості та стійкість. Силікатні кислоти. Силікати, їх розчинність і гідроліз. Природні силікати й алюмосилікати. Цеоліти. Силіційорганічні сполуки. Силікони і силосани. Застосування в медицині сполук Силіцію.

64. Елементи підгрупи Германію. Загальна характеристика. Стійкість сполук з Гідрогеном. Сполуки з галогенами типу EF_2 і EF_4 , їхня поведінка у водних розчинах. Станумхлористоводнева кислота. Оксиди. Амфотерність оксидів. Оксигеновмісні сполуки, кислоти та солі. Германати, станати, станіти. Хімізм токсичної дії сполук Плюмбуму. Застосування в медицині препаратів, що містять Плюмбум (оксид плюмбуму(II), ацетат плюмбуму)..

65. Загальна характеристика елементів VA групи. Нітроген, Фосфор, Арсен в організмі, їх біологічна роль, знаходження в природі та організмі.

66. Нітроген. Загальна характеристика. Сполуки з різними значеннями ступенів окиснення. Азот як проста речовина. Причини малої хімічної активності. Молекула азоту як ліганд. Сполуки з від'ємним ступенем окиснення. Нітриди. Амоніак, кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, реакції заміщення. Похідні амоніаку. Аміді, Амоніакати. Йон амонію та його солі, кислотно-основні властивості, термічне розкладання.

67. Сполуки Нітрогену з додатним ступенем окиснення. Оксиди Нітрогену. Будова молекул і природа зв'язку. Способи одержання. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Нітритна кислота та нітрити, їх властивості. Нітратна кислота та нітрати, кислотно-основна та окисно-відновна характеристика. Термічна стійкість, застосування.

68. Фосфор. Загальна характеристика. Алотропні видозміни Фосфору, їх хімічна активність. Фосфіди, фосфін, порівняння їх з відповідними сполуками Нітрогену.

69. Сполуки Фосфору з позитивним значенням ступеня окиснення. Галогеніди, їх гідроліз. Оксиди, стереохімія і природа зв'язку, взаємодія з водою і спиртами. Фосфатна(I) і фосфатна(III) кислоти, будова молекул, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Ортофосфатна кислота та її йони; дигідрогенфосфати, гідрогенфосфати і фосфати, їх кислотно-основні властивості. Якісна реакція на фосфат-іон. Біологічна роль Фосфору та його сполук.

70. Елементи підгрупи Арсену. Загальна характеристика. Сполуки Арсену, Стибію та Бісмуту з Гідрогеном у порівнянні з амоніаком та фосфіном.

71. Визначення Арсену та Стибію методом Марша.

72. Сполуки з додатним ступенями окиснення. Галогеніди і зміна їхніх властивостей в групі. Оксиди і гідроксиди елементів(III) та елементів(V), їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Арсеніти й арсенати, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Солі катіонів Стибію і Вісмуту.

73. Хімічні основи застосування в медицині і фармації оксидів і солей Арсену, Стибію та Бісмуту, та сполук *p*-елементів VA групи у фармацевтичному аналізі.

74. Загальна характеристика елементів VIA групи. Оксиген. Загальна характеристика, поширення в природі, біологічна роль. Особливості електронної структури молекули кисню, хімічна активність. Молекула кисню як ліганд в оксигемоглобіні. Триоксиген (озон), стереохімія і природа зв'язку. Хімічна активність у порівнянні з діоксигеном, якісна реакція. Біологічна роль Оксигену, хімічні основи застосування кисню та озону у медицині і фармації.

75. Сульфур. Загальна характеристика. Біологічна роль Сульфуру (сульфгідрильні групи і дисульфідні містки в білках). Здатність до утворення гомоланцюгів. Сірка як проста речовина, застосування у медицині. Сполуки Сульфуру з від'ємним ступенем окиснення. кісна реакція на сульфід-іон. Полісульфіди, кислотно-основні та окисно-відновні властивості, стійкість.

76. Сполуки Сульфуру(IV) – оксид, хлорид, оксохлорид, сульфитна кислота, сульфіти та гідрогенсульфіти, їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Відновлення сульфитів до дитіонатів, властивості дитіонатів. Взаємодія сульфитів із сіркою. Якісна реакція на сульфит-іон. Властивості тіосульфатів: реакції з кислотами, окисниками (хлором, йодом), катіонами металів, реакції комплексоутворення. Якісна реакція на тіосульфат-іон. Тіонілхлорид.

77. Сполуки Сульфуру(VI) – оксид, гексафторид, діоксохлорид, сульфатна кислота, сульфати, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Олеум. Дисульфатна кислота, хлорсульфонова кислота. Пероксосульфати та їхні окисні властивості.

78. Хімічні основи застосування сполук Сульфуру в медицині, фармації, фармацевтичному аналізі.

79. Селен і Телур. Загальна характеристика. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук. Біологічна роль Селену. Поняття про антиоксиданти.

80. Загальна характеристика галогенів. Особливі властивості Флуору як найелектронегативнішого елемента. Прості речовини, їхня хімічна активність.

81. Сполуки галогенів з Гідрогеном. Розчинність у воді. Кислотні та окисно-відновні властивості. Йонні й ковалентні галогеніди, їх відношення до дії води, окисників та відновників. Галогенід-іони як ліганди у комплексних сполуках. Реакції виявлення галогенід-іонів.

82. Галогени з додатним значенням ступеня окиснення. Сполуки з Оксигеном і міжгалоїдні сполуки. Взаємодія галогенів з водою та водними розчинами лугів. Оксигеновмісні кислоти галогенів та їхні солі. Будова і природа зв'язків. Стійкість у вільному стані і в розчинах, зміна кислотних і окисно-відновних властивостей залежно від ступеня окиснення галогена..

83. Поняття про хімізм бактерицидної дії хлору і йоду. Застосування хлорного вапна, хлорної води, препаратів активного Хлору, Йоду, а також фторидів, хлоридів, бромідів, йодидів у медицині, санітарії і фармації.

84. Загальна характеристика *p*-елементів VIIIA групи. Особливості будови молекул. Фізичні та хімічні властивості. Відносність поняття «інертні газы». Сполуки інертних газів з Флуором. Особливості в будові атома і властивостях гелію. Застосування благородних газів у медицині.

85. Загальна характеристика *d*-елементів, порівняльна характеристика елементів головних і побічних підгруп. Характерні особливості *d*-елементів: ступені окиснення, утворення комплексів, забарвлення катіонних та аніонних комплексів, участь в ОВР..

86. Вторинна періодичність у родинях *d*-елементів, лантаноїдне стиснення.

87. Лантаноїди та актиноїди як аналоги *d*-елементів IIIВ групи. Причини подібності *f*-елементів, валентні електрони.

88. Поняття біогенні мікроелементи, їх вміст в організмі.

89. Загальна характеристика елементів IV групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин. Реакції з кислотами, киснем, галогенами.

90. Сполуки Купруму(I) і Купруму(II), їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості, здатність до комплексоутворення. Комплексні сполуки Купруму(II) з амоніаком, амінокислотами, багатоатомними спиртами.

91. Оксид і галогеніди Купруму(I). Комплексні сполуки Купруму(I) з хлоридами й амоніаком, природа забарвлення. Комплексний характер купрумвмісних ферментів, їх біологічна роль. Хімічні основи застосування сполук Купруму в медицині та фармації.

92. Сполуки Аргентуму, їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Здатність до комплексоутворення, комплексні сполуки з галогенід-йонами, амоніаком, тіосульфат-іонами. Бактерицидні властивості йонів Ag^+ . Хімічні основи застосування сполук Аргентуму як лікарських засобів і в фармацевтичному аналізі.

93. Аурум. Окиснення золота киснем за наявності ціанід-іонів. Відношення золота до «царської води» та селенатної кислоти. Сполуки Ауруму(I) і Ауруму(III), їх кислотно-основні та окисно-відновні характеристики, здатність до комплексоутворення. Застосування золота та сполук Ауруму у медицині й фармації.

94. Загальна характеристика елементів IIВ групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин.

95. Цинк. Загальна характеристика. Хімічна активність простої речовини. Кислотно-основна та окисно-відновна характеристика сполук Цинку. Солі Цинку, їх розчинність і гідроліз. Комплексні сполуки Цинку з аміаком, водою та гідроксид-іонами. Цинковмісні ферменти. Хімічні основи застосування сполук Цинку в медицині та фармації.

96. Кадмій та його сполуки в порівнянні з аналогічними сполуками Цинку.

97. Меркурій. Загальна характеристика; властивості, відмінні від Цинку та Кадмію: хімічна активність простої речовини, ковалентність зв'язків з м'якими лігандами, утворення зв'язків між

атомами Меркурію. Нітрати меркурію. Гідроліз. Основні солі. Хімічні основи застосування сполук Меркурію в медицині та фармації.

98. *d*-Елементи ІІВ групи (підгрупа Скандію). Загальна характеристика, подібність та відмінність від елементів ІІА групи. Біологічна роль Скандію, його хімічні властивості.

99. *f*-елементи як аналоги *d*-елементів ІІВ групи, подібність та відмінність на прикладі Церію. Хімічні основи застосування сполук Церію(IV) в аналітичній хімії. *d*-елементи ІVB і VB груп. Загальна характеристика. Хімічні основи застосування простих речовин та сполук Титану, Ніобію, Танталу та Ванадію у медицині і фармації.

100. Загальна характеристика підгрупи. Хром, природні сполуки. Проста речовина та її хімічна активність. Карбоніл хрому.

101. Сполуки Хрому (II), кислотно-основна та окисно-відновна характеристика. Сполуки Хрому (III), кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон Cr^{3+} . Сполуки Хрому (VI) – оксид та дихроматна кислота, хромати та дихромати, кислотно-основна, окисно-відновна характеристика. Оксидайційні властивості хроматів та дихроматів у залежності від рН середовища, окиснення органічних сполук. Пероксосполуки Хрому(VI).

102. Молібден та Вольфрам, загальна характеристика, здатність до утворення ізополі- та гетерополікислот; окисно-відновні властивості сполук.

103. Біологічна роль Хрому та Молібдену. Хімічні основи застосування сполук Хрому, Молібдену та Вольфраму у фармацевтичному аналізі та медицині.

104. Загальна характеристика елементів підгрупи Мангану. Манган. Хімічна активність простої речовини. Здатність до комплексоутворення (утворення карбонілів).

105. Сполуки Манган(II) та Мангану(III): кислотно-основна та окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення. Якісна реакція на катіон Mn^{2+} . Манган(IV) оксид, кислотно-основні та окисно-відновні властивості, вплив рН середовища на окисно-відновні властивості.

106. Сполуки Мангану(VI): манганати, їх утворення, термічна стійкість, диспропорціювання в розчині та умови стабілізації. Сполуки Мангану(VII): оксид, перманганатна кислота, її солі, окисно-відновні властивості, продукти відновлення перманганатів за різних значеннь рН, Хімічні основи застосування калію перманганату та його розчинів як антисептичного засобу та у фармацевтичному аналізі.

107. Загальна характеристика елементів родини Феруму. Характеристика елемента, його йонні стани, координаційні числа. Природні сполуки.

108. Залізо. Хімічна активність заліза, здатність до комплексоутворення. Корозія виробів із заліза.

109. Сполуки Феруму(II) – кислотно-основна та окисно-відновна характеристики. Комплексні сполуки з ціанід- і тіоціанат-йонами, диметилгліоксимом, порфіринами. Гемоглобін і ферумвмісні ферменти, їхня біологічна роль. Сполуки феруму(III). Характеристика ферум(III) оксиду та гідроксиду. Ферум(III) хлорид та його гідроліз. Комплексні сполуки феруму(III). Якісні реакції на катіони феруму Fe^{2+} та Fe^{3+} . Сполуки Феруму(VI).

110. Хімічні основи використання відновленого заліза та ферумвмісних препаратів у медицині.

111. Кобальт та Нікол. Валентні стани. Хімічна активність. Найважливіші сполуки Кобальту(II), Кобальту(III) та Ніколу(II). Характеристика окисно-відновних властивостей. Гідроліз солей Кобальту(II) та Ніколу(II). Комплексні сполуки з ціанід-, тіоціанат- та фторид-йонами. Аквакомплекси. Аміакати. Кофермент B_{12} . Якісні реакції на катіони Co^{2+} та Ni^{2+} . Реакція Чугасва.

112. Біологічне значення та застосування сполук Кобальту і Ніколу в медицині і фармації.

113. Платинові метали, загальна характеристика простих речовин, їх взаємодія з кислотами. Фізичні властивості та застосування платинових металів. Комплексні сполуки Платини(II) і Платини(IV), координаційні числа, структура, реакції окиснення, відновлення і заміщення. Хімічні основи застосування сполук платинових металів у медицині.

5.2. «0» варіант підсумкової контрольної роботи по блоку 1 (атестаційної)

Медичний інститут
Кафедра фармації, фармакології, медичної, біоорганічної та біологічної хімії

Рівень вищої освіти: Бакалавр
 Галузь знань: 22 «Охорона здоров'я»
 Спеціальність: 226 «Фармація, промислова фармація»
 Дисципліна: «Загальна та неорганічна хімія»

Блок 1. Загальна хімія

Підсумкова контрольна робота № 1
Варіант 0.

Тестові завдання

1. Яка з наведених формул відповідає математичному формулюванню закону збереження маси та енергії: а) $PV=const$; б) $E=mc^2$; в) $v = kC^a C^b$; г) $PV = (m/M)RT$.
2. Яка з термодинамічних функцій визначає здатність системи виконувати роботу: а) ентальпія; б) внутрішня енергія; в) ентропія; г) зміна енергії Гіббса.
3. Натрій гідроксид є: а) основним оксидом; б) нерозчинною основою; в) кислотою, г) лугом.
4. В комплексній сполуці складу $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2$ визначити заряд та координаційне число іона комплексоутворювача: а) 2+ і 6; б) 1+ і 5; в) 3+ і 6; г) 2- і 4.

Розрахункові завдання

5. Записати рівняння реакцій перетворень: $Mn \rightarrow MnO \rightarrow MnCl_2 \rightarrow Mn(OH)_2 \rightarrow MnSO_4$.
 Реакції, що відбуваються у водних розчинах, подати в іонно-молекулярній формі (повній та скороченій).
6. В оксиді Плюмбуму міститься 7,18 % Оксигену. Визначити молярну масу еквівалента Плюмбуму.
7. Написати електронну формулу хімічного елемента під порядковим номером 33 і охарактеризувати квантовими числами електрони підрівня, що побудовується.
8. Користуючись значеннями стандартних ентальпій утворення речовин розрахувати тепловий ефект реакції:
 $8Al(к) + 3Fe_3O_4(к) \Leftrightarrow 9Fe(к) + 4Al_2O_3(к)$
9. Визначити, у скільки разів зміниться швидкість реакції при зміні температури від 70 до 30 °С. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3,5.
10. Визначити молярну концентрацію розчину, що утворений при розчиненні сульфату натрію масою 43,4 г у воді масою 450 г, якщо густина цього розчину дорівнює 1,09 г/мл.

Завідувач кафедри _____ **доцент Оглобліна М.В.**

Екзаменатор _____ **доцент Невинський О.Г.**

Затверджено на засіданні кафедри фармації, фармакології, медичної, біоорганічної та біологічної хімії,
 протокол № 1 від 2 вересня 2020 р.

Оцінювання: Тестові завдання (№№ 1...4) – 5 бал.

Розрахункові завдання (№№ 5...10) – до 10 балів.

Максимальна кількість рейтингових балів 80.

Заліковий рівень, балів, не менше 50.

5.3. «0» варіант екзаменаційного білету

Чорноморський національний університет імені Петра Могили
Медичний інститут
Кафедра фармації, фармакології, медичної, біоорганічної та біологічної хімії

Рівень вищої освіти: Бакалавр
 Галузь знань: 22 «Охорона здоров'я»
 Спеціальність: 226 «Фармація, промислова фармація»
 Дисципліна: «Загальна та неорганічна хімія»

Екзаменаційний білет № 0

Розкрити питання:

1. Механізм утворення хімічного зв'язку між атомами. Типи хімічного зв'язку. Фізико-хімічні властивості сполук з ковалентним, йонним і металічним зв'язком. Експериментальні характеристики зв'язків: енергія, довжина, напрямленість.

2. Електронні енергетичні рівні атома. Головне квантове число. Форма *s*-, *p*- і *d*-орбіталей атома. Орбітальне, магнітне і спінове квантові числа. Їхній фізичний зміст.

3. Загальна характеристика *s*-елементів ІА групи. Поширення в природі. Біологічна роль елементів у мінеральному балансі організму. Макроелементи, їх вміст у організмі. Йодофори та їх роль у мембранному перенесенні йонів Калію і Натрію. Характеристика йонного стану цих елементів.

Розв'язати завдання:

4. У шлунковому соці людини масова частка хлоридної кислоти становить у середньому 0,5%. Розрахувати кількість речовини хлоридної кислоти, що міститься в 500 г шлункового соку?

5. У схемі реакцій підібрати коефіцієнти, вказати окисник і відновник, записати повне молекулярне рівняння реакції: $I_2 + H_2O_2 \rightarrow HIO_3 + \dots$

Затверджено на засіданні кафедри фармації, фармакології, медичної, біоорганічної та біологічної хімії,
 протокол № 1 від 2 вересня 2020 р.

Завідувач кафедри _____ доцент **Оглобліна М.В.**

Екзаменатор _____ доцент **Невинський О.Г.**

Оцінювання – за кожну позитивну відповідь на теоретичне питання нараховується від 10 до 20 балів, за розв'язане завдання – від 5 до 10 балів. Максимальна кількість набраних балів – 80, заліковий рівень, балів, не менше 50.

6. Критерії оцінювання та засоби діагностики результатів навчання

Форми контролю і система оцінювання здійснюються відповідно до вимог програми дисципліни та інструкції про систему оцінювання навчальної діяльності студентів за європейською кредитною трансферно-накопичувальною системою (ЄКТС).

Поточний контроль. Перевірка на практичних заняттях теоретичних знань і засвоєння практичних навичок, а так само результатів самостійної роботи студентів здійснюється викладачами відповідно до конкретної мети навчальної програми на кожному практичному занятті. Оцінка рівня підготовки студентів здійснюється шляхом: опитування студентів, розв'язання й аналізу ситуаційних завдань і тестових завдань, інтерпретації результатів експериментальних досліджень, контролю засвоєння практичних навичок.

До проміжного підсумкового контролю (атестація) та підсумкового контролю (екзамен) допускаються студенти, які відвідали всі передбачені навчальною програмою лекції, аудиторні навчальні заняття, виконали в повному обсязі самостійну роботу й у процесі навчання набрали кількість балів, не меншу за мінімальну.

Студент може відпрацювати пропущені теми або перескласти їх на позитивну оцінку викладачу під час його консультацій (індивідуальної роботи зі студентами), тим самим набрати кількість балів не меншу за мінімальну, щоб бути допущеним до проміжного та підсумкового контролю.

6.1. Розподіл балів, які отримують студенти

Для студентів у першому семестрі (блок 1) позитивна оцінка на практичному занятті та за

виконання контрольних тестових робіт №1...3 може бути від 6 до 3,5 балів. Оцінка нижче 3,5 балів означає «незадовільно», заняття не зараховане і підлягає відпрацюванню в установленому порядку.

У другому семестрі (блок 2) позитивна оцінка на практичному занятті та за виконання контрольної тестової роботи №4 може бути від 12 до 7 балів. Оцінка нижче 7 балів означає «незадовільно», заняття не зараховане і підлягає відпрацюванню в установленому порядку.

Оцінка успішності студента

Вид діяльності (завдання)	Максимальна кількість балів
І семестр (блок 1)	
Тема 1	6
Тема 2	6
Тема 3	6
Тема 4	6
Тема 5	6
Тема 6	6
Тема 7	6
<i>Контрольна тестова робота №1</i>	6
Тема 8	6
Тема 9	6
Тема 10	6
Тема 11	6
Тема 12	6
Тема 13	6
Тема 14	6
<i>Контрольна тестова робота №2</i>	6
Тема 15	6
Тема 16	6
Тема 17	6
<i>Контрольна тестова робота №3</i>	6
Разом за блоком 1	120
Підсумкова контрольна роботи за блоком 1 (атестація)	80
Разом за блоком 1 та ПКР	200
II семестр (блок 2)	
Тема 1	12
Тема 2	12
Тема 3	12
Тема 4	12
Тема 5	12
<i>Контрольна тестова робота №4</i>	12
Тема 6	12
Тема 7	12
Тема 8	12
Тема 9	12
Разом за блоком 2	120
Екзамен	80
Разом за за курс навчання	200

Студент може відпрацювати пропущені теми або перескласти їх на позитивну оцінку викладачу під час його консультацій (індивідуальної роботи зі студентами), тим самим набрати кількість балів не меншу за мінімальну, щоб бути допущеним до підсумкового контролю.

Максимальна кількість балів за поточну діяльність.

Студент може максимально набрати у I та II семестрах, при вивченні матеріалу блоку **120 балів**, які вираховується як добуток кількості балів, що відповідають найвищій оцінці на занятті, на кількість практичних занять і контрольних робіт, на яких здійснюється ПКЗ:

- у I семестрі – (17 практичних занять + 3 контрольні роботи) x 6 = 120.
- у II семестрі – (9 практичних занять + 1 контрольна робота) x 12 = 120.

Мінімальна кількість балів за поточну діяльність.

Студент у I та II семестрах, при вивченні матеріалу блоку повинен набрати не менше **70 балів**, які вираховується як добуток кількості балів, що відповідають мінімальній оцінці на занятті, на кількість практичних занять і контрольних робіт, на яких здійснюється ПКЗ:

- у I семестрі – (17 практичних занять + 3 контрольні роботи) x 3,5 = 70.
- у II семестрі – (9 практичних занять + 1 контрольна робота) x 7 = 70.

6.2. Критерії оцінювання знань

Для студентів денної форми навчання оцінкою **6 балів у першому семестрі (12 балів у другому семестрі) та 71...80 балів на атестаційній ПКР або іспиті (А за шкалою ECTS та 5 за національною шкалою)** робота студента оцінюється, якщо він демонструє глибокі знання всіх теоретичних положень і вміння застосовувати теоретичний матеріал для практичного аналізу і не має ніяких неточностей.

Оцінкою **4,8 балів у першому семестрі 9,6 балів у другому семестрі) та 61...70 балів на атестаційній ПКР або іспиті (В та С за шкалою ECTS та 4 за національною шкалою)** робота студента оцінюється, якщо він показує знання всіх теоретичних положень, вміння застосовувати їх практично, але допускає деякі принципові неточності.

Оцінкою **3,5 балів у першому семестрі (7 балів у другому), та 50...60 балів на атестаційній ПКР або іспиті (D та E за шкалою ECTS та 3 за національною шкалою)** робота студента оцінюється за умови, що він знає головні теоретичні положення та може використати їх на практиці, але відчуває складнощі у простих випадках; не спроможний самостійно систематично викласти відповідь, але на прямо поставлені запитання відповідає правильно.

7. Рекомендовані джерела інформації

7.1. Основна (базова)

1. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключова Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2003. – 464 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ: Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К. : Вища шк., 2009. – 471с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К. : Либідь, 2001. – 400 с.

7.2. Допоміжна

1. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002.– Ч. I.– 520 с.;– Ч.ІІ.–
2. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
3. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
4. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия /4-е изд., испр. - М.: Высш. шк., Изд. центр "Академия", 2001 - 743 с
5. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.
6. Державна Фармакопея України / Державне підприємство «Науковий-експертний фармакопейний центр». – 1-е вид. – Харків: РІРЕГ, 2001.– 556 с.

7.3. Інформаційні ресурси

1. Збірники лекцій (текст) з загальної та неорганічної хімії для студентів спеціальності 226 «Фармація», методичних вказівок до практичних робіт та завдання до них:
 - I семестр (блок 1) <https://moodle3.chmnu.edu.ua/course/view.php?id=16712>
 - II семестр (блок 2) <https://moodle3.chmnu.edu.ua/course/view.php?id=15103>

2. Методичні вказівки з загальної та неорганічної хімії для самостійної та аудиторної роботи студентів фармацевтичного факультету (Змістовий модуль 1. Загальна хімія). Спосіб доступу: http://meduniv.lviv.ua/files/kafedry/bioneorgan/1_Navchalno-org_robota/Metodychne_zabezpechennaj/Metod_Inorganic_chem_1_pharm_M-1.pdf
3. Методичні вказівки з загальної та неорганічної хімії для самостійної та аудиторної роботи студентів фармацевтичного факультету (Змістовий модуль 2. Неорганічна хімія). Спосіб доступу: http://meduniv.lviv.ua/files/kafedry/bioneorgan/1Navchalnoorg_robota/Metodychne_zabezpechennaj/Metod_Inorganic_chem_1_pharm_M-2.pdf
4. Методичні вказівки з загальної та неорганічної хімії для самостійної роботи студентів фармацевтичного факультету заочної форми навчання. Спосіб доступу: http://meduniv.lviv.ua/files/kafedry/bioneorgan/1_Navchalnoorg_robota/Metodychne_zabezpechennaj/metod_1_pharm_zaoch.pdf
5. Збірник тестових завдань з загальної та неорганічної хімії для студентів фармацевтичного факультету. Спосіб доступу: http://meduniv.lviv.ua/uploads/repository/bioneorgan/1_Navchalno-org_robota/Tests/Neorgan_Chem_Tests.pdf